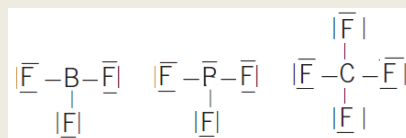


- 2019_M_A**. Considere las sustancias Cl₂, NH₃, Mg y NaBr
 - Justifique el tipo de enlace presente en cada una de ellas.
 - Explique si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
 - Escriba las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
 - Justifique si NH₃ puede formar enlace de hidrógeno.
- 2018_JL_{B1}**. Para las moléculas NH₃ y CO₂:
 - Justifique el número de pares de electrones enlazantes y los pares libres del átomo central.
 - Indique su geometría y la hibridación que presenta el átomo central.
 - Justifique las fuerzas intermoleculares que presentan.
 - Explique su polaridad
- 2018_Jc_{A1}**. Para los siguientes iones: Na⁺, O²⁻, Mg²⁺ y Cl⁻
 - Asigne los siguientes valores de radio iónico a cada uno de ellos: 0,65 Å; 0,95 Å; 1,45 Å y 1,81 Å.
 - Escriba cuatro sustancias iónicas a partir de combinaciones binarias.
 - Justifique cuál de las cuatro sustancias iónicas del apartado c) presenta mayor punto de fusión:
- 2018_Jc_{B1}**. Considerando las sustancias CO₂ y NH₃.
 - Represente e indique la geometría molecular en base al modelo de repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).
 - Indique la hibridación del átomo central.
 - Indique qué tipo de fuerza intermolecular contribuye preferentemente a mantener estas sustancias en estado líquido.
 - Explique cuál tiene mayor punto de ebullición
- 2018_J_{A1}**. Un elemento químico posee una configuración electrónica 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d⁶. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - Pertenece al grupo 17 del sistema periódico
 - Se encuentra situado en el tercer periodo
 - Conduce la electricidad en estado sólido
 - Los números cuánticos (3,1,-2, +1/2) corresponden a un electrón de este elemento.
- 2018_M_{A1}**. Considere las sustancias I₂, Cu y CaO y conteste razonadamente:
 - Qué tipo de enlace presenta cada una de ellas.
 - Cuál tiene menor punto de fusión.
 - Cuál conduce la electricidad cuando está fundido pero es aislante en estado sólido.
 - Si cada una de las sustancias del enunciado es o no soluble en agua
- 2017_Sc_{B1}**. Para las moléculas BF₃, PF₃ y CF₄:
 - Represente sus estructuras de Lewis.
 - Determine cuál es su geometría y la hibridación del átomo central.
 - Justifique si alguna de ellas es una molécula polar:

Solución:

- estructuras de Lewis:
- BF₃ alrededor del átomo central hay tres pares de electrones enlazantes y ninguno no enlazante, la hibridación que utiliza el B para formar los tres enlaces con los átomos de flúor es sp² y la geometría de la molécula triangular plana. En la molécula de PF₃, la geometría es de pirámide trigonal aunque la hibridación del átomo central sea sp³ debido a que el fósforo presenta un par de electrones libres y en la molécula de CF₄ la geometría es tetraédrica con hibridación sp³ ya que utiliza los cuatro orbitales híbridos para formar enlaces con los átomos de flúor.
- Los enlaces C-F, B-F y P-F son polares, pero en las moléculas de CF₄ y BF₃ la geometría de éstas hace que se cancelen los momentos dipolares y que el momento dipolar resultante sea nulo, con lo que estas moléculas son apolares. Solo tiene momento dipolar resultante distinto de cero y por tanto es polar la molécula de PF₃



- 2017_S_{A1}**. Considere los compuestos NH₃, CH₄ y HF e indique razonadamente:
 - Qué tipo de enlace presentan.
 - Cuál o cuáles son polares.
 - Aquélllos compuestos con enlace de hidrógeno.
 - Cuál de ellos es más ácido, basándose en criterios de electronegatividad.

