

ENLACES

◊ CUESTIONES

● Enlace iónico

1. Explica por qué la molécula de cloro es covalente mientras que el CsCl es un compuesto iónico. Indica una propiedad de cada compuesto.

(A.B.A.U. extr. 21)

Solución:



El enlace covalente se emplea para explicar la unión entre átomos de electronegatividad parecida. Los dos átomos de cloro tienen la misma electronegatividad. El enlace se produce por el hecho de compartir electrones desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por ocho electrones (regla del octeto). El diagrama de Lewis sería $:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$

El cloro es un gas a la temperatura ambiente, porque las fuerzas intermoleculares entre las moléculas son relativamente pequeñas.

Nos conduce la corriente eléctrica al no disponer de cargas libres.



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 ion cloruro consigue la configuración electrónica de un gas noble. El cesio es muy poco electronegativo, y la pérdida de un electrón para tener una configuración estable es un proceso que requiere una cantidad muy pequeña de energía. La energía de red, junto con la afinidad electrónica, compensa los aportes energéticos necesarios para su formación.

El cloruro de cesio es un sólido con un punto de fusión relativamente alto. No conduce la corriente eléctrica en estado sólido pero sí disuelto en agua o fundido.

2. Explica **razonadamente** los siguientes hechos:

- La sal común (NaCl) funde a $801\text{ }^\circ\text{C}$ mientras que el cloro es un gas a $25\text{ }^\circ\text{C}$.
- El cloruro de sodio sólido no conduce la electricidad y el hierro sí.

(A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

a) La sal común es un compuesto iónico, y su punto de fusión depende directamente de la fuerza del enlace iónico, que a su vez depende de la energía reticular del enlace.

El cloro es un compuesto covalente. Las responsables del estado gaseoso del cloro son las fuerzas intermoleculares que son mucho más débiles. Las moléculas de cloro son apolares y entre ellas solo actúan fuerzas de dispersión (Van der Waals).

b) El cloruro de sodio no conduce la electricidad en estado sólido, pero se lo hace cuando está en estado líquido o disuelto en agua. En estado sólido los iones no pueden desplazarse al ocupar posiciones fijas en la red iónica.

En el hierro, los electrones ocupan la banda de conducción o, se ocupan la banda de valencia, la diferencia de energía entre ella y la banda de conducción es muy pequeña, por lo que al aplicar un campo eléctrico pasan a la banda de conducción y pueden moverse fácilmente.

3. Dados los compuestos BaCl_2 y NO_2 , nómbralos y razona el tipo de enlace que presenta cada uno.

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

BaCl₂ es cloruro de bario, iónico.

NO₂ 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 ion 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 NO₂ es una excepción a la regla del octete, ya que el número de electrones implicados es impar (6 × 2 del oxígeno + 5 del nitrógeno). La explicación de su existencia covalente requiere de la suposición de resonancia entre dos

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

4. 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 cuál de ellos tendrá mayor punto de fusión.

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

La energía reticular es básicamente una energía electrostática, de expresión

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

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 ion fluoruro es menor que lo del cloruro (tiene menos niveles energéticos) y el ion sodio es lo mismo se deduce que

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

5. Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifica: El cloruro de sodio tiene punto de fusión mayor que el bromuro de sodio.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

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

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

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 ion cloruro es menor que lo del bromuro (tiene menos niveles energéticos) y el ion sodio es el mismo se deduce que

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

Por tanto, el cloruro de sodio tendrá mayor punto de fusión.

6. 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. ord. 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.

7. Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos, ¿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:

Iónico. 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 ion magnesio es 2+) es inversamente proporcional a la distancia entre los iones que depende de sus radios. (El ion magnesio tiene un radio pequeño y el ion cloruro tiene uno de los radios más pequeños de los aniones)

8. Los elementos A, B, C y D tienen números atómicos 19, 16, 1 y 9, respectivamente. Razona qué compuestos se formarán entre B y C y entre D y A indicando el tipo de enlace.

(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

Las configuraciones electrónicas de los elementos son:

A ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

B ($Z = 16$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

C ($Z = 1$): $1s^1$

D ($Z = 9$): $1s^2 2s^2 2p^5$

El elemento B tiende a ganar 2 electrones para alcanzar la configuración del gas noble más próximo.

El elemento C tendría que perder o ganar un electrón. Pero el comportamiento energéticamente más favorable es que comparta su electrón con uno de los electrones desapareados del elemento B.

El elemento B compartirá 2 electrones para completar el cuarto nivel de energía.

La fórmula química del compuesto sería BC_2 y será un compuesto covalente.

El elemento D tiende a ganar 1 electrón para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion D^- .

El elemento A perderá el electrón del cuarto nivel de energía para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion A^+ .

La fórmula química del compuesto sería AD y será un compuesto iónico.

9. Dados los elementos A y B con números atómicos 19 y 35, respectivamente:

b) Justifica qué tipo de enlace se podría formar entre A y B, qué fórmula empírica le correspondería al compuesto resultante e indica alguna propiedad del compuesto formado.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

b) Las configuraciones electrónicas de los elementos neutros son:

A ($Z = 19$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

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

El elemento A perderá el electrón del cuarto nivel de energía para alcanzar la configuración del gas noble más próximo. Formará el ion A^+ .

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

El compuesto más probable entre A y B será el compuesto iónico AB .

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.

10. Los elementos químicos A y B tienen número atómico 20 y 35, respectivamente. Indica razonadamente:

a) Los iones más estables que formarán cada uno de ellos.

b) 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 ion 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 ion 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.

