

## ENLACES

### ◇ CUESTIONES

#### ● Enlace iónico

1. Dados los compuestos  $\text{BaCl}_2$  y  $\text{NO}_2$ , nómbralos y razona el tipo de enlace que presenta cada uno. (A.B.A.U. Jun. 19)

#### **Solución:**

b)  $\text{BaCl}_2$  es cloruro de bario, iónico.

$\text{NO}_2$  es dióxido de nitrógeno, covalente.

El enlace iónico explica la unión entre átomos de diferente electronegatividad. El cloro es un elemento muy electronegativo, tanto que la captura de un electrón es un proceso exotérmico, favorecido por el hecho de que el ión cloruro consigue la configuración electrónica de un gas noble. El bario es muy poco electronegativo, y la pérdida de dos electrones para tener una configuración estable es un proceso que requiere una cantidad de energía que no es excesiva. La energía de red, junto con la afinidad electrónica, compensa los aportes energéticos necesarios para su formación.

El enlace covalente se emplea para explicar la unión entre átomos de electronegatividad parecida. El nitrógeno y el oxígeno son electronegativos. El enlace se produce por el hecho de compartir electrones desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por ocho electrones (regla del octete). El  $\text{NO}_2$  es una excepción a la regla del octete, ya que el número de electrones implicados es impar ( $6 \times 2$  del oxígeno + 5 del nitrógeno). La explicación de su existencia covalente requiere de la suposición de resonancia entre dos

formas:  $\ddot{\text{O}}=\overset{+}{\text{N}}:\overset{-}{\ddot{\text{O}}} \leftrightarrow \overset{-}{\ddot{\text{O}}}:\overset{+}{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$

2. Razona por qué el valor de la energía reticular (en valor absoluto) para el fluoruro de sodio es mayor que para el cloruro de sodio y cual de ellos tendrá mayor punto de fusión.

(A.B.A.U. Jun. 19)

#### **Solución:**

b) La energía reticular es básicamente una energía electrostática, de expresión

$$U = K \frac{Z^+ Z^- e^2}{d}$$

en la que  $K$  es la constante de Coulomb,  $Z^+$  y  $Z^-$  son los números de oxidación de los iones positivo y negativo, « $e$ » es la carga del electrón y  $d$  es la distancia entre las cargas. Esta distancia está relacionada con la estructura cristalina y los radios iónicos  $r^+$  y  $r^-$ . Al no conocer la estructura cristalina tendremos que suponer que

$$d \approx r^+ + r^-$$

Suponiendo que el cloruro de sodio y el fluoruro de sodio tengan el mismo tipo de red, al ser en ambos casos las mismas cargas positiva (+1) y negativa (-1), el factor determinante es el radio iónico.

Puesto que el radio iónico del ión fluoruro es menor que lo del cloruro (tiene menos niveles energéticos) y el ión sodio es lo mismo se deduce que

$$d(\text{NaF}) < d(\text{NaCl}) \Rightarrow U(\text{NaF}) > U(\text{NaCl})$$

3. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:  
a) El cloruro de sodio tiene punto de fusión mayor que el bromuro de sodio.

(A.B.A.U. Sep. 17)

#### **Solución:**

a) El punto de fusión es una propiedad que depende directamente de la fuerza del enlace iónico, que a su vez depende de la energía reticular del enlace. Esta energía reticular es básicamente una energía electrostática, de expresión

$$U = K \frac{Z^+ Z^- e^2}{d}$$

en la que  $K$  es la constante de Coulomb,  $Z^+$  y  $Z^-$  son los números de oxidación de los iones positivo y negativo, « $e$ » es la carga del electrón y  $d$  es la distancia entre las cargas. Esta distancia está relacionada con la estructura cristalina y los radios iónicos  $r^+$  y  $r^-$ . Al no conocer la estructura cristalina tendremos que suponer que

$$d \approx r^+ + r^-$$

Suponiendo que el cloruro de sodio y el bromuro de sodio tengan el mismo tipo de red, al ser en ambos casos las mismas cargas positiva (+1) y negativa (-1), el factor determinante es el radio iónico.

Puesto que el radio iónico del ión cloruro es menor que lo del bromuro (tiene menos niveles energéticos) y el ión sodio es el mismo se deduce que

$$d(\text{NaCl}) < d(\text{NaBr}) \Rightarrow U(\text{NaCl}) > U(\text{NaBr})$$

por lo que el cloruro de sodio tendrá mayor punto de fusión.

4. Explica razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- El tetracloruro de carbono es mejor disolvente para el cloruro de potasio que el agua.
  - El cloruro de sodio en estado sólido conduce la electricidad.

(A.B.A.U. Jun. 17)

**Solución:**

a) Falso. El cloruro de potasio es un compuesto iónico. El mejor disolvente para los compuestos iónicos es el agua. Las moléculas polares del agua se acercan a los iones de la superficie de la red cristalina del KCl arrancándolos de la estructura y rodeándolos de forma que no puedan volver a ella. Solo los compuestos iónicos de elevada energía de red son poco solubles en agua.

b) Falso. Los iones del NaCl ocupan posiciones fijas en la red cristalina y no pueden desplazarse. Solo lo hacen cuando la estructura se rompe por los procesos de fusión o disolución.

5. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos.
- Escribe sus configuraciones electrónicas y los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
  - ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos elementos entre sí? Escribe la fórmula del compuesto que forman. Razona la respuesta.

(P.A.U. Jun. 11)

**Solución:**

a) En el sistema periódico vemos que el elemento alcalinotérreo del tercer período es el magnesio y el segundo elemento del grupo de los halógenos es el cloro.

Mg:  $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3, 0, 0, +\frac{1}{2})$  o  $(3, 0, 0, -\frac{1}{2})$ .

Cl:  $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^5 (3, 1, 0, +\frac{1}{2})$  o  $(3, 1, 1, +\frac{1}{2})$  o  $(3, 1, -1, +\frac{1}{2})$  o  $(3, 1, 0, -\frac{1}{2})$  o  $(3, 1, 1, -\frac{1}{2})$  o  $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$

b) Iónico.  $\text{MgCl}_2$

Los metales tienen una energía de ionización relativamente baja, aunque en el caso del magnesio habría que tener en cuenta a segunda energía de ionización para que la configuración electrónica fuera la de un gas noble.

Los halógenos tienen una afinidad electrónica que provoca un desprendimiento de energía cuando ganan un electrón. Esta energía no es suficiente para compensar las energías de ionización del magnesio, pero también se desprende la energía de red que es la energía electrostática que mantiene unidos a los iones. En este caso la energía de red es bastante elevada porque es directamente proporcional a las cargas (y la carga del ión magnesio es 2+) e inversamente proporcional a la distancia entre los iones que depende de sus radios. (El ión magnesio tiene un radio pequeño y el ión cloruro tiene uno de los radios más pequeños de los aniones)

6. Los elementos químicos A y B tienen número atómico 20 y 35, respectivamente. Indica razonadamente:
- Los iones más estables que formarán cada uno de ellos.
  - Las propiedades del compuesto formado por A y B.