Polaridad del enlace



- 2017_J_{A1}**. Responda justificadamente las siguientes preguntas:
 - Para el elemento con Z = 7 indique cuántos electrones tiene con número cuántico m = 0 y detalle en qué orbitales.
 - Para cada uno de los elementos X (Z = 17), Y (Z = 19) y Z (Z = 35) indique cuál es su ion más estable y explique cuál de esos iones tiene menor radio.
 - Identifique el compuesto binario formado por el hidrógeno y el elemento Z = 7. Razone si es polar y nombre todas las posibles interacciones intermoleculares que puede presentar

10. 2017_JcB1. Considere las sustancias F₂, HCl, Ni y KBr.
- Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
 - Justifique si conducen la corriente eléctrica y en qué condiciones.
 - Escriba las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
 - Justifique si cada una de las sustancias del enunciado es soluble en agua o no

Solución:

a) F₂: enlace covalente, F es un no metal.

HCl: enlace covalente, H y Cl son elementos con electronegatividades altas y parecidas, dos no metales. Ni: enlace metálico

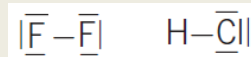
KBr: enlace iónico, puesto que se unen elementos con electronegatividades muy distintas: K un metal y Br un no metal.

b) Ni: con enlace metálico tiene electrones libres, conduce la corriente eléctrica en cualquier estado.

KBr con enlace iónico en estado sólido es un cristal iónico y no conduce puesto que se trata de una estructura rígida en la que los iones ocupan posiciones fijas, pero sí en estado fundido y disuelto donde hay movilidad de los iones.

F₂ y HCl con enlace covalente no conducen la corriente al no tener cargas móviles.

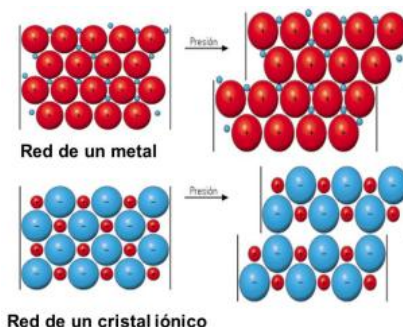
c) F₂, HCl: estructuras de Lewis



d) El compuesto iónico KBr es soluble en agua: las interacciones que se establecen entre las moléculas de agua y los iones son más fuertes que las que mantienen a éstos unidos en la red cristalina; es soluble el HCl, sustancia formada por moléculas polares, de modo que las interacciones entre estas y las moléculas de agua propician la disolución del compuesto. No son solubles en agua ni el Ni, un metal constituido por una red metálica de cationes con los electrones moviéndose alrededor, que no permite que el agua rompa esta estructura, ni el F₂ sustancia covalente formada por moléculas apolares, que no pueden interactuar con los dipolos del agua, que romperían las interacciones moleculares, para solubilizarla.

11. 2017_JB1. Conteste razonadamente las preguntas referidas a las sustancias: sulfuro de hidrógeno, diamante, etilamina, yodo molecular, platino y cloruro de calcio.

- Cuál/cuáles presentan enlace de hidrógeno.
- Cuál/cuáles son conductoras de la electricidad y en qué condiciones lo son.
- ¿Hay alguna insoluble en agua?
- ¿Es la T_{fusión} del cloruro de calcio mayor o menor que la del yodo molecular?



11. 2016_SA1. Los números atómicos de los elementos A, B y C son Z, Z+1 y Z+2, respectivamente. Si B es el gas noble que se encuentra en el tercer periodo, conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Identifique dichos elementos con el nombre y el símbolo.
- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique en qué grupo y periodo se encuentran A y C.
- ¿Cuáles son los estados de agregación de A₂ y C en condiciones estándar?
- ¿Cuál es el elemento más electronegativo de los tres y cuál es el ion más estable que forma cada uno de ellos?

