

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

EL ENLACE QUÍMICO

Sabiendo que el boro es el primer elemento del grupo 13 del Sistema Periódico, conteste razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La energía de ionización es la energía que desprende un átomo, en estado gaseoso, cuando se convierte en un ión positivo.
- b) La energía de ionización del boro es superior a la del litio ( $Z = 3$ ).
- c) La configuración electrónica del boro le permite establecer tres enlaces covalentes.
- d) El átomo de boro en el  $\text{BH}_3$  tiene un par de electrones de valencia.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2006)

SOLUCIÓN.-

La **energía (primera- primer potencial) de ionización** es la energía que **absorbe** un átomo, en estado gaseoso, para desprender un electrón y transformarse en un ión positivo.

El **litio: Li**, con número atómico:  $z = 3$ , ocupa la celda número 3 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 1 -alcalinos-** y **período 2**. El **boro**, con número atómico:  $z = 5$ , ocupa la celda número 5 del Sistema Periódico, situada en el **grupo 13 -terreos-** y **período 2**. Vemos, por tanto, que en los dos elementos sus electrones de valencia se hallan en el mismo nivel: 2, pero al ser la carga nuclear del **boro: B** superior a la del **litio** la **primera energía de ionización del boro es mayor que la del litio**.

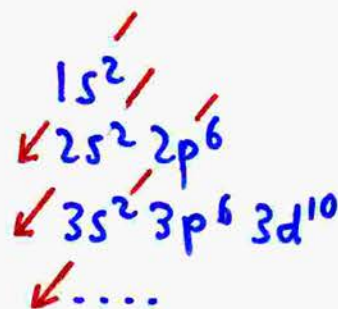
En resumen:

La afirmación a) es falsa pero la b) es verdadera.

RESULTADO



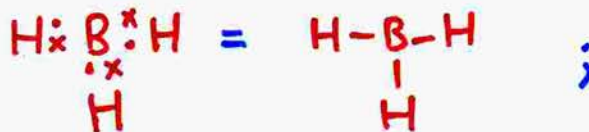
Utilizando el diagrama de Möller:



encontramos la configuración electrónica del boro, en el estado fundamental:  $1s^2 2s^2 2p^1$ .

Esta configuración electrónica permite al boro establecer tres enlaces covalentes, situándose los tres electrones de valencia en tres orbitales híbridos  $sp^2$ , que solapan con los del elemento al que se une el boro.

Así, en el trihidruro de boro -borano-:  $BH_3$  cada átomo de hidrógeno, con su electrón  $1s$ , se une mediante un enlace covalente al de boro, formándose entre los dos un enlace  $\sigma$  por solapamiento frontal entre este orbital  $1s$  del hidrógeno y un orbital híbrido  $sp^2$  del boro. La molécula es triangular plana, con el boro en el centro y los hidrógenos en los vértices. La estructura de Lewis es:



por tanto, el boro comparte con los hidrógenos sus tres electrones de valencia (todos los que tenía).

En definitiva:

La frase c) es verdadera, pero la frase d) es falsa.

RESULTADO



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CS}_2$  (lineal),  $\text{HCN}$  (lineal),  $\text{NH}_3$  (piramidal) y  $\text{H}_2\text{O}$  (angular):

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Justifique su polaridad.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2000)

SOLUCIÓN.-

• El **disulfuro de carbono**:  $\text{CS}_2$  es una molécula lineal en la que el carbono, que presenta hibridación  $sp$ , se une a cada átomo de azufre mediante un **doble enlace covalente**, compartiendo dos pares de electrones. Cada átomo de azufre posee, además otros dos pares de electrones exclusivos.

El enlace  $\text{C-S}$  es muy ligeramente polar:  $\text{C} \rightarrow \text{S}$ , en la escala de Pauling apenas hay diferencia de electronegatividad entre estos dos elementos, pero, aparte de esto, al ser una molécula lineal:  $\text{S} \leftarrow \text{C} \rightarrow \text{S}$  el vector momento dipolar resultante es nulo, y la **molécula es apolar**.

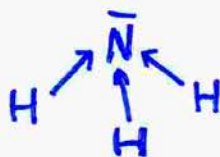
• El **ácido cianhídrico**:  $\text{HCN}$  es también una molécula lineal en la que el carbono, que presenta hibridación  $sp$ , se une al átomo de  $\text{H}$  mediante un **enlace covalente sencillo**, compartiendo un par de electrones, y al átomo de  $\text{N}$  mediante un **triple enlace covalente**, compartiendo entre ambos tres pares de electrones y manteniendo el nitrógeno un par de electrones exclusivo.



La distinta electronegatividad de los tres elementos:  $N(3,0) - C(2,5) - H(2,1)$  -según la escala de Pauling- hace que los enlaces sean polares, lo que unido a la forma de la molécula:  $H \rightarrow C \rightarrow N$  provoca que el vector momento dipolar resultante no sea nulo, por lo que el **HCN es una sustancia polar**.

- El **amoníaco:  $NH_3$**  es una molécula piramidal triangular, con el N en el vértice de la pirámide y cada H en uno de los vértices de su base. El átomo de nitrógeno, con hibridación  $sp^3$ , se une a cada átomo de hidrógeno mediante un **enlace covalente**, compartiendo un par de electrones. Además, el átomo de nitrógeno mantiene un par de electrones exclusivo.

El enlace  $H-N$  es polar (diferencia de electronegatividad, según Pauling:  $N(3,0) - H(2,1) = 0,9$ ), lo que, unido a la forma de la molécula:



hace que el vector momento dipolar resultante no sea nulo, por lo que el  **$NH_3$  es una sustancia polar**.

- Por último, el **agua:  $H_2O$**  es una molécula angular. El átomo de oxígeno, que presenta hibridación  $sp^3$  y mantiene dos pares de electrones exclusivos, se une a cada átomo de hidrógeno mediante un **enlace covalente**, compartiendo un par de electrones. Este enlace  $H-O$  es polar (diferencia de electronegatividad,



Según Pauling:  $O(3,5) - H(2,1) = 1,4$ , lo que unido a la forma de la molécula:



hace que el vector momento dipolar resultante no sea nulo, por lo que el  $H_2O$  es una sustancia polar.

| RESULTADO |                                                                                                                                                                                  |                         |
|-----------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------|
| Fórmula   | Estructura de Lewis                                                                                                                                                              | Carácter polar o apolar |
| $CS_2$    | $\ddot{S} : \times C \times : \ddot{S} = \underline{\underline{S}} = C = \underline{\underline{S}}$                                                                              | Apolar                  |
| $HCN$     | $H \times C \begin{smallmatrix} \times \cdot \\ \times \cdot \end{smallmatrix} N : = H - C \equiv N$                                                                             | Polar                   |
| $NH_3$    | $H \times \begin{smallmatrix} \times \times \\ \times \cdot \\ \times \cdot \\ H \end{smallmatrix} N \times H = H - \begin{smallmatrix} \bar{N} \\   \\ H \end{smallmatrix} - H$ | Polar                   |
| $H_2O$    | $H \times \begin{smallmatrix} \times \times \\ \times \cdot \\ \times \cdot \end{smallmatrix} O \times H = H - \begin{smallmatrix} \bar{O} \\   \\ H \end{smallmatrix} - H$      | Polar                   |



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Considere las siguientes moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{NH}_3$ .  
Conteste justificadamente a cada una de las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál o cuáles son polares?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución iónica?
- ¿Cuál presenta el enlace con mayor contribución covalente?
- ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2004)

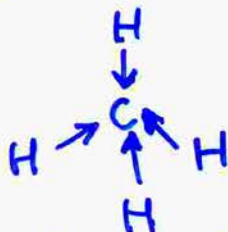
SOLUCIÓN.-

En los cinco casos se trata de moléculas **covalentes** al unirse átomos de no metales -alta electronegatividad- con hidrógeno, mediante compartición de un par de electrones entre cada H y el átomo al que está unida.

