

## ENLACES. ENLACE COVALENTE. LEWIS. GEOMETRÍA. HIBRIDACIÓN. POLARIDAD

### Ejercicios 1 y 6 (juntos)

Dados tres elementos cuyas configuraciones electrónicas son:  $A(1s^2 2s^2 2p^2)$ ;  $B(1s^2 2s^2 2p^6 3s^1)$  y  $C(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5)$

- Explique si es posible que existan las moléculas  $B_2$  y  $C_2$ .
- Justifique el tipo de enlace que se dará entre los elementos B y C.
- Razone si el compuesto formado por A y C será polar.

QUÍMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO B3

A elemento del bloque p, no metal (4 e- de valencia,  $\dots ns^2 np^2$ ,  $10+4 =$  grupo 14, carbonoideos)

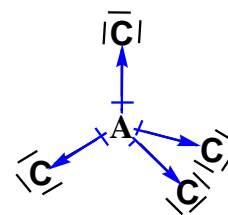
B elemento metálico del grupo 1 (1 e- de valencia, alcalino,  $\dots ns^1$ )

C elemento del bloque p, no metal (7 e- de valencia,  $ns^2 np^5$ ,  $10+7 =$  grupo 17, halógenos)

a) B es un elemento metálico y al unirse consigo mismo (metal+metal) tiende a formar una red de átomos metálicos (enlace metálico) con una nube de electrones que los mantiene unidos. Por tanto, no formaría una sustancia molecular; C es un no metal y al unirse consigo mismo (no metal+ no metal) formaría una sustancia molecular. En este caso necesita compartir un electrón con otro átomo de C para alcanzar el octeto ( $\dots 3s^2 3p^{5+1}$ ) por lo que daría una molécula diatómica de tipo  $:\ddot{C}-\ddot{C}:$

b) La combinación de B y C daría lugar a un enlace iónico ya que B es un metal (pierde un e-) y C un no metal (gana un e-). (opcional: daría lugar a un compuesto iónico de tipo  $B^+C^-$  (1:1))

c) Para alcanzar el octeto, un átomo de A (no metal,  $\dots ns^2 np^{2+4}$ ) necesita compartir 4 electrones más, por lo que se unirá a cuatro átomos de C. Un átomo de C ( $\dots ns^2 np^{5+1}$ ) necesita compartir solo un e- con A, siendo la fórmula del tipo  $AC_4$  (1:4) que según la TRPECV daría lugar a una geometría tetraédrica (ángulo  $109,5^\circ$ ) con el enlace polarizado hacia C (más electronegativo) y cuyo momento dipolar total es cero. Por tanto, el compuesto sería apolar y la afirmación no es correcta.



### Ejercicio 6.

Considere los átomos X e Y, cuyas configuraciones electrónicas de la capa de valencia en estado fundamental son:  $4s^1$  y  $3s^2 3p^4$ , respectivamente.

- Si estos dos elementos se combinaran entre sí, justifique el tipo de enlace que se formaría.
- Escriba la fórmula del compuesto formado.
- Indique dos propiedades previsibles para este compuesto.

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

X elemento metálico del grupo 1 (1 e- de valencia, alcalino,  $\dots 4s^1$ )

Y elemento del bloque p, no metal (6 e- de valencia,  $ns^2 np^4$ ,  $10+6 =$  grupo 16, anfígenos)

a) La combinación de X e Y daría lugar a un enlace iónico (enlace primario muy fuerte) ya que X es un metal (pierde un e-,  $X^{1+}$ ) e Y un no metal (gana dos e-,  $Y^{2-}$ ).

b) El compuesto iónico formado sería del tipo  $X_2Y$  de estequiometría 2:1

c) **Propiedades: los compuestos iónicos son frágiles** (un golpe puede alinear las cargas del mismo signo resultando una repulsión global en la red de iones que rompe el cristal en pedazos); **no conducen el calor** (sus iones están fijados en la red); **no conducen la corriente** (no dispone de electrones libres, los aniones no ceden sus electrones a la red); **En estado fundido** los aniones y cationes tienen mayor movilidad y **permiten la conducción por iones** (no por electrones); **Son solubles en disolventes polares como el agua**, los iones se separan solvatándose por moléculas de agua, estos iones tienen libertad de movimiento en el seno del líquido, lo que permite la conducción eléctrica por iones. (A elegir dos tal cual de mis apuntes).

Ejercicio 2. (EJERCICIO TÍPICO MODELO)

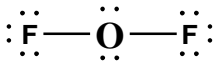
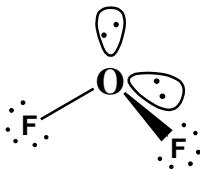
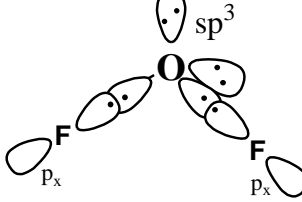
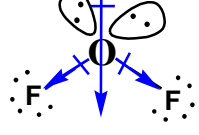
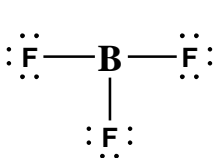
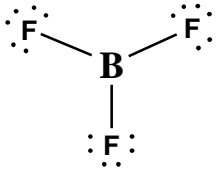
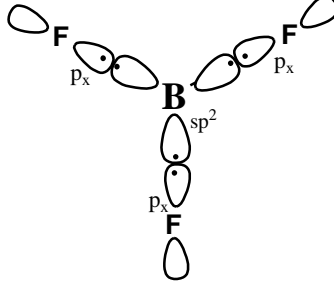
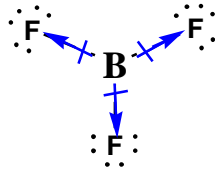
Para las moléculas  $OF_2$  y  $BF_3$  :

a) Justifique la geometría molecular que presentan según la TRPECV.

b) Indique la hibridación del átomo central de cada molécula.

c) Razone si son polares o apolares.

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO B3

 <p>Lewis</p>	 <p>Geometría (angular)</p>	 <p>hibridación</p>	 <p><math>X_O &lt; X_F</math>  <math>\mu_{F-O} \neq 0</math> (polarizado hacia F)  <math>\mu_{total} \neq 0</math> (polar)</p>
 <p>Lewis</p>	 <p>Geometría (plana triangular)</p>	 <p>hibridación</p>	 <p><math>X_B &lt; X_F</math>  <math>\mu_{F-B} \neq 0</math> (polarizado hacia F)  <math>\mu_{total} = 0</math> (apolar)</p>

a) Geometría

$OF_2$ . Según la TRPECV, al tener **4 pares de e-** el átomo central, para minimizar la repulsión entre los enlaces, la **geometría electrónica** (disposición de los electrones) es tetraédrica, pero al tener **dos pares de electrones sin compartir**, estos se expanden y cierra el ángulo F-O-F (mucho menor que  $109,5^\circ$ ) siendo la **geometría molecular angular**. Tipo estructural  $AX_2E_2$

$BF_3$ . Según la TRPECV, al tener **3 pares de e-** el átomo central, para minimizar la repulsión entre los enlaces, la **geometría molecular** (disposición de los átomos) es **plana triangular**, siendo el ángulo F-B-F de  $120^\circ$ . Tipo estructural  $AX_3$

b) Hibridación

$OF_2$ . Según la TEV, al tener **4 pares de e-** el átomo central (compartidos y sin compartir), se utilizan CUATRO orbitales atómicos puros (s,  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ) para formar **4 orbitales híbridos** de tipo  $sp^3$ .