(P.A.U. Jun. 09)

**Solución:**

a) Las configuraciones electrónicas de los elementos neutros son:

A ( $Z = 20$ ):  $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2$

B ( $Z = 35$ ):  $(1s)^2 (2s)^2 (2p)^6 (3s)^2 (3p)^6 (4s)^2 (3d)^{10} (4p)^5$

El elemento A perderá los 2 electrones del cuarto nivel de energía para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ión  $A^{2+}$ .

El elemento B ganará 1 electrón para completar el cuarto nivel de energía y alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ión  $B^-$ .

b) El compuesto más probable entre A y B será el compuesto iónico  $AB_2$ .

Las propiedades de los compuestos iónicos son:

Temperaturas de fusión y ebullición elevadas. Están marcadas por el valor de la energía de red, que a su vez dependen de las cargas de los iones y de los radios.

Solubilidad en disolventes polares como el agua.

Conductividad eléctrica fase líquida, disuelta o gaseosa, por la presencia de iones libres, (pero no en estado sólido al encontrarse los iones fijos en los nudos de las redes cristalinas)

Elevada dureza (también en función de la energía de red) y fragilidad.

7. Para cada uno de los siguientes pares de elementos, justifica si el compuesto binario que forman es iónico o covalente, indica la fórmula, el nombre y dos propiedades químicas del compuesto que formarían.
- B y F.
  - K y Br.

(P.A.U. Sep. 14)

**Solución:**

a) El boro y el flúor formarán un compuesto covalente, el trifluoruro de boro  $BF_3$ .

La configuración electrónica del flúor es  $[He] (2s)^2 (2p_x)^2 (2p_y)^2 (2p_z)^1$

El flúor alcanzaría la disposición de un gas noble ganando un electrón:  $[He] (2s)^2 (2p_x)^2 (2p_y)^2 (2p_z)^2 = [Ne]$

La configuración electrónica del boro es  $[He] (2s)^2 (2p_x)^1$

El boro tendría que perder los tres electrones del segundo nivel de energía. La energía necesaria para este proceso es demasiado elevada y la energía de la formación del un hipotético compuesto iónico  $(B^{3+})(F^-)_3$  no la compensaría.

Es más rentable compartir cada uno de los tres electrones del boro, aunque tendría que gastar energía en pasar un electrón del orbital (2s) al orbital (2p<sub>y</sub>), con el electrón desapareado de cada uno de los tres átomos de flúor.

El compuesto formado,  $BF_3$ , sería una excepción a la regla del octete ya que el átomo de boro solo tendría tres pares de electrones. La molécula del  $BF_3$  es plana triangular y apolar.

Los compuestos covalentes moleculares tienen bajos puntos de fusión y ebullición, (el  $BF_3$  probablemente sea gaseoso a temperatura ambiente) y no suelen ser solubles en agua sino en disolventes apolares.

b) El bromo y el potasio formarán un compuesto iónico, el bromuro de potasio KBr.

La configuración electrónica del bromo es  $[\text{Ar}] (4s)^2 (3d)^{10} (4p_x)^2 (4p_y)^2 (4p_z)^1$ .

El bromo alcanza la disposición de gas noble ganando un electrón:  $[\text{Ar}] (4s)^2 (3d)^{10} (4p_x)^2 (4p_y)^2 (4p_z)^2 = [\text{Kr}]$

La configuración electrónica del potasio es  $[\text{Ar}] (4s)^1$

El potasio alcanza la disposición de gas noble perdiendo el electrón  $(4s)^1$ . La energía de red asociada a la unión de los iones  $\text{K}^+$  y  $\text{Br}^-$  compensaría con creces el gasto de sublimación e ionización del potasio y la vaporización y disociación de la molécula de bromo.

Los compuestos iónicos tienen altos puntos de fusión y ebullición, (el KBr es sólido temperatura ambiente) y suelen ser solubles en agua (el KBr es bastante soluble en agua ya que su energía de red es relativamente baja)

## ● Enlace covalente

- El flúor y el oxígeno reaccionan entre sí formando difluoruro de oxígeno ( $\text{OF}_2$ ). Indica razonadamente:
  - La estructura de Lewis y el tipo de enlace que existirá en la molécula.
  - La disposición de los pares electrónicos, la geometría molecular, el valor previsible del ángulo de enlace y si es polar o apolar.

(A.B.A.U. Jul. 19)

### **Solución:**

a) El compuesto tendrá enlace covalente. Cada átomo de flúor comparte su electrón desapareado con uno de los electrones desapareados del oxígeno.

b) La teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia dice que los pares de enlace  $\sigma$  y los pares no enlazantes se disponen alrededor de un átomo de forma que la repulsión entre ellos sea mínima.

### **Molécula**

### **Átomo central**

### **Configuración electrónica fundamental**

### **Configuración electrónica excitada**

### **Diagrama de Lewis**

### **Pares $\sigma$**

### **Pares $\pi$**

### **Pares no enlazantes**

### **Pares que se repelen**

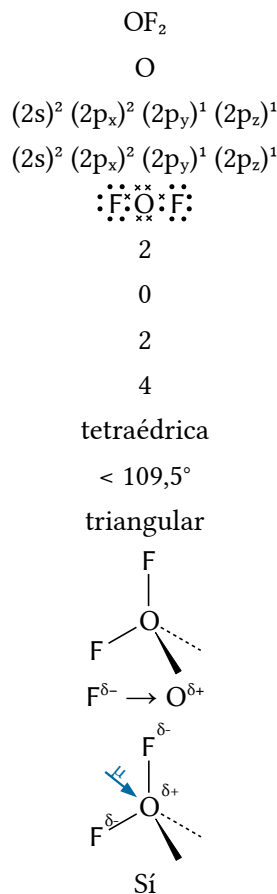
### **Disposición de los pares**

### **Ángulo de enlace**

### **Forma de la molécula**

### **Momento dipolar de enlace**

### **Momento dipolar de la molécula**





3 orbitales ( $sp^2$ ), formados por la hibridación de 1 orbital (s) y 2 orbitales (p), que son tres orbitales.

4 orbitales ( $sp^3$ ), formados por la hibridación de 1 orbital (s) y 3 orbitales (p), que son cuatro orbitales.

Molécula de  $BeF_2$

La configuración electrónica del átomo de berilio en el estado fundamental es  $[He] (2s)^2$ , pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital (2p) a costa de la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es  $[He] (2s)^1 (2p_x)^1$

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para ello, los dos orbitales (s) y ( $p_x$ ) se hibridan, dando lugar a dos orbitales híbridos (sp) que se disponen linealmente en sentidos opuestos.

