

Química

Serie 3-1

Guía Resuelta

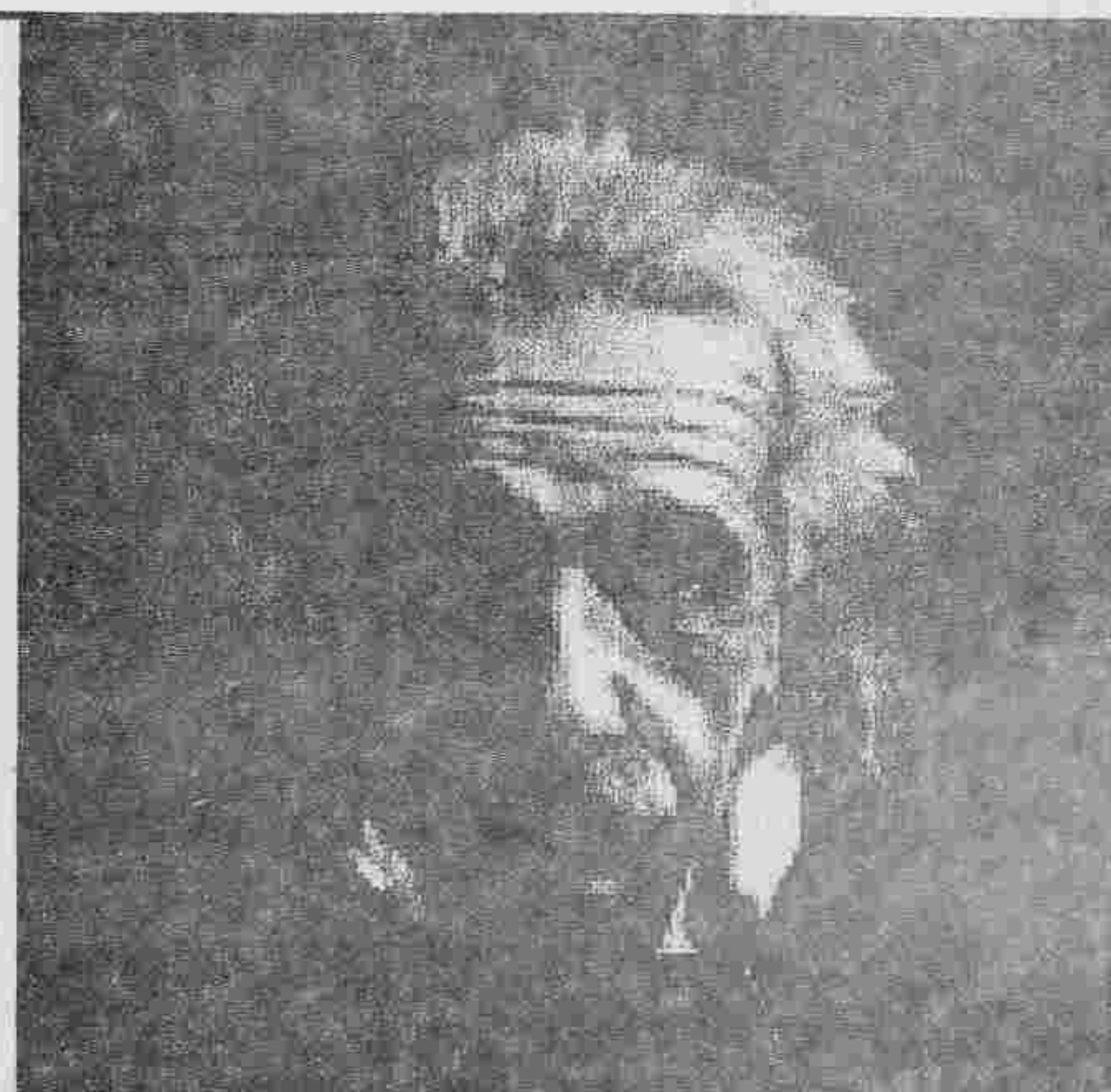
CBC

contenido de este volumen:

- **Serie 3:**
Enlaces y compuestos químicos, estructura tridimensional e interacciones intermoleculares.