12. 2016_JB1. Para los elementos A (Z = 6), B (Z = 10), C (Z = 16), D (Z = 20) y E (Z = 26), conteste razonadamente:

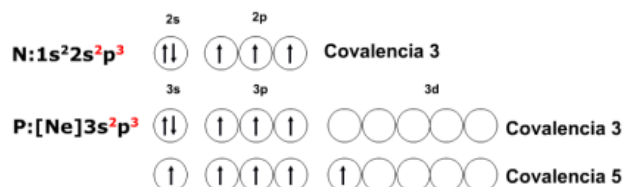
- ¿Cuál de ellos presenta electrones desapareados?
- De los elementos B, C y D, ¿cuál da lugar a un ion estable con menor radio?
- ¿Es la energía de ionización de C mayor que la de D?
- El elemento A, al unirse con hidrógeno ¿forma un compuesto binario que presenta enlace de hidrógeno?

13. 2015_SB. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando su respuesta:

- En la molécula de etino, los dos átomos de carbono comparten entre sí dos pares de electrones.
- La entalpía de vaporización del agua es mayor que la del sulfuro de hidrógeno.
- El cloruro de sodio en disolución acuosa conduce la electricidad.
- El carbono puro en forma de diamante presenta enlace metálico.

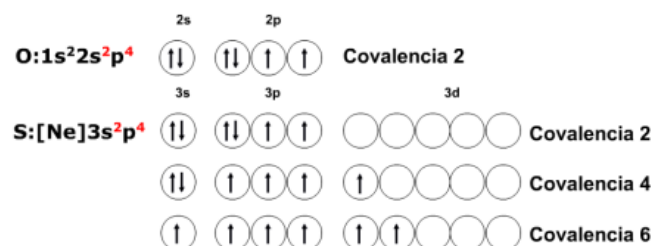
14. 2015_M. Para las sustancias HF, Fe, KF y BF₃, justifique:

- El tipo de enlace presente en cada una de ellas.
- Qué sustancia tendrá menor punto de fusión.
- Cuál/es conducen la electricidad en estado sólido, cuál/es fundidos, cuál/es no conducen en ningún caso.
- La geometría de la molécula BF₃, a partir de la hibridación del átomo central.



15. 2014_M. Los átomos X, Y y Z corresponden a los tres primeros elementos del grupo de los anfígenos. Se sabe que los hidruros que éstos forman tienen temperaturas de ebullición de 373, 213 y 232 K, respectivamente.

- Explique por qué la temperatura de ebullición del hidruro de X es mucho mayor que la de los otros dos.
- Explique por qué la temperatura de ebullición del hidruro de Y es menor que la del hidruro de Z.
- Justifique la geometría molecular del hidruro del elemento X.
- Explique el carácter anfótero del hidruro de X



16. 2014_JA. Con los datos de la tabla adjunta, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HF es mayor que la del HCl?
- ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del H₂O es mayor que la del Cl₂?
- ¿Por qué la temperatura de ebullición normal del HCl es menor que la del Cl₂?
- ¿cuál de las sustancias de la tabla presentará mayor punto de fusión?

Sustancia	H ₂ O	HF	HCl	Cl ₂
T _{eb} (°C)	100	20	-85	-34

Solución:

- Es debido a que las fuerzas intermoleculares que se han de romper para que se produzca la ebullición son mayores en el fluoruro de hidrógeno (HF), enlaces de hidrógeno, que en el cloruro de hidrógeno (HCl), Fuerzas de Van der Waals entre dipolos permanentes.
- Las fuerzas intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas de agua en el estado líquido son enlaces de hidrógeno mientras que entre las moléculas de cloro hay fuerzas de Van der Waals entre dipolos instantáneos, bastante más débiles que los enlaces de hidrógeno razón por la que el punto de ebullición del agua es superior.
- EL HCl presenta interacciones dipolo-dipolo debido a su carácter polar y el Cl₂ fuerzas de London debido a su carácter apolar y, si bien las primeras pueden ser mayores que las segundas, la consideración del conjunto de todas las moléculas y la distribución estadística de los dipolos puede hacer que éstas últimas contribuyan más que las primeras; esto se explica por que las moléculas están en continuo movimiento debido a la agitación térmica y entonces los dipolos permanentes no pueden adquirir la orientación óptima para que su interacción sea máxima. Por lo tanto, a pesar de la polaridad del HCl, resulta que el Cl₂ tiene mayor polarizabilidad (ya que la molécula es mayor). Las fuerzas de London contribuyen más que las interacciones dipolo-dipolo, y en consecuencia el Cl₂ presenta el punto de ebullición mayor.
- El agua, ya que en estado sólido, también presenta enlaces de hidrógeno, que se extienden a lo largo de la red cristalina.