Al compartir cada una de los electrones que ocupan estos orbitales híbridos, con un electrón desapareado de un átomo de flúor, se forma la molécula de  $BeF_2$  que es lineal.

El diagrama de Lewis para la molécula de  $BeF_2$  es:  $:\ddot{F}:Be:\ddot{F}:$

y su representación F–Be–F, con un ángulo de  $180^\circ$  entre los enlaces.

(La molécula de  $BeF_2$  es una excepción a la regla del octete ya que el átomo de berilio solo tiene dos pares de electrones en vez de los cuatro pares que exige la regla del octete.

4. Razona si el siguiente enunciado es verdadero o falso:

b) La molécula de metano es tetraédrica y polar.

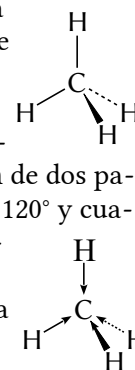
(A.B.A.U. Sep. 18)

**Solución:**

b) Verdadera (tetraédrica) y falso (polar)

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia da una justificación sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y sólo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre estos y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan el más alejados posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ . Lo que permite explicar los ángulos de enlace del metano.

Como la distribución es simétrica, aunque hay una pequeña polaridad en el enlace  $C^{\delta-} \rightarrow H^{\delta+}$ , la disposición tetraédrica de los cuatro enlaces hace que el momento dipolar de la molécula sea nulo.



5. a) ¿Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados?

(A.B.A.U. Sep. 18)

**Solución:**

b) Sí.

En los sólidos covalentes, como el diamante C y el dióxido de silicio  $SiO_2$ , los átomos están unidos por enlaces covalentes, que son muy fuertes. Para fundir diamante, la energía que se necesita es muy elevada para poder romper los enlaces entre los átomos de carbono.

6. a) Explica la hibridación del átomo central en la molécula de  $BeCl_2$ .

(A.B.A.U. Jun. 18)

**Solución:**

a) Al combinar orbitales (s) y (p) se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:

2 orbitales ( $sp$ ), formados por la hibridación de 1 orbital (s) y 1 orbital (p), que son dos orbitales.

3 orbitales ( $sp^2$ ), formados por la hibridación de 1 orbital (s) y 2 orbitales (p), que son tres orbitales.

4 orbitales ( $sp^3$ ), formados por la hibridación de 1 orbital (s) y 3 orbitales (p), que son cuatro orbitales.

**Molécula de BeCl<sub>2</sub>**

La configuración electrónica del átomo de berilio en el estado fundamental es [He] (2s)<sup>2</sup>, pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital (2p) a costa de la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es [He] (2s)<sup>1</sup> (2p<sub>x</sub>)<sup>1</sup>

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para ello, los dos orbitales (s) y (p<sub>x</sub>) se hibridan, dando lugar a dos orbitales híbridos (sp) que se disponen linealmente en sentidos opuestos.

Al compartir cada una de los electrones que ocupan estos orbitales híbridos, con un electrón desapareado de un átomo de cloro, se forma la molécula de BeCl<sub>2</sub> que es lineal.

El diagrama de Lewis para la molécula de BeCl<sub>2</sub> es:  $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:Be:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$

y su representación Cl–Be–Cl, con un ángulo de 180° entre los enlaces.

(La molécula de BeCl<sub>2</sub> es una excepción a la regla del octete ya que el átomo de berilio solo tiene dos pares de electrones en vez de los cuatro pares que exige la regla del octete.

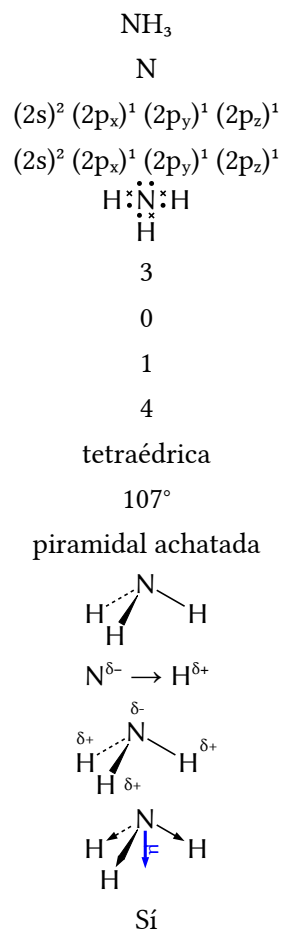
7. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:

- 
- El amoníaco es una molécula polar.
- El SO<sub>2</sub> es una molécula angular pero el CO<sub>2</sub> es lineal.

(A.B.A.U. Sep. 17)

**Solución:**

b) La teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia dice que los pares de enlace σ y los pares no enlazantes se disponen alrededor de un átomo de forma que la repulsión entre ellos sea mínima.

**Molécula****Átomo central****Configuración electrónica fundamental****Configuración electrónica excitada****Diagrama de Lewis****Pares σ****Pares π****Pares no enlazantes****Pares que se repelen****Disposición de los pares****Ángulo de enlace****Forma de la molécula****Momento dipolar de enlace****Momento dipolar de la molécula**

La forma de la molécula se determina a partir de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de amoníaco, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres hidrógenos en tres vértices, pero en el cuarto está un par no enlazante que no «se ve».

El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno y el enlace  $N^{\delta-} \rightarrow H^{\delta+}$  es polar. Además el  $\delta+$  enlace produce otro vector momento dipolar en la misma dirección y sentido que la resultante de los tres vectores momento dipolar  $N \rightarrow H$ , por lo que la molécula es polar.

c) Aplicando la teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia

8. a) Escribe la estructura de Lewis y justifica la geometría de la molécula de  $BeH_2$  mediante la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.

(A.B.A.U. Sep. 17)

**Solución:**

a) La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y sólo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre estos y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan el más lejanos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ .

El diagrama de Lewis para la molécula de  $BeH_2$  es:  $H:\overset{\cdot\cdot}{Be}:\overset{\cdot\cdot}{H}$  y su representación  $H-Be-H$ , con un ángulo de  $180^\circ$  entre los enlaces.

Es una excepción a la regla del octete ya que el átomo de berilio sólo tiene dos pares de electrones en el cuanto de los cuatro pares que exige la regla del octete.

9. a) Deduce la geometría del  $CCl_4$  aplicando la teoría de la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia.

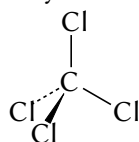
(A.B.A.U. Jun. 17)

**Solución:**

a) La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y sólo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre estos y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejanos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ .

La estructura de Lewis es  $\begin{array}{c} :\overset{\cdot\cdot}{Cl}: \\ \vdots \\ :\overset{\cdot\cdot}{Cl}:\overset{\cdot\cdot}{C}:\overset{\cdot\cdot}{Cl}: \\ \vdots \\ :\overset{\cdot\cdot}{Cl}: \end{array}$ . El átomo de carbono participa en cuatro enlaces sigma y ningún pi.

