



2019-Modelo

Pregunta A1.

a) Cl_2 : enlace covalente, Cl es un no metal.

NH_3 : enlace covalente, N y H son no metales.

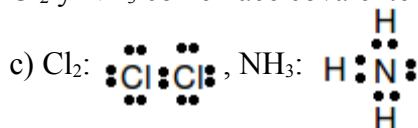
Mg: enlace metálico

NaBr : enlace iónico, Na es metal y Br es no metal.

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

NaBr con enlace iónico en estado sólido es un cristal iónico y no conduce, pero sí en estado fundido y disuelto donde hay iones móviles.

Cl_2 y NH_3 con enlace covalente no conducen la corriente al no tener cargas móviles.



d) El enlace de hidrógeno se presenta en enlaces de H con átomos pequeños y electronegativos (N, O y F), por lo que NH_3 sí puede formarlo.

2018-Julio

Pregunta B1.-

a) En NH_3 hay 3 parejas de electrones enlazantes en torno al átomo central (una pareja asociada a cada enlace simple N-H) y una pareja de electrones libres no enlazantes, ya que el átomo central N tiene 5 electrones de valencia y se han utilizado 3 en los 3 enlaces, quedando 2.

En CO_2 hay 4 parejas de electrones enlazantes en torno al átomo central (2 parejas asociadas a cada enlace doble C=O) y no hay pares de electrones libres, ya que el átomo central C tiene 4 electrones de valencia y se han utilizado 4 en los 2 enlaces dobles, por lo que no queda ninguno.

b) En NH_3 la hibridación es sp^3 y presenta geometría piramidal triangular.

En CO_2 la hibridación es sp y presenta geometría lineal.

c) En NH_3 hay varios tipos de fuerzas intermoleculares, que de mayor a menor intensidad son: enlace de hidrógeno y fuerzas de Van Der Waals: Dipolo permanente-dipolo permanente al ser una molécula polar, Dipolo instantáneo-dipolo instantáneo (“de dispersión ó de London”).

En CO_2 , al ser una molécula apolar, solo hay dipolo instantáneo-dipolo instantáneo (“de dispersión ó de London”).

d) El CO_2 es una molécula apolar porque aunque sus enlaces son polares su geometría lineal hace que se cancelen.

El NH_3 es una molécula polar porque sus enlaces son polares y su geometría piramidal triangular hace que no se cancelen.

2018-Junio-coincidentes

Pregunta A1.-

c) Combinaciones iónicas están asociadas a metal y no metal

NaCl Cloruro de sodio

Na_2O Óxido de disodio

MgCl_2 Dicloruro de magnesio

MgO Óxido de magnesio

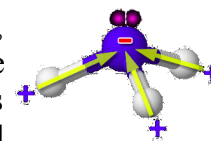
d) La temperatura de fusión de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las unidades estructurales. Las sustancias iónicas presentan estructura de cristal iónico. La fuerza electrostática depende de la carga y la distancia: en NaCl el producto de cargas es 1·1, en Na_2O y MgCl_2 es 2·1 y en MgO es 2·2, luego la fuerza será más intensa en MgO y tendrá mayor punto de fusión. En cuanto a distancias, depende de los radios iónicos y el sistema de cristalización, pero podemos considerar que la variación asociada a distancias es menor que la asociada a las cargas.

Validación consultando valores aproximados: MgO 2582 °C, Na_2O 1132 °C MgCl_2 714 °C, NaCl 801 °C



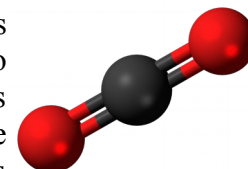
Pregunta B1.-

a) En NH_3 hay 4 pares de electrones en torno al átomo central (3 pares asociados a cada enlace simple N-H y 1 un par de electrones libres no enlazantes, ya que el átomo central N tiene 5 electrones de valencia y se han utilizado 3 en los 3 enlaces, quedando 2). Según el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, esos 4 pares se disponen en la posición más alejada entre ellos que es en los vértices de un tetraedro estando el átomo central en el centro del tetraedro, por lo que la geometría molecular es piramidal triangular.



NH_3 , [Chemistryland](#)

En CO_2 hay 2 grupos de electrones en torno al átomo central (2 pares asociados a cada enlace doble C=O) y no hay pares de electrones libres, ya que el átomo central C tiene 4 electrones de valencia y se han utilizado 4 en los 2 enlaces dobles, por lo que no queda ninguno. Según el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, esos 2 grupos se disponen en la posición más alejada entre ellos que es en posiciones opuestas, por lo que la geometría molecular es lineal.



CO_2 , [Wikipedia, cc0](#)

b) En NH_3 la hibridación es sp^3 , y en CO_2 la hibridación es sp .

c) En NH_3 hay varios tipos de fuerzas intermoleculares, que de mayor a menor intensidad son: enlace de hidrógeno y fuerzas de Van Der Waals: Dipolo permanente-dipolo permanente al ser una molécula polar, Dipolo instantáneo-dipolo instantáneo (“de dispersión ó de London”).

En CO_2 , al ser una molécula apolar, solo hay dipolo instantáneo-dipolo instantáneo (“de dispersión ó de London”).

d) La temperatura de ebullición de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las unidades estructurales, que en estos dos casos son moléculas. Al haber fuerzas intermoleculares más intensas en NH_3 que en CO_2 (comentado en apartado c), la temperatura de ebullición es mayor en en el NH_3 .

2018-Junio

Pregunta A1.-

c) El Fe es metal y tiene enlace metálico por lo que es un material que conduce la electricidad en cualquier estado al tener los electrones como cargas que se pueden mover.

2018-Modelo

Pregunta A1.-

a) I_2 : enlace covalente, I es un no metal.

Cu: enlace metálico.

CaO: enlace iónico, Cu es un metal y O es un no metal.

b) La temperatura de fusión de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las unidades estructurales. Las sustancias iónicas presentan estructura de cristal iónico y las metálicas de cristal metálico en los que las fuerzas de cohesión son intensas, pero en las sustancias moleculares las fuerzas de cohesión son fuerzas intermoleculares débiles. A sustancia con menor punto de fusión será I_2 .

c) CaO que es un compuesto iónico: fundido se disocia en sus iones y es conductor, pero en estado sólido no conduce al no tener cargas libres. El Cu es metal y conduce en cualquier estado y el I_2 es una sustancia covalente molecular que no conduce.

d) Para que una sustancia sea soluble en agua, que es un disolvente polar, la sustancia debe poder incorporarse entre las partículas del disolvente, lo que ocurre en el caso de cristales iónicos como CaO que se disocian en sus iones. No ocurre con I_2 que es un enlace covalente apolar ni con Cu con enlace metálico.

2017-Septiembre-coincidentes

Pregunta B1.-



- a) CF_4 PF_3 BF_3
- b) En CF_4 hay 4 parejas de electrones enlazantes en torno al átomo central, luego la hibridación es sp^3 y tendrá geometría tetraédrica.
En PF_3 hay 3 parejas de electrones enlazantes y una no enlazante en torno al átomo central, luego la hibridación es sp^3 y tendrá geometría piramidal triangular.
En BF_3 hay 3 parejas de electrones enlazantes y ninguna no enlazante en torno al átomo central, luego la hibridación es sp^2 y tendrá geometría triangular.
- c) Los enlaces C-F, B-F y P-F son polares, pero en el caso de CF_4 y BF_3 la geometría hace que se cancelen y la molécula sea apolar, por lo que solamente es polar PF_3 .