17. 2013_JB1.- Dadas las moléculas HCl, KF, CF₄ y CH₂Cl₂:

- Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas.
- Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
- Justifique cuáles de ellas son solubles en agua.

18. 2013_SB1.- Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Una molécula que contenga enlaces polares necesariamente es polar.
- Un orbital híbrido s²p² se obtiene por combinación de dos orbitales s y dos orbitales p.
- Los compuestos iónicos en disolución acuosa son conductores de la electricidad.
- La temperatura de ebullición del HCl es superior a la del HF.

19. 2012_SA1.- Considere los elementos A (Z = 11), B (Z = 17), C (Z = 12) y D (Z = 10).

- ¿Qué formulación de los siguientes compuestos es posible: B₂; A; D₂; AB; AC; AD; BC; BD? Nómbralos.
- Explique el tipo de enlace en los compuestos posibles.
- De los compuestos imposibles del apartado b) ¿qué modificaría para hacerlos posibles?.

20. 2012_MA1. Considere los elementos H, O y F.

- Escriba sus configuraciones electrónicas e indique grupo y periodo de cada uno de ellos.
- Explique mediante la teoría de hibridación la geometría de las moléculas H₂O y OF₂.
- Justifique que la molécula de H₂O es más polar que la molécula de OF₂.
- ¿A qué se debe que la temperatura de ebullición del H₂O sea mucho mayor que la del OF₂?

21. 2012_JB1. Considere las sustancias Br₂, HF, Al y KI.

- Indique el tipo de enlace en cada una de ellas.
- Justifique si conducen la electricidad a temperatura ambiente.
- Escriba las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- Justifique si HF puede formar enlace de hidrógeno.

22. 2011_JB1. Considere las moléculas de HCN, CHCl₃ y Cl₂O.

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Justifique cuáles son sus ángulos de enlace aproximados.
- Justifique cuál o cuáles son polares.
- Justifique si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.

23. 2010_MA2. Dadas las siguientes sustancias: CO₂, CF₄, H₂CO y HF:

- Escriba las estructuras de Lewis de sus moléculas.
- Explique sus geometrías por la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia o por la Teoría de Hibridación.
- Justifique cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero.
- Justifique cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno.

24. 2010_JcA1. Considere las moléculas de amoníaco y sulfuro de hidrógeno.

- Escriba sus estructuras de Lewis
- Justifique por qué el ángulo HNH es mayor que el ángulo HSH.
- Justifique cuál o cuáles son polares.
- Justifique cuál de las dos moléculas puede formar enlaces de hidrógeno

25. 2010_JFEB1. Considerando las moléculas H₂CO (metanal) y OBr₂ (dibromuro de oxígeno):

- Represente su estructura de Lewis.
- Justifique su geometría molecular.
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.
Datos. Números atómicos: C (Z = 6), O (Z = 8), H (Z = 1), Br (Z = 35)