$BF_3$ . Según la TEV, al tener **3 pares de e-** el átomo central (compartidos y sin compartir), se utilizan TRES orbitales atómicos puros (s,  $p_x$ ,  $p_y$ ) para formar **3 orbitales híbridos** de tipo  $sp^2$ . ( $p_z$  está vacío)

c) Polaridad

$OF_2$ . Según su geometría el momento dipolar total NO se anula por lo que la molécula es polar.

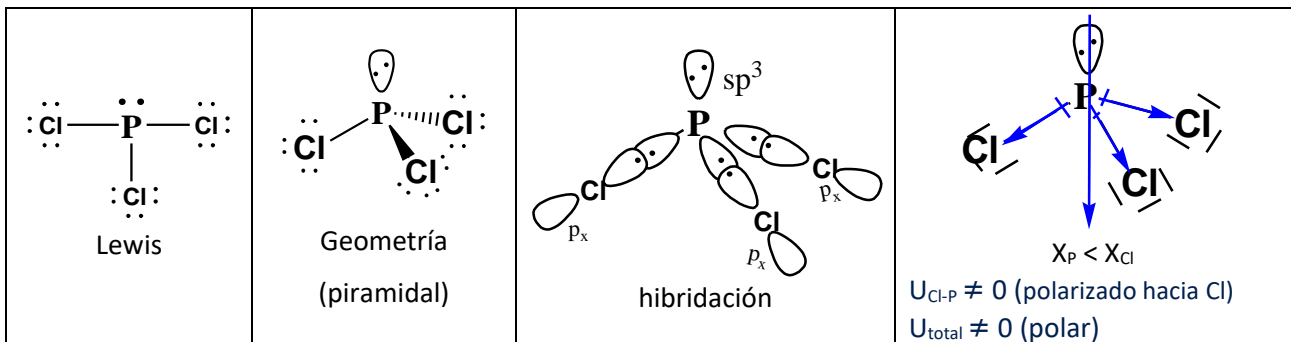
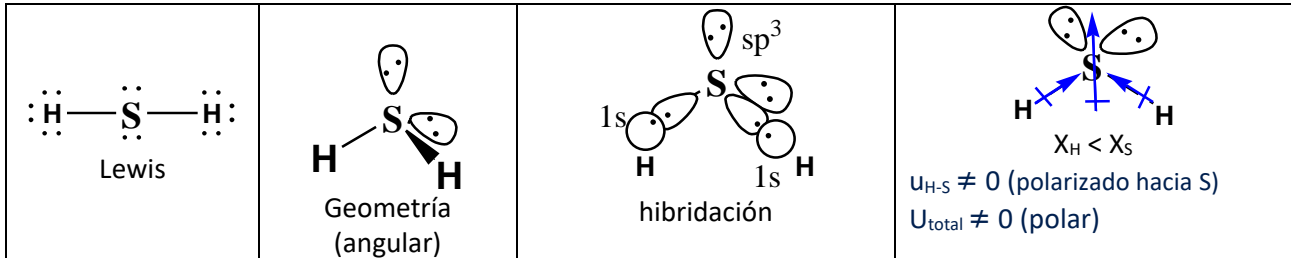
$BF_3$ . Según su geometría el momento dipolar total SÍ se anula por lo que la molécula es apolar.

\*TEV (Teoría del enlace valencia o hibridación)

Ejercicio 3.

Dadas las especies químicas  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{PCl}_3$ :

- Represente las estructuras de Lewis de cada molécula.
  - Justifique la geometría de cada molécula según la TRPECV.
  - Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada molécula.
- QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO B3



a) Estructuras de Lewis.

b) Geometría.

$\text{H}_2\text{S}$ . Según la TRPECV, al tener **4 pares de e-** el átomo central, para minimizar la repulsión entre los enlaces, la **geometría electrónica** (disposición de los electrones) es tetraédrica, pero al tener **dos pares de electrones sin compartir**, estos se expanden y cierra el ángulo H-S-H (mucho menor que  $109,5^\circ$ ) siendo la **geometría molecular angular**. Tipo estructural  $\text{AX}_2\text{E}_2$

$\text{PCl}_3$ . Según la TRPECV, al tener **4 pares de e-** el átomo central, para minimizar la repulsión entre los enlaces, la **geometría electrónica** (disposición de los electrones) es tetraédrica, pero al tener **un par de electrones sin compartir**, este se expande y cierra el ángulo Cl-P-Cl (menor que  $109,5^\circ$ ) siendo la **geometría molecular piramidal**. Tipo estructural  $\text{AX}_3\text{E}_1$

c) Hibridación.

En ambas moléculas los átomos centrales tienen **CUATRO PARES DE ELECTRONES** por lo que, según la TEV, al tener **4 pares de e-** el átomo central (compartidos y sin compartir), se utilizan CUATRO orbitales atómicos puros ( $s, p_x, p_y, p_z$ ) para formar **4 orbitales híbridos** de tipo  $sp^3$ .

.....

\*Polaridad. No lo pregunta en ningún apartado y sus figuras no se harían. Las he añadido en el cuadro de arriba para que tengáis más ejemplos de polaridad.

$\text{H}_2\text{S}$ . Según su geometría el momento dipolar total NO se anula por lo que la molécula es polar.

$\text{PCl}_3$ . Según su geometría el momento dipolar total NO se anula por lo que la molécula es también polar.

Ejercicio 4.

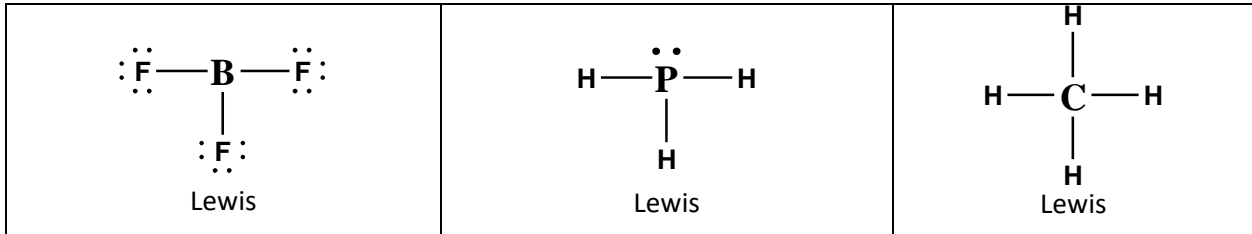
Sean las moléculas  $\text{BF}_3$ ,  $\text{PH}_3$  y  $\text{CH}_4$

a) Razone en cuál de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir.

b) Justifique la geometría que presentan las moléculas  $\text{BF}_3$  y  $\text{PH}_3$  según la TRPECV.

c) Indique la hibridación que presenta el átomo central en  $\text{CH}_4$ .

QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO B3

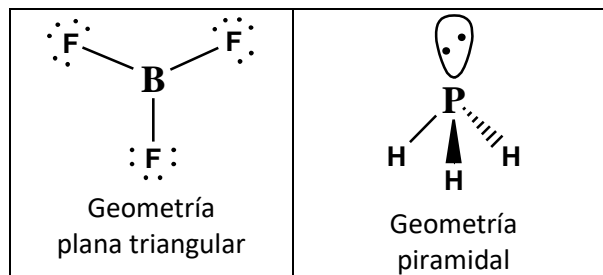


a) Lewis.