Hay cuatro pares que se repelen el que produce una disposición tetraédrica con ángulos de  $109,5^\circ$ .



La forma de molécula es tetraédrica.

10. Indica razonadamente si es verdadera o falsa la afirmación siguiente:

b) La molécula de agua presenta geometría lineal.

(P.A.U. Jun. 13)

**Solución:**

b) Falsa. La molécula de agua es triangular  $\begin{matrix} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{O}-\text{H} \end{matrix}$  con un ángulo de  $104,5^\circ$ .

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta la repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre éstos y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más alejados posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ .

La configuración electrónica del oxígeno en estado fundamental es:  $(1s)^2 (2s)^2 (2p_x)^2 (2p_y)^1 (2p_z)^1$ .

El oxígeno, con seis electrones de valencia necesita unirse a dos átomos de hidrógeno (cada uno con un electrón de valencia) para completar el octete:  $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$

Este octete está formado por dos pares de enlace y otros dos pares no enlazantes. Los cuatro pares se repelen hasta separarse en ángulos de  $109,5^\circ$ .

Pero el ángulo medido para el oxígeno es de  $105^\circ$ . La teoría de repulsión de pares lo explica porque los dos pares no enlazantes del oxígeno se encuentran más cerca de él que los de enlace (puesto que no hay ningún átomo al otro lado del enlace que tire de ellos) y repelerá con más fuerza (usando la ley de Coulomb) a los otros dos pares enlazantes que se acercarán a ángulos algo menores que el de  $109,5^\circ$ , en este caso a  $104,5^\circ$ .

11. b) Razona si una molécula de fórmula  $\text{AB}_2$  debe ser siempre lineal.

(P.A.U. Sep. 13)



**Solución:**

b) No.

La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta la repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre éstos y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más alejados posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de  $109,5^\circ$ .

Hay moléculas de fórmula  $\text{AB}_2$  que son lineales, como la de  $\text{CO}_2$  o la de  $\text{BeI}_2$  y otras que son triangulares como la de  $\text{SO}_2$  o la de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Molécula	$\text{CO}_2$	$\text{BeI}_2$	$\text{SO}_2$	$\text{H}_2\text{O}$
Átomo central	C	Be	S	O
Conf. elec. fundamental	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1$	$(2s)^2$	$(3s)^2 (3p_x)^2 (3p_y)^1 (3p_z)^1$	$(2s)^2 (2p_x)^2 (2p_y)^1 (2p_z)^1$
Conf. electrón. excitada	$(2s)^1 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$	$(2s)^1 (2p_x)^1$		
Diagrama de Lewis	$:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$	$:\ddot{\text{I}}::\text{Be}::\ddot{\text{I}}:$	$:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{O}}:$	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$
Pares $\sigma$	2	2	2	2
Pares $\pi$	2	2	1	0
Pares no enlazantes	0	0	1	2

<b>Pares que se repelen</b>	2	2	3	4
<b>Disposición de los pares</b>	lineal	lineal	triangular	tetraédrica
<b>Ángulo de enlace</b>	180°	180°	<120°	105°
<b>Forma de la molécula</b>	lineal	lineal	angular plana	angular plana
	O=C=O	I-Be-I		

12. b) Especifica qué orbitales híbridos utiliza el carbono en el eteno ( $C_2H_4$ ), así como el tipo de enlaces que se forman en la molécula. Razona la respuesta.

(P.A.U. Jun. 14)

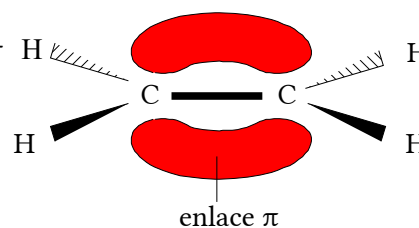
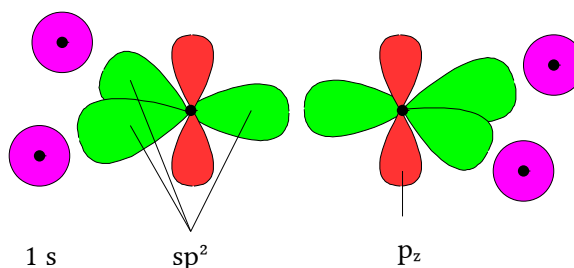
**Solución:**

b) La configuración fundamental del carbono  $Z = 6$  es  $(1s)^2 (2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1$

Pero, debido a que la formación de dos enlaces más compensa la energía de excitación, antes de formar enlaces pasa a la configuración excitada,  $[He] (2s)^1 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$ , con cuatro electrones desapareados que pueden formar cuatro enlaces covalentes.

Se produce una hibridación  $sp^2$ : aparecen tres híbridos  $sp^2$  formados por combinación de un orbital  $s$  y dos orbitales  $p$ , ( $p_x$  y  $p_y$ ) y queda sin hibridar el orbital  $p_z$ .

Habrà un electròn desapareado en cada híbrido y también en el orbital  $p_z$ . Estos híbridos están dirigidos hacia los vértices de un triángulo equilateral. En los enlaces C - H, se superponen un orbital híbrido  $sp^2$  del carbono con el orbital  $1s$  del hidrógeno dando lugar a un enlace  $\sigma$ . En el enlace C - C se superponen dos orbitales híbridos, uno de cada átomo de carbono, para dar lugar a otro enlace  $\sigma$ . Pero también se superponen los dos orbitales  $p_z$  de los dos carbonos, dando lugar a un enlace  $\pi$  fuera de la línea que une los dos átomos de carbono.



13. Indica razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El enlace covalente se caracteriza por la transferencia de electrones entre los elementos que forman el enlace. Pon un ejemplo.
- El número de orbitales híbridos que se generan en la hibridación es igual al número de orbitales atómicos puros que participan en dicho proceso. Utiliza la molécula  $BeCl_2$  para el razonamiento.

(P.A.U. Sep. 14)

**Solución:**

a) Falsa.

El enlace covalente se caracteriza por el uso compartido de electrones entre los elementos que forman el enlace. Por ejemplo, en la molécula de flúor,  $F_2$ , cada átomo de flúor tiene una configuración electrónica:  $[He] (2s)^2 (2p_x)^2 (2p_y)^2 (2p_z)^1$  y le falta un electròn para tener la configuración electrónica del gas noble neón.

El balance de energía no permitiría que el otro átomo de flúor pierda un electròn (y tampoco alcanzaría la configuración de gas noble), por lo que se forma un enlace covalente entre los dos átomos de flúor en el que ambos átomos aportan un electròn y comparten el par formado. El diagrama de Lewis para la molécula de flúor sería:  $\cdot\ddot{F}:\ddot{F}\cdot$

b) Verdadera.

