

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

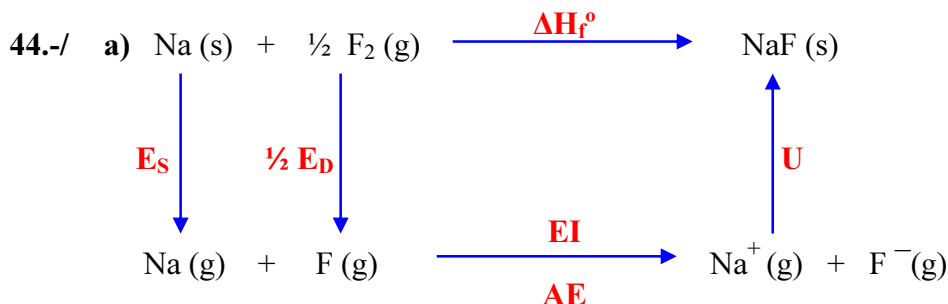
- 1.-/ a) Lineal            b) Tetraédrica        c) Angular            d) Angular            e) Piramidal trigonal
- 2.-/ a) Tetraédrica        b) Tetraédrica        c) Lineal              d) Triangular        e) Tetraédrica
- 3.-/ a)  $-769,2$  kJ/mol
- 4.-/ a)  $-364,7$  kJ/mol
- 5.-/ a) AD ; BD<sub>3</sub>            b) Covalente
- 6.-/ a) Disminuye            b) Ver teoría
- 7.-/ a) Ver teoría            b) NF<sub>3</sub> = Piramidal trigonal ; CF<sub>4</sub> = Tetraédrica  
c) NF<sub>3</sub> = Polar ; CF<sub>4</sub> = No polar
- 8.-/ a) Ver teoría            b)  $-779,1$  kJ/mol
- 9.-/ a) Ver teoría            b) Etano: sp<sup>3</sup> ; Eteno: sp<sup>2</sup>
- 10.-/ a) Ver teoría            b) H<sub>2</sub>S = Angular ; PH<sub>3</sub> = Piramidal trigonal        c) S: sp<sup>3</sup> ; P: sp<sup>3</sup>
- 11.-/ a) PF<sub>3</sub> = Piramidal trigonal ; SiF<sub>4</sub> = Tetraédrica  
b) PF<sub>3</sub> = Sí ; SiF<sub>4</sub> = Sí. Ya que hay diferencia en la electronegatividad de los átomos que forman las moléculas = Enlaces POLARES.  
c) PF<sub>3</sub> = Polar ; SiF<sub>4</sub> = 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) BCl<sub>3</sub> = Triangular plana ; H<sub>2</sub>O = Angular.        b) BCl<sub>3</sub> = Apolar ; H<sub>2</sub>O = Polar.  
c) B: sp<sup>2</sup> ; O: sp<sup>3</sup>
- 16.-/ a) I<sub>2</sub> ; CH<sub>4</sub> ; HCl ; NH<sub>3</sub>            b) HCl ; NH<sub>3</sub>
- 17.-/ a) CCl<sub>4</sub> = Tetraédrica ; NH<sub>3</sub> = Piramidal trigonal.        b) C: sp<sup>3</sup> ; N: sp<sup>3</sup>  
c) CCl<sub>4</sub> = Apolar ; NH<sub>3</sub> = Polar
- 18.-/ a) Covalente            b) Ver teoría            c) H<sub>2</sub>O
- 19.-/ a) NaF > NaCl > NaBr            b) NaF > NaCl > NaBr        c) NaF < NaCl < NaBr

