TEMA Nº 2. EJERCICIOS Y CUESTIONES RESUELTAS DE PROPIEDADES PERIÓDICAS Y ENLACES QUÍMICOS

1.- **Supongamos cuatro elementos del Sistema Periódico, A, B, C y D, cuyos cuatro números atómicos son 37,38, 53 y 54, respectivamente.**
a) Señala y justifica cuál de los elementos presenta mayor afinidad electrónica.
b) Razona que tipo de enlace se establecerá entre A y C.
c) ¿Qué elemento presenta mayor radio atómico?

Resolución:

a) Configuraciones electrónicas:

$_{37}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^1$

$_{38}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$

$_{53}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^5 \rightarrow 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^5$

$_{54}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6 \rightarrow$ 4s24p64d10 $5s^2 5p^6$

ELEMENTO	PERIODO	GRUPO
A	n = 5	I – A (1)
B	n = 5	II – A (2)
C	n = 5	VII – A (17)
D	n = 5	VIII – A (18)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2									A.E.									
3				A.E.														
4									A.E.									
5	A	B															C	D
6																		

El elemento de mayor *Afinidad electrónica* es el *C*. El *D* está más a la derecha pero se trata de un *gas noble* y no tendrá capacidad para captar electrones.

b) Unión entre A y C

El átomo *A* tenderá a *ceder un electrón* y quedarse con 8 de la capa anterior:

$$A - 1\ e^- \rightarrow A^+$$

El átomo *C* tiene *7 e-* en su capa de valencia y captará *un electrón para conseguir su Octeto*:

$$C + 1\ e^- \rightarrow C^-$$

El electrón que capta *C* lo proporciona *A*. Se produce una *transferencia electrónica* que lleva consigo la unión entre *A* y *C* mediante un *Enlace Iónico*.

Si unimos las dos reacciones de ionización podremos encontrar la proporción de unión entre C y A:

$$A - \cancel{1\ e^-} \rightarrow A^+$$
$$C + \cancel{1\ e^-} \rightarrow C^-$$
$$\text{----------}$$
$$A + C \rightarrow A^+ + C^-$$

La proporción de unión es:

1 átomo de A / 1 átomo de C

2.- Tenemos un elemento de número atómico Z = 16. ¿Será mayor su radio atómico o su radio iónico?

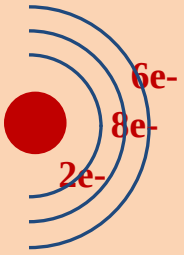
Resolución:

Estudios su configuración electrónica:

$_{16}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$ *(capa de valencia)*

Se trata de un elemento químico perteneciente al periodo *n = 3* y al grupo *VI – A* (16).

Su corteza electrónica está constituida por 3 capas o niveles energéticos:

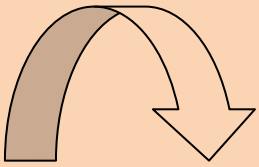


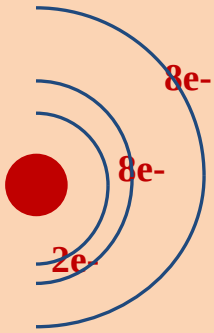
Átomo neutro A

Posee en su capa de valencia 6 e- por lo que captará dos electrones para conseguir su octeto:

$$A + 2\ e^- \rightarrow A^{=}$$

Estos *dos electrones* entrarán a la capa nº 3 en donde ya existe una densidad de *carga eléctrica negativa muy grande* (6 e-). Al entrar se crea una *repulsión* que hace posible que la capa de valencia se aleje más del núcleo del átomo:





Anión $A^{=}$

Se manifiesta en estos dibujos que el anión $A^{=}$ tiene un radio mayor que el radio del *átomo neutro*:

$$r_{A=} > r_A$$

3.- **Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos 14, 17, 11, 15 y 13 respectivamente, ordenarlos de mayor a menor valor de:**

a) **Su electronegatividad**
b) **Su carácter metálico**
c) **Su poder reductor**

Resolución:

Las tres propiedades que nos piden dependen de la posición del elemento químico en el Sistema Periódico. La posición la podemos conocer mediante la configuración electrónica de cada elemento:

	PERIODO	GRUPO
$_{14}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$	$n = 3$	IV – A (14)
$_{17}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	$n = 3$	VII – A (17)
$_{11}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	$n = 3$	I – A (1)
$_{15}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$	$n = 3$	V – A (15)
$_{13}E \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$	$n = 3$	III – A (13)

a) ***Electronegatividad***

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1								E.N										
2																		
3	C			E.N									E	A	D		B	
4								E.N										
5																		
6																		
7																		

El orden pedido:

B > D > A > E > C

b) ***Caracter Metálico***

A ***menor energía de Ionización mayor carácter Metálico***

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							C.M											
2																		
3	C		C.M										E	A	D		B	
4							C.M											
5																		
6																		
7																		

El orden pedido:

$$C > E > A > D > B$$

c) ***Carácter reductor.-*** **Se asocia con la Energía de Ionización. A *menor Energía de Ionización mayor carácter reductor*. El *carácter reductor* también se asocia con el *carácter metálico*. A *mayor carácter metálico mayor poder reductor*.**

El Orden pedido coincide con el orden del apartado b)

$$C > E > A > D > B$$

4.- **El número atómico del estroncio es 38. a) Escribe la configuración electrónica de un átomo de estroncio en estado fundamental. b) Explica el ion que tiene tendencia a formar. c) Compara el tamaño del átomo con el del ion. Explica cuál tiene mayor radio. d) Explica si el potencial de ionización del estroncio es mayor o menor que el del calcio (Z = 20).**

Resolución:

a) $_{38}Sr \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$
$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^2$

b) **El Estroncio tenderá a perder 2 e- quedarse con la cpa anterior que tiene su octete completo:**

$$Sr - 2\ e^- \rightarrow Sr^{+2}$$

c) **Al formarse el catión Sr^{+2} se pierde una capa de la corteza electrónica por lo que:**

$$R_{Sr+2} < R_{Sr}$$

d) El *Potencial de Ionización* aumenta al subir en un grupo del Sistema Periódico. El Estroncio y el Calcio pertenecen al mismo grupo (II – A (2) pero el *Estroncio pertenece al periodo n = 5* y el *Calcio al periodo n = 4*, por o tanto el Potencial de Ionización del Calcio es *superior al potencial de ionización del Estroncio*.

5.- Ordena, por orden decreciente de electronegatividad, los siguientes elementos: selenio, oxígeno, cloro, potasio, antimonio, galio y magnesio.

Resolución:

El ejercicio no nos proporciona los números atómicos de los elementos propuestos. Tenemos dos caminos para afrontar el problema:

a) **Conocer de memoria el Sistema Periódico**
b) **Saber determinar el número atómico de los elementos químicos**

Supondremos el caso a):

Selenio → n = 4 ; Grupo: VI – A (16)
Oxígeno → n = 2 ; Grupo VI – A (16)
Cloro → n = 3 ; Grupo VII – A (17)
Potasio → n = 4 ; Grupo II – A (2)
Antimonio → n = 5 ; Grupo V – A (15)
Galio → n = 4 ; Grupo III – A (13)
Magnesio → n = 3 ; Grupo II – A (2)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							*E.N*											
2																*O*		
3		*Mg*															*Cl*	
4	*K*			*E.N*					*E.N*				*Ga*			*Se*		
5															*Sb*			
6																		
7																		

En función de la posición del elemento químico en el Sistema Periódico, *mi ordenación* es la siguiente:

$$O > Cl > Se > Sb > Ga > Mg > K$$

El Cl (n = 3) está más a la derecha del Oxígeno (n = 2) pero este esta un lugar más arriba en el Sistema Periódico.

***6.-* Dados los elementos Br, C, Cu, Ba y Li, ordénalos de forma creciente según: a) su radio atómico; b) su energía de ionización y c) su electronegatividad.**
Datos: ZBr = 35 ; ZC = 6 ; ZCu = 29 ; ZBa = 56 ; ZLi = 3

Resolución:

Configuracioes electrónicas:

$_{35}Br \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$
$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$ *n = 4 ; Grupo VII – A (17)*

$_{6}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2$ *n = 2 ; Grupo IV – A (14)*

$_{29}Cu \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^9$ *n = 4 ; Grupo I – B (11)*

$_{56}Ba \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6\ 6s^2$ *n = 6 ; Grupo II – A(2)*

$_{3}Li \rightarrow 1s^2\ 2s^1$ *n = 2 ; Grupo I – A (1)*

a) Radio atómico

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							R.A											
2	Li													C				
3				R.A														
4								R.A			Cu						Br	
5																		
6		Ba																
7																		

El orden pedido es:

$$C < Br < Cu < Li < Ba$$

b) Energía de Ionización

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							E.I											
2	Li													C				
3			E.I															
4											Cu						Br	
5																		
6		Ba																
7																		

El orden pedido es:

$$Ba < Li < Cu < C < Br$$

c) Electronegatividad

Varía en el Sistema periódico como la Energía de Ionización por lo que el orden pedido es:

$$Ba < Li < Cu < C < Br$$

7.- **De los elementos cuyos átomos pierden electrones con facilidad se dice que funcionan como agentes reductores. ¿Cuál de los siguientes será el mejor agente reductor? a) F ; b) Cu ; c) Ba ; d) Kr ; e) O. Razone su respuesta.**

Resolución:

El carácter reductor se caracteriza por la gran facilidad con la cual ciertos elementos químicos ceden electrones, es decir, tienen una Energía de Ionización muy pequeña

El *Bario* (según su posición en el Sistema Periódico) es el agente más reductor por tener una *Energía de Ionización muy pequeña*.

8.- **Tres elementos tienen de número atómico 25, 35 y 38, respectivamente.**
a) Escribe la configuración electrónica de los mismos.
b) Indica razonadamente el grupo y el periodo al que pertenece cada uno de los elementos anteriores.
c) Indica, razonando la respuesta, el carácter metálico o no metálico de cada uno de los elementos anteriores.

Resolución:

a) Configuración electrónica

$$_{25}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^5$$
$$_{35}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$$
$$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d10\ 4s^2 4p^5$$
$$_{38}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$$

b) Localización en el Sistema Periódico

A	*n = 4*	*Grupo VII – B (7)*
B	*n = 4*	*Grupo VII – A (17)*
C	*n = 5*	*Grupo II – A (2)*

c) El carácter metálico se asocia a una energía de Ionización baja. A menor Energía de ionización mayor carácter metálico. El elemento *C* es el que cumple todas las condiciones para ser el de *mayor carácter metálico*

9.- **Dada los siguientes elementos: N (Z=7) ,Na (Z=11) , Cl (Z=17), Ca (Z=20), Cu(Z=29).**
a. Establecer la configuración electrónica de los elementos
b. Ordenar de menor a mayor potencial de ionización
c. Indicar el elemento cuya segunda energía de ionización sea mayor
d. Indicar el elemento de mayor afinidad electrónica
Razonar brevemente las respuestas

Resolución:

	PERIODO	GRUPO
a) N: $1s^2\ 2s^2 2p^3$	**n = 2**	**V – A (15)**
Na: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	**n = 3**	**I – A (1)**
Cl: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	**n = 3**	**VII – A (17)**
Ca: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$	**n = 2**	**II – A 82)**
Cu: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1 3d^{10}$		
$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$	**n = 4**	**I – B (11)**

b) Potencial de ionización

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							E.I											
2			Ca												N			
3	Na			E.I													Cl	
4								E.I			Cu							
5																		
6																		
7																		

El orden pedido:

$$Na < Ca < Cu < N < Cl$$

c) *Energía de Ionización*

Energía que hay que suministrar para arrancar el electrón más externo de la corteza electrónica del átomo en estado gas.

El Sodio se ioniza necesitando un aporte energético (Energía de Ionización) para arrancarle un electró formándose el catión Na^+:

$$Na - 1\ e^- \rightarrow Na^+\ (1^a\ E.\ I)$$

El Ca con su primera E.I arrancará un electrón dando el ión Ca^{+1}:

$$Ca - 1\ e^- \rightarrow Ca^+\ (1^a\ E.I)$$

Los iones Na^+ y Ca^{+2} tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

$$Na^+ \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6$$
$$Ca^+ \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$$

Si queremos arrancar un segundo electrón a estos átomos recordar que entre los protones del núcleo y los electrones de la última capa de la corteza electrónica existe una fuerza atractiva obtenida a partir de la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{q_{e-} \cdot q_{p+}}{R^2}$$

La fuerza atractiva es inversamente proporcional a la distancia. A menor distancia mayor Fuerza atractiva.

Si nos fijamos en los dos primeros iones del Sodio y del calcio:

$$Na^+ \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6$$
$$Ca^+ \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$$

En el caso del Sodio el electrón a quitar se encuentra en la capa $n = 2$, mientras que en el Calcio se encuentra en $n = 4$. El sodio tiene el electrón mucho más cerca del núcleo que el Calcio, luego necesitaremos *mayor Energía de Ionización* para arrancar el 2° e- del ion Na^+ que del Ca^+.

d) ***Afinidad Electrónica***

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1									A.E									
2			Ca												N			
3	Na			A.E							A.E						Cl	
4											Cu							
5																		
6																		
7																		

El elemento de mayor Afinidad Electrónica es el *Cloro*.

10.- **Ordena de mayor a menor según sus radios atómicos a los siguientes átomos (Justifique): C, Mg, Si y Sr.**
DATOS: $Z_C = 6$; $Z_{Mg} = 12$; $Z_{Si} = 14$; $Z_{Sr} = 38$

Resolución:

En un Periodo del *Sistema Periódico* (en horizontal) el *radio atómico disminuye a medida que nos trasladamos hacia la derecha*. Si logramos colocar los elementos químicos en el S.P. podremos establecer un orden respecto a los radios atómicos. Para ello estableceremos las configuraciones electrónicas de cada uno de los elementos:

	PERIODO	GRUPO
$_{6}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2$	$n = 2$	IV – A(14)
$_{12}Mg \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$	$n = 3$	II – A(2)
$_{14}Si \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^4\ 3s^2 3p^2$	$n = 3$	IV – A (14)
$_{38}Sr \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$	$n = 5$	II – A (2)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1								*R.A*										
2														*C*				
3		*Mg*												*Si*				
4					*R.A*				*R.A*									
5		*Sr*																
6																		
7																		

El orden pedido:

$$C < Si < Mg < Sr$$

11.- **Para los siguientes elementos A, B, C y D de número atómicos 11, 15, 16 y 17 respectivamente, establezca cuál es:**
a) El de menor energía de ionización.
b) El de mayor afinidad electrónica.
c) El de mayor radio atómico.

Resolución:

Localizando los elementos en el Sistema Periódico podremos contestar a todas las cuestiones, siempre que sepamos la variación de la Energía de Ionización, la Afinidad Electrónica y radio atómico, en el Sistema Periódico.

Configuraciones Electrónicas:

	PERIODO	GRUPO
$_{11}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	$n = 3$	I – A (1)
$_{15}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$	$n = 3$	V – A (15)
$_{16}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$	$n = 3$	VI – A (16)
$_{17}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	$n = 3$	VII – A (1)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1					E.I													
2						A.E												
3	A				R.A										B	C	D	
4																		
5																		
6																		
7																		

a) Menor Energía de Ionización: A
b) Mayor Afinidad Electrónica: D
c) Mayor Radio Atómico: A

12.- Razona de los elementos químicos Sodio y Magnesio quien presenta mayor segundo potencial de ionización.
DATOS: Z_{Na} = 11 ; Z_{Mg} = 12

Resolución:

La Energía de Ionización está en función de la fuerza atractiva que se origina entre los protones del núcleo atómico y los electrones de valencia. Está regida por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{q_{p+} \cdot q_{e-}}{R^2}$$

R = Distancia entre núcleo y capa de valencia.

Si obtenemos las configuraciones electrónicas:

$_{11}Na \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$
$_{12}Mg \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$

La variación de la Energía de Ionización en el Sistema Periódico nos dice que la primera Energía de ionización es superior para el Mg.

Las reacciones de ionización son:

$$Na - 1\ e^- \rightarrow Na^+$$
$$Mg - 1\ e^- \rightarrow Mg^+$$

Si obtenemos las configuraciones electrónicas de estos iones:

$$_{10}Na^+ \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6$$
$$_{11}Mg^+ \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$$

Si queremos quitar otro electrón nos encontramos con el hecho de que el Na^+ se encuentra en la *capa nº 2* mientras que para el Mg^+ nos encontramos en la *capa nº 3*. El Radio es menor para Na^+ que para Mg^+. Como en la ley de Coulomb la fuerza atractiva es inversamente proporcional al radio (a menor radio mayor energía a proporcionar).

$$r_{Na+} < r_{Mg+}$$

Luego la *2ª Energía de Ionización es mayor para el Na* que para *Mg*.

13.- **Los átomos X , Y , Z tienen las siguiente es configuraciones:**

$X = 1s^2\ s^2\ p^1$; $Y = 1s^2\ s^2\ p^5$; $Z = 1s^2\ s^2\ p^6\ 3s^2$

a) **Indique el grupo y el periodo en el que se encuentran.**
b) **Ordénelos, razonadamente, de menor a mayor electronegatividad.**
c) **¿ Cuál es el de mayor energía de ionización?.**

Resolución:

a) **X → *1s2* $2s^2 2p^1$ (capa de valencia)**

Según esta capa podemos determinar la localización del elemento químico en el Sistema Periódico y el nombre del elemento.
El *coeficiente numérico* de la *capa de valencia* establece el *Periodo* al cual pertenece el elemento (horizontal). La suma *DE*

***LOS EXPONENTES DE LOS SUBNIVELES ENERGÉTICOS NOS DETERMINA EL GRUPO AL CUAL PERTENECE*.**

Si la capa de valencia está completando un orbital atómico *"s"* o un orbital atómico *"p"* o ha completado un orbital atómico *"s"* o *"p"* el elemento pertenece a los grupos *A (1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18)* del Sistema Periódico.

Si la capa de valencia está completando un orbital atómico *"d"* de la *penúltima* capa o ha completado un orbital atómico *"d"* de la *penúltima* capa, el elemento pertenece a los grupo *B* del Sistema Periódico *(3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 y 12)*Elementos de Transición).

Si la capa de valencia está completando un orbital atómico *"f"* de la *antepenúltima* capa o ha completado el orbital atómico *"f"* de la *antepenúltima* capa, el elemento pertenece a los grupos de *TRANSICIÓN INTERNA* (Lantánidos y Actínidos).

Según todo lo dicho:

X → $1s^2\ 2s^2 2p^1$ → Periodo *n = 2* ; Grupo *III – A* (13) → Elemento: Boro

Y = $1s^2\ s^2\ p^5$ → $1s^2\ 2s^2 2p^5$ → Periodo *n = 2* ; Grupo *VII – A* (17) → Elemento: Flúor

Z = $1s^2\ s^2\ p^6\ 3s^2$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *II-A* (2) → Elemento: Magnesio

***X* : Periodo *2* (dos capas electrónicas), grupo *III-A* (tres electrones en su última capa), o *grupo 13* según las nuevas especificaciones de la IUPAC.**
***Y* : Período *2* y grupo *VII-A*, o grupo *17*.**
***Z* : Período *3* y grupo *II-A*, o grupo *2*.**

b) En función de la *variación de la electronegatividad* en el

***Sistema Periódico*:**

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							E.N.											
2			E.N.										X				Y	
3		Z																
4																		
5							E.N.											
6																		
7																		

el orden pedido será:

$$Z < X < Y$$

c)La *variación de la Energía de Ionización* en el *Sistema Periódico* nos indica que el orden será el mismo que para la *electronegatividad*, es decir:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							E.I.											
2													X				Y	
3		Z								E.I.								
4		E.I																
5																		
6																		
7																		

El orden pedido:

$$Z < X < Y$$

La razón la podemos buscar en el hecho de que *Y* es el elemento de *menor número de niveles energéticos* (capas de la corteza electrónica) y además el de *mayor número atómico*, circunstancias que hacen que la *fuerza electrostática* entre los *protones* del núcleo y los *electrones* de la corteza electrónica *sea muy grande* y por tanto *Y* presentará una *mayor resistencia* a *ceder electrones* y tendrá por tanto la *MAYOR Energía de Ionización*.

14.- **Dados los siguientes compuestos: CaF_2 , CO_2 , H_2O. a) Indique el tipo de enlace predominante en cada uno de ellos. b) Ordene los compuestos anteriores de menor a mayor punto de ebullición. Justifique las respuestas.**

Resolución:

a) **Todos los átomos para estabilizarse quieren *8 e-* en su capa de valencia. Las configuraciones electrónicas de los elementos integrantes son:**

$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^5 \rightarrow 7\ e-$ **de valencia**

$Z_{Ca} = 20 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 \rightarrow 2\ e-$ **de valencia**

El Flúor para conseguir sus 8 e- en la capa de valencia tomará un e-:

$$F + 1\ e- \rightarrow F^- \text{ (Anión)}$$

El Calcio cederá los dos electrones de su capa de valencia y se quedará con los 8 e- de la penúltima capa:

$$Ca - 2\ e- \rightarrow Ca^{+2} \text{ (Catión)}$$

Los electrones que gana el Flúor son los que pierde el Calcio.

Obtenemos iones de carga eléctrica opuesta que se atraerán por *fuerzas electrostáticas* y constituirán un entramado

cristalino en donde los átomos de F y de Ca se unen mediante *enlace IÓNICO*.

Para que exista un *enlace Iónico* de deben cumplir dos condiciones:

a) **Una marcada *diferencia de electronegatividad* entre los átomos que van unirse. El *Ca* es un elemento muy *electropositivo* (cede fácilmente electrones) y el *F* es un elemento muy *electronegativo* (capta fácilmente electrones).**

b) **Debe existir una *transferencia de electrones* entre los átomos que se unen. En nuestro caso el *Ca* cede electrones al *F*.**

En el caso de la molécula del CO_2, la *diferencia de electronegatividad* entre el *C* y el *O* no es lo suficientemente elevada como para constituir un enlace *Iónico*. Este es un argumento suficiente para establecer la *POSIBLE compartición electrónica* y formación del *enlace COVALENTE*. Sin embargo para nuestro nivel de química exigible, el concepto de *Enlace Covalente* se queda muy pobre.

Vamos a partir delas configuraciones electrónicas de los átomos:

$Z_C = 6 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2 \rightarrow 4\ e-$ de valencia

Le faltan *4 e-* para conseguir su *OCTETO* :

$$C + 4\ e- \rightarrow C^{-4} \text{ (Anión)}$$

Átomo de Oxígeno

$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^4 \rightarrow 6\ e-$ de valencia

$$O + 2\ e- \rightarrow O^{=} \text{ (Anión)}$$

Consiguieron su *8 e-*, la pregunta es *¿Quién cede electrones a quién?* Los átomos de *C* y *O (los dos elementos son NO metálicos)* no van a cederse electrones puesto que los dos son muy *electronegativos*. No existe una transferencia de electrones. Pero supongamos que es el *"Día del Electrón"* y hay un átomo diferente a los otros dos que cede fácilmente electrones. El *C* y el *O* conseguirían sus *OCTETO*.

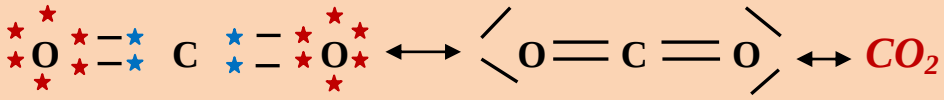
Pero veamos lo que obtenemos:

C + 4 e- → C^{-4} (Anión)

O + 2 e- → $O^{=}$ (Anión)

Obtenemos dos iones de la *misma carga eléctrica* lo que produciría una *repulsión* entre los *IONES* obtenidos. No *EXISTE LA POSIBILIDAD DE ENLACE IÓNICO* entre el *C* y el *O*. Ahora sí podemos pensar en una *COMPARTICIÓN DE ELECTRONES*.