Al combinar orbitales ( $s$ ) y ( $p$ ) se pueden formar tres tipos de orbitales híbridos:

- 2 orbitales ( $sp$ ), formados por la hibridación de 1 orbital ( $s$ ) y 1 orbital ( $p$ ), que son dos orbitales.
- 3 orbitales ( $sp^2$ ), formados por la hibridación de 1 orbital ( $s$ ) y 2 orbitales ( $p$ ), que son tres orbitales.
- 4 orbitales ( $sp^3$ ), formados por la hibridación de 1 orbital ( $s$ ) y 3 orbitales ( $p$ ), que son cuatro orbitales.

Molécula de  $\text{BeCl}_2$ 

La configuración electrónica del átomo de berilio en el estado fundamental es  $[\text{He}] (2s)^2$ , pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital  $(2p)$  a costa de la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es  $[\text{He}] (2s)^1 (2p_x)^1$

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces. Para ello, los dos orbitales  $(s)$  y  $(p_x)$  se hibridan, dando lugar a dos orbitales híbridos  $(sp)$  que se disponen linealmente en sentidos opuestos.

Al compartir cada una de los electrones que ocupan estos orbitales híbridos, con un electrón desapareado de un átomo de cloro, se forma la molécula de  $\text{BeCl}_2$  que es lineal.

El diagrama de Lewis para la molécula de  $\text{BeCl}_2$  es:  $:\ddot{\text{Cl}}:\text{Be}:\ddot{\text{Cl}}:$

y su representación  $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ , con un ángulo de  $180^\circ$  entre los enlaces.

(La molécula de  $\text{BeCl}_2$  es una excepción a la regla del octete ya que el átomo de berilio solo tiene dos pares de electrones en vez de los cuatro pares que exige la regla del octete.

14. Justifica, razonadamente, si es cierta la siguiente afirmación:

a) La molécula de acetileno ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ) presenta hibridación  $sp^2$ .

(P.A.U. Sep. 08)

**Rta.:** a) Falso. Cada átomo de carbono está unido a solo dos átomos (un C y un H). Para formar dos orbitales híbridos solo se combina el orbital  $s$  con un orbital  $p$  para dar lugar a dos híbridos  $sp$ . Los orbitales  $p$  que no se hibridan se usan para formar los dos enlaces  $\pi$  del enlace triple.

15. Justifica la geometría de las moléculas de metano (tetraédrica con ángulo de enlace de  $109,5^\circ$ ) y de amoníaco (piramidal con ángulo de enlace de  $107,3^\circ$ ):

a) Según la teoría de hibridación de orbitales

b) Según el modelo de RPECV (modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia)

(P.A.U. Sep. 09)

**Solución:**

a) La configuración electrónica del carbono en estado fundamental es:  $(1s)^2 (2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1$ . Como esta configuración no explica la formación de cuatro enlaces con cuatro átomos de hidrógeno, se piensa que la promoción de un electrón  $(2s)$  al orbital  $(2p_z)$  para dar una configuración excitada:  $(1s)^2 (2s)^1 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$  precisa de una energía no excesivamente elevada que va a ser compensada por la formación de dos enlaces más, lo que justifica el proceso. Aun así, si el átomo de carbono mantuviera esa configuración excitada no se justificarían los ángulos de enlace experimentales de  $109,5^\circ$ , (por tanto tres enlaces deberían formar ángulos de  $90^\circ$ , al estar dirigidos en las direcciones de los ejes  $X$ ,  $Y$  y  $Z$ ) lo que llevó al desarrollo de la teoría de hibridación. En esta teoría, los orbitales  $s$ ,  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ , soluciones de la ecuación de onda para determinadas condiciones regidas por los números cuánticos  $n$ ,  $l$  y  $m$ , pueden ser sustituidos por ciertas combinaciones lineales de ellos llamadas orbitales híbridos. La combinación de los orbitales  $s$ ,  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ , da cuatro orbitales híbridos llamados  $sp^3$ , en los que la función de probabilidad es máxima en las direcciones de los cuatro vértices de un tetraedro, direcciones que forman entre sí ángulos de  $109,5^\circ$ . La superposición de cada uno de estos orbitales híbridos  $sp^3$ , conteniendo un electrón, con un orbital  $1s$ , también con un electrón, de cada hidrógeno da un enlace sigma, por lo que los cuatro enlaces sigma están separados por ángulos de  $109,5^\circ$ .

El caso del nitrógeno del amoníaco es muy similar al del carbono, solo que la configuración excitada es  $(1s)^2 (2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$ . Se formarían también cuatro orbitales híbridos  $sp^3$ , tres de ellos semiocupados que podrían formar enlace con los orbitales  $1s$  de los tres hidrógenos y el cuarto lleno que daría un orbital no enlazante. El ángulo debería ser de  $109,5^\circ$  y solo ciertos complicados refinamientos de la teoría podrían justificar los ángulos de  $107,3^\circ$ .

b) La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta la repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los  $\pi$ ) y entre éstos y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más alejados posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de  $180^\circ$ , tres pares dan una triangular con ángulos de  $120^\circ$  y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un te-

traedro con ángulos de  $109,5^\circ$ . Lo que permite explicar los ángulos de enlace del metano sin hacer intervenir la ecuación de onda y las matemáticas correspondientes. También explica cualitativamente la reducción del ángulo de enlace en el amoniaco, puesto que el par no enlazante del nitrógeno se encuentra más cerca de él que los de enlace (puesto que no hay ningún átomo al otro lado del enlace que tire de él) y repelerá con más fuerza (usando la ley de Coulomb) a los otros tres pares enlazantes que se acercarán a ángulos algo menores que el de  $109,5^\circ$ , en este caso a  $107,3^\circ$ .

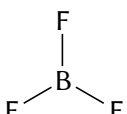
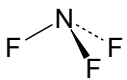
16. Aplicando la teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia, indica razonadamente, la geometría de las moléculas siguientes:

- $\text{NF}_3$
- $\text{BF}_3$

(P.A.U. Sep. 12)

**Solución:**

La teoría de repulsión de los electrones de valencia dice que los pares de enlace  $\sigma$  y los pares no enlazantes se disponen alrededor de un átomo de forma que la repulsión entre ellos sea mínima.

<b>Molécula</b>	$\text{BF}_3$	$\text{NF}_3$
<b>Átomo central</b>	B	N
<b>Configuración electrónica fundamental</b>	$(2s)^2 (2p_x)^1$	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$
<b>Configuración electrónica excitada</b>	$(2s)^1 (2p_x)^1 (2p_y)^1$	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$
<b>Diagrama de Lewis</b>	$\begin{array}{c} \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{B}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{N}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \end{array}$
<b>Pares <math>\sigma</math></b>	3	3
<b>Pares <math>\pi</math></b>	0	0
<b>Pares no enlazantes</b>	0	1
<b>Pares que se repelen</b>	3	4
<b>Disposición de los pares</b>	triangular	tetraédrica
<b>Ángulo de enlace</b>	$120^\circ$	$107^\circ$
<b>Forma de la molécula</b>	triangular plana	piramidal achatada
		

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de trifluoruro de nitrógeno, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres átomos de flúor en tres vértices, pero en el cuarto está un par no enlazante que no «se ve».