- 20.-/ a) **Cu**: Metálico ; **BCl<sub>3</sub>**: Covalente ; **H<sub>2</sub>O**: Covalente ; **CsF**: Iónico  
b) **BCl<sub>3</sub>**: Triangular plana y APOLAR ; **H<sub>2</sub>O**: Angular y POLAR.
- 21.-/ a) **H<sub>2</sub>O**: Angular ; **BeF<sub>2</sub>**: Lineal  
b) **H<sub>2</sub>O**: Enlaces POLARES y molécula POLAR  
**BeF<sub>2</sub>**: Enlaces POLARES y molécula APOLAR
- 22.-/ a) Verdadera                      b) Falsa                      c) Verdadera
- 23.-/ a) Falsa                                  b) Verdadera
- 24.-/ a) La molécula de **alcohol es POLAR** y el butano NO. Las moléculas polares son solubles en disolventes polares como el agua. (“Semejante disuelve a semejante”)
- 25.-/ a) Ver teoría                      b) **CCl<sub>4</sub>** = Tetraédrica ; **BF<sub>3</sub>** = Triangular ; **PCl<sub>3</sub>** = Piramidal trigonal.  
c) **CCl<sub>4</sub>** = Apolar ; **BF<sub>3</sub>** = Apolar ; **PCl<sub>3</sub>** = Polar.
- 26.-/ a) **CaF<sub>2</sub>**: Iónico ; **CO<sub>2</sub>**: Covalente ; **H<sub>2</sub>O**: Covalente                      b) **CO<sub>2</sub>** < **H<sub>2</sub>O** < **CaF<sub>2</sub>**
- 27.-/ a) El **NH<sub>3</sub>** presenta puentes de H.      b) El **KCl** es iónico                      c) El **KCl** es muy POLAR
- 28.-/ a) **AD** < **BD** < **AC** < **AB**                      b) **AD**
- 29.-/ a) Ver teoría                      b) **SiH<sub>4</sub>**: Tetraédrica ; **NH<sub>3</sub>**: Piramidal trigonal ; **BeH<sub>2</sub>**: Lineal  
c) **Si**: sp<sup>3</sup> ; **N**: sp<sup>3</sup> ; **Be**: sp
- 30.-/ a) **Cl<sub>2</sub>**: Covalente ; **HCl**: Covalente ; **CCl<sub>4</sub>**: Covalente  
b) **Cl<sub>2</sub>**: Enlace no polar ; **HCl**: Enlace Polar ; **CCl<sub>4</sub>**: Enlaces polares  
c) **Cl<sub>2</sub>**: Apolar ; **HCl**: Polar ; **CCl<sub>4</sub>**: Apolar
- 31.-/ a) **BCl<sub>3</sub>** = Triangular plana ; **H<sub>2</sub>O** = Angular                      b) **BCl<sub>3</sub>** = Apolar ; **H<sub>2</sub>O** = Polar
- 32.-/ a) **Sí**. Hay diferencias entre sus electronegatividades.  
b) **BF<sub>3</sub>** = Triangular plana ; **PF<sub>3</sub>** = Piramidal trigonal  
c) **BF<sub>3</sub>** = Apolar ; **PF<sub>3</sub>** = Polar
- 33.-/ a) **CCl<sub>4</sub>**: Tetraédrica ; **NH<sub>3</sub>**: Piramidal trigonal ; **BeCl<sub>2</sub>**: Lineal  
b) **C**: sp<sup>3</sup> ; **N**: sp<sup>3</sup> ; **Be**: sp                      c) **CCl<sub>4</sub>**: Apolar ; **NH<sub>3</sub>**: Polar ; **BeCl<sub>2</sub>**: Apolar
- 34.-/ a) Ver teoría                      b) Angular                      c) Presencia de puentes de Hidrógeno
- 35.-/ a) Un enlace **σ**                      b) Un enlace **σ** y dos enlaces **π**                      c) Un enlace **σ** y un enlace **π**
- 36.-/ a) Verdadera                      b) Verdadera                      c) Verdadera
- 37.-/ a) **LiF**                                      b) **CaS**
- 38.-/ a) Triangular plana      b) sp<sup>2</sup>                                      c) **C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> + 3 O<sub>2</sub> → 2 CO<sub>2</sub> + 2 H<sub>2</sub>O**
- 39.-/ a) **NaBr** > **KBr** > **CsBr**                      b) **NaBr**
- 40.-/ a) Es polar                                  b) Tienen sus orbitales llenos                      c) Triangular plana

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.

