

**Indique, razonadamente, cuántos enlaces  $\pi$  y cuántos  $\sigma$  tienen las siguientes moléculas**

**a) Hidrógeno.**

**b) Nitrógeno.**

**c) Oxígeno.**

**QUÍMICA. 2008. JUNIO EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) La molécula de hidrógeno tiene un enlace simple, por lo tanto, tiene un enlace  $\sigma$ .
- b) La molécula de nitrógeno tiene un enlace triple, por lo tanto, tiene un enlace  $\sigma$  y 2 enlaces  $\pi$ .
- c) La molécula de oxígeno tiene un enlace doble, por lo tanto, tiene un enlace  $\sigma$  y 1 enlaces  $\pi$ .

**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) Amoníaco.**

**b) Tricloruro de boro.**

**c) Metano.**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 1 EJERCICIO 2 OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Es una molécula del tipo  $AB_3E$ , tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir. Es una pirámide triangular. Es una molecular polar.

b) Es una molécula del tipo  $AB_3$ , tres pares de electrones compartidos. Es una molécula triangular plana. Es una molecular apolar, ya que debido a su geometría se anulan los dipolos de cada enlace.

c) b) Es una molécula del tipo  $AB_4$ , cuatro pares de electrones compartidos. Es una molécula tetraédrica. Es una molecular apolar, ya que debido a su geometría se anulan los dipolos de cada enlace.

**Indique qué tipo de enlace hay que romper para:**

**a) Fundir cloruro de sodio.**

**b) Vaporizar agua.**

**c) Vaporizar n-hexano.**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 3 EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Será preciso romper los enlaces que mantiene unidos a los iones en el cristal, es decir, el enlace iónico.

b) Cuando se vaporiza agua se sigue teniendo la misma sustancia pero en estado gaseoso, es decir, habrá que romper los enlaces que mantienen unidas a las moléculas de agua en estado líquido para que estas queden libres, es decir, hay que romper los enlaces de hidrógeno.

c) Hay que realizar lo mismo que en el caso anterior, pero en este caso no se trata de enlaces de hidrógeno, sino de fuerzas de Van der Waals.

**Para las moléculas de tetracloruro de carbono y agua:**

**a) Prediga su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.**

**b) Indique la hibridación del átomo central.**

**c) Justifique si esas moléculas son polares o apolares.**

**QUÍMICA. 2008. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) El tetracloruro de carbono es una molécula del tipo  $AB_4$ , cuatro pares de electrones compartidos, luego, tiene forma tetraédrica. La molécula de agua es una molécula del tipo  $AB_2E_2$ , alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir, su forma es angular plana.

b) En el tetracloruro de carbono, alrededor del carbono hay cuatro pares de electrones compartidos por lo que se necesitan cuatro orbitales para formar los cuatro enlaces sigma, es decir, el carbono presenta una hibridación  $sp^3$ .

En el agua, alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones (dos compartidos y dos sin compartir) por lo que se precisan cuatro orbitales, dos para los dos enlaces sigma y dos para los dos pares sin compartir, luego, el oxígeno tiene hibridación  $sp^3$ .

c) En el tetracloruro de carbono los enlaces son polares, pero la geometría de la molécula hace que los cuatro dipolos se anulen y la molécula resulte apolar.

En el agua los dos dipolos no se anulan debido a la geometría de esta molécula, con lo cual resulta ser una molécula polar.

**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.**

**QUÍMICA. 2008. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadero. Si son moléculas biatómicas, basta que sus átomos tengan diferente electronegatividad para que sean polares (Ejemplo: HCl). Si están formadas por más de dos átomos, ha de haber diferencias de electronegatividad entre los mismos y, además, debe suceder que los momentos bipolares formados en cada uno de los enlaces de las moléculas no se anulen (Ejemplo:  $\text{NH}_3$ ).

b) Verdadero. Son conductores de 2ª especie. Para que una sustancia sea buena conductora de la electricidad ha de cumplir dos condiciones: que posea cargas (los compuestos iónicos la poseen) y que éstas se puedan mover por acción de una diferencia de potencial (si la sustancia iónica está fundida o en disolución, las cargas se podrán mover libremente).

c) Verdadero. Es debido a los enlaces de hidrógeno que posee el agua. La molécula de agua posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo que el hidrógeno, atraerá hacia sí los electrones de los enlaces covalentes que forma y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre dicha molécula y las contiguas. Esto se traduce en un aumento de los puntos de ebullición de la sustancia. De hecho, a temperatura ambiente tendría que presentarse en estado gaseoso, sin embargo, se presenta en estado líquido que no hierve hasta los  $100^\circ\text{C}$ .

Dada la molécula  $\text{CCl}_4$

a) **Representéla mediante estructura de Lewis.**

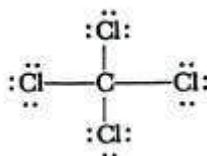
b) **¿Por qué la molécula es apolar si los enlaces están polarizados?.**

c) **¿Por qué a temperatura ambiente el  $\text{CCl}_4$  es líquido y el  $\text{Cl}_4$  es sólido?.**

**QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Diagrama de Lewis



b) Los enlaces están polarizados hacia el cloro ya que éste es más electronegativo que el carbono. La distribución espacial de los átomos es tetraédrica estando el átomo de carbono en el centro de un tetraedro y los átomos de cloro en los vértices; de esta forma, los momentos dipolares de los cuatro enlaces se neutralizan entre sí dando lugar a un momento dipolar total igual a cero por lo que la molécula es apolar.

c) El  $\text{Cl}_4$  es sólido, a temperatura ambiente, porque es una molécula con un mayor tamaño que la de  $\text{CCl}_4$  ya que los átomos de yodo son mayores que los de cloro. Esto hace que los enlaces intermoleculares (por fuerzas de Van der Waals) sean mayores en  $\text{Cl}_4$  que en  $\text{CCl}_4$  y así las moléculas se atraen más fuertemente dando lugar a una sustancia con mayores puntos de fusión y de ebullición. Las fuerzas intermoleculares aumentan con el tamaño de las moléculas.

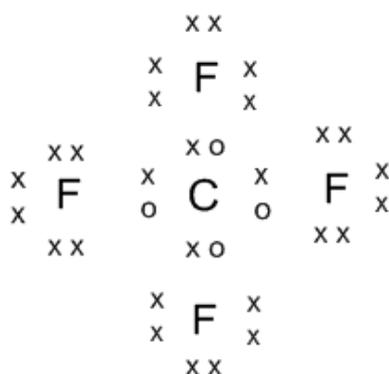
Dadas las moléculas  $\text{CF}_4$  y  $\text{NH}_3$

- Represente sus correspondientes estructuras de Lewis.
- Establezca su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- Indique la hibridación del átomo central.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

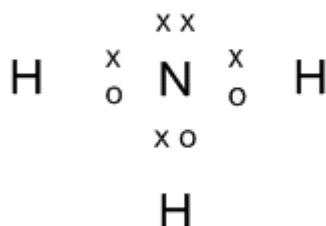
## R E S O L U C I Ó N

La estructura de Lewis para la molécula de  $\text{CF}_4$  es:



Es una molécula  $\text{AX}_4$  tetraédrica en donde el átomo central utiliza la hibridación  $\text{sp}^3$ .

La estructura de Lewis para la molécula de  $\text{NH}_3$  es:



Es una molécula  $\text{AX}_3\text{E}$  piramidal en donde el átomo central utiliza la hibridación  $\text{sp}^3$ .