Según las estructuras de Lewis, en la molécula  $\text{PH}_3$  el átomo central de fósforo presenta un par de e- sin compartir. Al tener 5 e- de valencia (grupo 15), comparte tres electrones con los átomos terminales (enlace covalente polarizado) y los otros dos se quedan sin compartir (par solitario).

En  $\text{BF}_3$  el boro tiene 3e- de valencia (grupo 13) y comparte los tres; y en  $\text{CH}_4$  el carbono tiene 4 e- de valencia (grupo 14) y comparte los cuatro.

b) Geometría ( $\text{BF}_3$  ya se ha visto en ejercicios anteriores, y  $\text{PH}_3$  es similar a  $\text{PCl}_3$  que también se ha visto).



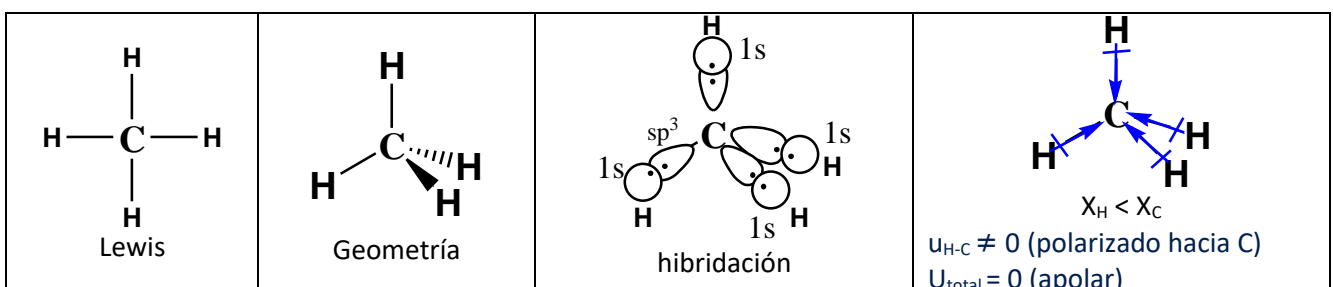
$\text{BF}_3$ . Según la TRPECV, al tener **3 pares de e-** el átomo central, para minimizar la repulsión entre los enlaces, la **geometría molecular** (disposición de los átomos) es **plana triangular**, siendo el ángulo F-B-F de  $120^\circ$ . Tipo estructural  $\text{AX}_3$

$\text{PH}_3$ . Según la TRPECV, al tener **4 pares de e-** el átomo central, para minimizar la repulsión entre los enlaces, la **geometría electrónica** (disposición de los electrones) es tetraédrica, pero al tener **un par de electrones sin compartir**, estos se expanden y cierra el ángulo H-P-H (menor que  $109,5^\circ$ ) siendo la **geometría molecular piramidal**. Tipo estructural  $\text{AX}_3\text{E}_1$

c) Hibridación.

Según la TEV, al tener **4 pares de e-** el átomo central (compartidos y sin compartir), se utilizan CUATRO orbitales atómicos puros (s,  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ) para formar **4 orbitales híbridos** de tipo  $\text{sp}^3$

\*Se representa la hibridación solo. (he puesto el resto para tenerlo también como ejemplo)



**Ejercicio de RESONANCIA. IMPORTANTE. Saber antes:**

Sobre las distancias entre los átomos de un enlace:  $A-A$   $A=A$   $A\equiv A$

La fuerza de los enlaces aumenta con la multiplicidad de los enlaces. Así un enlace triple es más fuerte (más estable) que un enlace doble, y este más fuerte que uno simple.

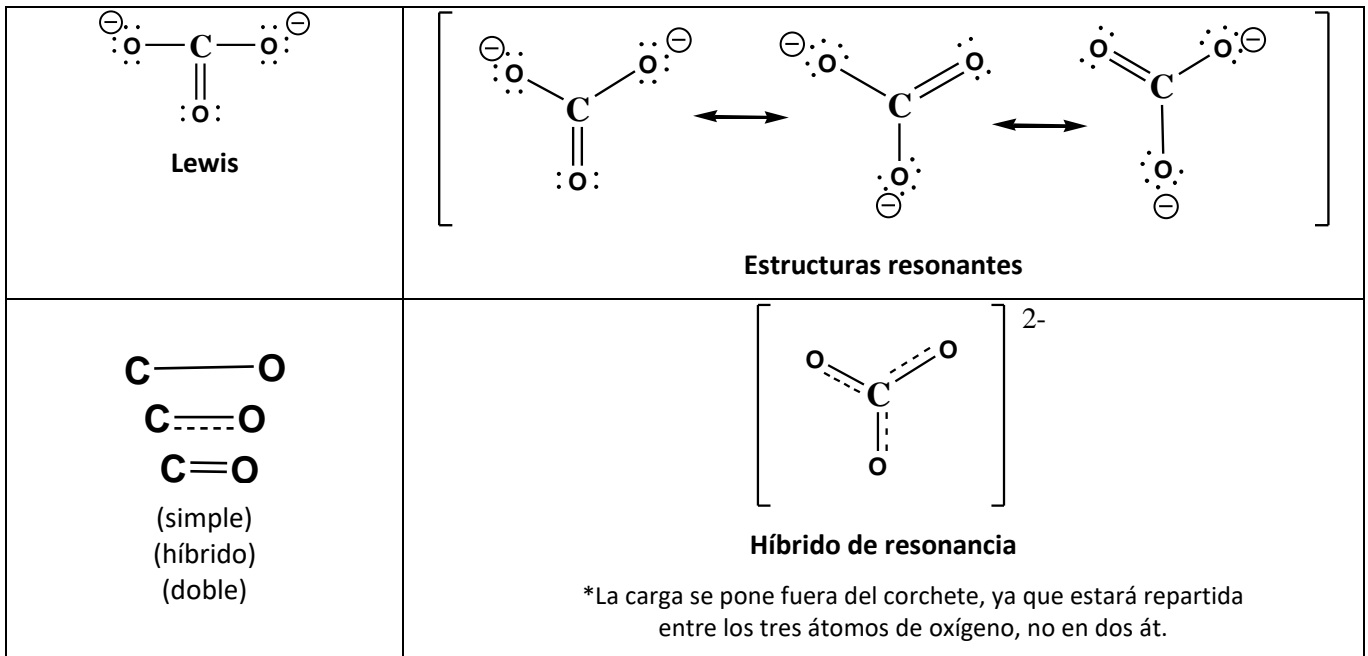
A su vez, el enlace más fuerte tendrá una distancia menor entre sus átomos. La distancia entre los átomos de un enlace triple es más corta en comparación con la de un enlace doble y esta más corta que la de uno simple.

**Sobre las estructuras resonantes y el híbrido de resonancia:**

Las estructuras resonantes son aquellas formas estructurales que representan las distintas posibilidades de distribuir enlaces y cargas entre los átomos de una molécula. Si hay dos posibilidades, entonces habrá dos estructuras resonantes; si hay tres alternativas, tres formas resonantes, y así sucesivamente. (Se representan entre corchetes y se separan con una flecha de doble punta).