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) **I<sub>2</sub>** (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)  $T_{eb} [NaF] > T_{eb} [CH_3OH] > T_{eb} [CH_4]$

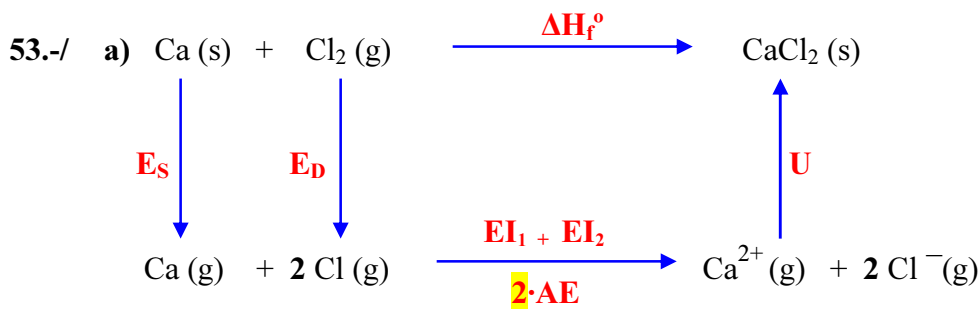
c) Solubles en agua: **NaF** y **CH<sub>3</sub>OH** (compuestos polares). No soluble en agua: **CH<sub>4</sub>** (apolar).

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) **CaO**: Enlace Iónico  
b) **I<sub>2</sub>**: Sustancia molecular con enlace covalente y fuerzas de Van der Waals débiles.  
c) **Cu**: Enlace metálico.

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** ( $CH_3CH_2OH$ ) es **POLAR** al tener el grupo  $-OH$  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**. ( $\ddot{N}\equiv\ddot{N}$ )  
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  $Cl^-$ .



$$\Delta H_f^\circ = E_S + E_D + E_{I_1} + E_{I_2} + 2 \cdot \text{AE} + U$$

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  $\text{CCl}_4$  es tetraédrica y la suma de sus momentos dipolares es 0.

c) **Falsa.** El radio del  $\text{Mg}^{2+}$  es menor que el del  $\text{Ba}^{2+}$ , 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  $\text{AB}_2$  no será lineal (sería angular).

b) El  $\text{CaO}$  tiene mayor punto de fusión pues su energía reticular es mayor, ya que tiene mayores cargas y menor distancia interiónica.

c)  $\text{NH}_3$ . 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 tres se enlazan a los hidrógenos, y así se justifica su geometría piramidal trigonal.

58.-/ a) **Falsa.** El  $\text{NH}_3$  es una molécula del tipo  $\text{AX}_3\text{E}$  y presenta geometría **piramidal trigonal**.

b) **Verdadera.** La molécula de  $\text{SiH}_4$  es tetraédrica con hibridación  $sp^3$ . En la molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  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  $\text{BCl}_3$  es del tipo  $\text{AX}_3$  y su geometría es **triangular plana**, con ángulos de  $120^\circ$ .

59.-/ a)  $\text{H}_2\text{S}$ . Presenta enlaces covalentes con polaridad (el S y el H tienen distinta electronegatividad) y al ser una molécula **angular** ( $\text{AX}_2\text{E}_2$ ), 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**.

$\text{PH}_3$ . Es una molécula con enlaces covalentes y geometría **piramidal trigonal** ( $\text{AX}_3\text{E}$ ), 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)  $\text{KF}$  y  $\text{Na}_2\text{O}$ . Ambos están formados por elementos de muy distinta electronegatividad (metal y no metal)

c)  $\text{N}_2$ :  $\text{N}\equiv\text{N}$ .  $\text{C}_2\text{H}_4$ :  $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

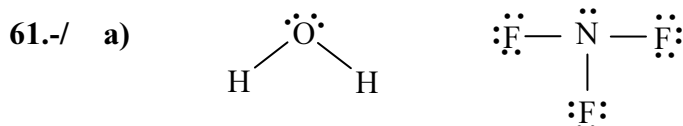
60.-/ a) **HBr: Covalente polar.** Está formado por dos no metales de diferente electronegatividad que comparten un par de electrones

**NaBr: Iónico.** Formado por un metal (Na) y un no metal (Br), formándose iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Br}^-$  que se atraen formando una red cristalina.