- a) Justifique la naturaleza del enlace que se formará cuando el oxígeno se combine con calcio.  
b) Justifique la naturaleza del enlace que se formará cuando el oxígeno se combine con hidrógeno.  
c) ¿Cuál de los dos compuestos formados tendrá mayor punto de fusión? Razone la respuesta.
- QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Iónico. Ya que los elementos implicados tienen elevadas diferencias de electronegatividad, se produce una transferencia electrónica casi total de un átomo a otro formándose iones de diferente signo y colocándose en una red cristalina que forman todos los compuestos iónicos.
- b) Covalente. Se produce un enlace covalente por compartición de electrones entre ambos. Aunque hay diferencia de electronegatividad entre ellos, no es suficiente como para que se produzca una transferencia de electrones, razón por la que el enlace, a pesar de ser covalente, estará muy polarizado.
- c) Óxido de calcio. El óxido de calcio es un sólido cristalino a temperatura ambiente, en el que habrá que aportar gran cantidad de energía para fundirlo. El agua es líquida a temperatura ambiente. El óxido de calcio tendrá mucho mayor punto de fusión que el agua.

**Para la molécula  $\text{GeH}_4$  :**

- a) Establezca su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.**
- b) Indique la hibridación del átomo central.**
- c) Ordene, de forma razonada, de menor a mayor punto de fusión los compuestos  $\text{CH}_4$  y  $\text{GeH}_4$ .**

**QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Es una molécula del tipo  $\text{AB}_4$ , (cuatro pares de electrones enlazantes), tendrá forma tetraédrica.
- b) El germanio presenta una hibridación  $\text{sp}^3$ .
- c)  $\text{CH}_4 < \text{GeH}_4$

**Razone sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

**a) La molécula de  $\text{BF}_3$  es apolar aunque sus enlaces están polarizados.**

**b) El cloruro de sodio tiene menor punto de fusión que el cloruro de cesio.**

**c) El cloruro de sodio sólido no conduce la corriente eléctrica y el cobre sí.**

**QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Tiene enlaces polares, pero debido a su geometría que es triangular plana, la molécula resulta apolar.

b) Falsa. Los puntos de fusión de los compuestos cristalinos depende de su energía reticular y en el caso del cloruro de sodio su energía reticular es mayor que la del cloruro de cesio.

c) Verdadera. El cloruro de sodio en estado sólido no conduce la corriente eléctrica pues sus iones están fijos en la red cristalina. El cobre si pues es un metal y los electrones tienen movilidad.

Supongamos que los sólidos cristalinos NaF, KF, y LiF cristalizan en el mismo tipo de red.

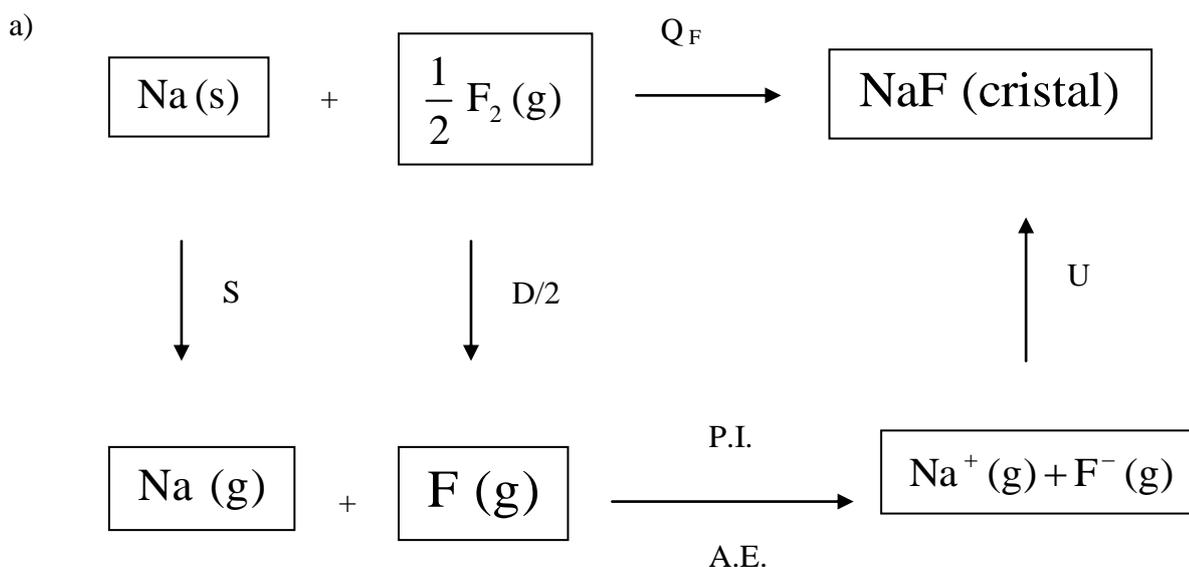
a) Escriba el ciclo de Born-Haber para el NaF.

b) Razone cómo varía la energía reticular de las sales mencionadas.

c) Razone cómo varían las temperaturas de fusión de las citadas sales.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N



b) La energía reticular varía:  $\text{LiF} > \text{NaF} > \text{KF}$ . Ya que suponiendo que cristalizan en el mismo tipo de red y como la carga de los iones es la misma en todos los casos, y puesto que el tamaño del anión es el mismo, la única diferencia entre ellos está en el tamaño del catión. El tamaño del catión aumenta en este orden:  $\text{Li} < \text{Na} < \text{K}$  y la energía reticular es menor cuanto mayor es el radio del catión, ya que habrá más separación entre las cargas eléctricas.

c) La temperatura de fusión es mayor cuanto mayor es la energía reticular ya que se necesita una mayor energía para separar los iones entre sí y romper la red cristalina, luego, el orden de temperatura de fusión será:  $\text{LiF} > \text{NaF} > \text{KF}$

Dadas las moléculas  $\text{PH}_3$  y  $\text{Cl}_2\text{O}$ :

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) Indique la hibridación del átomo central.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Estructura de Lewis



b) Geometría molecular (RPECV)

Según la teoría RPECV, alrededor del fósforo hay cuatro pares de electrones, tres compartidos y uno sin compartir. Es del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$  y su forma será plana piramidal triangular. Según la teoría RPECV, alrededor del oxígeno hay cuatro pares de electrones, dos compartidos y dos sin compartir. Es del tipo  $\text{AB}_2\text{E}_2$  y su forma será plana angular.

c) Hibridación: Cuatro pares de electrones (cinco del fósforo y tres de los hidrógenos) precisan cuatro orbitales híbridos alrededor del fósforo. Será hibridación  $\text{sp}^3$ . Cuatro pares de electrones (seis del oxígeno y dos de los dos cloros) precisan cuatro orbitales híbridos alrededor del oxígeno. Será hibridación  $\text{sp}^3$ .

**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  $\text{SiH}_4$  es insoluble en agua y el  $\text{NaCl}$  es soluble.**

**c) El punto de fusión del etano es bajo.**

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadero. Los compuestos iónicos son conductores de 2ª especie. Para que una sustancia sea buena conductora de la electricidad ha de cumplir dos condiciones: que posea cargas (los compuestos iónicos las poseen) y que éstas se puedan mover por acción de una diferencia de potencial (si la sustancia iónica está disuelta o en disolución, las cargas se podrán mover libremente).

b) Se debe a que, como el agua es un disolvente muy polar, disolverá aquellas sustancias que también lo sean como son los compuestos iónicos ( $\text{NaCl}$ ) pero no podrá disolver las sustancias covalentes que son apolares como es el caso del  $\text{SiH}_4$ .

c) Es así porque las únicas fuerzas que mantienen unidas a sus moléculas son fuerzas de dispersión o de London (fuerzas de Van der Waals) que, además, en este caso serán muy débiles ya que posee una masa molecular muy pequeña.