Ejercicios del 3.1 al 3.23

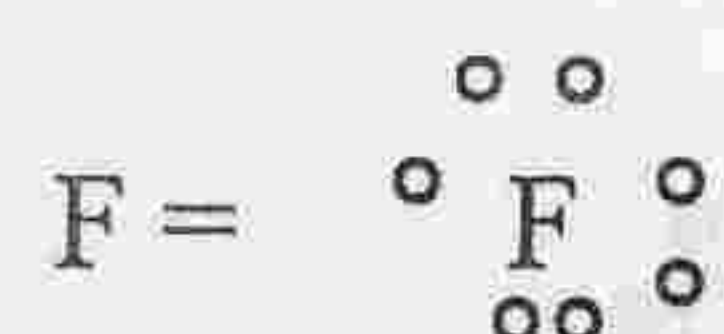
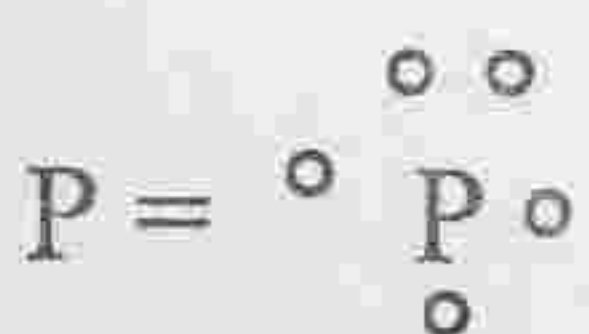
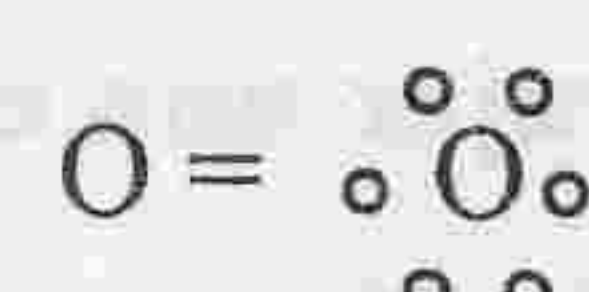
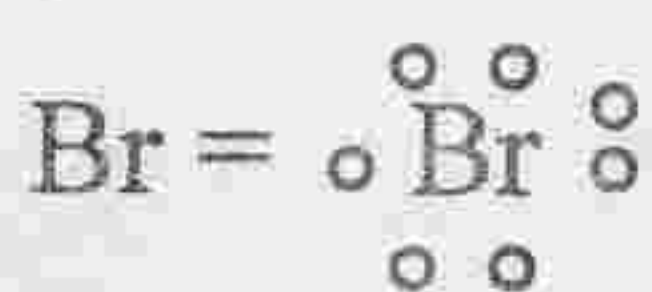
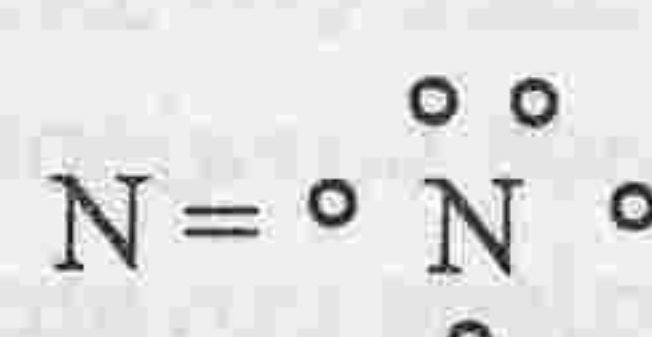
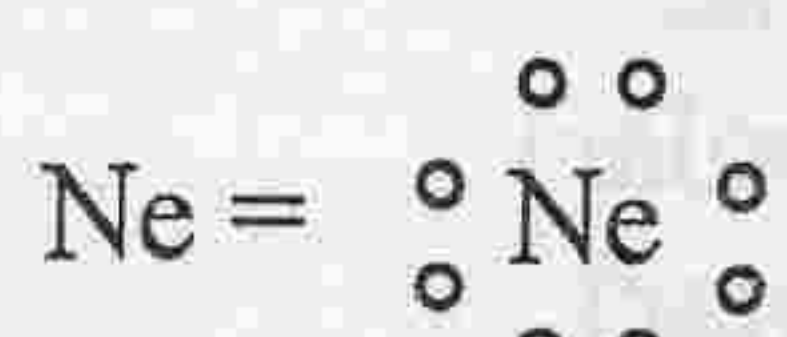
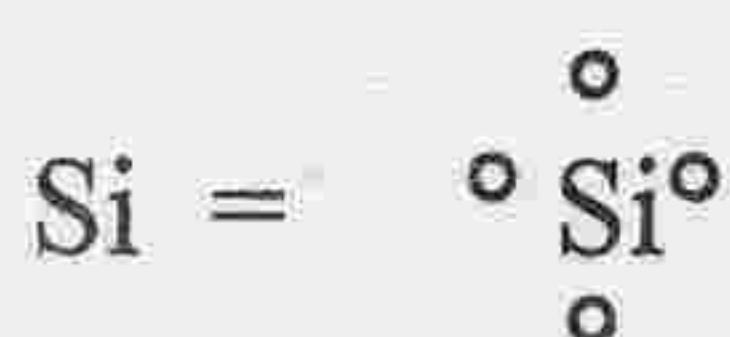
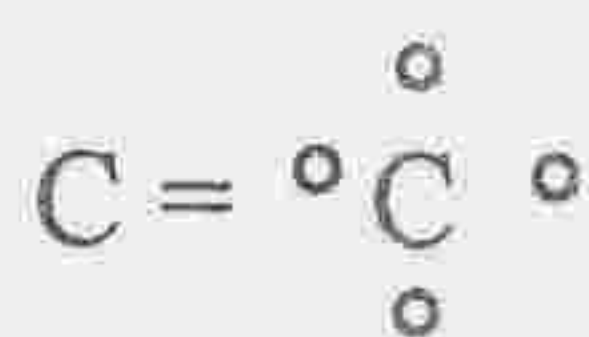
**Ediciones
Einstein**



Resuelta

SERIE 3; ENLACES Y COMPUESTOS QUÍMICOS ESTRUCTURA TRIDIMENSIONAL E INTERACCIONES INTERMOLECULARES

3.1] Escribir los símbolos de Lewis de.....



3.2] Ordenar los átomos de los

a) Br, F, I y Cl de.....

b) Si, Mg, S.....

c) Al, O, K y.....

a) $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$

b) $\text{S} > \text{P} > \text{Si} > \text{Mg}$

c) $\text{K} < \text{Al} < \text{C} < \text{O}$

3.3] Responder si las proposiciones siguientes.....

a) Son posibles entre átomos cuya.....

b) Son posibles entre átomos que.....

c) En general se presentan entre átomos de.....

d) Se explican por la atracción.....

e) Predominan en redes.....

f) Pueden ser.....

g) En estado sólido no.....

h) Enlazan a los átomos que.....

a) Se refiere a enlaces iónicos

b) Se refiere a enlaces covalentes.

c) Se refiere a enlaces covalentes.

d) Se refiere a enlaces iónicos

e) Se refiere a enlaces iónicos

f) Se refiere a enlaces covalentes.

g) Se refiere a enlaces iónicos

h) Se refiere a enlaces covalentes.

3.4] Dados los enlaces siguientes:....

a) Señalar en cada uno de ellos el.....