2017-Septiembre

Pregunta A1.-

- a) NH_3 : enlace covalente, N y H son no metales.
 CH_4 : enlace covalente, C y H son no metales
 HF : enlace covalente, H y F son no metales.
- b) Los enlaces N-H, C-H y H-F son polares, En NH_3 la geometría es piramidal triangular, y sí es polar. En CH_4 la geometría es tetraédrica y la molécula es apolar. En HF la molécula es polar al tener geometría lineal.
- c) El enlace de hidrógeno se presenta en enlaces de H con átomos pequeños y electronegativos (N, O y F), por lo que solamente está presente en HF .
- d) En todos ellos está H se combina con distintos elementos. El elemento más electronegativo es el F, y HF será el más ácido, ya que es el que el F atrae más a los electrones del H, y puede formar F^- haciendo que se libere un H^+ . C y N están más a la izquierda que F en el mismo 2º periodo, por lo que son menos electronegativos.

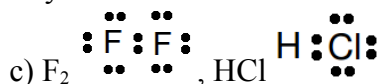
2017-Junio-coincidentes

Pregunta A1.-

- d) X (Z=12) es Mg magnesio y Z (Z=16) es S azufre.
El compuesto que forman es MgS , sulfuro de magnesio, y el tipo de enlace que presenta es iónico, ya que Mg es un metal y S es un no metal, por lo que Mg cede dos electrones y forma el catión Mg^{2+} , y S recibe dos electrones y forma el anión S^{2-} .

Pregunta B1.-

- a) F_2 : enlace covalente, F es un no metal.
 HCl : enlace covalente, H y Cl son no metales.
Ni: enlace metálico
 KBr : enlace iónico, K es metal y Br es 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, pero sí en estado fundido y disuelto donde hay iones móviles.
 F_2 y HCl con enlace covalente no conducen la corriente al no tener cargas móviles.



- d) Para que una sustancia sea soluble en agua, que es un disolvente polar, la sustancia debe poder incorporarse entre las partículas del disolvente, lo que ocurre en el caso de cristales iónicos como KBr que se disocian en sus iones y en el caso de HCl que es una molécula polar. Ni con enlace metálico no es soluble y F_2 con enlace covalente apolar tampoco es soluble en agua.

2017-Junio

Pregunta A1.-



c) El compuesto binario formado por el hidrógeno y el nitrógeno ($Z=7$) es el amoníaco, NH_3 . Se trata de una molécula que forma tres enlaces covalentes con el hidrógeno, y tiene un par de electrones solitario, por lo que la geometría es piramidal triangular, lo que hace que no se cancelen los momentos dipolares de los enlaces N-H y la molécula globalmente sea polar.

Presenta varios tipos de fuerzas intermoleculares, que de mayor a menor intensidad son: enlace de hidrógeno y fuerzas de Van Der Waals: Dipolo permanente-dipolo permanente al ser polar, Dipolo instantáneo-dipolo instantáneo (“de dispersión ó de London”).

Pregunta B1.-

Formulamos los compuestos: sulfuro de hidrógeno H_2S , diamante C, etilamina $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$, yodo molecular I_2 , platino Pt y cloruro de calcio CaCl_2 .

a) El enlace de hidrógeno se presenta en enlaces de H con átomos pequeños y electronegativos (N, O y F), por lo que solamente está presente en la etilamina.

b) Para ser conductor de la electricidad debe disponer de cargas móviles, lo que en estado sólido solamente ocurre en el platino que es un metal. En disolución o fundido ocurre en las sustancias iónicas como CaCl_2 .

c) Para que sea soluble en agua las fuerzas que unen las unidades estructurales de la sustancia deben ser similares a las fuerzas intermoleculares de las partículas del disolvente, de modo que el disolvente pueda desmoronar la estructura del soluto y las unidades estructurales se intercambien por las partículas del disolvente. Son insolubles:

-El diamante (cristal covalente), la fuerza que une los átomos en el cristal son enlaces covalentes.

-El platino (cristal metálico), la fuerza que une los átomos en el cristal metálico es enlace metálico.

-El yodo molecular (sustancia molecular apolar), las fuerzas polares que realiza un disolvente polar como el agua no permiten que las moléculas apolares se disuelvan en el disolvente.

Sulfuro de hidrógeno y etilamina (sustancias moleculares polares) y el cloruro de calcio (cristal iónico), sí son solubles en agua.

d) Las fuerzas a vencer para fundir una sustancia sólida son las fuerzas que unen las unidades estructurales de la sustancia: en el caso del cloruro de calcio son enlaces iónicos del cristal iónico, y en el caso de yodo molecular son fuerzas de Van Der Waals, mucho más débiles. Por lo tanto la temperatura de fusión del cloruro de calcio será mayor que la del yodo molecular.

2016-Septiembre

Pregunta A1.-

c) A_2 es Cl_2 y es un gas en condiciones estándar; se trata de una molécula apolar y las fuerzas intermoleculares son de dispersión (dipolo instantáneo – dipolo inducido) que son débiles.

C es K (Potasio) y es un sólido en condiciones estándar; los átomos están unidos mediante el enlace metálico.

2016-Junio

Pregunta B1.-

d) El elemento A, $Z=6$, es carbono C, y el compuesto binario que forma con el hidrógeno es el metano CH_4 , que no presenta enlace de hidrógeno. El enlace de hidrógeno se presenta solamente cuando hay presentes enlaces de H con F, O y N, elementos muy electronegativos de radio pequeño.

2016-Modelo

Pregunta A5.-

b) El propan-2-ol tiene un grupo OH que puede formar puentes de hidrógeno, mientras que el etilmetiléter no puede presentar enlace de hidrógeno ya que todos los hidrógenos están enlazados a carbonos. El etilmetiléter es una molécula no totalmente apolar: el oxígeno del grupo éter tiene hibridación sp^3 , pero tiene dos pares de electrones solitarios, por lo que globalmente los momentos dipolares no se cancelan (similar a lo que ocurre en la molécula de agua) y habrá polaridad. Además el oxígeno tiene dos sustituyentes distintos y no son totalmente apolares: los carbonos tienen hibridación sp^3 pero no están enlazados a cuatro átomos idénticos, por lo que cada uno de los cuatro enlaces tendrá polaridad distinta y la suma neta no será cero.

La temperatura de ebullición de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las



unidades estructurales. Ambas sustancias son moleculares y las fuerzas a vencer son fuerzas intermoleculares. Al tener el propan-2-ol fuerzas intermoleculares asociadas a puentes de hidrógeno y el etilmetiléter fuerzas dipolo permanente-dipolo permanente, el alcohol tiene mayor punto de ebullición que el éter.

2015-Septiembre

Pregunta B1.-

- a) Falso. Etino ($\text{CH}\equiv\text{CH}$) tiene un enlace triple, formado por un enlace sigma y dos pi. En cada enlace se comparte un par de electrones, por lo que los átomos de carbono comparten 3 pares de electrones, no 2 pares.
- b) Verdadero. La entalpía de vaporización de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las unidades estructurales. Ambas sustancias son moleculares, pero en el agua las fuerzas están asociadas a puentes de hidrógeno y en el sulfuro de hidrógeno solamente a fuerzas dipolo permanente-dipolo permanente, menos intensas.
- c) Verdadero. NaCl es una sustancia iónica, en disolución acuosa se disocia en sus iones, Na^+ y Cl^- y conduce la electricidad.
- d) Falso. El carbono en forma de diamante es un cristal covalente, una red “indefinida” de átomos de carbono unidos entre sí por enlaces covalentes.