**Para la molécula  $\text{CH}_3\text{Cl}$ :**

- 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.**

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Según RPECV es del tipo  $\text{AB}_4$  (cuatro zonas de máxima densidad electrónica alrededor del carbono que corresponden a los cuatro pares de electrones compartidos). Su geometría será tetraédrica pero irregular. El cloro es más electronegativo, atrae más a los pares de electrones y los hidrógenos se cerrarán un poco formando entre sí un ángulo algo menor que  $109'5^\circ$ .
- b) Por lo dicho sobre la electronegatividad del cloro, la molécula será polar con dipolo eléctrico dirigido hacia el cloro.
- c) El carbono ha de formar cuatro enlaces de tipo  $\sigma$ , precisa de cuatro orbitales híbridos a su alrededor por lo que tendrá una hibridación de tipo  $\text{sp}^3$ .

**Dadas las siguientes sustancias: Cu, CaO, I<sub>2</sub>, indique razonadamente:**

**a) Cuál conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido.**

**b) Cuál es un sólido que sublima fácilmente.**

**c) Cuál es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o láminas.**

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Ser conductor eléctrico en estado líquido o en disolución es característica de los compuestos iónicos, por tanto, se trata del óxido de calcio (CaO).

b) Aquel con moléculas unidas por enlaces débiles como las fuerzas de Van der Waals, o sea, el yodo (I<sub>2</sub>).

c) Muchos metales se pueden hilar y laminar (ductilidad y maleabilidad) y además no son frágiles. Se trata, por tanto, del cobre (Cu).

**Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:**

- a) Por qué a 25 °C y 1 atm el agua es un líquido y el sulfuro de hidrógeno es un gas.**
- b) Qué compuesto será más soluble en agua, el yoduro de sodio o el yoduro de cesio.**
- c) Discuta la polaridad de las moléculas de NH<sub>3</sub> y de yodo molecular, respectivamente.**

**QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Es debido a los enlaces de hidrógeno que posee el agua. La molécula de agua posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo que el hidrógeno, atraerá hacia sí los electrones de los enlaces covalentes que forma y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre dicha molécula y las contiguas. Esto provoca un aumento del punto de ebullición de la sustancia. De hecho, a temperatura ambiente tendría que presentarse en estado gaseoso, sin embargo se presenta en estado líquido que no hierve hasta los 100°C.

b) La energía reticular aumenta a medida que aumenta la carga de los iones y a medida que disminuyen la distancia interiónica, o sea, los radios iónicos:

En los dos cristales la carga iónica es la misma, +1 y -1, pero el radio iónico del cesio es mucho mayor que el de sodio. La solubilidad crece en orden inverso a la energía reticular. El más soluble será el yoduro de cesio.

c) La diferencia de electronegatividad entre el nitrógeno y el hidrógeno hace que aparezcan dipolos en los enlaces entre ambos dirigidos hacia el más electronegativo, el nitrógeno. En este caso se suman los tres momentos dipolares de los tres enlaces y se origina un dipolo total dirigido hacia el átomo de nitrógeno.

Para el caso del yodo molecular, como los átomos que se unen son iguales, no hay diferencia de electronegatividad entre ellos y el enlace será apolar. La molécula es apolar.

**Dadas las especies  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Fe}$  y  $\text{H}_2\text{O}$  :**

**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.**

**QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a)

$\text{Cl}_2$ : Los átomos de cloro entre sí tienen la misma electronegatividad y formarán un enlace covalente apolar.

$\text{KCl}$ : El cloro tiende a ganar el electrón que fácilmente pierde el potasio, formarán iones que se atraen y darán lugar a un enlace iónico entre ambos.

$\text{Fe}$ : Los átomos de hierro liberarán varios electrones dando lugar a cationes que se agrupan en una red cristalina alrededor de los cuales se moverán los electrones formando el llamado "gas electrónico". Será pues, un enlace metálico.

$\text{H}_2\text{O}$ : En el agua hay dos tipos de enlaces: uno intramolecular entre el hidrógeno y oxígeno que será covalente simple y otro intermolecular debido a la polaridad de la molécula de agua y a la presencia de átomos de hidrógeno que formarán los enlaces de hidrógeno.

b)

$\text{Cl}_2$ : hay que romper fuerzas de Van der Waals

$\text{KCl}$ : hay que romper enlaces iónicos

$\text{Fe}$ : hay que romper enlaces metálicos

$\text{H}_2\text{O}$ : hay que romper enlaces de hidrógeno.

c) Para que una sustancia sea buena conductora de la electricidad ha de poseer cargas (los metales y los compuestos iónicos las poseen) y que éstas se puedan mover por acción de una diferencia de potencial (en los metales se pueden mover y si la sustancia iónica está disuelta o en disolución, las cargas también se podrán mover libremente). Los metales, como el  $\text{Fe}$ , son pues conductores y los compuestos iónicos, como el  $\text{KCl}$ , son conductores de 2ª especie, o sea, cuando están fundidos o disueltos.

Dadas las moléculas  $\text{NH}_3$  y  $\text{CCl}_4$ :

a) Represente sus estructuras de Lewis.

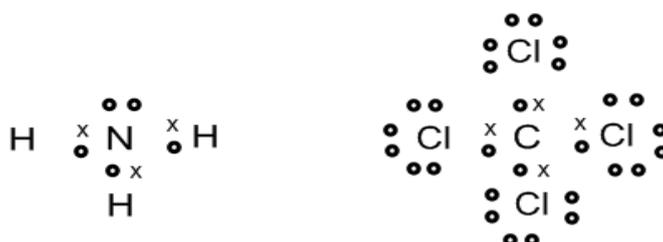
b) Deduzca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Justifique la polaridad de los enlaces  $\text{N}-\text{H}$  y  $\text{C}-\text{Cl}$  y de las moléculas  $\text{NH}_3$  y  $\text{CCl}_4$

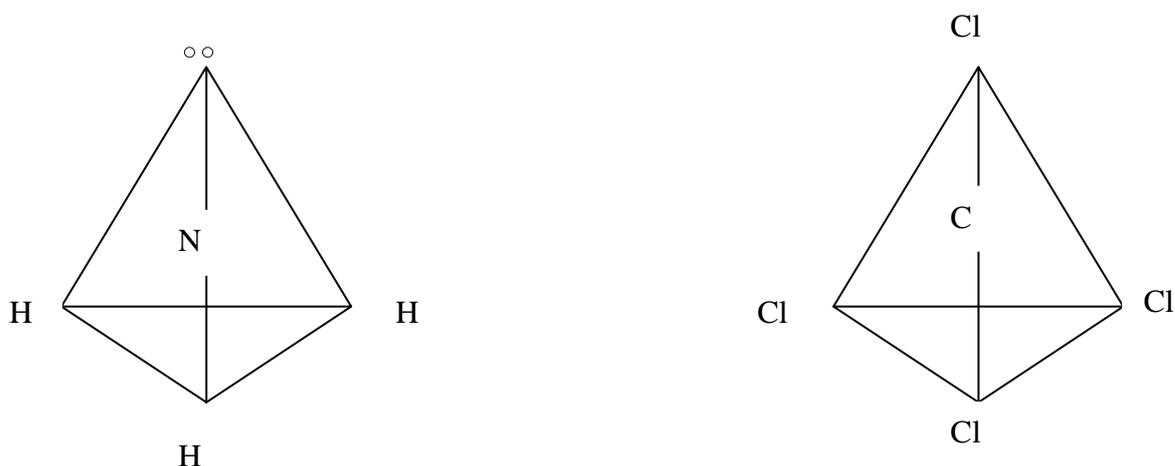
QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Las estructuras de Lewis son:



b) La molécula de amoníaco es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular. La molécula de tetracloruro de carbono es una molécula del tipo  $\text{AB}_4$ , (cuatro pares de electrones enlazantes), tendrá forma tetraédrica.



c) El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno, con lo cual atrae con más fuerza el par de electrones y el enlace es polar. La molécula de  $\text{NH}_3$  es polar, ya que los tres enlaces  $\text{N}-\text{H}$  son polares y la suma de los vectores momento dipolar no es nula, sino que está dirigida hacia la zona donde se encuentra el átomo de nitrógeno.

