

CUESTIÓN 1.- a) Escribe las estructuras de Lewis para el BF₃, NF₃ y F₂CO.

b) ¿Cuál será la geometría de estas moléculas?

c) ¿Qué enlaces de los que forma el flúor en las moléculas anteriores es más polar?

d) ¿Cuál o cuáles de estas moléculas son polares?

DATOS: Z (B) = 5; Z (C) = 6; Z (N) = 7; Z (O) = 8; Z (F) = 9.

Solución:

a) El enlace covalente entre dos átomos exige la compartición de uno o más pares de electrones desapareados, consiguiendo ambos átomos estructura de gas noble.

El nitrógeno tiene en su último nivel la estructura electrónica 2s² 2p³ y el flúor 2s² 2p⁵. Para escribir la estructura de Lewis del NF₃ se siguen los siguientes pasos:

1. Determinar los electrones de valencia de los cuatro átomos suponiéndoles estructura electrónica de gas noble; $n = 8 (N) + 3 \cdot 8 (F) = 32$ electrones:
2. Calcular los electrones de valencia de los cuatro átomos; $v = 5 (N) + 3 \cdot 7 (F) = 5 + 21 = 26 e^-$:
3. Hallar los electrones de enlace; $c = n - v = 32 - 26 = 6$ electrones:
4. Calcular los electrones solitarios: $s = v - c = 26 - 6 = 20$ electrones.

La estructura de Lewis es:



En la molécula BF₃, la configuración electrónica de la capa de valencia del boro, átomo central, es 2s² 2p¹, promocionando un electrón desde el orbital 2s al 2p para adquirir covalencia 3 (3 electrones desapareados 2s¹ 2p²); mientras que el flúor, con configuración electrónica en su última capa de valencia 2s² 2p⁵ presenta covalencia 1 (1 electrón desapareado). La estructura de Lewis para la molécula, teniendo presente que en la molécula de BF₃ el átomo de B posee un octeto



electrónico incompleto, 3 pares de electrones en vez de 4, es:

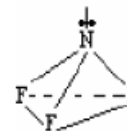
En la molécula F₂CO, el carbono se une por enlace covalente simple a los dos átomos de flúor, y por enlace covalente doble al oxígeno. Su estructura de Lewis es:



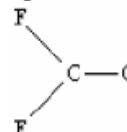
b) Según la teoría de orbitales híbridos, el átomo de boro en la molécula, BF₃, emplea 3 orbitales híbridos sp² para unirse a los 3 átomos de flúor, y como esta hibridación dirige los orbitales híbridos hacia los vértices de un triángulo equilátero, donde se sitúan los pares de electrones compartidos, la geometría de la molécula es plana triangular con el átomo de B en el centro del triángulo.



Para la molécula NF₃, en la que el átomo de nitrógeno emplea 4 orbitales híbridos sp³, dirigidos hacia los vértices de un tetraedro regular, la existencia de un par de electrones no compartidos sobre el N, distorsiona la estructura tetraédrica y la molécula adopta una geometría piramidal trigonal.



En la molécula F₂CO, el átomo de carbono utiliza 3 orbitales híbridos sp² para unirse mediante 3 enlaces covalentes tipo σ a los dos átomos de flúor y al oxígeno, y el electrón libre que aún le queda en un orbital atómico 2p, lo utiliza en formar un enlace covalente, tipo π, al solapar, lateralmente, con un orbital atómico 2p del oxígeno, al que queda un electrón desapareado. Al igual que la molécula de BF₃, con la misma hibridación, la geometría de esta molécula es plana triangular con el átomo de C en el centro del triángulo.



c) El más polar de los enlaces que forma el flúor es el de la molécula BF₃, pues la diferencia de electronegatividad entre el flúor y el boro es la mayor.

d) La polaridad de una molécula viene dada por el valor, distinto de cero, del momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces. Esto depende de la geometría de la molécula, y por ello, la molécula BF₃ con estructura geométrica simétrica, es apolar por ser cero la suma de los momentos dipolares de sus enlaces.