Mediante la *compartición de electrones* los átomos de *C* y *O* consiguen sus *8 e-* y se constituye en la molécula de CO_2 el *ENLACE COVALENTE*.



En el caso de la molécula del agua, H_2O:

Z_H= 1 → $1s^1$ → *1 e-* de valencia

Z_O = 8 → $1s^2 2s^2 2p^4$ → *6 e-* de valencia

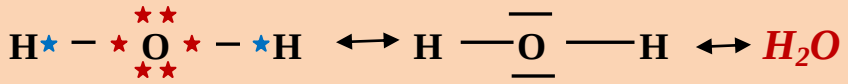
Cuando el *H* se une con un elemento de la *derecha del Sistema Periódico*, lo hace mediante *ENLACE COVALENTE*. Esto lo demuestra, como en el caso del CO_2, los iones que se obtienen cuando toman electrones para conseguir el *OCTETO*.

$$H + 1\ e^- \rightarrow H^-$$

El *H* es un elemento químico que alcanza su *estabilidad con 2 e-* (duplete) puesto que alcanza la estructura de *gas noble He*. El *O* toma *2 e-* para conseguir sus *8 e-*:

$$O + 2e^- \rightarrow O^{=}\ (Anión)$$

Los dos iones tienen el mismo tipo de *carga eléctrica* y entre ellos se establece una *repulsión electrostática*. La *COMPARTICIÓN DE ELECTRONES* es la única forma de que el *H* y el *O* se unan para formar la molécula de agua:

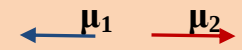


En la molécula del agua el *H* y *O* se unen mediante *ENLACE COVALENTE*.

c) Los puntos de ebullición *DEPENDEN DEL TIPO DE ELACE QUÍMICO QUE TENGA EL COMPUESTO*. Los *compuestos iónicos* presentan *mayores puntos de ebullición* que los *compuestos covalentes*. La razón está muy clara, el enlace *Iónico* tiene una fortaleza *mucho mayor (atracciones electrostáticas)* que el enlace *Covalente*. Dentro del enlace *Covalente* existen compuestos *Covalentes Puros* que son *apolares* (no presentan carga eléctrica alguna) y Compuestos *covalentes POLARES* (presentan carga eléctrica). A *mayor polaridad mayor será el punto de ebullición del compuesto covalente*.

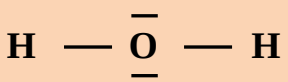
La polaridad de la molécula la estudiaremos mediante la *geometría de la molécula*:

En la molécula de CO_2 el átomo de *C* sufre una *Hibridación "sp"* lo que da a la molécula una *geometría lineal*. El desplazamiento de electrones hacia un átomo en concreto crea el llamado *Momento Dipolar* que establece la *POLARIDAD* de la molécula. El enlace *C – O* está fuertemente polarizado *hacia el átomo e O* (más electronegativo). Existen dos momentos dipolares parciales:

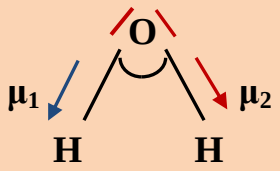


O═C═O ; $\mu_1 = \mu_2$ → El *momento dipolar total* se anula por *SIMETRÍA* de la molécula. Resultando una molécula *ÁPOLAR*.

En el caso de la molécula del agua:



El átomo central, *O*, presenta *CUATRO PARES DE ELECTRONES* lo que implica una *Hibridación sp^3* y una geometría molecular *TETRAÉDRICA*. Dos pares de electrones son *ENLAZANTES* y otros dos *NO ENLAZANTES* lo que produce una modificación en la *estructura tetraédrica*. Todo esto hace que la molécula del H_2O sea *angular*:



En la molécula del H_2O existen *dos momentos dipolares parciales* que se transformará en un *momento dipolar total*, μ_T, dando *polaridad* a la molécula *covalente* del H_2O.

En condiciones ambientales los compuestos iónicos son sólidos (CaF_2).

El CO_2 es un gas sin polaridad alguna (sin fuerzas de unión entre ellas).

El agua líquida consiste en la unión de muchas moléculas de agua, $(H_2O)_n$, unidas por enlace *PUENTE DE HIDRÓGENO*.

El orden pedido será:

$$P.E\ CO_2 < P.E\ H_2O < P.E\ CaF_2$$

15.- **a) Representa la estructura de Lewis para cada una de las especies siguientes: SiH_4 , BCl_3 , $CHCl_3$. b) Utilice el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia para predecir la geometría de dichas especies.**

Resolución:

a) Para representar las estructuras de Lewis de una molécula es necesario previamente conocer el *número de electrones* que hay en la *capa de valencia* de cada elemento. El *nº de electrones en la última capa coincide con el número de*

grupo del S. P. al cual pertenece el elemento **(Clasificados en Grupos A y Grupos B).**

Si → IV – A → ***4 e-***

H → I – A → ***1 e-***

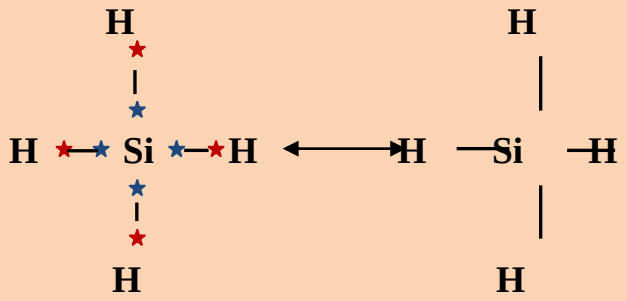
B → III – A → ***3 e-***

Cl → VII – A → ***7 e-***

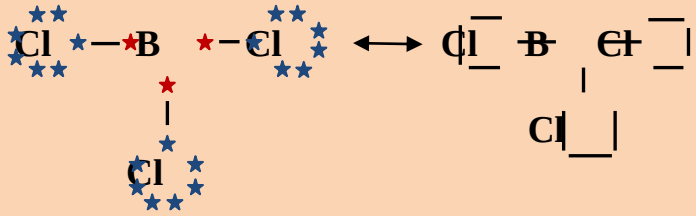
C → IV – A → ***4 e-***

Según esto podemos obtener las siguientes estructuras de Lewis:

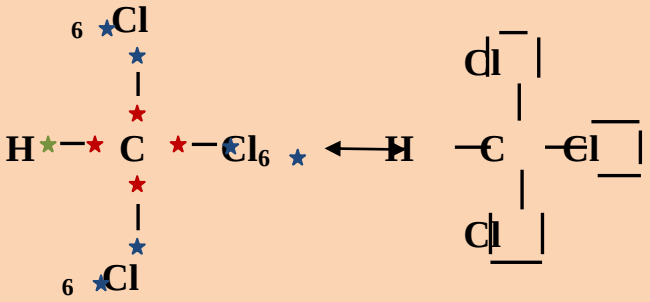
Molécula de ***SiH_4***



Molécula de ***BCl_3***

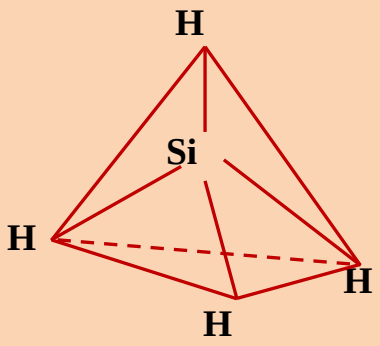


Molécula de ***$CHCl_3$***

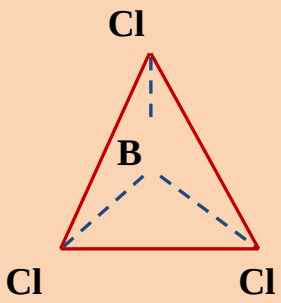


b)

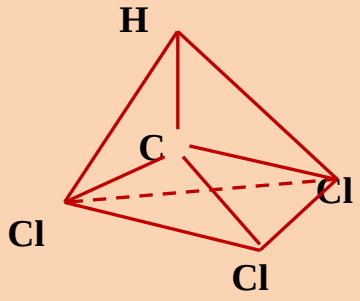
Molécula de *SiH_4*
4 *pares de electrones enlazantes* en el átomo central (Si)
→ *Hibridación sp^3* → *Geometría tetraédrica*:



Molécula BCl_3
***Tres pares de electrones enlazantes* en el átomo central (B) → *Hibridación sp^2* → *Geometría Triangular plana*:**



Molécula *$CHCl_3$* → *Cuatro pares de electrones enlazantes* en el átomo central *C* → *Hibridación sp^3* → *Geometría Tetraédrica*:



16.- **Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:**

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
b) $1s^2\ 2s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$
f) $1s^2\ 2s^2\ 3s^1$

Agrúpelas de tal manera que, en cada grupo que proponga, los electrones que representan las configuraciones tengan propiedades químicas similares. Para cada grupo propuesto explique alguna de estas propiedades.

Resolución:

La configuración electrónica de la capa más externa (capa de valencia) **es la responsable de las propiedades químicas del elemento químico. Por tanto, aquellos elementos con la misma configuración tendrán propiedades químicas semejantes. Según esto:**

a) **Elementos *a* y *c* , con distribución ns^2np^5. Pertenecen al grupo *VII – A* o *17***
b) **Elementos *b* y *f*, con distribución electrónica ns^1. Pertenecen al grupo *I – A* o *1***
c) **Elementos *d* y *e*, con distribución ns^2np^6. *Pertenecen al grupo VIII – A o 18*.**

En el grupo a) nos encontramos con *dos halógenos*. Tienen *alta electronegatividad*, debido a que tanto la *energía de ionización* como la *afinidad electrónica* tienen valores elevados.

$$E.N = (E.I + A.E) / 2$$

Son elementos químicamente muy activos con gran tendencia a *captar un electrón* para conseguir su *OCTETO* (8 e- en su capa de valencia).

En el grupo b) tenemos *dos metales alcalinos*. Ceden un electrón para así quedarse con la penúltima capa que tiene los 8 e-. Son por lo tanto elementos muy *electropositivos*, con *elevado carácter reductor*, *elevado carácter metálico*, *baja energía de ionización* y por lo tanto muy activos químicamente.

En el grupo c) nos encontramos con *dos gases nobles*. Tienen su *OCTETO* completo por lo cual *no tienen tendencia a ceder electrones* (*elevada E.I*) ni a *captar electrones* (*baja Electronegatividad*). Químicamente son prácticamente *INERTES*.

17.- **Los elementos A, B, C están situados en el tercer período de la tabla periódica, y tienen, respectivamente, 2, 4 y 7 electrones de valencia. a) Indica la configuración electrónica de cada uno de ellos, y justifica a qué grupo pertenecen. b) Justifica qué compuesto será posible esperar que formen los elementos A y C, y qué tipo de enlace presentaría. c) Haz lo mismo que en el apartado b) para los elementos B y C.**

Resolución:

a) Configuraciones electrónicas

Conocemos el periodo y los electrones de valencia. Todos terminarán en la capa número 3. Siguiendo el diagrama de Moller:

$A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ $\quad n = 3 \quad$ *II – A (2)*

$B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$ $\quad n = 3 \quad$ *IV – A (14)*

$C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ $\quad n = 3 \quad$ *VII – A (17)*

b) Unión de A con C

Según las configuraciones electrónicas:

A tiene 2 e- en la última capa y los cederá fácilmente para quedarse con los 8 e- de la penúltima capa. De esta forma A consigue su Octete pero se transforma en una especié química muy diferente al átomo A:

$$A - 2\ e^- \rightarrow A^{+2}\ (Catión)$$

C tiene 7 e- en su última capa y tenderá a captar un electrón para conseguir su Octete.

$$C + 1\ e^- \rightarrow C^- \text{ (Anión)}$$

Los electrones que capte C los proporcionará A estableciéndose una transferencia electrónica entre A y C que lleva consigo la formación de un enlace iónico.

Uniendo las dos reacciones de ionización podremos conocer las características del compuesto formado:

$$A - 2\ e^- \rightarrow A^{+2}$$
$$C + 1\ e^- \rightarrow C^-$$

Tenemos que hacer posible que el número de electrones cedidos por A sean igual al número de electrones ganados por C (balance electrónico). Para ello multiplicaremos la reacción de ionización de C por 2:

$$\left.\begin{array}{l} A - 2\ e^- \rightarrow A^{+2} \\ 2x\ \ C + 1\ e^- \rightarrow C^- \end{array}\right\} \begin{array}{l} A - \cancel{2\ e^-} \rightarrow A^{+2} \\ 2C + \cancel{2\ e^-} \rightarrow 2\ C^- \end{array}$$

$$\underbrace{A + 2\ C}_{\text{Proporción de unión}} \rightarrow \underbrace{A^{+2} + 2\ C^-}_{\text{Neutralidad del compuesto}}$$

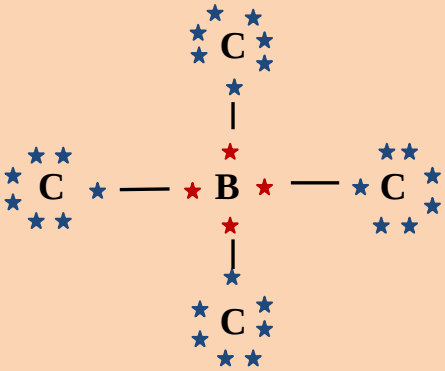
Como podemos observar la unión de A con C implica:

1 átomo de A / 2 átomos de C

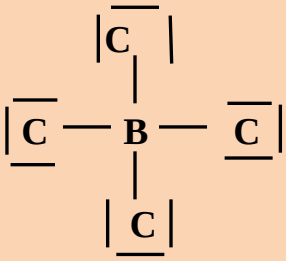
c) Unión de B con C

Se trata de dos elementos no metálicos y nunca formarán enlace iónico. Se unirán mediante compartición de electrones, es decir, Enlace covalente.

El átomo de B tendrá que realizar 4 comparticiones, a 2 e- por compartición harán un total de 8 e- que es lo que intenta conseguir el átomo de B:



Estructura de Lewis en la unión del B con C:



18.- **Sean A, B, C y D cuatro elementos del Sistema Periódico de números atómicos 20 , 35 , 38 y 56, respectivamente:**

a) **Definir afinidad electrónica y electronegatividad.**
b) **Ordenar razonadamente A, B, C y D de mayor a menor electronegatividad.**
c) **Ordenar razonadamente A, B, C y D de mayor a menor afinidad electrónica.**

Resolución:

a) **La *afinidad electrónica* se define como la *energía liberada* cuando un átomo gaseoso neutro en su estado fundamental (en su menor nivel de energía) *captura un electrón*.**

La *electronegatividad* de un elemento mide su tendencia a *atraer hacia sí los electrones* que constituyen el enlace, cuando está químicamente combinado con otro átomo.
Su valor se determina matemáticamente mediante la ecuación:

$$E.N. = \frac{A.E. + E.I.}{2}$$

b) Para ordenar los elementos dados según sus valores de electronegatividad debemos localizar dichos elementos en el Sistema Periódico. La localización la obtendremos mediante la configuración electrónica de dichos elementos:

$_{20}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1 \rightarrow$ *Periodo: 4; Grupo: I – A* o *1*

$_{35}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$

Periodo: n = 4; Grupo: VII – A o *17*

$_{38}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$ *Periodo: 5; Grupo: II – A* o *2*

$_{56}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6\ 6s^2 \rightarrow$

$\rightarrow$ *Periodo: n = 6; Grupo: II – A* o *2*

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1								E.N										
2																		
3																		
4	A				E.N.					E.N							B	
5		C																
6		D																
7																		

En el diagrama, la punta de flecha indica *AUMENTO*.

Según las localizaciones el orden pedido es:

$$B > A > C > D$$

c) La variación de la *Electroafinidad* coincide con la variación de la *Electronegatividad* coincidiendo en el ordenamiento:

$$B > A > C > D$$

18.- **Escribe las configuraciones electrónica del Ca(Z=20) , Na(Z=11) , S(Z=16) y Br(Z=35).**

a) **Justifica a partir de la configuración de su última capa cuáles de estos iones es probable que se formen y cuáles no: Ca^{+2} , Na^{+2} , S^{-2} , Br^{-2}.**

b) **Explique qué especie tendrá un radio mayor: S o S^{-2} . ¿ Y en el caso de Ca y Ca^{+2}.**

Resolución:

a) **Las configuraciones electrónicas serán:**

Ca(Z=20) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$

Na(Z=11) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

S (Z=16) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$

Br(Z=35) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5 \rightarrow$

$$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d10\ 4s^2 4p^5$$

El átomo de *Calcio*, para conseguir su *OCTETO pierde los dos electrones de la última capa*, se convierte en le catión Ca^{+2} y se queda con la *penúltima capa* que tiene *8 e-*:

$$Ca - 2\ e- \rightarrow Ca^{+2}\ (Catión)$$

El átomo de *Sodio* pierde el electrón de la última capa, se convierte en *catión* Na^{+} y se queda con la *penúltima capa* que tiene *8 e-*.

$$Na - 1\ e- \rightarrow Na+\ (Catión)$$

El átomo de *Azufre* tiene *6 e- en la última capa*, capta *2 e-* y consigue su *OCTETO* y se constituye el anión $S^{=}$.

$$S + 2\ e- \rightarrow S^{=}\ (Anión)$$

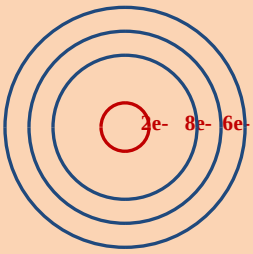
El átomo de *Bromo* tiene *7 e-* en su última capa, si capta *2 e-* se convertiría en el anión Br^{-3}, lo cual es *imposible:*

$$Br + 2\ e^- \rightarrow Br^{-3}\ (NO\ EXISTE)$$

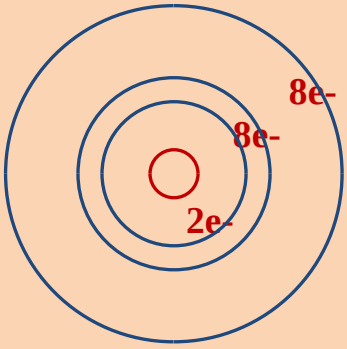
El átomo de *Bromo* tendería a captar *un solo electrón* para conseguir su *octeto* y convertirse en anión *Br-*.

b) Nos adentramos en el estudio del radio atómico comparado con el radio del ion que puede formar.

Según la configuración electrónica del átomo de Azufre se constata que en la corteza electrónica tiene tres capas o niveles energéticos.



El átomo de Azufre toma 2 e- y se constituye el anión $S^{=}$. Estos 2 e- se introducen en un nivel con elevada densidad de carga negativa la cual intentará que no se introduzcan dos electrones más. A pesar del intento los 2 e- penetran en la tercera capa produciéndose una repulsión entre los 6 e- ya existentes y los 2 e- entraran. Esta respulsión implica que la tercera capa se aleje un poco del nucleo obteniéndose un volumen superior al inicial:

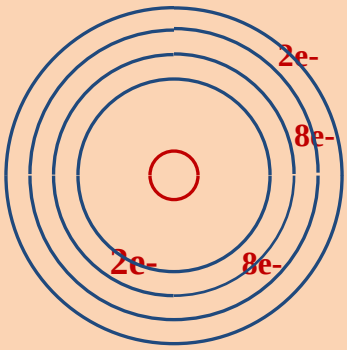


Tendrá mayor radio el ion S^{-2}. Esto es debido a que ambas especies tienen igual Z e igual número de capas electrónicas, pero el ion S^{-2} al tener más electrones, en concreto dos, experimentará un aumento de su volumen debido a las repulsiones eléctricas que originan los dos electrones adicionales.

En conclusión: El *Radio del Anión es superior al Radio de su Átomo neutro*:

$$r_{S=} > r_S$$

El átomo de *Calcio* frente a su catión Ca^{+2}:

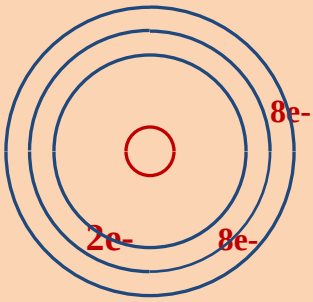


Átomo de Calcio

El átomo de Calcio se ioniza:

$$Ca - 2\ e^- \rightarrow Ca^{+2}$$

Se forma el catión Ca^{+2} que implica la perdida de la última capa de la corteza electrónica:



Catión Ca^{+2}

En el caso del *Ca* y Ca^{+2}, tendrá mayor radio el átomo de *Ca*. La razón hay que buscarla en el ion Ca^{+2}. Al ceder el Calcio los dos electrones de su última capa, tiene una *capa electrónica menos* y la misma carga nuclear; por tanto, su tamaño *será menor*.

El átomo de *Calcio* tiene *cuatro capas* en la Corteza Electrónica mientras que su catión Ca^{+2} solo tiene *tres capas*, luego:

$$r_{Ca+2} < r_{Ca}$$

***19.-* Dados los siguientes compuestos:**
a) Sílice.
b) Dióxido de carbono.
c) Cloruro de sodio.
Indica cuáles de las siguientes propiedades pueden predecirse para ellos:
1) Es soluble en agua.
2) Conduce la corriente eléctrica.
3) Tiene puntos de fusión y ebullición elevados.

Respuesta:

Si tenemos en cuenta las características de cada uno de estos compuestos:

a) **El Dióxido de Silicio (SiO_2, Sílice) es un sólido covalente**
b) **Dióxido de carbono (CO_2) es un compuesto covalente molecular apolar. Se trata de un gas**
c) **Cloruro de sodio (NaCl) es un compuesto cristalino con enlaces iónicos.**

Por tanto:

1) Solubilidad:

.- La sílice es insoluble en agua
.- El dióxido de carbono es poco soluble en agua
.- El cloruro sódico es soluble en agua

2) Conducción de electricidad:

.- La sílice no conduce la corriente eléctrica
.- El dióxido de carbono no conduce la corriente eléctrica
.- El cloruro sódico tampoco conduce la corriente eléctrica en estado sólido, pero sí la conduce en estado fundido o en disolución acuosa

3) Puntos de fusión y de ebullición:

.- La sílice presenta puntos de fusión y ebullición elevados
.- El cloruro sódico tienen puntos de fusión y de ebullición elevados,
.- El dióxido de carbono presenta puntos de fusión y ebullición muy bajos.

20.- **El dióxido de azufre y el dióxido de nitrógeno son moléculas polares, mientras que el dióxido de carbono no es polar. ¿ Qué sugiere esto sobre la estructura de estos óxidos?.**

Resolución:

El SO_2 **,** NO_2 **y** CO_2 **pueden representarse por** XO_2 **donde** X **sería el** ***átomo central, menos electronegativo que el átomo de oxígeno*****. Por tanto, las tres moléculas tienen** ***dos momentos dipolares*** **asociados a enlaces polarizados, cuya** ***suma vectorial*** **nos dará el** ***momento dipolar de la molécula*****.**

Si la molécula del CO_2 **no es polar, es que la suma de los dos momentos dipolares es** ***NULA*****, lo que sugiere una** ***estructura lineal*****, es decir:**

$$\overset{\mu_2 \leftarrow}{O} = C = \overset{\mu_1 \rightarrow}{O}$$

Siendo el momento dipolar total nulo:

$$\mu_T = 0$$

Por el contrario, la polaridad de las moléculas *SO_2* y *NO_2* nos indica que la suma de los momentos dipolares parciales *no es cero* , lo que es lo mismo, ambas moléculas tendrán una *estructura angular*, tal y como muestra la figura:

21.- **Ordenar los siguientes elementos de menor a mayor radio atómico:**

a) $Z_A = 4$, $Z_B = 12$, $Z_C = 20$ y $Z_D = 38$
b) $Z_E = 17$, $Z_F = 7$, $Z_G = 8$, $Z_H = 5$ y $Z_I = 6$

Resolución:

a) Configuraciones electrónicas:

	PERIODO	GRUPO
$_{4}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2$	$n = 2$	II – A (2)
$_{12}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$	$n = 3$	II – A (2)
$_{20}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$	$n = 4$	II – A (2)
$_{38}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$	$n = 5$	II – A (2)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2		A																
3		B																
4		C																
5		D																
6																		
7																		

La punta de flecha indica AUMENTO.