El cloro es más electronegativo que el carbono, con lo cual atrae con más fuerza el par de electrones y el enlace es polar. La molécula de  $\text{CCl}_4$  es apolar, ya que los momentos dipolares de los cuatro enlaces  $\text{C}-\text{Cl}$  se anulan debido a la geometría de la molécula.

Dadas las moléculas  $\text{BeF}_2$  y  $\text{CH}_3\text{Cl}$ :

a) Represente sus estructuras de Lewis.

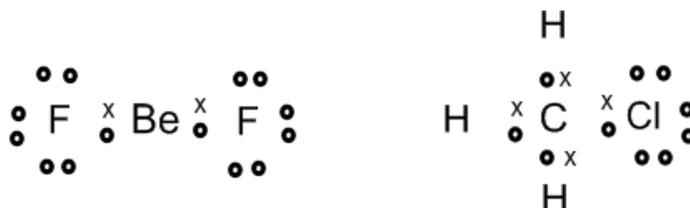
b) Establezca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Justifique si esas moléculas son polares.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Las estructuras de Lewis son:



b) La molécula de fluoruro de berilio es una molécula del tipo  $\text{AB}_2$ , (dos pares de electrones compartidos y 0 pares de electrones sin compartir), tendrá forma lineal. La molécula de cloruro de metilo es del tipo  $\text{AB}_4$  (cuatro zonas de máxima densidad electrónica alrededor del carbono que corresponden a los cuatro pares de electrones compartidos). Su geometría será tetraédrica pero irregular. El cloro es más electronegativo, atrae más a los pares de electrones y los hidrógenos se cerrarán un poco formando entre sí un ángulo algo menor que  $109'5^\circ$ .

c) La molécula de fluoruro de berilio es apolar ya que debido a su geometría se anulan los momentos dipolares de los dos enlaces polares. La molécula de cloruro de metilo es polar con dipolo eléctrico dirigido hacia el cloro.

Dadas las moléculas  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ :

a) Escriba las estructuras de Lewis de las mismas.

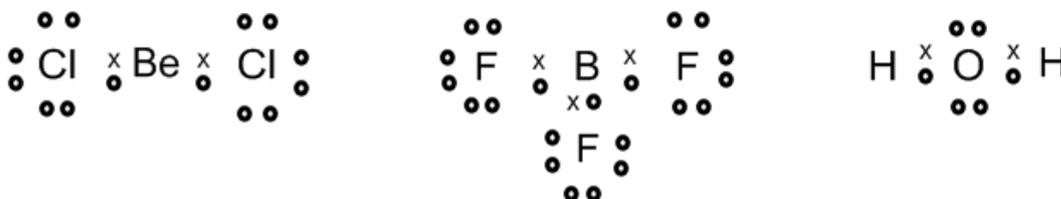
b) Explique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Indique la hibridación del átomo central

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Las estructuras de Lewis son:



b) La molécula de cloruro de berilio es una molécula del tipo  $\text{AB}_2$ , (dos pares de electrones compartidos y 0 pares de electrones sin compartir), tendrá forma lineal. La molécula de trifluoruro de boro es una molécula del tipo  $\text{AB}_3$ , (tres pares de electrones enlazantes), tendrá forma de triángulo equilátero. La molécula de agua es una molécula del tipo  $\text{AB}_2\text{E}_2$ , (dos pares de electrones enlazantes y dos no enlazantes), tendrá forma angular.

c) En la molécula de cloruro de berilio, el berilio presenta una hibridación  $\text{sp}$ . En la molécula de trifluoruro de boro, el boro presenta hibridación  $\text{sp}^2$ . En el agua, el oxígeno presenta una hibridación  $\text{sp}^3$

Dados los siguientes compuestos  $\text{NaF}$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{CH}_3\text{OH}$  :

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.

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) En el  $\text{NaF}$  el enlace es iónico ya que el F el Na tienen electronegatividades muy distintas.

En el  $\text{CH}_4$  el enlace es covalente puro, ya que la diferencia de electronegatividad entre C y H es, prácticamente, nula.

En el  $\text{CH}_3\text{OH}$  el enlace es covalente polar, ya que los átomos tienen diferente electronegatividad.

b) Como el  $\text{NaF}$  es un compuesto iónico, presenta elevados puntos de fusión y de ebullición. A temperatura ambiente es un sólido. El  $\text{CH}_3\text{OH}$  es un compuesto polar de bajo peso molecular, por lo que a temperatura ambiente es un líquido volátil. El  $\text{CH}_4$  es un compuesto apolar y a temperatura ambiente es un gas. Luego, el orden de mayor a menor punto de ebullición es:  $\text{NaF} > \text{CH}_3\text{OH} > \text{CH}_4$ .

c) Como el  $\text{NaF}$  es un compuesto iónico, es muy soluble en agua. El  $\text{CH}_3\text{OH}$  es un compuesto polar que puede formar puentes de hidrógeno con el hidrógeno del agua, por lo que es soluble. El  $\text{CH}_4$  es un compuesto apolar y, por lo tanto, no es soluble en agua.

**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.**

**QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) El  $\text{BCl}_3$  tiene 3 pares de electrones compartidos y ninguno sin compartir. En la molécula de dihidruro de berilio, el berilio no tiene par de electrones sin compartir. El  $\text{NH}_3$  tiene 3 pares de electrones compartidos y 1 par de electrones sin compartir.

b) El  $\text{BCl}_3$  es una molécula del tipo  $\text{AB}_3$ , (tres pares de electrones enlazantes), tendrá forma de triángulo equilátero. La molécula de dihidruro de berilio es una molécula del tipo  $\text{AB}_2$ , (dos pares de electrones compartidos y 0 pares de electrones sin compartir), tendrá forma lineal. El  $\text{NH}_3$  es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.

c) En el  $\text{BCl}_3$  la hibridación del boro es  $\text{sp}^2$ . En el  $\text{BeH}_2$ , el berilio presenta una hibridación  $\text{sp}$ . En el  $\text{NH}_3$  la hibridación del nitrógeno es  $\text{sp}^3$ .

**Para las moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CHCl}_3$  y  $\text{NH}_3$ . Indique, justificando la respuesta:**

- a) El número de pares de electrones sin compartir del átomo central.**
- b) La geometría de cada molécula según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.**
- c) La polaridad de cada molécula.**

**QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) El  $\text{H}_2\text{O}$  tiene 2 pares de electrones sin compartir. El  $\text{CHCl}_3$  no tiene par de electrones sin compartir. El  $\text{NH}_3$  tiene 3 pares de electrones compartidos y 1 par de electrones sin compartir.

b) En el agua el oxígeno ha de rodearse de cuatro nubes electrónicas para alojar dos pares enlazantes y dos solitarios (tipo  $\text{AB}_2\text{E}_2$ ), su geometría siendo de origen tetraédrico de ángulo  $109'5^\circ$ , es angular con un ángulo menor al teórico debido a la repulsión de los pares de electrones solitarios. La molécula de  $\text{CHCl}_3$  es del tipo  $\text{AB}_4$  y es tetraédrica. El  $\text{NH}_3$  es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.

c) La molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  es polar. La molécula de  $\text{CHCl}_3$  es polar. La molécula de  $\text{NH}_3$  es polar.

En las siguientes moléculas,  $\text{H}_2\text{S}$  ;  $\text{N}_2$  y  $\text{CH}_3\text{OH}$  :

a) Representélas 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.