Por el contrario, las moléculas NF₃ y F₂CO, con geometrías piramidal con un par de electrones no compartidos sobre el átomo de nitrógeno, y plana triangular, presentan un momento dipolar resultante distinto de cero, siendo por ello moléculas polares. (En la molécula F₂CO, la polaridad del enlace F — C es, debido a la mayor diferencia de electronegatividad entre los átomos F-C que O-C, más intensa y, por ello, a pesar de ser la molécula plana triangular, el momento dipolar resultante es distinto de cero y la molécula es polar).

2

CUESTIÓN 1.- De las siguientes moléculas: H₂O, CO₂ y NH₃, responde, razonadamente, las cuestiones:

- Dibuja su estructura de Lewis.
- Describe su forma geométrica.
- ¿Serán moléculas polares?

a) En la molécula de agua, H₂O, la configuración electrónica de la capa de valencia del oxígeno es 2s² 2p⁴, poseyendo 2 electrones desapareados (covalencia 2), cada uno de los cuales se emplea en unirse a un átomo de hidrógeno.

Por ello, la estructura de Lewis de la molécula es: $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$

En la molécula de dióxido de carbono, CO₂, la configuración electrónica de la capa de valencia del carbono es 2s² 2p², poseyendo covalencia 4 (4 electrones desapareados al promocionar uno de los 2s al 2p sin electrón, y combinarse linealmente dichos orbitales para formar 2 orbitales híbridos sp). Los dos orbitales híbridos solapan linealmente con uno de los orbitales 2p¹ de cada oxígeno, y los dos orbitales 2p¹ del C solapan lateralmente con cada orbital 2p¹ de cada O. De esta forma, el carbono se une mediante un doble enlace a cada átomo de oxígeno.

La estructura de Lewis de la molécula es: $:\ddot{\text{O}}::\text{C}::\ddot{\text{O}}:$

En la molécula de amoníaco, NH₃, la configuración electrónica de la capa de valencia del nitrógeno es 2s² 2p³, poseyendo covalencia 3 (3 electrones desapareados) y un par de electrones no compartidos. Cada uno de los electrones desapareados se emplea en unirse a un átomo de hidrógeno, por

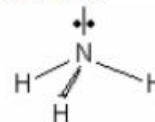
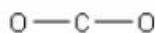
lo que su estructura de Lewis es: $\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$

b) Según el método RPECV, para que la interacción entre los pares de electrones compartidos y libres sea mínima, estos se dirigen hacia determinadas zonas del espacio, y de su orientación depende la geometría de la molécula.

En la molécula de agua, H₂O, en la que el átomo de oxígeno posee dos pares de electrones no compartidos y otros dos formando enlace, los átomos de H y O adquieren una geometría angular con un ángulo de unos 104°.

En la molécula de dióxido de carbono, CO₂, en la que el átomo de carbono sólo posee pares de electrones compartidos, los átomos de O y C forman un enlace de 180°, siendo su geometría lineal.

En la molécula de amoníaco, NH₃, el par de electrones no compartidos se sitúa sobre el N, y los 3 átomos de H en los vértices de un triángulo, por debajo del N, siendo su geometría piramidal.



c) Debido a su geometría, las moléculas de agua y amoníaco son polares por presentar momento dipolar resultante, es decir, la suma de los momentos dipolares de sus enlaces es distinto de cero.

Por el contrario, la molécula de dióxido de carbono es apolar por neutralizarse los momentos dipolares de sus enlaces, es decir, el momento dipolar resultante es cero.

3

CUESTIÓN 2.- Considera los elementos A, B y C cuyos números atómicos son, respectivamente, 11, 15 y 17. Discute razonadamente la fórmula molecular más probable, así como el tipo de enlace (covalente o iónico) que se formará entre las siguientes parejas de elementos:

- A y C.
- B y C.