2015-Junio-Coincidentes

Pregunta A1.-

- b) $X=\text{Na}$, $Z=11$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, grupo alcalinos (grupo 1), tercer periodo
 $Y=\text{Se}$, $Z=34$, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, grupo anfígenos (grupo 16), cuarto periodo
Sí se combinarían entre sí porque se trata de un metal (Na) y un no metal (Se): el metal cedería un electrón para conseguir configuración de gas noble formando un catión (Na^+) y el no metal captaría dos electrones para conseguir configuración de gas noble formando un anión (Se^{2-}) y ambos cationes se combinarían mediante enlace metálico, con estructura cristal iónico,

2015-Modelo

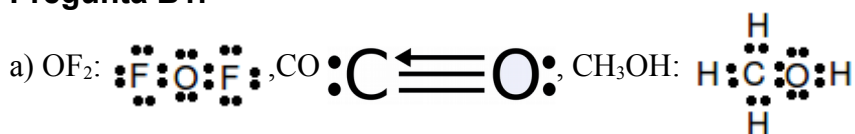
Pregunta A1.-

- a) HF y BF_3 enlace covalente (no metal y no metal), Fe enlace metálico (un único tipo de átomo, metálico), y KF enlace iónico (K metal y F no metal).
- b) La sustancia con el punto de fusión menor será la que tenga las fuerzas de unión entre las unidades estructurales menores, por lo que será el BF_3 , ya que tiene enlaces covalentes moleculares, y las fuerzas de cohesión entre sus moléculas (que son apolares debido a su geometría) solamente serán fuerzas intermoleculares de dispersión, menores que en el caso del HF (que es una molécula polar) que tendrá fuerzas dipolo permanente-dipolo permanente y además tiene enlace de hidrógeno.
- c) Fe conducirá en estado sólido y fundido, es un metal y tiene electrones libres portadores de carga. KF no conducirá en estado sólido (los iones están inmóviles en la red cristalina y no hay portadores de carga) pero sí fundido (los iones en estado fundido son móviles).
Los compuestos covalentes no conducirán ni en estado sólido ni fundido: los electrones están localizados en los enlaces de la molécula y no hay portadores de carga libres.
- d) La molécula BF_3 tiene hibridación sp^2 en el átomo central (B), ya que se forman tres orbitales híbridos que forman un enlace σ con cada átomo de Flúor, y queda un orbital p sin hibridar y sin estar ocupado por electrones (el B no consigue el octeto)



2014-Junio-Coincidentes

Pregunta B1.-



b) OF_2 : Geometría angular, ángulo algo menor de 109° . El O tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean, dos de ellos asociados a los enlaces y otros dos parejas de electrones no compartidos. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el que el O está en el centro, en dos vértices dos átomos de F y en los otros dos dos pares de electrones. El ángulo es algo menor de 109° por la repulsión de los pares de electrones no compartidos.

CO : Geometría lineal, son solamente dos átomos

CH_3OH : Geometría tetraédrica centrada en el C, geometría angular centrada en el O, con ángulo algo menor de 109° . El C tiene cuatro pares de electrones que lo rodean, y los cuatro pares forman enlaces, se disponen en los vértices de un tetraedro. El O tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean, dos de ellos asociados a los enlaces C-O y O-H y otros dos parejas de electrones no compartidos. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el que el O está en el centro, en dos vértices dos átomos de C y H y en los otros dos dos pares de electrones. El ángulo es algo menor de 109° por la repulsión de los pares de electrones no compartidos.

c) OF_2 será polar, ya que los enlaces son polares y por la geometría no se cancelan.

CO será polar, ya que hay un único enlace entre átomos de distinta electronegatividad.

El metanol será polar (la geometría no cancela la polaridad de los enlaces individuales)

d) La temperatura de ebullición de una sustancia está asociada a vencer las fuerzas de cohesión de las unidades estructurales. Las tres sustancias son moleculares, pero solamente en el metanol hay fuerzas asociadas a puentes de hidrógeno y en las otras dos fuerzas de Van der Waals, menos intensas, por lo que el metanol tiene la mayor temperatura de ebullición.

2014-Junio

Pregunta A1.-

c) No se formará compuesto ya que el elemento $Z=18$ es Argón, un gas noble

Nota: existen algunos compuestos de gases nobles, pero combinados con elementos muy electronegativos como el Flúor.

d) $Z=17$ es Cloro, que es un no metal, por lo que el compuesto sería iónico: el litio cedería un electrón y formaría un catión Li^+ y el cloro captaría ese electrón formando un anión cloruro Cl^- , y el compuesto formado sería un cristal iónico LiCl en el que se combinarían esos iones

Pregunta A2.-

a) El HF tiene mayor temperatura de ebullición que el HCl ya que las fuerzas intermoleculares son mayores al presentar enlace por puente de hidrógeno, que no está presente en HCl, que tiene fuerzas intermoleculares asociadas a ser una molécula polar.

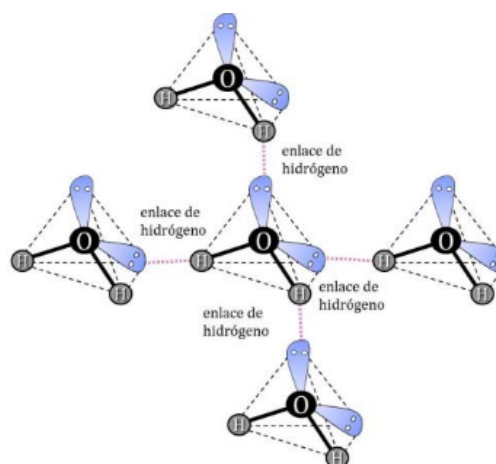
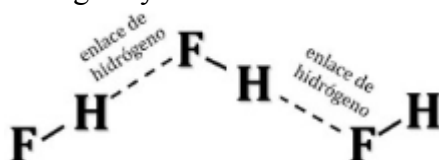
(Misma pregunta que 2013-Septiembre-B1-d)

b) El H_2O tiene mayor temperatura de ebullición que el Cl_2 ya que las fuerzas intermoleculares son mayores al presentar enlace por puente de hidrógeno, que no está presente en Cl_2 , que tiene fuerzas intermoleculares asociadas a ser una molécula apolar.

c) El HCl es una molécula polar, mientras el Cl_2 es una molécula apolar, por lo que dado que a priori las fuerzas intermoleculares de tipo dipolo permanente-permanente serían más importantes que las de tipo dipolo instantáneo-inducido (dispersión), el HCl tendría una temperatura de ebullición mayor. Sin embargo, viendo los valores aportados en el enunciado no es así, y es debido a que la nube electrónica del Cl_2 es mucho mayor que la de HCl y eso supone que son más importantes las fuerzas de dispersión en este caso y tiene mayor temperatura de ebullición el Cl_2 .



d) El mayor punto de fusión será el de H_2O , ya que tiene las fuerzas intermoleculares más intensas: puente de hidrógeno, y entre HF y H_2O , hay mayor posibilidad de puentes de hidrógeno. Ambas son polares y el agua tiene mayor masa molecular por lo que las fuerzas de dispersión serán mayores, pero las fuerzas predominantes si existen son las de puente de hidrógeno. Para elegir entre ambas, la temperatura de fusión será mayor en H_2O ya que puede cada molécula formar mayor número de puentes de hidrógeno que cada molécula de HF. Ver diagramas, tomados de olimpiada química Castilla y León 1998, soluciones de S. Menargues y F. Latre.



2014-Modelo

Pregunta B1.-

- a) El elemento X, el primero del grupo de los anfígenos, es el oxígeno, y su hidruro (H_2O) es el único de los tres en el que hay presentes fuerzas intermoleculares por enlace de hidrógeno, muchos más fuertes que las fuerzas intermoleculares de Van der Waals de los otros dos. Mayores fuerzas intermoleculares implica mayor temperatura de ebullición ya que hay que vencerlas para pasar al estado gaseoso desde el estado líquido.
- b) Los elementos Y y Z, segundo y tercero del grupo de los anfígenos respectivamente, son azufre y selenio, y sus hidruros son H_2S y H_2Se . En ambos casos las fuerzas intermoleculares son de Van der Waals, pero en el Se las fuerzas de dispersión son mayores que en S al tener mayor número de electrones.
- c) La geometría molecular del agua es angular. Tiene hibridación sp^3 en el átomo central (O). Dos de los cuatro orbitales híbridos forman un enlace σ con cada átomo de Hidrógeno, y los otros orbitales híbridos quedan ocupados por un par de electrones no compartidos. Mediante el diagrama de Lewis $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$ y TRPECV se puede razonar que tiene 4 nubes electrónicas rodeando el átomo de O y se disponen en los vértices de un tetraedro, pero dos de los vértices no forman enlaces, por lo que la geometría es angular.