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a)



b) Son polares el  $\text{H}_2\text{S}$  y el  $\text{CH}_3\text{OH}$ . La molécula de  $\text{N}_2$  es apolar.

c) En el  $\text{CH}_3\text{OH}$  las fuerzas intermoleculares son los puentes de hidrógeno. En el  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{N}_2$  son fuerzas de Van der Waals.

Dadas las siguientes moléculas  $F_2$  ;  $CS_2$  ;  $C_2H_4$  ;  $C_2H_2$  ;  $N_2$  ;  $NH_3$ , justifique mediante la estructura de Lewis en qué moléculas:

a) Todos los enlaces son simples.

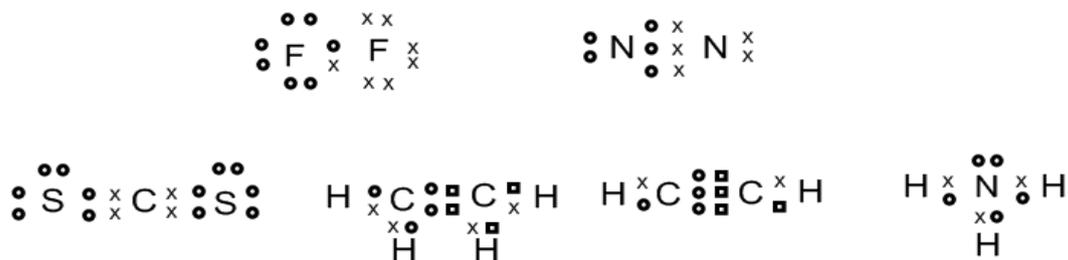
b) Existe algún enlace doble.

c) Existe algún enlace triple.

QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

Las estructuras de Lewis son:



a) En las moléculas de  $F_2$  y  $NH_3$ , todos los enlaces son simples,  $\sigma$ , pues los átomos se unen compartiendo un par de electrones.

b) En la molécula de  $CS_2$  existen enlaces dobles, ya que además de una compartición de un par de electrones, enlace  $\sigma$ , entre el átomo de carbono y los átomos de azufre se solapan los orbitales 2p y 3p para formar un enlace  $\pi$ . En la molécula de  $C_2H_4$ , además de los enlaces  $\sigma$ , C-H y C-C, hay también un enlace  $\pi$  entre los átomos de carbono por solapamiento de los orbitales 2p.

c) En la molécula de  $C_2H_2$  aparece un triple enlace, un enlace  $\sigma$  y dos enlaces  $\pi$ . También en el nitrógeno.

**Dadas las siguientes sustancias: Cu, CaO y I<sub>2</sub>, indique razonadamente:**

**a) Cuál conduce la electricidad en estado líquido pero es aislante en estado sólido.**

**b) Cuál es un sólido que sublima fácilmente.**

**c) Cuál es un sólido que no es frágil y se puede estirar en hilos o láminas.**

**QUÍMICA. 2013. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) El CaO, ya que es un compuesto iónico que no conduce la electricidad en estado sólido, pero sí cuando está disuelto.

b) El I<sub>2</sub> que es una sustancia covalente cuyas moléculas están unidas por fuerzas de Van der Waals que son débiles y, por lo tanto, sublima con facilidad.

c) El Cu ya que es una sustancia metálica y, por lo tanto, no es frágil y sí dúctil y maleable.

**Para las moléculas  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NH}_3$  :**

- a) Justifique el número de pares de electrones sin compartir de cada átomo central.**
- b) Justifique la geometría de cada molécula según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.**
- c) Indique la hibridación del átomo central.**

**QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

- a) El  $\text{BCl}_3$  tiene 3 pares de electrones compartidos y el  $\text{NH}_3$  tiene 3 pares de electrones compartidos y 1 par de electrones sin compartir.
- b) El  $\text{BCl}_3$  Es una molécula del tipo  $\text{AB}_3$ , (tres pares de electrones enlazantes), tendrá forma de triángulo equilátero. El  $\text{NH}_3$  es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.
- c) En el  $\text{BCl}_3$  la hibridación del boro es  $\text{sp}^2$ . En el  $\text{NH}_3$  la hibridación del nitrógeno es  $\text{sp}^3$ .

a) Establezca el ciclo termoquímico de Born-Haber para la formación de  $\text{CaCl}_2(\text{s})$ .

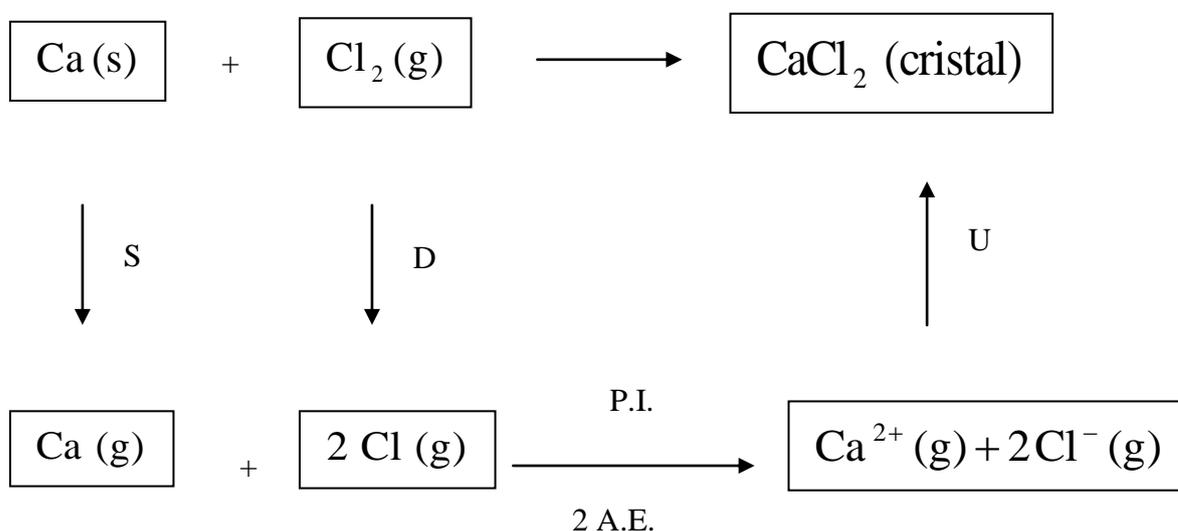
b) Calcule la afinidad electrónica del cloro.

Datos: Entalpía de formación del  $\text{CaCl}_2(\text{s}) = -748 \text{ kJ/mol}$ ; Energía de sublimación del calcio =  $178,2 \text{ kJ/mol}$ ; Primer potencial de ionización del calcio =  $590 \text{ kJ/mol}$ ; Segundo potencial de ionización del calcio =  $1145 \text{ kJ/mol}$ ; Energía de disociación del enlace  $\text{Cl}-\text{Cl} = 243 \text{ kJ/mol}$ ; Energía reticular del  $\text{CaCl}_2(\text{s}) = -2258 \text{ kJ/mol}$ .

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos el ciclo de Born-Haber



b) Calculamos la afinidad electrónica del cloro

$$\Delta H_{\text{F}} = \text{S} + \text{D} + \text{P.I.} + \text{A.E.} + \text{U} \Rightarrow -748 = 178,2 + 243 + 590 + 1145 + 2 \cdot \text{AE} - 2258 \Rightarrow \text{AE} = -323,1 \text{ kJ/mol}$$

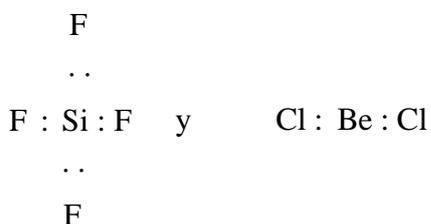
En los siguientes compuestos:  $\text{SiF}_4$  y  $\text{BeCl}_2$ .

