

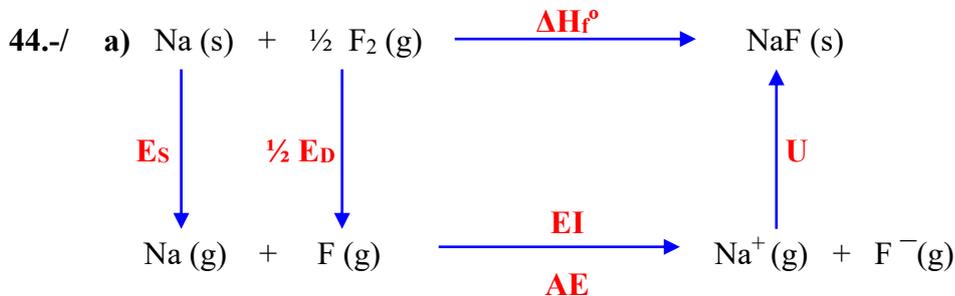
QUÍMICA 2º BACHILLERATO**HOJA Nº 7****SOLUCIONES****EL ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES**

- 1.-/ a) Lineal b) Tetraédrica c) Angular d) Angular e) Piramidal trigonal
- 2.-/ a) Tetraédrica b) Tetraédrica c) Lineal d) Triangular e) Tetraédrica
- 3.-/ a) $-769,2$ kJ/mol
- 4.-/ a) $-364,7$ kJ/mol
- 5.-/ a) AD ; BD₃ b) Covalente
- 6.-/ a) Disminuye b) Ver teoría
- 7.-/ a) Ver teoría b) NF₃ = Piramidal trigonal; CF₄ = Tetraédrica
c) NF₃ = Polar ; CF₄ = No polar
- 8.-/ a) Ver teoría b) $-779,1$ kJ/mol
- 9.-/ a) Ver teoría b) Etano: sp³; Eteno: sp²
- 10.-/ a) Ver teoría b) H₂S = Angular ; PH₃ = Piramidal trigonal c) S: sp³; P: sp³
- 11.-/ a) PF₃ = Piramidal trigonal ; SiF₄ = Tetraédrica
b) PF₃ = Sí ; SiF₄ = Sí. Ya que hay diferencia en la electronegatividad de los átomos que forman las moléculas = Enlaces POLARES.
c) PF₃ = Polar ; SiF₄ = No polar
- 12.-/ a) Iónico b) Iónico c) Covalente
- 13.-/ a) Ver teoría b) Ver teoría
- 14.-/ a) $_{19}\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (Grupo 1) ; $_{17}\text{Y}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ (Grupo 17)
b) X-Y = Iónico ; Y-Y = Covalente c) XY = Soluble en agua ; YY = No soluble
- 15.-/ a) BCl₃ = Triangular plana; H₂O = Angular. b) BCl₃ = Apolar; H₂O = Polar.
c) B: sp²; O: sp³
- 16.-/ a) I₂; CH₄; HCl; NH₃ b) HCl; NH₃
- 17.-/ a) CCl₄ = Tetraédrica; NH₃ = Piramidal trigonal. b) C: sp³; N: sp³
c) CCl₄ = Apolar; NH₃ = Polar
- 18.-/ a) Covalente b) Ver teoría c) H₂O
- 19.-/ a) NaF > NaCl > NaBr b) NaF > NaCl > NaBr c) NaF < NaCl < NaBr

41.-/ a) F_2 ; H_2O ; NH_3 b) $S=C=S$; $CH_2=CH_2$ c) $CH\equiv CH$; $N\equiv N$

42.-/ a) Ver teoría
b) Molécula tetraédrica: $\Sigma\mu = 0$
c) El Cl_4 tiene mayores las fuerzas intermoleculares de Van der Waals al ser de mayor tamaño.

43.-/ a) Verdadera b) Falsa c) Verdadera



$$\Delta H_f^\circ = E_S + \frac{1}{2} E_D + EI + AE + U$$

b) $KF < NaF < LiF$

c) $T_f [KF] < T_f [NaF] < T_f [LiF]$

45.-/ a) Tetraédrica
b) Polar
c) sp^3

46.-/ a) Compuesto **iónico**
b) El SiH_4 es **apolar** y el $NaCl$ es **iónico (polar)**
c) El etano es un compuesto covalente con **Fuerzas de Van der Waals muy débiles**.

47.-/ a) **CaO** (Iónico)
b) **I₂** (Covalente con fuerzas de Van der Waals débiles)
c) **Cu** (Metálico)

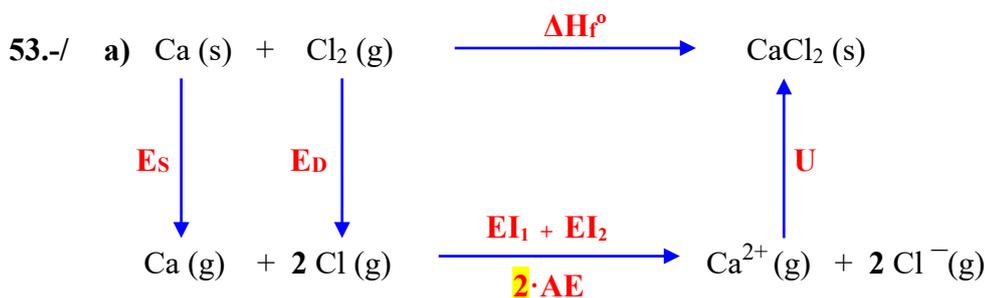
48.-/ a) $NaF(s)$: **Iónico** ; $CH_4(g)$: **Covalente con fuerzas de Van der Waals débiles** ;
 $CH_3OH(l)$: **Covalente con puentes de hidrógeno**.
b) $T_{eb} [NaF] > T_{eb} [CH_3OH] > T_{eb} [CH_4]$
c) Solubles en agua: **NaF** y **CH₃OH** (compuestos polares). No soluble en agua: **CH₄** (apolar).

49.-/ a) H_2O : 2 pares de e^- ; $CHCl_3$: 0 pares de e^- ; NH_3 : 1 par de e^- .
b) H_2O : Angular ; $CHCl_3$: Tetraédrica ; NH_3 : Piramidal trigonal.
c) H_2O : Polar ; $CHCl_3$: Polar ; NH_3 : Polar.

50.-/ a) **KCl**: Enlace iónico: sustancia que en disolución acuosa conduce la electricidad ya que sus iones adquieren movilidad en la disolución.
b) **I₂**: Sustancia molecular con enlace covalente y fuerzas de Van der Waals débiles.
c) **Ag**: Enlace metálico: alta conductividad térmica y eléctrica.