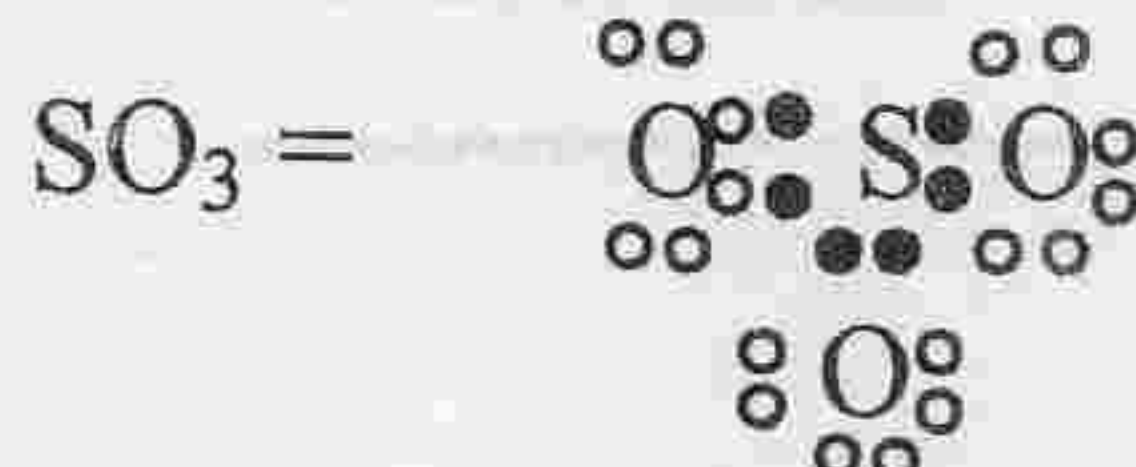
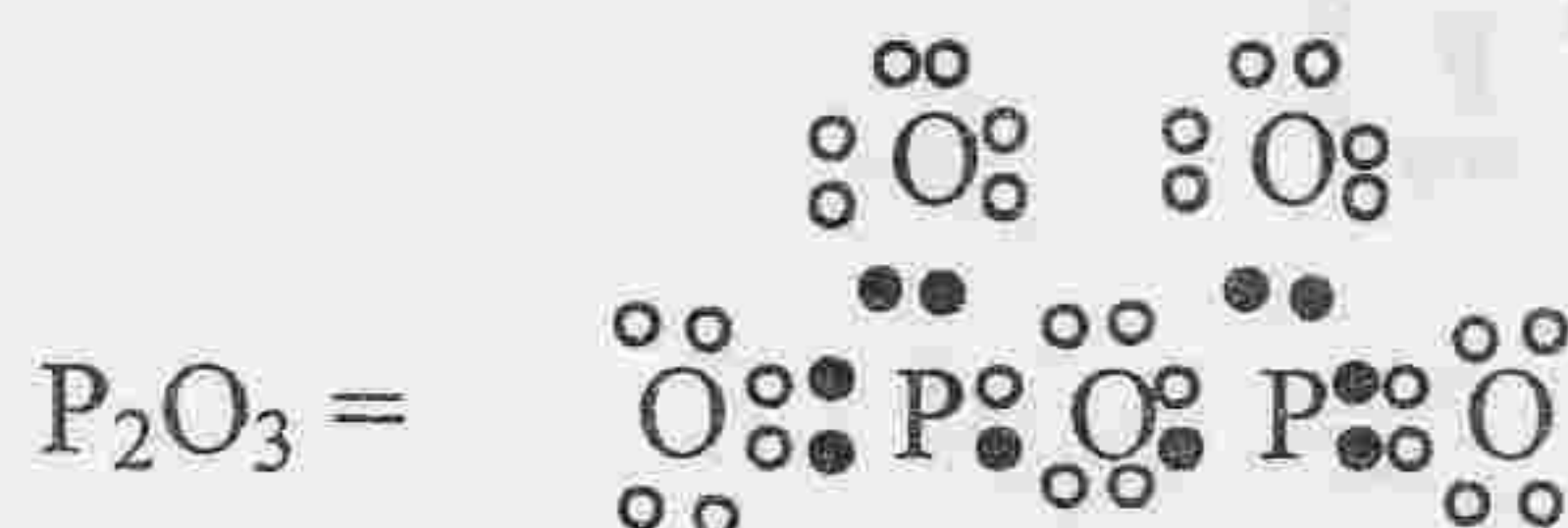
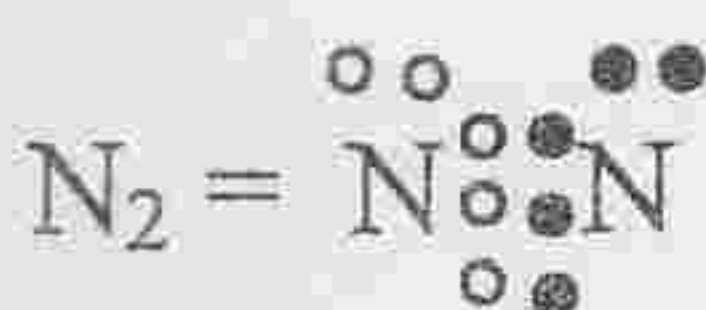
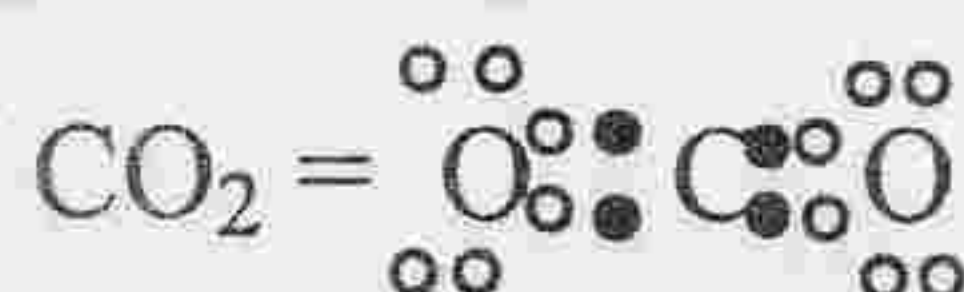
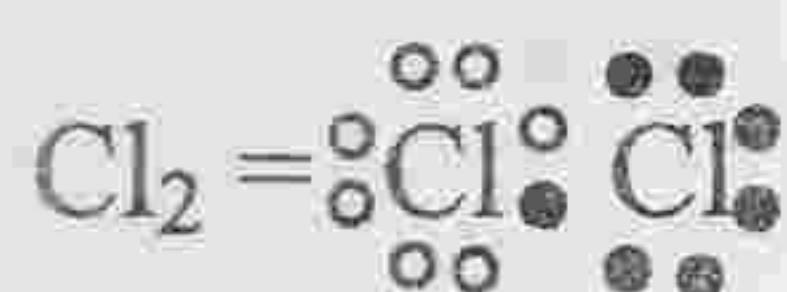
b) ordenarlos según.....

- a) C-Br, el Br. S-O el O, H-F el F y N-O el O.
b) C-Br (0,4), N-O (0,4), S-O (0,8), H-F (1,9)

3.5] Indicar que tipo de enlaces.....

NaCl (enlace iónico)
Cl₂ (enlace covalente no polar)
HCl (enlace covalente polar)
O₂ (enlace covalente no polar)
PCl₃ (enlace covalente polar)

3.6] Dibujar una estructura de Lewis.....



3.7] Indicar el estado de.....

- a) NaH, NH₃, H₂SO₄
b) Mg²⁺, SO₄²⁻, Fe³⁺

- a) NaH (Na (+1) – H (-1))
NH₃ (N (-3) – H (+1))
H₂SO₄ (H (+1) – S (+6) – O (-2))
SO₂ (S (+4) – O (-2))
NO (N (+2) – O (-2))
CaF₂ (Ca (+2) – F (-1))

- b) Mg²⁺ (Mg (+2))
SO₄²⁻ (S (+6) – O (-2))
Fe³⁺ (Fe (+3))
Cl⁻ (Cl (-1))
NH₄⁺ (N (-3) – H (+1))
NO₃⁻ (N (+5) – O (-2))

3.8] Compuestos Binarios: Completar la tabla siguiente, indicando...