La molécula de **hidrógeno**:  $\text{H}_2$  está formada por dos átomos iguales, siendo, por tanto, apolar y valiendo 0 la diferencia de electronegatividad entre tales átomos, por tanto:

**El hidrógeno presenta el enlace con mayor contribución covalente : RESULTADO**

La molécula de **metano**:  $\text{CH}_4$ , cuya geometría es tetraédrica (carbono con hibridación  $\text{sp}^3$ ) con el carbono en el centro, también es apolar, ya que, aunque existe una cierta polaridad en el enlace  $\text{H-C}$ , al ser el carbono más electronegativo, al tratarse de una molécula totalmente simétrica:

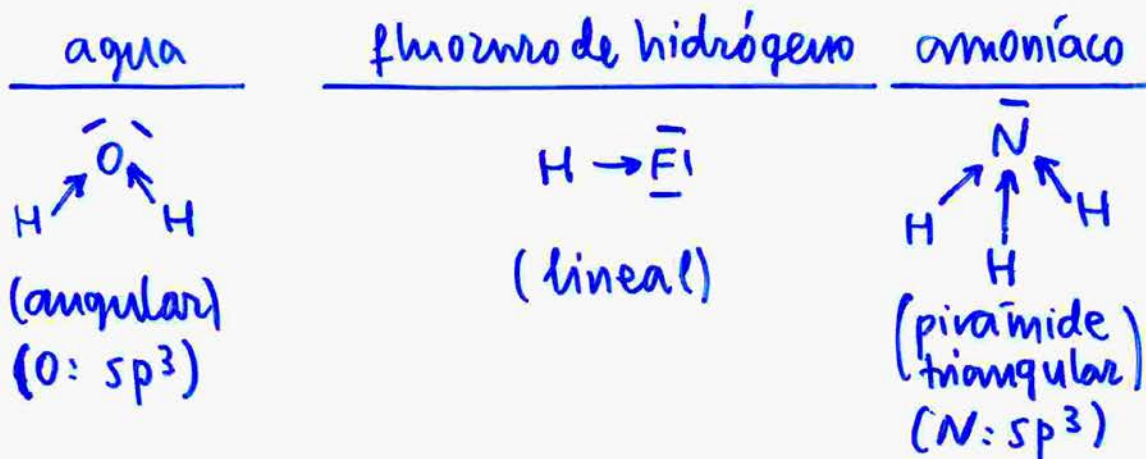


su vector momento dipolar total es nulo.



El **agua**:  $\text{H}_2\text{O}$ , el **fluoruro de hidrógeno**:  $\text{HF}$  y el **amoníaco**:  $\text{NH}_3$  son sustancias **polares** y, además, entre sus moléculas se da **enlace de hidrógeno** :                      **RESULTADO**

Los enlaces  $\text{H-O}$ ,  $\text{H-F}$  y  $\text{H-N}$  son polares, al ser estos tres no metales más electronegativos que el hidrógeno, y, además, dada la forma de la molécula:



queda un vector momento dipolar resultante no nulo.

En los tres casos, además, aparece entre sus moléculas enlace de hidrógeno, al estar unido a un átomo (O, F, N) muy electronegativo y pequeño. Sobre el H aparece una cierta carga residual positiva, que hace que el H haga de "puente" entre dos átomos de no metal, de moléculas distintas.

Al ser máxima ( $4,0 - 2,1 = 1,9$ ) la diferencia de electronegatividad entre el **F** y el **H** :

el **fluoruro de hidrógeno** es quien presenta un **enlace con mayor contribución iónica**: **RESULTADO**



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dadas las moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{BF}_3$  y  $\text{HCl}$ :

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Indique razonadamente cuáles presentan enlaces de hidrógeno.
- Justifique cuáles son moléculas polares.
- Justifique cuál de las moléculas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$  y  $\text{HCl}$  presenta mayor carácter covalente en el enlace y cuál menor.

Datos:

Electronegatividades de Pauling:  $\text{O} = 3,5$ ,  $\text{H} = 2,1$ ,  $\text{C} = 2,5$ ,  $\text{Cl} = 3,0$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2003)

### SOLUCIÓN.-

El **agua:  $\text{H}_2\text{O}$**  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia:  $2s^2 2p^4$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de oxígeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Además, el oxígeno mantiene dos pares de electrones exclusivos.

El **metano:  $\text{CH}_4$**  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia:  $2s^2 2p^2$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a cuatro átomos de hidrógeno, compartiéndose un par de electrones entre el átomo de carbono y cada uno de los átomos de hidrógeno.

El **trifluoruro de boro:  $\text{BF}_3$**  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de boro (tres electrones de valencia:  $2s^2 2p^1$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de flúor (siete electrones de valencia:  $2s^2 2p^5$ ), compartiéndose



un par de electrones entre el átomo de boro y cada uno de los átomos de flúor. Además, cada uno de estos últimos mantiene tres pares de electrones exclusivos.

El **cloruro de hidrógeno**:  $\text{HCl}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de cloro (siete electrones de valencia:  $3s^2 3p^5$ ) unido, mediante enlace **covalente**, al átomo de hidrógeno, compartiendo entre ambos un par de electrones y manteniendo, además, el cloro tres pares de electrones exclusivos.

Tenemos entonces:

| Molécula             | Estructura de Lewis                                                                                                                                                                                                 |
|----------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{H}_2\text{O}$ | $\text{H} \times \ddot{\text{O}} \times \text{H} = \text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H}$                                                                                                                           |
| $\text{CH}_4$        | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \times \\ \text{H} \times \text{C} \times \text{H} \\ \times \\ \text{H} \end{array} = \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ |
| $\text{BF}_3$        | $\begin{array}{c} \ddot{\text{F}} \times \text{B} \times \ddot{\text{F}} \\ \times \\ \ddot{\text{F}} \end{array} = \begin{array}{c} \text{F} - \text{B} - \text{F} \\   \\ \text{F} \end{array}$                   |
| $\text{HCl}$         | $\text{H} \times \ddot{\text{Cl}} = \text{H} - \ddot{\text{Cl}}$                                                                                                                                                    |
| RESULTADO            |                                                                                                                                                                                                                     |

El **enlace de hidrógeno** es una unión **intermolecular** que aparece en aquellas sustancias covalentes que, junto al hidrógeno, contienen otro elemento muy electronegativo y de tamaño atómico



pequeño (N, O, F). En estos casos el hidrógeno, sobre el que se acumula una cierta carga positiva, hace de "puente" entre dos átomos del otro elemento, sobre el que se acumula una cierta carga negativa por su elevada electronegatividad. Según esto, de las sustancias propuestas:

únicamente el agua:  $H_2O$  presenta enlace de hidrógeno : RESULTADO

Todos los enlaces del hidrógeno con los otros elementos: O, C y Cl, así como el enlace B-F son polares, debido a la diferencia de electronegatividad; ahora bien:

a) la molécula de agua es angular:  $\begin{array}{c} \text{O} \\ \nearrow \quad \nwarrow \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$ ,

al presentar el oxígeno hibridación  $sp^3$ . Dada la repulsión ejercida por los pares de electrones solitarios el ángulo de enlace es inferior al correspondiente a la simetría tetraédrica.

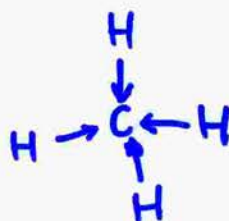
b) la molécula de HCl es lineal, dado que es diatómica:  $H \rightarrow \text{Cl}$ .

