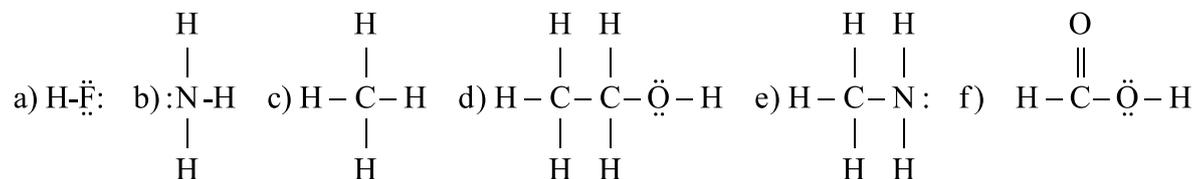


3.10 Cuestiones resueltas de «Enlace químico y propiedades de las sustancias»

1) Escribe las estructuras de Lewis y utilizando el modelo VSEPR predice la geometría de los átomos centrales en los siguientes compuestos: a) fluoruro de hidrógeno; b) amoníaco; c) metano; d) etanol; e) metilamina y f) ácido fórmico. [a) Lineal; b) pirámide triangular; c) tetraédrica; d) Los dos C tetraédrica; e) el C tetraédrica y el N pirámide triangular; f) el C triangular plana]

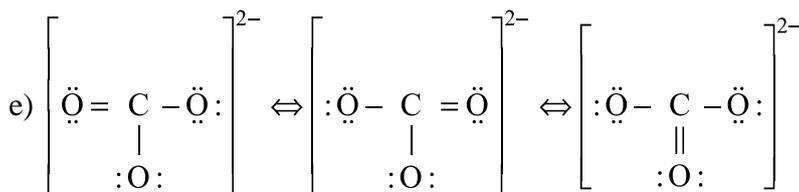
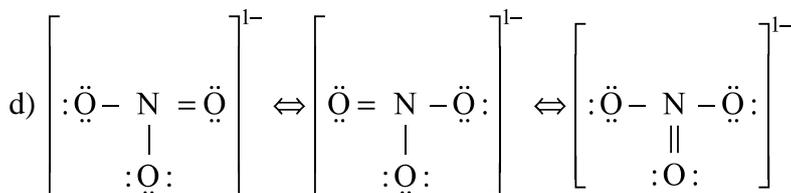
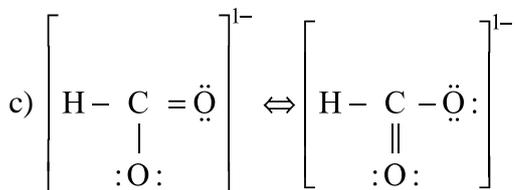
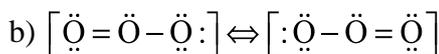
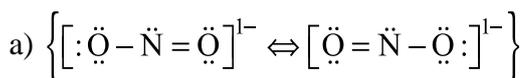
Solución:



a) Lineal; b) pirámide triangular; c) tetraédrica; d) Los dos C tetraédrica; e) el C tetraédrica y el N pirámide triangular; f) el C triangular plana.

2) Escribe las estructuras resonantes de: a) ion nitrito; b) ozono; c) ion metanoato; d) ion nitrato; e) ion carbonato.

Solución:



3) Usando las estructuras de Lewis y el modelo VSEPR predice la forma de cada una de las siguientes moléculas e iones: a) CS₂; b) N₂O; c) Cl₂O; d) PF₄; e) XeF₄; f) SnF₄; g) CH₃⁺. [a) lineal; b) lineal; c) angular; d) esfenoidal; e) cuadrada plana; f) tetraédrica; g) triangular]

Solución: [a) lineal; b) lineal; c) angular; d) esfenoidal; e) cuadrada plana; f) tetraédrica; g) triangular]

4) Para cada molécula o ion escribe las estructuras de Lewis, indica el número de pares de electrones libres sobre el átomo central e identifica la forma geométrica: a) TeH_2 ; b) BrO_3^- ; c) IF_5 ; d) H_2O ; e) SO_2 . [a) 2 pares, angular; b) 1 par, pirámide triangular; c) 1 par, pirámide cuadrangular; d) 2 pares, angular; e) 1 par, angular]