- 51.-/ a) El BeH_2 es **LINEAL** (AX_2) y $\Sigma\mu = 0$. El H_2S es **ANGULAR** (AX_2E_2) y $\Sigma\mu \neq 0$.
 b) **No**, el enlace covalente polar está formado por 2 átomos que comparten sus e^- y tienen distinta electronegatividad, mientras que en el enlace covalente dativo, uno de los átomos aporta los 2 e^- (dador) y el otro átomo dispone de un orbital vacío para alojarlos (aceptor).
 c) La molécula de **etanol** ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) es **POLAR** al tener el grupo $-\text{OH}$ y el **etano** (CH_3CH_3) **no es polar**. Las moléculas polares son solubles en disolventes polares como el agua. (“Semejante disuelve a semejante”)

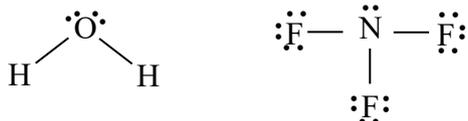
- 52.-/ a) **Verdadera**. ($\ddot{\text{N}} \equiv \ddot{\text{N}}$)
 b) **Sí**, cuando el átomo central **A** no tenga pares de e^- solitarios, como en el BeCl_2 .
 c) El BaO tiene mayor energía reticular, U , al ser el radio del O^{2-} menor que el del Cl^- .



$$\Delta H_f^\circ = E_s + E_D + \text{EI}_1 + \text{EI}_2 + 2 \cdot \text{AE} + U$$

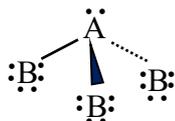
b) $\text{AE}_{(\text{Cl})} = -323,1 \text{ kJ/mol}$

- 54.-/ a) $\text{BCl}_3 =$ Triangular plana ; $\text{H}_2\text{S} =$ Angular
 b) $\text{BCl}_3 =$ Apolar ; $\text{H}_2\text{S} =$ Polar
 c) **B**: sp^2 ; **S**: sp^3
- 55.-/ a) **Falsa**. El etanol tiene puentes de hidrógeno debido a la presencia del grupo OH y el etano no, que posee fuerzas de Van der Waals débiles. El etano es un gas y el etanol es líquido.
 b) **Verdadera**. La molécula de CCl_4 es tetraédrica y la suma de sus momentos dipolares es 0.
 c) **Falsa**. El radio del Mg^{2+} es menor que el del Ba^{2+} , por lo tanto, la energía reticular del MgO es mayor que la del BaO . A mayor energía reticular, U , menor solubilidad.
- 56.-/ a) **Falsa**. No hay iones ni electrones con libertad de movimiento.
 b) **Falsa**. Tienen puntos de fusión bajos ya que las fuerzas de Van der Waals son débiles.
 c) **Verdadera**. Disueltos en agua los iones adquieren movilidad y son conductores.
- 57.-/ a) **No**. Si el átomo central tiene pares de electrones solitarios o no enlazantes, la molécula del tipo AB_2 no será lineal (sería angular).
 b) El **CaO** tiene mayor punto de fusión pues su energía reticular es mayor, ya que tiene mayores cargas y menor distancia interiónica.
 c) **NH_3** . El N tiene de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$, hibrida el orbital $2s$ con el $2p$ dando lugar a 4 orbitales híbridos sp^3 de los cuales uno está completo y los otros tres se enlazan a los hidrógenos, y así se justifica su geometría piramidal trigonal.

- 58.-/ a) **Falsa.** El NH_3 es una molécula del tipo AX_3E y presenta geometría **piramidal trigonal**.
 b) **Verdadera.** La molécula de SiH_4 es tetraédrica con hibridación sp^3 . En la molécula de H_2S el azufre presenta hibridación sp^3 y de los 4 orbitales híbridos, dos están completos y por ello su geometría es **angular**.
 c) **Verdadera.** El boro tiene 3 e^- en su última capa y la molécula de BCl_3 es del tipo AX_3 y su geometría es **triangular plana**, con ángulos de 120° .
- 59.-/ a) **H_2S .** Presenta enlaces covalentes con polaridad (el S y el H tienen distinta electronegatividad) y al ser una molécula **angular** (AX_2E_2), la suma de los momentos dipolares de sus enlaces es distinta de cero ($\Sigma\mu \neq 0$) y por lo tanto la molécula es **POLAR**.
 PH_3 . Es una molécula con enlaces covalentes y geometría **piramidal trigonal** (AX_3E), es **POLAR**, aunque el P y el H tienen casi la misma electronegatividad y sus enlaces son poco polares, la presencia del par de e^- solitario del P hace que su momento dipolar total sea distinto de cero ($\Sigma\mu \neq 0$), y la molécula sea **POLAR** ($\mu = 0,58 \text{ D}$).
 b) **KF y Na_2O .** Ambos están formados por elementos de muy distinta electronegatividad (metal y no metal)
 c) **N_2 : $\text{N}\equiv\text{N}$. C_2H_4 : $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$**
- 60.-/ a) **HBr : Covalente polar.** Está formado por dos no metales de diferente electronegatividad que comparten un par de electrones
 NaBr : Iónico. Formado por un metal (Na) y un no metal (Br), formándose iones Na^+ y Br^- que se atraen formando una red cristalina.
 Br_2 : Covalente apolar. Formado por no metales de igual electronegatividad que comparten un par de electrones.
 b) **NaBr .** Los compuestos iónicos tienen altos puntos de fusión debido a la gran fuerza con la que se unen los iones en la red cristalina. Los compuestos covalentes tienen menores puntos de fusión pues sus fuerzas intermoleculares son menores.
 c) **Br_2 .** Es el menos soluble en agua pues es un compuesto covalente apolar y éstos se disuelven mal en disolventes polares como el agua.
- 61.-/ a) 
- b) H_2O : **AX_2E_2 : Angular**
 NF_3 : **AX_3E : Piramidal trigonal**
- c) **H_2O .** Ya que el agua presenta puentes de hidrógeno al estar unido el H a un elemento muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el oxígeno, mientras que la molécula de NF_3 presenta fuerzas de Van der Waals que son más débiles.
- 62.-/ a) **Sí.** Ya que el CH_3OH presenta puentes de hidrógeno al estar unido el H a un elemento muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el oxígeno, mientras que la molécula de CH_4 es un compuesto covalente que presenta fuerzas de Van der Waals que son más débiles.
 b) **Sí.** El KCl es un compuesto iónico (sólido) que presenta alto punto de fusión debido a la fuerte atracción de sus iones en la red cristalina, mientras que el Cl_2 es un compuesto covalente (gaseoso) con fuerzas de Van der Waals (Fuerzas de London) que son débiles.
 c) **KCl .** Los compuestos iónicos (KCl) se disuelven en agua al ser compuestos polares y el agua un disolvente polar. El CCl_4 es un compuesto covalente apolar y por lo tanto no soluble en agua.

- 63.-/ a) **NaF**. Al tratarse de un compuesto iónico presenta puntos de fusión elevados debido a que los iones se encuentran fuertemente unidos por fuerzas electrostáticas en la red cristalina.
 b) **Cu**. Los metales presentan alta conductividad térmica y eléctrica en estado natural ya que sus electrones poseen alta movilidad (nube electrónica) en las redes metálicas.
 c) **HF**. Presenta puentes de hidrógeno ya que el H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el flúor.

- 64.-/ a) **Enlace Covalente**. El elemento A pertenece al grupo 15 (*Nitrógeno*), que es un no metal y B pertenece al grupo 17 (*Flúor*) que también es un no metal. El enlace entre elementos no metálicos es covalente, compartiendo pares de e^- .
 b) **Piramidal trigonal**. La molécula AB_3 (NF_3) es del tipo AB_3E , 3 pares de e^- de enlace y un par de e^- solitario. Su geometría es piramidal trigonal.



- c) La molécula AB_3 es **POLAR**, ya que sus enlaces son polares al haber diferencia de electronegatividad entre sus átomos y, debido a su geometría, la suma de sus momentos dipolares es distinta de cero: $\Sigma\mu \neq 0$. Al ser una molécula polar **será soluble en disolventes polares como el agua**, “*semejante disuelve a semejante*”.