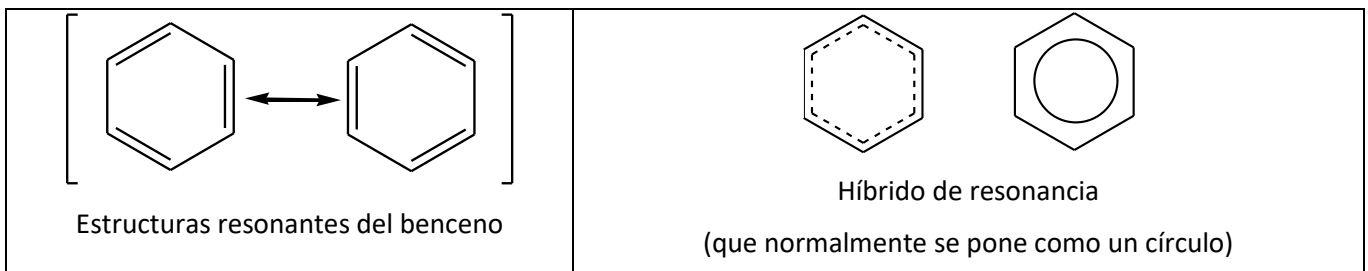
La representación real de la molécula no está dada por ninguna de estas formas resonantes. En otras palabras, la representación real está dada por el híbrido de resonancia; este híbrido representa la combinación de las distintas estructuras resonantes de la molécula.

**a) ¿Por qué son iguales las distancias carbono-oxígeno en el anión carbonato?**



Hay tres formas resonantes para el anión  $CO_3^{2-}$ , lo que implica que el doble enlace se deslocaliza en tres posibilidades. De esta forma la distancia carbono-oxígeno es la misma para los tres enlaces y representa una distancia intermedia entre la distancia de un enlace simple C-O y la distancia de un enlace doble C=O.

**b) ¿Por qué las distancias carbono-carbono son iguales en la molécula de benceno?**



El benceno tiene dos formas resonantes (hay dos opciones para distribuir los dobles enlaces). Esto se traduce en que la distancia carbono-carbono en la molécula real es una distancia intermedia entre un enlace simple C-C y un enlace doble C=C, siendo todas las distancias carbono-carbono iguales en la molécula.

**Como entrenamiento: Ozono,  $O_3$  ¿por qué las dos distancias oxígeno-oxígeno son iguales?**

Representa la estructura de Lewis, su geometría y a partir de esta última deduce las posibles formas resonantes.

Ejercicio 10. IMPORTANTE el apartado a.

- a) Razone si una molécula de fórmula  $AB_2$  debe ser siempre lineal.  
 b) Justifique quién debe tener un punto de fusión mayor, el CsI o el CaO.  
 c) Ponga un ejemplo de una molécula con un átomo de nitrógeno con hibridación  $sp^3$  y justifíquelo.  
 QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

a) Pregunta trampa

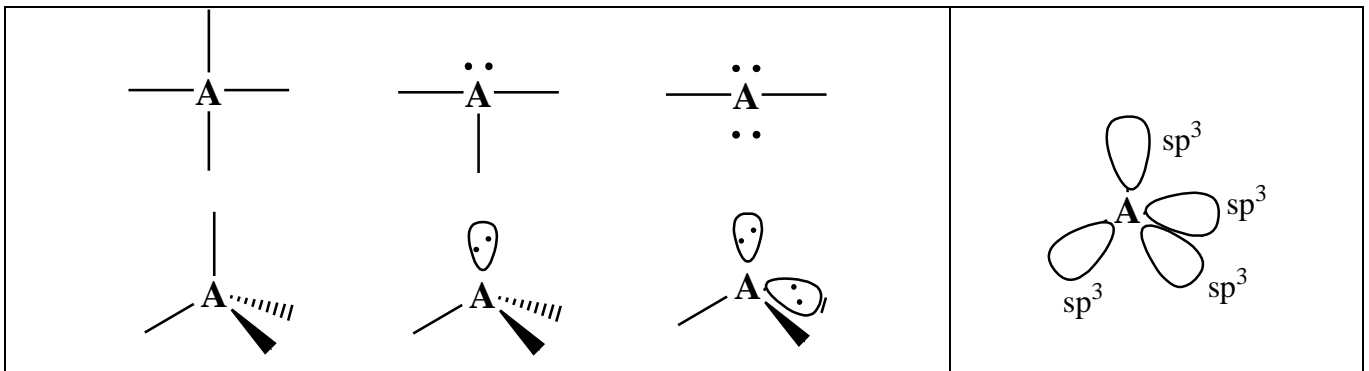
Recordatorio de los tipos estructurales:  $AB_2$ ,  $AX_3$ ,  $AX_2E_1$ ,  $AX_4$ ,  $AX_3E_1$ ,  $AX_2E_2$ ,  $AXE_3$

Una molécula  $AB_2$  puede tener un tipo estructural  $AX_2$ , de geometría lineal (ángulo  $180^\circ$ ), pero también puede tener un tipo estructural  $AX_2E$  que deriva de una geometría electrónica triangular plana (o plana triangular) pero al tener un par de e- sin compartir su geometría molecular es angular. O bien también puede ser del tipo  $AX_2E_2$  que deriva de una geometría electrónica tetraédrica que al tener dos pares de e- sin compartir también dará lugar a una geometría molecular angular.

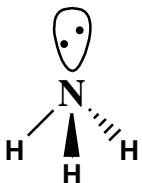
b)  $Cs^{1+}I^{-}$ ,  $Ca^{2+}O^{2-}$

Según la ley de Coulomb ( $F = k \cdot q_1 \cdot q_2 / r^2$ ) cuando los iones de un compuesto iónico tengan mayor carga, mayor será la fuerza de atracción entre ellos y, por tanto, mayor será la temperatura para conseguir fundirlo. En otras palabras, para separar los iones  $Ca^{2+}$  y  $O^{2-}$  hará falta más energía y en consecuencia su punto de fusión será mayor.

c) Como recordatorio: para tener hibridación  $sp^3$ , el átomo central debe tener 4 pares de e- a su alrededor.



Respuesta: el átomo de nitrógeno está en el grupo 15 y dispone de 5 e- de valencia. Un tipo estructural común para el nitrógeno es el  $AX_3E_1$ , que, según la TEV, al tener 4 pares de e- el átomo central (compartidos y sin compartir), se utilizan CUATRO orbitales atómicos puros (s,  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$ ) para formar 4 orbitales híbridos de tipo  $sp^3$ . Una molécula tipo puede ser  $NH_3$  de geometría molecular piramidal. (Otros ej.:  $PH_3$ ,  $NCl_3$ ...)



**INTERACCIONES SECUNDARIAS ENTRE MOLÉCULAS E ION-MOLÉCULA. PUNTO DE FUSIÓN-EBULLICIÓN. SOLUBILIDAD. ENERGÍA RETICULAR...**

**Ejercicio 1.**

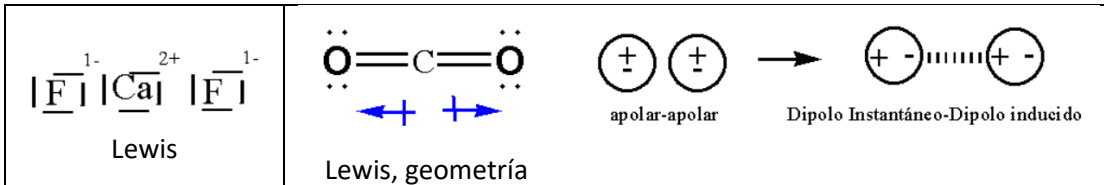
Responda a las siguientes cuestiones de manera razonada:

a) Dados los compuestos  $\text{CaF}_2$  y  $\text{CO}_2$ , identifique el tipo de enlace que predomina en cada uno de ellos.

b) Ordene los compuestos  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  de menor a mayor punto de ebullición.

c) Los compuestos  $\text{NaF}$ ,  $\text{KF}$  y  $\text{LiF}$  ¿cuál tiene mayor energía reticular?.