**Br<sub>2</sub>: 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<sub>2</sub>.** Es el menos soluble en agua pues es un compuesto covalente apolar y éstos se disuelven mal en disolventes polares como el agua.



b)  $\text{H}_2\text{O}$ :  $\text{AX}_2\text{E}_2$ : **Angular**

$\text{NF}_3$ :  $\text{AX}_3\text{E}$ : **Piramidal trigonal**

c) **H<sub>2</sub>O.** 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  $\text{NF}_3$  presenta fuerzas de Van der Waals que son más débiles.

62.-/ a) **Sí.** Ya que el  $\text{CH}_3\text{OH}$  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  $\text{CH}_4$  es un compuesto covalente que presenta fuerzas de Van der Waals que son más débiles.

b) **Sí.** El  $\text{KCl}$  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  $\text{Cl}_2$  es un compuesto covalente (gaseoso) con fuerzas de Van der Waals (Fuerzas de London) que son débiles.

c) **KCl.** Los compuestos iónicos ( $\text{KCl}$ ) se disuelven en agua al ser compuestos polares y el agua un disolvente polar. El  $\text{CCl}_4$  es un compuesto covalente apolar y por lo tanto no soluble en agua.

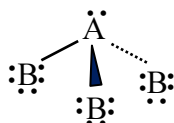
63.-/ a) **NaF.** Al tratarse de un compuesto iónico presenta puntos de fusión elevados debido a que los iones se encuentran fuertemente unidos por fuerzas electrostáticas en la red cristalina.

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  $\text{AB}_3$  ( $\text{NF}_3$ ) es del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , 3 pares de  $e^-$  de enlace y un par de  $e^-$  solitario. Su geometría es piramidal trigonal.



c) La molécula  $\text{AB}_3$  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<sub>2</sub> 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) **CCl<sub>4</sub>**. 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.

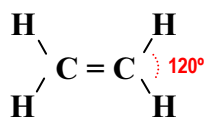
c) **CCl<sub>4</sub> y Cu**.

El **CCl<sub>4</sub>** presenta un covalente **apolar** y los compuestos apolares son insolubles en compuestos polares como el H<sub>2</sub>O.

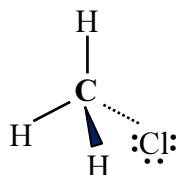
El **Cu** es un sólido con **enlace metálico** que es insoluble en agua.

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.

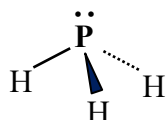
- 67.-/ a) El átomo de C presenta hibridación  $sp^2$  propia del doble enlace C=C, con geometría triangular plana con ángulos de 120°.
- Los enlaces C-H son enlaces  $\sigma$ .
  - El doble enlace C=C, uno es  $\sigma$  y otro  $\pi$ .



b)



c) La molécula de PH<sub>3</sub> posee 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 ( $\mu = 0,58 D$ ).



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

**CH<sub>4</sub>**: Enlace **covalente** apolar. Está formado por elementos no metálicos de electronegatividades parecidas.

**H<sub>2</sub>O**: 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) **CH<sub>4</sub>**: Molécula **APOLAR**. Su geometría **tetraédrica** (AX<sub>4</sub>) hace que la suma de sus momentos dipolares se anulen, ( $\Sigma\mu=0$ ) y la molécula no presenta polaridad.

**H<sub>2</sub>O**: Molécula **POLAR**. Sus enlaces son polares al existir diferencia de electronegatividad entre el H y el O, y al ser una molécula **angular** (AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>), 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) **H<sub>2</sub>O** y **HF**. Presentan puntos de fusión y ebullición mayor de los esperado 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.

-----oOOo-----