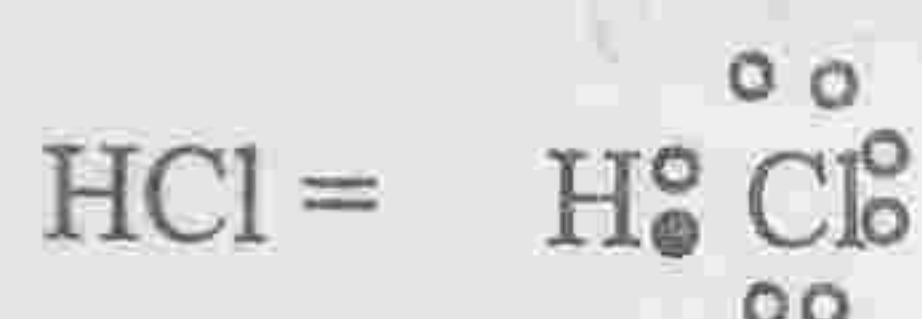
Formula	Nombre	Tipo de compuesto	Estado de oxidación de los átomos
NaH	Hidruro de sodio	Hidruro metálico	H (-1) Na (+1)
Cl ₂ O ₃	Trióxido de dicloro)	Óxido no metálico	O (-2) Cl (+3)
Cl ₂ O ₇	Óxido de cloro (VII)	Óxido no metálico	O (-2) Cl (+7)
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno*	Hidrácido	S (-2) H (+1)

CoS	Sulfuro de cobalto (II)	Sal	S (-2) Co (+2)
FeCl ₃	Cloruro de hierro (III)	Sal	Cl (-1) N (+3)
Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)	Óxido metálico	Fe (+3) O (-2)
SO ₂	Dióxido de azufre	Óxido no metálico	O (-2) S (+4)
NaF	Fluoruro de sodio	Sal	F (-1) Na (+1)
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Hidrógeno	S (-2) H (+1)
SO ₃	Trióxido de azufre	Óxido no metálico	O (-2) S (+6)
P ₂ O ₃	Trióxido de difósforo	Óxido no metálico	O (-2) P (+3)
HCl*	Cloruro de hidrógeno	Hidrógeno	Cl (-1) H (+1)
CaO	Óxido de calcio	Óxido metálico	Ca (+2) O (-2)

(En el caso de los compuestos.....)

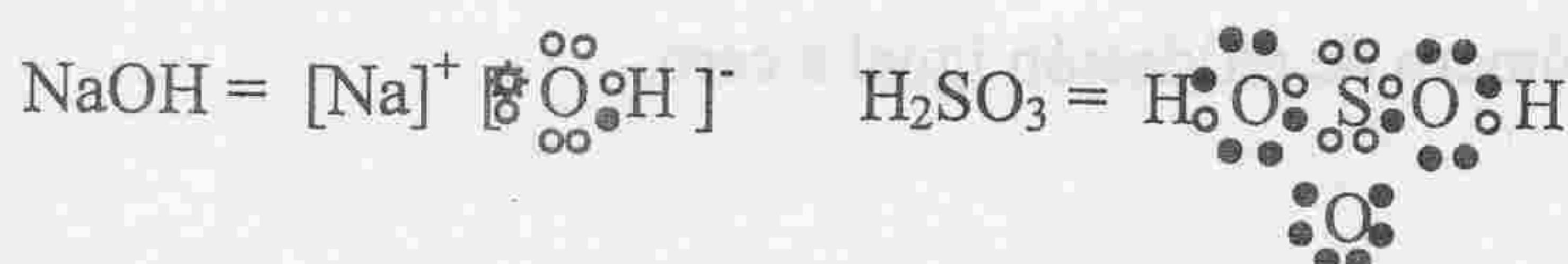
Sulfuro de hidrógeno* = ácido sulfhídrico

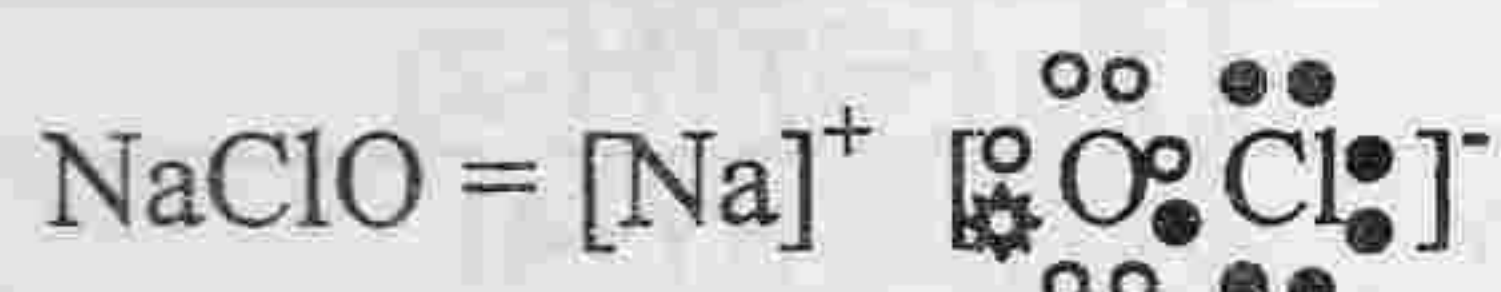
HCl* = ácido clorhídrico



3.9] Compuestos Ternarios: Completar la tabla siguiente,...

Fórmula	Nombre	Tipo de compuesto	Estado de oxidación de los átomos.
HNO ₃	Ácido nítrico	Oxoácido	H (+1) N(+5) O (-2)
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Oxoácido	H (+1) S(+6) O (-2)
NaOH	Hidróxido de sodio	Hidróxido	H (+1) Na(+1) O (-2)
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro(III)	Hidróxido	H (+1) Fe(+3) O (-2)
HClO ₂	Ácido Cloroso	Oxoácido	H (+1) Cl(+3) O (-2)
HBrO	Ácido hipobromoso	Oxoácido	H (+1) Br(+1) O (-2)
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Oxoácido	H (+1) S(+4) O (-2)
NaClO	Hipoclorito de sodio	Sal	Na (+1) Cl(+1) O (-2)
HIO ₃	Ácido Iódico	Oxoácido	H (+1) I(+5) O (-2)
Ca(NO ₃) ₂	Nitrato de calcio	Sal	Ca (+2) N(+5) O (-2)
HNO ₂	Ácido nitroso	Oxoácido	H (+1) N(+3) O (-2)
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	Oxoácido	H (+1) C(+4) O (-2)
NaHS	Hidrogenosulfuro de sodio	Sal ácida	H (+1) Na(+1) S (-2)
Na ₂ CO ₃	Carbonato de sodio	Sal	Na (+1) C(+4) O (-2)
Ag ₂ SO ₃	Sulfito de plata	Sal	Ag (+1) S(+4) O (-2)
Na ₃ PO ₄	Ortofosfato de sodio	Sal	Na (+1) P(+5) O (-2)