- 65.-/ a) En el NaCl existe un **enlace iónico** que presenta una temperatura de fusión elevada debido a la fuerte atracción entre sus iones en la red cristalina, mientras que el Cl_2 presenta un **enlace covalente** con fuerzas de Van der Waals (Fuerzas de London) muy débiles y el compuesto es gaseoso.
 b) El diamante es un compuesto de **red covalente** formado por átomos de C con hibridación sp^3 y no quedan e^- libres y por tanto no es conductor. En cambio, el Ni es un metal que presenta **enlace metálico** y que forma una red en la que sus e^- se mueven con libertad entre sus átomos, lo que hace que sea muy buen conductor.
 c) El agua es un compuesto **covalente** cuyas moléculas están unidas por puentes de hidrógeno, mientras que el Cu es un metal unido por **enlace metálico**, es sólido y su punto de fusión es mayor que el del agua, que es líquida.

- 66.-/ a) **NaBr**. Es un compuesto **iónico** y en disolución sus iones adquieren movilidad y es conductor de la electricidad.

Cu. Esta sustancia presenta enlace **metálico**, sus e^- tienen gran movilidad entre los átomos de la red, por lo que es un buen conductor en estado sólido, propiedad muy característica en los metales.

b) **CCl₄**. Compuesto **covalente apolar** con fuerzas de Van der Waals débiles y es el que presenta el menor punto de ebullición. El NaBr, compuesto iónico, y el Cu, sustancia metálica, tienen puntos de ebullición más altos.

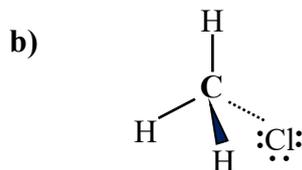
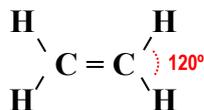
c) **CCl₄ y Cu**.

El **CCl₄** presenta un covalente **apolar** y los compuestos apolares son insolubles en compuestos polares como el H_2O .

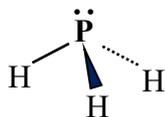
El **Cu** es un sólido con **enlace metálico** que es insoluble en agua.

El NaBr es un compuesto iónico y por lo tanto será soluble en agua, al ser un compuesto muy polar. Los compuestos polares son solubles en disolventes polares como el agua.

- 67.-/ a) El átomo de C presenta hibridación sp^2 propia del doble enlace C=C, con geometría triangular plana con ángulos de 120° .
- Los enlaces C-H son enlaces σ .
 - El doble enlace C=C, uno es σ y otro π .



- c) La molécula de PH_3 posee enlaces covalentes y geometría **piramidal trigonal** (AB_3E), es **POLAR**, aunque el P y el H tienen casi la misma electronegatividad y sus enlaces son poco polares, la presencia del par de e^- solitario del P hace que su momento dipolar total sea distinto de cero ($\Sigma\mu \neq 0$), y la molécula sea POLAR ($\mu = 0,58 D$).



- 68.-/ a) **LiCl**: Enlace **iónico**, formado por un metal (*elemento poco electronegativo*) y un no metal (*elemento muy electronegativo*).

CH₄: Enlace **covalente** apolar. Está formado por elementos no metálicos de electronegatividades parecidas.

H₂O: Enlace **covalente** con puentes de hidrógeno. Está formado por elementos no metálicos y electronegativos.

HF: Enlace **covalente** polar y con puentes de hidrógeno. Está formado por elementos no metálicos y electronegativos.

b) **CH₄**: Molécula **APOLAR**. Su geometría **tetraédrica** (AX_4) hace que la suma de sus momentos dipolares se anule, ($\Sigma\mu = 0$) y la molécula no presenta polaridad.

H₂O: Molécula **POLAR**. Sus enlaces son polares al existir una diferencia de electronegatividad entre el H y el O, y al ser una molécula **angular** (AX_2E_2), la suma de sus momentos dipolares, $\Sigma\mu \neq 0$, no se anulan y la molécula presenta polaridad.

HF: Molécula **POLAR**. El enlace es polar y al ser una molécula **lineal** presenta polaridad.

c) **H₂O** y **HF**. Presentan puntos de fusión y ebullición mayor de los esperados debido a la presencia de **puentes de hidrógeno**, que se forman cuando el H se une a un elemento muy electronegativo y de pequeño tamaño como son el F y el O.

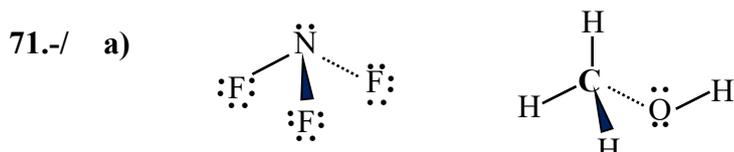
- 69.-/ a) **Enlace Iónico**. Al ser X un metal del grupo 1 (**K**) y el Y un no metal del grupo 16 (**S**), se formará un enlace iónico en el que hay una transferencia de electrones del metal al no metal.

b) **K₂S**

c) **Propiedades de los compuestos iónicos**:

- Sólidos cristalinos con altas temperaturas de fusión y ebullición.
- No son conductores en estado sólido, debido a que los iones en la red cristalina carecen de movilidad.
- Son conductores en estado fundido o disueltos.
- Son solubles en disolventes polares como el agua.

- 70.-/ a) **KBr**. El KBr es un compuesto iónico (formado por metal y no metal) y éstos en estado sólido no son conductores debido a que sus iones carecen de movilidad en la red cristalina, pero fundidos los iones adquieren movilidad y entonces sí conducen la electricidad.
- b) **HF**. El enlace de hidrógeno se produce cuando el H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como el F.
- c) **CH₄**. El CH₄ es un compuesto covalente gaseoso (formado por no metales) que presenta entre sus moléculas fuerzas de Van der Waals que son más débiles que los puentes de hidrógeno y presenta menor punto de ebullición que el HF.
- El K es un metal (enlace metálico) y tiene mayor punto de ebullición (es un sólido) y el KBr es una sustancia iónica con puntos de ebullición altos (es sólido).

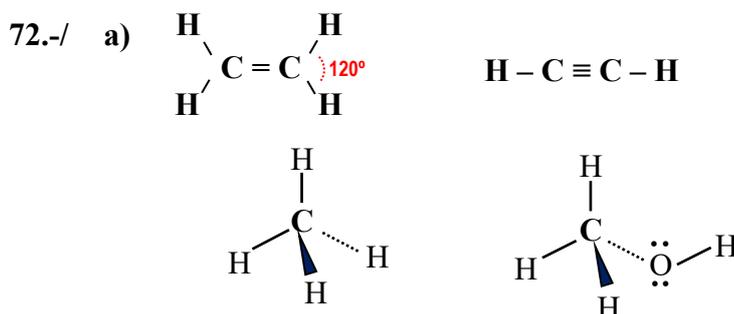


b) **NF₃**: **AB₃E = Piramidal trigonal**

CH₃OH: **AB₄ = Tetraédrica**

c) **NF₃**: Molécula **POLAR**. Los enlaces N – F son polares ya que hay diferencia de electronegatividad entre ellos y la suma de sus momentos dipolares no se anula $\Sigma\mu \neq 0$, al ser una molécula piramidal trigonal.