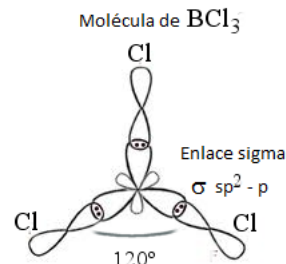
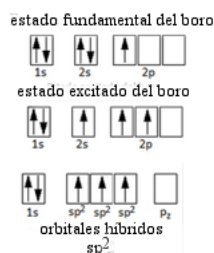
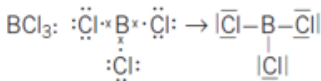
- 26. 2008_M2.** Dados los siguientes compuestos: H_2S , BCl_3 y N_2 .
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación.
 - Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
 - Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.
- 27. 2008_S2.** Dadas las siguientes moléculas: CH_4 , NH_3 , SH_2 , BH_3 .
- Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
 - Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.
 - ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el CH_4 ?
 - Indique, razonadamente, por qué el NH_3 es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.
- 28. 2007_S1.** Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH , BeI_2
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
 - Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
 - Explique si estas moléculas son polares o apolares.
- 29. 2006_S2.** Para las siguientes especies Br_2 , NaCl , H_2O y Fe
- Razone el tipo de enlace presente en cada caso.
 - Indique el tipo de interacción que debe romperse al fundir cada compuesto.
 - ¿cuál tendrá menor punto de fusión?
 - Razone qué compuesto/s conducirá/n la corriente eléctrica en estado sólido, cuál/es lo harán en estado fundido y cuál/es no conducirán la corriente eléctrica en ningún caso.
- 30. 2005_J1.** Dadas las siguientes moléculas: BeCl_2 , NH_3 , Cl_2CO y CH_4
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Determine su geometría (puede emplear la Teoría de repulsión de pares electrónicos o de hibridación)
 - Razone si alguna de esas moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
 - Justifique si las moléculas BeCl_2 y NH_3 son polares o apolares.
- 31. 2005_S1.** Considere los compuestos: BaO , HBr , MgF_2 y CCl_4
- Indique su nombre.
 - Razone el tipo de enlace que posee cada uno.
 - Explique la geometría de la molécula de CCl_4 .
 - Justifique la solubilidad en agua de los compuestos que tienen enlace covalente.
- 32. 2005_J5.** A partir del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio:
- Nombre las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3.
 - Nombre las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6.
 - Justifique si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5.
 - En función del tamaño de los iones justifique si la energía reticular del fluoruro de sodio será mayor o menor, en valor absoluto, que la del NaCl .
-
- 33. 2004_M1.** Considere las moléculas OF_2 , BI_3 , CCl_4 y C_2H_2
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación o bien la teoría de RPECV.
 - Justifique cuáles son moléculas polares.
 - ¿qué moléculas presentan enlaces múltiples?
- 34. 2004_J2.** Dadas las moléculas: HCl , KF y CH_2Cl_2
- Razone el tipo de enlace presente en cada una de ellas utilizando los datos de electronegatividad.
 - Escriba la estructura de Lewis y justifique la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
Datos: valores de electronegatividad $\text{K}=0,8$; $\text{H}=2,1$; $\text{C}=2,5$; $\text{Cl}=3,0$; $\text{F}=4,0$.
- 35. 2004_S2.** Dadas las moléculas H_2O , HF , H_2 , CH_4 y NH_3 conteste razonadamente a cada una de las siguientes cuestiones:
- ¿cuál o cuáles son polares?
 - ¿cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?
 - ¿cuál tiene el enlace con mayor contribución covalente?
 - ¿cuál o cuáles pueden presentar enlaces de hidrógeno?
- 36. 2003_M1.** Dadas las moléculas: H_2O , CH_4 , BF_3 y HCl
- Escriba sus estructuras de Lewis.
 - Indique razonadamente cuáles presentan enlaces de hidrógeno.
 - Justifique cuáles son moléculas polares.
 - Justifique cuál de las moléculas H_2O , CH_4 y HCl presenta mayor carácter covalente en el enlace y cuál menor.
Datos: electronegatividades de Pauling: $\text{O}=3,5$; $\text{H}=2,1$; $\text{C}=2,5$; $\text{Cl}=3,0$

Ejemplos resueltos:

Dados los elementos A y B cuyas configuraciones electrónicas de la capa de valencia son $2s^2 2p^1$ y $3s^2 3p^5$ respectivamente, indique razonadamente:

- De qué elementos se trata, grupo y período en el que se encuentran.
- El tipo de enlace entre A y B y la fórmula del compuesto
- La geometría de la molécula según la teoría de hibridación y explicando la formación de los enlaces

- El elemento A es el boro ($Z=5$) que se localiza en el segundo período, en el grupo 13 (téreos) y el elemento B es el cloro ($Z=17$) que pertenece al tercer período y se localiza en el grupo 17 (halógenos)
- Como entre ambos elementos hay poca diferencia de electronegatividad, compartirán electrones para alcanzar la estabilidad mediante enlace covalente. El B compartirá tres pares de electrones con tres átomos de cloro y la fórmula del compuesto será BCl_3 .
- El boro presenta hibridación sp^2 . Se forman tres enlaces σ por solapamiento frontal entre los híbridos $(sp^2)_B$ y los orbitales $(p)_{Cl}$. La geometría electrónica y la de la molécula es triangular (120°) ya que el boro no tiene pares de electrones sin compartir.



Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La energía de ionización del berilio es menor que la del bario.
- La longitud de onda de un neutrón emitido en un proceso de fisión con $E_{\text{cinética}}$ de 0,16 eV, es de 720 nm
- La combinación de números cuánticos (2,0,1) representa al electrón de valencia del Litio
- el porcentaje de carácter iónico del enlace H-F es del 8 %. Datos: $m_{\text{neutrón}}=1,67 \cdot 10^{-24} \text{g}$; $h=6,63 \cdot 10^{-34} \text{J}\cdot\text{s}$; $\mu(\text{H-F})=2,0 \text{ D}$; $d_0=0,092 \text{ nm}$; $1 \text{ D}=3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}$

- FALSA. Al descender en un grupo aumenta el número de capas de electrones entre el núcleo y la capa de valencia, se intensifica el efecto pantalla que hace que disminuya la atracción electrostática del núcleo sobre la nube electrónica, y por ello se necesita menos energía para arrancar el electrón más externo del Ba.
- FALSA. A partir de $E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2$ y según el principio de dualidad onda-corpúsculo (de Broglie), la longitud de la onda asociada a un neutrón, es:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 0,16 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \text{eV}^{-1}}{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}}} = 5537 \text{ m/s} \text{ luego } \lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \cdot 5537 \text{ m/s}} = 7,2 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

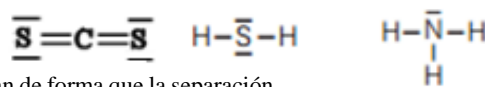
- FALSA. Para caracterizar al electrón de valencia del Li se requieren 4 números cuánticos (n, l, m, m_s) como éste se aloja en un orbital 2s la combinación de n^{os} cuánticos sería (2,0,0, $\pm \frac{1}{2}$)
- FALSA. El porcentaje de carácter iónico de un enlace covalente se calcula aplicando:

$$\% \text{ caracteriónico} = \frac{\mu}{d_0 \cdot e} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C}\cdot\text{m}}{9,2 \cdot 10^{-11} \text{ m} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}} \cdot 100 = 45,2\%$$

Considere las moléculas: CS_2 , H_2S y NH_3 :

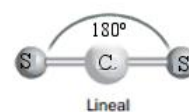
- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Justifique sus geometrías según la TRPECV y la polaridad de las mismas.
- Explique cuál es el enlace con mayor carácter covalente y la sustancia con mayor $T_{\text{ebullición}}$

- estructuras de Lewis:

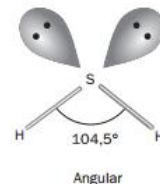


- Según la TRPECV, los pares de electrones de la capa de valencia del átomo central se ordenan de forma que la separación entre ellos sea máxima para minimizar las repulsiones.

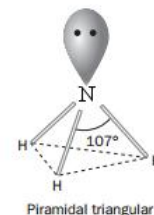
CS_2 : alrededor del carbono solo hay 2 pares de electrones enlazantes (PE), la ordenación espacial de éstos será lineal y la geometría de la molécula también, con ángulos de 180° . Los enlaces son polares pero la molécula es APOLAR, ya que la geometría, hace que su momento dipolar resultante sea nulo ($\mu_R = 0$).



H_2S : como alrededor del azufre hay 2 PE y 2 pares solitarios (PS), la ordenación espacial de éstos será tetraédrica, pero la geometría de la molécula es angular porque dos pares de electrones son de no enlace y el ángulo será menor de $109,5^\circ$ por las repulsiones PS-PS. La molécula es POLAR porque tiene enlaces polares y por su geometría el momento dipolar resultante es ($\mu_R \neq 0$)



NH_3 : como alrededor del nitrógeno hay 3 PE y 1 PS, la ordenación espacial de éstos será tetraédrica pero la geometría de la molécula es una pirámide trigonal, con ángulos de enlace menores que el exactamente tetraédrico debido a las repulsiones entre el PS-PE (107°). La molécula es POLAR porque sus enlaces son polares y dada la geometría de ésta su momento dipolar es ($\mu_R \neq 0$).