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO B3

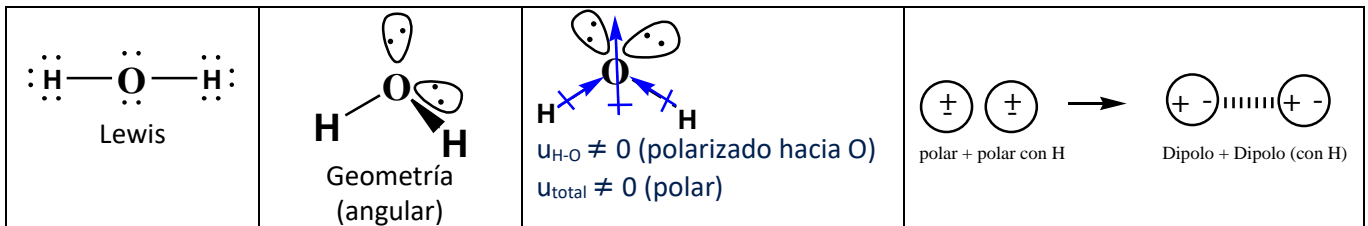


**a) tipo de enlace (intramolecular e intermolecular)**

El compuesto  $\text{CaF}_2$  está formado por un metal (Ca) y por un no metal (F), luego daría lugar a una sustancia iónica (red de aniones y cationes) con enlace iónico (enlace primario muy fuerte) entre los iones calcio y flúor.

El  $\text{CO}_2$  está formado por dos no metales (C y O) por lo que dará lugar a una sustancia molecular con un enlace covalente entre sus átomos (intramolecular), en este caso polarizado hacia O. En las sustancias moleculares también se dan interacciones secundarias débiles de van der Waals entre las moléculas (intermoleculares). En el  $\text{CO}_2$  las interacciones entre moléculas apolares es del tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido.

**b) de menor a mayor punto de ebullición. Para ello vamos a analizar antes la tercera molécula,  $\text{H}_2\text{O}$**



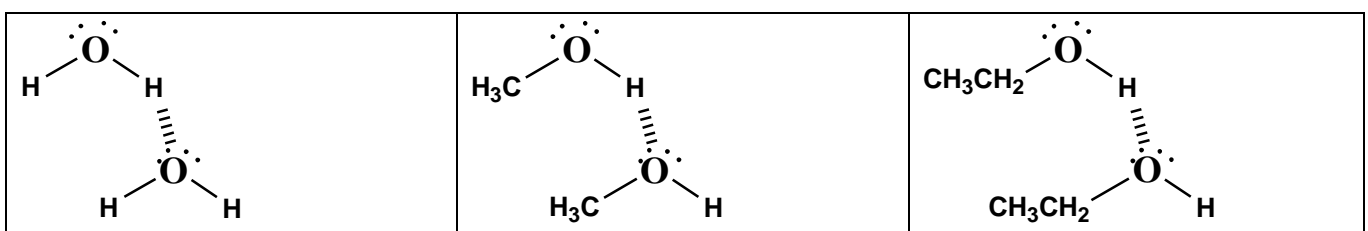
Los enlaces primarios (metálico, iónico y covalente) son muy fuertes y se requiere de mucha energía para romperlos en comparación con las interacciones secundarias entre moléculas que son muy débiles.

Para llevar hasta ebullición las sustancias dadas, para el caso del  $\text{CaF}_2$  hay que romper la interacción entre sus iones que presentan un enlace iónico muy fuerte y requerirá por tanto de altas temperaturas.

Para llevar hasta ebullición  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  habrá que romper las interacciones secundarias entre sus moléculas que son más débiles que el enlace iónico. Como se ha mencionado anteriormente el  $\text{CO}_2$  presenta interacciones dipolo instantáneo-dipolo inducido que son más débiles que las que presenta el agua de tipo dipolo-dipolo con enlace de hidrógeno que son las más fuertes de los cuatro tipos de interacciones de van der Waals. Luego el orden de menor a mayor punto de ebullición es:  $T_{\text{eb}}(\text{CO}_2) < T_{\text{eb}}(\text{H}_2\text{O}) < T_{\text{eb}}(\text{CaF}_2)$

.....

No lo pide, pero lo dejo por aquí para cuando proceda, la representación del enlace de hidrógeno en varias moléculas: agua, metanol, etanol... (esto hace que los puntos de ebullición sean altos, y que metanol y etanol sean solubles en agua). Si la parte orgánica aumenta (que es apolar), la solubilidad disminuye. Si es una cadena muy larga la parte apolar sería tan importante que los líquidos se hacen inmiscibles (no se mezclan).



c) NaF, KF, LiF ¿mayor energía reticular? Compara iones con la misma carga/tamaño distinto (q/r)

G1

H  
Li  
Na  
K

Los tres son compuestos iónicos y sus iones presentan el mismo valor de carga, 1+ para el catión, 1- para el anión. La diferencia entre ellos está en el catión. En este caso pertenecen los tres al grupo 1.

Al subir en un grupo, el tamaño del átomo disminuye (menos apantallamiento) y la carga del catión se concentra más. En este caso el litio es el más pequeño de los tres. Según la ley de Coulomb ( $F=K \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$ ), cuanto mayor sea la relación carga/radio (q/r) (o menor sea el radio del ion), mayor es la interacción entre los iones y mayor será la energía necesaria para romper 1 mol de un compuesto iónico en sus iones en estado gaseoso (energía reticular, convenio +). LiF es el de mayor energía reticular.

Ejercicio 2.

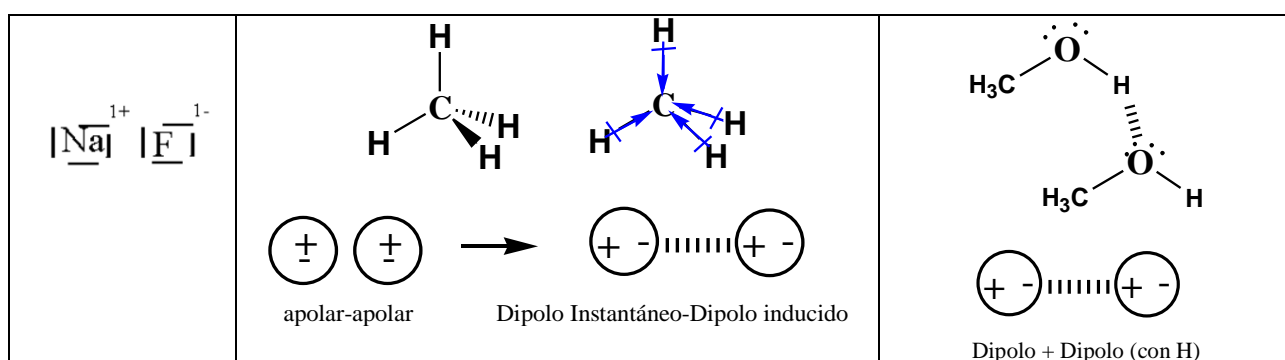
Dados los siguientes compuestos: NaF, CH<sub>4</sub> y CH<sub>3</sub>OH

a) Justifique el tipo de enlace interatómico que presentan.

b) Ordénelos razonadamente de menor a mayor punto de ebullición.

c) Justifique la solubilidad de estos compuestos en agua.