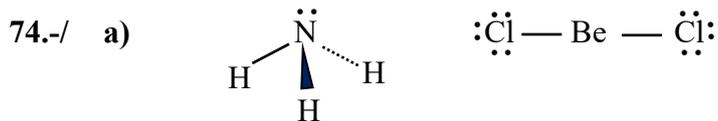
CH₃OH: Molécula **POLAR**. El enlace C – O y H – O son polares al existir una notable diferencia de electronegatividad entre sus elementos y la suma de sus momentos dipolares no se anulan debido a la geometría de la molécula.



b) **C₂H₄**: **sp²** ; **C₂H₂**: **sp** ; **CH₄**: **sp³** ; **CH₃OH**: **sp³**

c) **CH₃OH**. Todas las moléculas presentan enlaces covalentes pero el CH₃OH forma **puentes de hidrógeno**, ya que el H se encuentra unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño volumen como es el oxígeno. El resto de moléculas presentan fuerzas intermoleculares de Van der Waals que son más débiles. Todos los compuestos C₂H₄, C₂H₂ y CH₄ son gaseosos mientras que el CH₃OH es líquido.

- 73.-/ a) **Verdadera**. El B tiene una configuración electrónica **1s²2s²2p¹**. Un e⁻ del orbital 2s promociona al 2p para llegar a tener 3 e⁻ desapareados e hibrida el orbital 2s con los dos orbitales 2p dando lugar a 3 orbitales híbridos **sp²** cuya geometría es triangular plana con ángulos de 120°.
- b) **Falsa**. Aunque los enlaces B–F son polares debido a que hay diferencia de electronegatividad entre ellos, su geometría es triangular plana con ángulos de 120° y la suma de sus momentos dipolares se anulan ($\Sigma\mu=0$) y por lo tanto la molécula **no es polar**.
- c) **Falsa**. El BF₃ es una molécula con **enlace covalente** y este tipo de compuestos no conducen la electricidad, como sí lo haría un compuesto iónico.



NH₃: AB₃E = **Piramidal trigonal** (107°)

BeCl₂: AB₂ = **Lineal** (180°)

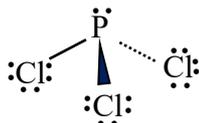
b) N: sp³; Be: sp

c) NH₃: **Polar**. El enlace N–H es polar debido a la diferencia de electronegatividad entre sus átomos, pero debido a la geometría de la molécula (piramidal trigonal) y al par de e⁻ solitarios del N, la suma de sus momentos dipolares no se anula ($\Sigma\mu \neq 0$) y la molécula es **polar**.

BeCl₂: **Apolar**. El enlace Be–Cl es un enlace polar pues el Cl es mucho más electronegativo que el Be, pero al ser una molécula lineal la suma de sus momentos dipolares se anula ($\Sigma\mu = 0$) y la molécula **no es polar**.

75.-/ a) **Verdadera**. Tanto el HI como el HF son compuestos covalentes, pero el HF presenta fuerzas intermoleculares por **puentes de hidrógeno**, ya que el H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el flúor (F), mientras que el HI presenta Fuerzas de Van der Waals que son más débiles que los puentes de hidrógeno.

b) **Falsa**. El PCl₃ es una molécula del tipo AB₃E, tiene 3 pares de enlace y un par solitario, por lo tanto, su geometría es **piramidal trigonal**.



c) **Falsa**. Ambos son compuestos iónicos. Hemos de analizar su energía reticular (U). Esta U es inversamente proporcional a la distancia interiónica (suma de radios iónicos). El ion Na⁺ es común a los dos, mientras que el ion Br⁻ tiene un radio iónico mayor que el del Cl⁻, por lo tanto, su U es menor: $U_{NaBr} < U_{NaCl}$. La U es proporcional a los puntos de fusión, por ello tendrá mayor punto de fusión el NaCl.

76.-/ a) **KCl**. Al ser un compuesto iónico (metal y no metal) y polar se disuelve bien en un disolvente polar como es el agua. El SO₂ es una sustancia covalente que es menos soluble en agua que el KCl, y el Al es un metal que presenta enlace metálico y no es soluble en agua.

b) **SO₂**. Es un compuesto covalente con fuerzas intermoleculares del tipo de Van der Waals que son débiles y el compuesto es gaseoso. El KCl y el Al son sólidos.

c) **Al**. Es un metal que presenta enlace metálico y su estructura de nube electrónica hace que los electrones tengan gran movilidad en la red metálica y por ello es un buen conductor del calor y de la electricidad.

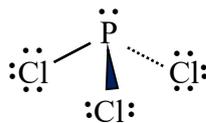
77.-/ a) sp³ (*tetraédrica*).

b) El enlace C–F es **polar** ya que hay diferencia de electronegatividad entre los átomos de C y F. La molécula tiene una geometría del tipo AB₄ (tetraédrica) y la suma de sus momentos dipolares se anulan, $\Sigma\mu = 0$, debido a su geometría y por lo tanto **la molécula es apolar**.

c) **No es soluble en agua**. El compuesto es covalente apolar y por ello no es soluble en disolventes polares como es el agua.

- 78.-/ a) **CH₄**. Presenta enlace covalente con fuerzas intermoleculares del tipo de Van der Waals, que son débiles, que hacen que el compuesto sea gaseoso a temperatura ambiente.
- b) **Na**. El sodio presenta enlace metálico que forma una red cristalina metálica en la que los electrones tienen una gran movilidad lo que hace que sea buen conductor en estado sólido. El KCl es un compuesto iónico que no es conductor en estado sólido y el CH₄ es un compuesto covalente que no es conductor.
- c) **KCl**. Los compuestos iónicos no son conductores en estado sólido, pero al fundir sí son conductores de la electricidad, ya que sus iones adquieren movilidad en estado fundido o disueltos en agua, lo que lo hace ser conductores.

79.-/ a)

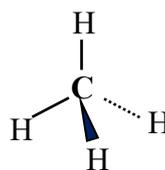
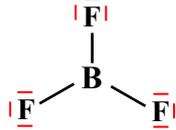
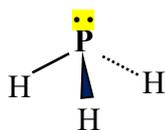


b) El H₂O es una **molécula polar**, ya que sus enlaces, H–O, son polares al existir diferencia de electronegatividad en sus átomos y al ser una molécula angular la suma de sus momentos dipolares no se anula, $\Sigma\mu \neq 0$, y por lo tanto la molécula es polar.

El PCl₃ es una **molécula polar**, pues el enlace P–Cl es polar y al tener una geometría piramidal trigonal, la suma de sus momentos dipolares no se anula, $\Sigma\mu \neq 0$, y por ello la molécula es polar.

c) **H₂O**. Ambas son moléculas covalentes polares, pero el H₂O presenta fuerzas intermoleculares por **puentes de hidrógeno**, al estar unido el H a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el oxígeno, mientras que el PCl₃ presenta fuerzas intermoleculares del tipo de Van der Waals que son más débiles que los puentes de hidrógeno.