11. 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 $[\text{He}] 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$

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

La configuración electrónica del boro es $[\text{He}] 2s^2 2p_x^1$

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 $(\text{B}^{3+})(\text{F}^-)_3$ 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 $2p_y$, 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 K^+ y Br^- compensaría con creces el gasto de sublimación y 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 a 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**

1. Aplicando la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) justifica la geometría electrónica y molecular de las siguientes especies: tetrafluoruro de carbono y tricloruro de arsénico.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

Molécula	CF_4	AsCl_3
Átomo central	C	As
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

Diagrama de Lewis		
Pares σ	4	3
Pares π	0	0
Pares no enlazantes	0	1
Pares que se repelen	4	4
Disposición de los pares	tetraédrica	tetraédrica
Ángulo de enlace	109,5°	107°
Forma de la molécula	tetraédrica	piramidal achatada

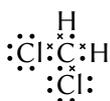
La forma de la molécula se determina de la posición de los átomos (sin tener en cuenta los pares no enlazantes). En la molécula de tricloruro de arsénico, está el átomo de arsénico en el centro del tetraedro y tres átomos de cloro en tres vértices, pero en el cuarto vértice está un par no enlazante que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

2. Razona qué geometría presenta la molécula de diclorometano (CH_2Cl_2) aplicando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) y discute la polaridad de la molécula. (A.B.A.U. ord. 21)

Solución:

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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180°, tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de 109,5°.

La estructura de Lewis es:

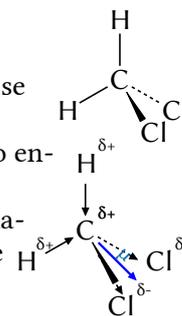


El átomo de carbono participa en cuatro enlaces σ y ningún enlace π . Hay cuatro pares que se repelen, lo que produce una disposición aproximadamente tetraédrica.

Debido a la repulsión entre los pares no enlazantes de los átomos de cloro vecinos, el ángulo entre los enlaces C-Cl es mayor que 109,5°, y la forma de molécula es de pirámide achatada.

El cloro es más electronegativo que el carbono, por lo que existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$. El carbono es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que también existe un momento dipolar de enlace $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{C}^{\delta-}$.

La resultante de los momentos dipolares de los enlaces no se anula y la molécula es polar.



3. a) Razona la geometría que presentan las moléculas de H_2O y CO_2 según la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV) e indica el valor previsible del ángulo de enlace.
b) ¿Por qué la molécula de agua tiene el punto de ebullición más alto y es la más polar de las dos? (A.B.A.U. ord. 22, sep. 20)

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 solo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula	CO ₂	H ₂ O
Átomo central	C	O
Configuración electrónica fundamental	2s ² 2p _x ¹ 2p _y ¹	2s ² 2p _x ² 2p _y ¹ 2p _z ¹
Configuración electrónica excitada	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	
Diagrama de Lewis	:O::C::O:	H::O::H
Pares σ	2	2
Pares π	2	0
Pares no enlazantes	0	2
Pares que se repelen	2	4
Disposición de los pares	lineal	tetraédrica
Ángulo de enlace	180°	105°
Forma de la molécula	lineal	angular plana
	O=C=O	

La molécula de CO₂ es lineal. La TRPECV 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: :O::C::O:

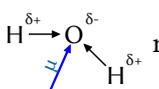
La repulsión entre los electrones de los enlaces explica una disposición lineal con ángulo de 180° .

La molécula de H₂O es angular. La TRPECV 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: H::O::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 $109,5^\circ$. La molécula de H₂O es angular con un ángulo de 105° .

b) 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 $C^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ como el $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ serán polares. La diferencia está en la forma de las moléculas.

El momento dipolar se puede representar por un vector. Como la molécula de CO₂ es lineal, la resultante de los vectores dipolares $O^{\delta-} \leftarrow C^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ de igual valor y sentidos opuestos es nula. La molécula de CO₂ es apolar.

En el agua, al tener una molécula angular, la resultante de los vectores dipolares  no es nula. La

molécula de H₂O es polar.

El agua tiene un punto de ebullición más alto porque sus moléculas están unidas por puentes de hidrógeno que son fuerzas de mayor intensidad 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.

4. El flúor y el oxígeno reaccionan entre sí formando difluoruro de oxígeno (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. extr. 19)

Solución:

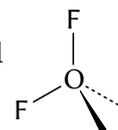
a) El diagrama de Lewis es: $\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}$

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 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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

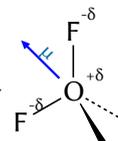
La disposición de pares es, aproximadamente, hacia los vértices de un tetraedro.

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 difluoruro de oxígeno, está el átomo de oxígeno en el centro del tetraedro y los dos átomos de flúor en dos vértices, y en los otros dos están los pares no enlazantes que no «se ven».



Estos pares no enlazantes se encuentran más cerca del átomo de oxígeno que los pares de enlace con los átomos de flúor. Al estar más cerca, se deberían repeler con más fuerza, abriendo el ángulo entre ellos y haciendo más pequeño el ángulo entre los enlaces con los átomos de flúor. Para una molécula simétrica, como el metano, el ángulo de enlace es de $109,5^\circ$, por lo que en la molécula de difluoruro de oxígeno debería ser menor. (El ángulo medido experimentalmente es de 103°).

El flúor es más electronegativo que el oxígeno y el enlace $\text{O}^{\delta+} \rightarrow \text{F}^{\delta-}$ es polar. Como los vectores momento dipolar $\text{O}^{\delta+} \rightarrow \text{F}^{\delta-}$ forman un ángulo de 103° , su suma vectorial no es nula, y la molécula será polar.



5. Establece la geometría de las moléculas BF_3 y NH_3 mediante la teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPEV).

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula	BF_3	NH_3
Átomo central	B	N
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Diagrama de Lewis		
Pares σ	3	3
Pares π	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 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 amoníaco, está el átomo de nitrógeno en el centro del tetraedro y tres átomos de hidrógeno 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.

6. Empleando la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) razona cuál será la geometría y la polaridad de las moléculas de BeI_2 y CHCl_3 .

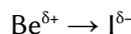
(A.B.A.U. ord. 20)

Solución:

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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180°, tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de 109,5°.