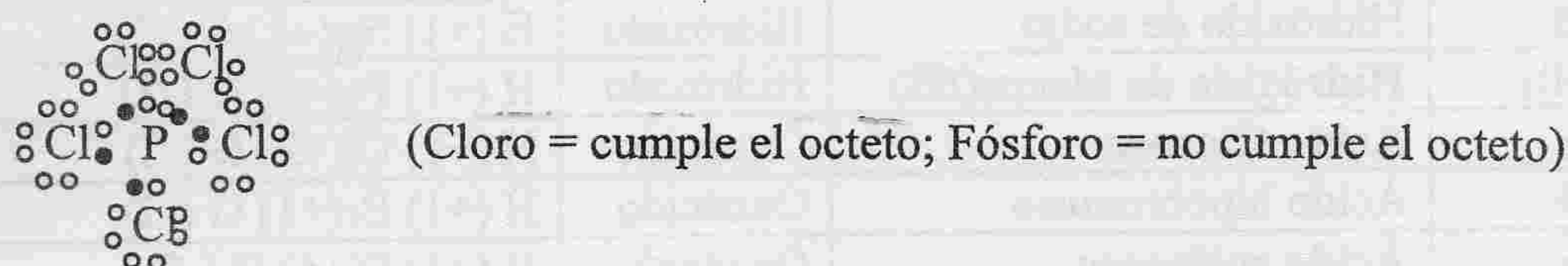
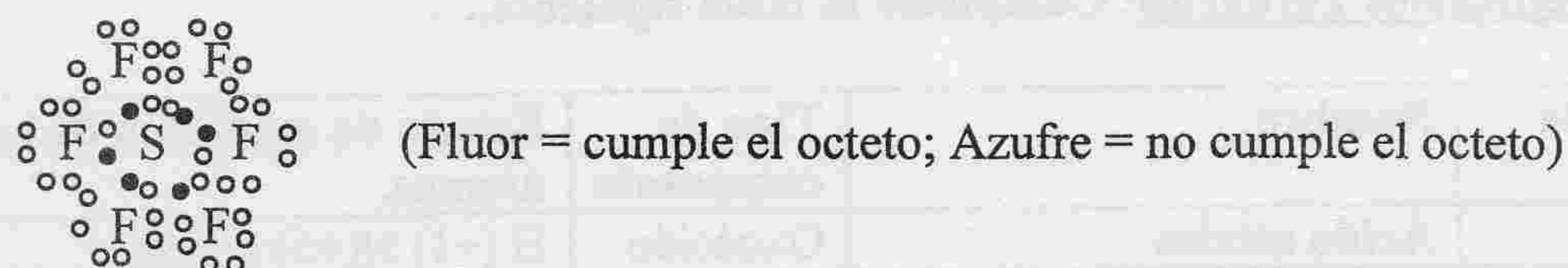
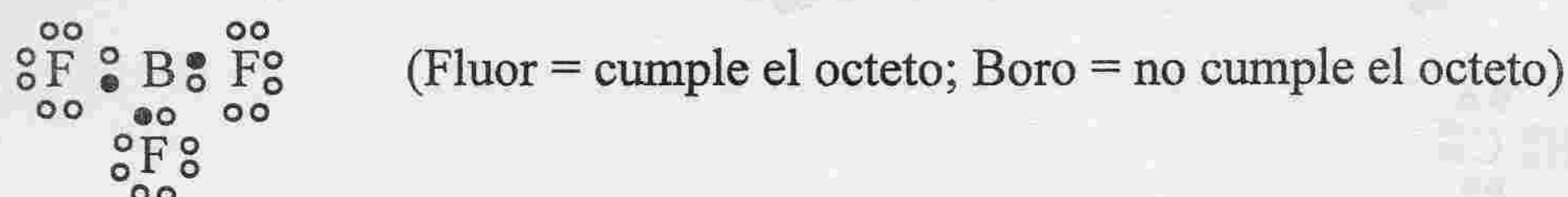




3.10] Compuestos Cuaternarios: Completar la tabla siguiente...

Fórmula	Nombre	Tipo de compuesto	Estado de oxidación de los átomos
$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$	Hidrógenosulfato de magnesio	Sal ácida	Mg (+2) H(+1) S(+6) O(-2)
NaHCO_3	Hidrógenocarbonato de sodio	Sal ácida	Na (+1) H(+1) C(+4) O(-2)
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Sulfato de amonio	Sal	N (-3) H(+1) S(+6) O(-2)
NaHSO_3	Hidrógenosulfito de sodio	Sal ácida	Na(+1) H(+1) S(+4) O(-2)

3.11] Escribir la estructura de Lewis de cada uno de los compuestos siguientes:...



3.12] a) Escribir la fórmula del oxoácido del bromo..... b) Escribir la fórmula de una oxosal que.....

a) Un oxoácido es un compuesto formado por Hidrógeno (H), un no metal (en este caso el Bromo) y el Oxígeno (O).

El hidrógeno tiene número de oxidación (+1) y el oxígeno (-2). El bromo cuando forma un oxoácido utiliza los números de oxidación positivo (+1, +3, +5 o +7), en este caso está utilizando el menor (+1).

(+1)(+1)(-2)

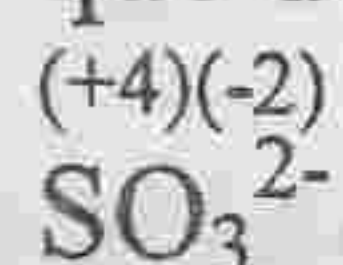
HBrO

Ya nos queda la suma de los número de oxidación igual a cero.

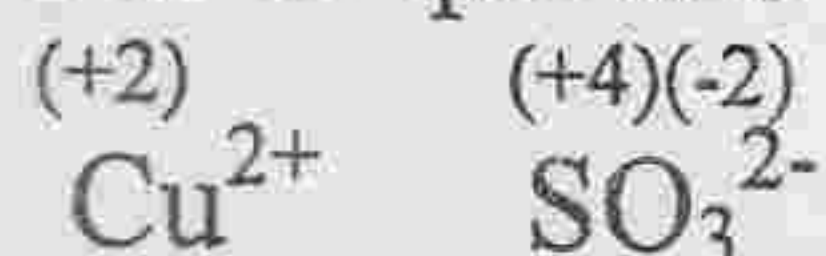
Por lo que nos queda: **HBrO**

b) El cobre tiene números de oxidación (+1 y +2) y el oxígeno (-2). El azufre cuando forma un oxoácido utiliza los números de oxidación positivo (+4 o +6), en este caso podemos utilizar el menor (+4).