80.-/ a) **PH₃**. Según las estructuras de Lewis, la única que presenta el átomo central pares de e⁻ sin compartir (*solitarios*) es la molécula de **PH₃**.



b) **BF₃**: Molécula del tipo **AB₃: Triangular plana** (120°)

PH₃: Molécula del tipo **AB₃E: Piramidal trigonal** (< 109,5°)

c) **sp³** (*Tetraédrica*)

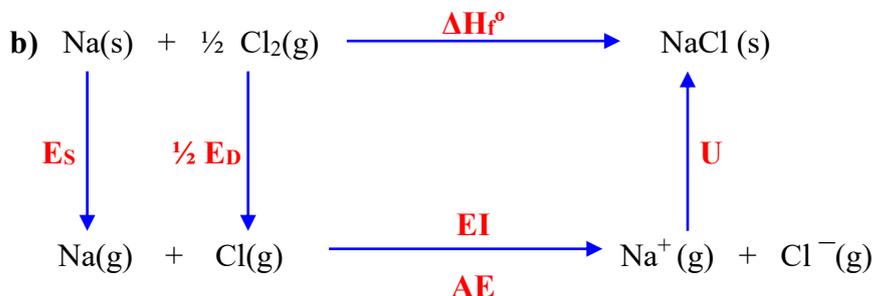
81.-/ a) **Falsa**. Para que se formen enlaces por puentes de hidrógeno, el H tiene que estar unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, como el F, O, N.

b) **Falsa**. Los 3 compuestos son covalentes. El de mayor punto de ebullición es el H₂O pues posee puentes de hidrógeno y es líquida, mientras que el H₂S y el CH₄ son gaseosos con fuerzas intermoleculares de Van der Waals más débiles. La secuencia sería: H₂O > H₂S > CH₄.

c) **Falsa**. El Cl₂ es una molécula covalente con fuerzas de Van der Waals débiles y es un gas, mientras que el NaCl es un compuesto iónico sólido y con alta temperatura de fusión ya que los iones que forman la red cristalina se encuentran fuertemente unidos.

82.-/ a) La energía reticular, U , es la energía que hay que aplicar para separar completamente en sus iones 1 mol de un compuesto iónico en una red cristalina iónica. También se podía definir como la energía que se desprende cuando se forma un mol de un compuesto iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.

La energía reticular depende proporcionalmente de las cargas de los iones, del tipo de red e inversamente proporcional de la distancia entre iones (suma de radios iónicos).



$$\Delta H_f^\circ = E_s + \frac{1}{2} E_D + EI + AE + U$$

c) $U = -789 \text{ kJ/mol}$

83.-/ a) En el H_2O sus fuerzas intermoleculares son por **puentes de hidrógeno**, ya que el H se encuentra unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el oxígeno, mientras que en el H_2S lo que existen son fuerzas de Van der Waals que son más débiles y por ello el H_2O es líquida y el H_2S es un gas.

b) **NaI**. El NaI es un compuesto iónico y por lo tanto fuertemente polar que se disuelve fácilmente en disolventes polares como el agua, mientras que el I_2 es un compuesto covalente apolar y no es soluble en agua.

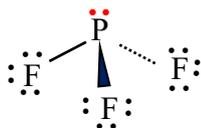
c) Todos son compuestos covalentes que presentan fuerzas intermoleculares de Van der Waals. Éstas aumentan al descender en el grupo, es decir, aumentan al aumentar el tamaño de las moléculas y su masa molecular. Por ello, el I_2 (de mayor masa molecular y mayor tamaño) es el que tiene mayor las fuerzas de Van der Waals y es un sólido, aunque se sublima con facilidad.

84.-/ a) **HF**. En el HF el H se encuentra unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el flúor y por ello forma puentes de hidrógeno, mientras que en el HCl no se dan estas circunstancias y presenta fuerzas de Van der Waals que son más débiles.

b) **Br₂**. Los dos compuestos son covalentes y en ambos las fuerzas intermoleculares son del tipo fuerzas de Van der Waals, pero el Br_2 al ser de mayor tamaño y mayor masa molecular presenta mayores fuerzas de Van der Waals entre sus moléculas, lo que se traduce en un mayor punto de ebullición.

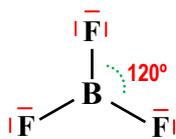
c) **CH₃CH₃**. Ambos compuestos son covalentes con fuerzas intermoleculares del tipo de Van der Waals, pero el etano, CH_3CH_3 , al ser de mayor tamaño y mayor masa molecular presenta mayores fuerzas de Van der Waals entre sus moléculas, lo que se traduce en un mayor punto de ebullición.

- 85.-/ a) El PF_3 es una molécula del tipo AB_3E , que tiene 3 pares de electrones de enlace y un par de electrones solitario y por ello su geometría es de pirámide trigonal.



b) El enlace P–F es un enlace polar, ya que hay diferencia de electronegatividad entre ambos átomos, el F es más electronegativo que el P y al ser una molécula con geometría piramidal trigonal, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces **no** se anula ($\Sigma\mu \neq 0$) y por ello la molécula es **POLAR**.

c) La molécula de BF_3 es una molécula del tipo AB_3 , presenta 3 pares de electrones de enlace y no posee pares de electrones sin compartir (*solitarios*) y la molécula presenta una geometría **triangular plana** con ángulos de 120° .



El enlace B–F es un enlace polar, ya que hay diferencia de electronegatividad entre ambos átomos, el F es más electronegativo que el B, pero al ser una molécula de geometría triangular, la suma de sus momentos dipolares se anula ($\Sigma\mu = 0$) y la molécula es **APOLAR**.

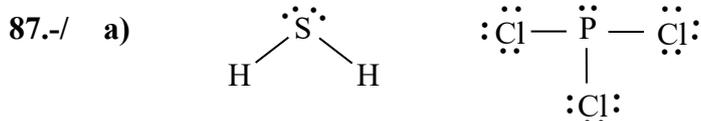
- 86.-/ a) NaF : Enlace **iónico** al estar formado por elementos de muy distinta electronegatividad, metal (Na) y no metal (F).

CH_4 : Enlace **covalente** al estar formado por no metales de parecida electronegatividad.

CH_3OH : Enlace **covalente** al estar formado por no metales.

b) $\text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{OH} < \text{NaF}$. El CH_4 es un gas con fuerzas de Van der Waals entre sus moléculas, lo que hace que su punto de ebullición sea bajo. El CH_3OH es un compuesto líquido que presenta puentes de H, ya que el H está unido a un átomo muy electronegativo y pequeño tamaño como es el O. Estos puentes de H hacen que se eleve su punto de ebullición. El NaF es un sólido iónico cuyos iones están fuertemente atraídos en la red cristalina y hace que posea un punto de ebullición elevado.

c) El NaF es **soluble en agua**, ya que es un compuesto iónico polar que se disuelven bien en disolventes polares como el agua. El CH_3OH es **soluble en agua** ya que la presencia del grupo OH, que es fuertemente polar, hace que se disuelva en disolventes polares. El CH_4 **no es soluble en agua** ya que se trata de un compuesto covalente apolar debido a su geometría tetraédrica y por ello no es soluble en disolventes polares.



- b) H_2S : AB_2E_2 : **Angular**
 PCl_3 : AB_3E : **Piramidal trigonal**

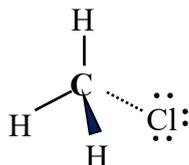
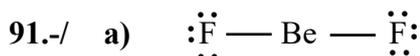
- c) S: sp^3
 P: sp^3