Molécula	BeI_2	CHCl_3
Átomo central	Be	C
Configuración electrónica fundamental	$2s^2$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1$	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis		
Pares σ	2	4
Pares π	2	0
Pares no enlazantes	0	0
Pares que se repelen	2	4
Disposición de los pares	lineal	tetraédrica
Ángulo de enlace	180°	111°
Forma de la molécula	lineal	pirámide achatada

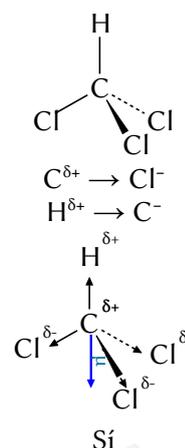
Momento dipolar de enlace



Momento dipolar de la molécula



No



Molécula de BeI₂

La configuración electrónica del átomo de berilio en el estado fundamental es [He] 2s², pero para poder enlazarse tiene que separar, («desaparear») los dos electrones, elevando uno de ellos al orbital 2p a cuenta de la energía de los enlaces que se van a formar.

La configuración electrónica del átomo de berilio excitado es [He] 2s¹ 2p_x¹.

Al tener dos electrones desapareados, puede formar dos enlaces.

Al compartir cada una de los electrones con un electrón desapareado de un átomo de yodo, se forma la molécula de Be I₂

El diagrama de Lewis para la molécula de BeI₂ es: $:\ddot{I}:Be:\ddot{I}:$

Su representación: I–Be–I.

(La molécula de BeI₂ es una excepción a la regla del octete, ya que el átomo de berilio solo tiene dos pares de electrones en vez de cuatro pares que exige la regla del octete).

La repulsión obliga a los dos pares σ enlazantes a disponerse en sentidos contrarios, con un ángulo de 180° entre los enlaces. La molécula será lineal.

Como el yodo es más electronegativo que el Be, el enlace Be – I está polarizado, siendo el yodo el polo negativo. Existe un momento dipolar Be^{δ+} → I^{δ-}. Pero como ambos enlaces está simétricamente dirigidos en sentidos opuestos y el valor del momento dipolar es el mismo, el momento dipolar de la molécula es nulo.

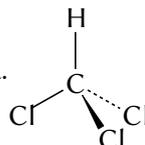
Molécula de CHCl₃.

La estructura de Lewis es:



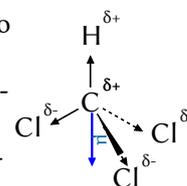
El átomo de carbono participa en cuatro enlaces σ y ningún enlace π. Hay cuatro pares que se repelen el

que produce una disposición aproximadamente tetraédrica.



Debido a la repulsión entre los pares no enlazantes de los átomos de cloro vecinos, el ángulo entre los enlaces C–Cl es mayor que 109,5°, y la forma de molécula es de pirámide achatada.

El cloro es más electronegativo que el carbono, por lo que existe un momento dipolar de enlace C^{δ+} → Cl^{δ-}. El carbono es más electronegativo que el hidrógeno, por lo que existe un momento dipolar de enlace H^{δ+} → C^{δ-}. La resultante de los momentos dipolares de los enlaces C^{δ+} → Cl^{δ-} no se anula, sino que apunta hacia el carbono, lo que, unido al momento dipolar del enlace H^{δ+} → C^{δ-}, produce un momento dipolar resultante hacia el hidrógeno, y la molécula es polar.



7. Deducir la hibridación del átomo central en la molécula de BeF₂.

(A.B.A.U. ord. 19)

Solución:

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 . Se disponen en sentidos opuestos formando un ángulo de 180° . Quedan dos orbitales p sin hibridar que podrían formar parte de enlaces π .

3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 2 orbitales p . Se disponen en direcciones hacia los vértices de un triángulo equilátero formando ángulos de 120° . Queda un orbital p sin hibridar que podría formar parte de un enlace π .

4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 3 orbitales p . Se disponen en direcciones hacia los vértices de un tetraedro formando ángulos de $109,5^\circ$.

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: $:\ddot{F}:Be:\ddot{F}:$

Su representación $F-Be-F$.

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo de 180° 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.

8. Explica la hibridación del átomo central en la molécula de $BeCl_2$.

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

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 . Se disponen en sentidos opuestos formando un ángulo de 180° . Quedan dos orbitales p sin hibridar que podrían formar parte de enlaces π .

3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 2 orbitales p . Se disponen en direcciones hacia los vértices de un triángulo equilátero formando ángulos de 120° . Queda un orbital p sin hibridar que podría formar parte de un enlace π .

4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 3 orbitales p . Se disponen en direcciones hacia los vértices de un tetraedro formando ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de $BeCl_2$

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 cloro, se forma la molécula de $BeCl_2$ que es lineal.

El diagrama de Lewis para la molécula de $BeCl_2$ es: $:\ddot{Cl}:Be:\ddot{Cl}:$

y su representación $Cl-Be-Cl$.

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo de 180° entre los enlaces.

(La molécula de $BeCl_2$ 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.

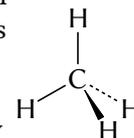
9. Razona si el siguiente enunciado es verdadero o falso: La molécula de metano es tetraédrica y polar.

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

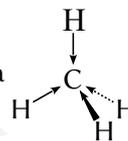
Verdadera (tetraédrica) y falso (polar)

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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° 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 $H^{\delta+} \rightarrow C^{\delta-}$, la disposición tetraédrica de los cuatro enlaces hace que el momento dipolar de la molécula sea nulo.



10. ¿Los sólidos covalentes tienen puntos de fusión y ebullición elevados?

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

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.

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

- El amoníaco es una molécula polar.
- El SO_2 es una molécula angular, pero el CO_2 es lineal.