Solución: [a) 2 pares, angular; b) 1 par, pirámide triangular; c) 1 par, pirámide cuadrangular; d) 2 pares, angular; e) 1 par, angular]

5) Explica si se forman enlaces sigma, enlaces pi o ninguno por solapamiento de los orbitales dados sobre átomos vecinos. Suponemos el eje internuclear el eje z: a) (1s; $2p_z$); b) ($2p_y$; $2p_y$); c) ($3s$; $4p_z$); d) ($2p_x$; $2p_z$). [a) sigma; b) pi; c) sigma; d) ninguno]

Solución: [a) sigma; b) pi; c) sigma; d) ninguno]

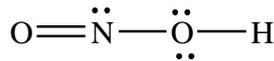
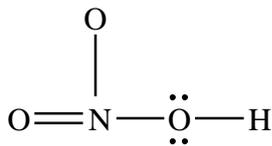
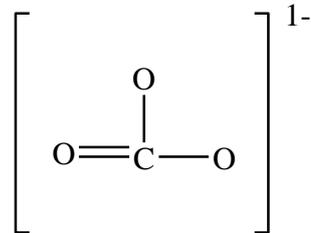
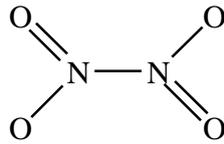
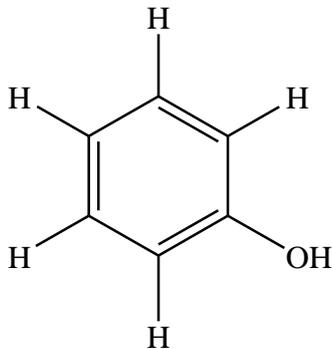
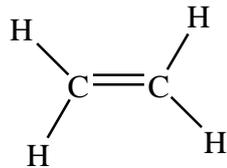
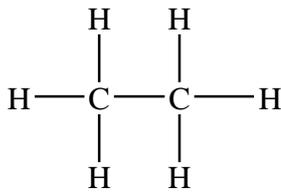
6) Explica la hibridación de los átomos centrales en las siguientes moléculas: a) SF_4 ; b) BCl_3 ; c) $(\text{CH}_3)_2\text{Be}$; d) CH_3COOH . [a) sp^3d ; b) sp^2 ; c) sp; d) sp^3 y sp^2]

Solución: [a) sp^3d ; b) sp^2 ; c) sp; d) sp^3 y sp^2]

7) Escribe las estructuras electrónicas de Lewis, predice mediante el modelo VSEPR la geometría de las moléculas y los orbitales híbridos utilizados por los átomos centrales de las siguientes moléculas e iones: etano (C_2H_6), etileno (C_2H_4), acetileno (C_2H_2), benceno (C_6H_6), tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4), ion carbonato (CO_3^{2-}), cloruro de nitrosilo (CINO), ácido nitroso (HNO_2), ácido nítrico (HNO_3). [Los C del etano sp^3 tetraédricos; los C del etileno sp^2 triangular plana; los C del acetileno sp lineal; los C del benceno sp^2 triangular plana; los N del N_2O_4 sp^2 triangular plana; el C del ion carbonato sp^2 triangular plana; el N del CINO sp^2 triangular plana; el N del HNO_2 sp^2 triangular plana y el O unido al H sp^3 ; el N del HNO_3 sp^2 triangular plana]

Solución:

[Los C del etano sp^3 tetraédricos; los C del etileno sp^2 triangular plana; los C del acetileno sp lineal; los C del benceno sp^2 triangular plana; los N del N_2O_4 sp^2 triangular plana; el C del ion carbonato sp^2 triangular plana; el N del CINO sp^2 triangular plana; el N del HNO_2 sp^2 triangular plana y el O unido al H sp^3 ; el N del HNO_3 sp^2 triangular plana]