En un *grupo* al *bajar en el mismo aumenta el radio atómico* puesto que es *mayor el número de capas* de la corteza electrónica.

En un *periodo* hacia la *izquierda disminuye el radio atómico* por el *aumento de la fuerza electrostática* entre los protones del núcleo y los electrones de la capa de valencia.

En base a los dicho:

El orden pedido es:

$$A < B < C < D$$

b) Configuraciones electrónicas:

	PERIODO	GRUPO
$_{17}E \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	$n = 2$	VII – A (17)
$_{7}F \rightarrow 1s^2\ 2s^2 p^3$	$n = 2$	V – A (15)
$_{8}G \rightarrow 1s^2\ 2s^2 p^4$	$n = 2$	VI – A (16)
$5H \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^1$	$n = 2$	III – A (13)
$_{6}I \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2$	$n = 2$	IV – A (14)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2								R.A.					H	I	F	G	E	
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		

El orden pedido es:

$$E < G < F < I < H$$

22.- **a) Escriba las estructuras electrónicas del S(Z=16) y del O(Z=8). b)Escriba el diagrama de Lewis de la molécula del dióxido de azufre. ¿ Qué tipo de enlace presenta?.**

Resolución:

a) Las configuraciones electrónicas son:

S(Z=16): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$

O(Z=8) : $1s^2\ 2s^2 2p^4$

Observamos que ambos elementos tienen *seis electrones de valencia*.

b)La molécula de SO_2 presenta enlace covalente ya que se unen dos elementos con carácter electronegativo muy parecido, por lo que *compartirían electrones*. Por otro lado, a la hora de escribir la estructura de Lewis de esta molécula hay que tener en cuenta que disponemos de *18 electrones de valencia* (en total), lo que nos obliga a *utilizar dobles enlaces*. Con esto, la estructura es:

★ = *Electrón* → **Enlace Covalente Coordinado**

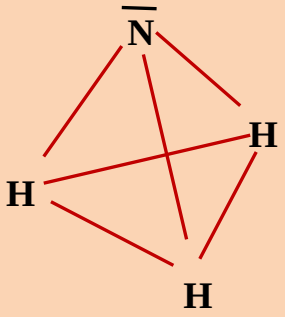
Enlace Covalente Coordinado

23.- **Indique razonadamente si son ciertas cada una de las siguientes afirmaciones:**

a) **La geometría de la molécula de NH_3 corresponde a una pirámide trigonal.**
b) **El enlace covalente se dice que tiene carácter direccional.**
c) **La polaridad del HCl es mayor que la del HF.**
d) **El enlace iónico se forma a partir de átomos cuya diferencia de electronegatividad es pequeña.**

Resolución:

a) ***VERDADERA*. La teoría RPECV permite predecir la geometría de una molécula si conocemos el número de pares de *electrones enlazantes* o *no enlazantes*, que rodean al *átomo central*. En este caso, el nitrógeno posee *cuatro pares de electrones* a su alrededor (distribución espacial tetraédrica), de los cuales *uno es no enlazante*. Por tanto, los núcleos del átomo de N y los tres átomos de hidrógeno conforman en el espacio una *pirámide trigonal*, tal y como se aprecia en la figura:**



b)*VERDADERA*. Debido a que el enlace covalente se basa en al compartición de pares de electrones se producen *direcciones en el espacio favorables* en las cuales puede tener lugar *dicha compartición*. Estas direcciones *quedan definidas por la geometría de los orbitales atómicos* que intervienen en la formación del enlace. *El enlace iónico*, basado en fuerzas electrostáticas, *sería un ejemplo de enlace no direccional.*

c)*FALSA*. Al ser el átomo de *flúor* más electronegativo que el del *cloro*, el enlace estará más *polarizado en el caso del fluoruro de hidrógeno* que en el *cloruro de hidrógeno*.

d)*FALSA*. El enlace iónico se forma cuando un *átomo*, el menos electronegativo, *CEDE* electrones al otro *átomo*, que, obviamente, ha de ser *mucho más electronegativo* para que sea posible la *transferencia electrónica*.

***24.-* Los elementos A, B y C están situados en el tercer periodo de la tabla periódica, y tienen, respectivamente, 2 , 4 y 7 electrones de valencia.**

a) Indica la configuración electrónica de cada uno de ellos, y justifica a qué grupo pertenecen.
b) Justifica qué compuesto será posible esperar que formen los elementos A y C, y qué tipo de enlace presentaría .
c) Haz lo mismo que en el apartado b) para los elementos B y C.

Resolución:

a) Configuraciones electrónicas:

A: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$

B: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$

C: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$

c) ***A*** **es un elemento** ***electropositivo*** **(cede fácilmente electrones), y** ***C*** **un elemento** ***electronegativo*** **(capta fácilmente electrones). Por tanto, entre** ***A*** **y** ***C*** **habría una** ***transferencia de electrones*****, constituyéndose un enlace Iónico entre átomos de** ***A*** **y** ***C*****:**

Reacciones de ionización:

$$\left.\begin{array}{l} A - 2\ e^- \rightarrow A^{+2} \\ C + 1\ e^- \rightarrow C^- \end{array}\right\}$$ **Para que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados,**

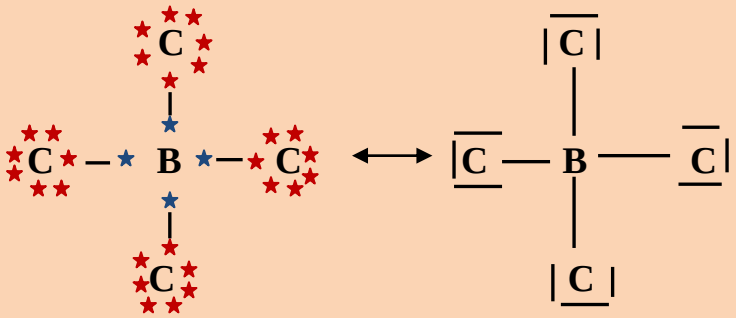
multiplicamos por 2 la segunda reacción:

$$A - \cancel{2\ e^-} \rightarrow A^{+2}$$
$$2\ C + \cancel{2\ e^-} \rightarrow 2\ C^-$$
$$\text{----------}$$
$$\underbrace{A + 2\ C}_{\text{Proporción en la unión de los átomos}} \rightarrow \underbrace{A^{+2} + 2\ C^-}_{\text{Neutralidad eléctrica}}$$

1 átomo A / 2 átomos C

Se constituye un ***enlace Iónico*** **dando como compuesto químico de fórmula:** AC_2**.**

c) Con los átomos de ***B*** **y** ***C*** **no existe una diferencia de electronegatividad lo suficientemente grande para que se produzca una** ***transferencia de electrones*****, por lo que el enlace se constituirá por una** ***compartición electrónica*** **dando lugar a un** ***enlace Covalente*****.**



Fórmula: ***BC_4***

25.- **Dados los elementos químicos A, B, C, D y E de números atómicos 15, 17, 14, 11 y 13. Ordenar de menor a mayor:**

a) **Electronegatividad**
b) **Carácter metálico**
c) **Poder reductor**

Resolución:

Configuraciones electrónicas:

	PERIODO	GRUPO
$_{15}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$	$n = 3$	V- A (15)
$_{17}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	$n = 3$	VII – A (17)
$_{14}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$	$n = 3$	IV – A (14)
$_{11}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	$n = 3$	I – A (1)
$_{13}E \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$	$n = 3$	III –A (13)

a) **Electronegatividad:**
Punta de flecha significa ***AUMENTO***

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							E.N.											
2																		
3	D												E	C	A		B	
4			E.N.															
5							E.N											
6																		
7																		

El orden pedido:

$$D < E < C < A < B$$

b) ***Carácter metálico.-*** **Un elemento es tanto más metálico cuanto menor sea su Energía de ionización.**

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1							E.I.											
2																		
3	D												E	C	A		B	
4			E.I.															
5							E.I.											
6																		
7																		

El orden pedido:

$$B < A < C < E < D$$

c) ***Poder reductor.-*** **Va asociado a la Energía de Ionización. Cuanto *menor* sea la Energía de ionización *MAYOR* carácter reductor.**

Podemos utilizar la tabla anterior. El orden pedido:

$$B < A < C < E < D$$

26.- **¿Por qué no se forman moléculas individuales en los compuestos iónicos?**

Contestación:

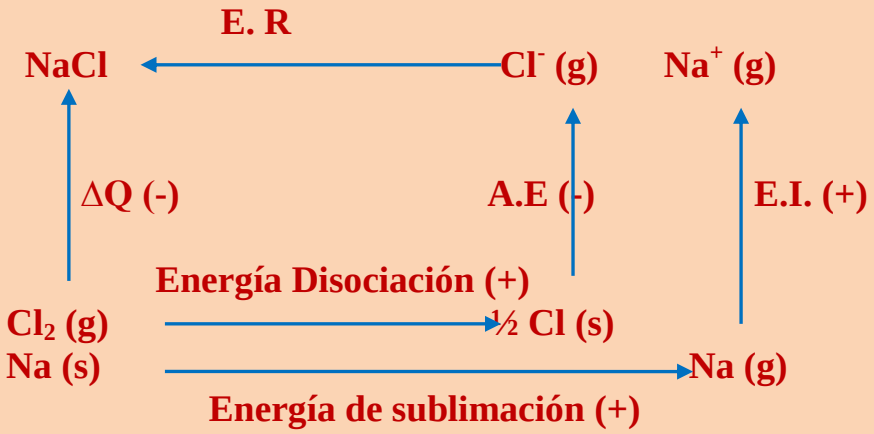
Los *compuestos iónicos* se constituyen por *atracciónes electrostáticas* entre *iones* de *distinta carga eléctrica*. Se establece una estructura cristalina en donde *cada catión* se rodea de un número determinado de *aniones* y viceversa. Estas *atracciones* se repiten en todas las direcciones del espacio dando lugar a una *estructura ordenada tridimensional* o *cristal iónico*, también conocido como *cristal molecular*, en la que *NO* se pueden distinguir agrupaciones

definidas de un número limitado de átomos. En base a todo lo dicho no podemos concluir que la sal (Halita), por ejemplo, de fórmula NaCl está constituida por un átomo de sodio y otro de cloro. *NO CONSTITUYEN MOLÉCULAS INDIVIDUALES*.

***27.-* Calcular la afinidad electrónica del Cloro con los siguientes datos:**
Energía reticular del cloruro de sodio 769 Kj/mo
Energía de ionización del sodio 493,7 Kj/mol
Energía de formación del cloruro de sodio 411 Kj/mol
Energía de disociación del Cloro 242,6 Kj/mol
Energía de sublimación de Sodio 107,5 Kj/mol

Resolución:

Aplicaremos el ciclo de Born – Haber y para ello debemos saber que toda energía suministrada es positiva y toda energía liberada es negativa:



La formación de un compuesto iónico siempre lleva consigo un desprendimiento de energía por lo que ΔQ < 0. Para todos los casos excepto para el CsF que necesita aporte energético por la gran electronegatividad del Cloro y el bajo Potencial de Ionización del Cs.

La Energía reticular es aquella que se desprende cunado los iones se atraen para formar el compuesto iónico.

$$\Delta Q = \tfrac{1}{2}\, E.D + E.\,S - A.E + E.I - E.\,R$$

- 411 Kj/mol = ½ 242,6 Kj/mol + 107,5 Kj/mol – A.E. + 493,7 Kj/mol – 769 Kj/mo

A.E. **= -411 Kj/mol – ½ 242,6 Kj/mol – 107,5 Kj/mol – 493 Kj/mol + 769 Kj/mol =** ***-363,8 Kj/mol***

28.- **Explique el concepto de hibridación y aplíquelo al caso del carbono en el CH_4 y el C_2H_4.**
DATOS: Números atómicos: C = 6 ; H = 1.

Resolución:

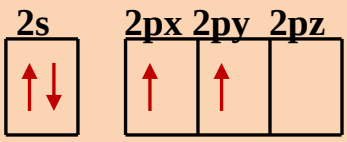
Se conoce como *hibridación* a la interacción de *orbitales atómicos* para formar nuevos orbitales llamados *orbitales híbridos*. Los *orbitales híbridos , junto algunos atómicos como los del tipo"s",* son los que se *superponen* en la formación de los *enlaces que constituyen la estructura de la molécula* justificando la *geometría molecular*.

Molécula de *CH_4* (Metano)

Configuración electrónica del átomo de Carbono:

$_6C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2$ *(capa de valencia)*

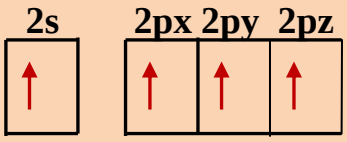
Veamos la distribución de los 4 e- de la capa de valencia en sus respectivos orbitales atómicos:



Según esta capa de valencia solo existen *dos electrones desapareados* que darían lugar a *dos comparticiones*. Sin embargo sabemos que en la molécula de Metano existen *4 comparticiones electrónicas* y la consiguiente formación de *4 enlaces covalentes*.

Para poder explicarnos los *4 enlaces covalentes* se tienen que producir *dos etapas*, cuyo conjunto constituye el fenómeno de la *Hibridación*:

a) ***Aporte de energía*** **para que** ***un electrón*** **situado en el orbital atómico** ***2s*** **sea promocionado al único orbital** ***2pz*** **que está totalmente libre.**

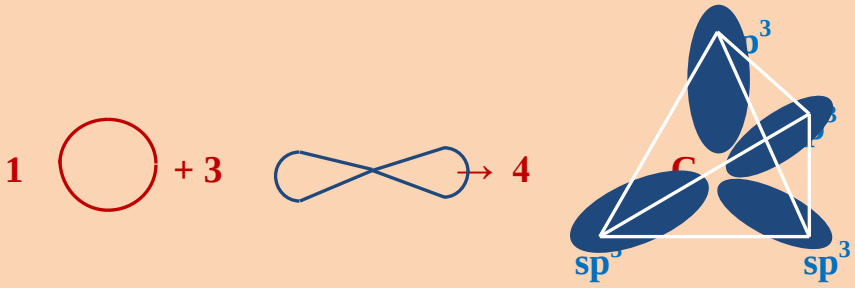


b) **Ya tenemos los 4 electrones desapareados que se mezclaran entre ellos dando origen a** ***cuatro orbitales Híbridos*** sp^3 ***con estructura tetraédrica*****.**

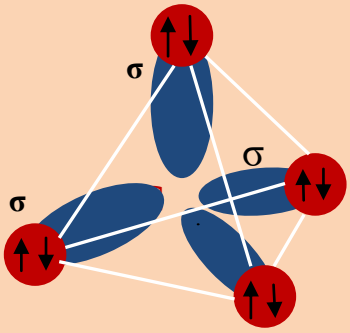
La conclusión de todo lo descrito, el fenómeno de la Hibridación, es importante porque:

a) **Aparecen cuatro electrones desapareados que explicarían la tetravalencia del Carbono.**

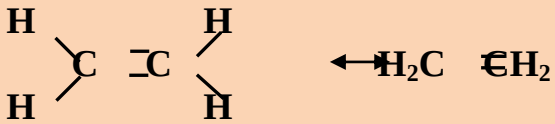
b) **En este estado excitado, los orbitales atómicos puros** ***"s"*** **y los orbitales atómicos puros** ***"p"*** **interaccionan entre ellos produciéndose los** ***cuatro orbitales hibridos*** sp^3 **totalmente equivalentes y lo más importante con una** ***estructura determinada*****, en este caso los orbitales hibridos formando entre cada uno de ellos un ángulo de 109,5º con una estructura tetraédrica:**

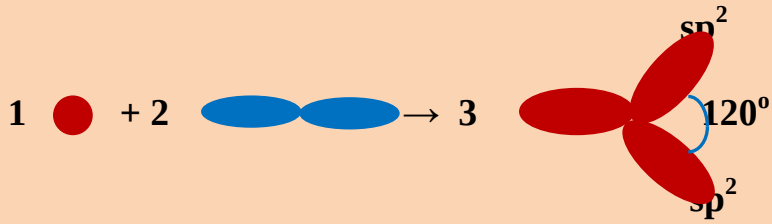


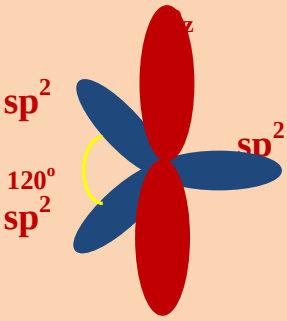
En estas condiciones los orbitales atómicos *"s"* correspondientes a los átomos de Hidrógeno se superponen con los *sp^3* del Carbono dando la molécula del Metano:



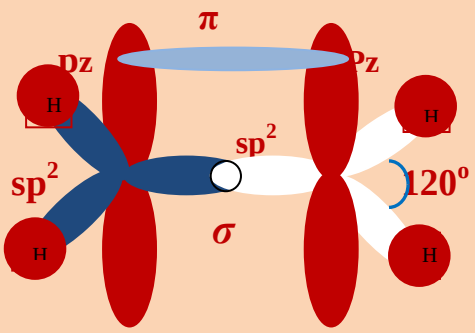
En el caso de la molécula del *eteno* o *Etileno* ocurren las dos etapas de la hibridación *sp^3* pero en esta molécula solo se hibridizan el orbital *"s"* con dos orbitales puros *"p"* obteniéndose tres orbitales híbridos *sp^2* con una estructura triangular plan y quedando u orbital atómico puro *"p"* que no se hibridizó y que tiene su importancia en la estructura de la molécula:







Se unen mediante enlace *σ* los dos carbonos hibridizados y con una posterior superposición de *σ* los *σ* orbitales atómicos *"s"* de los hidrógenos se forma la molécula de Etileno:



29.- **El primer y segundo potencial de ionización para el átomo de litio son, respectivamente: 520 y 7300 Kj/mol. Razónese: a) La gran diferencia que existe entre ambos valores de energía. b) ¿ Qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica? c) ¿ Cómo varía el potencial de ionización para los elementos del mismo grupo?.**

Resolución:

a) **La configuración electrónica del Li es:**

$_3Li \rightarrow 1s^2\ 2s^1$

Al eliminar el electrón más externo $2s^1$ se pierde una capa de la corteza electrónica:

$_2Li^+ \rightarrow 1s^2$

La fuerza electrostática que mantiene unidos electrones y protones del núcleo se encuentra ahora fortalecida porque el radio iónico es más pequeño que el radio atómico. La ley de Coulomb rige estas fuerzas y su ecuación establece que:

$$F = K \cdot \frac{q_{p+} \cdot q_{e-}}{R^2}$$

Al ser menor el radio mayor es la fuerza y mayor la energía de Ionización que tendremos que aplicar. Por otra parte la configuración electrónica del ion $_2Li^+$ tiene estructura de gas noble (He) lo que le dará mucha estabilidad y un incremento en la energía a aplicar para arrancar el segundo electrón.

b) **La configuración electrónica de la primera especie iónica es, como se ha dicho en el apartado anterior:**

$$_{2}Li^{+} \rightarrow 1s^{2}$$

Configuración electrónica que coincide con la configuración del gas noble He:

$$_{2}He \rightarrow 1s^{2}$$

La primera especie iónica, tal y como se ha supuesto en el apartado anterior, tiene *dos electrones*, configuración del estado fundamental $1s^2$. Por tanto, será el *helio* (Z=2) el elemento que tendrá esta misma configuración.

c) **Dentro de un mismo grupo el potencial de ionización *aumenta de abajo hacia arriba*. En un mismo grupo los elementos muestran *configuraciones electrónicas similares* para la capa más externa, pero con dos matices: *la carga nuclear aumenta hacia abajo* y, al tiempo, se produce la *adición de una capa electrónica más*. El primer factor, *el aumento de Z*, se ve eficazmente *apantallado* por los electrones de las *capas intermedias* de modo que la carga nuclear efectiva, la que *"sienten"* los electrones más externos es, aproximadamente, similar en todos los elementos de un mismo grupo El *segundo factor*, el cambio de capa electrónica, conlleva que los *electrones externos estén cada vez más alejados del núcleo*, por termino medio, según bajamos en un grupo. En consecuencia, *los electrones externos* son cada vez *más fáciles de arrancar* de modo que el *potencial de ionización disminuye* al *descender en el grupo*.**

30.- **Justifique si son correctas o no las afirmaciones siguientes:**

a) **Los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$ de un mismo átomo tienen la misma energía.**
b) **El yodo molecular no es soluble en tetracloruro de carbono.**

Resolución:

a) *CORRECTA*, pero siempre que dichos orbitales estén, todos vacios, todos completos o todos semillenos. En otro caso, la presencia de electrones rompe la degeneración de los orbitales , es decir, dejan de

tener la misma energía. En otras palabras, tienen la misma energía mientras sean *equivalentes* o *indistinguibles*.

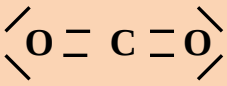
b) *INCORRECTA*. El I_2, al estar formado por moléculas apolares, es soluble en disolventes apolares, como por ejemplo el *tetracloruro de carbono*.

***31.-* Indica en cuáles de los siguientes compuestos se encuentran moléculas individuales y en cuáles no:**
a) CO_2 b) KCl c) MgO d) CsCl e) NO

Resolución:

Moléculas individuales las forman los *compuestos covalentes*. Los compuestos iónicos *presentan redes cristalinas*. Estudiando cada compuesto podremos concluir:

***CO_2* → Se trata de una molécula covalente constituida por compartición de pares de electrones:**



***Forma* moléculas individuales.**

***KCl* → Atracción electrostática entre *K^+* y *Cl^-* → *No forman* moléculas individuales**

***MgO* → Atracción electrostática entre *Mg^{+2}* y *$O^=$* → *No forman* moléculas individuales**

***CsCl* → Atracción electrostática entre *Cs^+* y *Cl^-* → *No forman* moléculas individuales**

NO* → Existen *comparticiones electrónicas* lo que implica la *formación de moléculas individuales

***32.-* Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**
a) Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica.
b) Los compuestos iónicos conducen la electricidad en estado fundido.
c) Los sólidos iónicos tienen puntos de fusión muy altos.

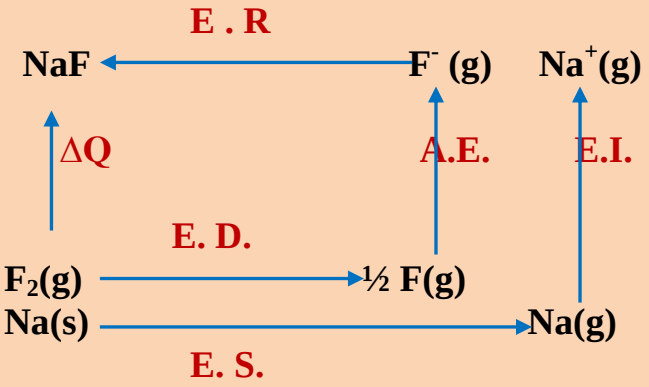
Resolución:

a) *Verdadera*. Los iones están en posiciones fijas en el *cristal iónico* y no se pueden mover a lo largo de la red.
b) *Verdadera*. La movilidad de los *iones* en compuestos iónicos fundidos permite la conducción de la corriente eléctrica en el entramado cristalino
c) *Verdadera*. Los cristales iónicos funden a altas temperaturas debido a que los enlaces *entre los iones* (fuerzas electrostáticas) son muy fuertes.