(A.B.A.U. extr. 17)

Solución:

b) 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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

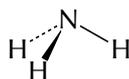
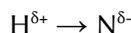
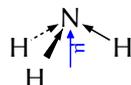
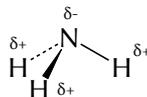
Molécula	NH_3	CO_2	SO_2
Átomo central	N	C	S
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	
Diagrama de Lewis	$H:\overset{\cdot\cdot}{N}:\overset{\cdot\cdot}{H}$ H	$:\overset{\cdot\cdot}{O}::C::\overset{\cdot\cdot}{O}:$	$:\overset{\cdot\cdot}{O}::\overset{\cdot\cdot}{S}::\overset{\cdot\cdot}{O}$
Pares σ	3	2	2
Pares π	0	2	1
Pares no enlazantes	1	0	1
Pares que se repelen	4	2	3
Disposición de los pares	tetraédrica	lineal	triangular
Ángulo de enlace	107°	180°	$<120^\circ$

Forma de la molécula

piramidal achatada

lineal

angular plana

**Momento dipolar de enlace****Momento dipolar de la molécula**

Si

b) 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 $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$ 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 $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$, por lo que la molécula es polar.

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

El SO_2 es una molécula angular. El átomo de azufre tiene tres pares, dos σ y uno no enlazante, que se repelen. (El cuarto par π no se tiene en cuenta). El ángulo teórico para tres pares es de 120° . Pero como uno de ellos no tiene un átomo enlazado, está más cerca del azufre y repele con más fuerza a los otros, haciendo que el ángulo entre los átomos de oxígeno sea menor que 120° .

La molécula de CO_2 es lineal. En ella el átomo de carbono tiene dos pares σ que se repelen. (Los pares π no se tienen en cuenta). La repulsión entre ellos los dispone en sentidos opuestos con un ángulo de 180° .

12. 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. extr. 17)

Solución:

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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° 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: $\text{H}:\text{Be}:\text{H}$

Su representación es $\text{H}-\text{Be}-\text{H}$.

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo de 180° entre los enlaces.

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.

13. Deduce la geometría del CCl_4 aplicando la teoría de la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia.

(A.B.A.U. ord. 17)

Solución:

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

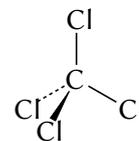
enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la repulsión entre los electrones de cada pareja es pequeña, debido a que tienen spin contrario, y solo hay que tener en cuenta a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los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

La estructura de Lewis es:

$$\begin{array}{c} \text{:Cl:} \\ \text{:Cl:C:Cl:} \\ \text{:Cl:} \end{array}$$

El átomo de carbono participa en cuatro enlaces σ y ningún enlace π . Hay cuatro pares que se repelen el que produce una disposición tetraédrica con ángulos de $109,5^\circ$.

La forma de molécula es tetraédrica.



14. Indica razonadamente si es verdadera o falsa la afirmación siguiente: La molécula de agua presenta geometría lineal.

(P.A.U. jun. 13)

Solución:

Falsa. La molécula de agua es triangular $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ 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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° 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° . 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 $104,5^\circ$.

15. Razona si una molécula de fórmula AB_2 debe ser siempre lineal.

(P.A.U. sep. 13)

Solución:

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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Hay moléculas de fórmula AB_2 que son lineales, como la de CO_2 o la de BeI_2 y otras que son triangulares como la de SO_2 o la de H_2O .

Molécula	CO ₂	BeI ₂	SO ₂	H ₂ O
Átomo central	C	Be	S	O
Configuración electrónica 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
Configuración electrónica excitada	2s ¹ 2p _x ¹ 2p _y ¹ 2p _z ¹	2s ¹ 2p _x ¹		
Diagrama de Lewis	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$	$\text{:}\ddot{\text{I}}\text{:}\text{Be}\text{:}\ddot{\text{I}}\text{:}$	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{S}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$	$\text{H}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{H}$
Pares σ	2	2	2	2
Pares π	2	2	1	0
Pares no enlazantes	0	0	1	2
Pares que se repelen	2	2	3	4
Disposición de los pares	lineal	lineal	triangular	tetraédrica
Ángulo de enlace	180°	180°	<120°	105°
Forma de la molécula	lineal	lineal	angular plana	angular plana
	O=C=O	I-Be-I	$\begin{matrix} \text{O} \\ \diagdown \\ \text{S}=\text{O} \end{matrix}$	$\begin{matrix} \text{H} \\ \diagdown \\ \text{O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{matrix}$

16. Especifica qué orbitales híbridos utiliza el carbono en el eteno (C₂H₄), así como el tipo de enlaces que se forman en la molécula. Razona la respuesta.

(P.A.U. jun. 14)

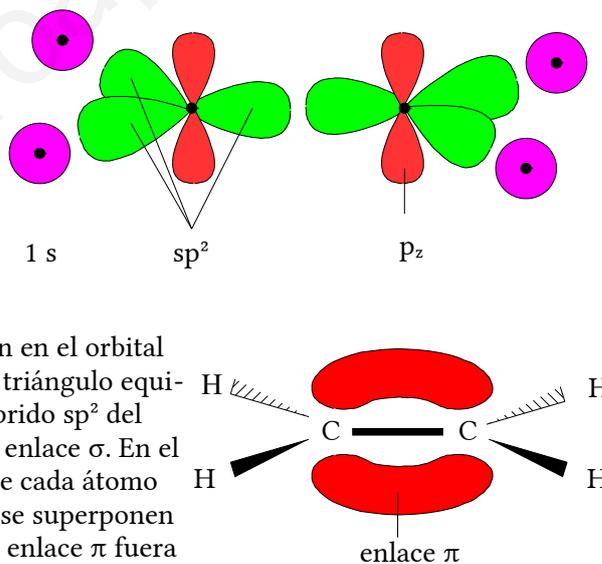
Solución:

La configuración fundamental del carbono Z = 6 es 1s² 2s² 2p_x¹ 2p_y¹

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] 2s¹ 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z¹, con cuatro electrones desapareados que pueden formar cuatro enlaces covalentes.