Solución:

a) Las configuraciones electrónicas de los átomos correspondientes a los elementos propuestos son: A (Z = 11): 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹; B (Z = 15): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³; C (Z = 17): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵;

a) La configuración electrónica de los átomos del elemento A indica que se trata de un alcalino, que adquiere la configuración electrónica del gas noble más próximo cediendo un electrón. Los átomos del elemento C gana un electrón para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo. Los iones estables de estos elementos son A⁺ y C⁻, siendo la fórmula del compuesto que forman AC, y el enlace que los unen iónico (fuerza de naturaleza electrostática que atrae a los iones).

b) La configuración electrónica de los átomos del elemento B indica que se trata de un no metal, por lo que adquiere configuración electrónica del gas noble más próximo ganando, compartiendo o dando tres electrones. El ión más estable es B³⁻, por lo que al unirse a iones C⁻ forman el compuesto de fórmula BC₃, y al compartir un átomo del elemento B sus 3 electrones con 3 átomos del elemento C, el enlace que forman es covalente.

CUESTIÓN 2.- Considera las siguientes moléculas CCl_4 , F_2O y NCl_3 . Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Dibuja su estructura de Lewis.
- Describe su forma geométrica.
- Clasifica las moléculas anteriores como polares o apolares.

a) El átomo de C con 4 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica $2s^2 2p^2$, después de promocionar uno de los electrones 2s al orbital vacío 2p, adquiere la configuración electrónica en su capa de valencia $2s^1 2p^3$, pudiendo formar cuatro enlaces covalentes, es decir, obtiene covalencia 4.

El átomo de O con 6 electrones en su capa de valencia y configuración electrónica $2s^2 2p^4$, forma dos enlaces covalentes y queda con dos pares de electrones libres, es decir, presenta covalencia 2.

El átomo de N con 5 electrones en su capa de valencia posee covalencia 3, lo que indica que puede formar 3 enlaces covalente y queda con un par de electrones libres.

De lo expuesto se deduce que la estructura de Lewis de cada una de las moléculas es:



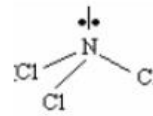
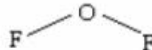
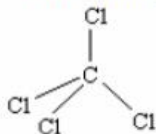
b) Los tres átomos centrales de las moléculas C, O y N por combinación lineal de los orbitales atómicos 2s y 2p, forman cuatro orbitales híbridos sp^3 , equivalentes energéticamente y dirigidos, desde el átomo central hacia los vértices de un tetraedro. Dependiendo de la existencia o no de pares de electrones libres en el átomo central si la geometría de la molécula es tetraédrica o derivada de ella.

En la molécula CCl_4 , los cuatro orbitales híbridos se ocupan por pares de electrones compartidos, cuatro enlaces covalentes, siendo la geometría de la molécula tetraédrica.

En la molécula OF_2 , dos de los orbitales híbridos lo ocupan pares de electrones libres y otros dos por pares de electrones de enlace, siendo la molécula, debido a la repulsión entre los pares de electrones libres y de enlace, angular, con un ángulo de enlace de unos 107° .

La molécula NCl_3 tiene tres orbitales híbridos ocupados por pares de electrones de enlace y uno por un par de electrones libres, siendo la geometría de la molécula, por las repulsiones entre los pares de electrones libres y compartidos, piramidal trigonal.

Estas son las geometrías de las moléculas:



c) La molécula CCl_4 , debido a su geometría regular, presenta un momento dipolar resultante de los momentos dipolares de enlace igual a cero, por lo que es apolar.

En las otras dos moléculas, su geometría y existencia de pares de electrones libres, hace que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces sea distinto de cero, lo que indica que las moléculas son polares.

5

CUESTIÓN 1A.- Explica razonadamente, justificando la respuesta, si son ciertas las afirmaciones siguientes:

- El Cl_2O es una molécula apolar.
- La primera energía de ionización del potasio es menor que la del litio.
- El triyoduro de boro, BI_3 , es de geometría triangular plana, mientras que el triyoduro de fósforo, PI_3 , es piramidal trigonal.