8) Analiza entre los siguientes pares de sustancias cuál tiene la temperatura de fusión o de ebullición más alta: a) BeO y BeCl₂; b) MgO y BeO; c) NaCl y KCl; d) HF y HCl; e) Cl₂ y Br₂; f) CH₄ y C₂H₆; g) Ne y Xe. [a) BeO; b) BeO; c) NaCl; d) HF; e) Br₂; f) C₂H₆; g) Xe]

Solución: [a) BeO; b) BeO; c) NaCl; d) HF; e) Br₂; f) C₂H₆; g) Xe]

$$\Delta U^{\circ}_{\text{reticular}} = +\Delta E_{\text{p(e)}} = -\frac{N_{\text{A}} Q^{+} Q^{-} e^2 M}{4\pi\epsilon_0 R_0} \left(1 - \frac{R^*}{R_0} \right) > 0 \quad (R_0 \approx r_{\text{catión}} + r_{\text{anión}})$$

En los compuestos iónicos tendrá mayor punto de fusión los que tengan los iones con más carga y los que tengan la misma carga los que tengan los iones de menor radio. En los covalentes depende de la polaridad de la molécula o de la polarizabilidad, caso de no ser polar.

9) Escribe las *estructuras electrónicas* y determina la *geometría molecular*, mediante el método VSEPR, de las especies: CO₂; (NO₃)¹⁻; (ClO₄)¹⁻; H₃O⁺. [Lineal; tetraédrica; pirámide triangular]

Solución: [lineal; tetraédrica; pirámide triangular]

10) Sean las siguientes especies químicas:

Compuestos	MgO	BaO	I ₂	Br ₂	HI
T. Fusión (°C)	2.802	1.923	114	-7	-51

Explica, basándote en el tipo de enlace, las diferencias de temperatura de fusión. Analiza los que se disolverán mejor en el agua.

Solución:

La temperatura de fusión en los compuestos iónicos (MgO y BaO) es la temperatura a la que se separan los iones (se rompe la estructura del cristal) luego depende de la energía reticular o de la energía potencial de unión entre los iones. La energía interna reticular es el trabajo realizado sobre el cristal para que se separen los iones:

$$W_{\text{sólido}}^{\text{gas}} = +\Delta E_{p(e)} = -\frac{N_A Q^+ Q^- e^2 M}{4\pi\epsilon_0 R_0} \left(1 - \frac{R^*}{R_0}\right) > 0$$

Los compuestos iónicos que nos dan son

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{MgO} \\ \text{BaO} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} \text{Mg}^{2+} \text{ O}^{2-} \\ \text{Ba}^{2+} \text{ O}^{2-} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} R_0 \approx r_{\text{Mg}^{2+}} + r_{\text{O}^{2-}} \\ R'_0 \approx r_{\text{Ba}^{2+}} + r_{\text{O}^{2-}} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} r_{\text{Ba}^{2+}} > r_{\text{Mg}^{2+}} \\ R'_0 > R_0 \end{array} \right\}$$

Por lo que la energía reticular es menor en el BaO y la temperatura de fusión también.

La temperatura de fusión en los compuestos covalentes (I₂, Br₂, HI) depende de las fuerzas intermoleculares dipolo inducido-dipolo inducido:

Aunque la molécula no tenga momento dipolar permanente (I₂, Br₂) las posiciones de sus electrones están cambiando (con un tiempo promedio correspondiente a las distribuciones electrónicas dadas por los orbitales moleculares). Como consecuencia se puede considerar que se forman dipolos instantáneos que están constantemente cambiando en magnitud y dirección. Supongamos que una molécula oscila en una distribución electrónica que origina un dipolo instantáneo. Este dipolo polariza la otra molécula y le induce un momento dipolar instantáneo y los dos dipolos experimentan una atracción. Esta interacción se llama también interacción de **dispersión**.

La intensidad de la interacción de dispersión depende de la polarizabilidad de la primera molécula porque el **momento dipolar instantáneo** depende de la disminución del control de la carga nuclear sobre los otros electrones. También depende de la polarizabilidad de la otra molécula. La polarizabilidad aumenta con el tamaño molecular, la molécula de yodo es mayor que la molécula de dibromo porque el radio atómico del yodo es mayor que el de bromo. De esta forma se explica la variación en la temperatura de fusión por el tamaño molecular.