Se produce una hibridación sp²: aparecen tres híbridos sp² 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 equilátero. En los enlaces C – H, se superponen un orbital híbrido sp² del carbono con el orbital 1s del hidrógeno dando lugar a un enlace σ . En el enlace C – C se superponen dos orbitales híbridos, uno de cada átomo de carbono, para dar lugar a otro enlace σ . Pero también se superponen los dos orbitales p_z de los dos carbonos, dando lugar a un enlace π fuera de la línea que une los dos átomos de carbono.



17. 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 BeCl₂ para el razonamiento.

(P.A.U. sep. 14)

Solución:

- 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 electrón para tener la configuración electrónica del gas noble neón. El balance de energía no permitiría que el otro átomo de flúor pierda un electrón (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 electrón y comparten el par formado. El diagrama de Lewis para la molécula de flúor sería: $:\ddot{F}:\ddot{F}:$

b) Verdadera.

Solución:

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. Se disponen en sentidos opuestos formando un ángulo de 180° . Quedan dos orbitales p sin hibridar que podrían formar parte de enlaces π .

3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 2 orbitales p. Se disponen en direcciones hacia los vértices de un triángulo equilátero formando ángulos de 120° . Queda un orbital p sin hibridar que podría formar parte de un enlace π .

4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 3 orbitales p. Se disponen en direcciones hacia los vértices de un tetraedro formando ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de $BeCl_2$

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 cloro, se forma la molécula de $BeCl_2$ que es lineal.

El diagrama de Lewis para la molécula de $BeCl_2$ es: $:\ddot{Cl}:Be:\ddot{Cl}:$

y su representación $Cl-Be-Cl$.

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo de 180° entre los enlaces.

(La molécula de $BeCl_2$ 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.

18. Justifica, razonadamente, si es cierta la siguiente afirmación: La molécula de acetileno (C_2H_2) presenta hibridación sp^2 .

(P.A.U. sep. 08)

Solución:

Falso. La hibridación es sp.

La configuración electrónica del carbono en estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$.

Aunque esta configuración explicaría la formación de dos enlaces, se supone que la promoción de un electrón 2s al orbital $2p_z$ para dar una configuración excitada: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ necesita una energía no excesivamente elevada que va a ser compensada por la formación de enlaces π , lo que justificaría el proceso.

Aun así, si el átomo de carbono mantuviese esa configuración excitada, no se justificarían los ángulos de enlace experimentales de 180° , (porque los enlaces deberían formar ángulos de 90° , al estar dirigidos en las direcciones de los ejes X, Y o Z) lo que llevó al desarrollo de la teoría de hibridación.

En esta teoría, los orbitales s, p_x , p_y y 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.

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. Se disponen en sentidos opuestos formando un ángulo de 180° . Quedan dos orbitales p sin hibridar que podrían formar parte de enlaces π .

3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 2 orbitales p. Se disponen en direcciones hacia los vértices de un triángulo equilátero formando ángulos de 120° . Queda un orbital p sin hibridar que podría formar parte de un enlace π .

4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 3 orbitales p. Se disponen en direcciones hacia los vértices de un tetraedro formando ángulos de $109,5^\circ$.

El diagrama de Lewis es: $H \times C \times : : \times C \times H$

Cada átomo de carbono está unido solo a dos átomos (el otro C y un H). No necesita más que dos orbitales híbridos sp. Para formar cada un de ellos se combina el orbital s con un orbital p. Los orbitales p que no se hibridan se usan para formar los dos enlaces π del enlace triple.

19. Justifica la geometría de las moléculas de metano (tetraédrica con ángulo de enlace de $109,5^\circ$) y de amoniaco (piramidal con ángulo de enlace de $107,3^\circ$):
- Según la teoría de hibridación de orbitales
 - 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° , 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 y p_z , soluciones de la ecuación de onda para determinadas condiciones restringidas 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 σ , por lo que los cuatro enlaces σ están separados por ángulos de $109,5^\circ$.

El caso del nitrógeno del amoniaco 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 únicamente 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 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 a repulsión electrostática clásica entre los pares enlazantes (excepto los π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° 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 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 $107,3^\circ$.

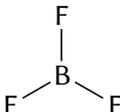
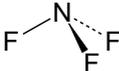
20. Aplicando la teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia, indica razonadamente, la geometría de las moléculas siguientes:
- NF_3

b) BF_3

(P.A.U. sep. 12)

Solución:

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 π) y entre los pares enlazantes y los pares no enlazantes, de forma que se dispongan lo más lejos posible. Una repulsión de dos pares da una disposición lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula	BF_3	NF_3
Átomo central	B	N
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p_x^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	$\begin{array}{c} \text{:F:} \times \text{B} \times \text{:F:} \\ \times \\ \text{:F:} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{:F:} \times \text{N} \times \text{:F:} \\ \times \\ \text{:F:} \end{array}$
Pares σ	3	3
Pares π	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 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.

21. Considera las especies químicas CS_2 , SiCl_4 y NCl_3 y responde razonadamente las siguientes cuestiones:

- Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
- Explica si las moléculas CS_2 y NCl_3 tienen o no momento dipolar.

(A.B.A.U. extr. 21, P.A.U. sep. 15)

Solución:

a)

Molécula	CS_2	SiCl_4	NCl_3
Átomo central	C	Si	N
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$3s^2 3p_x^1 3p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Diagrama de Lewis	$\text{:S}^{\cdot\cdot}\text{C}^{\cdot\cdot}\text{S}^{\cdot\cdot}$		
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	$\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{S}^{\delta-}$	$\text{Si}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$	No
Momento dipolar de la molécula	$\text{S}^{\delta-} \leftarrow \text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{S}^{\delta-}$		
	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.

La molécula de CS_2 no es polar. Es una molécula lineal en la que los momentos dipolares de los dipolos $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{S}^{\delta-}$ valen lo mismo y están dirigidos en sentidos opuestos. Su resultante es nula.

