

QUÍMICA

TEMA 3: ENLACES QUÍMICOS

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

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.

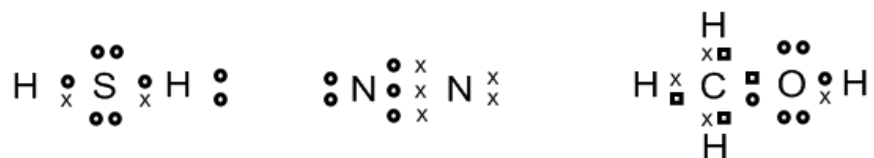
b) Justifique razonadamente la polaridad de las moléculas.

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.

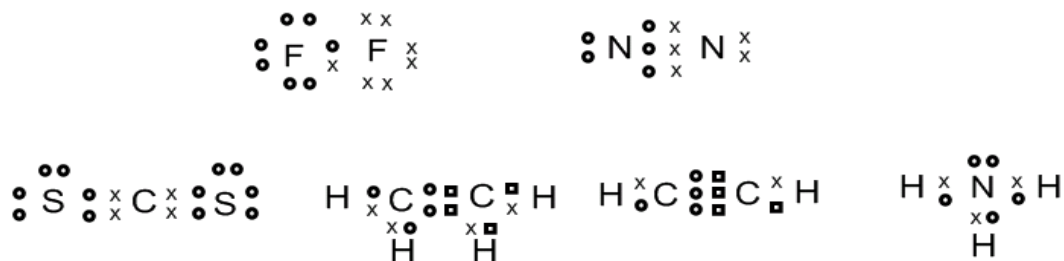
b) Existe algún enlace doble.

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.