La molécula HI presenta un pequeño momento bipolar pero al ser el átomo de H tan pequeño en comparación con el de I prevalece la polarizabilidad.

11) Tomando como base la teoría de enlace-valencia analiza: a) la geometría de la molécula de etileno; b) la formación del triple enlace C ≡ C.

Solución:

12) Escribe las *estructuras electrónicas* y determina la *geometría molecular*, mediante el método VSEPR, de las especies: SO₃; (SO₄)²⁻; (ClO₃)¹⁻; HCN. [Triangular; tetraédrica; pirámide triangular; lineal]

Solución: [triangular; tetraédrica; pirámide triangular; lineal]

13) Sean los siguientes compuestos:

Compuestos	MgO	BaO	HF	HCl	HBr	HI
T. Fusión (°C)	2.802	1.923	-	-	-	-
T. Ebullición (°C)	-	-	20	-85	-67	-35

Explica el tipo de enlace en cada compuesto, analiza las causas de las diferencias en las temperaturas de fusión y de ebullición e indica los que se disolverán mejor en el agua.

Solución:

Los compuestos iónicos (MgO y BaO)

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{MgO} \\ \text{BaO} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} \text{Mg}^{2+} \text{ O}^{2-} \\ \text{Ba}^{2+} \text{ O}^{2-} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} R_0 \approx r_{\text{Mg}^{2+}} + r_{\text{O}^{2-}} \\ R'_0 \approx r_{\text{Ba}^{2+}} + r_{\text{O}^{2-}} \end{array} \right\} \left\{ \begin{array}{l} r_{\text{Ba}^{2+}} > r_{\text{Mg}^{2+}} \\ R'_0 > R_0 \end{array} \right\}$$

Por lo que la energía reticular es menor en el BaO y la temperatura de fusión también.

La temperatura de ebullición en los compuestos covalentes (HF, HCl, HBr y HI) que son polares aumenta al hacerlo el momento dipolar de las moléculas.

La polaridad, en las moléculas biatómicas, es mayor al ser mayor la diferencia de electronegatividad entre los átomos. Como el más electronegativo es el F, luego el Cl, luego el Br y por último el yodo, en ese mismo orden está la polaridad de las moléculas, su mayor energía de interacción y su mayor temperatura de ebullición.

14) Explica: a) las causas de la estructura en los compuestos iónicos; b) tomando como base la teoría de enlace-valencia la geometría de la molécula de benceno.

Solución:

Los iones que constituyen un sólido iónico se pueden representar como esferas; y la estructura cristalina de un sólido iónico está construida por amontonamiento de los iones que han de estar siempre unidos. Por otra parte, como los cationes y los aniones tienen tamaños diferentes y carga diferente, el problema del empaquetamiento es complicado y va a depender de diversos factores. Los **factores** fundamentales que determinan la estructura de los cristales son: 1) La electroneutralidad del crystal; 2) La relación entre el tamaño o el radio de los iones.

Los cristales han de ser neutros, es decir, han de tener el mismo número de cargas positivas que negativas. Por ejemplo, en un cristal de sal común (NaCl) habrá el mismo número de iones sodio que de iones cloruro. Sin embargo, en el cristal fluorita (fluoruro de calcio CaF₂) habrá doble número de iones fluoruro que de iones calcio. Este hecho de la electroneutralidad repercute en la estructura, ya que en el caso de la sal común cada catión sodio está rodeado de un número de aniones cloruro (número de coordinación del catión) y cada anión cloruro está rodeado de cationes sodio (número de coordinación del anión). Para que haya el mismo número de cationes y de aniones la estructura final está determinada por la relación entre los tamaños del catión y del anión, es decir, la relación entre los radios de los iones.

15) Sean las especies: **KBr; NaCl; CF₄; I₂**. Explica: a) el tipo de enlace entre sus átomos; b) en qué disolventes líquidos se disolverán (C₆H₆; NH₃; CCl₄; H₂O); c) cuáles tendrán mayores temperaturas de fusión.

