

## QUÍMICA

### TEMA 3: ENLACES QUÍMICOS

- Reserva 1, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 2, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 2, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción B

**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.

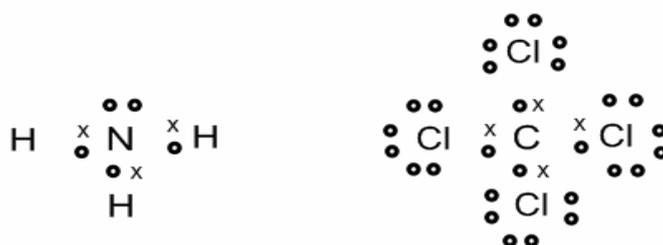
b) Deduzca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

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

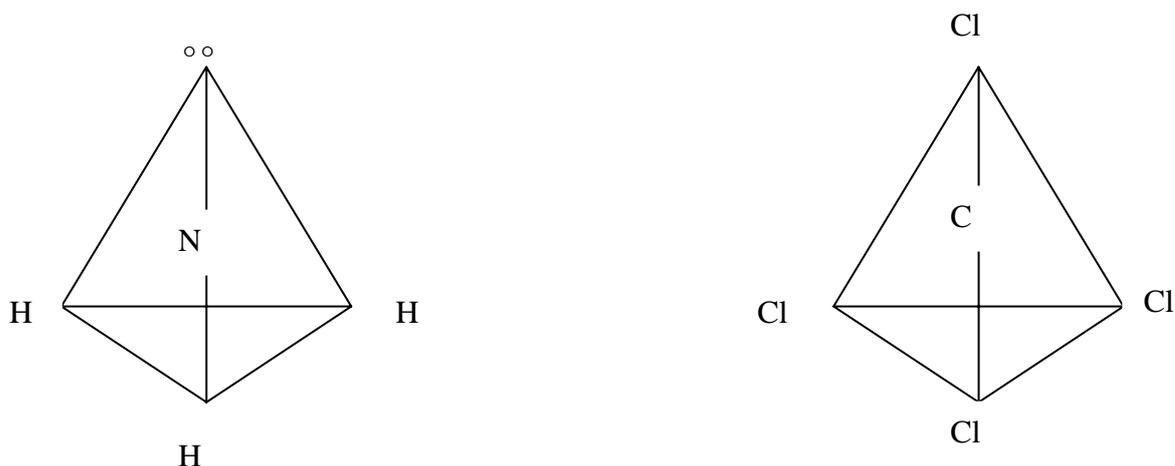
QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN A

## 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.

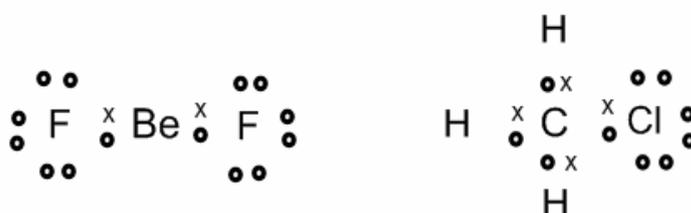
b) Establezca sus geometrías mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

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.

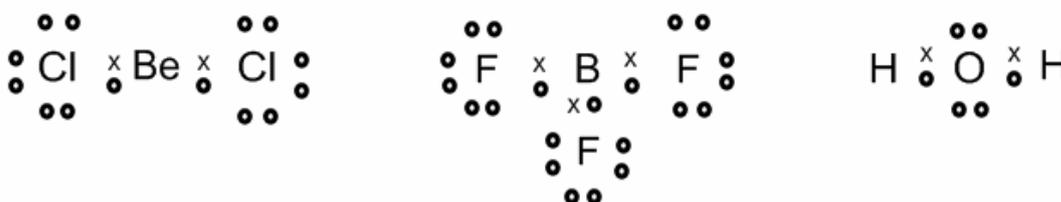
b) Explique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

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  $sp$ . En la molécula de trifluoruro de boro, el boro presenta hibridación  $sp^2$ . En el agua, el oxígeno presenta una hibridación  $sp^3$