

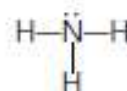
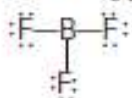
## EJERCICIOS DE HIBRIDACIÓN-POLARIDAD

(Libro)

Página 118:

- 2 El trifluoruro de boro y el amoníaco son compuestos gaseosos en condiciones normales. Explica: a) la forma geométrica de sus moléculas, b) cuál de las dos moléculas es más polar, c) cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos, d) cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto. Datos: Números atómicos: H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

a) Las estructuras de Lewis del  $\text{BF}_3$  y  $\text{NH}_3$  son:



$\text{BF}_3$ : El átomo central carece de pares de electrones solitarios. El átomo central está rodeado por tres grupos de electrones. Hay tres zonas de alta densidad electrónica orientadas hacia los vértices de un triángulo equilátero. Presenta una geometría **plana trigonal** con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .

$\text{NH}_3$ : Tenemos cuatro nubes de electrones, una de las cuales es un par de electrones solitarios. El ángulo de enlace de estas moléculas es menor que  $109,5^\circ$  porque los pares de electrones no compartidos ejercen una mayor fuerza de repulsión que los pares de electrones enlazantes y por este motivo el ángulo de enlace se cierra un poco. Presenta una geometría molecular de **pirámide trigonal**.

b) Para que una molécula sea polar, es necesario, pero no suficiente, que contenga enlaces covalentes polarizados. El momento dipolar molecular es la suma vectorial de los momentos dipolares de enlace.

$\text{BF}_3$ : La molécula presenta tres enlaces fuertemente polarizados,  $\text{B}^+\text{---}\text{F}^-$ . Debido a que la geometría molecular es plana trigonal, por razones de simetría, sus momentos dipolares se anulan entre sí; la molécula es **apolar**.

$\text{NH}_3$ : Los tres enlaces  $\text{N}^+\text{---}\text{H}^-$ , se refuerzan mutuamente entre sí y con el par de electrones no enlazantes del átomo de N; la molécula es **polar**.

c) En la molécula de  $\text{BF}_3$ , al ser apolar, las fuerzas intermoleculares son fuerzas de dispersión o de London.

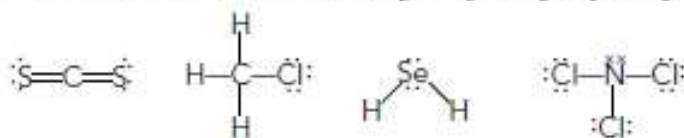
En la molécula de  $\text{NH}_3$ , aparecen enlaces por puentes de hidrógeno.

d) El punto de ebullición depende de la intensidad de las fuerzas que mantienen unidas a las entidades elementales que componen una sustancia dada. Teniendo en cuenta que las fuerzas de dispersión o de London son muy débiles frente a los enlaces por puentes de hidrógeno, el  $\text{NH}_3$  tendrá un punto de ebullición más elevado que el  $\text{BF}_3$ .

Página 124:

- 6 Considera las moléculas  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  y  $\text{NCl}_3$ , y responde razonadamente a las siguientes cuestiones: a) representa la estructura de Lewis de cada una de estas moléculas, b) predice su geometría molecular, c) explica en cada caso, si la molécula tiene o no, momento dipolar. Datos: Números atómicos: H = 1, C = 6, N = 7, S = 16, Cl = 17, Se = 34.

a) Las estructuras de Lewis de las moléculas de  $\text{CS}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{Cl}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  y  $\text{NCl}_3$  son:



b) Para determinar la geometría molecular vamos a utilizar la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia.

**$\text{CS}_2$ :** El átomo central carece de pares de electrones solitarios. El átomo central de carbono está rodeado por dos grupos de electrones o zonas de alta densidad electrónica. Presenta una geometría **lineal** con un ángulo de enlace de  $180^\circ$ .