Solo 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.

22. Dadas las moléculas CH_3Cl , CS_2 , NCl_3 , 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_3Cl	CS_2	NCl_3
Átomo central	C	C	N
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

Diagrama de Lewis			
Pares σ	4	2	3
Pares π	0	2	0
Pares no enlazantes	0	0	1
Pares que se repelen	4	2	4
Disposición de los pares	tetraédrica	lineal	tetraédrica
Ángulo de enlace	$<109,5^\circ$	180°	107°
Forma de la molécula	piramidal alargada	lineal	piramidal achatada
Momento dipolar de enlace			
Momento dipolar de la molécula			

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 y 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 $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ es polar.

23. 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)

Solución:

Molécula	HCl	I_2	CH_2Cl_2
Átomo central	Cl	I	C
Configuración electrónica fundamental	$3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$	$5s^2 5p_x^2 5p_y^2 5p_z^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
Configuración electrónica excitada	$3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$	$5s^2 5p_x^2 5p_y^2 5p_z^1$	$2s^1 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

lineal con ángulos de 180° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula	BF_3	NH_3
Átomo central	B	N
Configuración electrónica fundamental	$2s^2 2p_x^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Configuración electrónica excitada	$2s^1 2p_x^1 2p_y^1$	$2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
Diagrama de Lewis	$\begin{array}{c} \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot\text{B}\cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\text{F}\cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \cdot\cdot\text{H}\cdot\cdot\text{N}\cdot\cdot\text{H}\cdot\cdot \\ \cdot\cdot\cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$
Pares σ	3	3
Pares π	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	$\text{B}^{\delta+} \rightarrow \text{F}^{\delta-}$	$\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$
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 $\text{B}^{\delta+} \rightarrow \text{F}^{\delta-}$ será polar, pero como la molécula de BF_3 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 $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$ 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 $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{N}^{\delta-}$, por lo que la molécula es polar.

25. Pon un ejemplo de una molécula que contenga:

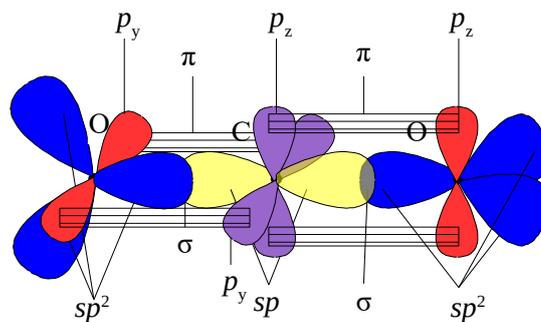
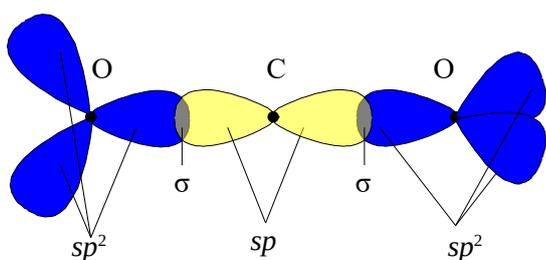
- Un carbono con hibridación sp .
- Un nitrógeno con hibridación sp^3 .

Razona todas las respuestas.

(P.A.U. sep. 12, jun. 06)

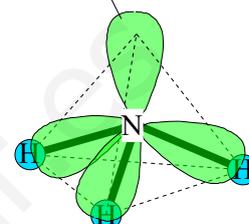
Solución:

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° . El solapamiento entre los híbridos sp del carbono y los orbitales sp^2 de los átomos de oxígeno da lugar a enlaces σ . 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 π . 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 π .

Par no enlazante



b) La hibridación sp^3 se asigna a un átomo central de nitrógeno cuando está unido a otros cuatro átomos (ion amonio $[NH_4]^+$), o a tres átomos (molécula de amoníaco 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 ion 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 N-H, se superponen un orbital híbrido sp^3 del carbono con el orbital $1s$ del hidrógeno dando lugar a un enlace σ . El par de electrones del cuarto híbrido sp^3 es un par no enlazante.

26. 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:

En la teoría de la hibridación, los orbitales s , p_x , p_y y 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 ellas llamadas orbitales híbridos.

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 . Se disponen en sentidos opuestos formando un ángulo de 180° . Quedan dos orbitales p sin hibridar que podrían formar parte de enlaces π .

3 orbitales sp^2 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 2 orbitales p . Se disponen en direcciones hacia los vértices de un triángulo equilátero formando ángulos de 120° . Queda un orbital p sin hibridar que podría formar parte de un enlace π .

4 orbitales sp^3 , formados por la hibridación de 1 orbital s y 3 orbitales p . Se disponen en direcciones hacia los vértices de un tetraedro formando ángulos de $109,5^\circ$.

Molécula de etino.

La configuración electrónica del carbono en estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$.

Aunque esta configuración explicaría la formación de dos enlaces, se supone que la promoción de un electrón $2s$ al orbital $2p_z$ para dar una configuración excitada: $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ necesita una energía no excesivamente elevada que va a ser compensada por la formación de enlaces π , lo que justificaría el proceso.

Aun así, si el átomo de carbono mantuviese esa configuración excitada, no se justificarían los ángulos de enlace experimentales de 180° , (porque los enlaces deberían formar ángulos de 90° , al estar dirigidos en las direcciones de los ejes X , Y o Z) lo que llevó al desarrollo de la teoría de hibridación.

La combinación del orbital s con uno de los orbitales p , da dos orbitales híbridos sp , en los que la función de probabilidad es máxima en los sentidos opuestos de una recta, formando un ángulo de 180° .

La hibridación sp corresponde a un átomo central unido a otros dos átomos. Como cada uno de los carbonos (excitado) puede tener 4 electrones desapareados, en configuración $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, eso supone que, al menos, uno de los enlaces, debe ser múltiple. En el etino es un enlace triple con el otro carbono y un enlace sencillo con el hidrógeno: $H - C \equiv C - H$.