16) Tomando como base la teoría de enlace-valencia **analiza**: a) las diferencias entre los **enlaces sigma y pi**; b) el doble enlace **C = C**.

17) Haga un esquema del ciclo de Born-Haber para el NaCl. Calcule la energía reticular del NaCl_(s) a partir de los siguientes datos: Entalpía de sublimación del sodio (108 kJ/mol), entalpía de disociación del cloro (243,2 kJ/mol), entalpía de ionización del sodio (495,7 kJ/mol), afinidad electrónica del cloro (-348,0 kJ/mol) y entalpía de formación del cloruro de sodio (-401,8 kJ/mol).

18) Representar las fórmulas electrónicas, mediante las estructuras de Lewis, de las especies que se dan a continuación, y luego utilizando el modelo VSEPR predecir la geometría de las mismas. Especies: ion carbonato; silano; dióxido de carbono y difluoruro de oxígeno.

19) Define los términos siguientes poniendo ejemplos concretos que aclaren las respuestas: orbital atómico; orbital sigma; orbital pi; orbital híbrido; molécula dipolar.

20) Usando el modelo VSEPR predecir la geometría de las moléculas NF_3 , ClO_2^- , NH_4^+ , XeF_4 .

21) Definir qué se entiende por energía reticular de un compuesto iónico. Analizar en los compuestos iónicos la variación de las siguientes propiedades con el aumento de la energía reticular: i) el punto de fusión; ii) dureza; iii) el coeficiente de dilatación; iv) la solubilidad.

22) Describe la hibridación y diferencia entre las hibridaciones sp , sp^2 y sp^3 . Explica los conceptos de electronegatividad, resonancia y polaridad de enlace para explicar parámetros moleculares. Aplicar los conceptos anteriores al caso de las moléculas de agua y eteno.

23) Comente cada una de las siguientes frases, indicando si son verdaderas o no, y explique las razones en las que se basa: a) el agua es líquida a temperatura ambiente, cuando debería ser gaseosa; b) las sustancias covalentes son muy solubles en disolventes polares.

24) Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos de números atómicos 12, 15 y 17. Comente la naturaleza de los enlaces de los compuestos obtenidos al combinarse los elementos de números atómicos 12 con 17 y 15 con 17. Indique la fórmula de los compuestos formados.

25) Dados los puntos de fusión, de unas sustancias, en grados: H_2O (0°C); H_2S (-86°C); H_2Se (-60°C) y H_2Te (-50°C). Justifique: a) el tipo de enlace dentro de cada compuesto; b) la variación en los puntos de fusión; c) si todas las moléculas tienen una geometría angular ¿cuál será más polar?

26) Dibuje la geometría de las moléculas tricloruro de boro y agua, aplicando el modelo VSEPR. Explique si poseen o no momento dipolar. Indique la hibridación que tiene el átomo central.

27) Explique la diferencia entre el punto de fusión y la conductividad eléctrica del Cu , CO_2 y CsF , a partir de los enlaces en cada una de estas sustancias.

28) Sean los siguientes compuestos: a) analiza el tipo de enlace en cada uno; b) las causas de las diferencias en las temperaturas de fusión y de ebullición; c) indica los que se disolverán mejor en el agua y por qué.

Compuestos	KF	CaF ₂	NH ₃	PH ₃	SF ₄	SeF ₄
T. Fusión (°C)	880	1330	-	-	-	-
T. Ebullición (°C)	-	-	-33,4	-87,7	106	196

29) Escribe las *estructuras electrónicas* y determina la *geometría molecular*, mediante el método VSEPR, de las especies: NH_3 ; $(\text{CO}_3)^{2-}$; $(\text{ClO}_2)^{-}$; H_2S .

30) Sean las especies químicas: KBr ; NaCl ; CF_4 ; I_2 . *Explica*: a) el tipo de enlace entre sus átomos; b) en qué disolventes líquidos se disolverán (C_6H_6 ; NH_3 ; CCl_4 ; H_2O); c) cuáles tendrán mayores temperaturas de fusión.