Pregunta B3.-

- b) i. Cambio de hibridación de sp^2 a sp^3 en los dos carbonos del propano que formaban el doble enlace y pasan a tenerlo simple.
- ii. Cambio de hibridación de sp a sp^3 en los dos carbonos del propino que forman el triple enlace y pasan a tenerlo simple.
- iii. Cambio de hibridación de sp^2 a sp^3 en el carbono del grupo funcional aldehído que formaba el doble enlace con el oxígeno y pasa a tener cuatro enlaces simples.
- iv. Cambio de hibridación de sp^3 a sp^2 en los dos carbonos que tenían sus cuatro enlaces simples y pasan a formar un enlace doble entre ellos.

2013-Septiembre

Pregunta B1.-

- a) Falso. Aunque una molécula contenga enlaces polares la geometría de la molécula puede hacer que se cancelen y la molécula sea apolar, por ejemplo en CCl_4 .
- b) Falso. No existe la hibridación s^2p^2 , ya que suelen ser combinaciones de orbitales con el mismo número cuántico principal y solamente hay un orbital s. Aunque teóricamente se plantease la hibridación de dos orbitales s (que serían de dos niveles distintos) y de dos p, también sería falso ya que el número de orbitales híbridos resultantes es igual al número de orbitales de partida, y serían 4.



c) Verdadero. Los compuestos iónicos una vez disueltos en agua (la mayor parte son solubles por la atracción de los iones por las moléculas polares del agua, y posterior hidratación) presentan portadores de carga libres que son iones.

d) Falso. El HF tiene mayor temperatura de ebullición ya que las fuerzas intermoleculares son mayores al presentar enlace por puente de hidrógeno, que no está presente en HCl.

2013-Junio-Coincidentes

Pregunta B1.-

a) SrO, HBr, CCl₄, MgI₂.

b) SrO: metálico, unión de metal (Sr) y no metal (O)

HBr: covalente, unión de no metal (H) y no metal (Br)

CCl₄: covalente, unión de no metal (C) y no metal (Cl)

MgI₂: covalente, unión de metal (Mg) y no metal (I)

c) El C está rodeado de cuatro pares de electrones, los cuatro formando enlaces, que se disponen en los vértices de un tetraedro centrado en el carbono. La geometría es tetraédrica, y el ángulo es de 109°.

d) El agua es una sustancia polar: en ella se disuelven sustancias polares, y no sustancias apolares. El CCl₄ es una molécula apolar (los enlaces C-Cl son polares, pero la geometría molecular hace que la molécula sea apolar) y no será soluble en agua.

El HBr es una molécula apolar: el enlace H-Br es polar al tener distintas electronegatividades, y la geometría es lineal por lo que la molécula es polar, y sí será soluble en agua.

2013-Junio

Pregunta A1.-

d) Na (Z=11) es un metal y F (Z=9) es un no metal, por lo que el metal cederá el electrón formando un catión y el no metal lo captará formando un anión, y el enlace será iónico.

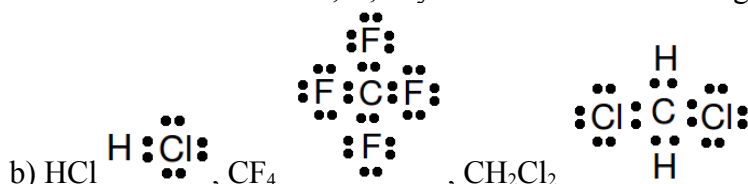
Pregunta B1.-

a) HCl: enlace covalente: dos elementos electronegativos

KF: enlace iónico: son dos elementos con gran diferencia de electronegatividad, metal y no metal.

CF₄: enlace covalente, dos elementos electronegativos.

CH₂Cl₂: enlace covalente, C, H y Cl elementos electronegativos.



Para HCl la geometría será lineal, al ser solamente dos átomos.

Para CF₄ y CH₂Cl₂, utilizando la teoría RPECV el átomo central de carbono en ambos casos está rodeado por cuatro nubes electrónicas asociadas a cuatro enlaces, geometría tetraédrica. En el caso de CF₄ los cuatro átomos son idénticos y será tetraédrica regular, pero en el caso de CH₂Cl₂ hay dos átomos de H y dos de Cl más voluminosos y el tetraedro tendrá cierta deformación.

c) El agua es un disolvente polar y serán solubles KF al ser una sustancia iónica y las sustancias moleculares polares, que son HCl y CH₂Cl₂. CF₄ es apolar ya que aunque los enlaces C-F son polares la geometría de la molécula hace que se cancelen y sea globalmente apolar.

2013-Modelo

Pregunta B1.-

d) X es un metal (grupos 1 ó 2), por lo que en estado sólido tendrá enlace metálico y será conductor.

2012-Septiembre

Pregunta A1.-

b) Según los elementos indentificados en el apartado a

B₂=Cl₂ : sí es posible. Cloro molecular

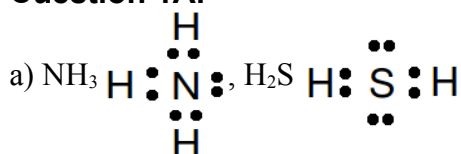
A=Na: sí es posible. Sodio metálico

D₂=Ne₂: no es posible (Ne es un gas noble)



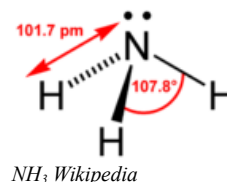
2010-Junio-Coincidentes

Cuestión 1A.-

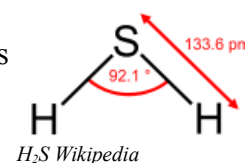


b) Analizamos la geometría molecular mediante RPECV: los átomos centrales están rodeados por cuatro nubes electrónicas, de modo que la disposición de nubes electrónicas sería tetraédrica, siendo el ángulo $\approx 109,5^\circ$.

En el caso de NH_3 existen tres enlaces y pares de electrones compartidos, quedando sólo un par de electrones no compartidos, por lo que la repulsión de estos sobre los pares de electrones de los enlaces hace que el ángulo HNH sea algo menor. La estructura es piramidal-trigonal.



En el caso de H_2S existen dos enlaces y pares de electrones compartidos, quedando dos pares de electrones no compartidos, cuya repulsión mutua además de la repulsión sobre los pares de electrones de los enlaces hace menor el ángulo. La estructura es angular.



c) Ambas son polares, ya que tanto el nitrógeno como el azufre son más electronegativos que el hidrógeno, y la geometría de las moléculas hace que no se cancelen los momentos dipolares de los enlaces.

d) Tan sólo es posible el enlace de hidrógeno en el amoníaco, ya que el hidrógeno está unido a un átomo muy electronegativo y de radio pequeño.

2010-Junio-Fase General

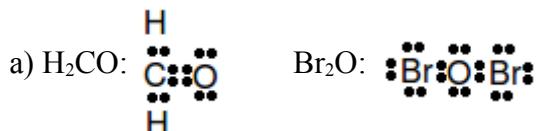
Cuestión 1A.-

d) Tipo de enlace iónico: metal (Mg, alcalinotérreo) y no metal (Cl, halógeno).

A temperatura ambiente es un sólido formado por cristales iónicos, es duro, frágil, con temperatura de fusión elevada, soluble en agua y en disolventes polares y conduce la corriente en disolución o fundido pero no la conduce en estado sólido.

2010-Junio-Fase Específica

Cuestión 1B.-



b) H_2CO (metanal): geometría trigonal plana. 3 orbitales sp^2 , dos de los cuales forman enlaces simples con cada hidrógeno, y el otro orbital sp^2 junto con el orbital p no hibridado forma el enlace doble con el oxígeno.

Br_2O (óxido de bromo): geometría angular. 4 orbitales sp^3 , dos de los cuales forman enlaces simples con con cada bromo, y los otros dos albergan pares de electrones.