QUIMICA. 2022. JUNIO EJERCICIO B3



a) tipo de enlace

NaF, está formado por un metal (Na, que tiende a perder 1e-) y un no metal (F, que tiende a ganar 1e-) dando lugar a un **enlace iónico** (interacción entre iones de una red) característico de los compuestos iónicos.

CH<sub>4</sub>, está formado por un no metal (C) y un H (con carácter de no metal) para dar lugar a una sustancia molecular. Entre los átomos C-H el **enlace es covalente** (polarizado hacia el C). Por otro lado, la interacción entre las moléculas de CH<sub>4</sub> es de tipo van der Waals, en este caso **dipolo instantáneo-dipolo inducido**.

CH<sub>3</sub>OH, está formado por átomos no metálicos (C, O) e H (con carácter de no metal) para dar lugar a una sustancia molecular. Entre los átomos de una misma molécula el **enlace es covalente**. Por otro lado, la interacción entre las moléculas de CH<sub>3</sub>OH es de tipo van der Waals, en este caso **dipolo-dipolo con enlaces de hidrógeno**.

b) de menor a mayor punto de ebullición.

Los enlaces primarios (metálico, iónico y covalente) son muy fuertes y se requiere de mucha energía para romperlos en comparación con las interacciones secundarias entre moléculas que son muy débiles.

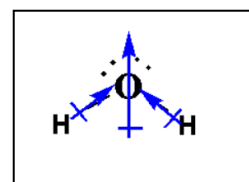
Para llevar hasta ebullición las sustancias dadas, para el caso del NaF hay que romper la interacción entre sus iones que presentan un enlace iónico muy fuerte y requerirá por tanto de altas temperaturas.

Para llevar hasta ebullición CH<sub>4</sub> y CH<sub>3</sub>OH habrá que romper las interacciones secundarias entre sus moléculas que son más débiles que el enlace iónico. Como se ha mencionado anteriormente en el metanol hay enlaces de hidrógeno que es una interacción algo más fuerte que las que tienen lugar en el CH<sub>4</sub>.

Luego el orden de menor a mayor punto de ebullición es:  $T_{\text{eb}}(\text{CH}_4) < T_{\text{eb}}(\text{CH}_3\text{OH}) < T_{\text{eb}}(\text{NaF})$

c) solubilidad en agua.

El agua como disolvente es una molécula polar ( $u_{\text{total}} \neq 0$ ) (poner dibujo) por lo que disolverá mejor las sustancias polares y muy poco las sustancias apolares.



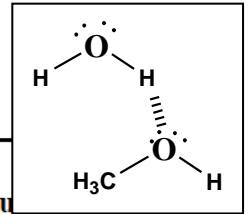
Los compuestos iónicos son muy solubles en disolventes polares como el agua. Aunque el enlace iónico es muy fuerte, el conjunto de interacciones secundarias ion-molécula ( $\text{Na} \cdots \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl} \cdots \text{H}_2\text{O}$ ) estabiliza mucho más y acaba rompiéndose el enlace iónico.

El  $\text{CH}_4$ , según su geometría, es una sustancia apolar y se disolverá poco en una sustancia polar como el agua

$\text{H}_2\text{O} \cdots \text{CH}_4$  interacción secundaria débil de tipo dipolo- dipolo inducido.

El  $\text{CH}_3\text{OH}$ , es una sustancia con un carácter polar por el grupo  $-\text{OH}$  y se disolverá en agua mejor que el  $\text{CH}_4$  porque establece además enlaces de hidrógeno.

$\text{H}_2\text{O} \cdots \text{CH}_3\text{OH}$  interacción secundaria débil de tipo dipolo- dipolo con enlaces de hidrógeno.



### Ejercicio 3.

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

- a) El compuesto formado al enlazarse los elementos A(Z=11) y B(Z=8) es un conductor de la electricidad cuando está fundido.  
 b) El punto de fusión del  $\text{NaCl}$  es menor que el del  $\text{MgCl}_2$ .  
 c) Los siguientes compuestos están ordenado por puntos de fusión decreciente  $\text{NaF} > \text{F}_2 > \text{HF}$ .  
**QUÍMICA. 2022. RESERVA 3. EJERCICIO B3**

A (Z=11)  $1s^2, 2s^2 2p^6 3s^1$  (elemento metálico, grupo 1, alcalino)

B (Z=8),  $1s^2 2s^2 2p^4$  (elemento no metálico, 6e- de valencia, grupo 16, anfígenos)

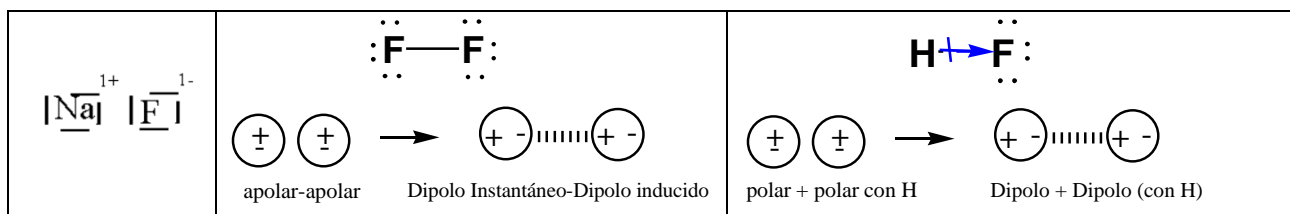
a) **Verdadero.** A es un metal y B es un no metal que dará lugar a un compuesto iónico (como no pide la fórmula no se pondría.  $\text{AB}_2$ ). En un compuesto iónico fundido sus iones (aniones y cationes) tienen libertad de movimiento y pueden conducir la corriente por iones, opcional  $\rightarrow$  cuando se aplica una diferencia de potencial.

b)  $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ ,  $\text{Mg}^{2+} \text{Cl}^-$  “compara cargas y tamaños distintos”

**Verdadero.** En el caso de  $\text{MgCl}_2$  la carga del catión es más alta (2+) en comparación con la del sodio (1+) en  $\text{NaCl}$ . Además, el tamaño del catión  $\text{Mg}^{2+}$  es menor que  $\text{Na}^+$  (ambos están en el mismo período con Mg más a la derecha). Así pues, según la ley de Coulomb ( $F = k \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$ ), cuanto mayor sea la relación carga/radio de los iones, mayor será la interacción entre los iones y más fuerte será el enlace iónico. Por tanto, para fundir  $\text{MgCl}_2$  habrá que emplear mayor temperatura que en  $\text{NaCl}$ , siendo este último el compuesto con menor punto de fusión.