En estos dos casos el vector momento dipolar resultante no es nulo, por lo que:

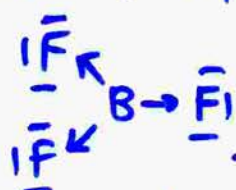
el agua y el cloruro de hidrógeno son polares. RESULTADO



- c) La molécula de  $\text{CH}_4$  es simétrica: tetraédrica con el carbono en el centro, al presentar este elemento hibridación  $\text{sp}^3$ :



- d) Análogamente, la molécula de  $\text{BF}_3$  también es simétrica, triangular plana, al presentar el boro hibridación  $\text{sp}^2$ :



En ambos casos el vector momento dipolar resultante es nulo, y ambas moléculas son **apolares**.

Un enlace entre dos átomos presenta tanto más carácter **covalente** cuanto **menor es la diferencia de electronegatividad** entre dichos átomos. Así, para los enlaces  $\text{H-O}$ ,  $\text{H-C}$  y  $\text{H-Cl}$  el orden **decreciente de carácter covalente** es:

|                                |   |                   |   |                                |
|--------------------------------|---|-------------------|---|--------------------------------|
| $\text{CH}_4$                  | > | $\text{HCl}$      | > | $\text{H}_2\text{O}$           |
| $\text{H-C}$                   |   | $\text{H-Cl}$     |   | $\text{H-O}$                   |
| $2,5 - 2,1 = 0,4$              |   | $3,0 - 2,1 = 0,9$ |   | $3,5 - 2,1 = 1,4$              |
| mayor<br>carácter<br>covalente |   |                   |   | menor<br>carácter<br>covalente |
| RESULTADO                      |   |                   |   |                                |



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dadas las siguientes moléculas:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$  y  $\text{BeI}_2$ :

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Razone si forman o no enlaces de hidrógeno.
- Deduzca su geometría aplicando la teoría de hibridación.
- Explique si estas moléculas son polares o apolares.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2007)

### SOLUCIÓN:-

La **fosfina - trihidruro de fósforo** -:  $\text{PH}_3$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de fósforo (cinco electrones de valencia:  $3s^2 3p^3$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), compartiendo un par de electrones entre el átomo de fósforo y cada uno de los átomos de hidrógeno. Además, el fósforo mantiene un par de electrones exclusivos.

El **sulfuro de hidrógeno** :  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de azufre (seis electrones de valencia:  $3s^2 3p^4$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), compartiendo un par de electrones entre el átomo de azufre y cada uno de los átomos de hidrógeno. Además, el azufre mantiene dos pares de electrones exclusivos.

El **metanol** :  $\text{CH}_3\text{OH}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo central: de carbono (cuatro electrones de valencia:  $2s^2 2p^2$ ) unido a tres átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ )



y también a un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia:  $2s^2 2p^4$ ); éste último, a su vez, también se une a un átomo de hidrógeno y, además, mantiene dos pares de electrones exclusivos. Todos los enlaces entre cada dos átomos son **covalentes**, compartiendo en cada uno de ellos un par de electrones.

Finalmente, el **yoduro de berilio**:  $BeI_2$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de berilio (dos electrones de valencia:  $2s^2$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de yodo (siete electrones de valencia:  $5s^2 5p^5$ ), compartiendo un par de electrones entre el átomo de berilio y cada uno de los átomos de yodo. Además, cada átomo de yodo mantiene tres pares de electrones exclusivos.

El **enlace de hidrógeno** es una unión **intermolecular** que aparece en aquellas sustancias covalentes en las que el hidrógeno está unido a otro elemento muy electronegativo y de tamaño atómico pequeño (N, O, F). En estos casos el hidrógeno, sobre el que se acumula una cierta carga positiva, hace de "puente" entre dos átomos del otro elemento, sobre el que se acumula una cierta carga negativa, por su elevada electronegatividad.

Resumiendo todo lo anterior encontramos:



| R E S U L T A D O  |                                                                                                                                                                                                                                    |                     |
|--------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------|
| Molécula           | Estructura de lewis                                                                                                                                                                                                                | Enlace de hidrógeno |
| PH <sub>3</sub>    | $  \begin{array}{c}  \times \times \\  \text{H} \times \text{P} \times \text{H} \\  \times \\  \text{H}  \end{array}  = \text{H} - \bar{\text{P}} - \text{H}  $                                                                    | No                  |
| H <sub>2</sub> S   | $  \begin{array}{c}  \times \times \\  \text{H} \times \text{S} \times \text{H} \\  \times \times  \end{array}  = \text{H} - \bar{\text{S}} - \text{H}  $                                                                          | No                  |
| CH <sub>3</sub> OH | $  \begin{array}{c}  \text{H} \\  \times \\  \text{H} \times \text{C} \times \text{O} \times \text{H} \\  \times \quad \times \\  \text{H}  \end{array}  = \text{H} - \underset{\text{H}}{\text{C}} - \bar{\text{O}} - \text{H}  $ | Sí                  |
| BeI <sub>2</sub>   | $  \begin{array}{c}  \times \times \\  \text{I} \times \text{Be} \times \text{I} \\  \times \times  \end{array}  = \bar{\text{I}} - \text{Be} - \bar{\text{I}}  $                                                                  | No                  |

El orden de electronegatividad de los elementos que aparecen en las moléculas propuestas es:

$\text{P} > \text{H}$ ;  $\text{S} > \text{H}$ ;  $\text{C} > \text{H}$ ;  $\text{O} > \text{C}$ ;  $\text{O} > \text{H}$ ;  $\text{I} > \text{Be}$ .

Al no haber ningún enlace entre átomos iguales todos los enlaces en estas cuatro moléculas son polares, en mayor o menor medida (más polares cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los dos elementos). Por eso la polaridad de la molécula estará condicionada a su simetría.

En las tres primeras moléculas el respectivo átomo central: **P** en PH<sub>3</sub>, **S** en H<sub>2</sub>S y **C** en CH<sub>3</sub>OH presenta hibridación **sp<sup>3</sup>**, lo que, en principio, corresponde a geometría tetraédrica. Ahora bien:



- La molécula de  $\text{PH}_3$  es piramidal triangular, al haber un par de electrones exclusivo del fósforo en lugar del cuarto enlace covalente:

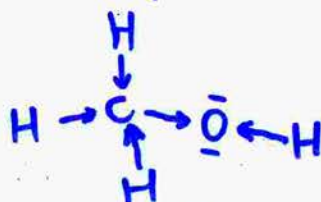


- La molécula de  $\text{H}_2\text{S}$  es angular plana, al haber dos pares de electrones exclusivos del azufre en lugar de otros tantos enlaces covalentes:



(Recordemos que la repulsión entre los pares de electrones exclusivos y los del enlace provoca que los ángulos de enlace disminuyan).

- La molécula de  $\text{CH}_3\text{OH}$  es tetraédrica, pero la presencia del grupo OH rompe la simetría:



Debido a la falta de simetría el vector momento dipolar resultante no es nulo, por lo que estas tres moléculas son **polares**.