**$\text{CH}_3\text{Cl}$ :** El átomo central de carbono está rodeado por cuatro grupos de electrones y carece de pares de electrones solitarios. Hay cuatro zonas de alta densidad electrónica en torno al átomo central que se orientan hacia los vértices de un tetraedro. Presenta una geometría **tetraédrica** con ángulos de enlace de  $109,5^\circ$ .

**$\text{H}_2\text{Se}$ :** En este caso, tenemos cuatro nubes electrónicas, dos de las cuales corresponden a pares solitarios. Los dos pares solitarios producen una mayor repulsión, lo que se traduce en que las nubes enlazantes se cierran y su ángulo de enlace sea menor que  $109,5^\circ$ . Presenta una geometría **angular**.

**$\text{NCl}_3$ :** Tenemos cuatro nubes de electrones, una de las cuales es un par de electrones solitarios. La molécula presenta una geometría de **pirámide trigonal**.

;) Para que una molécula sea polar, es necesario, pero no suficiente, que contenga enlaces covalentes polarizados. El momento dipolar molecular es la suma vectorial de los momentos dipolares de enlace.

**$\text{CS}_2$ :** La molécula presenta dos enlaces polarizados,  $\text{C}^+ \rightarrow \text{S}$ . Debido a que la geometría es lineal, por razones de simetría, los momentos dipolares se anulan entre sí y la molécula es **apolar**.

**$\text{CH}_3\text{Cl}$ :** En este caso hay tres enlaces polarizados  $\text{H}^+ \rightarrow \text{C}$  y otro  $\text{C}^+ \rightarrow \text{Cl}$ . Debido a que la geometría es tetraédrica y no hay simetría en los enlaces, los momentos dipolares no se anulan entre sí y la molécula es **polar**.

**$\text{H}_2\text{Se}$ :** La molécula presenta dos enlaces polarizados  $\text{H}^+ \rightarrow \text{Se}$ . Presenta una geometría angular, los momentos dipolares no se anulan entre sí y la molécula es **polar**.

**$\text{NCl}_3$ :** En la molécula de  $\text{NCl}_3$  hay tres enlaces polarizados  $\text{N}^+ \rightarrow \text{Cl}$  que no se anulan entre sí debido a la geometría molecular que presenta el  $\text{NCl}_3$ . La molécula de  $\text{NCl}_3$  es **polar**.

- 7 Considerando las moléculas  $\text{H}_2\text{CO}$  (metanal) y  $\text{Br}_2\text{O}$  (óxido de dibromo): a) representa su estructura de Lewis, b) justifica su geometría molecular, c) razona si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar. Datos: Números atómicos: C = 6, O = 8, H = 1 y Br = 35.

a) Las estructuras de Lewis de las moléculas de  $\text{H}_2\text{CO}$  y  $\text{Br}_2\text{O}$  son:



b)  $\text{H}_2\text{CO}$  (metanal): El átomo central de carbono está rodeado por tres grupos de electrones y carece de pares de electrones solitarios. Hay tres zonas de alta densidad electrónica orientadas hacia los vértices de un triángulo equilátero. Presenta una geometría **plana trigonal** con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .

$\text{Br}_2\text{O}$  (óxido de dibromo): En este caso, tenemos cuatro nubes electrónicas, dos de las cuales corresponden a pares solitarios. Los dos pares solitarios producen una mayor repulsión, lo que se traduce en que las nubes enlazantes se cierran y el ángulo de enlace sea menor que  $109,5^\circ$ . Presenta una geometría **angular**.

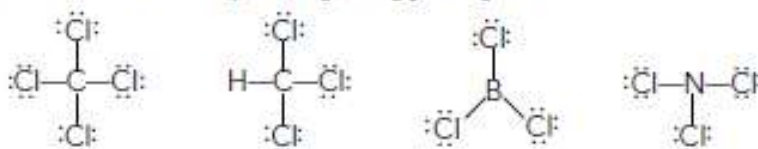
c) Para que una molécula sea polar, es necesario, pero no suficiente, que contenga enlaces covalentes polarizados. El momento dipolar molecular es la suma vectorial de los momentos dipolares de enlace.