En la molécula de trifluoruro de boro, no existe ese par no enlazante y, por tanto, la molécula es triangular plana.

17. Considera las especies químicas  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SiCl}_4$  y  $\text{NCl}_3$  y responde razonadamente las siguientes cuestiones:

- Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
- Explica si las moléculas  $\text{CS}_2$  y  $\text{NCl}_3$  tienen o no momento dipolar.

(P.A.U. Sep. 15)

**Solución:**

a)

Molécula	CS <sub>2</sub>	SiCl <sub>4</sub>	NCl <sub>3</sub>
Átomo central	C	Si	N
Conf. electrón. fundamental	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup>	(3s) <sup>2</sup> (3p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (3p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup>	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p) <sup>1</sup> (2p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>
Conf. electrón. excitada	(2s) <sup>1</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p) <sup>1</sup> (2p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>	(3s) <sup>1</sup> (3p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (3p) <sup>1</sup> (3p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>
Diagrama de Lewis	$\text{:S}^{\times\times}\text{C}^{\times\times}\text{S:}$		
Pares σ	2	4	3
Pares π	2	0	0
Pares no enlazantes	0	0	1
Pares que se repelen	2	4	4
Disposición de los pares	lineal	tetraédrica	tetraédrica
Ángulo de enlace	180°	109,5°	107°
Forma de la molécula	lineal	tetraédrica	piramidal achatada
	$\text{S}=\text{C}=\text{S}$		
Momento dipolar de enlace	$\text{S}^{\delta-} \rightarrow \text{C}^{\delta+}$	$\text{Cl}^{\delta-} \rightarrow \text{Si}^{\delta+}$	No
Momento dipolar de la molécula	$\text{S}^{\delta-} \rightarrow \text{C}^{\delta+} \leftarrow \text{S}^{\delta-}$		
	No	No	Sí

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de tricloruro de nitrógeno, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres átomos de cloro en tres vértices, pero en el cuarto vértice está un par no enlazante que no «se ve».

b) La molécula de tetracloruro de silicio no es polar, aunque los enlaces sí lo son, porque es simétrica y los momentos dipolares de los enlaces se anulan.

Solo la molécula de NCl<sub>3</sub> es polar. Las electronegatividades de los átomos de Cl y N son muy similares y los enlaces Cl–N tienen un momento dipolar nulo (o muy pequeño). Pero el par no enlazante del nitrógeno no se compensa. Como está muy próximo al átomo de nitrógeno, el momento dipolar será pequeño.

18. Dadas las moléculas CH<sub>3</sub>Cl, CS<sub>2</sub>, NCl<sub>3</sub>, responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la estructura de Lewis de cada una de ellas y predice su geometría molecular.
- Explica si las moléculas son polares o apolares.

(P.A.U. Sep. 16)

**Solución:**

a)

Molécula	CH <sub>3</sub> Cl	CS <sub>2</sub>	NCl <sub>3</sub>
Átomo central	C	C	N
Conf. electrón. fundamental	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup>	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup>	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p) <sup>1</sup> (2p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>

<i>Conf. electrón. excitada</i>	$(2s)^1 (2p_x)^1 (2p)^1 (2p_z)^1$	$(2s)^1 (2p_x)^1 (2p)^1 (2p_z)^1$	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$
<i>Diagrama de Lewis</i>			
<i>Pares σ</i>	4	2	3
<i>Pares π</i>	0	2	0
<i>Pares no enlazantes</i>	0	0	1
<i>Pares que se repelen</i>	4	2	4
<i>Disposición de los pares</i>	tetraédrica	lineal	tetraédrica
<i>Ángulo de enlace</i>	<109,5°	180°	107°
<i>Forma de la molécula</i>	piramidal alargada	lineal	piramidal achatada
		$S=C=S$	
<i>Momento dipolar de enlace</i>	$Cl^{\delta-} \rightarrow C^{\delta+}$	$S^{\delta-} \rightarrow C^{\delta+}$	No
<i>Momento dipolar de la molécula</i>		$S^{\delta-} \rightarrow C^{\delta+} \leftarrow S^{\delta-}$	
	Sí	No	Sí

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de tricloruro de nitrógeno, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres átomos de cloro en tres vértices, pero en el cuarto vértice está un par no enlazante que no «se ve». En la molécula de clorometano, el átomo de cloro es mayor que los de hidrógeno (y que el de carbono). Quizás la descripción podría ser «lineal con un mini-trípode en un extremo»

b) La molécula de sulfuro de carbono no es polar, aunque los enlaces sí lo son, porque es simétrica y los momentos dipolares de los enlaces se anulan.

La molécula de  $NCl_3$  es polar. Las electronegatividades de los átomos de Cl y N son muy similares y los enlaces Cl-N tienen un momento dipolar nulo (o muy pequeño). Pero el par no enlazante del nitrógeno no se compensa. Como está muy próximo al átomo de nitrógeno, el momento dipolar será pequeño.

La molécula de  $CH_3Cl$  también es polar. Las electronegatividades de los átomos de carbono e hidrógeno son muy similares y los enlaces C-H tienen un momento dipolar muy pequeño. Pero el cloro es mucho más electronegativo que el carbono y el enlace  $Cl^{\delta-} \rightarrow C^{\delta+}$  es polar.

19. a) Justifica la polaridad de las siguientes moléculas: HCl,  $I_2$  y  $CH_2Cl_2$  y comenta la naturaleza de las fuerzas intermoleculares presentes.  
 b) Indica, mediante un ejemplo, una propiedad característica que diferencie un compuesto iónico sólido de un compuesto molecular sólido.

(P.A.U. Jun. 04)

**Rta.:** a) HCl polar, Cl más electronegativo que H.  $I_2$  apolar: misma electronegatividad.  
 $CH_2Cl_2$ , polar, forma casi tetraédrica, pero asimétrica. HCl y  $CH_2Cl_2$ , fuerzas dipolo-dipolo.  
 $I_2$ , fuerzas de dispersión (Van der Waals).  
 b) los compuestos iónicos son más duros y de puntos de fusión más altos.

20. De las siguientes moléculas: trifluoruro de boro y amoníaco.  
 a) Indica la geometría molecular.

- b) Polaridad de cada molécula.  
Razona las respuestas.

(P.A.U. Sep. 07)

**Solución:**

a) La teoría de repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia dice que los pares de enlace  $\sigma$  y los pares no enlazantes se disponen alrededor de un átomo de forma que la repulsión entre ellos sea mínima.