33.- **Calcular la energía reticular del fluoruro de sodio según los siguientes datos:**
Energía ionización del Sodio118,7 Kcal/mol
Calor de sublimación del átoimo de sodio 23,5 Kcal/mo
Energía de disociación del flúor 47,4 Kcal/mol
Afinidad electrónica del Flúor 90 Kcal/mol
Calor de formación del fluoruro de sodio 136,6 Kcal/mol

Resolución:

Establecimiento del ciclo de Born – Haber:



ΔQ = ½ E.D. + E.S. + A.E. + E.I. + E.R

Recordar que las energías aportadas al proceso (E.D; E.S, E. I) son POSITIVAS). Las energías liberadas SON NEGATIVAS(A.R y E.R).

-136,6 Kcal/mol = ½ 47,4 Kcal/mol + 23,5 Kcal/mol + 118,7 Kcal/mol + - 90 + 118,7 kcal/mol + E.R

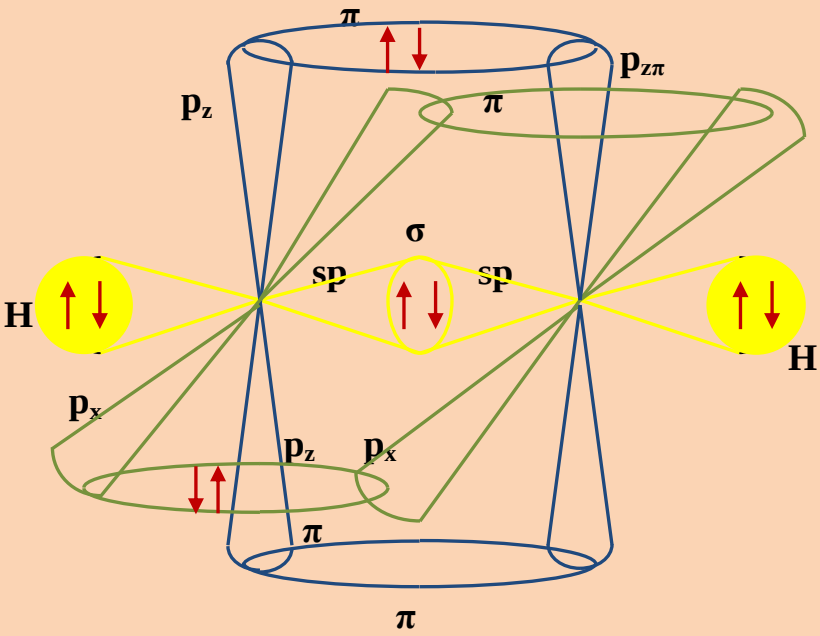
E.R **= -136,6 – 23,7 – 23,5 – 118,7 + 90 =** ***-212,5 Kcal/mol***

También recordareis que la energía de formación del compuesto iónico *es negativa* puesto que implica liberación de energía. Solo el CsF necesita aporte de energía.

34.- **Explica el tipo de hibridación en la molécula de acetileno y de la propanona.**

Resolución:

a) **En el caso del *ETINO* (acetileno), cada átomo de carbono hibridiza *1 orbital tipo "s"* con *1 orbital tipo "p"* y dejan *dos orbitales "p" puros* sin hibridizar y paralelos entre ellos. Se produce una hibridación *"sp"*, dando lugar a dos orbitales híbridos *"sp"* en cada uno de los átomos de carbono.**

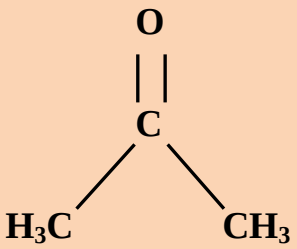


H—C≡C—H

b) En el caso de la propanona, *$CH_3 – CO – CH_3$*, los carbonos de los extremos de la cadena utilizan hibridación *sp^3*, cuatro híbridos *sp^3*, de los cuales *tres* se emplean para unirse a los *tres átomos de hidrógeno*

mediante enlace "sigma" **(orbital híbrido sp^3 del carbono más un orbital atómico 1s del Hidrógeno).**

Por otro lado, el *C* del grupo carbonilo, *CO*, utiliza hibridaión *sp^2*, *tres orbitales híbridos sp^2*, quedándole sin utilizar un *orbital atómico puro 2p*. Este *C* se une a sus *C* vecinos mediante un *enlace tipo "sigma"* (orbital híbrido sp^3 C extremo + orbital híbrido sp^2 C grupo carbonilo). Con el *tercer orbital híbrido sp^2* se une al *O*, en concreto, *se solapa con un orbital atómico 2p* del *O* que tiene un electrón desapareado. Por último, nos queda el *orbital atómico 2p del átomo de C* y otro *orbital atómico 2p del O* cada uno de ellos con un solo electrón. El solapamiento de ambos ocasiona un enlace tipo *"π"* entre el C y el O que justifica *el doble enlace* existente en el grupo carbonilo (-CO-).



35.- **a) Deduzca la estructura de Lewis del ácido cianhídrico (HCN) y del metanal (H_2CO).**
b)Indique en ambas moléculas cuál es la hibridación de orbitales atómicos que presenta el átomo de carbono.

Resolución:

a)

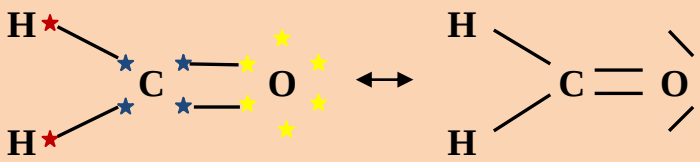
H → I – A → 1 e- de valencia → *ns^1*

C → IV – A→ 4 e- de valencia → *ns^2 np^2*

N → V – A → 5 e- de valencia → *ns^2np^3*

Ácido cianhídrico: *HCN*

Metanal: *H_2CO*



b) En el *HCN*, el *triple enlace* (carbono-nitrógeno) nace como consecuencia de una *hibridación digonal* en el átomo de carbono. Esta hibridación digonal lleva consigo la formación de dos orbitales híbridos *"sp"*, totalmente equivalentes, que forman entre ellos un ángulo de 180º, lo que hace posible que la molécula del *HCN* tenga una *geometría lineal*.

En el caso del *metanal* (H_2CO), el átomo de *C* experimenta una *hibridación trigonal* o *sp^2*, obteniéndose *tres orbitales híbridos sp^2* que hacen posible la existencia de un *doble enlace* entre el Carbono y el Nitrógeno.

36.- **Considere las configuraciones electrónicas en el estado fundamental:**

1.- $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$
2.- $1s^2\ 2s^3$
3.- $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
4.- $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

a) Razone cuáles cumplen el principio de exclusión de Pauli.
b) Deduzca el estado de oxidación más probable de los elementos cuya configuración sea correcta.

Resolución:

Para las configuraciones dadas:

1ª $1s^2\ 2s^2p^7$

2ª $1s^2\ 2s^3$

3ª $1s^2\ 2s^2p^5$

4ª $1s^2\ 2s^2p^6\ 3s^1$

a) **Cumplen el principio de exclusión de Pauli la** *3ª* **y la** *4ª*

b) **La configuración electrónica nº 3 el estado de oxidación más probable será** *–1 puesto que tiende a captar un electrón y conseguir su octeto:*

$$(1s^2\ 2s^2p^5) + 1\ e^- \rightarrow (1s^2\ 2s^22p^6)^-$$

La configuración electrónica nº 4 determina que el átomo al cual pertenece *cedería* **un electrón comportándose con un estado de oxidación de** *+1*. **Perdería la** *3ª capa* **y se quedaría con la** *2ª* **que tiene la** *estructura de gas noble*:

$$(1s^2\ 2s^22p^6\ 3s^1)\ -1\ e^- \rightarrow (1s^2\ 2s^22p^6)^+$$

37.- **Describe de forma razonada las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias:**

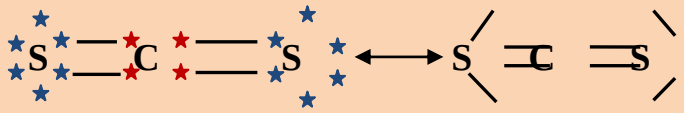
$$S_2C\ ,\ HCN\ ,\ (SiO_4)^{-4}$$

Resolución:

S_2C:

El *S* **→ Grupo VI – A → en la capa de valencia** *6 electrones*
El *C* **→ Grupo IV – A → en la capa de valencia** *4 electrones*

En base a estos electrones de valencia la estructura de Lewis para el *S_2C* es:



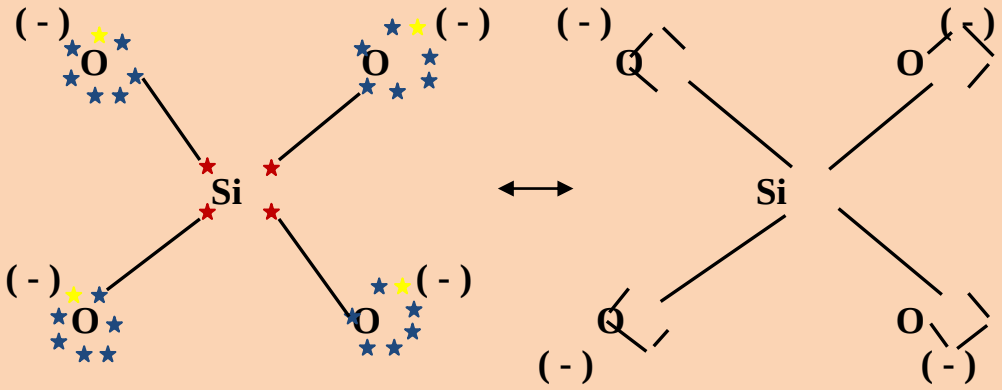
HCN:

H → I – A → ***1 e- en la capa de valencia***
C → IV – A → ***4 e- enla capa de valencia***
N → V – A → ***5 e- enla capa de valencia***

$(SiO_4)^{-4}$

Si → IV – A → ***4 e- en la capa de valencia***
O → VI – A → ***6 e- en la capa de valencia***

Nos encontramos con un anión con un exceso de *4 e-*. Estos electrones se repartirán entre los átomos de oxígeno, *uno para cada uno*. De esta forma los átomos de oxígeno tienen en su última capa *7 e-* más el que *comparten* con el átomo de *Silicio* sumarían *8 e-*. Consiguen de esta forma su octeto pero con el exceso de una carga negativa.



38.- **Los elementos A, B, C y D tienen los siguientes números atómicos: 11, 15, 16 y 19. responde razonadamente a las siguientes cuestiones: a) Indica el ion más estable que puede formar cada uno de los elementos anteriores. b) Describe tipo de enlace y fórmula en los compuestos formados al unir A con C ; B con D y B con C.**

Resolución:

a) Configuraciones electrónicas:

	ION
$_{11}A \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	$A - 1\ e^- \rightarrow A^+$
$_{15}B \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$	$B + 3\ e^- \rightarrow B^{-3}$
$_{16}C \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$	$C + 1\ e^- \rightarrow C^-$
$_{19}D \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$	$D - 1\ e^- \rightarrow D^+$

b) Unión de A con C

Reacciones de Ionización:

$$\left.\begin{array}{l} A - 1\ e^- \rightarrow A^+ \\ C + 1\ e^- \rightarrow C^- \end{array}\right\}$$

A cede un electrón y C lo capta Existe una transferencia electrónica que hará posible la unión de A con C mediante un *Enlace Iónico*

Se debe cumplir que *el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados*. En este caso se cumple tal condición y ya podemos sumar las reacciones de ionización:

$$\begin{array}{l} A - 1\ e^- \rightarrow A^+ \\ C + 1\ e^- \rightarrow C^- \end{array} \quad \left\{\begin{array}{l} A - 1\ e^- \rightarrow A^+ \\ C + 1\ e^- \rightarrow C^= \end{array}\right.$$

$$A + C \rightarrow A^+ + C^=$$

La proporción en la unión de A con C es:

1 átomos de A / 1 átomo de C

La fórmula: *AC*

Unión de B con D:

Reacciones de ionización:

$B + 3\ e^- \rightarrow B^{-3}$
$D - 1\ e^- \rightarrow D^+$

B capta 3 e- que se los cederá D. Hay una *transferencia electrónica* y por tanto B y D se unirán mediante enlace *Iónico*.

Multiplicamos por 3 la segunda reacción de ionización:

$$\begin{array}{r} B + 3\ e^- \rightarrow B^{-3} \\ 3 \times D - 1\ e^- \rightarrow D^+ \end{array} \quad \begin{cases} B + 3\ \cancel{e^-} \rightarrow B^{-3} \\ 3D - 3\ \cancel{e^-} \rightarrow 3\ D^+ \end{cases}$$

$$B + 3D \rightarrow B^{-3} + 3\ D^+$$

La proporción de unión entre B y D es:

1 átomo de B / 3 átomos de D

Fórmula: D_3B

Unión de B con C

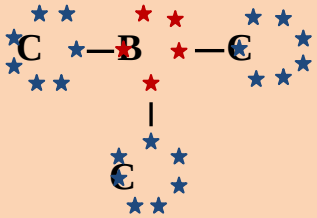
Reacciones de ionización:

$B + 3\ e^- \rightarrow B^{-3}$
$C + 1\ e^- \rightarrow C^-$

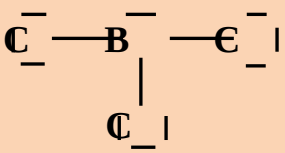
Podemos observar que tanto B como C quieren aceptar electrones. *No hay una transferencia electrónica* y por tanto la unión entre B y C no se puede realizar mediante un *enlace Iónico*. Se realizará mediante *enlace Covalente*.

Necesitamos las configuraciones electrónicas de estos elementos:

B: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$ → *Capa de valencia* → *5 e- de valencia*
C: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ → *Capa de valencia* → *7 e- de valencia*



Estructura de Lewis:



Fórmula: C_3B

39.- **El número atómico del estroncio es 38.**

a) **Escribe la configuración electrónica de un átomo de estroncio en estado fundamental.**
b) **Explica el ion que tiene tendencia a formar.**
c) **Compara el tamaño del átomo con el del ion. Explica cuál tiene mayor radio.**
d) **Explica si el potencial de ionización del estroncio es mayor o menor que el del calcio (Z = 20).**

Resolución:

a) **Configuración electrónica:**

Sr (Z=38) = $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2$

$$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6\ 5s^2$$

b) **Un átomo tiende a tomar o a ceder electrones para adquirir así la configuración electrónica del gas noble más próximo, con la formación del consiguiente ion. Por tanto, el átomo de Estroncio** ***tenderá a ceder dos electrones*** **para quedarse con la capa nº 4 que tiene estructura de gas noble.**

$$Sr\ -\ 2\ e^- \rightarrow Sr^{+2}$$

c) Puesto que el *ion obtenido tiene solo cuatro capas electrónicas*, y el *átomo neutro cinco*, éste tendrá *mayor radio* que su respectivo ion. Por otra parte, el ion y el átomo neutro tienen la misma carga nuclear, pero las repulsiones electrónicas son mayores en el *átomo neutro* que tiene dos electrones más; de modo que la corteza electrónica, responsable del tamaño del átomo, se contrae al pasar del *átomo neutro al catión*.

$$R_{átomo} > R_{catión}$$

d) $Z_{Ca} = 20 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$

Tanto el *Sr* como el *Ca* pertenecen al grupo *II – A* (grupo 2) pero el *Sr* pertenece al *periodo 5* y el *Ca* al *periodo 4*. Como el *Potencial de Ionización aumenta al subir en un grupo*, el *Ca* tendrá *mayor Potencial de Ionización* que el *Sr*.

40.- **Justifica si las siguientes afirmaciones, referidas a compuestos covalentes moleculares, son verdaderas o falsas:**
a) Las fuerzas intramoleculares son muy débiles.
b) Las fuerzas intermoleculares son muy fuertes.
c) Tienen moléculas constituidas por átomos de electronegatividades muy diferentes.

Resolución:

a) *Falsa*. Las moléculas covalentes se constituyen por compartición de electrones lo que lleva a una estructuración fuerte de la molécula. Las fuerzas originadas por el enlace Covalente son elevadas.

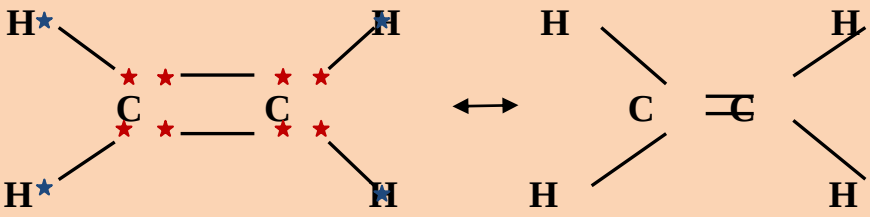
b) *Falsa*. El enlace intermolecular (enlace puente de hidrógeno) entre moléculas covalentes son muy débiles.

c) *Falsa*. Para constituirse un enlace covalente entre dos átomos es condición indispensable que las electronegatividades de dichos átomos sean muy parecidas.

41.- **Representa y explica los enlaces y la estructura de la molécula de etileno (eteno): a) mediante el diagrama de Lewis. b) Mediante hibridación de orbitales atómicos.**
Datos: Números atómicos: H = 1 ; C = 6.

Resolución:

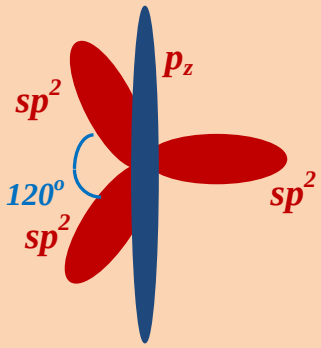
a) $Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow$ **1 e- en la capa de valencia**
$Z_C = 6 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2 \rightarrow$ **4 e- en la capa de valencia**



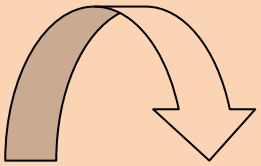
b)

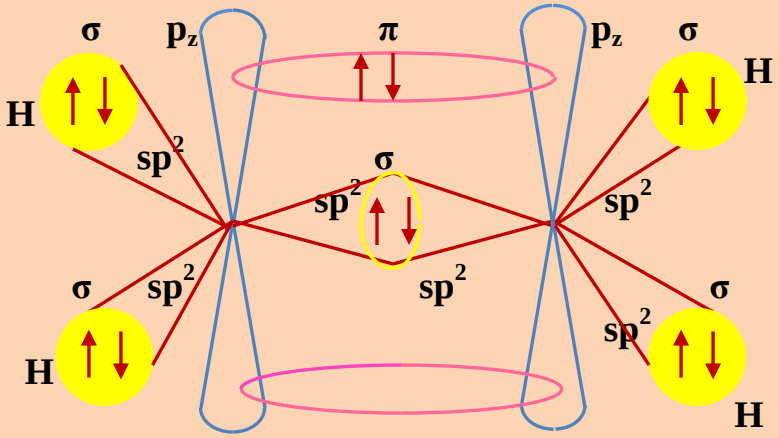
En el caso de la molécula del *Eteno* (etileno), *EN CADA UNO DE LOS ÁTOMOS DE CARBONO SE PRODUCE*: de los cuatro electrones desapareados se hibridizan *1 "s"* con *2 "p"* obteniéndose *tres orbitales híbridos sp^2:*

$1\ s + 2\ p \rightarrow 3\ sp^2$



y nos queda un orbital atómico puro *"p"*, en cada carbono, paralelos entre sí, que *NO PARTICIPÓ EN LA HIBRIDACIÓN*.





42.- a) Escriba las estructuras de Lewis para el BF_3 , NF_3 y F_2CO.
b)¿ Cuál será la geometría de estas moléculas?.
c)¿ Qué enlace de los que forma el fluor en las moléculas anteriores es más polar?.
d)¿ Cuál o cuáles de estas moléculas son polares?.

Resolución:

a) **Teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas de los elementos B, C, N, O y F:,**

$Z_B = 5$ → $1s^2\ 2s^2 2p^1$ → *3 e- de valencia*

$Z_C = 6$ → $1s^2\ 2s^2 2p^2$ → *4 e- de valencia*

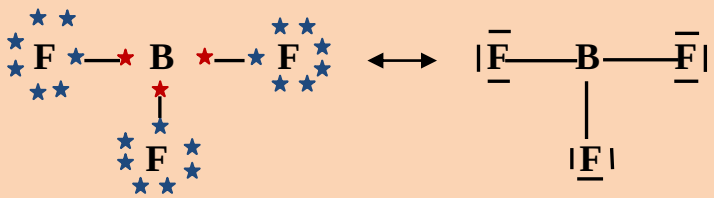
$Z_N = 7$ → $1s^2\ 2s^2 2p^3$ → *5 e- de valencia*

$Z_O = 8$ → $1s^2\ 2s^2 2p^4$ → *6 e- de valencia*

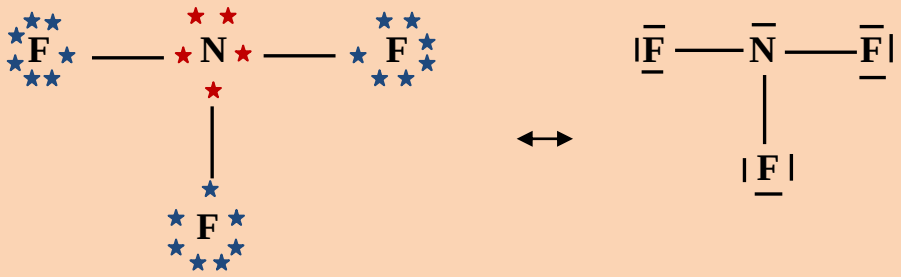
$Z_F = 9$ → $1s^2\ 2s^2 2p^5$ → *7 e- de valencia*

Comprobamos que presentan: 3, 4, 5, 6 y 7 electrones de valencia, respectivamente. Luego las estructuras de Lewis son:

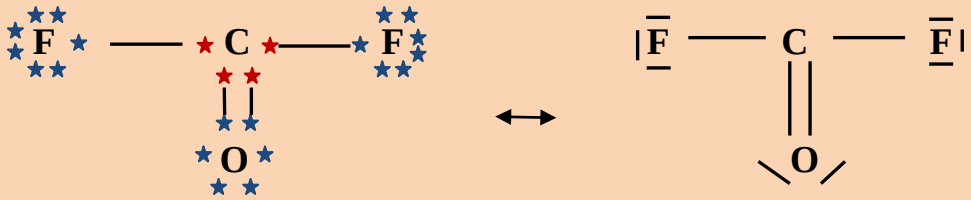
BF_3



NF_3

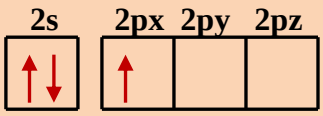


F_2CO



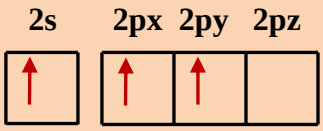
b) ***BF_3***

Capa de valencia del Boro:



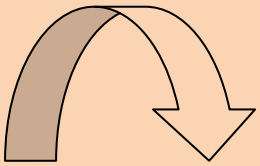
Estado fundamental

Mediante aporte energético podemos promocionar un electrón *"s"* a un orbital vacío *"p"*:

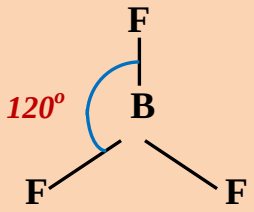


Estado excitado

En estas cpndiciones se hibridizan *1 orbital atómico "s"* con *dos orbitales "p"* dando lugar a *tres orbitales híbridos sp^2* determinando una estructura molecular de tipo *triangular plana* (triángulo equilátero) formando entre dichos orbitales híbridos un ángulo de *120º*.