$\text{H}_2\text{CO}$ : Los tres enlaces de la molécula de  $\text{H}_2\text{CO}$  están polarizados a causa de la diferencia de electronegatividad de los átomos. Los momentos dipolares individuales no se anulan entre sí, la molécula es **polar**.

$\text{Br}_2\text{O}$ : Presenta dos enlaces polarizados  $\text{Br}^+ \rightarrow \text{O}$  y una geometría molecular angular; los momentos dipolares no se anulan entre sí y la molécula es **polar**.

- 9 Dadas las siguientes parejas de sustancias químicas:  $\text{CCl}_4$  y  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NCl}_3$ : a) explica razonadamente la geometría de estas moléculas de acuerdo con la teoría de repulsión de pares electrónicos, b) estudia la polaridad de las moléculas en cada pareja.

a) Las estructuras de Lewis de  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{BCl}_3$  y  $\text{NCl}_3$  son:



En este caso, en el  $\text{BCl}_3$ , el boro incumple la regla del octeto por defecto, es hipovalente.

**$\text{CCl}_4$ :** El átomo central está rodeado por cuatro grupos de electrones y carece de pares de electrones solitarios. Hay cuatro zonas de alta densidad electrónica en torno al átomo central que se orientan hacia los vértices de un tetraedro. El  $\text{CCl}_4$  presenta una geometría **tetraédrica** con ángulos de enlace de  $109,5^\circ$ .

**$\text{CHCl}_3$ :** El átomo central está rodeado por cuatro grupos de electrones y carece de pares de electrones solitarios. Hay cuatro zonas de alta densidad electrónica en torno al átomo central que se orientan hacia los vértices de un tetraedro.

El  $\text{CHCl}_3$  presenta una geometría **tetraédrica**, aunque la geometría no es regular, ya que uno de los enlaces,  $\text{C-H}$ , es distinto de los otros tres,  $\text{C-Cl}$ .

**$\text{BCl}_3$ :** El átomo central está rodeado por tres grupos de electrones y carece de pares de electrones solitarios. Hay tres zonas de alta densidad electrónica orientadas hacia los vértices de un triángulo equilátero. El  $\text{BCl}_3$  presenta una geometría **plana trigonal** con ángulos de enlace de  $120^\circ$ .

**$\text{NCl}_3$ :** En este caso, tenemos cuatro nubes de electrones, una de las cuales es un par de electrones solitarios. El tipo de geometría es de **pirámide trigonal**. El ángulo de enlace de esta molécula es menor de  $109,5^\circ$  porque los pares de electrones no compartidos ejercen una mayor fuerza de repulsión que los pares de electrones enlazantes y por este motivo el ángulo de enlace se cierra un poco.

- b) Para que una molécula sea polar, es necesario, pero no suficiente, que contenga enlaces covalentes polarizados. El momento dipolar molecular es la suma vectorial de los momentos dipolares de enlace.

**$\text{CCl}_4$ :** La molécula presenta cuatro enlaces fuertemente polarizados,  $\text{C}^+ \rightarrow \text{Cl}^-$ . Debido a su geometría tetraédrica y por razones de simetría, los momentos dipolares se anulan, la molécula es **apolar**.

**$\text{CHCl}_3$ :** La asimetría que presenta en su geometría molecular hace que la resultante de sus momentos dipolares no se anule y la molécula sea **polar**.

**$\text{BCl}_3$ :** La molécula presenta tres enlaces polarizados,  $\text{B}^+ \rightarrow \text{Cl}^-$ . Debido a su geometría plana trigonal y por razones de simetría, los momentos dipolares se anulan, la molécula es **apolar**.

**$\text{NCl}_3$ :** La molécula presenta tres enlaces polarizados,  $\text{N}^+ \rightarrow \text{Cl}^-$ . Debido a su geometría molecular, los momentos dipolares no se anulan entre sí y la molécula es **polar**.