31) Contesta las siguientes preguntas: a) explica los factores que influyen en la energía reticular de los compuestos iónicos; b) explica el concepto de resonancia e indica ejemplos; c) explica los conceptos de enlace sigma y de enlace pi e indica ejemplos; d) explica el concepto de hibridación atómica e indica los tipos de hibridación con ejemplos de moléculas.

32) Escribe la estructura electrónica de las cinco especies y explica la geometría molecular de cada una de ellas utilizando el modelo V.S.E.P.R.: SO_3 ; O_3 ; NH_3 ; $(\text{ClO}_2)^{-}$; XeF_2

33) Analiza las propiedades estructura, puntos de fusión y de ebullición, solubilidad y conductividad eléctrica de los compuestos iónicos, covalentes y metálicos, utilizando el modelo de enlace químico.

34) Sean las moléculas CCl_4 ; NH_3 y BeCl_2 : a) determine su geometría mediante la teoría (modelo) de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia; b) ¿qué tipo de hibridación presenta el átomo central?; c) razone si estas moléculas son polares.

35) Sean los siguientes compuestos: $\text{CH}_3\text{-CH}_3$, $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$. a) Indique cuál o cuales son hidrocarburos; b) razone cuál será más soluble en agua; c) explique cuál será el compuesto con mayor punto de ebullición.

36) Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr , NaBr y KBr cristalizan en la misma red. a) Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta. b) Justifique cuál de ellos será menos soluble.

Preguntas teóricas de Enlace Químico

1.- Dadas las siguientes moléculas: SiH_4 , NH_3 y BeH_2 . **a)** Represente sus estructuras de Lewis. **b)** Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Indique la hibridación del átomo central.

2.- Indique el tipo de hibridación que presenta cada uno de los átomos de carbono en las siguientes moléculas: **a)** $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_3$ **b)** $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ **c)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

3.- Cuatro elementos se designan arbitrariamente como A, B, C y D. Sus electronegatividades se muestran en la tabla siguiente:

Elemento	A	B	C	D
Electronegatividad	3,0	2,8	2,5	2,1

Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD: **a)** Clasifíquelas en orden creciente por su carácter covalente. Justifique la respuesta. **b)** ¿Cuál será la molécula más polar? Justifique la respuesta.

4.- Dadas las siguientes moléculas: CCl_4 , BF_3 y PCl_3 . **a)** Represente sus estructuras de Lewis. **b)** Prediga la geometría de cada una de ellas según la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Indique la polaridad de cada una de las moléculas.

5.- Dadas las moléculas CH_4 , C_2H_2 , C_2H_4 , razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: **a)** En la molécula C_2H_4 los dos átomos de carbono presentan hibridación sp^3 . **b)** El átomo de carbono de la molécula CH_4 posee hibridación sp^3 . **c)** La molécula de C_2H_2 es lineal.

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

7.- En función del tipo de enlace explique por qué: **a)** El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4 . **b)** El KCl tiene un punto de fusión mayor que el Cl_2 . **c)** El CH_4 es insoluble en agua y el KCl es soluble.

8.- Dadas las sustancias PCl_3 y CH_4 : **a)** Represente sus estructuras de Lewis. **b)** Prediga la geometría de las moléculas anteriores según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Indique la hibridación que presenta el átomo central en cada caso.

9.- Explique, en función del tipo de enlace que presentan, las siguientes afirmaciones: **a)** El cloruro de sodio es soluble en agua. **b)** El hierro es conductor de la electricidad. **c)** El metano tiene bajo punto de fusión.

10.- Dadas las sustancias: NH_3 y H_2O . **a)** Represente sus estructuras de Lewis. **b)** Prediga la geometría de las moléculas anteriores mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Indique la hibridación del átomo central en cada caso.

11.- a) ¿Cuál es la geometría de la molécula BCl_3 ? **b)** ¿Es una molécula polar? **c)** ¿Es soluble en agua? Justifique las respuestas.