Como el azufre tiene números de oxidación pares, el anión que forme tiene carga (2-). La cantidad de átomos de oxígeno que tenemos que colocar para armar el anión tiene que ser tal que (2) por el número de átomos de oxígeno tiene que ser mayor a (4), por lo que debemos colocar 3 átomos de oxígeno.



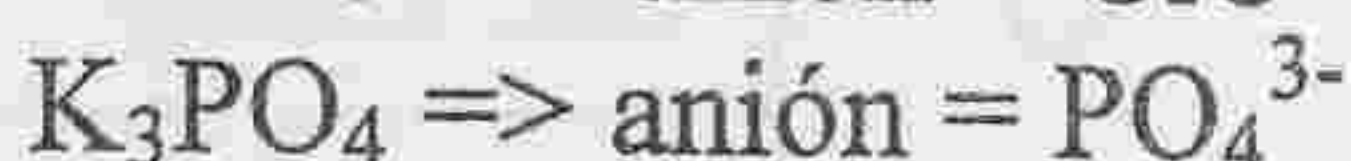
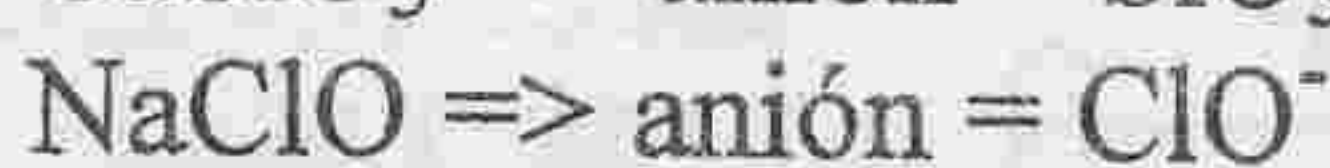
Por lo que nos conviene elegir el número de oxidación (+2) para el cobre.



Como tenemos un catión divalente y un anión divalente, vamos a necesitar un anión por cada catión.

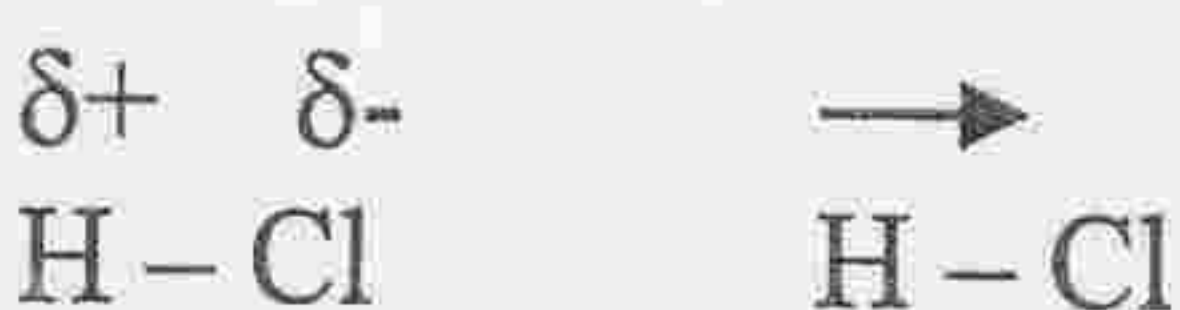
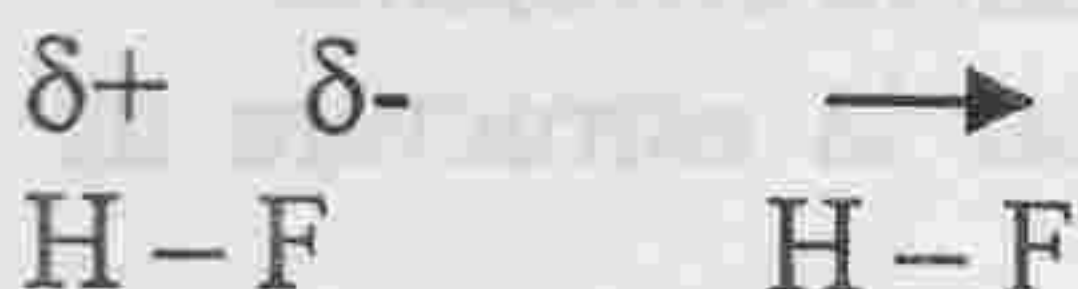
Por lo que nos queda: **CuSO₃**

3.13] Cuál es el anión.....



3.14] Dadas las moléculas siguientes: HF, ...

- escribir densidad de carga.....
- representar en cada caso.....
- ordenar las moléculas.....
- ¿Es posible.....



Polaridad de las uniones



d) Debido a que las moléculas diatómicas homonucleares, presentan una unión entre átomos iguales, ninguno de los núcleos puede atraer más los pares de electrones por lo que no pueden formarse dipolos permanentes.

3.15] Para describir una geometría molecular

Predecir la geometría molecular y los

Para poder determinar la geometría molecular de las sustancias debemos seguir una serie de pasos que nos van dando los datos para obtenerla.

Primero debemos realizar la estructura de Lewis que nos dirá quién es el átomo central y cuantos pares de electrones lo rodean.

Luego aplicando los postulados de la TRePEV podemos determinar la geometría electrónica y la molecular y con ella, los ángulos de enlace.

a) CS_2 : Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono con dos átomos de azufre, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de azufre.

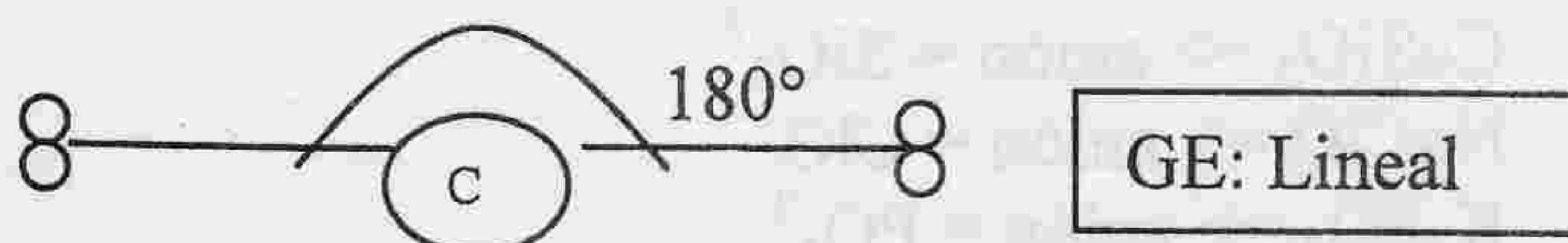
El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

El azufre tiene seis electrones y necesita dos para llegar a la estructura estable de gas noble.