Solución:

a) Falsa. La estructura de Lewis para la molécula es :Cl:O:Cl: y la existencia en el átomo de

oxígeno, átomo central de la molécula, con dos pares de electrones libres, induce a que su geometría sea angular, debido a la orientación en el espacio de los pares de electrones enlazantes y libres, para conseguir que la repulsión entre ellos sea mínima. Esto, unido a que los enlaces $\text{Cl}-\text{O}$ son polares, hace que el momento dipolar resultante de la molécula sea distinto de cero y, por tanto, que la molécula sea polar.

b) Verdadera. El potasio y el litio son dos metales alcalinos que se encuentran situados en el primer grupo del sistema periódico. El litio aparece en el periodo segundo y el potasio en el cuarto, por lo que, debido a que el último electrón se encuentra mucho más alejado del núcleo en el potasio que en el litio, la fuerza atractiva núcleo-electrón más externo es mucho menor en el potasio que en el litio, necesiándose, por ello, mucha menos energía para arrancar el electrón del potasio que del litio.

c) Verdadera. En el trióxido de boro el átomo central no posee ningún par de electrones libres, por lo que, la orientación en el espacio de los pares de electrones enlazantes se dirige hacia los vértices de un triángulo equilátero siendo, por ello la geometría de la molécula plana triangular.

Por el contrario el fósforo, en la molécula trióxido de fósforo, aparece con un par de electrones no compartido, lo que provoca que la orientación de los pares de electrones enlazantes y libres se dirijan, partiendo del fósforo, hacia los vértices de un tetraedro. En los vértices de la base se ubican los átomos de yodo y en el superior el par de electrones no compartido, lo que proporciona a la molécula la geometría piramidal trigonal.

6

CUESTIÓN 1 B.- a) Representa la estructura de Lewis del tricloruro de nitrógeno, NCl_3 , describe razonadamente su geometría, representala y justifica si esta molécula es o no polar.

b) A partir de los datos anteriores y teniendo en cuenta la posición relativa del N y del P en la tabla Periódica, indica si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones referidas a la molécula de PCl_3 .

b₁) Al átomo de P le rodean tres pares de electrones.

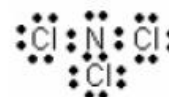
b₂) El átomo de P no presenta ningún par de electrones solitarios.

b₃) La distribución de pares electrónicos alrededor del átomo de P es tetraédrica.

b₄) El PCl_3 presenta una geometría trigonal plana.

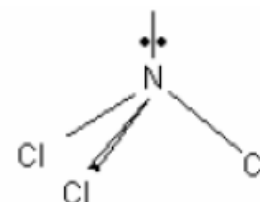
DATOS: N (Z = 7); Cl (Z = 17); P (Z = 15).

a) El N, átomo central de la molécula, posee la siguiente configuración electrónica en su capa de valencia N: $2s^2 2p^3$, con tres electrones desapareados (uno en cada uno de los orbitales atómicos 2p), y un par de electrones apareados en el orbital 2s. El cloro posee en su capa de valencia la configuración electrónica Cl: $3s^2 3p^5$, con un orbital 3p con un electrón desapareado. Para conseguir la configuración electrónica del siguiente gas noble, el átomo de N se une compartiendo un par de electrones con tres átomos de Cl, siendo la estructura de Lewis de la molécula:



Según el método de repulsión de pares de electrones del nivel de valencia, RPENV, los pares de electrones compartidos y libres que rodean al átomo central, se orientan en el espacio alejándose lo más posible para conseguir la menor repulsión entre ellos. De esta orientación depende la geometría de la molécula.

En el caso de la molécula NCl_3 , desde el átomo de nitrógeno los pares de electrones compartidos y libres se dirigen hacia los vértices de un tetraedro regular, situándose el par libre en el vértice superior y los compartidos en los vértices de la base, donde se unen a los átomos de cloro. Debido a la mayor interacción entre el par libre y los pares compartidos, el tetraedro sufre una pequeña distorsión cerrándose los ángulos Cl — N — Cl y adoptando la molécula la geometría piramidal trigonal.