12.- a) Represente la estructura de Lewis de la molécula NF_3 . **b)** Prediga la geometría de esta molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Justifique si la molécula de NF_3 es polar o apolar.

13.- Para las moléculas BCl_3 y NH_3 , indique: **a)** El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central. **b)** La hibridación del átomo central. **c)** La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

14.- Dadas las especies químicas H_2S , PH_3 y CCl_4 , indique: **a)** La estructura de Lewis de cada molécula. **b)** La geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** La hibridación que presenta el átomo central de cada una de ellas.

15.- A partir de los átomos A y B cuyas configuraciones electrónicas son, respectivamente, $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. **a)** Explique la posible existencia de las moléculas: AB , B_2 y AB_4 . **b)** Justifique la geometría de la molécula AB_4 . **c)** Discuta la existencia o no de momento dipolar en AB_4 .

16.- En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y BeCl_2 . **a)** Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **b)** ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?

17.- Dadas las especies: H_2O , NH_4^+ y PH_3 . **a)** Representélas mediante estructuras de Lewis. **b)** Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

18.- a) Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl . **b)** ¿Cómo explica el hecho de que los metales sean conductores de la electricidad?

19.- Dadas las siguientes especies químicas: CH_3OH , CH_4 y NH_3 . **a)** Indique el tipo de enlace que existe dentro de cada una. **b)** Ordénelas, justificando la respuesta, de menor a mayor punto de fusión. **c)** Razone si serán solubles en agua.

20.- Dadas las especies químicas Cl_2 , HCl y CCl_4 : **a)** Indique el tipo de enlace que existirá en cada una. **b)** Justifique si los enlaces están polarizados. **c)** Razone si dichas moléculas serán polares o apolares.

21.- Dadas las moléculas CF_4 y NH_3 : **a)** Representélas mediante estructuras de Lewis. **b)** Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** Indique la hibridación del átomo central.

22.- Para el eteno ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) indique: **a)** La geometría de la molécula. **b)** La hibridación que presentan los orbitales de los átomos de carbono. **c)** Escriba la reacción de combustión ajustada de este compuesto.

23.- Teniendo en cuenta la energía reticular de los compuestos iónicos, conteste razonadamente: **a)** ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor dureza: LiF o KBr ? **b)** ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS ?

24.- a) ¿Qué se entiende por energía reticular? **b)** Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio. **c)** Expresé la entalpía de formación ($\Delta_f H$) del bromuro de sodio en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del sodio, la energía de disociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de sodio.

- 25.-** Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 : **a)** ¿Son polares los enlaces boro-flúor y fósforo-flúor? Razone su respuesta. **b)** Prediga su geometría a partir de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** ¿Son polares esas moléculas? Justifique su respuesta.
- 26.-** Dadas las moléculas de BCl_3 y H_2O : **a)** Deduzca la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **b)** Justifique la polaridad de las mismas.
- 27.-** Para las moléculas BCl_3 , NH_3 y BeH_2 , indique: **a)** El número de pares de electrones sin compartir de cada átomo. **b)** La geometría de cada molécula utilizando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** La hibridación del átomo central.
- 28.-** Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr , NaBr y KBr cristalizan con el mismo tipo de red. **a)** Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta. **b)** Justifique cuál de ellos será menos soluble.
- 29.-** Dadas las moléculas de BF_3 y H_2O : **a)** Determine la geometría de cada una mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **b)** Razone si los enlaces son polares. **c)** Justifique si las moléculas son polares.
- 30.-** Explique: **a)** Por qué el cloruro de hidrógeno disuelto en agua conduce la corriente eléctrica. **b)** La poca reactividad de los gases nobles. **c)** La geometría molecular del tricloruro de boro.
- 31.-** Para las moléculas CCl_4 , NH_3 y BeCl_2 : **a)** Determine su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **b)** ¿Qué tipo de hibridación presenta el átomo central? **c)** Razone si esas moléculas son polares.
- 32.-** Dadas las siguientes moléculas: F_2 , CS_2 , C_2H_4 , C_2H_2 , H_2O y NH_3 . Indique en cuál o cuáles: **a)** Todos los enlaces son simples. **b)** Existe algún doble enlace. **c)** Existe algún triple enlace.
- 33.-** **a)** Represente la estructura de la molécula de agua mediante el diagrama de Lewis. **b)** Deduzca la geometría de la molécula de agua mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **c)** ¿Por qué a temperatura ambiente el agua es líquida mientras que el sulfuro de hidrógeno, de mayor masa molecular, es gaseoso?
- 34.-** Deduzca, según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia, la geometría de las siguientes moléculas e indique la polaridad de las mismas: **a)** Amoniaco. **b)** Tricloruro de boro. **c)** Metano.
- 35.-** Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: **a)** Algunas moléculas covalentes son polares. **b)** Los compuestos iónicos, cuando están fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad. **c)** El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de los hidruros de los elementos del grupo 16.
- 36.-** Indique, razonadamente, cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las siguientes moléculas: **a)** Hidrógeno. **b)** Nitrógeno. **c)** Oxígeno.
- 37.-** Indique qué tipo de enlace hay que romper para: **a)** Fundir cloruro de sodio. **b)** Vaporizar agua. **c)** Vaporizar n-hexano.
- 38.-** Para la molécula CH_3Cl : **a)** Establezca su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. **b)** Razone si es una molécula polar. **c)** Indique la hibridación del átomo central.
- 39.-** En función del tipo de enlace explique por qué: **a)** Una disolución acuosa de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ conduce la electricidad. **b)** El SiH_4 es insoluble en agua y el NaCl es soluble. **c)** El punto de fusión del etano es bajo.