Molécula	BF <sub>3</sub>	NH <sub>3</sub>
Átomo central	B	N
Configuración electrónica fundamental	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup>	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>
Configuración electrónica excitada	(2s) <sup>1</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup>	(2s) <sup>2</sup> (2p <sub>x</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>y</sub> ) <sup>1</sup> (2p <sub>z</sub> ) <sup>1</sup>
Diagrama de Lewis		
Pares $\sigma$	3	3
Pares $\pi$	0	0
Pares no enlazantes	0	1
Pares que se repelen	3	4
Disposición de los pares	triangular	tetraédrica
Ángulo de enlace	120°	107°
Forma de la molécula	triangular	piramidal achatada
Momento dipolar de enlace	$F^{\delta-} \rightarrow B^{\delta+}$	$N^{\delta-} \rightarrow H^{\delta+}$
Momento dipolar de la molécula		
	No	Sí

La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de amoníaco, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres hidrógenos en tres vértices, pero en el cuarto está un par no enlazante que no «se ve».

b) Como el flúor es mucho más electronegativo que el boro, el enlace  $F^{\delta-} \rightarrow B^{\delta+}$  será polar, pero como la molécula de BF<sub>3</sub> es simétrica, los vectores momento dipolar (de igual valor) se contrarrestan y la molécula será no polar.

El nitrógeno es más electronegativo que el hidrógeno y el enlace  $N^{\delta-} \rightarrow H^{\delta+}$  es polar. Además el par no enlazante produce otro vector momento dipolar en la misma dirección y sentido que la resultante de los tres vectores momento dipolar  $N \rightarrow H$ , por lo que la molécula es polar.

21. Pon un ejemplo de una molécula que contenga:

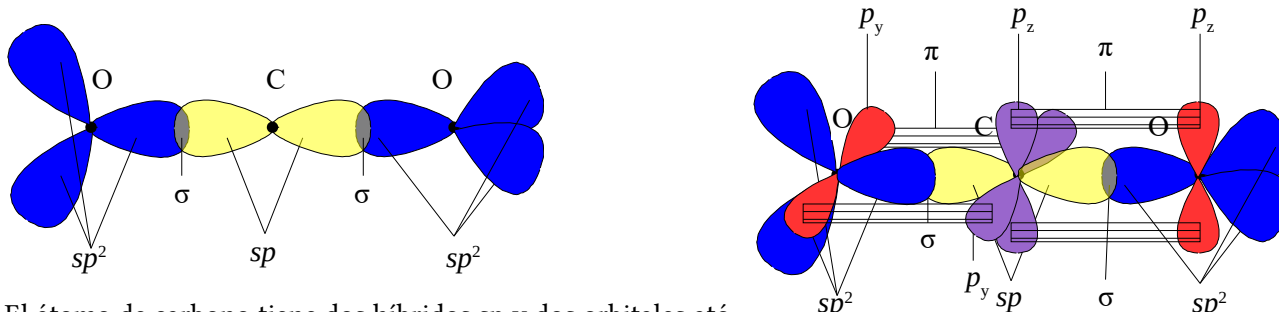
- a) Un carbono con hibridación sp.  
b) Un nitrógeno con hibridación sp<sup>3</sup>.

Razona todas las respuestas.

(P.A.U. Sep. 12, Jun. 06)

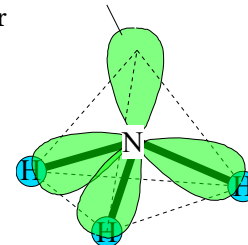
**Solución:**

a) La hibridación  $sp$  corresponde a un átomo central unido a otros dos átomos. Como el carbono (excitado) puede tener 4 electrones desapareados, en configuración  $[\text{He}] (2s)^1 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$ , eso supone que, al menos, uno de los enlaces, debe ser múltiple. Las combinaciones posibles son un enlace triple junto a uno sencillo como en el [etino](#)  $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ , o dos enlaces dobles como en la molécula de dióxido de carbono  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$



El átomo de carbono tiene dos híbridos  $sp$  y dos orbitales atómicos  $p_y$  y  $p_z$  sin hibridar. Los híbridos  $sp$  están dirigidos en una línea recta en sentidos opuestos, dando ángulos de enlace de  $180^\circ$ . El solapamiento entre los híbridos  $sp$  del carbono y los orbitales  $sp^2$  de los átomos de oxígeno da lugar a enlaces sigma  $\sigma$ . El orbital  $p_y$  sin hibridar del carbono se solapa con el orbital  $p_y$  sin hibridar de uno de los oxígenos formando un enlace  $\pi$ . El solapamiento del otro orbital sin hibridar del carbono  $p_z$  con el orbital  $p_z$  sin hibridar del otro oxígeno forma el otro enlace  $\pi$ .

Par no enlazante



b) La hibridación  $sp^3$  se asigna a un átomo central de nitrógeno cuando está unido a otros cuatro átomos (ión amonio  $[\text{NH}_4]^+$ ), o a tres átomos (molécula de amoníaco  $\text{NH}_3$ ). El átomo de nitrógeno tiene una configuración electrónica,  $(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$ , y forma cuatro híbridos  $sp^3$ , con un electrón desapareado en tres de los híbridos y un par de electrones en el cuarto. Estos híbridos están dirigidos hacia los vértices de un tetraedro (en el caso del ión amonio), dando ángulos de enlace de  $109,5^\circ$  (aunque en el caso del amoníaco los ángulos son algo menores). En cada uno de los tres enlaces  $\text{N}-\text{H}$ , se superponen un orbital híbrido  $sp^3$  del carbono con el orbital  $1s$  del hidrógeno dando lugar a un enlace  $\sigma$ . El par de electrones del cuarto híbrido  $sp^3$  es un par no enlazante.

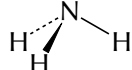

22. Explica, utilizando orbitales híbridos y razonando las respuestas, el tipo de enlace y geometría de las siguientes moléculas:
- Etino o acetileno
  - Amoníaco
  - Dióxido de azufre.

(P.A.U. Jun. 05)

**Solución:**

a) La teoría de repulsión de los electrones de valencia dice que los pares de enlace  $\sigma$  y los pares no enlazantes se disponen alrededor de un átomo de forma que la repulsión entre ellos sea mínima.

Molécula	$\text{HC}\equiv\text{CH}$	$\text{NH}_3$	$\text{SO}_2$
Átomo central	C	N	S
Configuración electr. fundamental	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1$	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1 (3s)^2 (3p_x)^2 (3p_y)^1 (3p_z)^1$	
Configuración electrónica excitada	$(2s)^1 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$	$(2s)^2 (2p_x)^1 (2p_y)^1 (2p_z)^1$	
Diagrama de Lewis	$\text{H}:\text{C}::\text{C}:\text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$:\ddot{\text{O}}:\ddot{\text{S}}::\ddot{\text{O}}$
Pares $\sigma$	2	3	2
Pares $\pi$	2	0	1
Pares no enlazantes	0	1	1

<b>Pares que se repelen</b>	2	4	3
<b>Disposición de los pares</b>	lineal	tetraédrica	triangular
<b>Ángulo de enlace</b>	180°	107°	<120°
<b>Hibridación</b>	sp	sp <sup>3</sup>	sp <sup>2</sup>
<b>Forma de la molécula</b>	lineal	piramidal achatada	angular plana
	H-C≡C-H		

23. Al comparar dos moléculas muy similares: CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O se observa que en la primera el momento dipolar es cero, mientras que en la segunda no lo es. Justifícalo de forma razonada.