- Cuanto menor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados mayor es el carácter covalente del enlace. A partir de la posición de los elementos en la tabla, como la electronegatividad aumenta al subir en un grupo y al desplazarse a la derecha en un período, el enlace con mayor contribución covalente será el C-S. La sustancia con mayor $T_{\text{ebullición}}$ será el NH_3 : al estar el H unido a un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño, la interacción entre moléculas de NH_3 se establece mediante enlace de hidrógeno, más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo entre las moléculas de H_2S y mucho más fuertes que las fuerzas de dispersión o F. de London que mantienen unidas a las moléculas de CS_2

Siguiendo el modelo de Bohr, halle:

- a) la E.I del átomo de hidrógeno, en $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 b) la longitud de onda y frecuencia de la radiación capaz de ionizar el átomo de hidrógeno

Datos: $c = 3,0\cdot 10^8 \text{ m/s}$; $R_H = 2,19\cdot 10^{-18} \text{ J}$; $N_A = 6,02\cdot 10^{23}$

- a) La ionización supone que el electrón pasa del nivel $n=1$ a $n = \infty$ es decir que $\Delta E = E_\infty - E_1$

$$\Delta E = R_H \cdot \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = 2,19\cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = 2,19\cdot 10^{-18} \text{ J}$$

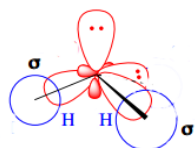
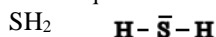
Aplicando la ecuación de Planck $E = h\cdot\nu = h\cdot\frac{c}{\lambda}$

referida al mol de átomos $2,19\cdot 10^{-18} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot \frac{6,02\cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ KJ}}{10^3 \text{ J}} = 1318,4 \frac{\text{KJ}}{\text{mol}}$

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{2,19\cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 3,30\cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ y } \lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3\cdot 10^8 \text{ m/s}}{3,30\cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 9,1\cdot 10^{-8} \text{ m}$$

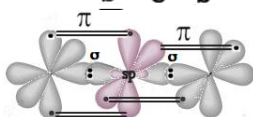
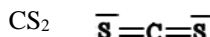
Dadas las sustancias: SH_2 y CS_2 escriba las estructuras de Lewis, deduzca la geometría de las moléculas a partir de la teoría de hibridación explicando el tipo de enlace que presentan y razone acerca de la polaridad de ambas.

La teoría de hibridación supone que a partir de los orbitales atómicos se forman unos orbitales híbridos por combinación de los primeros. El nº de orbitales híbridos formados es igual al de orbitales atómicos que se combinan y su forma y orientación depende de la cantidad y tipo de orbitales atómicos que intervienen.



El átomo central (S) presenta hibridación sp^3 . Se forman dos enlaces σ por solapamiento frontal entre los híbridos $(sp^3)_S - (1s)_H$. La geometría electrónica es tetraédrica pero la molécula es angular ya que el azufre tiene dos pares de e^- libres que no han intervenido en la formación de enlaces y el ángulo es menor de $109,5^\circ$ debido a las repulsiones entre los pares de electrones libres que fuerzan a que éste se cierre.

La molécula es POLAR puesto que presenta dos enlaces polares y los momentos dipolares de éstos no se anulan espacialmente, siendo el momento dipolar resultante ($\mu_R \neq 0$)



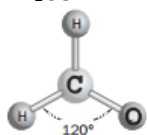
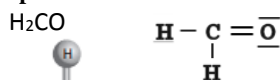
El carbono presenta hibridación lineal sp : se forman dos enlaces σ por solapamiento frontal entre los híbridos $(sp)_C - (p)_S$ y dos enlaces π por solapamiento lateral entre los orbitales $(p)_C$ que no han participado en la hibridación y orbitales $(p)_S$. La geometría de la molécula es lineal con ángulos de 180° .