- 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 de cada uno de los compuestos?  
c) Razone si son moléculas polares.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Las estructuras de Lewis son:



La molécula de tetrafluoruro de silicio es una molécula del tipo  $\text{AB}_4$ , (cuatro pares de electrones compartidos y 0 pares de electrones sin compartir), tendrá forma tetraédrica. La molécula de cloruro de berilio es una molécula del tipo  $\text{AB}_2$ , (dos pares de electrones compartidos y 0 pares de electrones sin compartir), tendrá forma lineal.

b) En la molécula de tetrafluoruro de silicio, el silicio presenta una hibridación  $\text{sp}^3$ . En la molécula de cloruro de berilio, el berilio presenta una hibridación  $\text{sp}$ .

c) Las dos moléculas son apolares debido a su geometría.

**Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:**

**a) ¿En la molécula de  $N_2$  hay algún enlace múltiple?**

**b) ¿Puede una molécula triatómica ( $AB_2$ ) ser lineal?**

**c) ¿Por qué el punto de fusión del  $BaO$  es mayor que el del  $BaCl_2$ ?**

**QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Si. En la molécula de nitrógeno hay un triple enlace entre los dos átomos. En cada átomo hay tres orbitales p que tiene cada uno un electrón desapareado. Al aproximarse los dos núcleos de nitrógeno los orbitales  $p_x$  se unen formando un enlace  $\sigma$ , mientras que los orbitales  $p_y$  y  $p_z$  se unen formando enlaces  $\pi$ .

b) Si, por ejemplo, en el  $BeCl_2$

c) Los dos son compuestos iónicos y el punto de fusión aumenta al aumentar la energía reticular, y ésta aumenta cuando aumenta la carga de los iones y disminuye la distancia interiónica. Por lo tanto, el  $BaO$  tiene mayor punto de fusión que el  $BaCl_2$

**Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:**

**a) ¿Por qué el momento dipolar del hidruro de berilio es nulo y el del sulfuro de hidrógeno no lo es?**

**b) ¿Es lo mismo “enlace covalente polar” que “enlace covalente dativo o coordinado”?**

**c) ¿Por qué es más soluble en agua el etanol que el etano?**

**QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) La molécula de hidruro de berilio es lineal  $\text{H}-\text{Be}-\text{H}$ , y como el momento dipolar de los enlaces  $\text{Be}-\text{H}$  es del mismo valor y de sentido opuesto, su resultante es cero. Luego la molécula es apolar.

La molécula de sulfuro de hidrógeno es angular, con lo cual el momento dipolar de los enlaces  $\text{S}-\text{H}$  no se anulan. Luego, la molécula es polar.

b) No. En el enlace covalente polar, el par de electrones compartido por los átomos que lo forman, es atraído con más fuerza por uno de los átomos debido a su mayor electronegatividad, con lo cual sobre el átomo más electronegativo aparece una carga parcial negativa y sobre el menos electronegativo una carga parcial positiva.

El enlace covalente dativo o coordinado es el que se forma aportando uno de los átomos el par de electrones que es compartido por los dos átomos.

c) El etanol posee en su molécula el grupo  $-\text{OH}$ , que forma con las moléculas de agua un enlace de hidrógeno. Con lo cual es soluble en agua.

La molécula de etano es apolar y, por lo tanto, no es soluble en agua.

- a) Deduzca la geometría de las moléculas  $\text{BCl}_3$  y  $\text{H}_2\text{S}$  aplicando la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- b) Explique si las moléculas anteriores son polares.
- c) Indique la hibridación que posee el átomo central.
- QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

- a) El  $\text{BCl}_3$  es una molécula del tipo  $\text{AB}_3$ , (tres pares de electrones enlazantes), tendrá forma de triángulo equilátero. El  $\text{H}_2\text{S}$  es una molécula del tipo  $\text{AB}_2\text{E}_2$ , (dos pares de electrones enlazantes y dos pares no enlazantes), tendrá forma angular.
- b) En el  $\text{BCl}_3$  los enlaces  $\text{B}-\text{Cl}$  son polares, pero debido a la geometría de la molécula, se anulan entre si y la molécula es apolar. En el  $\text{H}_2\text{S}$  los enlaces  $\text{H}-\text{S}$  son algo polares y por la geometría de la molécula no se anulan, luego, la molécula es polar.
- c) En el  $\text{BCl}_3$  la hibridación del boro es  $\text{sp}^2$ . En el  $\text{H}_2\text{S}$  la hibridación del azufre es  $\text{sp}^3$ .

**Razone si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos:**

**a) Los compuestos covalentes conducen la corriente eléctrica.**

**b) Todos los compuestos covalentes tienen puntos de fusión elevados.**

**c) Todos los compuestos iónicos, disueltos en agua, son buenos conductores de la electricidad.**

**QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Los electrones del enlace covalente están localizados y no pueden moverse libremente, por lo tanto, no conducen la corriente eléctrica.

b) Falso. En general, los puntos de fusión son bajos.

c) Verdadera. Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero cuando están disueltos, se rompe la red cristalina y al tener movilidad los iones, si conducen la corriente eléctrica.

**Explique razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

**a) El agua pura no conduce la electricidad.**

**b) El NaCl en estado sólido conduce la electricidad.**

**c) La disolución formada por NaCl en agua conduce la electricidad.**

**QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Ya que el agua pura está muy poco disociada en sus iones.

b) Falsa. En estado sólido no conduce la corriente eléctrica pues los iones no se pueden mover al estar en posiciones fijas en la red cristalina.

c) Verdadera. Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero cuando están disueltos, se rompe la red cristalina y al tener movilidad los iones, si conducen la corriente eléctrica.

Para las siguientes moléculas:  $\text{NH}_3$  y  $\text{BeH}_2$ .

a) Escriba sus estructuras de Lewis.

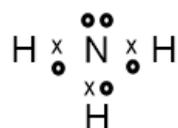
b) Justifique la polaridad de las mismas.

c) Razone si alguna de las moléculas anteriores puede formar enlaces de hidrógeno.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Las estructuras de Lewis son:



b) El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno, con lo cual atrae con más fuerza el par de electrones y el enlace es polar. La molécula de  $\text{NH}_3$  es polar, ya que los tres enlaces  $\text{N}-\text{H}$  son polares y la suma de los vectores momento dipolar no es nula, sino que está dirigida hacia la zona donde se encuentra el átomo de nitrógeno.

La molécula de  $\text{BeH}_2$  es apolar, ya que al ser lineal los momentos dipolares de los enlaces  $\text{Be}-\text{H}$  se anulan.

c) El  $\text{NH}_3$  sí forma enlaces de hidrógeno debido a que el hidrógeno está unido a un átomo muy electronegativo como es el nitrógeno.

**Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:**

**a) El etano tiene un punto de ebullición más alto que el etanol.**

**b) El tetracloruro de carbono es una molécula apolar.**

**c) El MgO es más soluble en agua que el BaO.**

**QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. El etanol tiene un punto de ebullición más elevado debido a los enlaces de hidrógeno.

b) Verdadera. Los enlaces están polarizados hacia el cloro ya que éste es más electronegativo que el carbono. La distribución espacial de los átomos es tetraédrica estando el átomo de carbono en el centro de un tetraedro y los átomos de cloro en los vértices; de esta forma, los momentos dipolares de los cuatro enlaces se neutralizan entre sí dando lugar a un momento dipolar total igual a cero por lo que la molécula es apolar.

c) Falsa. El MgO es insoluble en agua y el BaO es soluble en agua.