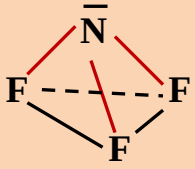


Los orbitales de los átomos de Flúor se unirán a los orbitales *sp^2* del átomo de Boro:



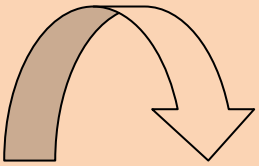
NF_3 **: El N está rodeado de cuatro pares de electrones, uno de ellos *no enlazante* (según estructura de Lewis, vista anteriormente), que se distribuirán lo más alejado posible; es decir, hacia los vértices de un tetraedro. Existiría una hibridación *sp^3* para el átomo de nitrógeno.**

Los pares de electrones enlazantes se orientan hacia los vértices de un tetraedro regular, ubicándose el par de electrones libre en el vértice superior, algo más bajo el átomo de nitrógeno y en los vértices de la base los pares de electrones compartidos. La interacción del par de electrones libre deforma la geometría tetraédrica a la de una *pirámide trigonal*.

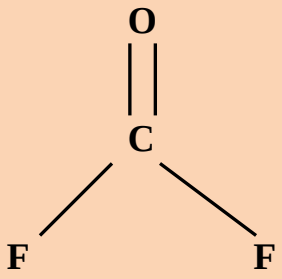


F_2CO

En la molécula F_2CO, el átomo de carbono se hibridiza (hibridación *trigonal* o *sp^2*) dando lugar a tres orbitales híbridos *sp^2* que se unirán mediante enlace covalente a los átomos de Flúor y Oxígeno. El electrón libre que aún le queda al átomo de carbono en un orbital atómico *2p*, lo utiliza en formar un enlace covalente, tipo *π*, al solapar, lateralmente, con un orbital atómico *2p* del oxígeno, constituyéndose el doble enlace.



La geometría de esta molécula es plana triangular con el átomo de C en el centro del triángulo.



c) Aquel donde esté unido al átomo *menos electronegativo*, que es el *B*. Por tanto, el enlace *más polar* se da en la molécula BF_3

d) BF_3 : *Molécula apolar*. Existen tres momentos dipolares B → F, pero la geometría (molécula simétrica) de la molécula origina que se *anulen entre sí*.

NF_3 : *Molécula polar*. Ahora, los tres momentos dipolares *N → F*, no se anulan entre sí, originando un momento dipolar *no nulo*.

F_2CO : *Molécula polar*. Los dos enlaces *C –F* originan dos momentos dipolares *C → F*, cuya resultante daría un momento dipolar dirigido hacia un lado de la molécula . Por otra parte, la unión *C-O* origina un momento dipolar *C → O* , dirigido en sentido contrario al momento dipolar *C-F*, pero de *menor intensidad*. Como resultado la molécula es *POLAR*.

***43.-* Representa mediante diagramas de Lewis la estructura de las moléculas de las siguientes sustancias:**
a) Hidrógeno b) Metano c) Amoníaco d) Cloruro de hidrógeno.
Datos: números atómicos: H: 1; C: 6; N: 7; Cl: 17.

Resolución:

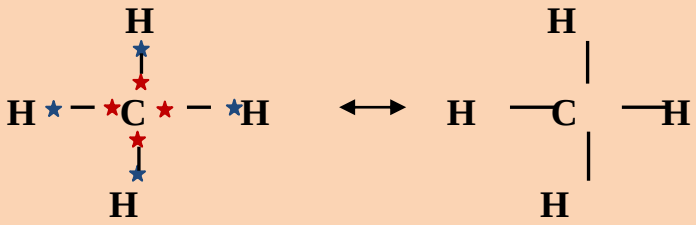
Las configuraciones electrónicas de estos elementos son:

H: $1s^1$→ *1 e- en la capa de valencia*
C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$→ *4 e- en la capa de valencia*

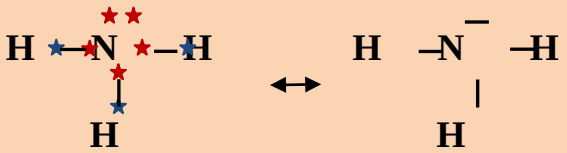
N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$→ *5 e- en la capa de valencia*
Cl: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$→ *7 e- en la capa de valencia*

a) Molécula de Hidrógeno (H_2)

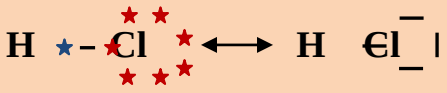
b) Molécula de Metano (CH_4)



c) Molécula de Amoniaco (NH_3)



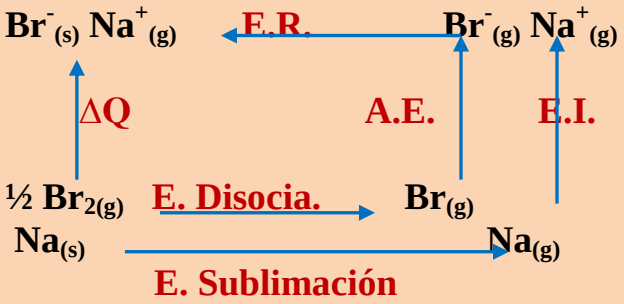
d) Cloruro de Hidrógeno (HCl)



44.- **Sabiendo que la energía de ionización y el calor de sublimación del sodio son 496 Kj/mol y 108,8 Kj/mol, respectivamente, que la energía de disociación y afinidad electrónica del Bromo valen 193 Kj/mol y 345,3 Kj/mol y que la energía resticular del bromuro de sodio es 718,7 Kj/mol, hallar el calor de formación del Bromuro de sodio.**

Resolución:

Ciclo de Born – Haber para la formación del Bromuro de sodio:



ΔQ = ½ E.D. + E. S. + A.E. + E.I. + E.R.

Recordemos que en este ciclo las energías aportadas son positivas (E.D. E.S; E.I.). Las energías que se liberan son negativas (A.E. ; E.R).

ΔQ = ½ . 193 Kj/mol + 108,8 Kj/mol + (- 345,3 Kj/mol) + 496 Kj/mol +

+ (- 718,7 Kj/mol) = *- 362,7 Kj/mol*

45.- **Los elementos A , B , C y D tienen los siguientes números atómicos: 11 , 15 , 16 y 25. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:**

a) Indique el ion más estable que puede formar cada uno de los elementos anteriores.
b) Escriba la estequiometría que presentarán los compuestos más estables que formen A con C , B con D y B con C.

Resolución:

Configuraciones electrónicas de los elementos dados:

A (Z=11) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

B (Z=15) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$

C (Z=16) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$

D (Z=25) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^5\ 4s^2$

a)

De forma general, podemos decir que un átomo tiende a tomar o a ceder electrones para adquirir la *configuración electrónica* del gas noble más próximo, con la consiguiente formación del ion correspondiente. Por tanto:

$$A - 1\,e^- \rightarrow A^+$$
$$B + 3\,e^- \rightarrow B^{-3}$$
$$C + 2\,e^- \rightarrow C^{-2}$$
$$D - 2\,e^- \rightarrow D^{+2}$$

b)

AC :

***A* es un metal y *C* un no metal. Se produce una *transferencia electrónica* entre los átomos que se traduce en la formación de un *Enlace Iónico*:**

$$\left.\begin{array}{l} A - 1\,e^- \rightarrow A^+ \\ C + 2\,e^- \rightarrow C^= \end{array}\right\}$$

Los electrones que capta C son cedidos por A.
La famosa transferencia de electrones entre átomos

El número de electrones captados tiene que ser igual al número de electrones cedidos. Para que se cumpla esta condición multiplicaremos por 2 la primera reacción de ionización:

$$2x \quad \left.\begin{array}{l} A - 1\,e^- \rightarrow A^+ \\ C + 2\,e^- \rightarrow C^= \end{array}\right\} \quad \begin{array}{l} 2A - \cancel{2\,e^-} \rightarrow 2\,A^+ \\ C + \cancel{2\,e^-} \rightarrow C^= \end{array}$$

$$\underbrace{2\,A + C}_{\text{Proporción Estequiométrica}} \rightarrow \underbrace{2\,A^+ + C^=}_{\text{Neutralidad del compuesto formado}}$$

Según el proceso anterior la unión de *A* con *C* se produce por *enlace Iónico*, cumpliéndose:

2 átomos de A / 1 átomo de C

Fórmula: A_2C

BD:

B **es un** ***no metal*** **y** ***D*** **un** ***metal*****, existirá una** ***transferencia de electrones*** **para conseguir la configuración de gas noble, produciéndose los** ***iones correspondientes*** **que se unirán** ***por fuerzas electrostáticas*** **lo que conlleva un** ***enlace IONICO*****:**

$$\left.\begin{array}{l} B + 3\,e^- \rightarrow B^{-3} \\ D - 2\,e^- \rightarrow D^{+2} \end{array}\right\}$$ **Debemos hacer posible que el número de electrones cedidos sea igual al número de electrones captados**

$$\left.\begin{array}{l} 2x\ B + 3\,e^- \rightarrow B^{-3} \\ 3x\ D - 2\,e^- \rightarrow D^{+2} \end{array}\right\} \begin{array}{l} 2\,B + \cancel{6\,e^-} \rightarrow 2\,B^{-3} \\ 3\,D - \cancel{6\,e^-} \rightarrow 3\,D^{+2} \end{array}$$

$$2\,B + 3\,D \rightarrow 2\,B^{-3} + 3\,D^{+2}$$

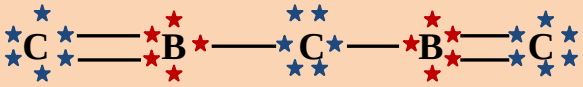
BC :

B **es un** ***no metal*** **al igual que** ***C*****. Para conseguir la estructura de gas noble** ***tenderán a tomar electrones*****, es decir, son átomos muy electronegativos:**

$$\left.\begin{array}{l} B + 3\,e^- \rightarrow B^{-3} \\ C + 2\,e^- \rightarrow C^{-2} \end{array}\right\}$$

Al ser los iones del mismo signo (-), la unión entre átomos no será de naturaleza electrostática, el enlace será ***COVALENTE*****, lo que implica** ***compartición de electrones*****.**

El diagrama de Lewis para el compuesto será de la forma :



O bien: $\langle C = \overline{B} - \underline{\overline{C}} - \overline{B} = C \rangle$

Se produciría una proporción entre átomos de B y C:

3 átomos de C / 2 átomos de B

Fórmula: C_3B_2

46.- **Indica cuáles de los siguientes compuestos tienen enlaces por puente de hidrógeno:**
a) CH_4 b) H_2O c) $CH_3 - CH_2 - CH_2OH$ d) $CH_3 - NH_2$ e) CO_2 f) $CaSO_4$ g) HBr

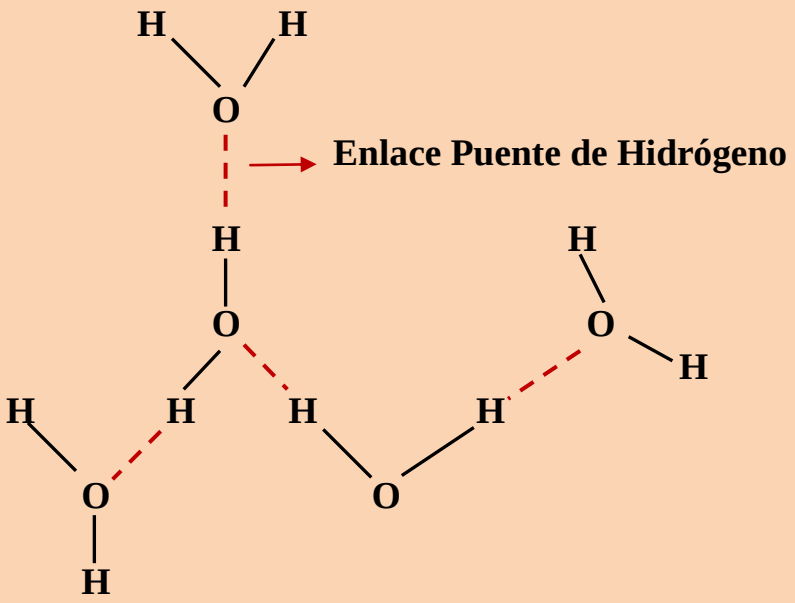
Resolución:

Los enlaces por *puente de hidrógeno* se dan *entre moléculas* que poseen un *átomo de hidrógeno* unido a otro átomo con las características:

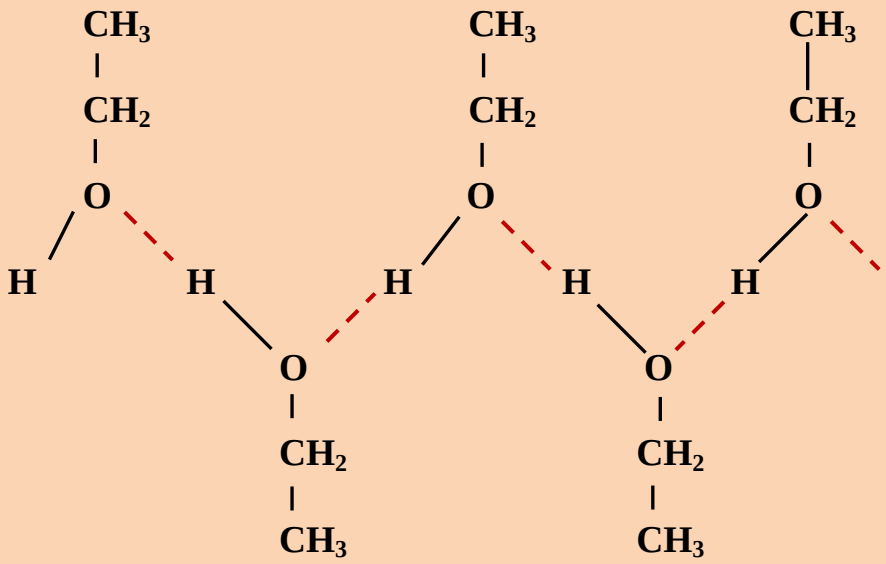
a) **Ser muy electronegativo**
b) **Volumen pequeño**

Estas condiciones las cumplen perfectamente los átomos de: Nitrógeno y Oxígeno. Por tanto, tienen enlaces por puente de hidrógeno los siguientes compuestos:

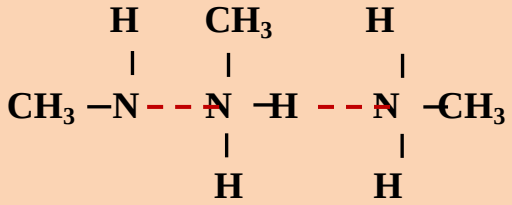
b) H_2O



c) CH_3 - CH_2 - CH_2OH



d) CH_3 - NH_2



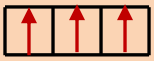
47.- **La primera energía de ionización del fósforo es de 1012 Kj . mol^{-1}, y la del azufre, 999,5 Kj . mol^{-1}. Defina energía de ionización e indique, razonadamente, si los valores anteriores son los que cabe esperar para la configuración electrónica de los dos elementos.**

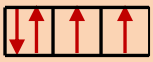
Resolución:

La *energía de ionización* es la *energía que hay que suministrar a un átomo en estado gas para arrancar su electrón más externo*.

Para resolver el segundo aspecto del enunciado, debemos señalar que se trata únicamente de justificar que la primera energía de ionización del fósforo es ligeramente mayor que la del azufre, sin tener en cuenta los valores concretos que se dan.

Teniendo en cuenta como varía la energía de ionización en un mismo período **(aumenta de izquierda a derecha), sería de esperar un valor** ***más elevado para el azufre*****, por estar más a la** ***derecha del fósforo*****. Sin embargo, viendo las configuraciones electrónicas de la última capa de ambos elementos, encontramos lo siguiente:**

$Z_P = 15 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$ 

$Z_S = 16 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$ 

La única explicación para que la 1ª energía de ionización del azufre sea menor que la del fosforo la podemos encontrar en el hecho de que ***el azufre tiene un electrón más en la capa de valencia*** **que el** ***fosforo*****. Este hecho hace posible que en la capa de valencia del Azufre** ***aumenten*** **las** ***fuerzas repulsivas*** **entre los electrones (cargas eléctricas del mismo signo) y esta** ***repulsión facilite la eliminación*** **del electrón del azufre.**

48.- **Dadas las configuraciones electrónicas para átomos neutros:**

$M = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ $\qquad$ $N = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 5s^1$

Explique cada una de las siguientes afirmaciones e indique si alguna de ellas es falsa:

a) La configuración de M corresponde a un átomo de sodio.
b) M y N representan átomos diferentes.
c) Para pasar de la configuración M a la N, se necesita energía.

Resolución:

Según el enunciado, se trata de átomos neutros con número atómico (Z) exactamente iguales (11 electrones). M y N son configuraciones electrónicas de un mismo elemento químico, M en ***estado fundamental*** **y N en** ***estado excitado*****. El** ***Sodio*** **es el elemento químico en cuestión.**

La resolución de los tres apartados es inmediata:

a) ***VERDADERA*****. Según lo que acabamos de exponer.**
b) ***FALSA*****. M y N son el mismo elemento.**

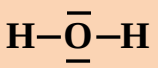
c) ***VERDADERA***. **N es la configuración electrónica de un estado excitado del átomo de sodio, donde se ha promocionado un electrón del subnivel *"3s"* al subnivel *"5s"*, lo que requiere energía.**

49.- **Indica cuáles de los siguientes compuestos tienen moléculas polares:**

a) Agua b) Dióxido de carbono c) Cloruro de hidrógeno.

Resolución:

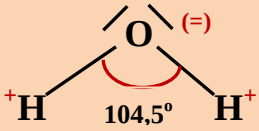
a) La estructura de Lewis de la molécula de agua es:



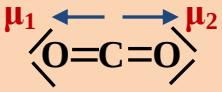
Cada enlace O – H es *polar* porque el hidrógeno y el oxígeno tienen *diferentes valores de electronegatividad*. En un principio el par de electrones compartidos está a igual distancia del Oxígeno y del Hidrógeno:

La marcada diferencia de electronegatividad hace posible un desplazamiento del par de electrones compartidos hacia el átomo de Oxígeno (más electronegativo), cargándose este de un exceso de carga negativa y el Hidrógeno con un exceso de carga positiva;

Los dos enlaces O–H forman un ángulo algo mayor de 90 º. La molécula resultante pone de manifiesto la polaridad de la misma:

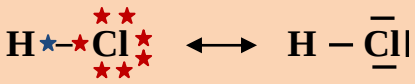


b) La estructura de Lewis de la molécula de dióxido de carbono es:

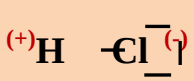


Cada enlace O=C es *polar* porque el carbono y el oxígeno tienen diferentes valores de electronegatividad; en cada uno de estos enlaces el *exceso de carga positiva* está desplazado hacia el *carbono*. Los dos enlaces O=C están alineados y sus *dipolos se compensan*. En consecuencia, aunque ambos enlaces son polares, *la molécula no es polar*.

c) La estructura de Lewis de la molécula de cloruro de hidrógeno es:



El enlace *H−Cl* es *polar* porque el hidrógeno y el cloro tienen diferentes valores de electronegatividad. En consecuencia, la molécula es polar.



50.- **Describa la geometría molecular del tricloruro de nitrógeno y del agua que se obtendrían al aplicar cada uno de los siguientes métodos:**

a) Método de enlace valencia utilizando orbitales (puros) simples.
b) Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia(RPECV).
c) Método de enlace valencia utilizando orbítales híbridos.

Resolución:

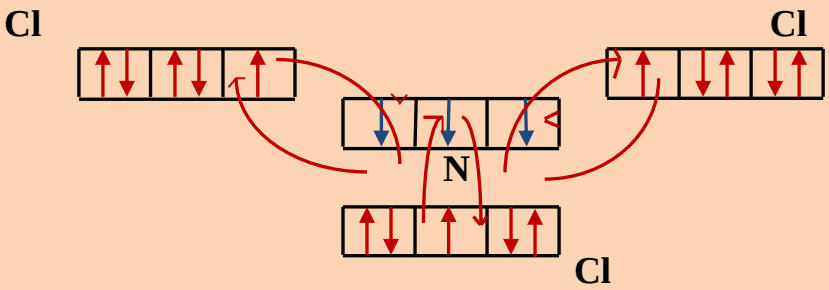
Previamente, escribiremos las configuraciones electrónicas de los átomos que conforman las dos moléculas propuestas: N, Cl, H y O. De esta forma podremos ver los orbitales de la capa de valencia que van a producir los enlaces:

N : $1s^2$ $2s^2 2p^3$; H : $1s^1$; Cl : $1s^2$ $2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^5$; O : $1s^2$ $2s^2 2p^4$

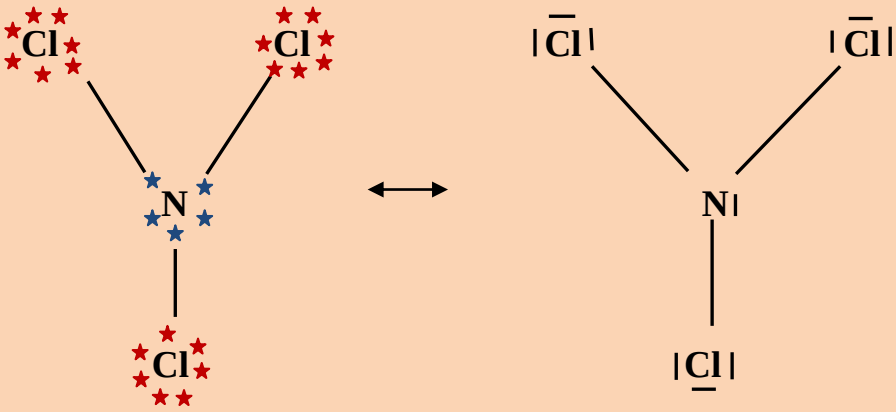
Molécula de NCl_3:

a) La teoría del *enlace valencia* supone que el enlace se forma al solapar *dos orbitales*, cada uno de los cuales tiene un *electrón desapareado*. Como el átomo de *N* tiene tres orbitales *"2p"*, que son perpendiculares entre sí, podrá formar tres enlaces con

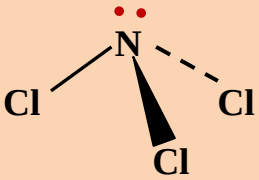
tres átomos de cloro, cada uno de los cuales utilizará el orbital *"3p"*, que está semilleno. El método electrón de valencia *NO DETERMINA LA GEOMETRÍA DE LA MOLÉCULA, EXPLICA LA COMPARTICIÓN DE PARES DE ELECTRONES*. El método *ENLACE VALENCIA* lo que en su momento se consideraba enlace Covalente. El Método Enlace Valencia justifica la compartición de pares de electrones siempre que existan orbitales atómicos semiocupados o totalmente desocupados para que tenga lugar la compartición de electrones:

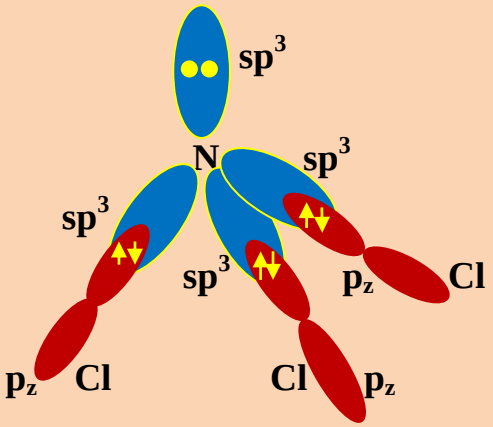


Estructura de Lewis:



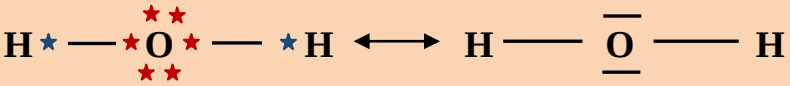
Por el método RPECV: El átomo central, *N*, presenta *cuatro pares de electrones*, *tres de ellos enlazantes* y uno *no enlazante*. Esta situación implica una hibridación *sp^3* del átomo *cenral* y por lo tanto una geometría de la molécula de *PIRAMIDE TRIANGULAR*.