- En la molécula de  $\text{BeI}_2$  el Be presenta hibridación  $\text{sp}$ , lo que es causa de que la molécula sea **lineal** y **apolar**, al ser nulo el vector momento dipolar resultante:





| R E S U L T A D O      |                               |                      |                       |
|------------------------|-------------------------------|----------------------|-----------------------|
| Molécula               | Hibridación del átomo central | Geometría molecular  | Carácter polar/apolar |
| $\text{PH}_3$          | P: $sp^3$                     | Piramidal triangular | Polar                 |
| $\text{H}_2\text{S}$   | S: $sp^3$                     | Angular              | Polar                 |
| $\text{CH}_3\text{OH}$ | C: $sp^3$                     | Tetraedro asimétrico | Polar                 |
| $\text{BeI}_2$         | Be: $sp$                      | Lineal               | Apolar                |



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

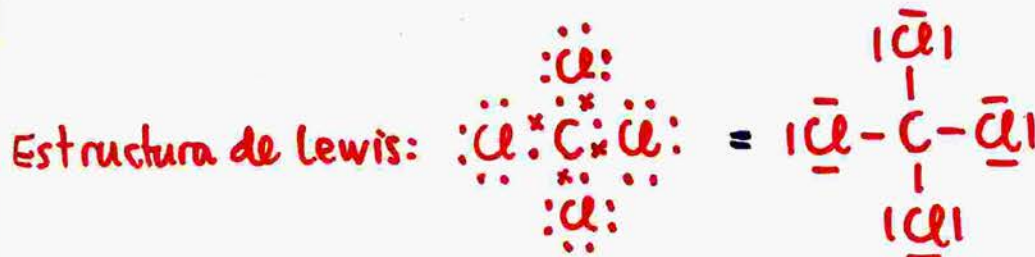
Responda a las siguientes cuestiones referidas al  $\text{CCl}_4$ , razonando las respuestas:

- Escriba su estructura de Lewis.
- ¿Qué geometría cabe esperar para sus moléculas?.
- ¿Por qué la molécula es apolar, a pesar de que los enlaces C-Cl son polares?.
- ¿Por qué, a temperatura ordinaria, el  $\text{CCl}_4$  es líquido y, en cambio, el  $\text{Cl}_4$  es sólido?.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2002)

SOLUCIÓN:-

El **tetracloruro de carbono**:  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia:  $2s^2 2p^2$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a cuatro átomos de cloro (siete electrones de valencia:  $3s^2 3p^5$ ), compartiéndose un par de electrones entre el carbono y cada átomo de cloro; además, cada átomo de cloro mantiene tres pares de electrones exclusivos.



RESULTADO

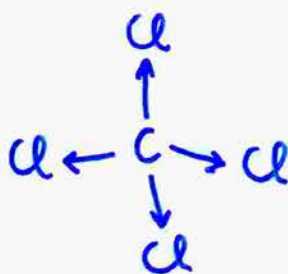


La molécula  $\text{CCl}_4$  es tetraédrica, con el átomo de carbono situado en el centro y los átomos de cloro en los cuatro vértices de la pirámide.

### RESULTADO

Ello se puede explicar tanto por la teoría de la hibridación (Pauling), según la cual el carbono presenta cuatro orbitales híbridos  $\text{sp}^3$  que presentan enlaces  $\sigma$  con el orbital  $3p$  semilleno del cloro, con disposición espacial tetraédrica, o también mediante la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (Sidgwick y Powell), según la cual esa disposición tetraédrica es la que aporta una mayor separación entre los cuatro pares de electrones de los enlaces, dada la repulsión eléctrica entre ellos.

Cada enlace C-Cl es polar, al ser el átomo de cloro más electronegativo que el de carbono (según la escala de Pauling:  $3,0(\text{Cl}) - 2,5(\text{C}) = 0,5$ ). Sin embargo, la disposición tetraédrica simétrica de los átomos en la molécula:



provoca que:



La molécula  $\text{CCl}_4$  es apolar al ser nulo el vector momento dipolar resultante, por la disposición simétrica descrita anteriormente.

#### RESULTADO

Por idénticos razonamientos justificamos que la molécula de **tetraioduro de carbono**:  $\text{CI}_4$  también tiene simetría tetraédrica y es apolar.

Vemos entonces que las moléculas, tanto de  $\text{CCl}_4$  como de  $\text{CI}_4$ , están unidas por **fuerzas de Van der Waals -tipo dispersivo (London)-**.

Al depender estas fuerzas intermoleculares de Van der Waals del tamaño y la masa moleculares, que son superiores en el  $\text{CI}_4$ , tenemos:

A temperatura ambiente el tetracloruro de carbono es **líquido** mientras que el tetrayoduro de carbono es **sólido** al ser en este último menos débiles las fuerzas de Van der Waals, dados sus **mayores tamaño y masa moleculares en el  $\text{CI}_4$** .

#### RESULTADO



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Considere las moléculas:  $\text{OF}_2$ ,  $\text{BI}_3$ ,  $\text{CCl}_4$  y  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

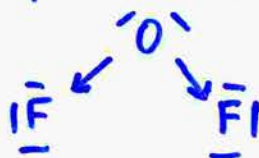
- Escriba sus representaciones de Lewis.
- Indique razonadamente sus geometrías moleculares utilizando la teoría de hibridación de orbitales o bien la teoría de la repulsión de pares electrónicos.
- Justifique cuáles son moléculas polares.
- ¿Qué moléculas presentan enlaces múltiples?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2004)

### SOLUCIÓN.-

• El **fluoruro de oxígeno**:  $\text{OF}_2$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia, con hibridación  $sp^3$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de flúor (siete electrones de valencia:  $2s^2 2p^5$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de oxígeno y cada uno de los átomos de flúor. Además, el oxígeno mantiene dos pares de electrones exclusivos. La existencia de estos dos últimos pares de electrones hace que se pase de una simetría tetraédrica a una geometría **angular**, siendo el ángulo de enlace menor que el correspondiente a la simetría tetraédrica, dada la repulsión ejercida por esos dos pares de electrones exclusivos.

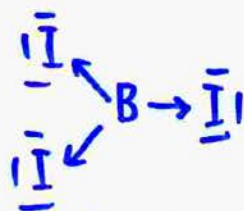
Al ser el flúor más electronegativo que el oxígeno el enlace  $\text{O}-\text{F}$  es polar, y dada la forma de la molécula:





el vector momento dipolar resultante no es nulo, por lo que estamos ante una molécula **polar**.

- El **triyoduro de boro**:  $\text{BI}_3$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de boro (con tres electrones de valencia, e hibridación  $\text{sp}^2$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de yodo (siete electrones de valencia:  $5\text{s}^2 5\text{p}^5$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de boro y cada uno de los átomos de yodo. La molécula es **triangular plana simétrica**. Aunque, dada la mayor electronegatividad del yodo, el enlace B-I es polar, al tratarse de la geometría triangular plana citada:

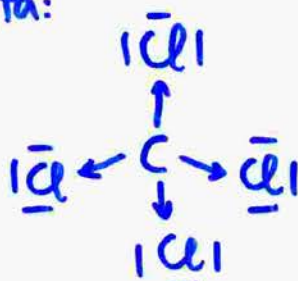


el vector momento dipolar resultante es nulo, por lo que esta molécula es **apolar**.

- El **tetracloruro de carbono**:  $\text{CCl}_4$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (con cuatro electrones de valencia, e hibridación  $\text{sp}^3$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a cuatro átomos de cloro (siete electrones de valencia:  $3\text{s}^2 3\text{p}^5$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de carbono y cada uno de los átomos de cloro. La molécula tiene simetría **tetraédrica**, con el carbono en el centro y los



átomos de cloro en los vértices de la pirámide. Aunque, dada la mayor electronegatividad del cloro, el enlace C-Cl es polar, la simetría tetraédrica antes expuesta:



provoca que el vector momento dipolar resultante sea nulo, y que la molécula  $\text{CCl}_4$  sea **apolar**.

- El **etino - acetileno** -  $\text{C}_2\text{H}_2$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por dos átomos de carbono (cada uno de ellos con cuatro electrones de valencia y presentando hibridación **sp**) y otros dos átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ). Los dos átomos de carbono se unen entre sí compartiendo tres pares de electrones: un **enlace covalente triple** - el único caso de enlace múltiple en las cuatro moléculas propuestas - y, además, cada carbono comparte un par de electrones - un **enlace covalente sencillo** - con un átomo de hidrógeno. La molécula es **lineal**. El triple enlace  $\text{C}\equiv\text{C}$  es, evidentemente, apolar, al ser homonuclear, y, aunque el enlace H-C sí es polar, al ser el carbono más electronegativo que el hidrógeno, la forma de la molécula:  $\text{H}\rightarrow\text{C}\equiv\text{C}\leftarrow\text{H}$



hace que el vector momento dipolar resultante sea nulo, y que el acetileno sea una sustancia **apolar**.