- a) Razone si una molécula de fórmula  $AB_2$  debe ser siempre lineal.
- b) Justifique quién debe tener un punto de fusión mayor, el CsI o el CaO.
- c) Ponga un ejemplo de una molécula con un átomo de nitrógeno con hibridación  $sp^3$  y justifíquelo.
- QUÍMICA. 2015. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

- a) Una molécula de fórmula  $AB_2$  será lineal siempre que el átomo central no contenga pares de electrones no enlazantes. Por ejemplo, la molécula de  $BeCl_2$  es lineal.
- b) Cuanto mayor es la energía reticular, mayor es el punto de fusión. La energía reticular depende de las cargas de los iones. Como las cargas en el CaO son mayores que en el CsI, entonces tendrá mayor energía reticular y, por lo tanto, mayor punto de fusión.
- c) En el  $NH_3$ , el átomo de nitrógeno presenta hibridación  $sp^3$ . Tres de los orbitales híbridos  $sp^3$  se solapan con los hidrógenos y el otro orbital híbrido  $sp^3$  tiene un par de electrones no enlazantes.

Para las siguientes moléculas:  $\text{NF}_3$  y  $\text{SiF}_4$

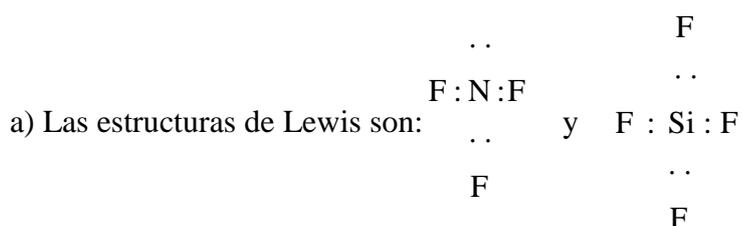
a) Escriba las estructuras de Lewis.

b) Prediga la geometría molecular mediante la aplicación del método de la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

c) Justifique la polaridad de las moléculas.

QUÍMICA. 2015. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N



b) Según el método de RPECV el  $\text{NF}_3$ , es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular. La molécula de tetrafluoruro de silicio es una molécula del tipo  $\text{AB}_4$ , (cuatro pares de electrones compartidos y 0 pares de electrones sin compartir), tendrá forma tetraédrica.

c) En el  $\text{NF}_3$  tenemos 3 enlaces polares, que según la geometría de la molécula dan lugar a un momento dipolar resultante no nulo, luego la molécula será polar. En el  $\text{SiF}_4$ , debido a su geometría es una molécula apolar.

**Dadas las sustancias:  $N_2$ ,  $KF$ ,  $H_2S$ ,  $PH_3$ ,  $C_2H_4$  y  $Na_2O$ , indique razonadamente cuáles presentan:**

- a) Enlaces covalentes con momento dipolar resultante distinto de cero.**
- b) Enlaces iónicos.**
- c) Enlaces múltiples.**

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) La molécula de sulfhídrico es una molécula del tipo  $AB_2E_2$ , (dos pares de electrones enlazantes y dos no enlazantes), tendrá forma angular y, por lo tanto, la molécula es polar.

La molécula de fosfano es una molécula del tipo  $AB_3E$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular y, por lo tanto, la molécula es polar.

b) Presentan enlace iónico el  $KF$  y el  $Na_2O$  ya que los elementos implicados tienen elevadas diferencias de electronegatividad y se produce una transferencia electrónica casi total de un átomo a otro formándose iones de diferente signo y colocándose en una red cristalina que forman todos los compuestos iónicos

c) En la molécula de nitrógeno hay un triple enlace entre los dos átomos. En cada átomo hay tres orbitales p que tiene cada uno un electrón desapareado. Al aproximarse los dos núcleos de nitrógeno los orbitales  $p_x$  se unen formando un enlace  $\sigma$ , mientras que los orbitales  $p_y$  y  $p_z$  se unen formando enlaces  $\pi$ . En la molécula de  $C_2H_4$  hay un doble enlace entre los átomos de carbono.

**En función del tipo de enlace explique por qué:**

**a) El  $\text{NH}_3$  tiene un punto de ebullición más alto que el  $\text{CH}_4$ .**

**b) El  $\text{KCl}$  tiene un punto de fusión mayor que el  $\text{Cl}_2$ .**

**c) El  $\text{CH}_4$  es poco soluble en agua y el  $\text{KCl}$  es muy soluble.**

**QUÍMICA. 2015. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) Ya que el  $\text{NH}_3$  tiene enlaces covalentes y su molécula es polar, mientras que el  $\text{CH}_4$  tiene enlaces covalentes, pero su molécula es apolar.

b) Ya que el  $\text{KCl}$  es un compuesto iónico y el  $\text{Cl}_2$  un compuesto covalente.

c) Ya que el  $\text{KCl}$  es un compuesto iónico y el  $\text{CH}_4$  es un compuesto covalente no polar.

Indica, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:

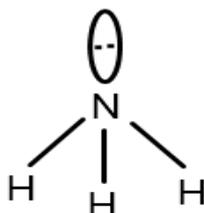
- a) Según el método RPECV, la molécula de amoníaco se ajusta a una geometría tetraédrica.  
b) En las moléculas  $\text{SiH}_4$  y  $\text{H}_2\text{S}$ , en los dos casos el átomo central presenta hibridación  $\text{sp}^3$ .  
c) La geometría de la molécula  $\text{BCl}_3$  es plana triangular.

QUÍMICA. 2015. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

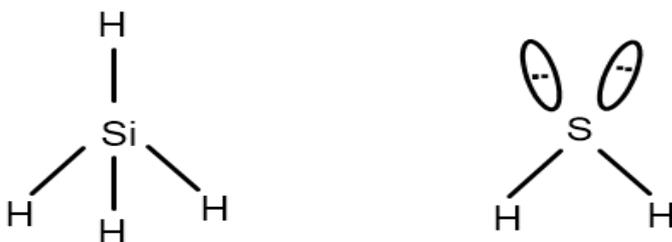
### R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia establece que los pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) de la última capa se disponen en el espacio de forma que su separación sea la máxima posible para que de esa forma la repulsión eléctrica entre cargas del mismo signo sea lo más pequeña posible.

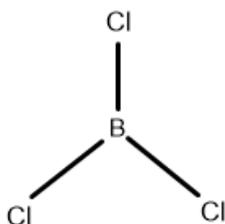
En la molécula de  $\text{NH}_3$  el átomo central (el de nitrógeno) presenta tres pares de electrones enlazantes y un par no enlazante, por tanto, la geometría de los pares de electrones es tetraédrica (se dirigen hacia los vértices de un tetraedro) pero la geometría de la molécula es piramidal trigonal ya que el átomo de N estaría en el vértice superior de una pirámide y los tres átomos de H estarían en la base formando un triángulo.



b) Verdadera.



c) Verdadera. Según RPECV, es una molécula del tipo  $\text{AB}_3$ , (tres pares de electrones enlazantes), tendrá forma plana triangular.



**Para las especies HBr, NaBr y Br<sub>2</sub>, determine razonadamente:**

**a) El tipo de enlace que predominará en ellas.**

**b)Cuál de ellas tendrá mayor punto de fusión.**

**c)Cuál es la especie menos soluble en agua.**

**QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) El HBr tiene enlace covalente, ya que es la unión de dos elementos con electronegatividad parecida mediante un par de electrones compartidos. El NaBr tiene enlace iónico, ya que es la unión de dos elementos con mucha diferencia de electronegatividad y se transfieren electrones. El Br<sub>2</sub> tiene enlace covalente ya que es la unión de dos elementos con igual electronegatividad mediante un par de electrones compartidos.

b) El NaBr, ya que es un compuesto iónico y se necesita mucha energía para separar sus cargas. Los compuestos covalentes tienen menor punto de fusión ya que las fuerzas intermoleculares son más débiles.

c) El Br<sub>2</sub>, ya que es un compuesto apolar y, por lo tanto, es insoluble en agua.