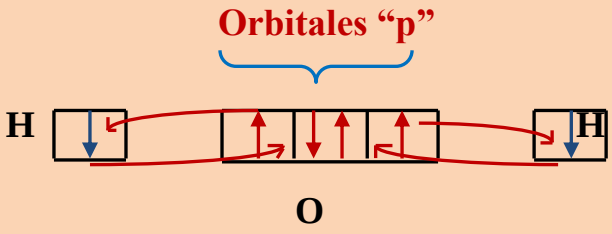


Para el caso de la molécula de agua, H_2O:

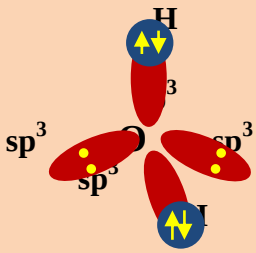
Estructura de Lewis:

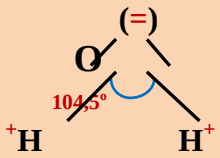


Método ENLACE VALENCIA:



Método RPECV: El átomo central, *O*, presenta *cuatro pares de electrones*, *dos de ellos enlazantes* y los otros dos *no enlazantes*. Esta situación implica una hibridación *sp^3* para el átomo central y una *geometría ANGULAR* para la molécula:





51.- **a) Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos de números atómicos Z = 11 y Z = 16. Basándose en ellas, decir de qué elementos se trata y razonar la fórmula y el tipo de enlace químico del compuesto binario que son capaces de formar.**
b) Utilizando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV), predecir la geometría de la molécula CH_3Cl. Razonar si se trata de una molécula polar.

Resolución:

a) A (Z=11) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

B (Z=16) : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$

El elemento *A* es el *Sodio* y el *B*, el *Azufre*. Como la diferencia de electronegatividad entre ambos es muy grande, el *sodio* es *muy electropositivo* y el *azufre muy electronegativo*, el enlace entre ellos será *IÓNICO*.

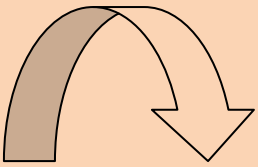
Para obtener la fórmula del compuesto debemos conocer los iones más estables que pueden formar *A* y *B*. Para ello se constituyen las reacciones de ionización:

$Na\ -1\ e^- \rightarrow Na^+$

$S\ +2\ e^- \rightarrow S^{-2}$

El Azufre necesita *2 electrones* para conseguir su octeto. El Sodio es el elemento *encargado de ceder esos dos electrones*. Se produce una transferencia de electrones que nos lleva al *Enlace Iónico*.

Se debe cumplir que los *electrones cedidos* sean *igual a los electrones ganados*. Para ello multiplicaremos la 1ª reacción de ionización por dos:



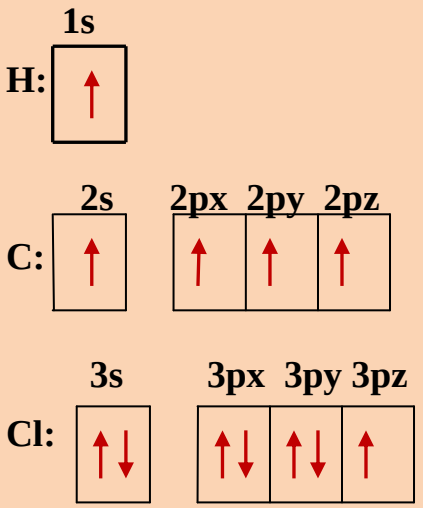
$$\left.\begin{array}{l} 2x\ Na - 1\,e^- \rightarrow Na^+ \\ S + 2\,e^- \rightarrow S^{-2} \end{array}\right\} \begin{array}{l} 2\,Na - \cancel{2\,e^-} \rightarrow 2\,Na^+ \\ S + \cancel{2\,e^-} \rightarrow S^{=} \\ \hline \underbrace{2\,Na + S}_{\text{Proporcionalidad de unión}} \rightarrow \underbrace{2\,Na^+ + S^{=}}_{\text{Neutralidad del compuesto formado}} \end{array}$$

2 átomo de Na / 1 átomo de S

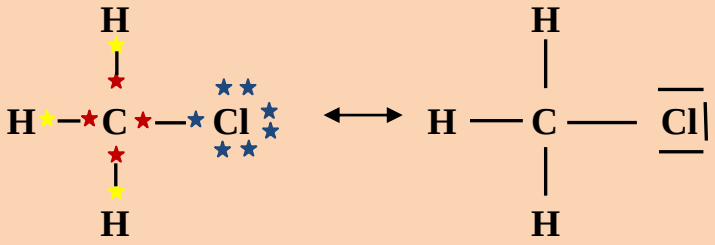
Fórmula: Na_2S **(Sulfuro de sodio)**

b) Teniendo en cuenta los electrones desapareados de H, C y Cl, la estructura de Lewis de la molécula CH_3Cl es:

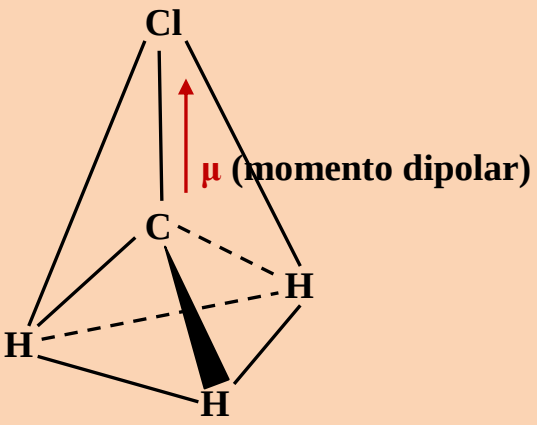
Capa de valencia de los elementos químicos:



☆ = **Electrones de la capa de valencia**



El *C* presenta *cuatro pares de electrones enlazantes* condición para poder tener una *hibridación tetragonal*, *tetraédrica* o *sp^3* llevándonos a una molécula de geometría tetraédrica:



La molécula presenta *cuatro enlaces polarizados* y el *momento dipolar resultante no es nulo*. Se trata de una *molécula polar*.

52.- **Explique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza intermolecular hay que vencer para fundir los siguientes compuestos:**

a) Cloruro de sodio.
b) Dióxido de carbono.
c) Agua.
d) Aluminio.

Resolución:

a) ***Cloruro de Sodio (NaCl)***

Al tratarse de dos elementos químicos de *muy diferentes valores de electronegatividad* estarán unidos mediante *Enlace Iónico*. Luego las fuerzas que debemos vencer son de origen *electrostático*

b) ***Dióxido de carbono (CO_2)***

La diferencia de electronegatividad entre Oxígeno y Carbono no es lo suficientemente grande como para unirse los átomos mediante Enlace Iónico. Se unirán mediante *Enlace Covalente*

Las moléculas de CO_2 se encuentran unidas por fuerzas muy débiles (*Fuerzas de Van der Waals*). Estas fuerzas son las que deberemos vencer.

c) *La molécula de agua (H_2O)*

Se trata de una molécula altamente polarizada. Los átomos de Hidrógeno y Nitrógeno se unen mediante Enlace Covalente pero el conjunto es altamente polar. La unión entre las moléculas de agua se realiza mediante la *atracción dipolo – dipolo* o bien por *Puentes de Hidrógeno*. En ambos casos fáciles de vencer.

d) Una *barra de aluminio* (Al_n) se encuentra constituidas por millones y millones de átomos de Aluminio unidos entre ellos mediante *Enlace Metálico*. Deberemos vencer las fuerzas atractivas entre los átomos de Aluminio en la estructura cristalina del metal.

53.- **a) Ordena las siguientes moléculas por orden creciente de su momento dipolar: BCl_3 , H_2O y H_2S. b) Explica la hibridación del átomo de boro en la molécula de BCl_3.**
Datos: Números atómicos: B = 5 ; Cl = 17 ; H = 1 ; O = 8 ; S = 16 .

Resolución:

$Z_B = 5 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^1 \rightarrow 3$ electrones de valencia

$Z_{Cl} = 17 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5 \rightarrow 7$ electrones de valencia

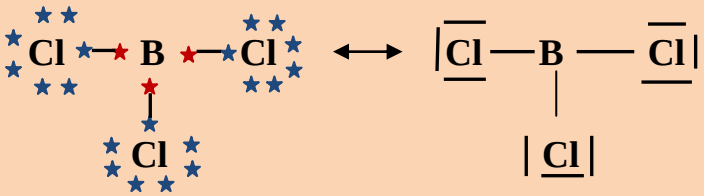
$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow 1$ electrón de valencia

$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^4 \rightarrow 6$ electrones de valencia

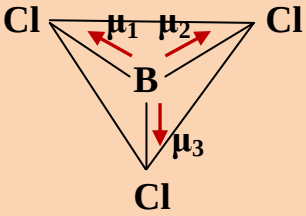
$Z_S = 16 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4 \rightarrow 6$ electrones de valencia

a) En función de las configuraciones electrónicas de los elementos, podemos conocer el número de electrones de la última capa de la corteza electrónica y que se conocen como *Electrones de Valencia* que serán utilizados para la determinación de la geometría molecular.

BCl_3



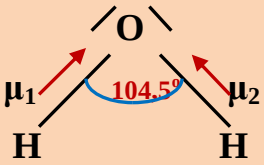
El Boro, átomo central de la molécula, *presenta tres pares de electrones enlazantes*. Esta condición implica una *hibridación del boro del tipo sp^2* resultando una geometría *triangular plana (triángulo equilátero)*:



Esta geometría molecular implica *tres momentos dipolares parciales* pero la geometría de la molécula hace que el *momento dipolar resultante* sea *NULO*.

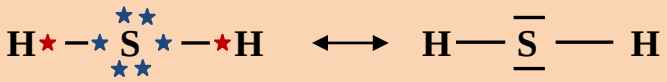
H_2O:

En esta molécula el átomo central, el *oxigeno*, presenta *4 pares de electrones* lo que implica una hibridación *sp^3*. Dos de los pares de electrones son *NO ENLAZANTES* determinando una molécula angular:

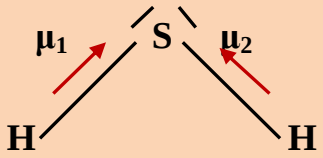


En esta molécula existen *dos momentos dipolares parciales* que determinan un *momento dipolar resultante* y por lo tanto la molécula del agua es *Polar*.

H_2S:



El átomo central, *Azufre*, tiene *cuatro pares de electrones* implicará una hibridación *sp^3* para el átomo de *Oxígeno. Dos* de los cuatro pares de electrones son *NO ENLAZANTES* la molécula del H2S tiene una geometría angular.



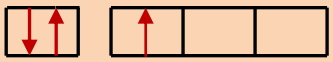
Existen en la molécula *dos Momentos Dipolares parciales* que nos determinan *un Momento Dipolar resultante* haciendo que la molécula de *H_2S* sea *Polar*.

De las tres moléculas planteadas solo las dos últimas son polares. Para determinar cuál de las dos moléculas es MÁS polar tenemos que analizar la polaridad del enlace *O − H* y *S−H*. Al ser el *Oxígeno* más electronegativo que el *Azufre*, los momentos dipolares *H→O* serán más intensos que los *H→S* y, por tanto, el momento dipolar resultante en la molécula de *agua será mayor*. El orden del momento dipolar de menor a mayor es:

$$BCl_3 < H_2S < H_2O$$

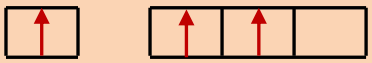
b) El *B* tiene una configuración electrónica en su estado fundamental:

B (Z = 5) : $1s^2\ 2s^2 2p^1$

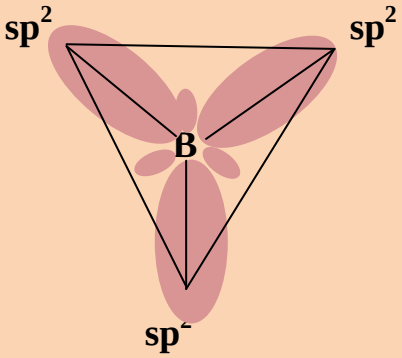


Mediante un aporte de energía un electrón del subnivel *2s* puede ser promocionado a un orbital *2p*, obteniéndose un estado excitado:

Estado Excitado



Por combinación de los tres orbitales atómicos (1 s + 2 p), cada uno del los cuales tiene un electrón, *se obtienen tres orbitales híbridos "sp^2"*, los cuales se distribuyen hacia los vértices de un triangulo equilátero.



54.- **Ordena los siguientes cationes en orden creciente de radio atómico: Be^{+2} , Li^{+} , Na^{+} y K^{+}. Razona tu respuesta.**
DATOS: $Z_{Be} = 4$; $Z_{Li} = 3$; $Z_{Na} = 11$; $Z_{K} = 19$

Resolución:

Configuraciones Electrónicas:

	PERIODO	GRUPO
$_4Be \rightarrow 1s_2\ 2s^2$	$n = 2$	II – A (2)
$_3Li \rightarrow 1s^2\ 2s^1$	$n = 2$	I – A (1)
$_{11}Na \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$	$n = 3$	I – A (1)
$_{19}K \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s$	$n = 4$	I – A (1)

Se trata de cuatro *elementos metálicos* que tenderán a *ceder electrones* para conseguir la estructura de gas noble.

Los iones más estables que se obtendrían:

$$Be - 2\ e^- \rightarrow Be^{+2}$$

$$Li - 1\ e^- \rightarrow Li^{+}$$

$$Na - 1\ e^- \rightarrow Na^{+}$$

$$K - 1\ e^- \rightarrow K^{+}$$

Las configuraciones electrónicas de estos iones son:

$_{2}Be^{+2} \rightarrow 1s^2 \rightarrow$ *1 capa en la corteza electrónica*

$_{2}Li^{+} \rightarrow 1s^2 \rightarrow$ *1 capa en la corteza electrónica*

$_{10}Na^{+} \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6 \rightarrow$ *2 capas en la corteza electrónica*

$_{18}K^{+} \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 \rightarrow$ *3 capas en la corteza electrónica*

Los iones que presentan iones de radio más pequeño son:

$$Be^{+2}\ y\ Li^{+}$$

El radio atómico en el Sistema Periódico disminuye cuando nos desplazamos de izquierda a derecha. También sabemos que el radio de un catión frente al radio del átomo neutro es inferior. Como en todos los casos tratamos con cationes podemos seguir el criterio para los átomos neutros. Según estas consideraciones:

$$R_{Be+2} < R_{Li+}$$

Respecto al Na^+ y K^+ hemos podido constatar que el K^+ tiene una capa más en la corteza electrónica (n = 3) frente al Na^+ que tiene solo dos capas. Se cumple pues:

$$R_{Na+} < R_{K+}$$

Ya podemos establecer el orden que nos exige el ejercicio:

$$R_{Be+2} < R_{Li+} < R_{Na+} < R_{K+}$$

55.- a) Escriba las configuraciones electrónicas externas características de los metales alcalinotérreos y de los halógenos. Ponga un ejemplo de cada uno.
b)¿Quién presenta mayor afinidad electrónica, los metales alcalinos o los alcalinotérreos?.
c)Defina potencial (energía) de ionización. Indique y justifique que elemento del sistema periódico tiene mayor energía de ionización.

Resolución:

a) La configuración electrónica de los *metales alcalinotérreos* viene dada por la expresión *[gas noble] ns^2*. Así por ejemplo, para el calcio tenemos:

Ca (Z=20): *[Ar] $4s^2$*

: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$

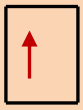
Para los halógenos, las configuraciones electrónicas son del tipo *ns^2np^5*, donde *"n"* es la última capa electrónica ocupada. Un ejemplo es el yodo, I (Z=53):*[Kr] $5s^2 4d^{10} 4p^5$*.

$Z_I = 53 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5\ 5s^2 4d^{10} 5p^5$

$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^5$

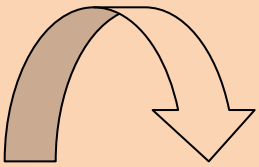
La *afinidad electrónica* (capacidad para captar electrones) de los *metales alcalinos es pequeña, pero apreciable*. La capa de valencia de los metales alcalinos es del tipo:

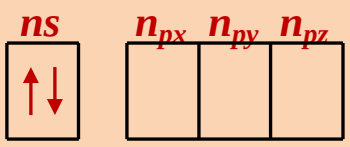
ns



El orbital *"s"* se encuentra medio vacío lo que haría posible la entrada de un segundo electrón.

Por el contrario, los *metales alcalinotérreos* no muestran tendencia a captar electrones y convertirse en aniones monovalentes puesto que su capa de valencia es *ns^2*:





El electrón adicional debería alojarse en una subcapa, la *"p"*, para lo cual deberíamos aportar energía de forma que el proceso es *energéticamente desfavorable*.

En consecuencia, *la afinidad electrónica de los metales alcalinos es superior a la de los metales alcalinotérreos*.

c)El Potencial de Ionización es la *energía necesaria para arrancar el electrón más externo de la capa de valencia del átomo en estado gas*.

La variación de Potencial de Ionización en el Sistema Periódico es:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1								P.I										
2																		
3																		
4			P.I.							P.I.								
5																		
6																		
7																		

Según la variación del *P.I.* en el Sistema Periódico el elemento de mayor potencial sería el *He*.

***56.-* a) Indique cuál es la geometría de las moléculas AlH_3 , BeI_2 , PH_3 y CH_4 según la teoría de la repulsión de par de electrones en la capa de valencia.**
b)Señale y justifique si alguna de las moléculas anteriores es polar.

Resolución:

Configuraciones electrónicas:

$Z_{Al} = 13 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1 \rightarrow$ *3 e- de valencia*
$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1 \rightarrow$ *1 e- de valencia*

$Z_{Be} = 4 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 \rightarrow 2$ *e- de valencia*
$Z_I = 53 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 3p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^5$
$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^5 \rightarrow 7$ *e- de valencia*
$Z_P = 15 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3 \rightarrow 5$ *e- de valencia*
$Z_C = 6 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^2 \rightarrow 4$ *e- de valencia*

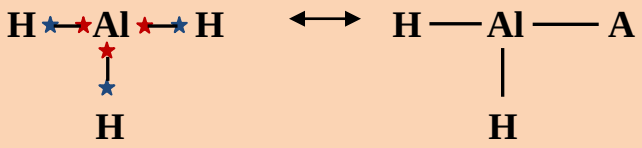
Cuando los elementos químicos pertenecen a los grupos representativos, como en este caso, no hace falta establecer la configuración electrónica para *determinar los electrones de valencia*. Para estos elementos el *número de electrones de la última capa* (electrones de valencia) coinciden con el *número del grupo del Sistema Periódico al cual pertenecen*, es decir:

Al → *III – A* → 3 e- de valencia
H → *I – A* → 1 e- de valencia
Be → *II – A* → 2 e- de valencia
I → *VII – A* → 7 e- de valencia
P → *V – A* → 5 e- de valencia
C → *IV – A* → 4 e- de valencia

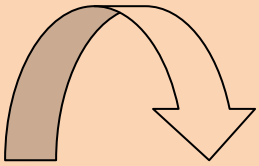
Conocidos los electrones de valencia podemos proceder a realizar el ejercicio.

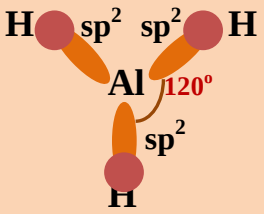
a) **Previamente escribimos las estructuras de Lewis de las moléculas propuestas:**

AlH_3:



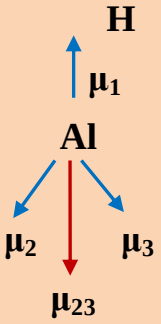
Nos encontramos con *TRES PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES* para el átomo central (Al) → Hibridación *sp^2* → Geometría molecular *TRIANGULAR PLANA.*





Existen en la molécula *TRES momentos dipolares parciales* pero que se anulan por simetría molecular:

APOLAR



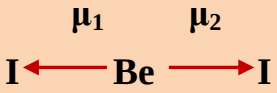
$\mu_1 = \mu_{23}$

El $\mu_T = 0$ → Molécula

BeI_2

***DOS PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES* para el átomo central →**

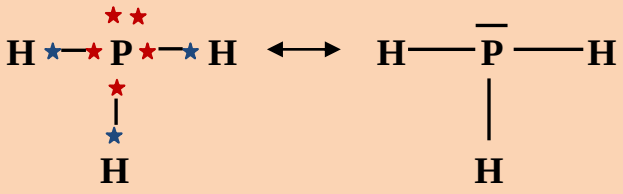
Hibridación *sp* → Geometría molecular *LINEAL*



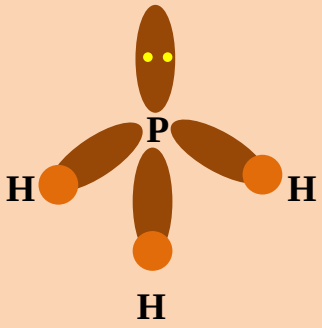
$\mu_1 = \mu_2$ → Momento dipolar resultante = 0

Molécula *APOLAR*

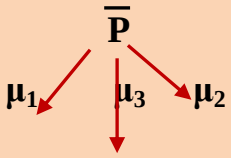
PH_3



CUATRO PARES DE ELECTRONES **para el átomo central central (P) → Hibridación *sp^3*. *TRES PARES ENLAZANTES* y *UNO NO ENLAZANTE* → Geometría molecular *PIRAMIDE TRIANGULAR*.**

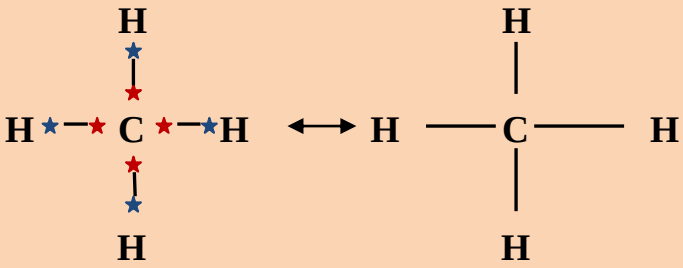


TRES **momentos dipolares parciales. Nos proporcionarán un momento dipolar resultante que junto al par de electrones *NO ENLAZANTES***

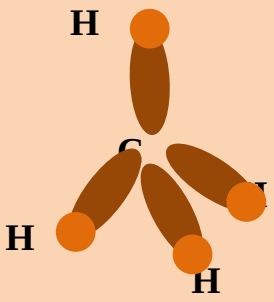


darán *carácter polar* a la molécula.

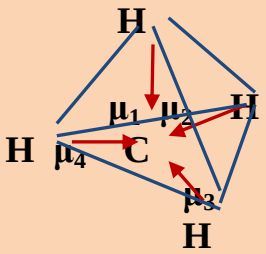
CH_4



Cuatro pares de electrones ENLAZANTES **para el átomo central, el C, lo que implica una hibridación** ***sp^3*** **y por lo tanto una geometría molecular** ***TETRAÉDRICA*****.**



Existen ***CUATRO PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES*****. Cada uno de los enlaces nos proporciona un momento dipolar** ***PARCIAL*** **que implicaría un momento** ***dipolar total*** **que por** ***simetría de la molécula SE ANULARÍA*** **y por lo tanto ésta no presentaría** ***CARÁCTER POLAR*****.**



57.- **Conteste razonadamente:**

a) ¿ Qué tipo de enlace N-H existe en el amoniaco? ¿ Y entre los átomos de K en el potasio sólido?.