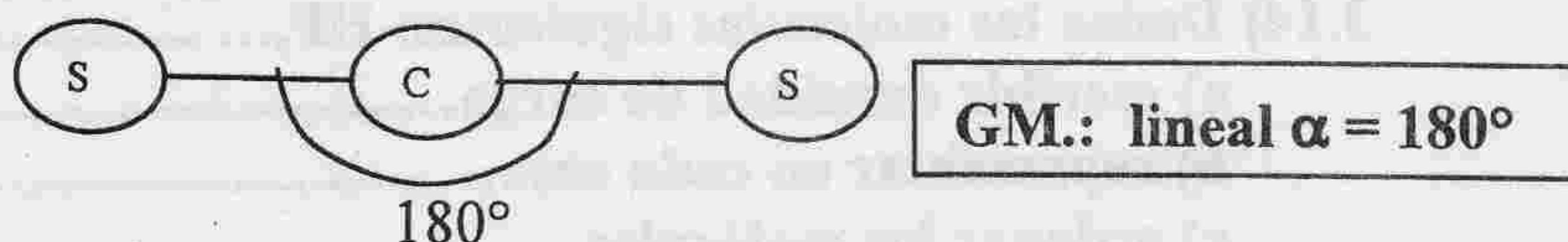


El átomo central es el carbono y como para esta teoría (TRePEV) las uniones múltiples se consideran como un par de electrones está rodeado por dos (2) pares de electrones.

Estos dos pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican separándose por 180° .

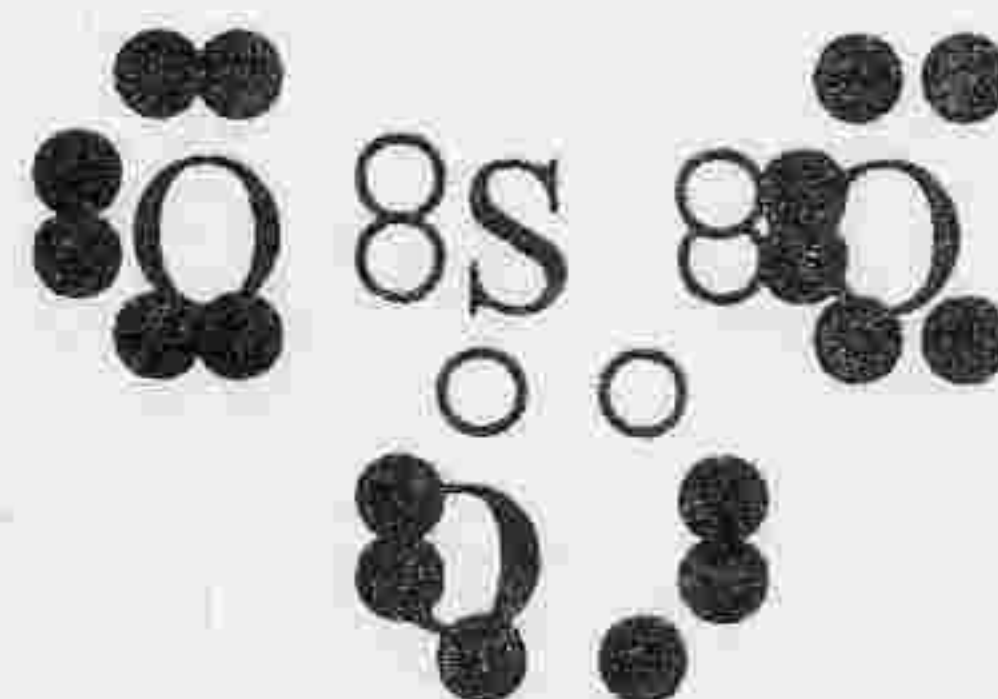


Como todos los pares forman unión.



Trióxido de azufre: SO_3 : el azufre tiene $\text{EN} = 2,5$ y el oxígeno de $3,5$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para poder la geometría molecular, primero debemos realizar la estructura de Lewis.