Se hubieran obtenido las mismas conclusiones antes expuestas sobre la geometría molecular empleando la **Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (Sidgwick y Powell). Según dicha teoría la forma de la molécula es la que favorece la mayor separación entre los pares de electrones de valencia, compartidos o no, dada la repulsión eléctrica entre ellos. Al respecto hay que recordar que:

- a) La repulsión entre dos pares de electrones exclusivos es superior a la repulsión entre un par exclusivo y un par compartido (de enlace), y ésta última es, a su vez, mayor que la repulsión entre dos pares compartidos.
- b) Para establecer la geometría de la molécula, en caso de enlaces múltiples se consideran los pares de electrones de este enlace múltiple como equivalentes a un único par de enlace.

Resumimos, a continuación, los resultados obtenidos:



| R E S U L T A D O S                                                         |                               |                     |                       |
|-----------------------------------------------------------------------------|-------------------------------|---------------------|-----------------------|
| Molécula                                                                    | Hibridación del átomo central | Geometría molecular | Carácter polar/apolar |
| $\text{OF}_2$                                                               | O: $sp^3$                     | Angular             | Polar                 |
| $\text{BI}_3$                                                               | B: $sp^2$                     | Triangular plana    | Apolar                |
| $\text{CCl}_4$                                                              | C: $sp^3$                     | Tetraédrica         | Apolar                |
| $\text{C}_2\text{H}_2$                                                      | C: $sp$                       | Lineal              | Apolar                |
| Es la única con enlace múltiple: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ |                               |                     |                       |

| Molécula               | Estructura de Lewis                                                                                                                                                                                                                                                                                         |
|------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{OF}_2$          | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{F} \times \text{O} \times \text{F} \\ \cdot\cdot \end{array} = \text{F} - \text{O} - \text{F}$                                                                                                                                                          |
| $\text{BI}_3$          | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{I} \times \text{B} \times \text{I} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{I} \end{array} = \begin{array}{c} \text{I} - \text{B} - \text{I} \\   \\ \text{I} \end{array}$                                                                                  |
| $\text{CCl}_4$         | $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{Cl} \times \text{C} \times \text{Cl} \\ \cdot\cdot \end{array} = \begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{Cl} - \text{C} - \text{Cl} \\   \\ \text{Cl} \end{array}$ |
| $\text{C}_2\text{H}_2$ | $\text{H} \times \text{C} :: \text{C} \times \text{H} = \text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$                                                                                                                                                                                                     |



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

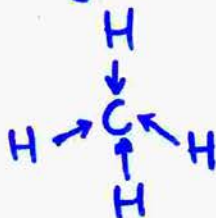
Dadas las siguientes moléculas:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{BH}_3$ :

- Justifique sus geometrías moleculares en función de la hibridación del átomo central.
- Razone qué moléculas serán polares y cuáles apolares.
- ¿De qué tipo serán las fuerzas intermoleculares en el  $\text{CH}_4$ ?
- Indique, razonadamente, por qué el  $\text{NH}_3$  es el compuesto que tiene mayor temperatura de ebullición.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2008)

### SOLUCIÓN.-

• El **metano**:  $\text{CH}_4$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono, con hibridación  $\text{sp}^3$  y cuatro electrones de valencia, unido, mediante enlace **covalente**, a cuatro átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de carbono y cada uno de los átomos de hidrógeno. La molécula es **tetraédrica**, con el carbono en el centro y los hidrógenos en los vértices. El enlace H-C es polar, dada la mayor electronegatividad del carbono:



pero debido a la simetría de la molécula el vector momento dipolar resultante es nulo siendo, por tanto, la molécula **apolar**.



- El **amoníaco**:  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de nitrógeno, con cinco electrones de valencia e hibridación  $\text{sp}^3$ , unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de nitrógeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Dada la existencia de un par de electrones exclusivo del nitrógeno -en lugar del cuarto enlace covalente- la molécula no es tetraédrica, sino **piramidal triangular**. El enlace  $\text{H}-\text{N}$  es polar, dada la mayor electro-negatividad del nitrógeno:



y, además, debido a la forma de la molécula el vector momento dipolar resultante no es nulo, por lo que esta molécula es **polar**.

- El **sulfuro de hidrógeno**:  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de azufre, con seis electrones de valencia e hibridación  $\text{sp}^3$ , unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de azufre y cada uno de los átomos de hidrógeno. Dada la existencia de dos pares de

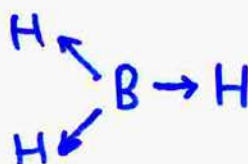


electrones exclusivos del azufre - en lugar de otros tantos enlaces - la molécula no es tetraédrica sino, evidentemente, **angular**. El enlace H-S es polar, dada la mayor electronegatividad del azufre:



y, además, debido a la forma de la molécula el vector momento dipolar resultante no es nulo, por lo que esta molécula es **polar**.

- El **borano-trihidruro de boro**:  $\text{BH}_3$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de boro, con tres electrones de valencia e hibridación  $\text{sp}^2$ , unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de hidrógeno (un electrón:  $1\text{s}^1$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de boro y cada uno de los átomos de hidrógeno. La molécula es **triangular plana**. El enlace H-B es ligeramente polar, dada la mayor electronegatividad del hidrógeno, pero debido a la forma simétrica de la molécula:



el vector momento dipolar resultante es nulo, y esta molécula es **apolar**.

Resumiendo, tenemos:



| RESULTADO        |                               |                      |                       |
|------------------|-------------------------------|----------------------|-----------------------|
| Molécula         | Hibridación del átomo central | Geometría molecular  | Carácter polar/apolar |
| CH <sub>4</sub>  | C: sp <sup>3</sup>            | Tetraédrica          | Apolar                |
| NH <sub>3</sub>  | N: sp <sup>3</sup>            | Piramidal triangular | Polar                 |
| H <sub>2</sub> S | S: sp <sup>3</sup>            | Angular              | Polar                 |
| BH <sub>3</sub>  | B: sp <sup>2</sup>            | Triangular plana     | Apolar                |

En el **metano**, dado que son moléculas: CH<sub>4</sub> son apolares, las uniones entre ellas lo son mediante **fuerzas de Van der Waals - de dispersión (London)-**, muy débiles:

RESULTADO

Sin embargo, entre las moléculas de **amoníaco: NH<sub>3</sub>** -y solo aquí de entre los cuatro compuestos propuestos- se presentan **enlaces de hidrógeno**: dado que el N es un átomo muy electronegativo y de tamaño atómico pequeño sobre él se acumula cierta carga negativa, y sobre el H cierta carga positiva, haciendo el H de "puente" entre dos N. Al ser este enlace de hidrógeno una ligadura intermolecular de mayor intensidad el amoníaco, efectivamente, presenta el **mayor punto de ebullición** : -33,4°C :

RESULTADO



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dadas las siguientes moléculas:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_4$ :

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Determine sus geometrías (puede emplear la teoría de repulsión de pares electrónicos o la de hibridación).
- Razone si alguna de las moléculas puede formar enlaces de hidrógeno.
- Justifique si las moléculas  $\text{BeCl}_2$  y  $\text{NH}_3$  son polares o no polares.

Datos:

Números atómicos (Z):  $\text{H} = 1$ ,  $\text{Be} = 4$ ,  $\text{C} = 6$ ,  $\text{N} = 7$ ,  $\text{O} = 8$ ,  $\text{Cl} = 17$ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2005)

### SOLUCIÓN.-

• El **cloruro de berilio**:  $\text{BeCl}_2$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de berilio (dos electrones de valencia, con hibridación **sp**) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de cloro (siete electrones de valencia:  $3s^2 3p^5$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de berilio y cada uno de los átomos de cloro. La molécula es **lineal**.