Aunque los átomos de N y Cl poseen la misma electronegatividad y, por ello, los enlaces N — Cl son apolares, debido al momento dipolar del par de electrones libres la molécula es polar.

b) b₁) Falsa. Por encontrarse los elementos N y P en el mismo grupo de la tabla periódica, el 15, los átomos de estos elementos poseen la misma configuración electrónica en su capa de valencia, por lo que, en la molécula de PCl_3 el átomo de P se encuentra rodeado por cuatro pares de electrones, tres de ellos compartidos con los átomos de Cl y el otro libre.

b₂) Falsa. Como se ha expuesto en el apartado anterior, el átomo de P posee un par de electrones libres o no compartidos en la molécula PCl_3 .

b₃) Verdadera. Lo mismo que le ocurre a la molécula NCl_3 , el método RPENV indica que los pares de electrones compartidos y libres se orientan en el espacio tetraédricamente.

b₄) Falsa. Si la geometría de la molécula PCl_3 fuese plana trigonal no podría contener el par de electrones libres, por lo que, al igual que le ocurre al tricloruro de nitrógeno, la geometría de esta molécula es piramidal trigonal.

CUESTIÓN 1.- A partir de las estructuras de Lewis de las siguientes especies químicas OCl_2 , NCl_3 , NH_4^+ y CCl_4 , responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Deduce la geometría de cada una de las especies químicas propuestas.**
- Justifica, en cada caso, si la especie química tiene o no momento dipolar.**

a) La configuración electrónica de la capa de valencia de los átomos que conforman cada una de las moléculas es O: $2s^2 2p^4$; Cl: $3s^2 3p^5$; N: $2s^2 2p^3$; H: $1s^1$; C: $2s^2 2p^2$; y a partir de estas configuraciones electrónicas se deduce fácilmente la estructura de Lewis de las moléculas. En efecto: en la molécula OCl_2 , el átomo de oxígeno necesita dos electrones para conseguir configuración estable de gas noble en su último nivel y, por ello, se une a dos átomos de cloro, a los que falta un electrón para adquirir también configuración de gas noble, compartiendo un par de electrones con cada uno.

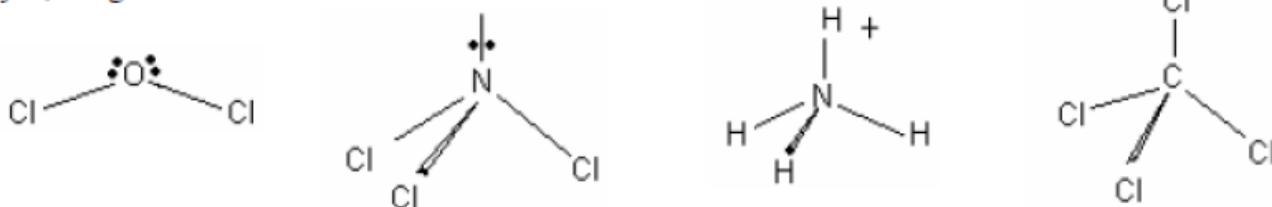
En la molécula NCl_3 , el átomo de nitrógeno comparte tres pares de electrones con tres átomos de cloro, para adquirir cada uno configuración estable de gas noble en su capa de valencia. En nitrógeno en el ión amonio, NH_4^+ , se une compartiendo tres pares de electrones con tres átomos de hidrógeno, para conseguir todos configuración de gas noble, y el par de electrones libres que posee, lo utiliza en formar un enlace covalente dativo con un protón para formar el ión amonio; y finalmente, en la molécula CCl_4 , los cuatro electrones de la capa de valencia del carbono los utiliza para unirse, compartiendo cuatro pares de electrones con cuatro átomos de cloro para adquirir todos configuración de gas noble. Luego, las estructuras de Lewis de las moléculas son:



De las estructuras de Lewis y utilizando el método RPECV, los pares de electrones compartidos y libres que rodean al átomo central, se orientan en el espacio alejándose entre sí lo suficiente para así conseguir la menor repulsión entre ellos. La orientación adquirida es la que determina la geometría de la molécula.