- 88.-/ a) **LiBr**. Ambos son compuestos iónicos y hemos de estudiar su energía reticular, U . La U depende proporcionalmente de las cargas y es inversamente proporcional a la distancia interiónica (suma de radios iónicos). En este caso las cargas son las mismas, y el anión Br^- es el mismo, por lo tanto, hay que estudiar los radios iónicos de los cationes (Li^+ y K^+). El K^+ está más abajo en el grupo, por lo que su radio iónico es mayor ya que posee más niveles energéticos en su configuración electrónica: $R(\text{K}^+) > R(\text{Li}^+)$. A mayor radio menor es su energía reticular, U : $U(\text{KBr}) < U(\text{LiBr})$. A mayor U , mayor dureza, por lo tanto, el LiBr presenta mayor dureza.
- b) **Puentes de hidrógeno**. En el agua, el H está unido al oxígeno que es un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, lo que da lugar a la **formación de puentes de hidrógeno**, que son los responsables de que el H_2O sea líquida a temperatura ambiente y tenga un punto de ebullición más elevado de lo que cabría esperar en su grupo.
- c) En el etano $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ hay enlace simple C-C, en el eteno $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ hay enlace doble y en el etino $\text{HC}\equiv\text{CH}$ existe enlace triple, por lo tanto, la longitud de enlace es cada vez menor debido a la presencia de los **enlaces π** responsables del doble y triple enlace y esto también hace que su energía de enlace sea mayor en el triple enlace.
- 89.-/ a) **La molécula de N_2 presenta un triple enlace (1 enlace σ y 2 enlaces π)**. El N tiene 5 electrones de valencia y al compartir 3 pares de e^- forma un triple enlace para llegar a cumplir la regla del octeto. Si realizamos su estructura de Lewis: $\text{N}\equiv\text{N}$, se observa la presencia de un triple enlace.
- b) **No**. Las moléculas triatómicas del tipo AB_2 serán lineales solamente si el átomo central, A, no tiene ningún par de e^- solitarios. Si el átomo central, A, tiene uno o dos pares de electrones solitarios, AB_2E o AB_2E_2 la molécula será de geometría angular.
- c) Ambos compuestos son iónicos y el punto de fusión va a depender de la energía reticular, U . A mayor U , mayor es la temperatura de fusión. La U depende proporcionalmente de las cargas e inversamente proporcional de la distancia interiónica (suma de los radios iónicos). **La carga del Mg^{2+} (2) es > que la carga del K^+ (1)** y a mayor distancia interiónica, menor será la U . El radio iónico del K^+ es mayor que el radio del Mg^{2+} , ya que el ion K^+ tiene más niveles energéticos que el Mg^{2+} al encontrarse en el período 4º y el Mg en el período 3º, por ello: $R(\text{K}^+) > R(\text{Mg}^{2+})$, y por lo tanto la $U(\text{K}_2\text{O}) < U(\text{MgO})$. Tendrá mayor punto de fusión el de mayor U , en este caso tiene **mayor punto de fusión el MgO**.

90.-/ a) **Verdadera.** El elemento **A** ($Z=11$) tiene una configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, es el Na, mientras que el **B** ($Z=8$) es $1s^2 2s^2 2p^4$, que es el O. Forman el compuesto **Na₂O** que es un sólido de carácter iónico. Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos que al estar en estado fundido o disueltos en agua, sus iones adquieren movilidad y son conductores de la electricidad.

b) **Verdadera.** Ambos compuestos son iónicos y el punto de fusión va a depender de la energía reticular, U . A mayor U , mayor es la temperatura de fusión. La U depende proporcionalmente de las cargas e inversamente proporcional de la distancia interiónica (suma de los radios iónicos). **La carga del Mg^{2+} (2) es > que la carga del Na^+ (1) y el radio iónico del Na^+ es mayor que el radio del Mg^{2+} , ya que al avanzar hacia la derecha en el periodo va aumentando la carga nuclear efectiva y el radio va disminuyendo: $R(Na^+) > R(Mg^{2+})$, por lo tanto, la $U(NaCl) < U(MgCl_2)$. Tendrá menor punto de fusión el de menor U , en este caso tiene **menor punto de fusión el NaCl.****

c) **Falsa.** El NaF es un compuesto iónico y es el de mayor punto de fusión, mientras que el F_2 y el HF son compuestos covalentes, pero mientras que en el F_2 existen fuerzas intermoleculares de Van der Waals, en el HF hay puentes de hidrógeno al estar unido el H a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el F. Los puentes de H son fuerzas intermoleculares más fuertes que las de Van der Waals, por lo tanto, el HF tiene un punto de fusión mayor que el F_2 . El orden correcto sería: **NaF > HF > F_2 .**



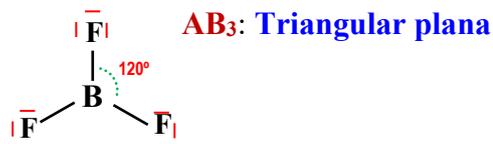
b) BeF_2 : $AB_2 =$ **Lineal** (180°)

CH_3Cl : $AB_4 =$ **Tetraédrica** ($109,5^\circ$)

c) BeF_2 : **Apolar.** El enlace $Be-F$ es un enlace polar al existir diferencia de electronegatividad entre sus átomos, sin embargo, al tratarse de una molécula de geometría LINEAL, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces se anula, $\Sigma\mu = 0$, y por ello **la molécula no es polar.**

CH_3Cl : **Polar.** La molécula es TETRAÉDRICA, pero el momento dipolar del enlace $C-Cl$ es mayor que el del enlace $C-H$, al ser el Cl más electronegativo, lo que se traduce en que la suma de los momentos dipolares de sus enlaces no se anula, $\Sigma\mu \neq 0$, y por lo tanto **la molécula es polar.**

92.-/ a) $:\ddot{F}: - \overset{\cdot\cdot}{O} - :\ddot{F}:$ **AB_2E_2 : Angular**



b) O: sp^3

B: sp^2

c) OF_2 : **POLAR.** Al ser polar el enlace $O-F$ debido a la diferencia de electronegatividad entre sus átomos y como su geometría molecular es angular, la suma de sus momentos dipolares no se anula, $\Sigma\mu \neq 0$, y por lo tanto **la molécula es polar.**

BF_3 : **APOLAR.** Aunque los enlaces $B-F$ son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre el B y el F, al ser su geometría triangular plana, la suma de sus momentos dipolares se anula, $\Sigma\mu = 0$, y por lo tanto **la molécula es apolar.**

93.-/ a) **CaF₂**: Enlace iónico ya que está formado por un átomo poco electronegativo (Ca) y otro muy electronegativo (F) y otro, es decir, metal y no metal.

CO₂: Enlace covalente al estar formado por átomos electronegativos, elementos no metálicos como el C y el O y sus moléculas presentan fuerzas intermoleculares de Van der Waals.

b) **CO₂ < H₂O < CaF₂**.

El **CaF₂** presenta enlace iónico, es un sólido que forma una red iónica y su punto de ebullición es muy alto, debido a la gran fuerza de unión entre los iones de la red cristalina. Será el de mayor temperatura de ebullición.

El **CO₂** presenta un enlace covalente con fuerzas débiles de Van der Waals. Es un gas y su punto de ebullición es muy bajo. Es el de menor temperatura de ebullición.

El **H₂O** presenta enlace covalente, pero entre sus moléculas hay puentes de hidrógeno, ya que el H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, como es el O. Estos puentes de hidrógeno hacen que los puntos de ebullición aumenten con respecto a lo que se cabría esperar. El agua es líquida.

c) **Mayor energía reticular: LiF**. Los tres compuestos son iónicos, en ellos la energía reticular, U , depende proporcionalmente de las cargas (en este caso son iguales en todos los compuestos) e inversamente proporcional a la distancia interiónica (suma de los radios iónicos). Como todos tienen el mismo anión (F^-), dependerá del radio del catión. Conforme bajamos en el grupo el radio iónico va aumentando, ya que cada vez se añade un nivel energético más, por lo tanto: $R(Li^+) < R(Na^+) < R(K^+)$. Como la U es inversamente proporcional a la distancia interiónica: $U(LiF) > U(NaF) > U(KF)$: el compuesto de mayor U es el **LiF**.