Al ser el cloro más electronegativo que el berilio el enlace  $\text{Be}-\text{Cl}$  es polar, pero dada la simetría lineal de la molécula:



el vector momento dipolar resultante es nulo, lo que ocasiona que estemos ante una molécula **apolar**.

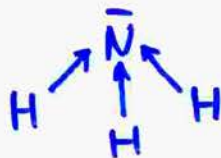


• El **fosgeno -cloruro de carbonilo-**:  $\text{Cl}_2\text{CO}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia, presentando hibridación  $\text{sp}^2$ ) unido, mediante un **doble enlace covalente**, a un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia:  $2\text{s}^2 2\text{p}^4$ ) y, además, también ese átomo de carbono está unido, mediante enlace **covalente**, a cada uno de los dos átomos de cloro (siete electrones de valencia:  $3\text{s}^2 3\text{p}^5$ ), es decir: se comparten dos pares de electrones entre el C y el O y un par de electrones entre el C y cada Cl. La molécula es **triangular plana**.

• El **amoníaco**:  $\text{NH}_3$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de nitrógeno (cinco electrones de valencia, con hibridación  $\text{sp}^3$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de hidrógeno (un electrón:  $1\text{s}^1$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de nitrógeno y cada uno de los átomos de hidrógeno. Dado que, además de lo anterior, el nitrógeno mantiene un par de electrones exclusivo, la geometría molecular, que en principio sería tetraédrica, pasa a ser **piramidal triangular**, con el átomo de nitrógeno en el vértice de la pirámide y los de hidrógeno en los vértices de la base.



Dada la mayor electronegatividad del nitrógeno el enlace H-N es polar y, dada, además, la geometría piramidal antes descrita:



el vector momento dipolar resultante no es nulo, en contraindicios, pues, ante una molécula **polar**.

De las cuatro sustancias propuestas el amoníaco es **la única donde se dan enlaces de hidrógeno**. Al ser el nitrógeno un elemento muy electronegativo y de tamaño atómico pequeño sobre él se acumula una cierta carga negativa, y sobre el hidrógeno se acumula una cierta carga positiva. Así, el hidrógeno actúa de "puente" entre dos moléculas, atraído por los dos átomos de nitrógeno de éstas. El enlace de hidrógeno es una ligadura intermolecular.

• El **metano**: **CH<sub>4</sub>** es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia, con hibridación **sp<sup>3</sup>**) unido, mediante enlace **covalente**, a cuatro átomos de hidrógeno (un electrón: 1s<sup>1</sup>), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de carbono y cada uno de los átomos de hidrógeno. La molécula es **tetraédrica**, con el carbono en el centro y los hidrógenos en los vértices de la pirámide.



Se hubieran obtenido las mismas conclusiones ante expuestas sobre la geometría molecular empleando la **Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (Sidgwick y Powell). Según dicha teoría la forma de la molécula es la que favorece la mayor separación entre los pares de electrones de valencia, compartidos o no, dada la repulsión eléctrica entre ellos. Al respecto hay que recordar que:

- a) La repulsión entre dos pares de electrones exclusivos - de no enlace - es superior a la repulsión entre un par exclusivo y un par compartido (de enlace), y ésta última es, a su vez, mayor que la repulsión entre dos pares compartidos.
- b) Para establecer la geometría de la molécula, en caso de enlaces múltiples se consideran los pares de electrones de este enlace múltiple como equivalentes a un único par de enlace.

En la tabla siguiente resumimos los resultados obtenidos:



| RESULTADOS             |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                |                               |                      |
|------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------|----------------------|
| Molécula               | Estructura de lewis                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                            | Hibridación del átomo central | Geometría molecular  |
| $\text{BeCl}_2$        | $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \times \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{Be} \times \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \times \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array} = \begin{array}{c}  \ddot{\text{Cl}}  \\   \\ \text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl} \\   \\  \ddot{\text{Cl}}  \end{array}$ <p>Molécula apolar</p> | $\text{Be}: sp$               | lineal               |
| $\text{Cl}_2\text{CO}$ | $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \times \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \times \text{C} \times \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \times \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array} = \begin{array}{c}  \ddot{\text{Cl}}  \\   \\ \text{C}=\text{O} \\   \\  \ddot{\text{Cl}}  \end{array}$                                      | $\text{C}: sp^2$              | Triangular plana     |
| $\text{NH}_3$          | $\begin{array}{c} \text{H} \times \text{:}\ddot{\text{N}}\text{:} \times \text{H} \\ \times \\ \text{H} \end{array} = \begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ <p>Molécula polar<br/>Entre moléculas se dan enlaces de hidrógeno</p>                                                                                   | $\text{N}: sp^3$              | Piramidal triangular |
| $\text{CH}_4$          | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \times \\ \text{H} \times \text{:}\ddot{\text{C}}\text{:} \times \text{H} \\ \times \\ \text{H} \end{array} = \begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$                                                                                                                         | $\text{C}: sp^3$              | Tetraédrica          |



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dadas las siguientes sustancias:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}$  y  $\text{HF}$ :

- Escriba las estructuras de Lewis de sus moléculas.
- Explique sus geometrías por la Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia o por la Teoría de Hibridación.
- Justifique cuáles de estas moléculas tienen momento dipolar distinto de cero.
- Justifique cuáles de estas sustancias presentan enlace de hidrógeno.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2010)

### SOLUCIÓN.-

- El **dióxido de carbono**:  $\text{CO}_2$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia, con hibridación  **$sp$** ) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de oxígeno (seis electrones de valencia:  $2s^2 2p^4$ ), compartiéndose dos pares de electrones entre el átomo de carbono y cada uno de los átomos de oxígeno. La molécula es **lineal**. Al ser el oxígeno más electronegativo (3,5 en la escala de Pauling) que el carbono (2,5) el doble enlace  $\text{O}=\text{C}$  es polar, pero dada la simetría lineal de la molécula:

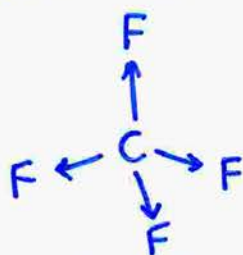


el vector **momento dipolar resultante es nulo**, y la molécula es **apolar**.

- El **tetrafluoruro de carbono**:  $\text{CF}_4$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia, con hibridación  **$sp^3$** ) unido, mediante enlace **covalente**,



a cuatro átomos de flúor (siete electrones de valencia:  $2s^2 2p^5$ ), compartiendo un par de electrones entre el átomo de carbono y cada uno de los átomos de flúor. La molécula es **tetraédrica**, con el átomo de carbono en el centro de la pirámide y cada átomo de flúor en uno de sus vértices. Al ser el flúor más electronegativo (4,0 en la escala de Pauling) que el carbono el enlace C-F es polar, pero dada la simetría tetraédrica de la molécula:

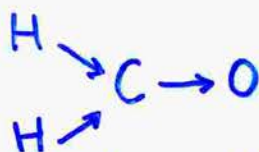


también aquí el vector **momento dipolar resultante es nulo**, y **la molécula es apolar**.

- El **metanal**, o **formaldehído**:  $H_2CO$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia, con hibridación  $sp^2$ ) unido, mediante un **doble enlace covalente**, a un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia:  $2s^2 2p^4$ ) y, además, también ese átomo de carbono está unido, mediante enlace **covalente**, a cada uno de los dos átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), es decir: se comparten dos pares de electrones entre el C y el O y un par de electrones entre el C y cada H. La molécula es **triangular plana**, siendo el ángulo entre los dos enlaces C-H inferior a  $120^\circ$



dada la repulsión ejercida por los dos pares de electrones exclusivos del oxígeno. Tanto los enlaces H-C como el doble enlace C=O son polares, dada la diferencia de electronegatividad entre los dos elementos unidos y, teniendo en cuenta, además, la forma de la molécula:



Vemos que ahora el vector **momento dipolar resultante no es nulo**, y la **molécula es polar** (por eso el metanal es muy soluble en agua; una disolución al 40% de formaldehído en agua es el **formol**).