(P.A.U. Jun. 07)

### Solución:

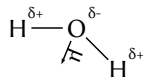
La electronegatividad mide la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones del enlace y la resistencia a dejarlos marchar. El elemento más electronegativo es el flúor y después el oxígeno.

Como el oxígeno es mucho más electronegativo que el carbono y que el hidrógeno, tanto el enlace O<sup>δ-</sup> → C<sup>δ+</sup> como el O<sup>δ-</sup> → H<sup>δ+</sup> serán polares. La diferencia está en la forma de las moléculas.

La molécula de CO<sub>2</sub> es lineal. La T.R.P.E.C.V. lo explica porque el átomo central de carbono solo está unido a dos átomos de oxígeno y no tiene pares electrónicos no enlazantes, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:  $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$

La repulsión entre los electrones de los enlaces explica una disposición lineal con ángulo de 180°. Como el momento dipolar se puede representar por un vector, la resultante de los vectores dipolares O<sup>δ-</sup> → C<sup>δ+</sup> ← O<sup>δ-</sup> de igual valor y sentidos opuestos es nula. La molécula de CO<sub>2</sub> es apolar.

La molécula de H<sub>2</sub>O es angular con un ángulo de 105°. La T.R.P.E.C.V. lo explica porque el átomo central de oxígeno está unido a dos átomos de hidrógeno y tiene dos pares electrónicos no enlazantes, como se ve en el diagrama electrón-punto de Lewis:  $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$

La repulsión entre los electrones de los enlaces y los de los pares no enlazantes explica una disposición casi tetraédrica entre los pares de electrones con un ángulo H-O-H algo menor de 109,5°. Como el momento dipolar se puede representar por un vector, la resultante de los vectores dipolares  no es nula.

La molécula de H<sub>2</sub>O es polar.

24. Indica, justificando la respuesta, si la siguiente afirmación es cierta o falsa:  
c) La molécula CCl<sub>4</sub> es apolar.

(P.A.U. Jun. 08)

**Rta.:** c) Cierto. Aunque el enlace C – Cl tiene momento dipolar hacia el cloro, más electronegativo, la simetría de la molécula, tetraédrica, hace que la resultante de los momentos dipolares sea nula.

### ● Enlace metálico

1. Razona si el siguiente enunciado es verdadero o falso:  
a) Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor.

(A.B.A.U. Sep. 18)

### Solución:

a) Verdadero.

Los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica porque tienen electrones libres que pueden desplazarse al largo de la estructura cristalina del metal.

Son buenos conductores del calor porque el calor se transmite de un átomo al contiguo al vibrar con más energía los átomos.

2. Indica, de forma razonada, el tipo de enlace que presentan y dos propiedades para cada una de las sustancias siguientes:

- Limaduras de magnesio.
- Cloruro de sodio.

(P.A.U. Jun. 12)

**Rta.:** a) Metálico porque solo hay magnesio que es un metal. Brillo metálico, alta conductividad del calor y de la corriente eléctrica.  
b) Iónico, por la gran diferencia de electronegatividad entre el cloro y el sodio. Dureza, solubilidad en agua y conductividad nula en estado sólido pero relativamente buena disuelto en agua.

### ● Fuerzas intermoleculares

1. b) Dados los compuestos HF y HCl justifica cuál presentará un punto de ebullición más alto.

(A.B.A.U. Jun. 18)

#### **Solución:**

b) El fluoruro de hidrógeno.

Las moléculas de fluoruro de hidrógeno están unidas por puentes de hidrógeno que son fuerzas de mayor intensidad que las de dipolo-dipolo (que también están presentes en el fluoruro de hidrógeno) y que las de Van der Waals, ya que el fluoruro de hidrógeno contiene átomos de hidrógenos unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el flúor) y la molécula de fluoruro de hidrógeno es polar.

2. Justifica la polaridad de las siguientes moléculas: HCl, I<sub>2</sub> y CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> y comenta la naturaleza de las fuerzas intermoleculares presentes.

(P.A.U. Jun. 04)

**Rta.:** a) HCl polar, Cl más electronegativo que H. I<sub>2</sub> apolar: misma electronegatividad.  
CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, polar, forma casi tetraédrica, pero asimétrica.  
HCl y CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, fuerzas dipolo-dipolo. I<sub>2</sub>, fuerzas de dispersión (Van der Waals)

3. Justifica, razonadamente, si es cierta la siguiente afirmación:

b) El agua tiene un punto de ebullición anormalmente alto comparado con el que presentan los hidruros de los otros elementos de su grupo, por ejemplo el sulfuro de hidrógeno.

(A.B.A.U. Jun. 19, P.A.U. Jun. 16, Sep. 08)

**Rta.:** b) Las moléculas de agua están unidas por puentes de hidrógeno que son fuerzas de mayor intensidad que las de dipolo-dipolo (que también están presentes en el agua) y que las de Van der Waals, ya que el agua contiene átomos de hidrógenos unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el oxígeno) y la molécula de agua es polar.

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) LibreOffice del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM)

## Sumario

---

### ENLACES

<u>CUESTIONES</u> .....	1
<u>Enlace iónico</u> .....	1
<u>Enlace covalente</u> .....	4
<u>Enlace metálico</u> .....	17
<u>Fuerzas intermoleculares</u> .....	18

## Índice de pruebas A.B.A.U. y P.A.U.

---

2004.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	14, 18
2005.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	16
2006.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	15
2007.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	17
2. <sup>a</sup> (sep.).....	14
2008.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	17
2. <sup>a</sup> (sep.).....	11, 18
2009.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	3
2. <sup>a</sup> (sep.).....	11
2011.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	2
2012.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	17
2. <sup>a</sup> (sep.).....	12, 15
2013.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	8
2. <sup>a</sup> (sep.).....	9
2014.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	10
2. <sup>a</sup> (sep.).....	3, 10
2015.....	
2. <sup>a</sup> (sep.).....	12
2016.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	18
2. <sup>a</sup> (sep.).....	13
2017.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	2, 8
2. <sup>a</sup> (sep.).....	1, 7 s.
2018.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	6, 18
2. <sup>a</sup> (sep.).....	6, 17
2019.....	
1. <sup>a</sup> (jun.).....	1, 5, 18
2. <sup>a</sup> (jul.).....	4