En la molécula OCl_2 , con dos pares de electrones libres sobre el átomo central O, la geometría es angular; en la NCl_3 , con un par de electrones libres sobre el átomo central N, la geometría es piramidal trigonal; y en el ión amonio, NH_4^+ , y molécula CCl_4 , si pares de electrones libres sobre el átomo central, N y C, sus geometría es tetraédrica.

N y C, sus geometría es tetraédrica.



b) La diferencia de electronegatividad entre los átomos de O y Cl, N e H y entre C y Cl, hace que el enlace que los unen se encuentre polarizado, y depende de la geometría molecular que la molécula tenga o no momento dipolar. En efecto, una molécula posee momento dipolar si la resultante de los momentos dipolares de sus enlaces es mayor que cero, y esto ocurre en la molécula OCl_2 gracia a su geometría angular; en el ión NH_4^+ , aunque su geometría es tetraédrica, es una especie química polar por poseer una carga formal positiva; la molécula CCl_4 es apolar, por ser nulo el momento dipolar resultante debido a su geometría tetraédrica; en la molécula NCl_3 , los enlaces N – Cl son apolares por tener los átomos la misma electronegatividad (comprobada en las tablas correspondientes), y si el par de electrones libres, situado en el vértice superior de la geometría piramidal provoca cierta separación de cargas, la molécula será polar, y si no provoca separación de carga alguna, la molécula es apolar.

CUESTIÓN 1.- Considera los elementos B, C, N, O y Cl. Responde, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

- a) Deduce la fórmula molecular más probable para los compuestos formados por: i) B y Cl; ii) C y Cl; iii) N y Cl; iv) O y Cl.
 b) Dibuja la estructura de Lewis de las cuatro moléculas e indica la geometría de cada una de ellas.

DATOS: B (Z = 5); C (Z = 6); N (Z = 7); O (Z = 8); Cl (Z = 17).

a) Todos los elementos propuestos son no metales, por lo que, la unión entre sus átomos se produce con compartición de pares de electrones, enlace covalente, para alcanzar, cada uno de los átomos, estructura electrónica de gas noble.

La configuración electrónica de cada elemento es:

B: $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^2$; N: $1s^2 2s^2 2p^3$; O: $1s^2 2s^2 2p^4$; Cl: $1s^2 2s^2 2p^5$.

i) Al disponer el átomo de B de 3 electrones en su capa de valencia y el Cl de siete, el átomo de B se une a tres átomos de cloro para así poder compartir sus tres electrones, un par con cada átomo de Cl, por lo que, la fórmula molecular del compuesto es BCl_3 .

ii) El átomo de C dispone en su capa de valencia de 4 electrones y el Cl de 7, por lo que, un átomo de C se une covalentemente con cuatro átomos de Cl, compartiendo con cada uno de ellos un par de electrones. La fórmula molecular del compuesto es CCl_4 .

iii) El N dispone de 5 electrones en su capa de valencia y el Cl de 7, por lo que, según lo expuesto en los apartados anteriores, la fórmula molecular del compuesto es NCl_3 .

iv) Siguiendo el mismo razonamiento que en los apartados anteriores, un átomo de O, con 6 electrones en su capa de valencia, se une a dos átomos de Cl compartiendo un par de electrones con cada uno de ellos para formar el compuesto de fórmula molecular Cl_2O .

b) De las configuraciones electrónicas de cada elemento y de la fórmula molecular de cada uno, se deduce que la estructura de Lewis para cada uno de ellos es:



Según el método de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia, RPECV, los pares de electrones enlazantes y libres que rodean al átomo central, al acercarse al núcleo lo más posible, se orientan en el espacio, separándose entre sí lo suficiente, para que la repulsión entre ellos sea mínima.

En las moléculas BCl_3 y CCl_4 , el átomo central sólo se encuentra rodeado de pares de electrones enlazantes, por lo que, la geometría de las moléculas es plana trigonal y tetraédrica, respectivamente.

En las moléculas NCl_3 y Cl_2O , además de los pares de electrones compartidos, el átomo central también se encuentra rodeado por pares de electrones libres, siendo mayor el número de repulsiones que aparecen, por lo que, la geometría de las moléculas es piramidal trigonal y angular, respectivamente.