**Explique, razonadamente, qué tipo de fuerzas hay que vencer para:**

**a) Fundir hielo.**

**b) Disolver NaCl.**

**c) Sublimar I<sub>2</sub>.**

**QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

## R E S O L U C I Ó N

a) En el agua hay dos tipos de enlaces: uno intramolecular entre el hidrógeno y oxígeno que será covalente simple y otro intermolecular debido a la polaridad de la molécula de agua y a la presencia de átomos de hidrógeno que formarán los enlaces de hidrógeno. Para fundir el hielo hay que romper enlaces de hidrógeno

b) Para disolver NaCl será preciso romper los enlaces que mantiene unidos a los iones en el cristal, es decir, el enlace iónico.

c) El I<sub>2</sub> que es una sustancia covalente cuyas moléculas están unidas por fuerzas de Van der Waals que son débiles y, por lo tanto, sublima con facilidad.

**Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:**

**a) ¿Por qué, a 1 atm de presión y a 25°C, el H<sub>2</sub>O es un líquido y el H<sub>2</sub>S es un gas?**

**b) ¿Qué compuesto será más soluble en agua, CaO o CsI ?**

**c) ¿Son polares las moléculas de H<sub>2</sub>O y de I<sub>2</sub> ?**

**QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN A**

## R E S O L U C I Ó N

a) Es debido a los enlaces de hidrógeno que posee el agua. La molécula de agua posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo que el hidrógeno, atraerá hacia sí los electrones de los enlaces covalentes que forma y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre dicha molécula y las contiguas. Esto provoca un aumento del punto de ebullición de la sustancia. De hecho, a temperatura ambiente tendría que presentarse en estado gaseoso, sin embargo se presenta en estado líquido que no hierve hasta los 100°C.

b) La energía reticular aumenta a medida que aumenta la carga de los iones y a medida que disminuyen la distancia interiónica, o sea, los radios iónicos. Como las cargas en el CaO son mayores que en el CsI, entonces tendrá mayor energía reticular. La solubilidad crece en orden inverso a la energía reticular. El más soluble será el yoduro de cesio.

c) La diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno hace que aparezcan dipolos en los enlaces entre ambos dirigidos hacia el más electronegativo, el oxígeno. Debido a la geometría de la molécula los dos dipolos no se anulan, con lo cual el agua es una molécula polar.

Para el caso del yodo molecular, como los átomos que se unen son iguales, no hay diferencia de electronegatividad entre ellos y el enlace será apolar. La molécula es apolar.

Dadas las moléculas  $\text{BF}_3$  y  $\text{PF}_3$ :

a) Represente sus estructuras de Lewis.

b) Prediga razonadamente la geometría de cada una de ellas según TRPECV.

c) Determine, razonadamente, si estas moléculas son polares.

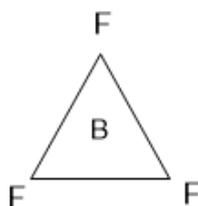
QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

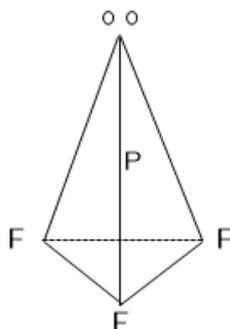
a) Las estructuras de Lewis son:



b) La molécula de trifluoruro de boro es una molécula del tipo  $\text{AB}_3$ , (tres pares de electrones enlazantes), tendrá forma de triángulo equilátero.



La molécula de trifluoruro de fósforo es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.



c) La molécula de trifluoruro de boro es apolar, ya que aunque los tres enlaces sean polares, sin embargo, debido a su geometría se anulan y, por lo tanto, la molécula resulta apolar. La molécula de trifluoruro de fósforo es polar.

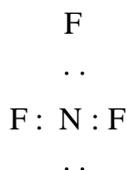
- a) Represente las estructuras de Lewis de las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  y de  $\text{NF}_3$ .
- b) Justifique la geometría de estas moléculas según la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- c) Explique cuál de ellas presenta mayor punto de ebullición.
- QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

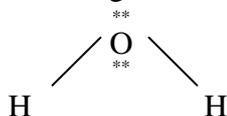
a) El átomo de oxígeno con 6 electrones en su capa de valencia ( $2s^2p^4$ ), se une a dos átomos de hidrógeno compartiendo los dos pares de electrones de los enlaces covalentes, quedando los otros dos pares de electrones libres rodeándolo.

La estructura de Lewis para la molécula de agua es, según lo expuesto:  $\text{H} \overset{**}{*} \text{O} \overset{**}{*} \text{H}$

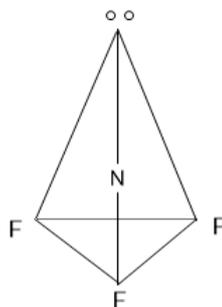
La estructura de Lewis del trifluoruro de nitrógeno indica tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir:



b) La teoría RPECV dice: los pares de electrones compartidos y libres situados alrededor del átomo central, adquieren determinadas direcciones en el espacio, para conseguir la mínima repulsión entre ellos. Por ello, en la molécula de agua los enlaces se dirigen en el espacio hacia ambos lados del átomo de oxígeno formando un ángulo de  $104,5^\circ$ ; la geometría de la molécula es angular:



Según el método de RPECV, la molécula de trifluoruro de nitrógeno, es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.



c) El agua presenta mayor punto de ebullición debido a los enlaces de hidrógeno que posee. La molécula de agua posee un átomo de oxígeno que es mucho más electronegativo que el hidrógeno, atraerá hacia sí los electrones de los enlaces covalentes que forma y se generará un dipolo en la molécula que provoca la formación de enlaces de hidrógeno entre dicha molécula y las contiguas. Esto se traduce en un aumento de los puntos de ebullición de la sustancia. De hecho, a temperatura ambiente tendría que presentarse en estado gaseoso, sin embargo, se presenta en estado líquido que no hierve hasta los  $100^\circ\text{C}$ .

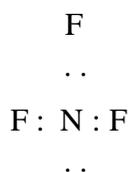
Las configuraciones electrónicas de dos átomos A y B son  $1s^2 2s^2 2p^3$  y  $1s^2 2s^2 2p^5$ , respectivamente. Explique razonadamente:

- El tipo de enlace que se establece entre ambos elementos para obtener el compuesto  $AB_3$ .
- La geometría según la TRPECV del compuesto  $AB_3$ .
- La polaridad del compuesto  $AB_3$  y su solubilidad en agua or punto de ebullición.

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

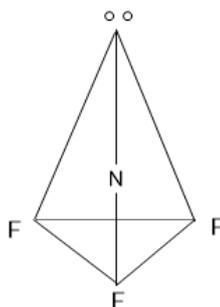
## R E S O L U C I Ó N

a) El átomo A es el Nitrógeno y el átomo B es el Flúor. Ambos se unen mediante enlace covalente. La estructura de Lewis del trifluoruro de nitrógeno indica tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir:



b) La teoría RPECV dice: los pares de electrones compartidos y libres situados alrededor del átomo central, adquieren determinadas direcciones en el espacio, para conseguir la mínima repulsión entre ellos.

Según el método de RPECV, la molécula de trifluoruro de nitrógeno, es una molécula del tipo  $AB_3E$ , (tres pares de electrones enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.



c) Debido a los enlaces polares y a la geometría es un compuesto polar y, por lo tanto, será soluble en un disolvente polar como es el agua.