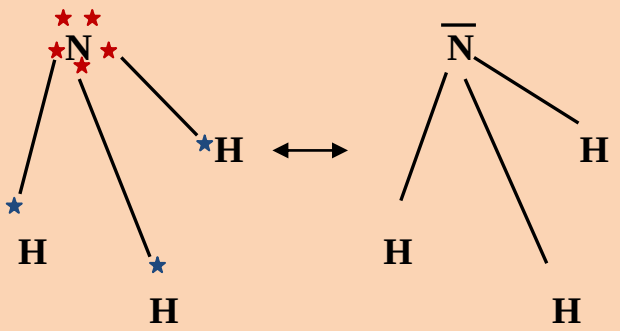
b) ¿ Qué fuerzas hay que romper para fundir el bromuro de potasio sólido? ¿ Y para fundir el yodo (I_2) sólido?.

Resolución:

a) En el amoniaco las uniones N – H son mediante ***enlace covalente*****. Esto es debido a que tanto el hidrógeno como el nitrógeno son elementos de** ***carácter no metálico*** **que se unen** ***compartiendo electrones*****.**

Las configuraciones electrónicas del hidrógeno solo le permite compartir un par de electrones, de forma que la estructura de Lewis del amoniaco es :

NH_3



Donde se aprecia que existen *tres enlaces covalentes simples N – H* y que el nitrógeno posee, además, un par de electrones *no compartidos*.

En el *potasio sólido*, los átomos están unidos entre sí por *enlace metálico.*

La configuración electrónica de este elemento, K(Z=19) :

$Z_K = 19 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$

El K muestra un *electrón solitario* en la subcapa *4s* que es fácilmente ionizable:

$$K - 1\ e^- \rightarrow K^+$$

En el enlace metálico, *los átomos se transforman en cationes monovalentes, K^+*, que se agrupan en una estructura tridimensional ordenada de tipo compacto. Los *electrones cedidos* al conjunto forman una *nube*, *gas*, o *mar electrónico*, que es *compartida simultáneamente por todos los átomos del sólido.*

b) Para fundir el bromuro potásico hay que romper *fuerzas de tipo electrostático*, ya que se trata de un compuesto con *enlace iónico*, es decir, en su interior están los *iones K^+ y Br^-*, que forman un cristal

tridimensional que se sostiene por la mutua *atracción eléctrica* entre *iones de carga opuesta*.

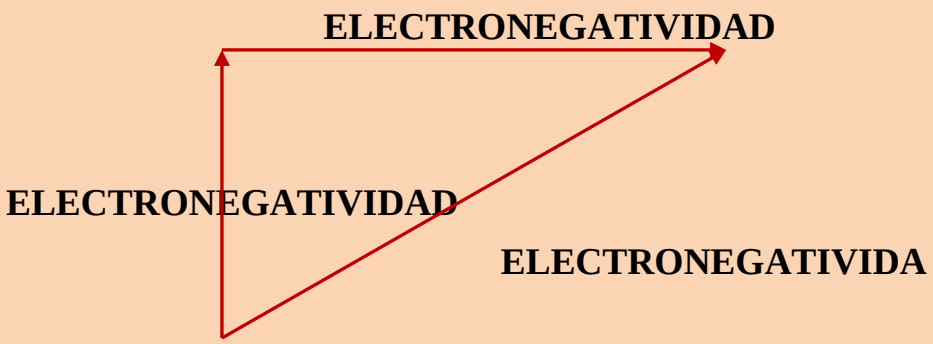
El yodo sólido es una sustancia de *tipo molecular*; es decir, *moléculas individuales*, en este caso de I_2, que se agrupan en una estructura sostenida por las *débiles fuerzas intermoleculares* llamadas de *Van der Waals*. Para fundir el yodo sólido no hay que *romper enlaces químicos*; *basta con vencer las fuerzas intermoleculares*. De hecho, el yodo sólido sublima (pasa a estado gas) a temperatura ambiente, de forma que moléculas de I_2 escapan del cristal y pasan a estado gaseoso.

***58.-* a) ¿ Cuál de los siguientes compuestos es más soluble en agua: CsI o CaO?. Justifique la respuesta.**
b)¿Cuáles son las diferencias más importantes entre un enlace "sigma" y uno "pi".

Resolución:

a) La solubilidad, en agua, está directamente relacionada con el *carácter iónico* del compuesto. A *mayor carácter iónico mayor solubilidad* del compuesto químico. El carácter iónico del compuesto viene determinado por la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman el enlace iónico. A mayor diferencia de electronegatividad mayor carácter iónico.

Teniendo en cuenta la variación de la Electronegatividad en el Sistema Periódico:



En el compuesto CsI:

$Z_{Cs} = 55 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6\ 6s^1$

Periodo $n = 6$ **; Grupo** $I - A$ **(Grupo 1)**

$Z_I = 53 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 3p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^5$

$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 3p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^5$

Periodo $n = 5$ **; Grupo** $VII - A$ **(Grupo 17)**

Para el compuesto CaO:

$Z_{Ca} = 20 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$

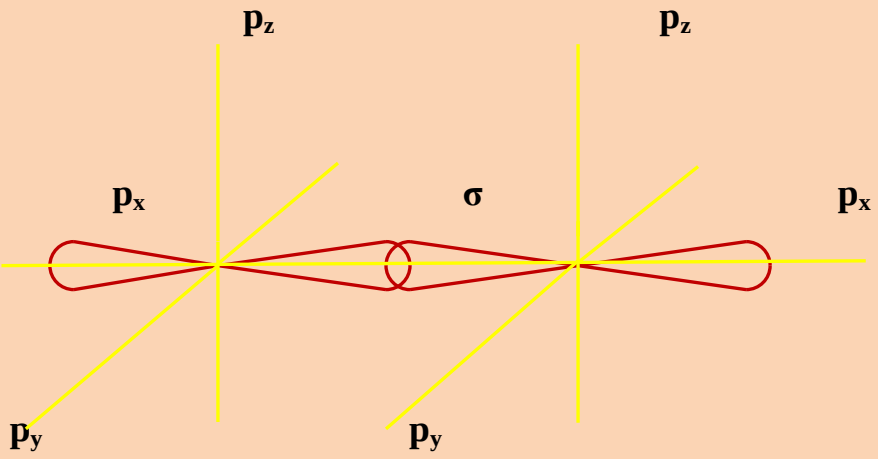
Periodo $n = 4$ **; Grupo** $II - A$ **(Grupo 2)**

$Z_O = 8 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^4$

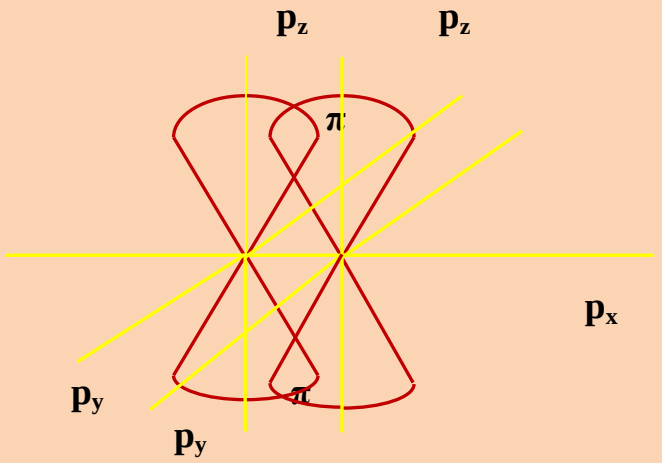
Periodo $n = 2$ **; Grupo** $II - A$ **(Grupo 2)**

En el compuesto *CsI:* los elementos químicos *Cs* y *I* están *más separados en el S.P* que el *Ca* y el *O*, *más bajos en el S.P*. *Entre el Cs* y *I* hay mayor diferencia de electronegatividad lo que implica mayor carácter iónico y mayor solubilidad en agua.

b) La diferencia entre los enlaces *"sigma"*(σ) y *"pi"*(π) estriba en la forma de solapamiento de los orbitales atómicos o hibridizados. En el casoi de los enlaces que los enlaces sigma *"σ"* se forman por *solapamiento frontal de orbitales atómicos*:



Los enlaces *"π"* proceden del *solapamiento lateral de orbitales atómicos*.



59.- **Para los tres elementos siguientes, el número atómico es 19, 35 y 54; indique de forma razonada:**

a) **El elemento y su configuración electrónica.**
b) **Grupo y periodo del sistema periódico al cual pertenece.**
c) **El elemento que tiene menor potencial de ionización.**
d) **El estado de oxidación más probable en cada caso.**
e) **Configuración electrónica de los iones resultantes en el apartado anterior.**

Resolución:

a) y b) Configuraciones electrónicas:

Z = 19 : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$ → **Periodo** $n = 4$;

Grupo *I – A (1) Potasio*

Z = 35 : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$ →

$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2 4p^5$

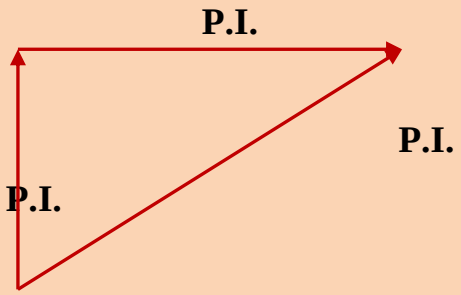
Periodo $n = 4$; **Grupo** *VII – A (17)* → *Bromo*

Z = 54 : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10} 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10} 5p^6$

$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$

→ **Periodo** $n = 5$; **Grupo** *VIII – A (18)* → *Xenón*

b) Teniendo en cuenta cómo varía el potencial de ionización en el Sistema Periódico:



será el *potasio* el que tenga el *valor más bajo de esta propiedad periódica*.

c) Admitiendo que el estado de oxidación más probable es aquel que alcanza un elemento cuando adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo (cediendo o tomando electrones):

$K - 1\ e^- \rightarrow K^+$ *(+1)*

$Br + 1\ e^- \rightarrow Br^-$ *(-1)*

El xenón, al ser un gas noble, *ni cede ni toma electrones espontáneamente*, y su número de oxidación es *0*.

d) Las configuraciones electrónicas de los iones K^+ y Br^- serán:

K^+ : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$

B^- : $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6$

ya que el potasio cede su electrón más externo, $4s^1$, para dar el ion K^+, y el bromo *toma un electrón*, formando el ion Br^-.

60.- Supongamos cuatro elementos del Sistema Periódico, A , B , C y D, cuyos números atómicos son 37 , 38 , 53 y 54, respectivamente.

a) **Escriba su configuración electrónica.**
b) **¿ A qué grupo del Sistema Periódico pertenece cada elemento?.**
c) **Señale y justifique cuál de los elementos presenta mayor afinidad electrónica.**
d) **Razone el tipo de enlace que se establecerá entre A y C.**
e) **¿ Qué elemento presenta mayor radio atómico?.**

Resolución:

a) y b) Configuraciones electrónicas:

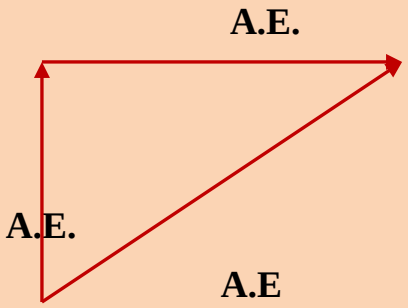
A(Z=37): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^1 \rightarrow n = 5$; *Grupo I – A (1)*

B(Z=38): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 \rightarrow n = 5$; *Grupo II – A (2)*

C(Z=53): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^5$
$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^{24} 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^5$
$\rightarrow n = 5$; *VII – A (17)*

D(Z=54): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^4$
$\rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 4p^6 4d^{10}\ 5s^2 5p^4$
$\rightarrow n = 5$; *VI – A (16)*

c)Teniendo en cuenta la variación de la afinidad electrónica en el Sistema periódico:



el elemento de mayor valor de esta propiedad es el *C*. El elemento *D*, al ser un *gas noble*, no tiene tendencia a *tomar electrones*.

d)

***A* es un elemento *muy electropositivo*, y *C*, *muy electronegativo*:**

$$A - 1\ e^- \rightarrow A^+$$

$$C + 1\ e^- \rightarrow C^-$$

Se forman iones de carga eléctrica opuesta lo que favorece la unión de los átomos mediante *enlace iónico* (atracción electrostática entre cargas eléctricas de signo opuesto).

e)

Sabiendo que la variación del radio astómico en el Sistema Periódico es:

R. Atómico

R. Atómico

(punta de flecha implica aumento)

Se trata del elemento *B*.

61.- **a) Ordene de mayor a menor radio iónico, justificando su respuesta, los siguientes iones: Be^{+2} , Li^{+} , F^{-} , N^{-3}.**
b)Ordene de mayor a menor potencial de ionización los elementos de los que estos iones proceden.

Resolución:

a) $Z_{Be} = 4 \rightarrow 1s^2\ 2s^2$; $n = 2$; *Grupo II – A (2)*

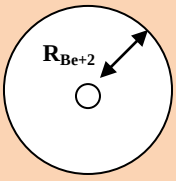
El Berilio tiende a ceder 2 e-:

$$Be - 2\ e^- \rightarrow Be^{+2}$$

$Z_{Be+2} = 2 \rightarrow 1s^2$; n = 1 (pierde una capa el Berilio)

Disminuye el radio

Be^{+2}:



n = 1

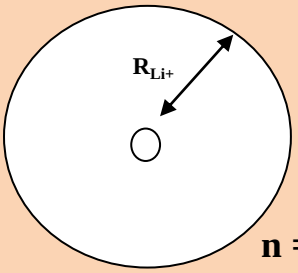
$Z_{Li} = 3 \rightarrow 1s^2\ 2s^1$; $n = 2$; *Grupo I – A (1)*

El Litio pierde un electrón:

$$Li - 1\ e^- \rightarrow Li^+$$

$Z_{Li+} = 2 \rightarrow 1s^2 \rightarrow$ *Disminuye el radio*

Li^+



n = 1

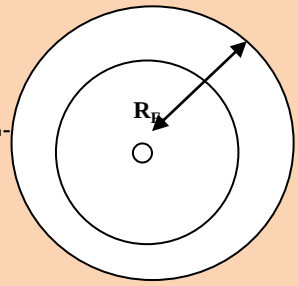
$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^5$; $n = 2$; *Grupo VII – A (17)*

El Flúor gana un electrón:

$$F + 1\ e^- \rightarrow F^-$$

$Z_{F-} = 10 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6 \rightarrow$ *Aumenta el radio*

F^-



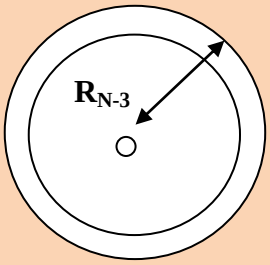
n = 2

$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^3$; $n = 2$; *Grupo V – A (15)*

El Nitrógeno toma 3 e-:

$$N + 3\,e^- \rightarrow N^{-3}$$

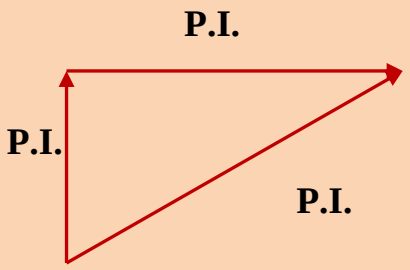
$Z_{N-3} \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6 \rightarrow$ ***Aumenta el radio***



El orden pedido es:

$$Li^+ > Be^{+2} > N^{-3} > F^-$$

a) La variación del *Potencial de Ionización* o *Energía de Ionización* en el Sistema Periódico viene determinada por el diagrama:



Los cuatro elementos: Li, Be , N y F pertenecen al mismo periodo, *n = 2*. En cuanto a los grupos y según su configuración electrónica:

Li → *I – A* (1) ; Be → *II – A* (2) ; N → *V – A* (15) y F → *VII – A* (17)

Según el diagrama: *a medida que nos desplazamos hacia la derecha en un mismo período aumenta el Potencial de Ionización* y por lo tanto el orden pedido es

$$F > N > Be > Li$$

62.- Deduzca las geometrías moleculares de las especies NF_3 y BF_3, indicando en cada caso la hibridación de orbitales atómicos del elemento central y su polaridad (si existe).

Resolución:

Determinaremos los electrones de valencia de cada elemento mediante su configuración electrónica:

$Z_N = 7 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^3$ → Perioso *n = 2* ; Grupo V – A (15)
→ *5 e- de valencia*

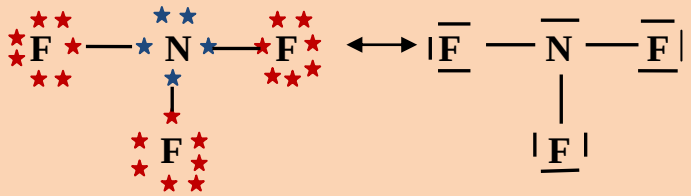
$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^5$ → Periodo *n = 2* ; Grupo *VII – A* (17)
→ *7 e- de valencia*

$Z_B = 5 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^1$ → Periodo *n = 2* ; Grupo *III – A* (13)
→ *3 e- de valencia*

$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^5$ → Periodo *n = 2* ; Grupo *VII – A* (17)
→ *7 e- de valencia*

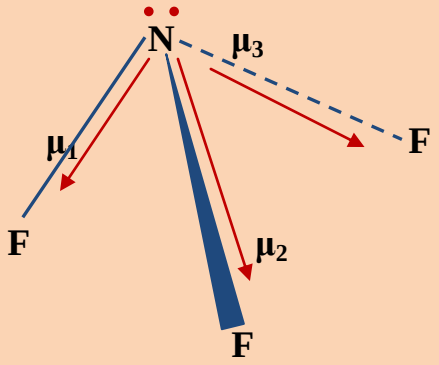
Previamente escribiremos las estructuras de Lewis de ambas moléculas. Teniendo en cuenta los electrones de valencia que tienen N, F y B, dichas estructuras son:

NF_3

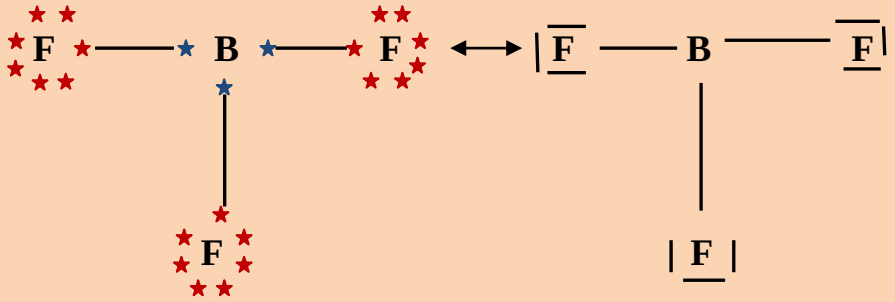


La molécula de amoníaco, *NF_3*, presenta *cuatro pares de electrones* alrededor del átomo central, *N*. Esta condición implica una *Hibridación* de dicho átomo del tipo *sp^3* que nos proporcionaría una molécula *tetraédrica*, pero de los cuatro pares de electrones, *tres son ENLAZANTES* y *UNO NO ENLAZANTE* lo que conlleva una Geometría *PIRAMIDE TRIANGULAR*. En esta molécula existen

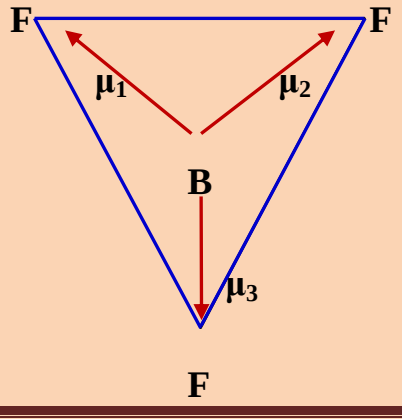
tres enlaces covalentes polarizados **F←N, lo que llevará consigo un momento** ***dipolar total.*** **El par de electrones** ***NO ENLAZANTES*** **también dan** ***carácter polar*** **a la molécula.**



BF_3



El ***Boro*****, B, átomo central presenta** ***TRES PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES*** **lo que implica una** ***Hibridación sp^2*** **y una** ***Geometría TRIANGULAR PLANA*** **para la molécula. Los tres enlaces covalentes** ***B → F*****, están polarizados pero la estructura** ***TRIANGULAR PLANA*** **(triángulo equilátero) hace posible la existencia de las anulaciones de los** ***Momentos Dipolares parciales*** **obteniéndose una molécula** ***APOLAR*****.**



63.- De las siguientes moléculas: NO , C_2H_4 , CO_2 , N_2 , Cl_4C y SO_2, indique:

a) **En qué molécula todos los enlaces son sencillos.**
b) **En qué molécula existe algún enlace doble.**
c) **En qué moléculas existe un número impar de electrones. Razone la respuesta utilizando estructuras de Lewis.**

Resolución:

Para poder contestar a todas las cuestiones es necesario determinar las *estructuras de Lewis* de cada una de las moléculas y para ello lo primero que debemos saber es el *número de electrones de valencia* que presentan cada uno de los átomos que intervienen en las diferentes moléculas. Para ello determinaremos la *Configuración Electrónica* de los átomos:

$Z_N = 7$ → $1s^2\ 2s^2 2p^3$ → Periodo $n = 2$; Grupo $VII - A$ (15)
→ *5 e- de valencia*

$Z_O = 8$ → $1s^2\ 2s^2 2p^4$ → Periodo $n = 2$; Grupo $VI - A$ (16)
→ *6 e- de valencia*

$Z_C = 6$ → $1s^2\ 2s^2 2p^2$ → Periodo $n = 2$; Grupo $IV - A$ (14)
→ *4 e- de valencia*

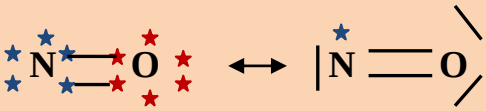
$Z_H = 1$ → $1s^1$ → Periodo $n = 1$; Grupo $I - A$ (1) → *1 e- de valencia*

$Z_{Cl} = 17$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ → Periodo $n = 3$; Grupo $VII - A$ (17)
→*7 e- de valencia*

$Z_S = 16$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$ → Periodo $n = 3$; Grupo $VI - A$ (16)
→ *6 e- de valencia*

Estudiemos las estruturas moleculares de Lewis:

NO



Molécula NO:

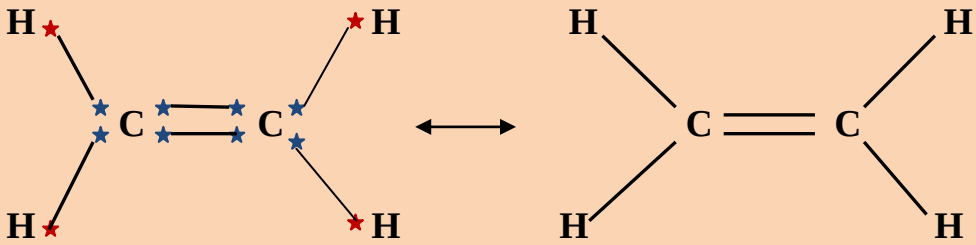
.- Electrones de Valencia totales Totales: 11

.- 2 pares de electrones ENLAZANTES

.- 3 pares de electrones NO ENLAZANTES

.- 1 electrón DESAPAREADO

C_2H_4



Molécula de C_2H_4:

.- Electrones de Valencia totales: 12

.- Pares de electrones ENLAZANTES: 6

CO_2

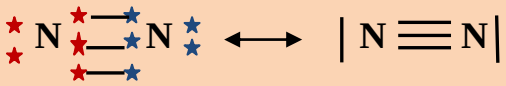
Molécula de CO_2:

.- Electrones de Valencia totales: 16

.- Pares de electrones ENLAZANTES (átomo central): 4

.- Pares de electrones NO ENLAZANTES:4

N_2



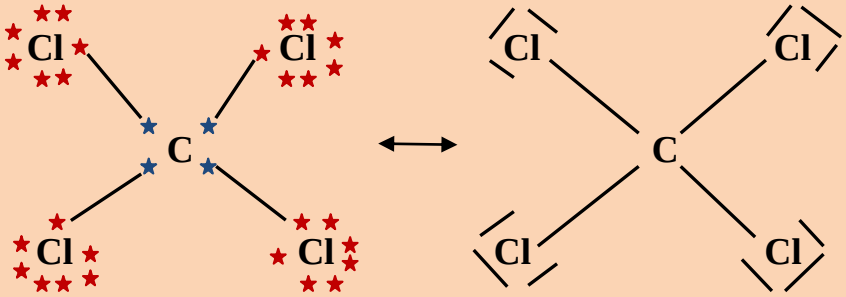
Molécula N_2:

.- Electrones de Valencia totales: 10

.- Pares de electrones ENLAZANTES: 3

.- Pares de electrones NO ENLAZANTES: 2

CCl_4



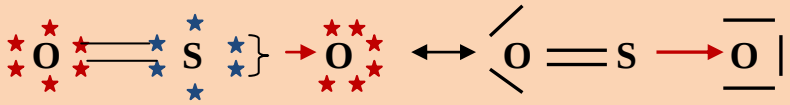
Molécula CCl_4:

.- Electrones de Valencia totales: 32

.- Pares de electrones ENLAZANTES: 4

.- Pares de electrones NO ENLAZANTES: 28

SO_2



Molécula SO_2:

.- Electrones de Valencia totales: 18

.- Pares de electrones ENLAZANTES: 3

.- Pares de electrones NO ENLAZANTES: 5

.- ⟶Enlace Covalente Coordinadoi o Dativo

Estamos en condiciones de contestar a las cuestiones planteadas:

a) **La única molécula donde todos los enlaces son sencillos es el *tetracloruro de carbono*, CCl_4.**
b) **Existen *dobles enlaces* en: NO, C_2H_4, CO_2 y SO_2.**
c) **Solo existe un *número impar de electrones* en el *óxido nítrico*, NO.**

64.- **a) Escribe las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de N , Br , Fe y Fe^{+2}.**
b) Si arrancamos un electrón a cada una de las siguientes especies, He , Li^+ y Be^{+2}, ¿ La energía para realizar el proceso será la misma en los tres casos?. Razone la respuesta.