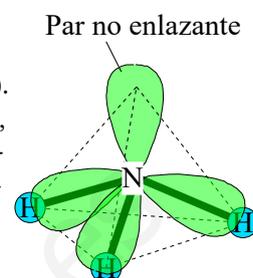
El diagrama de Lewis es: $H \times C \times : : C \times H$

La forma de la molécula es lineal, con un ángulo de 180° entre los enlaces.

Molécula de amoníaco.

La configuración electrónica del nitrógeno en estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$, que no justificaría los ángulos de enlace experimentales de 107° . (Tres enlaces deberían formar ángulos de 90° , al estar dirigidos en las direcciones de los ejes X, Y y Z). 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 $109,5^\circ$. Los tres orbitales híbridos semiocupados podrían formar enlaces con los orbitales 1s de los tres hidrógenos y el cuarto, lleno, daría un orbital no enlazante. El ángulo debería ser de $109,5^\circ$ es solo ciertas complicadas refinaciones de la teoría podrían justificar los ángulos de $107,3^\circ$.

El diagrama de Lewis es: $H \times \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{N}} \times H$

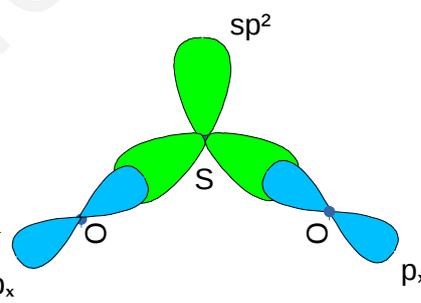


En cada uno de los tres enlaces N-H, se superponen un orbital híbrido sp^3 del nitrógeno con el orbital 1s del hidrógeno dando lugar a un enlace σ . El par de electrones del cuarto híbrido sp^3 es un par no enlazante.

Molécula de SO_2 .

La configuración electrónica del azufre en estado fundamental es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$, que no justificaría los ángulos de enlace experimentales de algo menos de 120° . (Dos enlaces deberían formar ángulos de 90° , al estar dirigidos en las direcciones de los ejes X, Y o Z). La combinación del orbital s con dos de los orbitales p, da tres orbitales híbridos sp^2 , en los que la función de probabilidad es máxima en las direcciones de los tres vértices de un triángulo equilátero, direcciones que forman entre sí ángulos de 120° . Los dos orbitales híbridos semiocupados podrían formar enlaces σ con los orbitales 2p semiocupados de los oxígenos, y el orbital p del azufre sin hibridar daría un enlace π con otro orbital p de uno de los oxígenos.

En realidad, la estructura de la molécula de SO_2 es una forma resonante entre dos estructuras: $:\ddot{O}:\overset{\cdot\cdot}{S}:\ddot{O}:$ es $\ddot{O} \times S \times \ddot{O}$, que también pueden representarse como: $\overline{O} - S \overline{O}$ y $\overline{O} = S \overline{O}$



27. Al comparar dos moléculas muy similares: CO_2 y H_2O 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 $C^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ como el $H^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ serán polares. La diferencia está en la forma de las moléculas.

La molécula de CO_2 es lineal. La TRPECV 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 electrónico de Lewis: $:\ddot{O}::C::\ddot{O}:$

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 $O^{\delta-} \leftarrow C^{\delta+} \rightarrow O^{\delta-}$ de igual valor y sentidos opuestos es nula. La molécula de CO_2 es apolar.

La molécula de H_2O es angular con un ángulo de 105° . La TRPECV 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 $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ algo menor de $109,5^\circ$. Como el momento dipolar se puede representar por un vector, la resultante de los vectores dipolares $\text{H}^{\delta+} \rightarrow \text{O}^{\delta-}$ no es nula.

La molécula de H_2O es polar.

28. Indica, justificando la respuesta, si la siguiente afirmación es cierta o falsa: La molécula CCl_4 es apolar.

(P.A.U. jun. 08)

Solución:

Cierta.

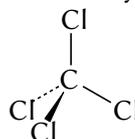
La teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia es la que da una justificación más sencilla de los ángulos de enlace. Supone que los electrones de valencia, junto con los compartidos con los de los átomos que forman enlace con él, rodean a un átomo formando parejas, en las que la 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 π) y entre los pares enlazantes 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° , tres pares dan una distribución triangular con ángulos de 120° y cuatro pares se dirigen hacia los vértices de un tetraedro con ángulos de $109,5^\circ$.

La estructura de Lewis es:



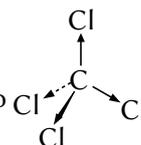
El átomo de carbono participa en cuatro enlaces σ y ningún enlace π . Hay cuatro pares que se repelen, lo

que produce una disposición tetraédrica con ángulos de $109,5^\circ$.



La forma de la molécula es tetraédrica.

El cloro es más electronegativo que el carbono, por lo que existe un momento dipolar de enlace $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$. La resultante de los momentos dipolares de los enlaces $\text{C}^{\delta+} \rightarrow \text{Cl}^{\delta-}$ se anula, debido a la simetría de la molécula. Es una molécula apolar.



● Enlace metálico

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

(A.B.A.U. extr. 18)

Solución:

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)

Solución:

- Metálico porque solo hay magnesio que es un metal. Brillo metálico, alta conductividad del calor y de la corriente eléctrica.
- 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. Las temperaturas de fusión de los halógenos que se observan experimentalmente son: F_2 , $-218\text{ }^\circ\text{C}$, Cl_2 , $-101\text{ }^\circ\text{C}$, Br_2 , $-7\text{ }^\circ\text{C}$, I_2 , $114\text{ }^\circ\text{C}$. Justifica razonadamente estos valores.

(A.B.A.U. extr. 22)

Solución:

Se consideran tres tipos de fuerzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno. Las fuerzas de dispersión o de Van der Waals están presentes en todos los compuestos covalentes. En principio son las más débiles, pero aumentan considerablemente con la masa molecular del compuesto.

Las siguientes en intensidad son las fuerzas dipolo-dipolo. Aparecen en compuestos que tengan moléculas con momento dipolar. Para que haya momento dipolar en uno enlace debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos que une. Además, las moléculas deben tener una asimetría que permita que los momentos dipolares de los enlaces no se anulen.

Las de mayor intensidad son los llamados puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno. Las presentan moléculas que contienen átomos pequeños (del segundo período) muy electronegativos (N, O y F) unidos a átomos de hidrógeno.

Ninguno de los elementos presentan ni fuerzas dipolo-dipolo ni puentes de hidrógeno. Las únicas fuerzas son las de Van der Waals, que se pueden atribuir a la aparición de dipolos instantáneos. El número de dipolos instantáneos aumenta con la cantidad de electrones, y por lo tanto, con la masa molar. Por eso la temperatura de fusión aumenta con la masa molecular del elemento. Cuanto mayor es su masa molecular, mayores son las fuerzas de Van der Waals entre las moléculas y se necesitará más energía y más temperatura para fundir el elemento.

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

(A.B.A.U. ord. 18)

Solución:

El fluoruro de hidrógeno.

Se consideran tres tipos de fuerzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno. Las fuerzas de dispersión o de Van der Waals están presentes en todos los compuestos covalentes. En principio son las más débiles, pero aumentan considerablemente con la masa molecular del compuesto.

Las siguientes en intensidad son las fuerzas dipolo-dipolo. Aparecen en compuestos que tengan moléculas con momento dipolar. Para que haya momento dipolar en un enlace debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos que une. Además, las moléculas deben tener una asimetría que permita que los momentos dipolares de los enlaces no se anulen.

Las de mayor intensidad son los llamados puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno. Las presentan moléculas que contienen átomos pequeños (del segundo período) muy electronegativos (N, O y F) unidos a átomos 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 ellas) y que las de Van der Waals, ya que contienen átomos de hidrógeno unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el flúor) y presenta momento dipolar.

La molécula de cloruro de hidrógeno no cumple el requisito para presentar puentes de hidrógeno, porque el cloro tiene un radio atómico más grande y el momento dipolar de la molécula es menor porque el cloro es menos electronegativo que el flúor. Aunque la masa molar del HCl es mayor que la del HF, el mayor valor de las fuerzas de dispersión no compensa la intensidad de la fuerza de los enlaces de hidrógeno.

Como las fuerzas intermoleculares del HF son mucho más intensas que las del HCl, su temperatura de ebullición es más alta.

3. Justifica, razonadamente, si es cierta la siguiente afirmación: 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. ord. 22, Set. 20, jun. 19, P.A.U. jun. 16, sep. 08)

Solución:

Se consideran tres tipos de fuerzas intermoleculares: de dispersión, dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno. Las fuerzas de dispersión o de Van der Waals están presentes en todos los compuestos covalentes. En principio son las más débiles, pero aumentan considerablemente con la masa molecular del compuesto.

Las siguientes en intensidad son las fuerzas dipolo-dipolo. Aparecen en compuestos que tengan moléculas con momento dipolar. Para que haya momento dipolar en un enlace debe haber una diferencia de electronegatividad entre los átomos que une. Además, las moléculas deben tener una asimetría que permita que los momentos dipolares de los enlaces no se anulen.

Las de mayor intensidad son los llamados puentes de hidrógeno o enlaces de hidrógeno. Las presentan moléculas que contienen átomos pequeños (del segundo período) muy electronegativos (N, O y F) unidos a átomos de hidrógeno.

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 ellas) y que las de Van der Waals, ya que contienen átomos de hidrógeno unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el oxígeno) y la molécula de agua es polar.

La molécula de sulfuro de hidrógeno no cumple el requisito para presentar puentes de hidrógeno, porque el azufre tiene un radio atómico más grande y el momento dipolar de la molécula es menor porque el azufre es menos electronegativo que el oxígeno. Aunque la masa molar del H₂S es mayor que la del H₂O, el mayor valor de las fuerzas de dispersión no compensa la intensidad de la fuerza de los enlaces de hidrógeno.

Como las fuerzas intermoleculares del agua son mucho más intensas que las del H₂S, su temperatura de ebullición es más alta.

Eso permite entender por qué a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura, el H₂S es un gas y el H₂O un líquido.

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](#) de [LibreOffice](#) u [OpenOffice](#) 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>	5
<u>Enlace metálico</u>	25
<u>Fuerzas intermoleculares</u>	26

www.yoquieroaprobar.es

Índice de pruebas A.B.A.U. y P.A.U.

2004.....
1. (jun.).....20
2005.....
1. (jun.).....23
2006.....
1. (jun.).....22
2007.....
1. (jun.).....24
2. (sep.).....21
2008.....
1. (jun.).....25
2. (sep.).....16, 27
2009.....
1. (jun.).....4
2. (sep.).....17
2011.....
1. (jun.).....3
2012.....
1. (jun.).....26
2. (sep.).....18, 22
2013.....
1. (jun.).....14
2. (sep.).....14
2014.....
1. (jun.).....15
2. (sep.).....5, 15
2015.....
2. (sep.).....18
2016.....
1. (jun.).....27
2. (sep.).....19
2017.....
1. (ord.).....3, 13
2. (extr.).....2, 12 s.
2018.....
1. (ord.).....11, 26
2. (extr.).....11 s., 25
2019.....
1. (ord.).....1 s., 8, 10
2. (extr.).....8
2020.....
1. (ord.).....3, 9
2021.....
1. (ord.).....1, 6
2. (extr.).....1, 18
2022.....
1. (ord.).....6, 27
2. (extr.).....4 s., 26