94.-/ a) **Falsa**. Puede ocurrir que los enlaces sean polares, al haber diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman, pero debido a la geometría de la molécula la suma de los momentos dipolares de sus enlaces se anule y la molécula sea apolar, aunque sus enlaces sean polares.

b) **Falsa**. Para que una molécula tetraédrica sea apolar tiene que darse que los 4 enlaces sean iguales. Pero puede ocurrir que uno de sus enlaces tenga un momento dipolar distinto de los demás y entonces la molécula, a pesar de ser tetraédrica, la suma de sus momentos dipolares no se anula y la molécula es polar, como pasa, por ejemplo, en el **CH₃Cl**.

c) **Falsa**. La molécula de **BeCl₂** es del tipo **AB₂** cuya geometría es **lineal**, con ángulo de 180°, mientras que la molécula de **H₂S** es del tipo **AB₂E₂** (tiene dos pares de electrones de enlace y dos solitarios), presenta una geometría **angular**, con ángulo inferior a 180°.

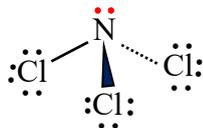
95.-/ a) **No es conductora**. El **H₂O** es un compuesto covalente que presenta puentes de H, pero no es conductora en estado líquido ya que los compuestos covalentes moleculares no son conductores.

b) **No es conductora**. El **KCl** es un compuesto iónico, al estar formado por metal y no metal, pero en estado sólido sus iones carecen de movilidad en la red cristalina y por lo tanto estas sustancias no son conductoras en estado sólido.

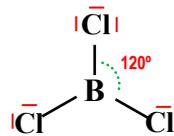
c) **Sí es conductora**. El **NaCl** es un compuesto iónico y cuando está disuelto en agua o en estado fundido sus iones adquieren movilidad y hacen que la sustancia sea conductora.

- 96.-/ **A:** grupo 2 (**Be**); **B:** grupo 13 (**B**); **C:** grupo 15 (**N**); **D:** grupo 17 (**F**).
- a) **AD₂**. El compuesto formado por **A** y **D** (metal y no metal) será un compuesto iónico, formado por iones A^{2+} y D^{-} , por lo tanto, su fórmula será **AD₂** (**BeF₂**).
- b) **Enlace covalente**. Ambos elementos son no metales de los grupos 15 y 17 y por lo tanto al formar enlace comparten electrones para adquirir la configuración de gas noble, dando lugar a un enlace covalente (**NF₃**).
- c) **D**. La E.I. es la energía que hace falta aplicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental, para quitarle un electrón formándose un catión. Los 4 elementos se encuentran en el mismo periodo (2º). Dentro de un mismo periodo la energía de ionización aumenta al avanzar hacia la derecha, pues el radio es menor, ya que va aumentando la carga nuclear efectiva, la atracción es mayor y cuesta más energía arrancar el electrón. Por lo tanto, tendrá mayor E.I. el elemento de menor radio y situado más a la derecha en la Sistema Periódico que es el **D** (**F**).
- 97.-/ a) **LiBr**. Ambos compuestos son iónicos al estar formados por metal y no metal. Hemos de estudiar su energía reticular, U . La dureza aumenta con la energía reticular. La U depende proporcionalmente de las cargas, que en este caso son iguales, y depende inversamente proporcional de la distancia interiónica, r_0 , (suma de radios iónicos):
El $R_{Li^+} < R_{Cs^+}$ y el $R_{Br^-} < R_{I^-}$, por lo tanto, $r_0(LiBr) < r_0(CsI)$. A menor radio mayor es U :
 $U(LiBr) > U(CsI)$. Por lo tanto, el compuesto de mayor U será el de mayor dureza: **LiBr**.
- b) **HF**. Ambos compuestos son covalentes, pero el **HF forma puentes de H**, ya que el H está unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, como es el F. El HI presenta fuerzas de Van der Waals que son más débiles que los puentes de H. Luego el **HF** tendrá mayor temperatura de ebullición.
- c) **NaBr**. Ambos compuestos son iónicos. El punto de fusión va a depender de la energía reticular, U . La U depende proporcionalmente de las cargas, que en este caso son iguales, y depende inversamente proporcional de la distancia interiónica, r_0 , (suma de radios iónicos):
El $R_{Br^-} < R_{I^-}$, por lo tanto, **$U(NaBr) > U(NaI)$** . A mayor U mayor temperatura de fusión, por ello el compuesto de mayor punto de fusión es el **NaBr**.
- 98.-/ **A** ($1s^2 2s^2 2p^2$) (**C**); **B** ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$) (**Na**); **C** ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) (**Cl**)
- a) La molécula **B₂** **no puede existir**, pues **B** es un metal del grupo 1 (*alcalinos*), que no forma enlaces covalentes y, por lo tanto, no forma moléculas,
La molécula **C₂** **sí que existe**, ya que **C** se trata de un elemento no metálico del grupo 17 (*halógenos*), que se une a otro átomo **C**, compartiendo 1 e^- , que es lo le falta para llegar a la configuración de gas noble, dando lugar a una molécula diatómica con enlace covalente, **C₂** (**Cl₂**).
- b) **Enlace iónico**. Este tipo de enlace está formado por elementos de muy distinta electronegatividad, es decir, por un metal (**B**) y un no metal (**C**), en el que hay una transferencia de un e^- del metal al no metal, dando lugar a un compuesto de fórmula **BC** (**NaCl**).
- c) **Apolar**. Al ser **A** y **C** elementos no metálicos, el enlace que se formará entre ellos es un enlace covalente en el que comparten 4 pares de e^- , dando lugar a la molécula **AC₄** (**CCl₄**). La estructura geométrica de esta molécula es del tipo **AB₄** (4 pares de e^- de enlace y ninguno solitario) y su geometría es **tetraédrica**, y aunque sus enlaces son polares, la suma de los momentos dipolares de la molécula es cero, $\Sigma \mu = 0$, debido a su geometría, y, por lo tanto, la molécula es **apolar**.

- 99.-/ a) El NCl_3 es una molécula del tipo AB_3E (3 pares de enlace y 1 par de e^- solitario), cuya geometría es **piramidal trigonal**. Los enlaces (N–Cl) son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre sus átomos, y la suma de todos sus momentos dipolares no se anula debido a su geometría, $\Sigma\mu \neq 0$, y por lo tanto **la molécula es polar**.



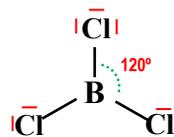
La molécula de BCl_3 es del tipo AB_3 (3 pares de enlace y ningún par solitario), de geometría **triangular plana**. Aunque sus enlaces (B–Cl) son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre el B y el Cl, debido a su geometría triangular, la suma de sus momentos dipolares se anula, $\Sigma\mu = 0$, y **la molécula es apolar**.



b) El NCl_3 al ser un compuesto polar **será soluble** en agua que es un disolvente polar. El BCl_3 al ser un compuesto apolar **no será soluble en agua**, y sí lo será en disolventes apolares. “*Semejante disuelve a semejante*”.

- c) N: sp^3
B: sp^2

- 100.-/ a) **Falsa**. La polaridad de una molécula depende de la polaridad de sus enlaces y de su geometría molecular. Hay moléculas en las que sus enlaces son polares, al haber diferencia de electronegatividad entre sus átomos, pero por su geometría la suma de sus momentos dipolares, $\Sigma\mu = 0$, y **la molécula es apolar**, aunque sus enlaces sean polares.
- b) **Falsa**. Los sólidos metálicos (enlace metálico) están formados por redes en las que los cationes ocupan las posiciones en la red metálica y los e^- se mueven con libertad entre ellos. Por lo tanto, no hay aniones que solo existen en los sólidos o redes iónicas.
- c) **Verdadera**. La molécula de BCl_3 tienen estructura del tipo AB_3 , en la que el átomo central está rodeado de 3 pares de e^- de enlace y ningún par solitario. Estas moléculas AB_3 presentan una geometría plana triangular con ángulos de 120° :



- 101.-/ a) **KCl: Iónico**. Formado por un metal (K) y un no metal (Cl), formándose iones K^+ y Cl^- que se atraen formando una red cristalina.