**Recordatorio:** cuanto mayor sea la interacción entre iones, mayor será la energía reticular, mayor será su punto de fusión/ebullición, y MENOR será su solubilidad en agua.

c) Puntos de fusión orden decreciente  $\text{NaF} > \text{F}_2 > \text{HF}$  ¿verdadero o falso? **(AÑADIDO)**



**FALSO.** El  $\text{NaF}$  es un compuesto iónico (metal + no metal) y llevarlo hasta el estado fundido implicará romper el enlace iónico que es muy fuerte en comparación con los secundarios, por lo que tendrá un punto de fusión muy alto. Sin embargo,  $\text{F}_2$  y  $\text{HF}$  son sustancias moleculares (formadas por elementos no metálicos) y para fundirlas implicará romper las interacciones secundarias débiles entre las moléculas (interacciones de van der Waals). En este caso  $\text{F}_2$  presenta las interacciones de van der Waals más débiles (dipolo instantáneo-dipolo inducido), y  $\text{HF}$  presenta una interacción algo más fuerte que en la anterior, de tipo dipolo-dipolo con enlace de hidrógeno.

En base a lo anterior, el orden decreciente de puntos de fusión sería:  $\text{NaF} > \text{HF} > \text{F}_2$

Ejercicio 4.

Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes proposiciones:

a) Los enlaces por puentes de hidrógeno se forman siempre que la molécula tiene un átomo de hidrógeno.

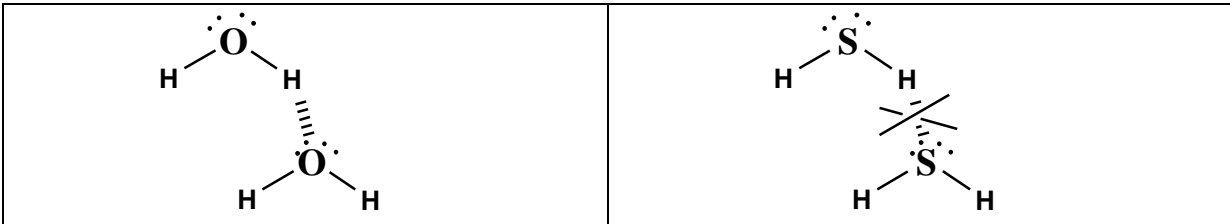
b) Los puntos de ebullición de los siguientes compuestos,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{CH}_4$ , siguen la siguiente secuencia de valores:  $\text{CH}_4 > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{O}$ .

c) La temperatura de fusión del dicloro ( $\text{Cl}_2$ ) es mayor que la del cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ).

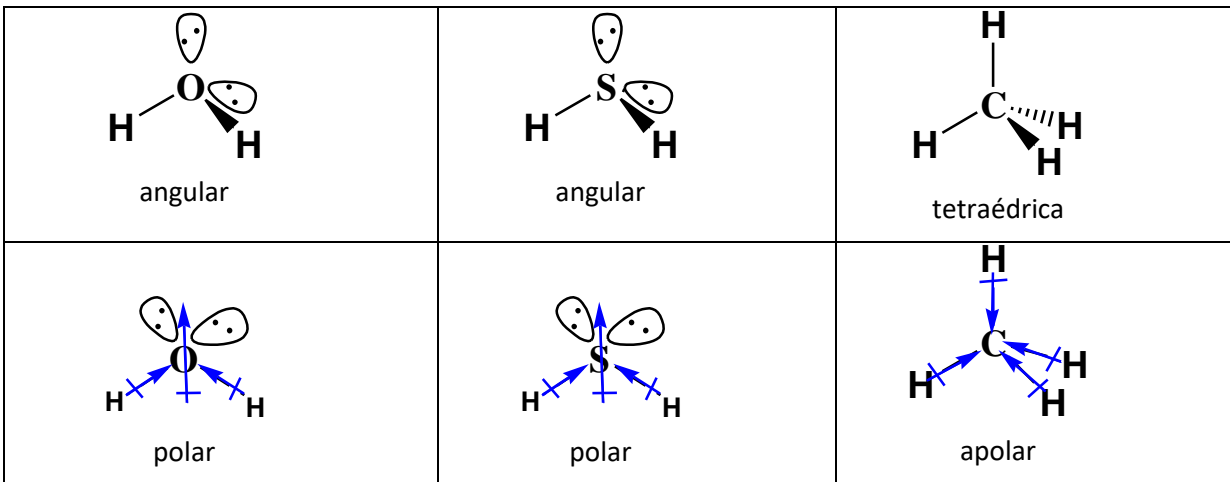
QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO B3

a) **Falso.** Los enlaces de hidrógeno (interacción parcialmente electrostática) (hydrogen bonding) están presentes cuando la molécula contenga al menos de uno de estos tres enlaces: N-H, O-H, F-H, ya que estos tres átomos son muy electronegativos y muy pequeños y la interacción parcialmente electrostática se hace más intensa. Ejemplo:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , HF, bases nitrogenadas presentes en el material genético, etc.

Solo porque tenga hidrógenos no implica que exista esta interacción. En  $\text{H}_2\text{S}$  o en HCl, el átomo S o Cl no es tan pequeño ni tan electronegativo que no dará lugar a esta interacción fuerte.



b)



Para llevar a ebullición estas tres sustancias moleculares hay que romper las interacciones de van der Waals.

En el agua, se da la interacción más fuerte de todas, **de tipo dipolo-dipolo con enlace de hidrógeno.**

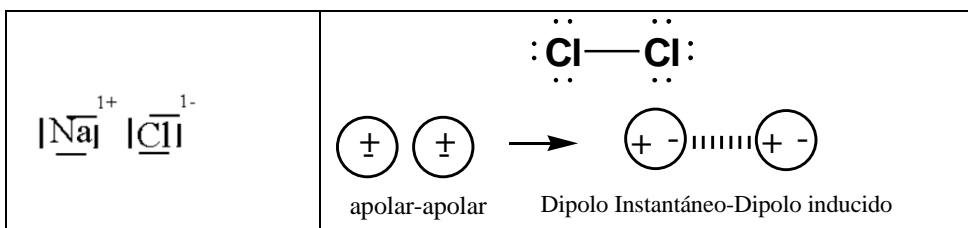
En  $\text{H}_2\text{S}$ , la interacción es más débil que antes, de tipo dipolo-dipolo sin enlace de hidrógeno.

Y en  $\text{CH}_4$ , se presentan las interacciones más débiles de van der Waals, tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido característico de la interacción de moléculas apolares.

Por tanto, la fuerza de la interacción está dada en el siguiente orden:  $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S} > \text{CH}_4$ ,

Así pues, el agua tendrá mayor punto de ebullición y  $\text{CH}_4$  el menor. Por tanto, es FALSA.

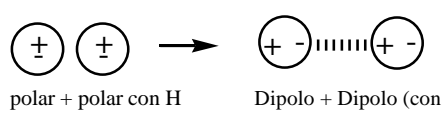
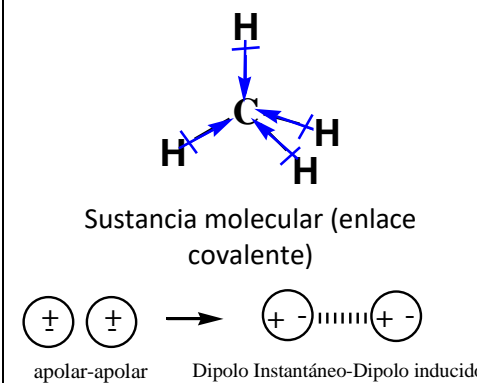
c) temperatura de fusión (caso entre un compuesto iónico y una sustancia molecular)



En el caso de NaCl (metal + no metal) al ser un compuesto iónico, el proceso de fusión implica romper el enlace primario muy fuerte (enlace iónico). En cambio, para Cl<sub>2</sub>, implicaría romper interacciones secundarias que son más débiles que los enlaces primarios (iónico, covalente y metálico). Por tanto, la temperatura de fusión de Cl<sub>2</sub> es menor que la del NaCl. Falso.