La molécula tiene dos enlaces polares pero sus momentos dipolares se cancelan debido a su geometría y el momento dipolar resultante es nulo ($\mu_R = 0$), es APOLAR.

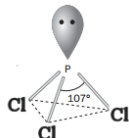
Sabiendo que las temperaturas: -102°C , 0°C , 64°C , 800°C , 1450°C , 1610°C y -23°C corresponden a las temperaturas de fusión de las sustancias: NaCl , Cl_2 , H_2O , Ni , SiO_2 , K y CCl_4 , asigne a cada sustancia el valor que le corresponde a su $T_{\text{fusión}}$ y justifique la asignación explicando la estructura, los tipos de enlace y o fuerzas intermoleculares, que están presentes en cada una de las sustancias, cuando se encuentran en estado sólido.

NaCl	Compuesto iónico con estructura cristalina formada por iones (Na^+) y (Cl^-) en posiciones fijas en la red. Solo presenta enlaces iónicos con lo que su $T_{\text{FUSIÓN}}$ será alta.	800°C
H_2O	Sustancia covalente molecular, líquida a temperatura ambiente, con enlace covalentes entre sus átomos y enlaces de hidrógeno entre sus moléculas: el enlace H-O es muy polar, con lo que el H, que es un átomo pequeño, y casi un núcleo "desnudo", ya que a su alrededor la densidad electrónica es muy pequeña ($\text{H}^{\delta+}$), puede acercarse al átomo electronegativo ($\text{O}^{\delta-}$) de otra molécula de agua vecina y atraer los pares de electrones que están libres, sin compartir. Los enlaces de hidrógeno son más débiles que los enlaces covalentes pero más fuertes que las interacciones dipolo-dipolo o las fuerzas de London. Es por eso que el agua tiene una temperatura de fusión anormalmente alta.	0°C
Cl_2	Ambos son compuestos con enlace covalente entre sus átomos y fuerzas de Van der Waals tipo London (dipolo instantáneo-dipolo inducido) entre sus moléculas apolares. Como la intensidad de dichas fuerzas se incrementa con el tamaño de la molécula, de las dos tendrá mayor $T_{\text{FUSIÓN}}$ el CCl_4 .	Cl_2 : -102°C
CCl_4		CCl_4 : -23°C
K	Presentan enlace metálico con una estructura cristalina formada por iones (+) y electrones que forman una nube colectiva que puede desplazarse libremente por toda la red. Sus temperaturas de fusión son altas, mayor la del Ni que la del K por tratarse de un metal de transición.	K : 64°C
Ni		Ni : 1450°C
SiO_2	Sustancia covalente atómica, por lo que no forma moléculas, tan solo enlaces covalentes muy fuertes, razón ésta por la que su $T_{\text{FUSIÓN}}$ será la mayor de todas.	1610°C

Dadas las sustancias: H_2CO y PCl_3 escriba las estructuras de Lewis, deduzca la geometría molecular a partir de la TRPECV y razone sobre la polaridad de ambas



Según la TRPECV, los pares de electrones de la capa de valencia del átomo central se ordenan de forma que la separación entre ellos sea máxima para minimizar las repulsiones. Como alrededor del C solo hay 3 pares de electrones enlazantes (PE), la ordenación de éstos determina que la geometría de la molécula sea plana triangular con ángulos de 120° . Todos los enlaces son polares y sus momentos dipolares no se anulan espacialmente, siendo el momento dipolar resultante ($\mu_R \neq 0$) con lo que la molécula es POLAR.



El átomo de fósforo tiene alrededor 3 PE y 1 par solitario (PS), que adoptan una orientación espacial tetraédrica, pero la geometría de la molécula es una pirámide trigonal con ángulos de enlace menores de $109,5^\circ$ debido a las repulsiones interelectrónicas PS-PE. Los tres enlaces en la molécula son polares y los momentos dipolares no se anulan, ($\mu_R \neq 0$) con lo que la molécula es POLAR.