- 40.-** Dadas las siguientes sustancias: Cu, CaO, I₂, indique razonadamente: a) Cual conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido. b) Cual es un sólido que sublima fácilmente. c) Cual es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o laminas.
- 41.-** Supongamos que los sólidos cristalinos NaF, KF y LiF cristalizan en el mismo tipo de red. a) Escriba el ciclo de Born-Haber para el NaF. b) Razone cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas. c) Razone cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.
- 42.-** Dadas las especies Cl₂, KCl, Fe y H₂O: a) Indique el tipo de enlace que presenta cada una. b) ¿Qué tipo de interacción hay que vencer para fundirlas cuando están en estado sólido? c) Razone qué especies conducirán la corriente eléctrica en estado sólido, cuáles lo harán en estado fundido y cuáles no conducirán la corriente en ningún caso.
- 43.-** Dadas las moléculas BF₃, BeCl₂ y H₂O: a) Escriba las estructuras de Lewis de las mismas. b) Explique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Indique la hibridación del átomo central.
- 44.-** Dadas las moléculas NH₃ y CCl₄: a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Deduzca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Justifique la polaridad de los enlaces N–H y C–Cl y de las moléculas NH₃ y CCl₄.
- 45.-** Dadas las moléculas BeF₂ y CH₃Cl: a) Represente sus estructuras de Lewis. b) Establezca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia. c) Justifique si esas moléculas son polares.
- 46.-** Para las moléculas de tricloruro de boro, dihidruro de berilio y amoníaco, indique: a) El número de pares de electrones sin compartir en cada átomo. b) La geometría de cada molécula utilizando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. c) La hibridación del átomo central.
- 47.-** Dados los siguientes compuestos NaF, CH₄ y CH₃OH: a) Indique el tipo de enlace. b) Ordene de mayor a menor según su punto de ebullición. Razone la respuesta. c) Justifique la solubilidad o no en agua.
- 48.-** Dadas las siguientes moléculas: F₂; CS₂; C₂H₄; C₂H₂; N₂; NH₃, justifique mediante la estructura de Lewis en qué moléculas: a) Todos los enlaces son simples. b) Existe algún enlace doble. c) Existe algún enlace triple.
- 49.-** En las siguientes moléculas, H₂S; N₂ y CH₃OH: a) Representelas mediante un diagrama de Lewis. b) Justifique razonadamente la polaridad de las moléculas. c) Identifique las fuerzas intermoleculares que actuarán cuando se encuentran en estado líquido.