**Ejercicio 6. Importante: RAZONADAMENTE**

**Dadas las sustancias: KBr, HF, CH<sub>4</sub> y K, indique razonadamente:**  
**a) Una que no sea conductora en estado sólido pero sí fundida.**  
**b) Una que forme enlaces de hidrógeno.**  
**c) La de menor punto de ebullición.**  
**QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

$\overset{1+}{\text{K}} \overset{1-}{\text{Br}}$ iónico	$\text{H} \rightarrow \text{F} :$ sustancia molecular (enlace covalente polarizado)  polar + polar con H      Dipolo + Dipolo (con H)	 Sustancia molecular (enlace covalente) apolar-apolar      Dipolo Instantáneo-Dipolo inducido	K Metal K · K · K · K · K · K · K · K · K ·
--	---	---	---

**a) Sobre propiedades de las sustancias**

KBr, está formado por un metal (K) y no metal (Br) para dar un compuesto iónico. Los compuestos iónicos no conducen la corriente en estado sólido, pero sí presentan una conductividad por iones cuando están fundidos ya que estos iones tienen libertad de movimiento cuando la sal está en estado líquido.

**b) Sobre las interacciones de van der Waals (enlaces de hidrógeno)**

Para que en una sustancia molecular se de enlaces de hidrógeno debe contener en la molécula al menos uno de estos tres enlaces: N-H, O-H, F-H, ya que estos tres átomos son muy electronegativos y muy pequeños y la interacción parcialmente electrostática se hace más intensa. En este caso es HF.

**c) Análisis de los enlaces iónico, metálico e interacciones secundarias de van der Waals.**

KBr es un compuesto iónico y K es un metal. Para llevar hasta ebullición estas sustancias hay que romper enlaces primarios (iónico para KBr y metal para K) lo que implica temperaturas altas de fusión.

En cambio, para HF y CH<sub>4</sub> implicaría romper interacciones secundarias más débiles y tendría puntos de fusión menores. En esta ocasión HF presenta enlaces más fuertes de tipo dipolo-dipolo con enlaces de hidrógeno en comparación con CH<sub>4</sub> que presenta entre sus moléculas apolares una interacción más débil tipo dipolo instantáneo-dipolo inducido y es la que tendría menor punto de fusión.

Ejercicio 7. ATENCIÓN, ejercicio para ir a "pillar"

Las configuraciones electrónicas de dos átomos A y B son  $1s^2 2s^2 2p^3$  y  $1s^2 2s^2 2p^5$ , respectivamente. Explique razonadamente:

- El tipo de enlace que se establece entre ambos elementos para obtener el compuesto  $AB_3$ .
- La geometría según la TRPECV del compuesto  $AB_3$ .
- La polaridad del compuesto  $AB_3$  y su solubilidad en agua o punto de ebullición.

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

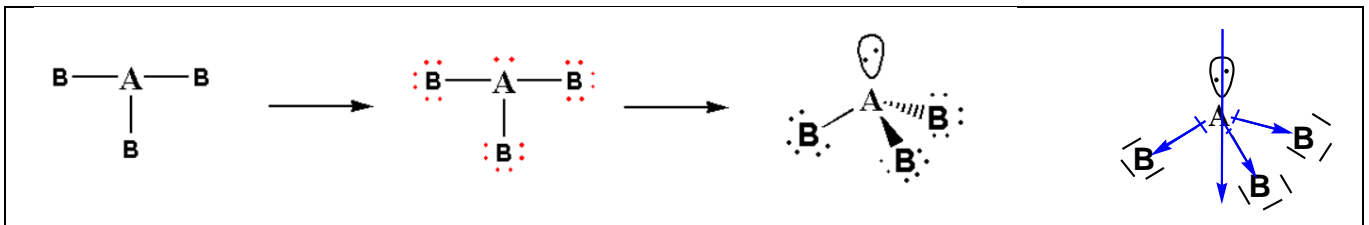
A y B en el mismo período.

A elemento del bloque p, no metal (5 e- de valencia,  $\dots ns^2 np^3$ ,  $10+5 =$  grupo 15, nitrogenoideos).

B elemento del bloque p, no metal (7 e- de valencia,  $\dots ns^2 np^5$ ,  $10+7 =$  grupo 17, anfígenos).

a) **tipo de enlace.** A y B son elementos no metálicos, luego daría lugar a una sustancia molecular con enlaces covalentes (comparte electrones). Como B (grupo 17) está más a la derecha que A (grupo 15), sería covalente polarizado hacia B.

b) **Geometría. (importante este apartado)**



Cada átomo de A requiere de 3e- para alcanzar el octeto, luego se unirá a tres átomos de B. Además, cada átomo de B requiere de un e- de A, luego cada átomo de B se unirá a uno de A, siendo la estequiometría  $AB_3$  (1:3).

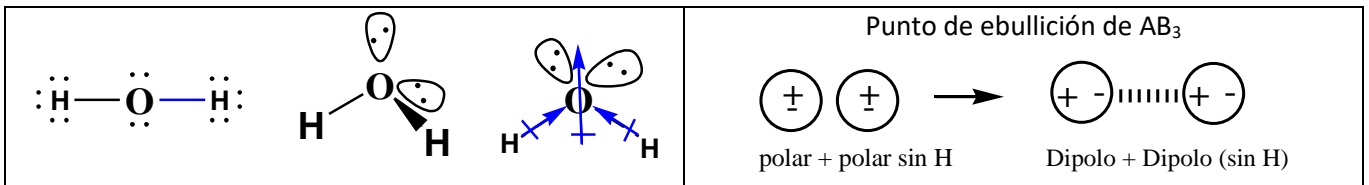
Ahora bien, queda completar con los electrones de valencia de cada átomo. A debe tener 5e-, luego hay que añadir dos más, y B tiene 7e- tal como se refleja en su estructura de Lewis. Por tanto, se trata de una distribución electrónica tetraédrica, pero al tener un par de electrones sin compartir la geometría molecular es piramidal, tipo estructural  $AX_3E_1$

c) **Polaridad (0,25 p) y solubilidad en agua / o punto de ebullición. (0,25p)**

(elegir solubilidad o punto de ebullición)

Según su geometría, la suma de los momentos dipolares en  $AX_3E_1$  da lugar a un momento dipolar total no nulo, luego la molécula es polar.

1) Para analizar la solubilidad en agua:



Según su geometría y su momento dipolar total no nulo, el agua es un disolvente polar (con enlaces de hidrógeno), luego como disolvente disolverá mejor las sustancias polares. En este caso  $AB_3$  es polar y se disolverá bien en agua.

2) **Punto de ebullición.** Llevar hasta ebullición  $AB_3$  implica romper las interacciones secundarias débiles entre moléculas (de van der Waals) por lo que su punto de ebullición será bajo. En este caso la interacción es de tipo dipolo-dipolo sin enlaces de hidrógeno.

**Nota: si se ponen las dos posibilidades se dará por nulo (-0,25p).**