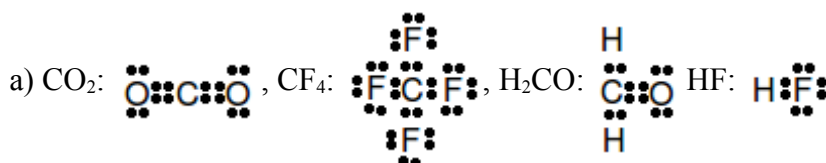
c) Ambas moléculas son polares:

En H_2CO el oxígeno es más electronegativo que el carbono, y el momento dipolar no es cancelado. La electronegatividad entre hidrógeno y carbono es muy similar, siendo el carbono ligeramente más electronegativo.

En Br_2O el oxígeno es más electronegativo que el bromo, y por su geometría el momento dipolar no es cancelado sino que se suman los efectos.

2010-Modelo

Cuestión 2A.-



b) $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ Geometría lineal.

- RPEV: La disposición en la que los dos grupos de electrones alrededor del C tienen menor repulsión es la lineal.
- Hibridación: el carbono tiene hibridación sp y sus orbitales híbridos sp se orientan formando entre sí un ángulo de 180° .

H_2CO Geometría trigonal plana.

- RPEV: El carbono está rodeado de tres grupos de electrones. La disposición en la que éstos tienen menor repulsión es la trigonal plana.
- Hibridación: En esta molécula el carbono tiene hibridación sp^2 y sus orbitales híbridos sp^2 se orientan formando entre sí un ángulo de 120° .

CF_4 Geometría tetraédrica.

- RPEV: El carbono está rodeado de cuatro grupos de electrones. La disposición en la que tienen menor repulsión es la tetraédrica.
- Hibridación: En esta molécula el carbono tiene hibridación sp^3 y sus orbitales híbridos sp^3 se orientan formando entre sí un ángulo de 109° .

HF Geometría lineal. La única posible en una molécula diatómica.

c) Las moléculas H_2CO y HF son polares. La diferencia de electronegatividad de los átomos crea enlaces polares, cuya resultante no se anula por la geometría de la molécula.

Las moléculas CO_2 y CF_4 tienen momento dipolar cero. La geometría de estas moléculas hace que los momentos de enlace existentes se anulen entre sí dando una resultante nula.

d) La única sustancia que presenta enlace de hidrógeno es el HF . El hidrógeno está unido a un átomo muy electronegativo, el flúor, y es atraído por el átomo de flúor de otra molécula vecina.

2009-Septiembre

Cuestión 1.-

d) Enlace iónico entre metal ($Z=12$, Mg) y no metal ($Z=17$, Cl). El compuesto será MgCl_2 y sí será soluble en agua como la gran mayoría de los compuestos iónicos es soluble en agua, debido a que las fuerzas que mantienen unidos los iones en la red son del tipo electrostático, las cuales disminuyen en el agua por ser mayor la permitividad relativa (ϵ_r) del agua que del aire.

2009-Modelo

Cuestión 1.-

a) Falso. Sí reaccionan formando sales iónicas, ya que los alcalinos tienden a formar cationes tras perder un electrón y los halógenos a formar aniones al captarlo.

b) Verdadero. Los alcalinos reaccionan violentamente porque ceden el electrón convirtiéndose en cationes (se oxidan) y el hidrógeno capta ese electrón reduciéndose produciendo hidrógeno molecular. Se trata de una reacción redox.

Por ejemplo para el sodio $2\text{Na}(s) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}(aq) + \text{H}_2(g)$

c) Verdadero. Los metales tienden a formar cationes tras perder electrones, y los halógenos tienden a formar aniones tras captarlos, y los iones resultantes se atraen formando sales iónicas. combinándose ambas especies cargadas de distinto signo en compuestos iónicos.

d) Falsa. A temperatura ambiente es un proceso lento. Para que la reacción sea rápida hace falta añadir un catalizador (hierro, en el proceso Haber).

2008-Septiembre

Cuestión 1.-

d) Enlace iónico, ya que Z es un metal (alcalino) y X un no metal (halógeno), se trata de KCl .

Algunas características del enlace iónico: a temperatura ambiente son sólidos, forman redes cristalinas, son duros pero frágiles, tienen puntos de fusión y ebullición elevados y solo conducen la



electricidad fundidos o disueltos.

Cuestión 2.-

a) CH₄: Hibridación sp³ en el átomo central (C). Cada uno de los cuatro orbitales híbridos forma un enlace σ con cada átomo de hidrógeno. Geometría tetraédrica.

NH₃: Hibridación sp³ en el átomo central (N). Tres de los cuatro orbitales híbridos forma un enlace σ con cada átomo de Hidrógeno el otro orbital híbrido queda ocupado por un par de electrones no compartidos. Geometría piramidal, ocupando el nitrógeno el vértice de la pirámide.

(Nota: el enunciado original indica como fórmula SH₂, formulación incorrecta según los criterios de IUPAC, ya que el sulfuro de hidrógeno se formula H₂S ya que se coloca el elemento más electronegativo a la derecha. Se incluye un extracto, que incluye precisamente este compuesto como uno de los ejemplos

NOMENCLATURE OF INORGANIC CHEMISTRY. IUPAC Recommendations 2005

IR-4.4.2.1 Electronegativity

If electronegativity is taken as the ordering principle in a formula or a part of a formula, the atomic symbols are cited according to relative electronegativities, the least electronegative element being cited first. For this purpose, Table VI* is used as a guide. By convention, the later an element occurs when the table is traversed following the arrows, the more electropositive is the element.

Table VI Element sequence

IR-4.4.3. Formulae for specific classes of compounds

IR-4.4.3.1 Binary species

... Examples: ... 2. H₂S ...)

H₂S: Hibridación sp³ en el átomo central (S). Dos de los cuatro orbitales híbridos forman un enlace σ con cada átomo de Hidrógeno, y los otros orbitales híbridos quedan ocupados por un par de electrones no compartidos. Geometría angular plana.

BH₃: Hibridación sp², el átomo de boro se comporta como hipovalente (excepción a la regla del octeto ya que no completa con 8 e⁻ sino solamente con 6 e⁻ quedando un orbital p libre sin hibridar). Cada uno de los tres orbitales híbridos forma un enlace σ con los átomos de hidrógeno. Geometría trigonalplana.

b) La polaridad de una molécula depende del momento dipolar de sus enlaces (diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman), y de la geometría molecular, dado el carácter vectorial de la magnitud que la define.

- Polares: NH₃ y H₂S. Los enlaces N ← H y S ← H son polares debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos que lo forman, y la geometría molecular no consigue anular los momentos dipolares de los enlaces. Además en estas dos moléculas existen pares de electrones no compartido en el átomo central que favorecen su polaridad.

- Apolares: CH₄ y BH₃. Los enlaces C ← H están polarizados (χ_e(C) > χ_e(H)), pero la geometría molecular compensa unos con otros. Los enlaces B – H son muy poco polares (χ_e(B) ≈ χ_e(H)), y además la geometría compensa los pequeños momentos dipolares de los enlaces.

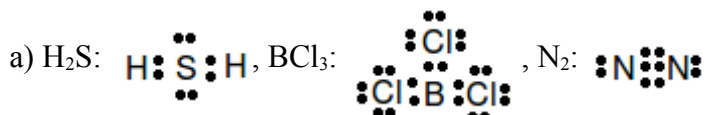


c) Por tratarse de una molécula covalente, las fuerzas de interacción entre ellas serán del tipo Van der Waals, por ser apolar serán de dispersión (dipolo instantáneo-dipolo inducido, fuerzas de London).

d) Es debido a la formación de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de NH_3 .

2008-Modelo

Cuestión 2.-



b) H_2S : Geometría angular, ángulos algo menores de 109°

- RPEV: 2 átomos unidos al átomo central y dos pares de electrones sin compartir, el átomo de S está en el centro de un tetraedro y los átomos de H en dos de los vértices, siendo el ángulo algo menor de 109° por la repulsión de los pares de electrones sin compartir.
- Hibridación: cuatro orbitales sp^3 , dos de ellos forman enlace y dos de ellos tienen pares de electrones.