- Finalmente, el **fluoruro de hidrógeno**: HF es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de flúor (siete electrones de valencia, con hibridación **sp<sup>3</sup>**) unido, mediante enlace **covalente**, a un átomo de hidrógeno (un electrón: 1s<sup>1</sup>), compartiéndose un par de electrones entre ambos. Al tratarse de una molécula diatómica, es **lineal**. El enlace H-F, el vector **momento dipolar resultante** y la **molécula son polares**, dada la mayor electronegatividad del flúor:





Hubiéramos obtenido las mismas conclusiones antes expuestas sobre la geometría molecular empleando la **Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (Sidgwick y Powell). Según dicha teoría, la forma de la molécula es la que favorece la mayor separación entre los pares de electrones de valencia, compartidos o no, dada la repulsión eléctrica entre ellos.

Al respecto hay que recordar que:

- a) La repulsión entre dos pares de electrones exclusivos -de no enlace- es superior a la repulsión entre un par exclusivo y un par compartido -de enlace-, y esta última es, a su vez, mayor que la repulsión entre dos pares compartidos.
- b) Para establecer la geometría de la molécula, en caso de enlaces múltiples se consideran los pares de electrones de este enlace múltiple como equivalentes a un único par de enlace.

De las cuatro sustancias propuestas el **fluoruro de hidrógeno** es la única donde se dan enlaces de hidrógeno. Al ser el flúor un elemento muy electronegativo (el que más) y de tamaño atómico pequeño sobre él se acumula una cierta carga negativa, y sobre el hidrógeno se acumula una cierta carga positiva. Así, el hidrógeno actúa de "puente" entre dos moléculas, atraído por los dos átomos de flúor de éstas. El enlace de hidrógeno es una ligadura intermolecular debido a la cual el fluoruro de hidrógeno está formado por una mezcla de moléculas HF y sus polímeros:  $H_2F_2$ ,  $H_3F_3$ ,  $H_4F_4$ ,  $H_5F_5$  y  $H_6F_6$  -sobre todo, a temperatura no muy elevada-.



| RESULTADO                                                                                          |                                                                                                                                                                                                                                                                                                         |                               |                     |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------|---------------------|
| Molécula                                                                                           | Estructura de Lewis                                                                                                                                                                                                                                                                                     | Hibridación del átomo central | Geometría molecular |
| CO <sub>2</sub>                                                                                    | $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\times\text{C}\times\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} = \text{:}\text{O}=\text{C}=\text{O}\text{:}$                                                                                                                                                                       | C: sp                         | Lineal              |
| CF <sub>4</sub>                                                                                    | $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \times \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}\times\text{C}\times\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ \times \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array} = \begin{array}{c} \text{F} \\   \\ \text{F}-\text{C}-\text{F} \\   \\ \text{F} \end{array}$ | C: sp <sup>3</sup>            | Tetraédrica         |
| H <sub>2</sub> CO                                                                                  | $\begin{array}{c} \text{H}\times\text{C}\times\text{H} \\ \times \\ \times \\ \times\text{O}\times \\ \times \end{array} = \begin{array}{c} \text{H}-\text{C}-\text{H} \\    \\ \text{O} \end{array}$                                                                                                   | C: sp <sup>2</sup>            | Triangular plana    |
| Molécula polar (momento dipolar resultante no nulo)                                                |                                                                                                                                                                                                                                                                                                         |                               |                     |
| HF                                                                                                 | $\text{H}\times\ddot{\text{F}}\text{:} = \text{H}-\ddot{\text{F}}\text{:}$                                                                                                                                                                                                                              | F: sp <sup>3</sup>            | Lineal              |
| Molécula polar (momento dipolar resultante no nulo)<br>Entre moléculas se dan enlaces de hidrógeno |                                                                                                                                                                                                                                                                                                         |                               |                     |



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Considerando las moléculas:  $\text{H}_2\text{CO}$  (metanal) y  $\text{Br}_2\text{O}$  (monóxido de dibromo):

- Represente sus estructuras de Lewis.
- Justifique su geometría molecular.
- Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

Datos: Números atómicos: H ( $Z = 1$ ), C ( $Z = 6$ ), O ( $Z = 8$ ), Br ( $Z = 35$ ).

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2010 -Fase Específica-)

SOLUCIÓN:-

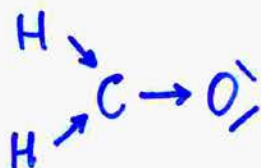
- El **metanal**, o **formaldehído**:  $\text{H}_2\text{CO}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de carbono (cuatro electrones de valencia, con hibridación  $\text{sp}^2$ ) unido, mediante un **doble enlace covalente**, a un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia:  $2s^2 2p^4$ ) y, además, también ese átomo de carbono está unido, mediante enlace **covalente**, a cada uno de los dos átomos de hidrógeno (un electrón:  $1s^1$ ), es decir: se comparten dos pares de electrones entre el C y el O - manteniendo este último dos pares de electrones exclusivos adicionales - y un par de electrones entre el C y cada H.

La molécula es **triangular plana**, siendo el ángulo entre los dos enlaces C-H inferior a  $120^\circ$ , dada la repulsión ejercida por los dos pares de electrones exclusivos del oxígeno adicionalmente.

Tanto los enlaces H-C como el doble enlace C=O son polares, dada la diferencia de electronegatividad entre cada dos elementos unidos



(según la escala de Pauling:  $H=2,1$ ;  $C=2,5$ ;  $O=3,5$ ) y, teniendo en cuenta, además, la forma de la molécula:



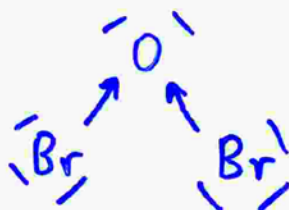
veremos que el vector **momento dipolar resultante no es nulo**, y **la molécula es polar** (por eso el metanol es muy soluble en agua; una disolución al 40% de formaldehído en agua es el **formol**).

- El **monóxido de dibromo**, u **óxido de bromo(1)**:  $Br_2O$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de oxígeno (seis electrones de valencia, con hibridación  $sp^3$ ) unido, mediante **enlace covalente**, a cada uno de dos átomos de bromo (siete electrones de valencia:  $4s^2 4p^5$ ), compartiéndose un par de electrones entre el átomo de oxígeno y cada uno de los átomos de bromo. Además, el oxígeno mantiene otros dos pares de electrones exclusivos, y cada átomo de bromo otros tres pares de electrones exclusivos.

La molécula es **angular**, siendo el ángulo de enlace menor que el que correspondería a la simetría tetraédrica, dada la repulsión adicional ejercida por los pares de electrones exclusivos.



Al ser el oxígeno más electronegativo que el bromo (según la escala de Pauling:  $\text{Br} = 2,8$ ;  $\text{O} = 3,5$ ) el enlace  $\text{Br}-\text{O}$  es polar y, además, dada la forma de la molécula:



el vector momento dipolar resultante no es nulo, y la molécula es polar.

Resumiendo:

| RESULTADO             |                                                                                                                                                                         |                  |          |
|-----------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------|----------|
| Molécula              | Estructura de Lewis                                                                                                                                                     | Geometría        | Carácter |
| $\text{H}_2\text{CO}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \times \text{C} \times \text{H} \\ \times \times \quad \parallel \\ \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \quad \cdot \text{O} \cdot \end{array}$ | Triangular plana | Polar    |
| $\text{Br}_2\text{O}$ | $\cdot \cdot \text{Br} \times \text{O} \times \text{Br} \cdot \cdot =  \underline{\text{Br}} - \underline{\text{O}} - \underline{\text{Br}} $                           | Angular          | Polar    |



A las mismas conclusiones sobre la **geometría molecular** hubiésemos llegado aplicando la **Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (Sidgwick y Powell).