Cl₂: Covalente apolar. Formado por no metales de igual electronegatividad que comparten un par de electrones y presenta fuerzas de Van der Waals entre sus moléculas.

b) **Cl₂**. El Cl_2 al ser un compuesto covalente con fuerzas de Van der Waals, que son débiles, presenta un punto de fusión bajo, mientras que el KCl , al ser un compuesto iónico, presenta temperatura de fusión alta debido a la fuerte atracción de sus iones en la red cristalina. Por ello, el Cl_2 es gas y el KCl es un sólido.

c) **KCl**. Los compuestos iónicos al ser polares pues, están formado por iones, se disuelven bien en disolventes polares como el agua. El Cl_2 es apolar y poco soluble en agua, será más soluble en disolventes apolares “*Semejante disuelve a semejante*”.

- 102.-/ a) Estructuras de Lewis: El P tiene 5 e⁻ de valencia y presenta 3 pares de e⁻ de enlace y un par de e⁻ solitarios, y el B tiene 3 e⁻ de valencia y presenta 3 pares de e⁻ de enlace y ningún par de e⁻ solitarios.



- b) BF₃: Molécula del tipo **AB₃**: **Triangular plana** (120°)

PF₃: Molécula del tipo **AB₃E**: **Piramidal trigonal** (< 109,5°)

- c) BF₃: **APOLAR**. Aunque los enlaces B–F son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre el B y el F, al ser su geometría triangular plana, la suma de sus momentos dipolares se anula, $\Sigma\mu = 0$, y por lo tanto **la molécula es apolar**.

PF₃: **POLAR**. El enlace P–F es un enlace polar, ya que hay diferencia de electronegatividad entre ambos átomos, el F es más electronegativo que el P y al ser una molécula con geometría piramidal trigonal, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces **no se anula** ($\Sigma\mu \neq 0$) y por ello **la molécula es polar**.

- 103.-/ a) El C presenta hibridación sp^3 .

b) CH₃Cl: El enlace C–Cl es **polar** ya que hay diferencia de electronegatividad entre los átomos de C y Cl, mientras que el enlace C–H es **poco polar** al tener los átomos electronegatividades parecidas. La molécula tiene una geometría del tipo AB₄ (tetraédrica) y la suma de sus momentos dipolares **no se anula**, $\Sigma\mu \neq 0$, debido a que hay un enlace mucho más polar que los otros tres y, por lo tanto, **la molécula es polar**.

CH₄: Es una molécula apolar, ya que es del tipo AB₄ de geometría tetraédrica y la suma de sus momentos dipolares se anula, $\Sigma\mu = 0$, y por lo tanto **la molécula es apolar**.

c) La molécula de CH₃Cl, al ser una molécula polar, **será soluble** en disolventes polares como el H₂O, mientras que la molécula de CH₄, al ser apolar, **no será soluble** en agua.

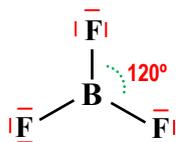
- 104.-/ a) H₂S y PF₃. El S tiene 6 e⁻ de valencia y presenta 2 pares de e⁻ de enlace y 2 pares de e⁻ sin compartir (solitarios). El P tiene 5 e⁻ de valencia y presenta 3 pares de e⁻ de enlace y 1 par de e⁻ sin compartir.



- b) **Piramidal trigonal**. La molécula PF₃ es del tipo AB₃E, con 3 pares de e⁻ de enlace y 1 par de e⁻ sin compartir (solitario), y, por lo tanto, su geometría es **piramidal trigonal**.

c) S: sp^3

d) La molécula BF₃ es del tipo **AB₃**, con tres pares de e⁻ de enlace y ningún par de e⁻ sin compartir o solitario. Su geometría es **triangular plana** con ángulos de 120°, y aunque sus enlaces son polares, debido a la diferencia de electronegatividad del enlace B–F, la suma de sus momentos dipolares se anula, $\Sigma\mu = 0$, debido a su geometría triangular y por lo tanto, **la molécula es apolar**.



- 105.-/ a) Enlace iónico.** El NaCl presenta enlace iónico al estar formado por metal y no metal. Este compuesto forma una red cristalina iónica, en la que los iones Na^+ y Cl^- ocupan la red, y, por lo tanto, al ser un compuesto polar, será soluble en disolventes polares como el agua. Los compuestos iónicos son solubles en agua.
- b) Enlace metálico.** Los metales, como el Fe, tienen una estructura de nube electrónica en la que los e^- tienen gran movilidad entre los átomos, lo que hace que sean buenos conductores de la electricidad.
- c) Enlace covalente con fuerzas de Van der Waals.** El CH_4 presenta enlace covalente formado por dos no metales, con fuerzas de Van der Waals entre sus moléculas. Estas fuerzas son débiles y son las responsables de que el compuesto tenga bajo punto de fusión. El CH_4 es un gas.
- d) Enlace covalente.** El CCl_4 presenta enlace covalente al estar formado por dos no metales y su geometría es del tipo AB_4 (4 pares de e^- de enlace y ningún par de e^- sin compartir) cuya geometría es **tetraédrica**, y aunque sus enlaces son polares, al tener diferencia de electronegatividad entre los átomos C-Cl, la suma de sus momentos dipolares se anula, $\Sigma\mu=0$, debido a su geometría tetraédrica, y, por lo tanto, la molécula es **APOLAR** y se disolverá bien en disolventes apolares, pero será insoluble en disolventes polares como el agua.
- 106.-/ a)** En el H_2O sus fuerzas intermoleculares son por **puentes de hidrógeno**, ya que el H se encuentra unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el oxígeno, mientras que en el H_2S lo que existen son fuerzas de Van der Waals que son más débiles y por ello, los puentes de hidrógeno en el H_2O son los responsables de que sea un líquido y el H_2S es un gas.
- b)** En el NH_3 también sus fuerzas intermoleculares son por **puentes de hidrógeno**, ya que el H se encuentra unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño como es el nitrógeno, mientras que en el CH_4 sus fuerzas intermoleculares son de Van der Waals, que son más débiles que los puentes de H, y eso hace que el NH_3 tenga un punto de ebullición más alto que el CH_4 .
- c)** Todos ellos son compuestos covalentes que presentan fuerzas intermoleculares de Van der Waals. Éstas aumentan al descender en el grupo, es decir, aumentan al aumentar el tamaño de las moléculas y su masa molecular. Por ello, el I_2 (de mayor masa molecular y mayor tamaño) es el que tiene mayor las fuerzas de Van der Waals y es un sólido, aunque se sublima con facilidad, el Br_2 es líquido, el F_2 y Cl_2 son gases.
- d)** El KCl presenta un enlace iónico, al estar formado por metal y no metal. Los puntos de fusión de los compuestos iónicos son altos debido a la gran fuerza de atracción entre sus iones en la red iónica. El Cl_2 es un compuesto covalente con fuerzas intermoleculares de Van der Waals débiles y, por ello, su punto de fusión es muy bajo. El Cl_2 es un gas mientras que el KCl es un sólido.

----oOOo----