BCl_3 : Geometría triangular plana, ángulos de 120°

RPEV: tres átomos unidos al átomo central y ningún par sin compartir, el átomo de B está en el centro de un triángulo y los átomos de Cl en los vértices.

Hibridación: tres orbitales sp^2 que forman tres enlaces, y un orbital p_z libre.

N_2 : Geometría lineal.

Única geometría posible para enlace diatómico. Un orbital sp

c) N_2 es apolar ya que se trata de dos átomos iguales y el enlace es apolar

BCl_3 es apolar ya que aunque el enlace $\text{B} \rightarrow \text{Cl}$ es polar, la geometría triangular hace que se cancelen.

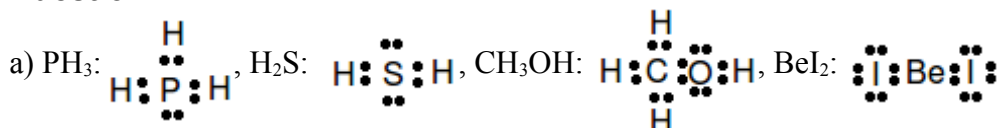
H_2S es polar ya que el enlace $\text{H} \rightarrow \text{S}$ es polar y la geometría no hace que se cancelen.

d) $\text{N}_2 < \text{BCl}_3 < \text{H}_2\text{S}$

N_2 y BCl_3 presentan fuerzas intermoleculares débiles, tipo London (dipolo instantáneo-dipolo inducido). Estas fuerzas son menores para N_2 por ser menor su masa molecular. En el H_2S las fuerzas intermoleculares son dipolo permanente, que es más fuerte.

2007-Septiembre

Cuestión 1.-



b) Solamente el metanol presenta enlaces de hidrógeno debido a la alta polaridad del enlace O-H.

Para formar enlaces de hidrógeno tiene que estar unido hidrógeno a otro átomo bastante electronegativo y pequeño como N, O ó F.

c) PH_3 : Geometría piramidal. 4 orbitales sp^3 , tres de ellos forman enlaces y uno de ellos tiene un par de electrones no compartidos.

H_2S : Geometría angular, 4 orbitales sp^3 , dos de ellos forman enlaces y los otros dos tienen un par de electrones no compartidos cada uno.

CH_3OH : Molécula “tetraédrica y angular”. Hibridación sp^3 en el carbono, con un enlace en cada uno de los cuatro orbitales. Hibridación sp^3 en el oxígeno, con dos enlaces en dos de los orbitales y los otros dos tienen pares de electrones no compartidos.

BeI_2 : Molécula lineal, hibridación sp , formando un enlace cada orbital sp con el yodo.

d) Todas son polares salvo BeI_2 , que aunque tiene un enlace polar $\text{Be} \rightarrow \text{I}$ no tiene momento dipolar total ya que se cancelan al ser simétrica. En el resto de moléculas hay enlaces polares y todas son asimétricas por lo que no se cancelan.

2007-Modelo



Cuestión 2.-

- a) Enlace iónico (metal y no metal): NaH y CaH₂
Covalente (no metal y no metal): CH₄, H₂O, y HF.
- b) Todas las moléculas covalentes presentan enlaces polares, y salvo en CH₄ donde por la geometría se cancelan y es apolar, el resto, H₂O y HF, tienen momento dipolar.
- c) H₂O y HF, porque O y F tienen electronegatividad muy alta y tamaño pequeño.
- d) HF ya que el F es mucho más electronegativo respecto al H que el oxígeno, por lo que atraerá más los electrones del H y liberará más fácilmente el protón H⁺.

2006-Junio

Cuestión 1.-

- c) Verdadero. El átomo de B, 1s² 2s² 2p¹ puede desaparecer sus 3 electrones de valencia promocionando un electrón del subnivel 2s al 2p y de esta forma formar tres orbitales híbridos sp² de geometría trigonal plana con ángulos de enlace de 120° y un electrón de valencia en cada uno.

2006-Septiembre

Cuestión 2.-

- a) Br₂: enlace covalente, unión de dos átomos no metales
NaCl: enlace iónico, unión de metal y no metal
H₂O: enlace covalente, unión de H y no metal que comparten electrones.
Fe: enlace metálico, unión entre átomos de metal.
- b) Las fuerzas de interacción que deben vencerse para fundir cada compuesto son:
Br₂: fuerzas de dispersión de London (fuerzas intermoleculares de Van der Waals en moléculas apolares, dipolo instantáneo – dipolo inducido). (Nota: Br₂ es líquido a temperatura ambiente, temperatura de fusión 265,8 K)
NaCl: fuerzas electrostáticas que establecen el enlace iónico. (Nota: NaCl sólido a temperatura ambiente, temperatura de fusión 1074 K)
H₂O: fuerzas del enlace de hidrógeno (puentes de hidrógeno entre moléculas). (Nota: H₂O líquido a temperatura ambiente, temperatura de fusión 373 K)
Fe: fuerzas del enlace metálico (Nota: Fe sólido a temperatura ambiente, temperatura de fusión 1808 K)
- c) El Br₂ será el que tenga menor punto de fusión, ya que se trata de moléculas apolares y las fuerzas de interacción intermoleculares a vencer para fundirlo descritas en apartado b serán las menores.
- d) En estado sólido conducirá Fe.
En estado fundido conducirán Fe y NaCl
Br₂ y H₂O no conducirán la corriente eléctrica.

Cuestión 1.-

- a) BaO: Óxido de bario.
HBr: Bromuro de hidrógeno.
MgF₂: Fluoruro de magnesio
CCl₄: Tetracloruro de carbono
- b) BaO y MgF₂: enlace iónico, unión de metal y no metal
HBr: enlace covalente: H y no metal.
CCl₄: enlace covalente: no metales.
- c) RPEV: El C posee 4 electrones en la capa de valencia por lo que necesita cuatro direcciones para formar los 4 enlaces con los átomos de Cl (cuatro pares de electrones), por lo que el CCl₄ tiene geometría tetraédrica.
Hibridación: El C presenta hibridación sp³ y su geometría es tetraédrica.
- d) HBr será soluble en agua por tener un enlace covalente polar. CCl₄ será insoluble en agua por ser una molécula apolar por su geometría, a pesar de tener enlaces covalentes polares.

Cuestión 5.-

- a) 1 Entalpía de sublimación del sodio.



2 Energía de disociación del flúor molecular.

3 Primer potencial de ionización del sodio.

b) 4 Afinidad electrónica del flúor.

5 Energía reticular del fluoruro de sodio.

6 Entalpía de formación del fluoruro de sodio.

c) 1 es positiva porque es la energía que hay que dar para un cambio de estado progresivo.

2 es positiva porque es la energía que hay que dar para romper un enlace.

3 es positiva porque es la energía que hay que dar al Na para que pierda un electrón.

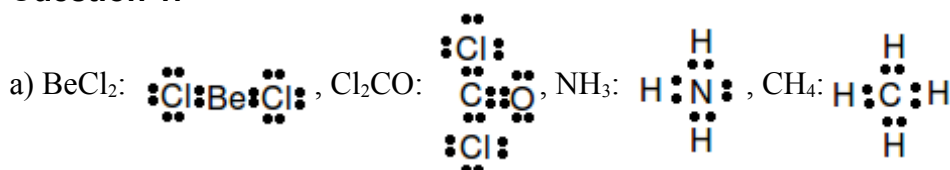
4 es negativa porque es la energía desprendida por el flúor al captar un electrón.

5 es negativa porque es la energía desprendida al formarse la red cristalina.

d) La energía reticular depende de forma inversa del tamaño de los iones que intervienen. En el caso del cloruro de sodio, el anión cloruro es mayor que anión fluoruro, por lo tanto la energía reticular será menor en valor absoluto que la del fluoruro de sodio.

2005-Junio

Cuestión 1.-



b) BeCl_2 : Geometría lineal

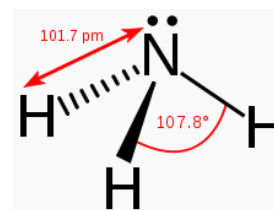
- RPEV: La disposición más alejada de los dos grupos de electrones en el Be que es la lineal es la que produce menor repulsión.
- Hibridación: 2 orbitales híbridos sp, cada uno forma un enlace con un Cl

Cl_2CO : Geometría trigonal plana.

- RPEV: El carbono forma tres enlaces, dos enlaces simples con Cl y uno doble con el oxígeno, y tiene tres grupos de electrones que lo rodean. La geometría molecular para tres grupos de electrones es la trigonal plana
- Hibridación: tres orbitales híbridos sp^2 , dos de ellos forman enlaces simples con Cl, y otro forma, junto con el orbital pz, un enlace doble con el O.

NH_3 : Geometría piramidal-trigonal

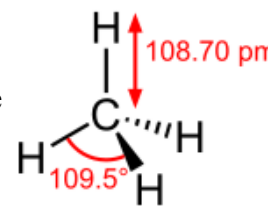
- RPEV: El N tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean, que son los tres enlaces y un par de electrones no compartido. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el que el N está en el centro, en tres vértices están los tres hidrógenos y en el otro el par de electrones.
- Hibridación: cuatro orbitales híbridos sp^3 , tres de ellos forman enlaces simples con H y en el otro hay un par de electrones.



NH₃ Wikipedia

CH_4 : Geometría tetraédrica.

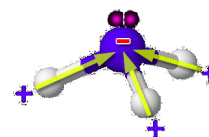
- RPEV: El C tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean asociados a los cuatro enlaces. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el que el C está en el centro y en cada vértice hay un H.
- Hibridación: cuatro orbitales híbridos sp^3 , cada uno de ellos forma un enlace simple con H.



CH₄ Wikipedia



c) NH_3 puede formar enlaces de hidrógeno ya que tiene electronegatividad alta y tamaño pequeño. Los enlaces de hidrógeno se forman cuando un átomo muy electronegativo se une a hidrógeno y el átomo de hidrógeno es atraído simultáneamente por otro átomo muy electronegativo de una molécula vecina.



NH₃ Chemistryland

d) BeCl_2 : molécula apolar, ya que aunque el enlace $\text{Be} \rightarrow \text{Cl}$ es polar, la geometría lineal hace que el momento dipolar total sea cero (momentos dipolares son vectores y son de igual módulo y dirección pero sentidos opuestos. Se puede representar como $\text{Cl} \leftarrow \text{Be} \rightarrow \text{Cl}$)

NH_3 : molécula polar. El enlace $\text{H} \rightarrow \text{N}$ es polar, y la geometría de la molécula hace que no se cancelen dando un momento dipolar total no nulo.

2005-Modelo

Cuestión 1.-

d) C y A: CCl_4 , Tetracloruro de carbono. Enlace covalente, no metal y no metal.

C y B: NaCl , Cloruro de sodio. Enlace iónico, metal y no metal.

2004-Septiembre

Cuestión 2.-

a) H_2O : es polar porque el enlace es polar y su geometría angular hace que no se cancelen.

HF : es polar porque el enlace es polar y tiene geometría lineal

NH_3 : es polar porque el enlace es polar y su geometría piramidal-trigonal hace que no se cancele.

H_2 : no es polar porque su enlace es apolar

CH_4 : no es polar porque aunque su enlace sea polar, su geometría tetraédrica hace que se cancelen y el momento total sea nulo

b) En HF porque la mayor contribución iónica está en el enlace con mayor diferencia de electronegatividad, que será entre H y F.

c) H_2 ya que son dos átomos idénticos y tienen la misma electronegatividad.

d) H_2O , HF y NH_3 , ya que presentan enlaces entre hidrógeno y elementos muy electronegativos y de átomos pequeños.

2004-Junio

Cuestión 2.-

a) HCl : enlace covalente, diferencia de electronegatividad 0,9

KF : enlace iónico, diferencia de electronegatividad 2,1

CH_2Cl_2 : los enlaces CH son covalentes, diferencia de electronegatividad 0,4, y el enlace CCl es covalente, diferencia de electronegatividad 0,5

b) HCl : $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$ Geometría lineal por ser molécula diatómica.

CH_2Cl_2 : $\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{Cl}:\text{C}:\text{Cl} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$ Geometría tetraédrica: hibridación sp^3 en C, RPEV cuatro pares de

electrones alrededor del C

2004-Modelo

Cuestión 1.-

a) OF_2 : $\text{F}:\ddot{\text{O}}:\text{F}$, BI_3 : $\begin{array}{c} \text{I} \\ \vdots \\ \text{I}:\text{B}:\text{I} \\ \vdots \\ \text{I} \end{array}$, CCl_4 : $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \vdots \\ \text{Cl}:\text{C}:\text{Cl} \\ \vdots \\ \text{Cl} \end{array}$, C_2H_2 : $\text{H}:\text{C}::\text{C}:\text{H}$

b) OF_2 : Geometría angular, ángulo algo menor de 109°

- RPEV: El O tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean, dos de ellos asociados a los enlaces y otros dos parejas de electrones no compartidos. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el



que el O está en el centro, en dos vértices dos átomos de F y en los otros dos dos pares de electrones. El ángulo es algo menor de 109° por la repulsión de los pares de electrones no compartidos.

- Hibridación: cuatro orbitales híbridos sp^3 , dos de ellos forman un enlace simple con F, y dos de ellos con pares de electrones no compartidos.

BI_3 : Geometría trigonal plana, ángulo de 120°

- RPEV: El B tiene tres grupos de electrones que lo rodean asociados a tres enlaces simples con el yodo, y la geometría en la que están lo más alejados posible es la trigonal plana,
- Hibridación: tres orbitales híbridos sp^2 , cada uno forma un enlace con el yodo, y un orbital pz sin electrones.

CCl_4 : Geometría tetraédrica.

- RPEV: El C tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean asociados a los cuatro enlaces. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el que el C está en el centro y en cada vértice hay un Cl.
- Hibridación: cuatro orbitales híbridos sp^3 , cada uno de ellos forma un enlace simple con Cl.

C_2H_2 : Geometría lineal.

- RPEV: El C tiene dos grupos de electrones que lo rodean asociados a los dos enlaces, un enlace simple con el H y otro enlace triple con el otro C.
- Hibridación: dos orbitales híbridos sp en el C, uno de ellos forma un enlace simple con el H, y el otro, junto con los orbitales py y pz forma el enlace triple con el C.

c) BI_3 , CCl_4 y C_2H_2 son apolares, ya que aunque sus enlaces son polares, la geometría hace que el momento dipolar total sea nulo

OF_2 será polar, ya que los enlaces son polares y por la geometría no se cancelan.

d) Tan sólo C_2H_2 , (etino) que presenta un enlace triple.

2003-Septiembre

Cuestión 1.-

a) $3550^\circ C \rightarrow C$ (diamante) por ser una red covalente.

$650^\circ C \rightarrow Al$ metal de punto de fusión relativamente bajo.

$-107^\circ C \rightarrow BCl_3$ molécula covalente apolar.

$-196^\circ C \rightarrow N_2$ molécula covalente apolar de menor peso y tamaño que el BCl_3

b) C (diamante): enlace covalente, no hay moléculas como tal sino red covalente.

Al: enlace metálico, no hay moléculas como tal, sino una red metálica.

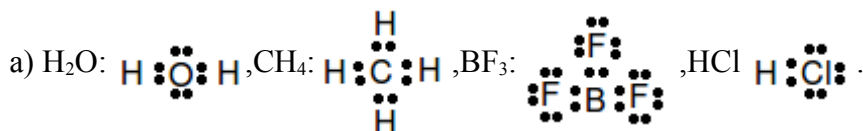
BCl_3 : enlace covalente y fuerzas intermoleculares de dispersión de Van der Waals (dipolo instantáneo – dipolo inducido) ya que aunque el enlace B-Cl es polar, la geometría de la molécula hace los momentos dipolares se cancelen y ésta sea apolar.

N_2 : enlace covalente y fuerzas intermoleculares de dispersión de Van der Waals (dipolo instantáneo – dipolo inducido) ya que enlace N-N es apolar y la molécula también.

Nota: enunciado indica estado sólido, punto ebullición $N_2 = 77,35 K$, punto de fusión $63,14 K$

2003-Modelo

Cuestión 1.-



b) Presenta enlace de hidrógeno solamente el H_2O , ya que el H está unido a un átomo muy electronegativo y con radio pequeño.

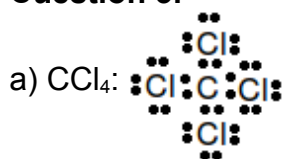
c) Son polares H_2O (geometría angular) y HCl (geometría lineal), ya que tienen enlaces polares y la geometría hace que no se cancelen los momentos dipolares.

d) La diferencia de electronegatividad en el enlace H-O es 1,4, en el enlace C-H es 0,4 y en el enlace H-Cl es 0,9, luego la de mayor carácter covalente será CH_4 y la de menor H_2O



2002-Septiembre

Cuestión 3.-



b) CCl_4 : Geometría tetraédrica.

- RPEV: El C tiene cuatro grupos de electrones que lo rodean asociados a los cuatro enlaces. La repulsión entre estos cuatro grupos hace que se alejen lo máximo entre sí, siendo la geometría la de un tetraedro en el que el C está en el centro y en cada vértice hay un Cl.
- Hibridación: cuatro orbitales híbridos sp^3 , cada uno de ellos forma un enlace simple con Cl.

c) Porque debido a su geometría en el momento dipolar total los momentos dipolares, que son vectores, de los cuatro enlaces se cancelan.

d) Siendo las dos moléculas apolares, las únicas fuerza de cohesión intermolecular serán del tipo de dispersión. Son débiles y aumentan con la masa de la molécula, siendo por tanto más importantes en el Cl_4 , debido a su mayor masa molecular, que en el CCl_4 .

2002-Modelo

Cuestión 1.-

a) Ambos compuestos NaCl y NaBr tienen enlace iónico y forman redes cristalinas.

Dado que el Cl es un átomo menor que el Br: ambos son halógenos, pero Cl tiene $Z=17$ (tercer periodo) y Br tiene $Z=35$ (cuarto periodo), las fuerzas de atracción a vencer para fundir el sólido (la energía reticular) serán mayores en NaCl .

La energía reticular depende de la relación carga/radio, y como la carga es la misma, la energía reticular es mayor en NaCl que en NaBr ya que el radio en Cl^- es menor que en Br^- .

b) En el diamante el carbono forma una red de enlaces covalentes.

c) La molécula de N_2 tiene un enlace triple covalente, difícil de romper, lo que la hace muy estable.

d) La geometría de la molécula de NH_3 es una pirámide trigonal, los enlaces N-H son polares y sus momentos dipolares no se cancelan, además tiene un par de electrones sin compartir, por lo que su momento dipolar total no es nulo.

2001-Modelo

Cuestión 2.-

La energía reticular de un sólido iónico es una medida de la fuerza de los enlaces en el sólido iónico, y se suele definir como la entalpía de formación del compuesto iónico a partir de sus iones gaseosos, siendo siempre un proceso exotérmico, por lo que bajo este criterio siempre es un valor negativo. A veces se define con el signo contrario, como la energía necesaria para separar un compuesto iónico en sus iones gaseosos.

Es importante aclarar que en los datos del enunciado se proporcionan energías reticulares positivas, luego se está tomando la segunda definición o se están dando valores absolutos. Cuando se habla de energías mayores o menores, se considera siempre la comparación de estos valores positivos.

a) Al indicarse la estructura tipo NaCl hace referencia a la disposición de los iones en el cristal iónico, que es cúbica centrada en caras. La constante de Madelung sólo depende de la disposición de las cargas en el cristal, y por tanto es constante para cada tipo de estructura cristalina. Se representa con A ó M . Para el NaCl y todos los cristales con la estructura cúbica centrada en caras es $M = 1,748$. Por lo tanto la constante de Madelung no influye en que los valores de la energía reticular sean distintos.

Los valores de energía reticular son distintos por otros factores. La energía reticular viene dada por

la ecuación de Born-Landé
$$E = \frac{-N_A z^+ z^- e^2}{4\pi \epsilon_0 r_0} M \left(1 - \frac{1}{n}\right)$$

Cualitativamente es directamente proporcional a las cargas de los iones: z^+ y z^- son las cargas, con signo, del catión y anión respectivamente, y en estos tres compuestos coinciden ($z^+=+1$ en Na^+ ; $z^-=-$



1 en I^- , Cl^- , Br^- .

n es el exponente de Born, un número entre 5 y 12, determinado experimentalmente mediante la medición de la compresibilidad del sólido, o derivado teóricamente, y variará en esos tres casos.

b) En la ecuación de Born-Landé r_0 es la distancia al ion más cercano, que variará en esos tres casos, por lo que la distancia sí influirá en la energía reticular.

Cualitativamente la energía reticular es inversamente proporcional a r_0 . Además por el propio concepto de energía reticular que está asociada a la energía potencial del conjunto de iones que forman la estructura cristalina, dependerá de las distancias entre ellos. Al aumentar el radio atómico e iónico ($Cl^- < Br^- < I^-$) se puede estimar que aumentará r_0 y por lo tanto concuerda con la disminución de energía reticular $NaCl > NaBr > NaI$ según los datos del enunciado.

c) En el compuesto iónico $MgCl_2$ tendremos que $z^+=+2$ lo que duplica el valor respecto $NaCl$, y en principio hará que la energía reticular de $MgCl_2$ sea mayor que la de $NaCl$.

En cuanto a r_0 , el radio de Mg^{2+} ($Z=12$) será menor que el de Na^+ ($Z=11$), ya que ambos tienen el mismo número de electrones pero Mg^{2+} tiene mayor carga nuclear. Esto hará el r_0 menor para $MgCl_2$ y en principio hará que la energía reticular de $MgCl_2$ sea mayor que la de $NaCl$.

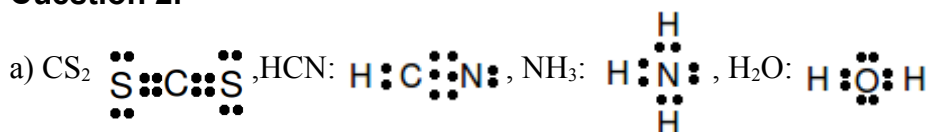
La estructura cristalina no tiene por qué coincidir, y por lo tanto tampoco tendrá por qué coincidir la constante de Madelung.

El valor de n tampoco tiene por qué coincidir.

Por lo tanto podemos decir que, en principio, descartando el efecto de M y N , la energía reticular del $MgCl_2$ será mayor que la de $NaCl$. (Consultada, $MgCl_2$ tiene como energía reticular 2527 kJ/mol)

2000-Junio

Cuestión 2.-



b) CS_2 : apolar, ya que aunque los enlaces sean polares, la geometría lineal y la simetría hace que se cancelen y que la molécula sea apolar

HCN : polar, ya que los enlaces son polares, y la geometría lineal y la no simetría hace que no se cancelen y que la molécula sea polar.

NH_3 : polar, ya que los enlaces son polares, y la geometría no lineal y la no simetría hace que no se cancelen y que la molécula sea polar.

H_2O : polar, ya que los enlaces son polares, y la geometría no lineal y la no simetría hace que no se cancelen y que la molécula sea polar.