Según dicha Teoría, la forma de la molécula es la que favorece la mayor repulsión y separación entre los pares de electrones de valencia, compartidos o no, dada la repulsión eléctrica entre ellos. Al respecto hay que recordar que:

- a) la repulsión entre dos pares de electrones exclusivos es superior a la repulsión entre un par exclusivo y un par compartido (de enlace), y esta última es, a su vez, mayor que la repulsión entre dos pares compartidos.
- b) Para establecer la geometría de la molécula, en caso de enlaces múltiples se consideran los pares de electrones de este enlace múltiple como equivalentes a un único par de enlace.



## QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

## EL ENLACE QUÍMICO

Dados los siguientes compuestos:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{BCl}_3$  y  $\text{N}_2$ :

- Escriba sus estructuras de Lewis.
- Deduzca la geometría de cada molécula por el método RPECV o a partir de la hibridación.
- Deduzca cuáles de las moléculas son polares y cuáles no polares.
- Indique razonadamente la especie que tendrá un menor punto de fusión.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2008)

### SOLUCIÓN:-

El **sulfuro de hidrógeno**:  $\text{H}_2\text{S}$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de azufre (seis electrones de valencia:  $3s^2 3p^4$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a dos átomos de hidrógeno (un electrón), compartiendo un par de electrones entre el azufre y cada hidrógeno; además, el azufre mantiene dos pares de electrones exclusivos.

El **tricloruro de boro**:  $\text{BCl}_3$  es una sustancia cuyas moléculas están integradas por un átomo de boro (tres electrones de valencia:  $2s^2 2p^1$ ) unido, mediante enlace **covalente**, a tres átomos de cloro (siete electrones de valencia:  $3s^2 3p^5$ ), compartiendo un par de electrones entre el átomo de boro y cada átomo de cloro; este último, además, mantiene tres pares de electrones exclusivos.

El **nitrógeno**:  $\text{N}_2$  está constituido por moléculas integradas por dos átomos de este elemento (cinco electrones de valencia:  $2s^2 2p^3$ ) unidos entre



si mediante un **triple enlace covalente**, compartiendo entre los dos átomos tres pares de electrones; además, cada átomo de nitrógeno mantiene un par de electrones exclusivo.

| Molécula  | Estructura de Lewis                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                           |
|-----------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $H_2S$    | $H \overset{\times \times}{\underset{\times \times}{:}} S \overset{\times \times}{\underset{\times \times}{:}} H = H - \underline{\underline{S}} - H$                                                                                                                                                                                                                         |
| $BCl_3$   | $\begin{array}{c} :\ddot{Cl}: \\ \times \times \\ :\ddot{Cl}: \\ \times \times \\ :\ddot{Cl}: \end{array} B \begin{array}{c} \times \times \\ \times \times \\ \times \times \end{array} \begin{array}{c} :\ddot{Cl}: \\ \times \times \\ :\ddot{Cl}: \\ \times \times \\ :\ddot{Cl}: \end{array} = \begin{array}{c}  \ddot{Cl}-B-\ddot{Cl}  \\   \\  \ddot{Cl}  \end{array}$ |
| $N_2$     | $:N \overset{\times \times}{\underset{\times \times}{:}} N \overset{\times \times}{\underset{\times \times}{:}} = N \equiv N$                                                                                                                                                                                                                                                 |
| RESULTADO |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                               |

Mediante la teoría de **repulsión de pares de electrones de la capa de valencia** (VSEPR) (Sidgwick y Powell) podemos deducir la **geometría de las moléculas**. Esta ha de ser tal que se favorezca la mayor separación -por su repulsión eléctrica- entre los pares de electrones de valencia, tanto los que intervienen en los enlaces como los exclusivos de un átomo -el efecto repulsivo por éstos es superior al debido a los primeros- Así encontramos que:

- En el  $H_2S$  los cuatro pares de electrones se disponen, en principio, en geometría tetraédrica, pero dada la mayor repulsión ejercida por los dos pares de electrones exclusivos del azufre, la molécula es angular, siendo ese ángulo inferior a  $109^\circ$ .



- En el  $\text{BCl}_3$  los tres pares de electrones de los enlaces del boro se colocan lo más separados posibles, en disposición triangular plana, formando entre sí ángulos de  $120^\circ$ .
- En el  $\text{N}_2$  los tres pares del triple enlace -que en esta teoría se consideran equivalentes a un par único- hacen que la molécula sea lineal, como, por otra parte, es obvio, al tratarse de una molécula diatómica.

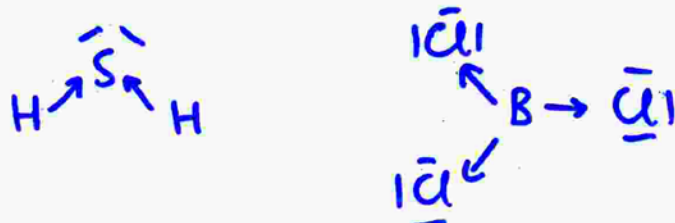
A iguales conclusiones se hubiera llegado utilizando la teoría de la **hibridación de orbitales atómicos** (Pauling), según la cual con carácter previo al enlace se modifican los orbitales atómicos de valencia del átomo central, correspondiendo una geometría molecular determinada según la hibridación del átomo central. Aquí:

- $\text{H}_2\text{S}$  .- El azufre presenta hibridación  $sp^3$ .
- $\text{BCl}_3$  .- El boro presenta hibridación  $sp^2$ .
- $\text{N}_2$  .- El nitrógeno presenta hibridación  $sp$ .

| Molécula             | Geometría                                  |
|----------------------|--------------------------------------------|
| $\text{H}_2\text{S}$ | Angular (ángulo menor que $109^\circ$ )    |
| $\text{BCl}_3$       | Triangular plana (ángulos de $120^\circ$ ) |
| $\text{N}_2$         | lineal                                     |
| RESULTADO            |                                            |



Tanto el enlace  $\text{H-S}$  (diferencia de electronegatividad -según Pauling-:  $\text{S}(2,5) - \text{H}(2,1) = 0,4$ ) como el enlace  $\text{B-Cl}$  (diferencia de electronegatividad:  $\text{Cl}(3,0) - \text{B}(2,0) = 1,0$ ) son polares. Sin embargo, dada la geometría molecular antes comentada:



Vemos que en el sulfuro de hidrógeno el vector momento dipolar resultante es distinto de cero -la molécula es **polar**, pero en el tricloruro de boro el vector momento dipolar resultante es nulo: la molécula es **apolar**.

La molécula de nitrógeno, al ser homonuclear, es, evidentemente **apolar**.

| Molécula             | Carácter      |
|----------------------|---------------|
| $\text{H}_2\text{S}$ | <b>Polar</b>  |
| $\text{BCl}_3$       | <b>Apolar</b> |
| $\text{N}_2$         | <b>Apolar</b> |
| <b>RESULTADO</b>     |               |



El **punto de fusión** viene determinado por las fuerzas intermoleculares, de Van der Waals, actuantes en estas sustancias.

En el  $\text{H}_2\text{S}$ , al tratarse de moléculas polares, las fuerzas intermoleculares son del tipo dipolo (permanente) - dipolo (permanente).

En las otras dos sustancias -apolares- estas fuerzas de Van der Waals son del tipo dispersión (London), más débiles aún que las anteriores. Además, dado que la masa molecular del  $\text{N}_2$  es menor que la del  $\text{BCl}_3$ , y que a menor masa molecular las fuerzas intermoleculares de Van der Waals son más débiles:

el **nitrógeno** es quien presenta un **menor punto de fusión**: ¡-209°C!

RESULTADO

Orden creciente de punto de fusión:

