

4

Enlace covalente

Enlace covalente

4

PARA COMENZAR (página 95)

Investiga qué aplicaciones prácticas tiene la molécula del fullereno.

El fullereno es la tercera forma molecular más estable del carbono (después del diamante y el grafito) y puede presentarse en forma esférica o cilíndrica. La forma característica de la molécula del fullereno tiene aplicaciones en el mundo artístico y en arquitectura.

Cuando se presenta en forma cilíndrica la estructura particular que se obtiene se llama nanotubo. Los nanotubos de carbono tienen aplicaciones en física de materiales gracias a sus interesantes propiedades mecánicas, que los hacen muy duros, ligeros y resistentes. También en electrónica podemos encontrar potenciales futuras aplicaciones, ya que estos materiales tienen menor resistividad que el cobre, aunque con mucha más capacidad para conducir corriente.

Investiga. ¿Qué relación hay entre el fullereno y el grafeno?

Ambos son formas estructurales del carbono. En el grafeno, los átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes, se presentan en forma de una lámina extremadamente fina. En el fullereno los enlaces de carbono unidos entre sí dan lugar a estructuras con formas casi esféricas o cilíndricas.

¿Conoces alguna otra aplicación de las formas geodésicas de R. Fuller?

R. Fuller desarrolló la malla de pentágonos y hexágonos con fines constructivos en la década de 1950.

La primera aplicación fue para la arquitectura de cúpulas ligeras desmontables que siguen usándose hoy en día en el diseño de cúpulas, también para invernaderos o naves industriales.

Se usó por primera vez esta estructura para componer las piezas de un balón de fútbol oficial en la celebración de la IX Copa Mundial de Fútbol en México 1970. Desde entonces los balones para este deporte, y otros, se estructuran con esta geometría o variantes de la misma.

El compuesto químico con 60 átomos de carbono y forma casi esférica fue sintetizado en 1988 por Harold Walter Kroto. La identificación de la estructura fue posterior y al reconocer la forma diseñada por R. Fuller.

PRACTICA (página 96)

1. Escribe las representaciones de Lewis para los siguientes elementos: Cl, O, N, F.

Las representaciones de Lewis son las siguientes, donde los puntos representan los electrones de valencia:

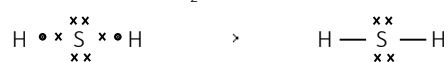


2. Estudia cómo será la fórmula de los compuestos covalentes que se forman cuando se combinan los siguientes elementos: Cl y O, H y S, N y I.

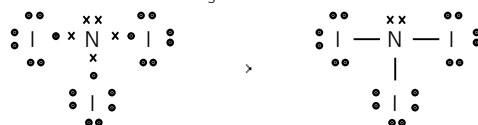
- Cloro y oxígeno: para formar estructura de gas noble, el cloro necesita compartir un electrón y el oxígeno dos. El compuesto resultante será el Cl_2O .



- Hidrógeno y azufre: para formar estructura de gas noble, el hidrógeno debe compartir un electrón y el azufre dos, por lo que el compuesto resultante será el H_2S .



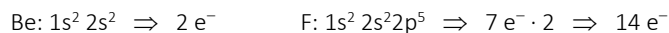
- Nitrógeno y yodo: para conseguir la estructura de gas noble, el nitrógeno necesita compartir tres electrones y el yodo uno. El compuesto resultante será el NI_3 .



ACTIVIDAD (página 97)

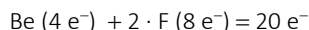
3. Dadas las moléculas BeF₂ y CH₃Cl, representa sus estructuras de Lewis.

- En el primer caso, para representar la estructura de Lewis del BeF₂ calcula los electrones de valencia de cada elemento, teniendo en cuenta los átomos que hay de cada elemento:



Resultan: $2 e^- + 14 e^- = 16$ electrones de valencia.

El átomo de berilio es una excepción ya que completa su capa de valencia con 4 e⁻, por lo que necesita 2 e⁻ para tener una configuración estable. Cada átomo de flúor necesita 1 e⁻ para alcanzar el octeto. De esta manera, el número de electrones necesarios es:



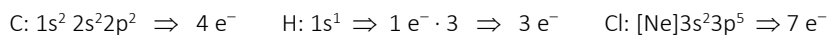
La diferencia entre los electrones necesarios para completar el octeto y el número de electrones de valencia son los electrones que formarán los enlaces y en este caso son:

$$20 e^- - 16 e^- = 4 e^-$$

Para saber el número de enlaces que se formarán divide este número de electrones entre 2 (cada enlace está formado por 2 electrones). En este caso se forman 2 enlaces, por lo que su estructura de Lewis será la siguiente:

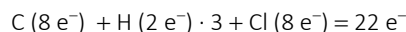


- Para conocer la estructura de Lewis del CH₃Cl calcula los electrones de valencia a partir de cada configuración electrónica:

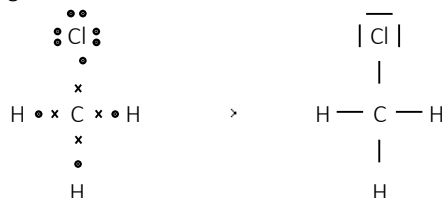


Resultan: $4 e^- + 3 e^- + 7 e^- = 14$ electrones de valencia.

Para alcanzar el octeto, el carbono necesita compartir 4 e⁻, el cloro necesita 1 e⁻ y el hidrógeno, al ser una excepción, solo necesita 1 e⁻. Por lo tanto, el número de electrones necesarios será:



La diferencia entre ambas cantidades es $22 e^- - 14 e^- = 8 e^-$. El número de enlaces es la mitad, es decir, 4 enlaces. La estructura de Lewis es la siguiente:

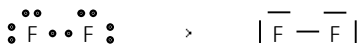


ACTIVIDAD (página 98)

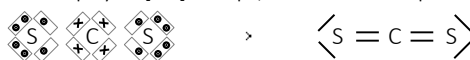
4. Dadas las siguientes moléculas: F₂; CS₂; C₂H₄; C₂H₂; N₂; NH₃. Construye sus estructuras de Lewis ¿En qué moléculas todos los enlaces son simples? ¿En qué moléculas existe algún enlace doble? ¿Y algún enlace triple?

Construye las estructuras de Lewis de cada una de las moléculas teniendo en cuenta sus configuraciones electrónicas, así como los electrones necesarios para completar el octeto. De esta manera se conoce el número de enlaces.

- Para la molécula F₂, F: 1s² 2s² 2p⁵; el flúor necesita compartir 2 e⁻ en un enlace.



- Para la molécula CS₂, C: 1s² 2s² 2p² y S: [Ne] 3s² 3p⁴; necesitan compartir 8 e⁻ en 4 enlaces.



- Para la molécula C₂H₄, C: 1s² 2s² 2p² y H: 1s¹; necesitan compartir 12 e⁻ en 6 enlaces.



4 Enlace covalente

- Para la molécula C_2H_2 , C: $1s^2 2s^2 2p^2$ y H: $1s^1$; necesitan compartir $10 e^-$ en 5 enlaces.



- Para la molécula N_2 , N: $1s^2 2s^2 2p^3$; necesita compartir 3 pares de e^- .



- Para la molécula de NH_3 , N: $1s^2 2s^2 2p^3$ y H: $1s^1$; necesitan compartir $6 e^-$ en 3 enlaces.



Las moléculas que tienen todos sus enlaces simples son: F_2 y NH_3 .

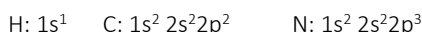
Existe un enlace doble en las moléculas de: CS_2 y C_2H_4 .

Las moléculas con algún enlace triple son: C_2H_2 y N_2 .

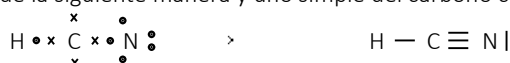
ACTIVIDADES (página 100)

5. Escribe las estructuras de Lewis para las moléculas de HCN, $CHCl_3$ y Cl_2O .

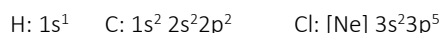
- Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de HCN:



Para completar su estructura del octeto de Lewis hay 8 electrones en 4 enlaces. Deben formar un enlace triple entre el carbono y el nitrógeno, de la siguiente manera y uno simple del carbono con el hidrógeno:



- Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de $CHCl_3$:



Para completar su estructura del octeto de Lewis hay 8 electrones en 4 enlaces. El carbono debe formar todos sus enlaces simples:



- Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de Cl_2O :



Para completar su estructura del octeto de Lewis hay 4 electrones en 2 enlaces. El oxígeno debe formar dos enlaces simples:



6. Sabiendo que el número atómico del cloro es 17, ¿por qué dos átomos de cloro tienden a juntarse para formar una molécula?

Si observas con atención en la configuración electrónica del átomo de cloro: $[Ne] 3s^2 3p^5$, puedes ver que la capa de valencia tiene 7 electrones. Es decir, necesita compartir 1 electrón para alcanzar la estructura de octeto. La manera más estable de conseguirlo es uniéndose con otro átomo de cloro para compartir un par de electrones y de esta manera formar una molécula.

7. Describe dos ejemplos de moléculas que no cumplen la regla del octeto.

Un ejemplo de molécula con octeto incompleto es la molécula de BCl_3 , donde el átomo de boro tiene solo 3 electrones en la última capa. Las configuraciones de los átomos que intervienen son:



En el boro uno de los electrones en 2s promociona a un orbital 2p vacío. La estructura de Lewis es la siguiente:



Otro ejemplo que no cumple la regla sería la molécula de PBr_5 , donde el átomo de fósforo presenta 5 en su última capa. En este caso se trata de un octeto ampliado. Las configuraciones de sus átomos son:



La estructura de Lewis sería la siguiente:

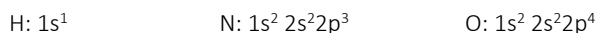


ACTIVIDAD (página 102)

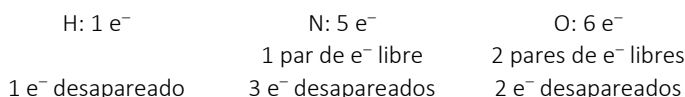
8. Representa la estructura de Lewis, mostrando todos los pares de electrones de valencia (enlazantes y no-enlazantes), de las moléculas indicadas e indica los tipos de enlace covalente que se presentan.

- a) Ácido nítrico.
- b) Ion carbonato.
- c) Disulfuro de carbono.
- d) Tetracloruro de silicio.
- e) Tricloruro de nitrógeno.
- f) Dióxido de carbono.
- g) Dióxido de azufre.

a) Ácido nítrico, HNO_3 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que componen el ácido son:



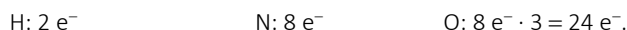
La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$1 e^- + 5 e^- + (6 e^-) \cdot 3 = 24 e^-$$

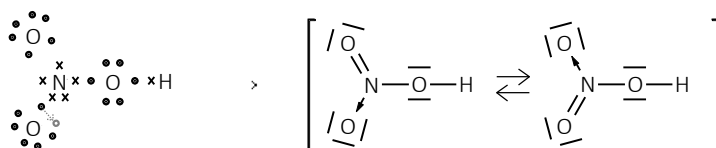
Para que cada átomo complete su octeto (recuerda que el gas noble más próximo al H es el He: $1s^2$):



Son un total de 34 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $10 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 5 enlaces. Son, por tanto, 5 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 7 pares de electrones no enlazantes.

Un enlace covalente sencillo entre hidrógeno y oxígeno. Otro enlace covalente sencillo entre oxígeno y nitrógeno. Se forma un enlace covalente doble entre uno de los átomos exteriores de O y el N. Un enlace sencillo entre el nitrógeno (átomo central) y uno de los oxígenos exteriores es un enlace simple covalente dativo, los electrones del enlace son ambos del nitrógeno. Esta falta de simetría entre los dos oxígenos exteriores se resuelve con una estructura resonante.

La estructura de Lewis del ácido nítrico es:



b) Ion carbonato, CO_3^{2-} . Las configuraciones electrónicas de los átomos que componen el ion son:



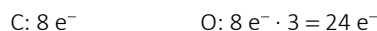
La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto y dos más por la carga del anión:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 3 + 2 e^- = 24 e^-$$

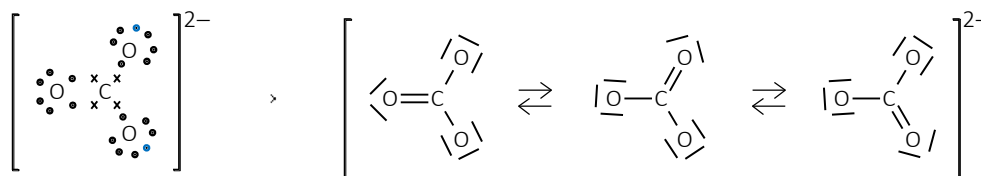
Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 32 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos junto con los dos por la carga del anión quedan 8 pares de electrones no enlazantes.

Se forma un enlace covalente doble entre uno de los átomos exteriores de O y el C. Dos enlaces sencillos entre el carbono (átomo central) y dos de los oxígenos exteriores. La estructura de la molécula del ion carbonato es resonante, puesto que se puede representar de tres maneras diferentes.

La estructura de Lewis del anión carbonato es:



c) Disulfuro de carbono, CS_2 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 16 e^-$$

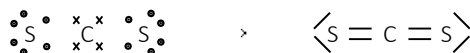
Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 4 pares de electrones no enlazantes.

La molécula presenta dos enlaces dobles con el átomo de carbono como átomo central.

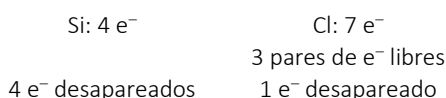
La estructura de Lewis del disulfuro de carbono es:



d) Tetracloruro de silicio, SiCl_4 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^- + (7 e^-) \cdot 4 = 32 e^-$$

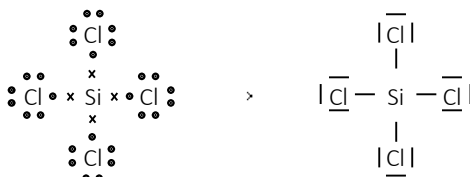
Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{Si: } 8 e^- \quad \text{Cl: } 8 e^- \cdot 4 = 32 e^-$$

Son un total de 40 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 12 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 4 enlaces covalentes simples con el silicio como átomo central.

La estructura de Lewis del tetracloruro de silicio es:



e) Tricloruro de nitrógeno, NCl_3 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:

$$\text{N: } 1s^2 2s^2 2p^3 \quad \text{Cl: } [\text{Ne}] 3s^2 3p^5$$

La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:

$$\begin{array}{ll} \text{N: } 5 e^- & \text{Cl: } 7 e^- \\ 1 \text{ par de } e^- \text{ libre} & 3 \text{ pares de } e^- \text{ libres} \\ 3 e^- \text{ desapareados} & 1 e^- \text{ desapareado} \end{array}$$

Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$5 e^- + (7 e^-) \cdot 3 = 26 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{N: } 8 e^- \quad \text{Cl: } 8 e^- \cdot 3 = 24 e^-$$

Son un total de 32 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $6 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 3 enlaces. Son, por tanto, 3 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 10 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 3 enlaces covalentes simples con el nitrógeno como átomo central.

La estructura de Lewis del tetracloruro de silicio es:



f) Dióxido de carbono, CO_2 . Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:

$$\text{C: } 1s^2 2s^2 2p^2 \quad \text{O: } 1s^2 2s^2 2p^4$$

La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:

$$\begin{array}{ll} \text{C: } 4 e^- & \text{O: } 6 e^- \\ & 2 \text{ pares de } e^- \text{ libres} \\ 4 e^- \text{ desapareados} & 2 e^- \text{ desapareados} \end{array}$$

Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 16 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:

$$\text{C: } 8 e^- \quad \text{O: } 8 e^- \cdot 2 = 16 e^-$$

Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 4 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 4 enlaces covalentes dobles con el carbono como átomo central.

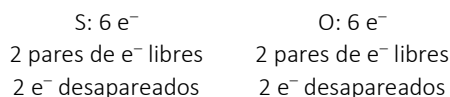
La estructura de Lewis del dióxido de carbono es:



g) Dióxido de azufre, SO₂. Las configuraciones electrónicas de los átomos que lo componen son:



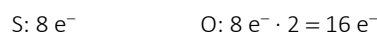
La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$6 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 18 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, 6 e⁻. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 3 enlaces. Son, por tanto, 3 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 6 pares de electrones no enlazantes.

A la vista de este resultado sería lógico pensar que en la molécula se formen un enlace doble y uno simple, pero realmente esta es una excepción al octeto, donde el átomo de azufre cierra capa con 10 electrones y la estructura quedaría de la siguiente manera:



La molécula presenta dos enlaces dobles. Habría 4 pares enlazantes y 5 pares no enlazantes.

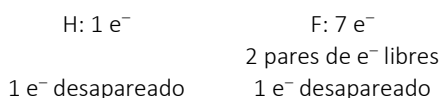
ACTIVIDADES (página 111)

9. Explica la geometría de la molécula de fluoruro de hidrógeno según la teoría del enlace de valencia y describe los enlaces presentes en ella, tipo σ o π .

Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen en la molécula de fluoruro de hidrógeno, HF:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$1 e^- + 7 e^- = 8 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:



En esta molécula tenemos un total de 8 electrones de valencia, se necesitan 10 electrones para que ambos átomos por separado completen su capa de valencia. Para conseguirlo han de compartir 2 electrones, por lo que se formará un enlace sencillo entre hidrógeno y flúor.

Al ser una molécula diatómica, la única geometría posible es **lineal**.

Según la teoría del enlace de valencia (TEV), este enlace formado se explica por el solapamiento frontal entre el orbital 1s del hidrógeno y un orbital 2p del flúor, dando lugar a **un único enlace tipo σ** .

10. Indica el tipo de hibridación del átomo central de las moléculas de trihidruro de fósforo y dicloruro de oxígeno.

- En el caso del trihidruro de fósforo o fosfina, PH₃. Los elementos que intervienen son:

Fósforo, P: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$. Tiene un par libre y tres electrones desapareados. El fósforo, que es el átomo central, necesita formar 3 enlaces covalentes con los electrones desapareados para completar el octeto. Al enlazarse se hibrida de la siguiente manera.



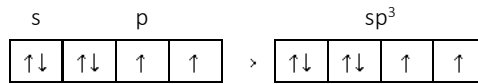
Hidrógeno, H: $1s^2$. Tiene un electrón desapareado. Cada átomo de hidrógeno necesita formar 1 enlace covalente con su electrón desapareado para conseguir la configuración electrónica del helio (gas noble más cercano).

Al enlazarse fósforo con hidrógeno, se produce la **hibridación sp^3** del átomo de fósforo.

- Para el dicloruro de oxígeno, OCl_2 . Los elementos que intervienen son:

Cloro, Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$. Tiene tres pares libres y un electrón desapareado. El cloro necesita formar 1 enlace covalente con su electrón desapareado para completar el octeto. No es el átomo central. Los dos átomos de cloro rodean al átomo central.

Oxígeno, O: $1s^2 2s^2 2p^4$. Tiene dos pares libres y dos electrones desapareados. El átomo de oxígeno, que es el átomo central, necesita formar 2 enlaces covalentes con su electrón desapareado para completar el octeto. Al enlazarse se hibrida de la siguiente manera.



Al enlazarse oxígeno con cloro se produce la **hibridación sp^3** del átomo de oxígeno.

11. Para la molécula de dióxido de carbono.

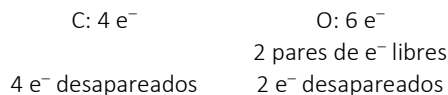
a) **Dibuja la estructura de Lewis.**

b) **Deduce y dibuja su forma geométrica indicando los ángulos de enlace aproximados de la molécula, teniendo en cuenta la hibridación del átomo central.**

- a) Para la molécula de CO_2 las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen en el compuesto son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$4 e^- + (6 e^-) \cdot 2 = 16 e^-$$

Para que cada átomo complete su octeto:



Son un total de 24 electrones. La diferencia son los electrones a compartir, $8 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 4 enlaces. Son, por tanto, 4 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos quedan 4 pares de electrones no enlazantes.

Se forman 4 enlaces covalentes dobles con el carbono como átomo central.

La estructura de Lewis del dióxido de carbono es:



- b) Para poder formar algún enlace doble debe formarse un orbital de enlace por solapamiento frontal, tipo σ , junto con otro orbital de enlace por solapamiento lateral, tipo π .

Vemos que el carbono, como átomo central, necesita formar 2 enlaces dobles, pero solamente tiene disponibles 2 electrones en el subnivel $2p$. Para poder formar los enlaces el carbono ha de promocionar un electrón del nivel $2s$ al $2p$ y de esta manera tener los 4 electrones disponibles para enlazar. Esta promoción se expresa en la tabla que sigue.



Por eso en el átomo central habrá 2 orbitales híbridos sp (negro en el dibujo) con 1 electrón en cada uno y dos orbitales p con 1 electrón en cada uno, de la siguiente manera:

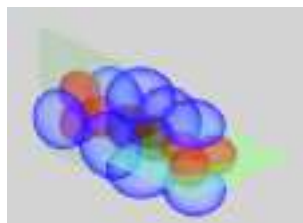


Por la hibridación en el átomo central la geometría de la molécula es lineal con un ángulo de 180º.

También hay que tener en cuenta cómo el enlace doble hibrida los orbitales del átomo del oxígeno. Cada átomo de oxígeno formará un orbital de enlace tipo σ por solapamiento frontal usando uno de sus orbitales híbridos, y otro orbital de enlace tipo π por solapamiento lateral usando un orbital p sin hibridar. Solo necesita un orbital tipo p sin hibridar, por lo que con el resto del oxígeno que formará 3 orbitales híbridos sp^2 (rojo en el dibujo). En cada átomo de oxígeno hay dos orbitales híbridos sp^2 con un par de electrones libres cada uno, un orbital híbrido sp^2 y un orbital p (estos últimos con un electrón desapareado), de la siguiente manera:



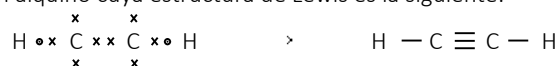
En cada molécula de CO_2 se producirán, como muestra el dibujo, dos enlaces σ con solapamiento frontal y dos enlaces π con solapamiento lateral (azul), dando lugar a dos enlaces dobles.



ACTIVIDAD (página 112)

12. Describe, justificando con la teoría de las hibridaciones, la estructura tridimensional de la molécula de etino y sus ángulos de enlace.

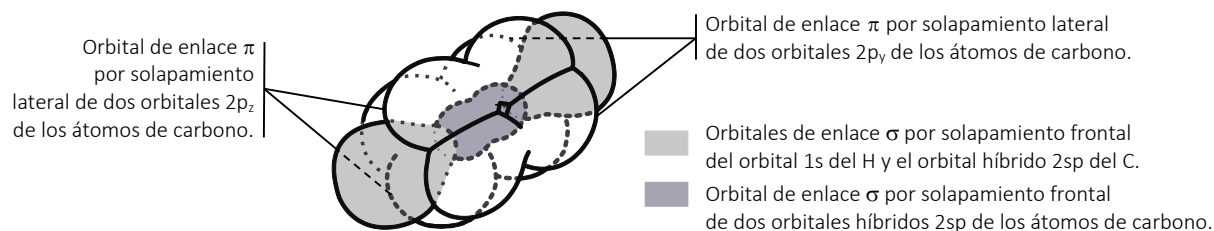
El etino o acetileno es un alquino cuya estructura de Lewis es la siguiente:



Para que cada átomo de carbono pueda formar un enlace triple y otro sencillo ha de promocionar uno de sus electrones del orbital 2s al 2p, de esta manera tiene 4 electrones disponibles para enlazar. Para que dichos enlaces puedan realizarse han de formarse dos orbitales híbridos sp y dos orbitales p con 1 electrón en cada uno, como muestra la siguiente tabla:



En cada molécula de etino se producirá, como muestra el dibujo, un orbital de enlace σ entre carbonos con solapamiento frontal y dos orbitales de enlace π entre carbonos con solapamiento lateral, dando lugar así a un enlace triple. Y un par de orbitales de enlace σ entre carbono e hidrógeno con solapamiento frontal que da lugar a un enlace simple. La geometría de la molécula es lineal con un ángulo α entre enlaces de 180º.



ACTIVIDADES (página 114)

13. Cuatro elementos (con su electronegatividad) se designan arbitrariamente como A (3,0), B (2,8), C (2,5) y D (2,1). Si se forman las moléculas AB, AC, AD y BD.

a) Clasifícalas en orden creciente por su carácter covalente. Justifica la respuesta.

b) ¿Cuál será la molécula más polar? Justifica la respuesta.

- a) El carácter covalente de una molécula se determina en función de la diferencia de electronegatividad de sus átomos. Así pues, cuanto menor sea esta diferencia mayor será el carácter covalente del enlace. Estas diferencias son:

$$AB: \Delta EN = 3,0 - 2,8 = 0,2 \qquad AC: \Delta EN = 3,0 - 2,5 = 0,5$$

$$AD: \Delta EN = 3,0 - 2,1 = 0,9 \qquad BD: \Delta EN = 2,8 - 2,1 = 0,7$$

Las moléculas indicadas ordenadas por carácter covalente creciente:

$$AD < BD < AC < AB$$

- b) La polaridad de una molécula está también relacionada con la diferencia de electronegatividad, de manera que cuanto mayor es esa diferencia, mayor polaridad tendrá la molécula. Por eso, la molécula más polar es **AD**.

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

a) El calcio y el oxígeno forman un enlace covalente polar.

b) El cloruro de rubidio presenta un mayor carácter iónico que el óxido de magnesio.

c) El cloro y el hidrógeno forman un enlace covalente apolar.

d) El potasio y el flúor forman un enlace iónico.

- a) Entre el calcio y el oxígeno, el calcio cede íntegramente sus dos electrones al oxígeno. Dicho enlace es iónico. La afirmación es **falsa**.

- b) Para conocer el carácter iónico de un enlace se calcula la diferencia de electronegatividad entre sus átomos. Compara la posición en el sistema periódico de los elementos. El oxígeno y el cloro están próximos y presentan electronegatividades parecidas (altas). Pero el magnesio presenta una electronegatividad más alta que el rubidio (aunque ambas bajas). Por tanto, el enlace que presenta mayor diferencia de electronegatividad (mayor carácter iónico) es el cloruro de rubidio. La afirmación es **verdadera**.

- c) A pesar de que el enlace entre el cloro y el hidrógeno es covalente, dicho enlace no es apolar, puesto que hay una diferencia de electronegatividades apreciable. El par de electrones que comparten se encuentra desplazado hacia el más electronegativo (cloro) haciendo que el momento dipolar sea distinto de cero. La afirmación es **falsa**.

- d) El potasio cede al flúor un electrón para quedar ambos con estructura de gas noble. La afirmación es **verdadera**.

ACTIVIDADES (página 115)

15. El tricloruro de fósforo es una molécula polar, mientras que el tricloruro de boro tiene un momento dipolar nulo. ¿Qué relación tiene la polaridad de la molécula con la hibridación del átomo central?

Para conocer la polaridad de una molécula es imprescindible conocer su geometría molecular, y esta a su vez depende de la orientación de los enlaces. Cuando existe hibridación del átomo central, en ocasiones quedan pares libres en orbitales híbridos, y, cuando esto sucede la molécula es polar, puesto que se rompe la simetría en la geometría molecular.

En el caso del BCl_3 , el átomo central posee hibridación sp^2 formando tres orbitales híbridos con un electrón en cada uno de ellos. No hay par de electrones libres. Esto da lugar a una geometría triangular plana. Los tres orbitales están en el mismo plano separados un ángulo de 120° . Se solapan con el mismo elemento, el cloro, por eso en cada enlace la diferencia de electronegatividad es la misma, así que el módulo de estos tres vectores es el mismo. Al sumar los tres dipolos se anulan entre sí, y el momento dipolar total es nulo, $\mu_T = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 = 0$.

Pero en el caso del PCl_3 el átomo central posee hibridación sp^3 , es decir, forma cuatro orbitales híbridos, tres de ellos con un electrón cada uno, y un cuarto orbital híbrido con un par de electrones libres. Este par de electrones hace que, a pesar de que la geometría de hibridación de la molécula sea tetraédrica existe una asimetría. Los tres orbitales de

enlace se orientan según una geometría piramidal trigonal. A pesar de que los tres enlaces son con el mismo elemento y la intensidad del dipolo es la misma, la orientación no es simétrica y no se anulan entre sí. Su momento dipolar, por tanto, es distinto de cero, $\mu_T = \mu_1 + \mu_2 + \mu_3 \neq 0$.

16. Si la molécula de agua es polar, ¿podría tener una estructura lineal en vez de angular como la tiene realmente? ¿Por qué?

Para que una molécula sea polar su momento dipolar total ha de ser distinto de cero, $\mu \neq 0$.

La molécula de agua tiene cierta simetría, pues se trata de un átomo de oxígeno con dos átomos de hidrógeno a ambos lados. La diferencia de electronegatividad en ambos enlaces es la misma, y ambos dipolos se dirigen hacia el centro de la molécula.

En caso de tener geometría lineal, estos dipolos se anularían entre sí. Pero no es el caso. Ya sabemos que el agua es una molécula polar, lo que hace imposible la estructura geométrica lineal.

ACTIVIDADES (página 117)

17. Observa los siguientes enlaces: C–F, O–S; P–Cl; C–N.

a) Explica en cada uno de ellos cuál es el átomo más electronegativo.

b) Usa los símbolos δ^+ y δ^- para indicar la dirección del momento dipolar.

c) Razona cuál de estos enlaces es el más polar.

a) C–F: ambos elementos son del periodo 2 del sistema periódico. El flúor está más a la derecha.

El flúor es más electronegativo.



O–S: ambos elementos son del grupo 16 del sistema periódico. El oxígeno está más arriba.

El oxígeno es más electronegativo.



P–Cl: ambos elementos son del periodo 3 del sistema periódico. El cloro está más a la derecha.

El cloro es más electronegativo.



C–N: ambos elementos son del periodo 2 del sistema periódico. El nitrógeno está más a la derecha.

El nitrógeno es más electronegativo.



c) El enlace más polar es aquel que tenga una mayor diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman el enlace. En la página 54 del libro del alumno están los datos de electronegatividad de los elementos.

$$\text{C}-\text{F}: \Delta EN = 3,98 - 2,55 = 1,43$$

$$\text{P}-\text{Cl}: \Delta EN = 3,16 - 2,19 = 0,97$$

$$\text{O}-\text{S}: \Delta EN = 3,44 - 2,58 = 0,86$$

$$\text{C}-\text{N}: \Delta EN = 3,04 - 2,55 = 0,49$$

En este caso **el enlace más polar es el C–F**, puesto que el carbono es el elemento de menor electronegatividad (2,55) y el flúor es el de mayor electronegatividad (3,98).

18. ¿Por qué la molécula de triyoduro de boro es apolar si los enlaces boro-yodo son polares?

En el triyoduro de boro, el átomo central, el boro, no tiene electrones libres. Esto da lugar a geometría molecular plana. La diferencia de electronegatividad entre el yodo (2,66) y el boro (2,04) hace que los pares de electrones enlazantes se dirijan hacia los vértices de un triángulo equilátero resultando dicha geometría molecular. Aunque los enlaces boro-yodo sean polares, el momento dipolar total o molecular resulta ser cero, $\mu = 0$, por la simetría de los enlaces y la simetría de la geometría molecular.

19. Responde justificando tu respuesta.

a) ¿Cuál es el origen de la polaridad de los enlaces covalentes?

b) ¿Es polar la molécula de tricloruro de boro?

c) ¿Es polar la molécula de tricloruro de nitrógeno?

- a) La polaridad de un enlace covalente se produce cuando los átomos enlazados de forma covalente tienen diferente electronegatividad. Existirá un par de electrones que se desplazará hacia el átomo más electronegativo y el compuesto se comportará como un dipolo eléctrico.
- b) La molécula de BCl_3 sigue una geometría triangular plana, donde el boro, siendo una excepción al octeto y completándolo con 6 electrones, se sitúa en el centro con los tres átomos de cloro en los vértices de un triángulo equilátero. La molécula de tricloruro de boro **es apolar** porque presenta simetría haciendo que el momento dipolar total sea igual a cero.
- c) En la molécula de NCl_3 se presenta una geometría tetraédrica, donde el nitrógeno se encuentra en el centro y los átomos de cloro se agrupan en tres de los vértices de un tetraedro. Al existir un par de electrones no enlazantes en el nitrógeno, la geometría de la molécula es piramidal trigonal. En este caso la molécula de tricloruro de nitrógeno **sí es polar**, puesto que los momentos dipolares no se anulan entre sí debido a esta asimetría, y el momento dipolar total resulta distinto de cero.

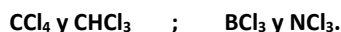
20. Indica la geometría del dicloruro de berilio y del tricloruro de fósforo. ¿Cuál de las dos moléculas será polar?

En el dicloruro de berilio, BeCl_2 , se forman dos enlaces simples entre el berilio y los dos átomos de cloro, por lo que la única geometría posible, al no quedar electrones libres en el átomo central, es la **lineal**.

En el tricloruro de fósforo, PCl_3 , se da una geometría tetraédrica, pero al quedar un par de electrones no enlazantes en el átomo de fósforo, la molécula presenta geometría **piramidal trigonal**.

Para saber cuál de las dos moléculas es polar debemos fijarnos en cuál de las dos configuraciones el momento dipolar total es distinto de cero. En el primer caso, la molécula es simétrica por lo que se anula su momento total. En el segundo caso se produce una ruptura en la simetría al existir dos electrones libres en el átomo central haciendo que su momento total sea distinto de cero, por lo tanto, **la molécula polar es la del tricloruro de fósforo**.

21. Dadas las siguientes parejas de moléculas:



a) Explica la geometría de estas moléculas de acuerdo con la teoría de repulsión de pares electrónicos.

b) Haz una predicción de la polaridad de cada molécula e indica qué molécula de cada pareja tiene mayor polaridad.

- a) Según la TRPECV, para establecer la geometría de una molécula debemos fijarnos en los pares enlazantes y no enlazantes que se encuentran en torno al átomo central, considerando las repulsiones que se puedan establecer entre dichos pares.

CCl_4 : el carbono necesita cuatro direcciones para formar enlace con el cloro, por lo que tanto su geometría de enlace como la molecular será **tetraédrica**.

CHCl_3 : el carbono necesita tres direcciones para formar enlace con el cloro y una para formar enlace con el hidrógeno, por lo que su geometría de enlace y molecular será **tetraédrica**.

BCl_3 : el boro comparte tres pares de electrones con los átomos de cloro, por lo que necesitará tres direcciones de enlace para formar la molécula, presentando una geometría de enlace y molecular **triangular plana**.

NCl_3 : el nitrógeno necesita tres direcciones para formar enlace con el cloro y una para albergar un par de electrones libres, por lo tanto, su geometría de enlace es tetraédrica y su geometría molecular será **piramidal trigonal**.

- b) La molécula de CCl_4 presenta simetría molecular, por lo que su momento dipolar total será igual a cero, siendo apolar. En el caso del CHCl_3 la molécula, aunque presenta la misma geometría tetraédrica, al estar formada por átomos de elementos con distinta electronegatividad, el momento dipolar total no se anula, por lo que será polar.

La molécula de BCl_3 al tener geometría triangular plana presenta un momento dipolar total igual a cero (molécula apolar), mientras que la molécula de NCl_3 al tener geometría molecular piramidal trigonal presentará un momento dipolar total distinto de cero resultando una molécula polar.

En ambas parejas, la mayor polaridad está representada por la molécula polar.

ACTIVIDAD (página 121)

- 22. Justifica por qué entre las moléculas de ácido etanoico (ácido acético), $\text{CH}_3\text{-COOH}$, hay enlaces de hidrógeno; mientras que no hay de este tipo entre las moléculas de dimetil éter, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.**

El enlace de hidrógeno, en química orgánica, se establece entre moléculas con grupos funcionales que contengan los sustituyentes -OH y -NH . En la molécula de ácido acético existen enlaces de hidrógeno porque el grupo -OH de una molécula del ácido forma el enlace de hidrógeno intermolecular con un oxígeno del grupo carbonilo de otra molécula de ácido acético. En el caso del dimetil éter, existe un átomo de oxígeno, pero no se encuentra enlazado con ningún átomo de hidrógeno, por lo que no forma enlaces de hidrógeno con otras moléculas de dimetil éter.

ACTIVIDADES (página 122)

- 23. Representa con un boceto la distribución de los orbitales y nombra la forma geométrica que adoptan los compuestos: metanol y metanal. Indica el valor aproximado de los ángulos de enlace alrededor del átomo central de carbono en estas moléculas. ¿Cuál es la fuerza intermolecular más importante que existe para cada sustancia en estado líquido?**

Se trata de dos moléculas orgánicas, un alcohol CH_3OH (metanol) y un aldehído CH_2O (metanal).

- Para el metanol, CH_3OH , la configuración electrónica y el número de electrones que aporta cada elemento:

C	H	O
$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^4$
$4 e^-$	$1 e^- \cdot 4 = 4 e^-$	$6 e^-$

El carbono, para poder establecer las uniones con los 3 átomos de hidrógeno y el átomo de oxígeno, producirá una hibridación sp^3 dando lugar a 4 orbitales híbridos. El oxígeno también presentará una hibridación sp^3 para poder formar dos enlaces simples, uno con el carbono y otro con el cuarto hidrógeno.

En cada molécula de metanol se producirán, como muestra el dibujo, 5 enlaces de solapamiento frontal tipo σ . La hibridación sp^3 corresponde con una geometría tetraédrica que se estructurará alrededor de los átomos de C y O de manera que siempre los ángulos entre enlaces serán próximos a **109,5º**. La distribución de orbitales es:



- Para el metanal, CH_2O , tenemos las siguientes configuraciones electrónicas y número de electrones:

C	H	O
$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^4$
$4 e^-$	$1 e^- \cdot 2 = 2 e^-$	$6 e^-$

El carbono en este caso necesita formar enlace con los dos hidrógenos y un enlace doble con el oxígeno para poder completar el octeto. Se producirá una hibridación sp^2 dando lugar a 3 orbitales híbridos. El oxígeno está al otro extremo del enlace doble, así que también presenta en este caso una hibridación sp^2 .

En cada molécula de metanal se formarán, como muestra el dibujo, 3 enlaces de solapamiento frontal tipo σ , y un enlace de solapamiento lateral tipo π de los orbitales tipo p. La geometría en torno al átomo central es triangular plana con un ángulo entre enlaces de **120º**, que se representa de la siguiente manera:



4 Enlace covalente

El metanol tiene grupo -OH con una intensa polaridad. Esto permite los **enlaces de hidrógeno entre moléculas de metanol** como fuerza intermolecular más importante en estado líquido. El metanal presenta polaridad permanente aunque más reducida. La interacción existente entre sus moléculas es el enlace dipolo-dipolo, también conocida como **fuerzas de Van der Waals entre moléculas de metanal**, como fuerza intermolecular más importante en estado líquido.

24. El tricloruro de boro es un gas, en condiciones normales de presión y temperatura, mientras que el tetracloruro de carbono es líquido, en las mismas condiciones. A partir de la forma geométrica de sus moléculas explica: su polaridad, los enlaces intermoleculares y los motivos por los que un compuesto sea gas y el otro líquido.

- El tricloruro de boro, BCl_3 , presenta geometría molecular **triangular plana** con ángulos de enlace 120° . (Ver el ejemplo de hibridación sp^2 en la página 110 del libro del alumno, cambiando el halógeno la geometría se mantiene).

A pesar de que el enlace Cl-B es polar ($\Delta EN = 3,16 - 2,04 = 1,12$), la simetría molecular dispone los enlaces de modo que la suma vectorial de los dipolos hace que su momento dipolar total sea igual a cero. La molécula es apolar. No hay dipolos permanentes. Las fuerzas intermoleculares que se establecen son las **fuerzas de London** o de dispersión.

- El tetracloruro de carbono, CCl_4 , presenta geometría molecular **tetraédrica**. Sus ángulos de enlace toman valores próximos a $109,5^\circ$. (Ver el ejemplo de hibridación sp^3 en la página 110 del libro del alumno, quitando el hidrógeno y sustituyéndolo por cloro la geometría se mantiene).

El enlace Cl-C es polar ($\Delta EN = 3,16 - 2,55 = 0,61$). Al tener simetría tetraédrica, la suma vectorial de los dipolos hace que su momento dipolar total sea nulo. La molécula también es apolar en este caso. No hay dipolos permanentes. Las fuerzas intermoleculares que se establecen serán de nuevo **fuerzas de London** o de dispersión.

Ambas moléculas son apolares y presentan simetría en su estructura. Ambas presentan el mismo tipo de fuerzas intermoleculares. La diferencia más notable entre ellas es la masa molar y como consecuencia la cantidad de electrones que contiene. $M(\text{CCl}_4) = 153,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{BCl}_3) = 117,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. La mayor presencia de electrones en las capas de valencia es la razón por la que el CCl_4 es líquido y el BCl_3 es gaseoso bajo las mismas condiciones de presión y temperatura. La mayor masa molecular del CCl_4 aumenta las fuerzas de London (dipolo inducido-dipolo instantáneo) y confiere a la molécula un mayor punto de ebullición, lo que hace que se presente en estado líquido.

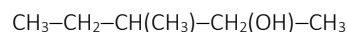
25. Explica qué tipo de fuerza intermolecular contribuye, de manera preferente, a mantener en estado líquido las siguientes sustancias:

- a) CH_3OH b) CO_2 c) Br_2

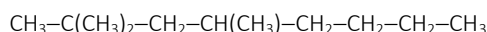
- La polaridad del enlace -OH hace que existan **enlaces de hidrógeno** entre las moléculas del CH_3OH , siendo estas fuerzas intermoleculares las responsables de que se mantenga en estado líquido.
- En el dióxido de carbono, al ser una molécula apolar, las fuerzas intermoleculares que aparecen son las **fuerzas de London** o de dispersión, lo que permitiría al CO_2 quedar en estado líquido (esto solo ocurre a presiones altas, $p > 5 \text{ atm}$, y temperaturas bajas, $T < -50 \text{ }^\circ\text{C}$; o presiones muy altas, $p > 70 \text{ atm}$, a temperatura ambiente).
- La molécula de bromo es covalente apolar y en su unión entre ellas solo pueden aparecer **fuerzas de London** o de dispersión, que son las que hacen que se encuentre en estado líquido.

26. Formula el 3-metilpentan-2-ol y el 2,2,4-trimetiloctano. Explica cuál de estos compuestos presenta enlaces intermoleculares por enlaces de hidrógeno.

Ambos compuestos son moléculas orgánicas. El 3-metilpentan-2-ol es un alcohol con la siguiente fórmula:



El 2,2,4-trimetiloctano es un alcano que presenta la siguiente fórmula:



Los enlaces de hidrógeno se forman en moléculas polares cuando un átomo de hidrógeno se une a otro átomo pequeño y muy electronegativo (nitrógeno, flúor u oxígeno). El único compuesto que podría presentar enlaces por puentes de hidrógeno es el **3-metilpentan-2-ol**, ya que presenta el sustituyente -OH .

ACTIVIDADES (página 123)

27. Los valores de los puntos de ebullición de cloro y yodo son: $T_{\text{eb.}}[\text{Cl}_2] = 239 \text{ K}$, $T_{\text{eb.}}[\text{I}_2] = 457 \text{ K}$, respectivamente. Explica esta diferencia.

Las moléculas de cloro y yodo tienen la misma estructura. Dos átomos del mismo elemento unidos mediante un enlace covalente sencillo. Es un enlace apolar. Así que ambas moléculas tienen momento dipolar nulo.

Las fuerzas intermoleculares responsables de que las moléculas se mantengan unidas son las fuerzas de London o de dispersión. Que se originan por la interacción dipolo instantáneo-dipolo inducido.

La razón por la que existe esa diferencia en los valores de las temperaturas de ebullición se debe a que a medida que aumenta el tamaño de la molécula (o la masa molecular) aumentan también las fuerzas de London. Cuanto mayor es la molécula, más lejos se encuentran los electrones del núcleo y más sencillo resulta inducir dipolos. La masa molecular del cloro ($M(\text{Cl}_2) = 70,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$) es menor que la del yodo ($M(\text{I}_2) = 253,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Por esto el segundo tiene un punto de ebullición notablemente más elevado.

28. El agua tiene una masa molecular de 18 unidades y el butano de 55 unidades, masas aproximadas. ¿Por qué, a temperatura ambiente y presión de 1 atm, el agua es líquida y el butano es gas?

Para responder a la pregunta tenemos que fijarnos en la temperatura de ebullición de cada compuesto y esta temperatura depende de las fuerzas intermoleculares que se establezcan en cada caso, de manera que:

Enlace de hidrógeno > Van der Waals (dipolo-dipolo) > London (dispersión)

En el caso del agua líquida H_2O , sus moléculas polares se unen entre sí mediante enlaces de hidrógeno y al ser una molécula relativamente pequeña, el valor de la temperatura de ebullición será elevado.

En el caso del butano $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$, que no es polar, las interacciones entre moléculas son del tipo London o de dispersión.

Aunque el butano supere en masa molecular al agua, las fuerzas que mantienen unidas las moléculas no son las mismas, y en este caso el agua, al tener enlaces hidrógeno mucho más fuertes que las fuerzas de London, puede permanecer en estado líquido a una temperatura en la que el butano ya se encuentra en estado gaseoso.

ACTIVIDADES (página 125)

29. Explica razonadamente los siguientes fenómenos:

- El fluoruro de cesio tiene un punto de fusión de 682 °C, mientras que el flúor es un gas a temperatura ambiente.**
- El cobre y el yodo son sólidos a temperatura ambiente, pero el cobre conduce la corriente eléctrica, mientras que el yodo no lo hace.**
- El butano tiene un punto de ebullición más alto que el propano.**

a) Fluoruro de cesio, CsF . El flúor y el cesio tienen electronegatividades muy diferentes, al enlazarse el flúor arrebató un electrón al cesio dando lugar a un enlace iónico. La red iónica, con enlaces entre iones, está cohesionada por fuerzas electrostáticas y es sólida. Para fundirlo es necesario suministrar valores de energía altos que consigan superar la energía reticular del cristal que de por sí es elevada por ser un sólido iónico.

El flúor, F_2 , sin embargo, es un compuesto molecular covalente. La cohesión intermolecular está dada por fuerzas de London o de dispersión, energéticamente más débiles, lo que hace que el compuesto se encuentre en forma gaseosa incluso a temperatura ambiente.

b) El cobre es un metal que posee electrones capaces de moverse libremente por su estructura y conducir la electricidad.

El yodo es un sólido covalente molecular que no permite conducir la electricidad, ya que sus electrones no están libres al formar parte del orbital de enlace covalente.

c) Tanto las moléculas de propano como las de butano son moléculas orgánicas apolares que se encuentran unidas entre sí mediante fuerzas de London o de dispersión. Para comparar puntos de ebullición debemos tener en cuenta que cuanto mayor sea la masa molecular del compuesto, mayores serán las fuerzas intermoleculares y, por lo tanto, mayor será también el punto de ebullición de la sustancia. El butano posee mayor tamaño molecular que el propano, por lo que su punto de ebullición será mayor.

30. Indica, justificando la respuesta, qué especie química (átomo, molécula o ion) ocupa los nudos de las redes de las siguientes sustancias en estado sólido: óxido de magnesio, grafito, agua y nitrógeno.

El óxido de magnesio sólido, MgO, se compone de una red formada por iones Mg^{2+} y O^{2-} unidos por enlace iónico, por lo que la especie química que se encuentra en los nudos de la red son dichos **iones**.

Para formar el grafito sólido varias redes planas, o capas, se unen superponiéndose mediante fuerzas de dispersión. En cada una de las capas los átomos de carbono se agrupan mediante enlaces covalentes donde cada uno de los **átomos de carbono** se encuentran en los nudos de dicha red, que tiene agrupación hexagonal.

En el agua, que presenta enlace covalente entre sus átomos, la fuerza intermolecular presente en el estado sólido es el enlace de hidrógeno. El agua en estado sólido (hielo) cristaliza en forma hexagonal, donde, en este caso, la **molécula de agua** es la que se encuentra en los nudos de la red.

El nitrógeno sólido es el caso de un sólido molecular. El nitrógeno se une mediante un triple enlace covalente para formar la molécula de nitrógeno, N_2 , y dichas moléculas, a su vez, se unen mediante débiles fuerzas de London para formar la red en estado sólido. En la red cada una de las **moléculas de N_2** se encontraría en los nudos.

31. Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerza de atracción debe vencerse para:

- a) Fundir cloruro de sodio. c) Hervir agua.
 b) Evaporar nitrógeno líquido. d) Fundir hierro.

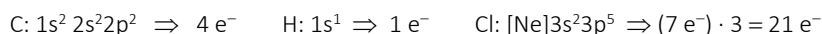
- a) El cloruro de sodio (sal común) presenta enlace iónico debido a la gran diferencia de electronegatividad entre los elementos Cl y Na. Para fundirlo han de romperse las **fuerzas electrostáticas** que unen estos iones.
- b) Las moléculas de nitrógeno están unidas por **fuerzas de London** o de dispersión, que son las que habría que vencer para conseguir evaporarlo.
- c) Las moléculas de agua son dipolos permanentes, están unidas mediante enlaces de hidrógeno. Para que el agua pasase a estado gaseoso por ebullición habría que romper dichos **enlaces de hidrógeno**.
- d) Para fundir hierro es necesario romper un **enlace metálico** entre la nube de electrones deslocalizados y los cationes de hierro que ocupan los nudos de la red cristalina.

ACTIVIDADES FINALES (página 128)

Octeto de Lewis

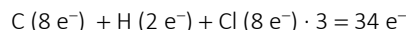
32. Mediante un diagrama de Lewis, representa las moléculas: $HC-Cl_3$ y $Cl-HC=CH-Cl$.

- Para conocer la estructura de Lewis del $CH-Cl_3$ calcula los electrones de valencia a partir de cada configuración electrónica:

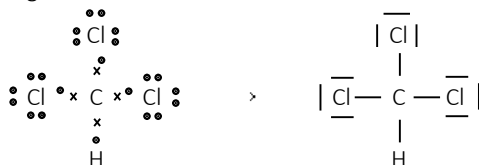


Resultan: $4 e^- + 1 e^- + 21 e^- = 26$ electrones de valencia.

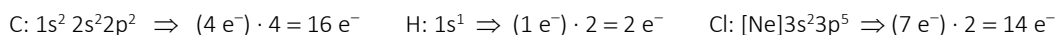
Para alcanzar el octeto, el carbono necesita compartir $4 e^-$, el cloro necesita $1 e^-$ y el hidrógeno, al ser una excepción, solo necesita $1 e^-$. Por lo tanto, el número de electrones necesarios será:



La diferencia entre ambas cantidades es $34 e^- - 26 e^- = 8 e^-$. El número de enlaces es la mitad, es decir, 4 enlaces. La estructura de Lewis es la siguiente:



- En el caso del $Cl-HC=CH-Cl$ (1,2-dicloroeteno), calcula igualmente los electrones de valencia a partir de cada configuración electrónica:



Resultan: $16 e^- + 2 e^- + 14 e^- = 32$ electrones de valencia.

Para alcanzar el octeto, el carbono necesita compartir $4 e^-$, el cloro necesita $1 e^-$ y el hidrógeno, al ser una excepción, solo necesita $1 e^-$. Por lo tanto, el número de electrones necesarios será:

$$C (8 e^-) \cdot 4 + H (2 e^-) \cdot 2 + Cl (8 e^-) \cdot 2 = 36 e^-$$

La diferencia entre ambas cantidades es $36 e^- - 32 e^- = 4 e^-$. El número de enlaces es la mitad, es decir, 4 pares de enlaces. Dos enlaces sencillos y uno doble. La estructura de Lewis es la siguiente:

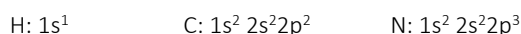


33. Dadas las moléculas: HCN, NO y BF₃.

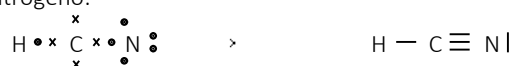
a) **Dibuja las estructuras de Lewis señalando, en su caso, los pares de electrones no compartidos.**

b) **Indica en cada caso cuál es la multiplicidad de todos los enlaces (sencillo, doble, triple).**

a) • Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de HCN:



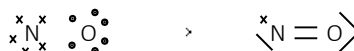
Para completar su estructura del octeto de Lewis hay 8 electrones en 4 enlaces. Deben formar un enlace triple entre el carbono y el nitrógeno, de la siguiente manera y uno simple del carbono con el hidrógeno. Y un par de electrones libres del nitrógeno:



• Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de NO:



Para la estructura de Lewis se comparten dos pares de electrones, quedando dos pares de electrones libres en el oxígeno, un par de electrones libres en el nitrógeno más un electrón desapareado libre en el nitrógeno. Su estructura de Lewis queda de la siguiente manera:



• Teniendo en cuenta las configuraciones de los átomos que componen la molécula de BF₃:



Para la estructura de Lewis se comparten 3 pares de electrones, quedando 9 pares de electrones libres o sin compartir en los átomos de flúor. La estructura de Lewis es la siguiente:



b) En el caso del HCN se da un enlace sencillo entre el C y el H y un enlace triple entre el C y el N.

En el NO se produce un enlace un enlace doble.

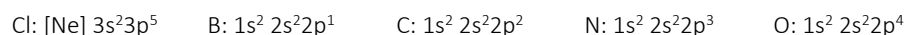
Para el BF₃ se dan 3 enlaces simples.

34. Considera los elementos boro, carbono, nitrógeno, oxígeno y cloro.

a) **Deduca la fórmula molecular más probable para los cloruros formados con los otros cuatro elementos.**

b) **Dibuja las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas resultantes.**

a) Ten en cuenta las configuraciones electrónicas de estos elementos. Así sabrás en cada caso los electrones apareados o desapareados que pueden unirse y formar enlace.



El cloro tiene 7 electrones en la capa de valencia, estando todos apareados salvo uno. Necesitará un electrón para completar el octeto, lo que indica que, al formar cloruros, normalmente compartirá un par de electrones con el átomo con el que forme enlace.

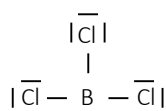
El átomo de boro tiene 3 electrones en su última capa de valencia, por lo que necesita establecer 3 enlaces (compartir 3 pares de electrones con el Cl) para alcanzar su estructura más estable. Aunque en este caso se produce una excepción al octeto. La fórmula más probable es **BCl₃**.

En el caso del carbono, cada átomo necesita 4 electrones adicionales para completar el octeto, por lo que formará 4 enlaces con el cloro compartiendo 4 pares de electrones. Su fórmula más probable es **CCl₄**.

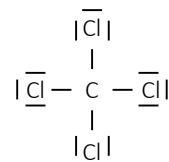
El nitrógeno tiene 5 electrones en su última capa, de los cuales 3 podrán formar enlace al estar desapareados, de manera que el nitrógeno se agrupará con el cloro para formar tricloruro de nitrógeno con la fórmula molecular **NCl₃**.

El oxígeno tiene 6 electrones en su última capa, de los cuales solo dos están desapareados. La fórmula más probable para el cloruro formado con oxígeno será **OCl₂**, donde se comparten dos pares de electrones para que tanto el oxígeno como el cloro completen el octeto.

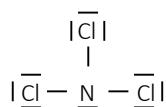
b) Las estructuras de Lewis para las moléculas anteriores son las siguientes:



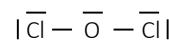
tricloruro de boro, BCl₃



tetracloruro de carbono, CCl₄



tricloruro de nitrógeno, NCl₃



dicloruro de oxígeno, OCl₂

Geometría de enlace

35. Justifica si es verdad la siguiente afirmación:

«Cuando un átomo de A se combina mediante enlaces covalentes con 3 de B, la molécula resultante, AB₃, siempre tendrá una estructura geométrica plana».

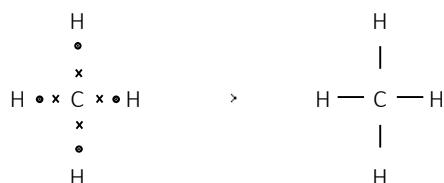
Aunque a priori pueda parecer que el átomo central se agrupará de manera que pueda formar los tres enlaces los átomos de B hacia los vértices de un triángulo equilátero, con una geometría triangular plana, en el momento en que A tenga electrones desapareados o libres, su geometría cambiará para poder albergarlos pasando a establecer una geometría piramidal trigonal. Un ejemplo donde esto sucede es el amoníaco, NH₃. Esta afirmación **no es correcta**.

36. Responde a las siguientes cuestiones:

a) **Escribe las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas: metano, amoníaco, dióxido de azufre, metanal.**

b) **¿Qué geometría cabe esperar para cada una de ellas utilizando el modelo de repulsión entre pares de electrones de la capa de valencia?**

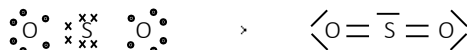
a) En el metano, CH₄, las configuraciones son C: 1s² 2s²2p² y H: 1s¹. El carbono comparte 4 pares de electrones completando así su octeto de Lewis.



Para la molécula de NH₃, N: 1s² 2s²2p³ y H: 1s¹. El nitrógeno necesita compartir 3 pares de electrones, quedando un par de electrones libres.



En la molécula de dióxido de azufre, SO₂, S: [Ne] 3s²3p⁴ y O: 1s² 2s²2p⁴, se produce una excepción al octeto donde el azufre cierra capa con 10 electrones, de manera que se forman 4 enlaces (dos dobles) y queda un par libre.



Para el metanal, CH_2O , tenemos que C: $1s^2 2s^2 2p^2$, O: $1s^2 2s^2 2p^4$ y H: $1s^1$. El carbono necesita formar enlace con los dos hidrógenos y un enlace doble con el oxígeno para poder completar el octeto.



b) Para determinar la geometría molecular con la TRPECV a partir de la estructura de Lewis y del número de electrones que posee el átomo central en la última capa, determinamos el número de direcciones de enlace que necesita para formar la molécula (contando los enlaces dobles como sencillos):

- Metano, CH_4 : el átomo central (C) tiene cuatro pares de electrones para formar 4 enlaces C–H. No tiene pares libres. Su geometría de enlace es tetraédrica y su geometría molecular también es **tetraédrica**.
- Amoniaco, NH_3 : el nitrógeno tiene 4 pares de electrones, por lo que tendrá estructura tetraédrica, pero como posee un par de electrones libres sin enlazar, su geometría molecular es **piramidal trigonal**.
- Dióxido de azufre, SO_2 : el azufre necesita tres direcciones de enlace para formar los dos enlaces y el par libre, por lo que su geometría de enlace es triangular plana mientras que su geometría molecular es **angular**.
- Metanal, CH_2O : el átomo central (C) necesita tres direcciones de enlace, para formar los tres enlaces, por lo que tanto su geometría de enlace como su geometría molecular será **triangular plana**.

37. Razona si una molécula con la fórmula AB_2 debe ser siempre lineal.

Para estudiar la geometría de una molécula podemos recurrir en este caso a la TRPECV que afirma que la orientación que adquieren las moléculas es la que provoca menor repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia. Así pues, tenemos que analizar los pares de electrones enlazantes y no enlazantes que se encuentran en la capa de valencia del átomo central.

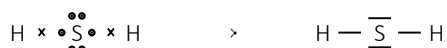
En el caso en que el átomo central tuviera dos pares de electrones enlazantes, como en el BeH_2 , la molécula sería lineal.

Si el átomo central, sin embargo, tiene dos pares de electrones enlazantes y un par de electrones no enlazantes, como en el H_2Sn , entonces la geometría en torno al átomo central sería triangular plana y la geometría molecular sería angular y no lineal, como sugiere el enunciado.

En el último caso en que hubiera dos pares de electrones enlazantes y otros dos pares libres, como en el caso del agua, la geometría molecular sería de nuevo angular, aunque esta vez derivada de una geometría tetraédrica, pero no lineal.

38. Dada la molécula de sulfuro de hidrógeno, indica el número de pares de electrones no enlazantes sobre el átomo central, su polaridad y su geometría más probable.

Teniendo en cuenta las configuraciones electrónicas de los átomos constituyentes del H_2S (H: $1s^1$; y S: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$) se ve que el átomo central, azufre, posee 6 electrones en su capa de valencia. Para formar la molécula se producirán dos pares enlazantes con los átomos de H y quedarán otros dos pares no enlazantes, como muestra su estructura de Lewis:



Debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos de H y S, el enlace H–S es polar. El átomo central, azufre, tiene dos pares de electrones no enlazantes en el átomo central. La geometría más probable para esta molécula es la angular, haciendo que el momento dipolar total sea distinto de cero, y la molécula un dipolo permanente. La geometría es similar a la de la molécula de agua.

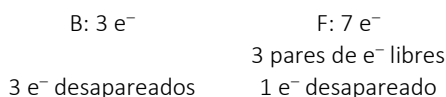
39. En relación con las especies químicas BF_3 y BF_4^- .

- Representa una estructura de Lewis para cada una de ellas.
- Determina el número de oxidación del B en ambos compuestos.
- Utiliza la teoría de TRPECV para predecir sus formas geométricas.

a) Las configuraciones electrónicas de los átomos que componen las especies indicadas son:



La cantidad de electrones que aporta la capa de valencia de cada elemento:



4 Enlace covalente

De las dos especies químicas que pide el ejercicio:

Trifluoruro de boro, BF_3 .

Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto:

$$3 e^- + (7 e^-) \cdot 3 = 24 e^-$$

La configuración más estable de cada elemento dentro del BF_3 , teniendo en cuenta que el boro es una excepción, el elemento que es estable con 6 electrones en su capa de valencia:

$$6 e^- + (8 e^-) \cdot 3 = 30 e^-$$

La diferencia son los electrones a compartir, $6 e^-$. La mitad de este número es el número de enlaces. Debe haber 3 enlaces. Son, por tanto, 3 pares de electrones de valencia enlazantes. En las capas de valencia de los átomos de flúor 9 pares de electrones no enlazantes.

Se forman tres enlaces covalentes sencillos. La estructura de Lewis es como sigue:



- b) En ambos compuestos el número de oxidación que presenta el boro es **+3**.
- c) BF_3 : el boro necesita tres direcciones para formar enlace con el flúor, por lo que tanto su geometría de enlace como la molecular es **triangular plana**.
- BF_4^- : el boro necesita cuatro direcciones para formar enlace con el flúor, así que tanto su geometría de enlace como la molecular es **tetraédrica**.

Tetrafluoruroborato(1-), BF_4^- .

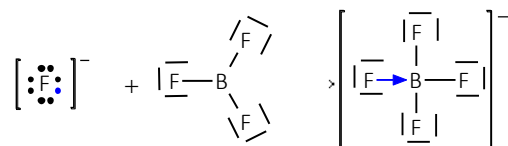
Suma todos los electrones en las capas de valencia del compuesto y añade uno por la carga del anión:

$$3 e^- + (7 e^-) \cdot 4 + 1 e^- = 32 e^-$$

La configuración más estable de cada elemento dentro del BF_4^- , teniendo en cuenta que el boro queda con un orbital vacío y que además en el anión hay un electrón extra:

$$8 e^- + (8 e^-) \cdot 4 = 40 e^-$$

En el caso del ion BF_4^- se da un enlace covalente coordinado o dativo, donde el anión fluoruro se presenta como dador y el trifluoruro de boro se presenta como aceptor con un orbital vacío, quedando la estructura de Lewis de la siguiente manera:



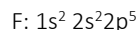
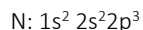
40. Aplicando la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia, indica justificadamente la geometría de las moléculas siguientes:

a) NF_3

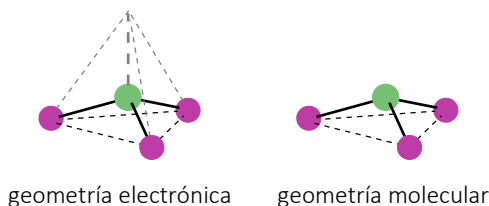
b) BF_3

Si tenemos en cuenta la TRPECV, debes fijarte en los pares de electrones enlazantes y no enlazantes que se presentan en cada molécula en torno al átomo central. De ahí deduce la geometría real considerando las repulsiones que se puedan establecer entre pares.

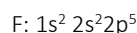
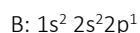
- a) Calcula las configuraciones electrónicas de los elementos en la molécula de trifluoruro de nitrógeno, NF_3 :



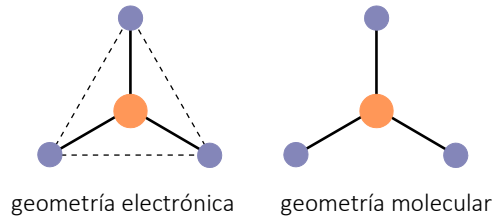
Observa que para formar la molécula se establecen en torno al átomo central, nitrógeno, 3 pares de electrones enlazantes y un par de electrones no enlazantes. La geometría electrónica es tetraédrica, pero al existir un par de electrones libres, se rompe la simetría y la geometría molecular es **piramidal trigonal**.



- b) Calcula las configuraciones electrónicas de los elementos en la molécula de trifluoruro de boro, BF_3 :



Para poder formar la molécula el boro completa su capa con 6 electrones, siendo una excepción al octeto. Se establecen en torno al átomo de B tres enlaces simples, por lo que tenemos 3 pares de electrones enlazantes y ningún par de electrones no enlazantes. La geometría electrónica y molecular en este caso es **triangular plana**.



ACTIVIDADES FINALES (página 129)

41. Dadas las moléculas HCl, KF, CF₄ y CH₂Cl₂:

- Razona el tipo de enlace presente en cada una de ellas.
- Escribe la estructura de Lewis y justifica la geometría de las moléculas que tienen enlaces covalentes.
- Justifica cuáles de ellas son solubles en agua.

a) Tipo de enlace:

- HCl. Enlace covalente formado por dos elementos electronegativos. Comparten un par de electrones.
- KF. Enlace iónico formado por dos elementos con gran diferencia de electronegatividad, metal y no metal. No se trata de una molécula, sino de una red formada por iones (el K cede un electrón al F).
- CF₄. Enlace covalente formado por dos elementos electronegativos. Comparten 4 pares de electrones.
- CH₂Cl₂. Enlace covalente, C, H y Cl elementos electronegativos. Tiene dos enlaces covalentes sencillos C–H y dos enlaces covalentes sencillos C–Cl.

b)

	Estructura de Lewis de los compuestos con enlaces covalentes	Para justificar la geometría utiliza, por ejemplo, la TRPECV
HCl	$\text{H} \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} \longrightarrow \text{H} \text{---} \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$	Se trata de una molécula con una dirección de enlace, luego su geometría de enlace y molecular será lineal .
CF ₄	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \text{F} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \times \times \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \text{C} \times \times \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \times \times \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \text{F} \cdot\cdot \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{F} \\ \text{F} \text{---} \text{C} \text{---} \text{F} \\ \text{F} \end{array}$	El átomo central necesita cuatro direcciones de enlace, por tanto, la geometría será tetraédrica. Además, como los cuatro átomos son idénticos será tetraédrica regular .
CH ₂ Cl ₂	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \text{H} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \times \times \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \text{C} \times \times \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \times \times \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \text{H} \cdot\cdot \end{array} \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{Cl} \text{---} \text{C} \text{---} \text{Cl} \\ \text{H} \end{array}$	En este caso, el átomo central necesita cuatro direcciones de enlace. Dos direcciones para formar dos enlaces C–H y otras dos para formar dos enlaces C–Cl. Por tanto, la geometría de enlace y molecular será tetraédrica .

- El agua es un disolvente polar, por tanto, serán solubles las sustancias iónicas como KF y las sustancias moleculares polares, que son HCl y CH₂Cl₂.

CF₄ es apolar aunque sus enlaces C–F sean polares, ya que la geometría de la molécula es regular. Esto hace que se cancelen y la molécula sea globalmente apolar, por lo que no sería soluble en agua.

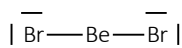
42. Justifica la geometría de las siguientes moléculas covalentes de acuerdo con la teoría de la repulsión entre los pares de electrones de la capa de valencia:

- Bromuro de berilio (dibromuro de berilio).
- Cloruro de aluminio (tricluro de aluminio).

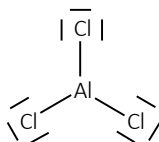
c) **Cloruro de silicio(IV) (tetracloruro de silicio).**

d) **Amoniaco (trihidruro de nitrógeno).**

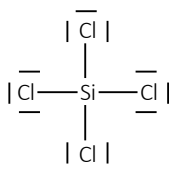
a) BeBr_2 : es una molécula regular. Tiene dos pares de electrones (de enlace). Por tanto, es **lineal**.



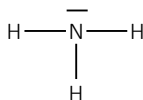
b) AlCl_3 : es una molécula regular. Tiene tres pares de electrones (de enlace). Por tanto, es **triangular plana**.



c) SiCl_4 : es una molécula regular. Tiene cuatro pares de electrones (de enlace). Por tanto, es **tetraédrica**.



d) NH_3 : tiene cuatro pares de electrones (tres de enlace y uno solitario). Es **piramidal triagonal**.



43. Considera las siguientes especies químicas N_2O , NO_2^+ , NO_2^- , NO_3^- , y responde razonadamente a las cuestiones:

a) **Representa la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas propuestas.**

b) **Predice la geometría de cada una de estas especies químicas.**

Las configuraciones electrónicas de los elementos que intervienen son:

N: $1s^2 2s^2 2p^3$ tiene 5 e^- de valencia, 3 e^- desapareados y 1 par libre.

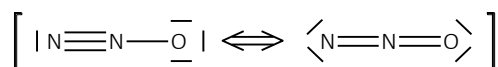
O: $1s^2 2s^2 2p^4$ tiene 6 e^- de valencia, 2 e^- desapareados y 2 pares libres.

a) Las estructuras de Lewis:

- N_2O : hay dos átomos de nitrógeno y uno de oxígeno: $(5 e^-) \cdot 2 + (6 e^-) = 16 e^-$ de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) \cdot 2 + (8 e^-) = 24 e^-$.

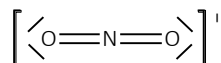
La diferencia es de 8 e^- . La mitad es el número de enlaces, 4 enlaces. Es una estructura resonante:



- NO_2^+ : hay un átomo de nitrógeno y dos de oxígeno: $(5 e^-) + (6 e^-) \cdot 2 = 17 e^-$ en el compuesto neutro. Como es un ion positivo hay que restar un electrón (carga), luego hay 16 e^- de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) + (8 e^-) \cdot 2 = 24 e^-$.

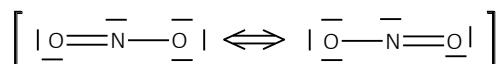
La diferencia es de 8 e^- . La mitad es el número de enlaces, 4 enlaces:



- NO_2^- : hay un átomo de nitrógeno y dos de oxígeno: $(5 e^-) + (6 e^-) \cdot 2 = 17 e^-$ en el compuesto neutro. Como es un ion negativo hay que sumar un electrón (carga), luego hay 18 e^- de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) + (8 e^-) \cdot 2 = 24 e^-$.

La diferencia es de 6 e^- . La mitad es el número de enlaces, 3 enlaces. Es una estructura resonante:

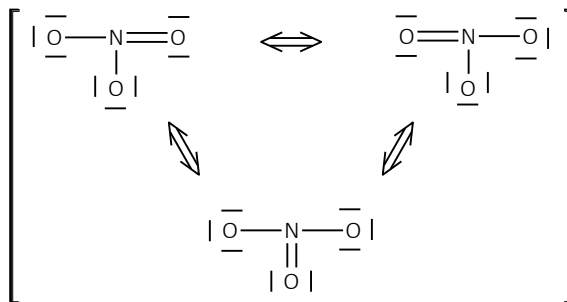


4 Enlace covalente

- NO_3^- : hay un átomo de nitrógeno y tres de oxígeno: $(5 e^-) + (6 e^-) \cdot 3 = 23 e^-$ en el compuesto neutro. Como es un ion negativo hay que sumar un electrón (carga), luego hay $24 e^-$ de valencia.

Para que cada átomo complete su octeto por separado: $(8 e^-) + (8 e^-) \cdot 3 = 32 e^-$.

La diferencia es de $8 e^-$. La mitad es el número de enlaces, 4 enlaces. Es una estructura resonante:



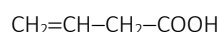
b) Geometría:

Compuesto	Pares e^-	Pares enlazantes	Pares libres	Geometría
N_2O	4	4 (triple + simple; 2 dobles)	0	Lineal
NO_2^+	4	4 (2 dobles)	0	Lineal
NO_2^-	4	3 (doble + simple)	1	Angular
NO_3^-	4	4 (doble + 2 simples)	0	Triangular plana

Hibridación

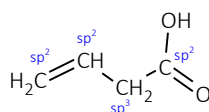
- 44.** Escribe la fórmula del ácido but-3-enoico. Indica la hibridación de cada uno de los carbonos. Señala un enlace polarizado indicando la carga parcial de cada átomo en el mismo (δ^+ y δ^-). Razona el carácter ácido del compuesto.

La fórmula de ácido but-3-enoico es:

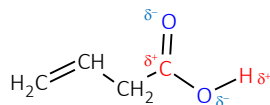


Se puede ver que hay un enlace doble entre dos átomos de carbono y también que hay un grupo carboxilo. En los grupos carboxilo hay un doble enlace entre el carbono y uno de los oxígenos.

En los compuestos orgánicos, un átomo de carbono que solo forma enlaces sencillos utiliza una hibridación sp^3 . Un átomo que solo forma un enlace doble se hibrida en sp^2 . Los carbonos 1, 3 y 4 tienen hibridación sp^2 . El segundo carbono presenta hibridación sp^3 .



Un enlace polarizado es aquel en el que los dos átomos tienen diferentes electronegatividades. Las electronegatividades son: H (2,20); C (2,55); y, O (3,44). En este caso tendríamos enlaces polarizados en el grupo ácido: C=O ($\Delta EN = 0,89$); y, O-H ($\Delta EN = 1,24$). El enlace C-H está escasamente polarizado ($\Delta EN = 0,35$) y podemos despreciarlo.



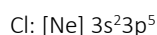
El carácter ácido del compuesto es gracias a la alta electronegatividad del oxígeno en el grupo carboxilo -COOH. El carbono cargado positivamente aumenta la polarización del enlace O-H, lo que favorece su ionización.

45. A la luz de la teoría del enlace de valencia:

a) Describe las moléculas de Cl₂ y N₂.

b) Justifica si en alguna de ellas se presentarán enlaces tipo σ o π y en qué número.

a) Cada molécula Cl₂ contiene 2 átomos de cloro. La configuración electrónica del elemento es:



Utiliza un orbital tipo p con 1 e⁻ desapareado dispuesto a formar un enlace sencillo. También tiene tres pares libres.

Así, en la molécula hay dos átomos de cloro unidos por un enlace simple en un orbital de enlace, donde cada uno comparte el electrón desapareado.

Cada molécula N₂ contiene 2 átomos de nitrógeno. La configuración electrónica del elemento es:



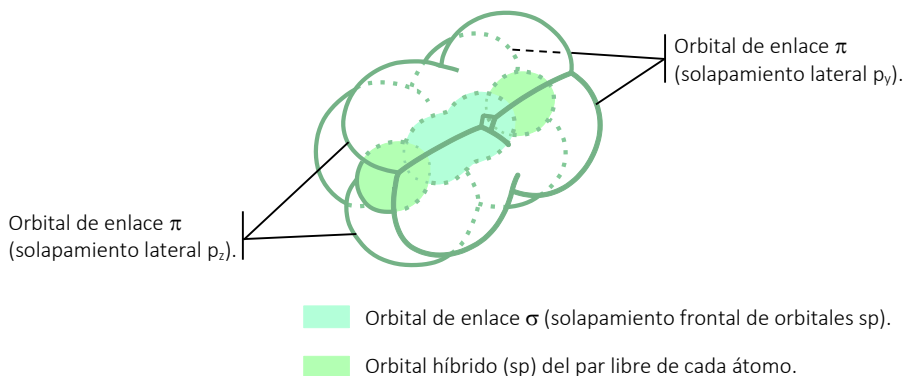
Tiene un par libre. También tiene tres electrones desapareados dispuestos a formar 1 enlace triple.

Así, en la molécula hay dos átomos de nitrógeno unidos por un enlace triple en tres orbitales de enlace, donde cada átomo aporta para compartir los tres electrones desapareados.

b) Para el gas cloro, cada uno de los átomos de cloro tiene un orbital semiocupado, con un electrón desapareado, al unirse se combinan ambos orbitales en un orbital de enlace por solapamiento frontal, un orbital de enlace σ (Cl-Cl). Geometría molecular lineal.

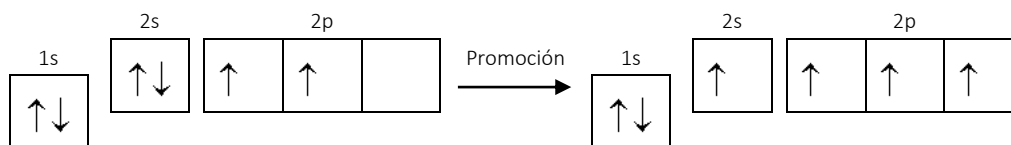


En el caso de la molécula de gas nitrógeno, N₂, hay tres electrones desapareados y se forma un enlace triple. Se forma un orbital de enlace por solapamiento frontal tipo σ y otros dos orbitales de enlace por solapamiento lateral tipo π (N≡N). Triple enlace con geometría de hibridación lineal y geometría molecular también lineal.



46. Dibuja las moléculas de etileno (eteno) y etano, indicando el tipo de hibridación de los átomos de carbono en cada uno de ellos. Justifica por qué la energía del enlace carbono-carbono es mayor ($612 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) en el etileno (eteno) que en el etano ($348 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).

En los átomos de carbono, con 4 electrones en la capa de enlace, tiene lugar la promoción de un electrón de 2s a 2p:

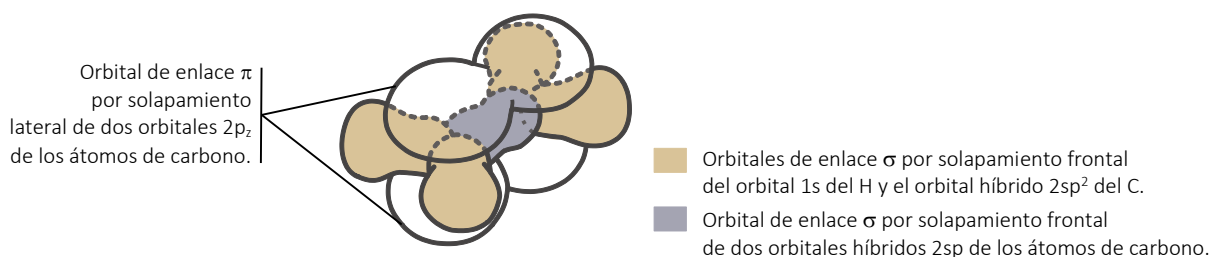


En el etano todos los enlaces son simples. Estos enlaces se dan por solapamiento frontal, no hay solapamientos laterales. Por eso en los átomos de carbono del etano se producen hibridaciones sp^3 .

Se forma un enlace simple tipo σ (solapamiento frontal) entre los átomos de carbono y otros seis enlaces σ entre los átomos de carbono e hidrógeno. 0



En el eteno hay un enlace doble. Estos enlaces se dan con un solapamiento frontal tipo σ y otro lateral tipo π . Por eso en los átomos de carbono del etano se producen hibridaciones sp^2 . Además se forman cuatro enlaces σ entre los átomos de carbono e hidrógeno.



La energía de enlace de un doble enlace (donde hay que romper dos orbitales de enlace) es mayor que la energía de un enlace sencillo (donde solo hay que romper un orbital de enlace). El eteno tiene un doble enlace C=C mientras que el etano tiene un enlace simple C-C. La energía del enlace carbono-carbono es mayor en el eteno.

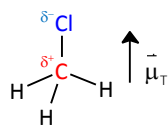
Polaridad

47. Explica la geometría de las siguientes moléculas: CH_3Cl , NH_3 , BeCl_2 y PCl_5 , e indica la polaridad de las mismas.

- CH_3Cl . En este caso, el átomo central necesita cuatro direcciones de enlace. Tres direcciones para formar tres enlaces C-H y otra para formar un enlace C-Cl. Por tanto, la geometría de enlace y molecular será tetraédrica. Cuatro pares de electrones enlazantes que forman entre sí ángulos de $109,5^\circ$.

Átomo central: 4 pares de enlace	Geometría electrónica: tetraédrica	Geometría molecular: tetraédrica

Dada la geometría de la molécula y la gran polaridad del enlace (C–Cl), el momento dipolar total de la misma no se anula y, por tanto, la molécula será polar $\mu_T \neq 0$.



- La molécula de amoníaco, NH_3 , tiene geometría de enlace tetraédrica, ya que tiene cuatro direcciones de enlace para alojar el par de electrones libre los tres pares de enlace, y geometría molecular piramidal. Los enlaces con cada átomo de hidrógeno forman entre sí ángulos de 107° .

$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$		
Átomo central: 3 pares de enlace y 1 par libre	Geometría electrónica: tetraédrica	Geometría molecular: piramidal trigonal

Los enlaces N–H son polares, dada la geometría no regular de la molécula (debido al par de electrones libres), se evita que los momentos dipolares de los tres enlaces se compensen unos con otros y el momento dipolar de la misma no se anula y, por tanto, la molécula será polar $\mu_T \neq 0$.

- BeCl_2 . Tiene dos pares de electrones en torno al átomo central que forman dos pares enlazantes: ángulo de 180° . Por lo que tiene geometría de enlace y molecular lineal.

$\begin{array}{c} \\ \text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl} \\ \end{array}$	$\text{Cl} - \text{Be} - \text{Cl}$	
Átomo central: 2 pares de enlace	Geometría electrónica: lineal	Geometría molecular: lineal

Los enlaces Be–Cl son polares pero al ser una molécula lineal, los momentos dipolares de sus dos enlaces se compensan y la molécula es apolar.

- PCl_5 . Bipirámide trigonal: cinco pares de electrones enlazantes alrededor del átomo central. Tres de ellos en el plano horizontal formando ángulos de 120° entre sí; y los otros dos en el eje vertical formando ángulos de 90° con los demás.

Átomo central: 5 pares de enlace	Geometría electrónica: bipiramidal trigonal	Geometría molecular: bipiramidal trigonal

Los enlaces P–Cl son polares pero la molécula es apolar debido a su geometría regular que hace que se anulen los momentos dipolares.

48. Considera las siguientes moléculas: agua, fluoruro de hidrógeno, hidrógeno gaseoso, metano y amoníaco. Contesta justificadamente.

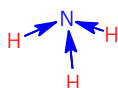
- ¿Cuál o cuáles son polares?
- ¿Cuál presenta enlaces más polares?

c) ¿Cuál presenta enlaces menos polares?

d) ¿Cuál o cuáles pueden presentar enlace de hidrógeno?

a) Polaridad:

- Agua, H_2O : es una molécula angular. Los enlaces polares no se anulan, sino que se suman vectorialmente. Por eso **las moléculas de agua son polares**.
- Fluoruro de hidrógeno, HF: forma un enlace covalente polar. Los átomos de H y F tienen diferente electronegatividad. Por tanto, **las moléculas de HF son polares**.
- Hidrógeno gaseoso, H_2 : forma un enlace covalente apolar. Los dos átomos de H tienen la misma electronegatividad. **Las moléculas de H_2 son apolares**.
- Metano, CH_4 : es una molécula tetraédrica regular. Los enlaces polares se anulan y **las moléculas de CH_4 son apolares**.
- Amoníaco, NH_3 : los enlaces N–H son polares, dada la geometría no regular de la molécula (piramidal trigonal), se evita que los momentos dipolares de los tres enlaces se compensen unos con otros y el momento dipolar de la misma no se anula, **las moléculas de NH_3 son polares**.



b) H–F debido a la gran diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

c) H_2 que está formada por dos átomos iguales y la diferencia de electronegatividad es nula.

d) El enlace de hidrógeno se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo (N, O, F). Luego, pueden presentar enlace de hidrógeno: NH_3 , H_2O y HF.

ACTIVIDADES FINALES (página 130)

49. Responde razonando la respuesta.

a) Indica la geometría de las siguientes moléculas: tricloruro de boro y sulfuro de hidrógeno.

b) ¿Cuáles de ellas son polares?

a) Geometría:

- Tricloruro de boro, BCl_3 : B tiene 3 e^- de valencia y comparte 1 par de electrones con cada Cl. El B es el átomo central y tiene alrededor 3 pares de enlace. Según la TRPECV, necesita 3 direcciones de enlace, geometría electrónica triangular plana. La geometría molecular coincide con la electrónica.

Átomo central: 3 pares de enlace	Geometría electrónica: triangular plana	Geometría molecular: triangular plana

- Sulfuro de hidrógeno, H_2S : S tiene 6 e^- de valencia. El S es el átomo central y forma dos enlaces sencillos con los dos H. Tiene, además, dos pares libres que sumados a los pares de enlace hace que tenga cuatro direcciones de enlace, en una geometría electrónica tetraédrica, pero con geometría molecular angular (ángulo de 104°).

Átomo central: 2 pares de enlace y 2 pares libres	Geometría electrónica: tetraédrica	Geometría molecular: angular

b) Polaridad.

- Aun siendo sus enlaces Cl–B polares la molécula es apolar debido a su geometría simétrica.
- Por lo anterior podemos decir que la molécula de H₂S es polar, ya que los enlaces S–H son polares y no se anulan por la geometría molecular angular.

50. Un compuesto de fórmula XCl₃ es apolar. Teniendo en cuenta este dato, razona sobre la posibilidad de que X sea uno de los siguientes elementos: aluminio, nitrógeno, fósforo o magnesio. Razona la respuesta.

- Aluminio, Al: tiene 3 e⁻ de valencia. Compartiría 1 par de electrones con cada Cl. El Al sería el átomo central y tendría alrededor 3 pares de enlace. Geometría electrónica triangular plana. La geometría molecular coincide con la electrónica. Al tener una geometría simétrica, la molécula será apolar aunque los enlaces sean polares.
- Nitrógeno, N: tiene 5 e⁻ de valencia. Compartiría 1 par de electrones con cada Cl y tendría, además, un par libre por lo que la geometría de la molécula no será simétrica y, por tanto, la molécula resultante será polar. Luego, el nitrógeno no puede ser el elemento que estamos buscando.
- Fósforo, P: tiene 5 e⁻ de valencia. Por el mismo motivo que el nitrógeno, el fósforo tampoco podría ser ya que daría como resultado una molécula polar.
- Magnesio, Mg: tiene 2 e⁻ de valencia. El resultado de la unión sería con dos átomos de cloro, Cl, luego no puede ser tampoco el elemento que estamos buscando.

Por tanto, el único elemento posible es el **aluminio**.

Enlace entre moléculas

51. A partir de los datos en la tabla indica razonadamente:

Propiedad física	Sustancias	
	H ₂ O	H ₂ S
Punto de ebullición normal (°C)	100	-60,7
Punto de fusión normal (°C)	0	-85,5

a) La sustancia con fuerzas intermoleculares más intensas.

b) El tipo de fuerzas intermoleculares que presenta cada una de las sustancias.

a) La presencia de fuerzas intermoleculares hace que sea necesario mayor aporte de energía en los cambios de estado. De los datos de la tabla se deduce que esto ocurre en el agua, ya que sus cambios de estado ocurren a mayor temperatura (mayor energía) que los cambios de estado del sulfuro de hidrógeno.

b) Como ambas moléculas son polares, las posibles fuerzas intermoleculares son: Van der Waals y enlace de hidrógeno.

El enlace de hidrógeno se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo (N, O, F). Luego, H₂O presenta enlace de hidrógeno.

El H₂S forma moléculas semejantes a las del agua pero el átomo central S es más grande y menos electronegativo. Luego, H₂S presenta enlace Van der Waals.

52. Los puntos de ebullición normales del HF y HCl son 293 K y 188 K, respectivamente. Los valores de la electronegatividad de los elementos son: $EN(F) = 4,0$; $EN(Cl) = 3,0$; $EN(H) = 2,1$. Indica, de forma razonada:

a) La sustancia que presenta las fuerzas intermoleculares más intensas.

b) El tipo de fuerzas intermoleculares presentes en cada una de las sustancias.

- a) La presencia de fuerzas intermoleculares hace que sea necesario mayor aporte de energía en los cambios de estado. De los datos disponibles se deduce que son más intensas estas fuerzas en el **HF**, ya que su punto de ebullición es más elevado (mayor energía) que el del HCl.
- b) Siendo ambas moléculas polares, como puede fácilmente deducirse de los datos de electronegatividad, cabe esperar enlaces de hidrógeno o fuerzas de Van der Waals.

El enlace de hidrógeno se da entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo, como el fluor; luego, HF presenta enlace de hidrógeno.

En cambio, el cloro es más grande y menos electronegativo, por lo que no presenta enlace de hidrógeno sino enlace Van der Waals.

53. Razona cuál de las siguientes sustancias presenta unas fuerzas intermoleculares mayores:

a) Amoniaco.

b) Fosfano.

c) Arsano.

d) Agua.

e) Gas hidrógeno.

Explica cuáles son las consecuencias de ello. ¿Se pueden licuar y solidificar todas las especies citadas? Razona las causas.

- Amoniaco, NH_3 . Es una molécula polar. Sus enlaces están formados por un átomo de hidrógeno unido a un átomo pequeño y muy electronegativo. Por tanto, las fuerzas intermoleculares que habrá entre ellas serán de enlace de hidrógeno.
- Fosfano, PH_3 . Es una molécula polar. Sus enlaces están formados por un átomo de hidrógeno unido a un átomo de fósforo, de mayor tamaño y menos electronegativo que el nitrógeno, por lo que no presenta enlace de hidrógeno sino enlace Van der Waals.
- Arsano, AsH_3 . Al igual que el fosfano, presenta enlace Van der Waals.
- Agua, H_2O . El agua, al igual que el amoniaco, presenta enlace de hidrógeno.
- Gas hidrógeno, H_2 , forma un enlace covalente apolar, luego su interacción es de tipo London.

Los enlaces de hidrógeno son las mayores fuerzas intermoleculares, así que **agua** y **amoniaco** son las sustancias que presentan estas fueras de mayor intensidad.

Las sustancias que presentan enlace de hidrógeno tienen puntos de ebullición y de fusión más altos. Esto es así porque la energía necesaria para deshacer los enlaces intermoleculares es mayor en aquellas sustancias que presentan enlaces de hidrógeno.

Sí, todas las sustancias se pueden licuar y solidificar, ya que todas las sustancias presentan algún tipo de fuerza intermolecular ya sea fuerte o débil.

Propiedades físicas en función de las fuerzas de enlace

54. Explica por qué:

a) El agua tiene un punto de ebullición más alto que el sulfuro de dihidrógeno.

b) $C_{20}H_{42}$ tiene un punto de ebullición más alto que C_4H_{10} .

- a) Las sustancias que presentan enlace de hidrógeno, como el agua, tienen puntos de ebullición y de fusión más altos. Esto es así porque la energía necesaria para deshacer los enlaces intermoleculares es mayor en aquellas sustancias que presentan enlaces de hidrógeno, no como el sulfuro de dihidrógeno que presenta enlace de Van der Waals.

- b) Estas moléculas no son polares, por lo que sus interacciones serían de tipo London (dispersión). Estas fuerzas son mayores a medida que aumenta la masa molecular de la sustancia. Por tanto, la temperatura de ebullición del $C_{20}H_{42}$ será mayor que la del C_4H_{10} debido a que su masa molar es mayor.

55. Contesta, razonando la respuesta, sobre las especies químicas NaCl, Cl_2 , CH_4 y Fe:

a) ¿Qué tipo de enlace cabe esperar en cada una?

b) ¿Cuál será el estado de agregación de cada una?

c) ¿Cuáles se disolverán en agua?

a) Tipo de enlace:

- El cloruro de sodio, NaCl, es un sólido iónico formado por cationes Na^+ y aniones Cl^- unidos por fuerzas electrostáticas. El Na cede un electrón al Cl, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- El cloro, Cl_2 , es una molécula covalente gaseosa. Los átomos de cloro se encuentran unidos por un enlace covalente en el que comparten un par de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por fuerzas tipo London (dipolo instantáneo - dipolo inducido).
- El metano, CH_4 , es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlaces covalentes con cada hidrógeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar.
- Hierro, Fe, es un sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica. No hay uniones intermoleculares ya que no hay moléculas.

a) Estado de agregación suponiendo condiciones normales:

- NaCl. Sólido.
- Cl_2 . Gaseoso.
- CH_4 . Gaseoso.
- Fe. Sólido.

b) Solubles:

- NaCl. Soluble.
- Cl_2 . Insoluble en disolventes polares como el agua.
- CH_4 . Insoluble en disolventes polares como el agua.
- Fe. Insoluble.

56. Dados los compuestos NaF, CH_4 y CH_3OH :

a) Indica el tipo de enlace.

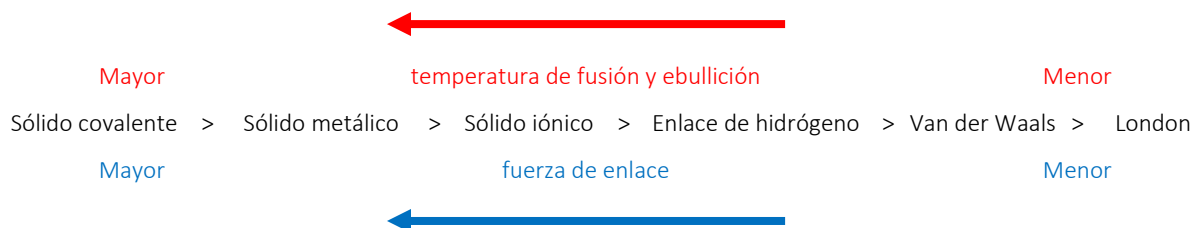
b) Ordena de mayor a menor según su punto de ebullición, razonando la respuesta.

c) Justifica la solubilidad o no en agua.

a) Tipo de enlace:

- El fluoruro de sodio, NaF, es un sólido iónico formado por cationes Na^+ y aniones F^- unidos por fuerzas electrostáticas. El Na cede un electrón al Cl, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- El metano, CH_4 , es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlace covalente con cada hidrógeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar.
- El metanol, CH_3OH , es una molécula covalente. El átomo de carbono se encuentra unido por enlaces covalentes a cada hidrógeno y al radical $-OH$. Las fuerzas que se establecen entre las moléculas son del tipo enlace de hidrógeno, al tener el grupo funcional $-OH$. Esto le permite permanecer en estado líquido a temperatura ambiente.

b) La temperatura de ebullición depende del tipo de fuerzas intermoleculares que según el orden de intensidad es:



La respuesta correcta sería:



c) La solubilidad en el agua es posible gracias a la polaridad de las moléculas del soluto. Una molécula polar se disuelve bien en agua, una molécula apolar no se disuelve. Según esto:

- NaF, soluble.
- CH₄, insoluble.
- CH₃OH, soluble.

57. Explica razonadamente qué tipo de enlace o fuerzas intermoleculares se han de superar para fundir los siguientes compuestos: sulfato de sodio, dióxido de carbono, metano y aluminio. ¿Cuál es su estado de agregación a 25 °C? Justifica la respuesta.

- Sulfato de sodio, Na₂SO₄, es un sólido iónico formado por cationes Na⁺ y aniones SO₄²⁻ unidos por fuerzas electrostáticas. Cada átomo de sodio cede su electrón al anión, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. Luego, se tendrían que romper los enlaces iónicos entre los aniones y los cationes. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- Dióxido de carbono, CO₂, es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlace covalente doble con cada oxígeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar. Luego, se tendrían que romper las uniones intermoleculares (fuerzas de London) y nunca se romperían los enlaces covalentes en el interior de la molécula.
- El metano, CH₄, es una molécula covalente gaseosa. El átomo de carbono se encuentra unido por enlace covalente con cada hidrógeno, comparten 4 pares de electrones. Las múltiples moléculas se encuentran unidas por interacciones de tipo London (dispersión) al ser una molécula apolar. Luego, se tendrían que romper las uniones intermoleculares (fuerzas de London) y nunca se romperían los enlaces covalentes en el interior de la molécula.
- Aluminio, Al, es un sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica. Luego, sería necesario romper la red metálica, no hay uniones intermoleculares ya que no hay moléculas.

A temperatura ambiente, 25 °C, el sulfato de sodio y el aluminio son sólidos y el dióxido de carbono y el metano son gases.

58. Considera las sustancias Br₂, HF, Al y KI.

- a) Indica el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
- b) Justifica si conducen la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
- c) Escribe las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- d) Justifica si HF puede formar enlaces de hidrógeno.

a) Tipo de enlace:

- El bromo, Br₂, es una molécula covalente gaseosa. Los átomos de bromo se encuentran unidos por un enlace covalente en el que comparten un par de electrones.

- Fluoruro de hidrógeno, HF: forma un enlace covalente polar. Los átomos de H y F tienen diferente electronegatividad y comparten un par de electrones.
 - Aluminio, Al, es un sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica. Luego, sería necesario romper la red metálica, no hay uniones intermoleculares ya que no hay moléculas.
 - El yoduro de potasio, KI, es un sólido iónico formado por cationes K^+ y aniones I^- unidos por fuerzas electrostáticas. El K cede un electrón al I, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. No hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.
- b) Conductividad eléctrica:
- Br_2 . Nula.
 - HF. Prácticamente nula en estado puro. O conductora, en disoluciones apropiadas (en H_2O).
 - Al. Conductividad eléctrica alta.
 - KI. Alta (fundida o en solución), con descomposición de la sustancia (electrolisis).
- c) Representamos la estructura Lewis de las sustancias covalentes: Br_2 y HF.
- $$\begin{array}{c} \overline{\text{Br}}-\overline{\text{Br}} \\ | \qquad | \end{array} \qquad \begin{array}{c} \overline{\text{F}}-\text{H} \\ | \end{array}$$
- d) Las moléculas se encuentran unidas por enlace de hidrógeno ya que son polares y contienen un átomo de hidrógeno y un átomo pequeño y muy electronegativo, flúor.

59. Explica por qué las siguientes frases son verdaderas.

- a) **El cloruro de sodio funde a 800 °C, mientras que el Cl_2 es gaseoso a temperatura ambiente.**
- b) **El diamante está formado solo por átomos de carbono y no conduce la electricidad.**
- a) La temperatura de fusión de los sólidos cristalinos, como el NaCl (sólido iónico), siempre serán mayores que para los compuestos moleculares como el Cl_2 (molécula covalente), ya que la temperatura de fusión será mayor cuanto mayor sea la fuerza de enlace. Además, las moléculas de cloro se encuentran unidas por fuerzas tipo London (dipolo instantáneo-dipolo inducido) que son las fuerzas intermoleculares más débiles, de ahí que se encuentre en estado gaseoso a temperatura ambiente.
- b) El diamante es un sólido cristalino covalente formado por átomos de carbono. Debido a su estructura compacta no conduce la electricidad al no haber movilidad electrónica a través de los enlaces de los átomos.

60. Dados los compuestos SiO_2 , $MgCl_2$ y CCl_4 , responde razonadamente a las siguientes preguntas:

- a) **¿Qué compuesto es soluble en benceno?**
- b) **¿Qué fuerzas se han de romper para disolver $MgCl_2(s)$ en agua?**
- c) **¿Qué fuerzas hay que romper para evaporar $CCl_4(l)$?**
- d) **¿Qué compuesto es el más duro de los tres?**
- a) El benceno es una molécula covalente apolar. Vemos las características de los compuestos y estudiamos la solubilidad de estos en benceno.
- El SiO_2 es una red cristalina covalente, es decir, la entidad mínima que compone la sustancia es un átomo. Los compuestos atómicos no se disuelven debido a su estructura compacta.
 - $MgCl_2$ es un sólido iónico. Los sólidos iónicos en general son solubles en disolventes polares. Luego, $MgCl_2$ no es soluble en benceno.
 - CCl_4 es una molécula covalente apolar. Las moléculas covalentes apolares son solubles en disolventes apolares. Luego, **CCl_4 es soluble en benceno.**
- b) $MgCl_2$ es un sólido iónico formado por cationes Mg^{2+} y aniones Cl^- unidos por fuerzas electrostáticas. El Mg cede dos electrones, uno a cada Cl, estableciendo una estructura de red tridimensional con iones en los nudos. Luego, se tendrían que romper los **enlaces iónicos** entre los aniones y los cationes. No habría fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas.

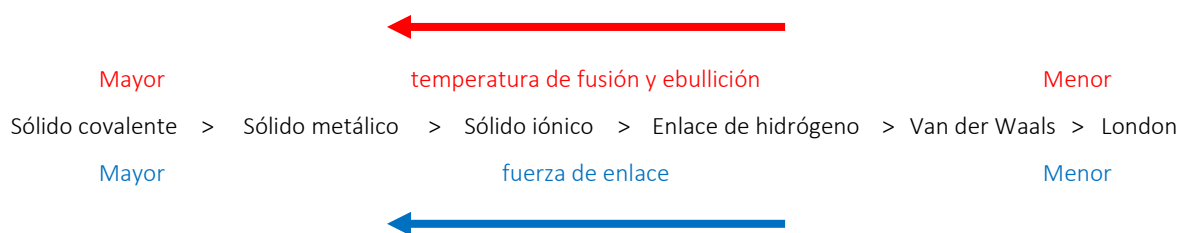
- c) Para pasar de $\text{CCl}_4(l)$ a $\text{CCl}_4(g)$ hay que romper las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas, en este caso, al tratarse de moléculas covalentes apolares, las **fuerzas intermoleculares tipo London**.
- d) El que tiene mayor fuerza de enlace y, por consiguiente, más dureza. El SiO_2 , que es un sólido covalente.

61. Para las siguientes sustancias: cloruro de sodio, agua, oxígeno y cobre:

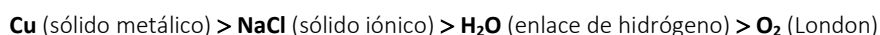
a) **Ordénalas en función de su punto de fusión, justificando la respuesta con el tipo de enlace y fuerzas intermoleculares presentes en cada una de ellas.**

b) **Indica cuáles de ellas están constituidas en estado sólido por moléculas, cuáles por átomos y cuáles por iones.**

a) El orden de las temperaturas de cambio de estado depende de la intensidad de las fuerzas que unen las partículas:



La respuesta correcta sería:



b) NaCl: sólido iónico formado por cationes Na^+ y aniones Cl^- .

H_2O : moléculas covalente polares.

O_2 : moléculas covalentes apolares.

Cu: sólido metálico formado por cationes inmersos en un mar de electrones unidos por fuerzas electrostáticas estableciendo una red metálica.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 132)

INTERPRETA

1. Qué papel desempeña el secador al peinarse después de una ducha o un baño.

Crea calor y ambiente húmedo que rompe los puentes salinos, lo que hace que el cabello sea moldeable. Además, si utilizamos el secador para secar el pelo la alfa queratina del pelo se puede transformar en beta queratina.

2. Investiga sobre la fortaleza de los diferentes tipos de enlace químico en el interior del cabello.

Las fibras del cabello están compuestas por cientos de aminoácidos que se unen longitudinalmente mediante enlaces covalentes en los llamados enlaces peptídicos (estructura primaria). Son los enlaces más fuertes.

La cadena de aminoácidos se ordena en espiral gracias a los enlaces de hidrógeno en diferentes puntos de la misma cadena (estructura secundaria).

Además, las cadenas también están unidas mediante cuatro tipos principales de enlaces transversales de cadena a cadena:

- Enlaces de azufre: formados por átomos de azufre. Son relativamente fuertes, son los principales responsables de la resistencia natural que ofrece el cabello a los tratamientos químicos.
- Enlaces salinos o electrovalentes: son los más fuertes, unen transversalmente las cargas positivas y negativas de las cadenas de aminoácidos.
- Fuerzas de Van der Waals: son las más débiles. Estos enlaces unen la cadena de aminoácidos de la corteza.

3. La queratina es la proteína estructural para cabello y uñas. Además, otros animales tienen tejidos con esta proteína estructural. Investiga y haz una lista de dónde se encuentra la queratina en otros animales.

La queratina constituye la parte fundamental de las capas más externas de la epidermis de los vertebrados y de sus derivados, como plumas, pelos, cuernos, uñas, pezuñas, etc., a la que deben su resistencia y su dureza.

REFLEXIONA

4. ¿Es posible moldear el cabello a voluntad una sola vez para dejarlo permanentemente en la forma deseada?

La respuesta es no, pues las condiciones de humedad influyen en el comportamiento de los puentes salinos o los puentes disulfuro. La humedad es variable y, por tanto, el moldeado no es permanente más que por unos pocos días.

5. ¿Qué hace que la consistencia del cabello sea diferente de unas personas a otras?

La firmeza del cabello se debe a una macromolécula llamada queratina. El pelo será más consistente si el superenrollamiento mantiene unidas las dos queratinas. Pero si el ambiente favorece la ruptura de los puentes salinos, o los disulfuro, esta estructura se debilita y el cabello se hace moldeable.

6. Los cosméticos empleados para deshacer y reconstruir los puentes disulfuro, ¿pueden ser perjudiciales?

Respuesta abierta.