Resolución:

a) Configuraciones electrónicas:

N (Z=7) : $1s^2\ 2s^2 2p^3$

Br(Z=35): $1s2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Fe(Z=26): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2 3d^6$

El origen del catión *Fe^{+2}* se encuentra en el átomo de hierro *NEUTRO* Que pierde 2 e-:

$$Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{+2}$$

Para obtener la configuración electrónica de un elemento *NO REPRESENTATIVO*, como el *Fe*, procederemos llevando los subniveles energéticos a sus niveles correspondientes, es decir:

Fe(Z=26): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^6\ 4s^2$

En estas condiciones:

$Fe^{+2} \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^6$

b) La *Energía de Ionización es la energía que debemos suministrar al átomo en estado gas para arrancar de su corteza electrónica su electrón más externo*. Esta definición corresponde a la llamada 1ª Energía de Ionización, pero pude existir una 2ª e incluso una 3ª Energía de Ionización.

$Z_{He} = 2 \rightarrow 1s^2$

$Z_{Li} = 3 \rightarrow 1s^2\ 2s^1$

$Z_{Be} = 4 \rightarrow 1s^2\ 2s^2$

Con las configuraciones electrónicas de las nuevas especies químicas:

He → $1s^2$

Li^+ → $1s^2$

Be^{+2} → $1s^2$

e)

El átomo de *He*, según su número atómico, Z, tiene *2 e^-* y *2p^+*.

El *Li^+* tiene *2 e-* en la capa de valencia pero *3 p^+* en el núcleo (recordar que en los iones, el número de protones del núcleo no cambia).

El *Be^{+2}* tiene *2 e-* en su capa de valencia y *4 p^+* en el núcleo.

Para arrancar un electrón de las especies *He*, *Li^+*, *Be^{+2}* debemos suministrar una cantidad de energía para vencer las fuerzas electrostáticas entre los electrones de la capa de valencia y los protones del núcleo. La fuerza electrostática viene determinada por la ley de Coulomb:

$$F = K \cdot \frac{q_{e-} \cdot q_{p+}}{R^2}$$

Tenemos que jugar con dos variables, el *numerador* que es el número de *cargas eléctricas* que se ponen en juego y el *denominador* que es la distancia entre el núcleo y la capa más eterna del átomo o del ión.

El átomo de *Be^{+2}* presenta mayor numerador (2 e- y 4 p^+, 6 cargas en total) y menor radio o my parecido al radio del átomo de He, la fuerza que deberemos aplicar para arrancarle un electrón es *MUY ELEVADA*. Será la especie que necesite mayor energía.

El *Li^+* presenta en el numerador 1 e- y 3 p+ (4 cargas en total) y el He presenta en el numerador 2e- y 2p^+(4 cargas en total). El átomo de He presenta un radio más pequeño que el Li^+ por lo que la energía ha suministrar sería mayor que en el caso de Li^+. Un posible orden pedido podría ser:

El catión Berilio, *Be^{+2}*, presenta mayor número de cargas positivas y negativas. El numerador de la ecuación de Coulomb es mayor en el caso del *Be^{+2}* pero a pesar de ello el *radio* del átomo de *He* es muy pequeño lo que produce una fuerza atractiva entre los electrones y protones del núcleo extremadamente grande por lo que tendriamos que suministrar mayor cantidad de energía para arrancar el electron del átomo de He.
El orden pedido es:

$$E.I.\ (He) > E.I.\ (Be^{+2}) > E.I.\ (Li^{+})$$

65.- Dadas las siguientes sustancias: H_2 , NaF , H_2O , C (diamante) y $CaSO_4$:

a) **Explique el tipo de enlace que presenta cada una.**
b) **Indique el estado de agregación para esas sustancias en condiciones normales.**

Resolución

a) **La configuración electrónica del átomo de Hidrógeno es:**

$Z_H = 1 \rightarrow 1s^1$

El átomo de hidrógeno se estabiliza con *2 e-*, como el gas *He*. Para conseguir esta estabilidad un átomo de Hidrógeno necesita de otro átomo para *poder compartir electrones* y conseguir su duplete:

H ★—★ H ⟷ H — H ⟷ H_2

El enlace que se constituye es *COVALENTE*.

El *NaF* está constituído por dos elementos de muy *distinta electronegatividad*. El *sódio*, elemento metálico, es *muy electropositivo* por lo que *cederá* facilmente electrones para conseguir su *OCTETO*. El *Flúor*, elemento No Metálico, es un elemento *muy electronegativo* que tenderá a tomar electrones para estabilizarse.

Las reacciones de ionización son:

$Z_{Na} = 11 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

Si el átomo de *Na* cede el electrón de su capa de valencia se quedaría con los *8 e- de la penúltima capa* y alcanzaría su *estabilidad*, obteniéndose una especie química totalmente distinta al átomo de *Na* que sería un *ión*, que ya es estable, y está preparado para formar enlace químico:

$$Na - 1\,e^- \rightarrow Na^+$$ **(Catión sodio) (1)**

Si el átomo de flúor consigue un electrón tendrá su octeto y por lo tanto su estabilidad.

$$Z_F = 9 \rightarrow 1s^2\,2s^2 2p^5$$

La especie química que se obtiene es totalmente distinta al átomo de flúor pero ya es estable y puede formar enlace.

$$F + 1\,e^- \rightarrow F^-$$ **(Anión fluoruro) (2)**

Si juntamos las dos reacciones de ionización observamos que:

$$Na - 1\,e^- \rightarrow Na^+$$

$$F + 1\,e^- \rightarrow F^-$$

El electrón que necesita el átomo de *F* lo aporta el átomo de *Na*. Existe una *transferencia electrónica* con la consiguiente formación de iones de signo contractario que *producirá ente ellos una fuerza electrostática* y por lo tanto la formación de un *Enlace Iónico*.

Se debe cumplir que el *número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados*. Debemos conseguir esta condición estudiando las reacciones de Ionización

$$Na - 1\,e^- \rightarrow Na^+$$

$$F + 1\,e^- \rightarrow F^-$$

El balance electrónico se cumple y podemos sumar las dos reacciones:

$$Na - \cancel{1\,e^-} \rightarrow Na^+$$

$$F + \cancel{1\,e^-} \rightarrow F^-$$

$$\underbrace{Na + F}_{\text{Proporción estequiométrica}} \rightarrow \underbrace{Na^+ + F^-}_{\text{Neutralidad del compuesto formado}}$$

Según la proporción podemos decir:

1 átomo Na / 1 átomo de F

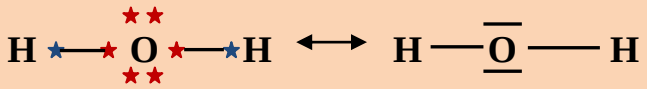
La fórmula: ***NaF***

En el ***H_2O*** **nos encontramos con la siguiente situación:**

$Z_H = 1$ → $1s^1$

$Z_O = 8$ → $1s^2\ 2s^2 2p^4$

Se trata de la unión de dos elementos químicos *no metálicos*. La unión entre ellos solo puede ser mediante *Enlace Covalente* para que el *H* consiga su *dupleta* y el *Oxígeno* su *Octete*. Obteniendo la configuración electrónica molecular de Lewis conoceremos el tipo de enlace existente en la molécula de agua:



En la molécula del agua se constituye un enlace *COVALENTE* con una *gran polarización*.

El *C* (diamante) es una sustancia con red *COVALENTE*, donde los átomos se unen utilizando *orbitales híbridos "sp^3"*.

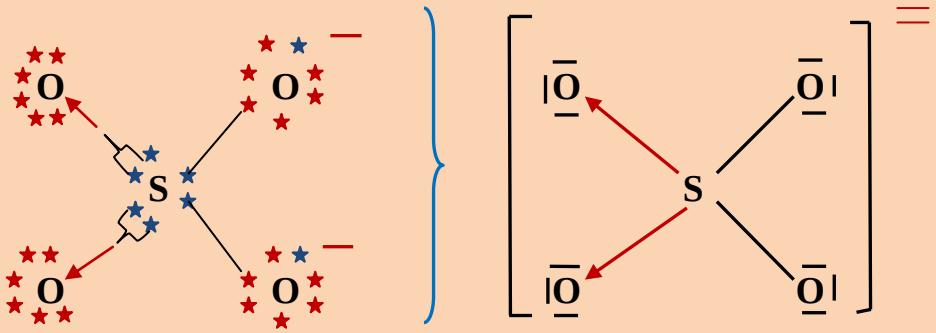
En el caso del *$CaSO_4$* hay dos tipos de enlace: *COVALENTE*, entre *S* y *O*, para dar la especie *$(SO_4)^=$* (anión sulfato), e *IONICO*, entre el anión *$(SO_4)^=$* y el catión *Ca^{+2}*. Me explicaré mejor:

$Z_S = 16$ → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^4$

$Z_O = 8$ → $1s^2\ 2s^2 2p^4$

El *S* y el *O* por ser dos elementos *muy electronegativos* se unen entre ellos mediante *compartición de pares de electrones* formando enlaces *COVALENTES*:

Para que el *S* y el *O* obtengan una estructura estable formarán un *anión* con un *exceso de dos electrones* que se los aportaremos a los átomos de *O*, una a uno:



Enlace *COVALENTE COORDINADO*

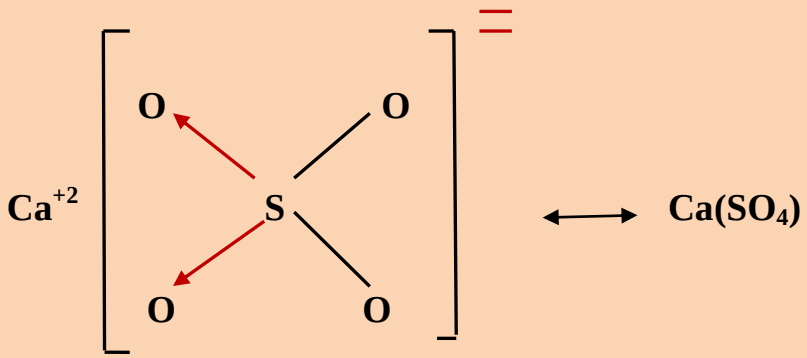
Por otra parte, el átomo de *Calcio*:

$Z_{Ca} = 20 \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$

***cederá sus dos electrones* de la capa de valencia y se *quedará* con los *8 e-* de la penúltima capa:**

$$Ca - 2\,e^- \rightarrow Ca^{+2}$$

Se unirán, por fuerzas electrostáticas *(Enlace Iónico)* el *anión sulfato* y el *catión calcio*, obteniéndose el $CaSO_4$:



b)El estado de agregación será:

H_2 → Gas **(Unión entre átomos muy débil, tipo Van der Waals)**
H_2O → Líquido **(Enlace puente de Hidrógeno)**

NaF → Sólido **(Unión electrostática entre cargas eléctricas opuestas, muy fuerte)**

C (Diamante) → Sólido **(Entramado cristalino, tetraédrico, muy fuerte)**
Ca(SO4) → Sólido **(Unión electrostática, muy fuerte).**

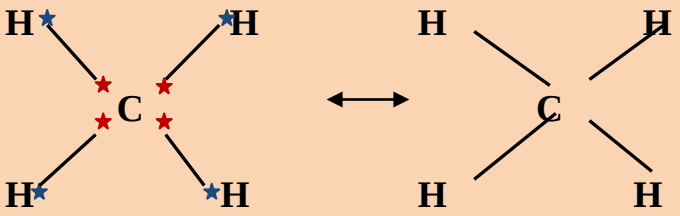
66.- **Según la teoría del modelo de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia, indique para las moléculas de metano, CH_4, tricloruro de fósforo, PCl_3 , hexafluoruro de azufre, SF_6:**

a) **El número de pares de electrones de enlace y de pares de electrones solitarios que presentan.**
b) **La ordenación espacial de los pares de electrones de valencia para el átomo central.**
c) **La geometría que presenta la molécula.**

Resolución:

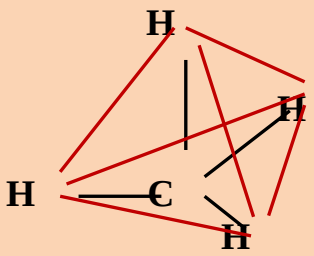
Molécula de metano, *CH_4*

$Z_C = 6$ → *$1s^2\ 2s^2 2p^2$* → *4 e- de valencia*
$Z_H = 1$ → *$1s^1$* → *1 e- de valencia*



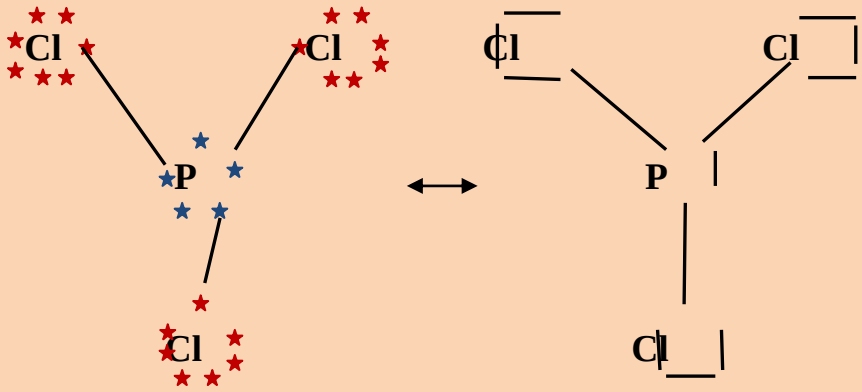
La molécula de metano, *CH_4*, se caracteriza por:

a) **Presenta el átomo central, el *C*, *CUATRO PARES DE ELECTRONES ENLAZANTES*. No existen pares de electrones *NO ENLAZANTES*.**
b) **Los cuatro pares de electrones enlazantes producen en el átomo de carbono una *hibridación del sp^3* que implica una *Geometría Molecular TETRAÉDRICA*. Dicho de otra forma, los pares de electrones enlazantes se dirigen hacia los vértices de un *TETRAÉDRO REGULAR*.**

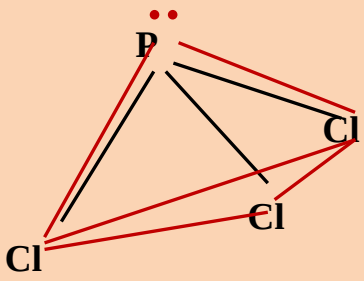


Molécula de tricloruro de fósforo, *PCl_3*

$Z_P = 15$ → *$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$* → *5 e- de valencia*
$Z_{Cl} = 17$ → *$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$* → *7 e- de valencia*

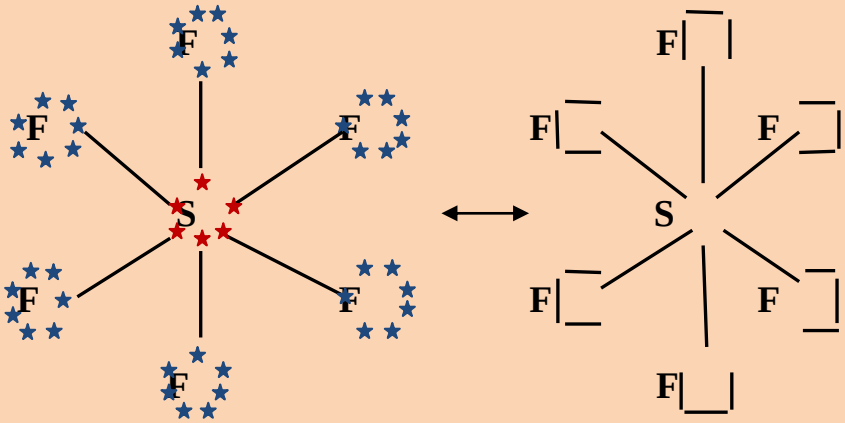


En la molécula de *PCl_3* el átomo central, el *P*, presenta *tres pares de electrones ENLAZANTES* y *un par de electrones NO ENLAZANTE*. Esta distribución de pares de electrones produce en el átomo de *P* una *Hibridación sp^3* con una Geometría Molecular *PIRAMIDE TRIANGULAR*.

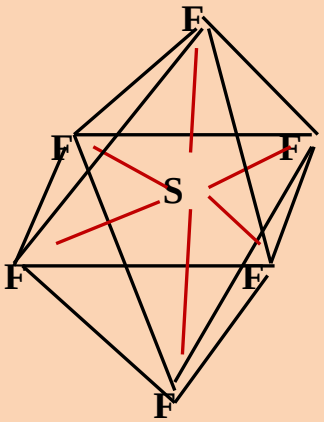


Por otra parte existen *9 pares de electrones NO ENLAANTES* pertenecientes a los átomos de *cloro*.

Molécula de hexafluoruro de azufre, *SF_6*



En la molécula del *SF_6* el átomo central, *S*, presenta *seis pares de electrones ENLAZANTES*. Esta situación implica una *Hibridación* para este átomo de *S* del tip *sp^3d^2* y una Geometría molecular *OCTAÉDRICA*. También aparecen *18 pares de electrones NO ENLAZANTES* (solitarios) pertenecientes a los átomos de *Flúor*.

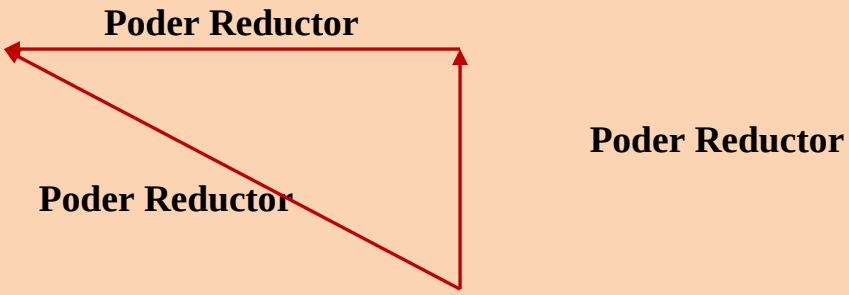


67.- Ordene, razonando la respuesta, los siguientes elementos: sodio, aluminio, silicio, magnesio, fósforo y cloro, según:

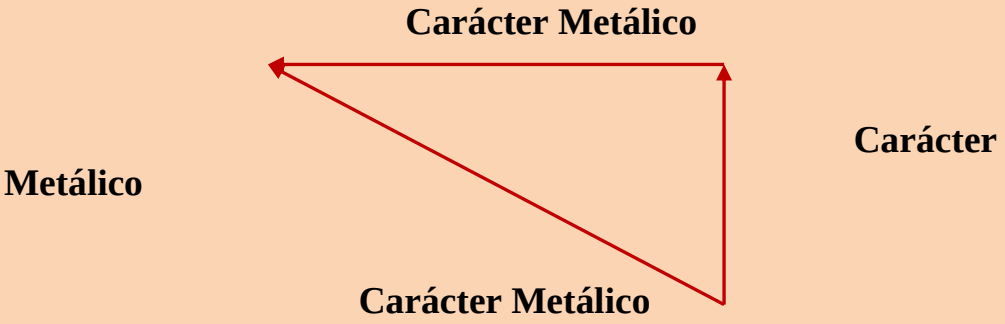
a) **Su poder reductor.**
b) **Su carácter metálico.**
c) **Su electronegatividad.**

Resolución:

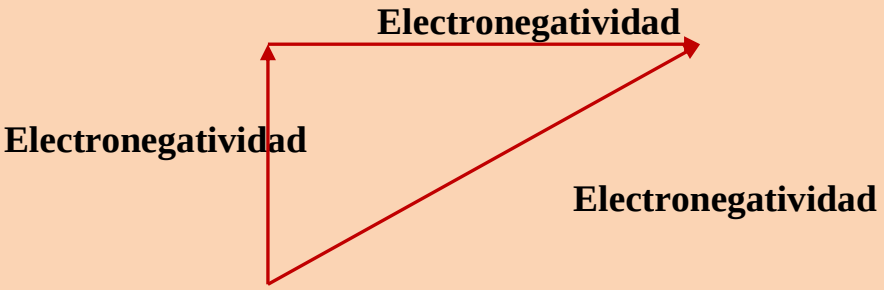
Variación del poder reductor en el Sistema Periódico:



Variación del carácter Metálico en el Sistema Periódico:



Variación de la Electronegatividad en el Sistema Periódico:



Viendo la variación de estas propiedades periódicas, para poder resolver la cuestión debemos *localizar a los elementos químicos en el Sistema Periódico*. Para ello utilizaremos la *Configuración Electrónica* de los elementos a químicos:

Z_{Na} = 11 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *I-A* (1)

Z_{Al} = 13 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^1$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *III-A* (13)

Z_{Si} = 14 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^2$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *IV-A* (14)

Z_{Mg} = 12 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *II-A* (2)

Z_{P} = 15 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^3$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *V-A* (15)

Z_{Cl} = 17 → $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ → Periodo *n = 3* ; Grupo *VII-A* (17)

Todos los elementos pertenecen al período *n = 3*.

a) El *poder reductor* está relacionado directamente con el *carácter metálico*; es decir, *con la tendencia a ceder electrones*. Su variación en el Sistema Periódico será la misma. *En horizontal (mismo Periódo) a medida que nos desplazamos hacia la izquierda y bajamos en un Grupo aumenta el carácter metálico y reductor del elemento químico*. Estos elementos químicos son *METÁLICOS*. Al disminuir el número de electrones y protones las *fuerzas electrostáticas* son inferiores y los electrones se *ceden con mayor facilidad*. Podemos establecer un orden creciente en estas propiedades periódicas:

$$Cl < P < Si < Al < Mg < Na$$

b)

La *electronegatividad la podemos definir como la capacidad que tienen los elementos químicos para captar electrones*, es decir, el orden distinto al mencionado para las dos propiedades anteriores. El orden pedido es:

$$Na < Mg < Al < Si < P < Cl$$

---------- O ----------