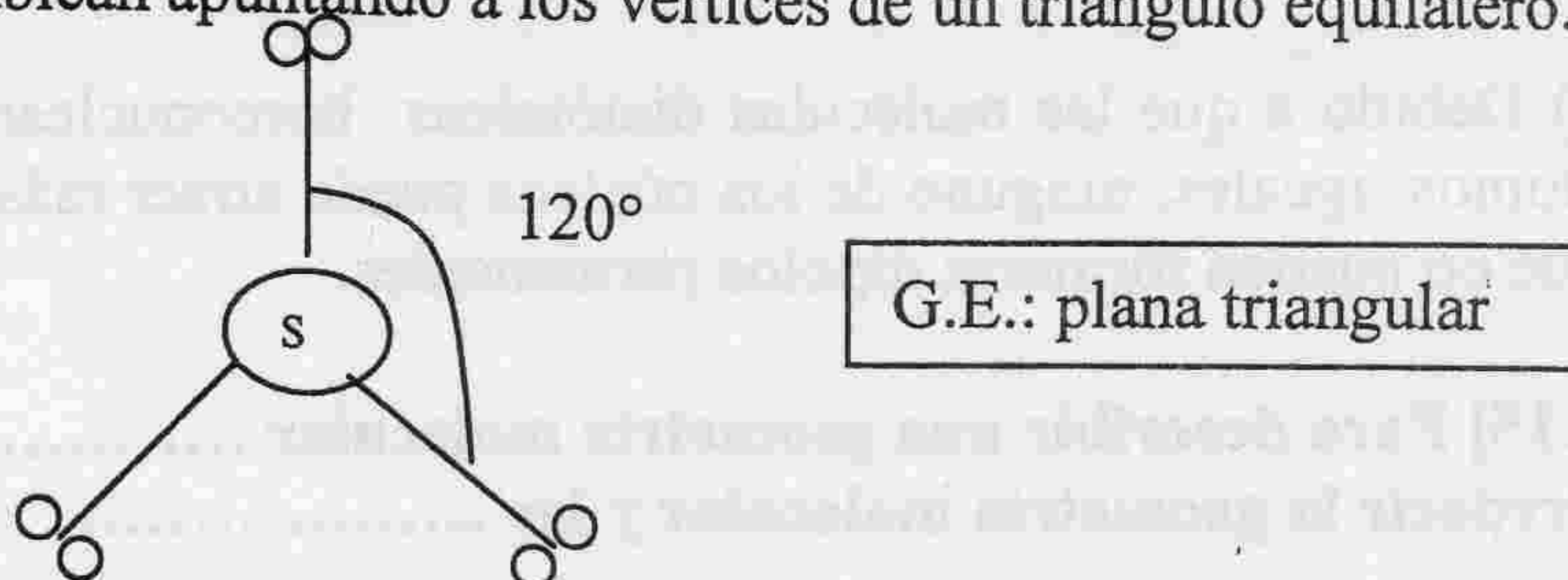


Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

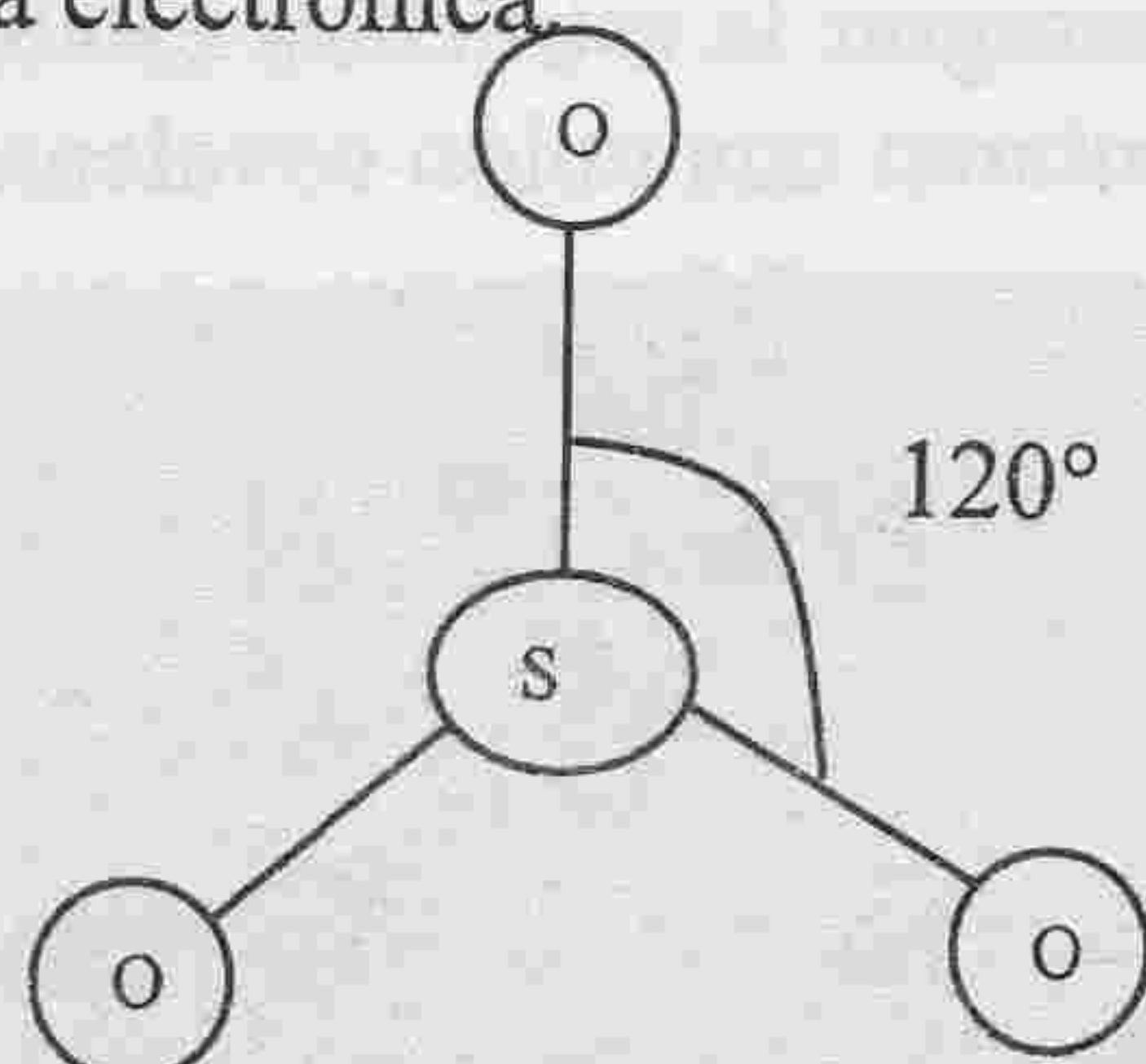
Para TRePEV las uniones múltiples (dobles) se consideran como un par de electrones.

Por lo que el átomo central es el azufre y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.

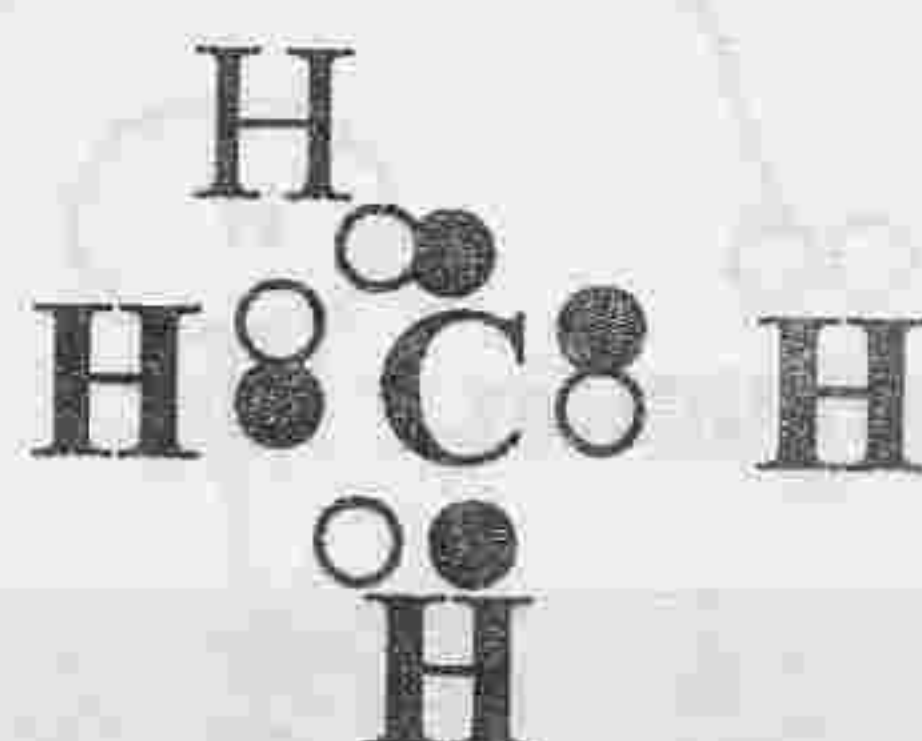


Como no presenta pares de electrones que no forma unión la geometría molecular es igual a la electrónica.

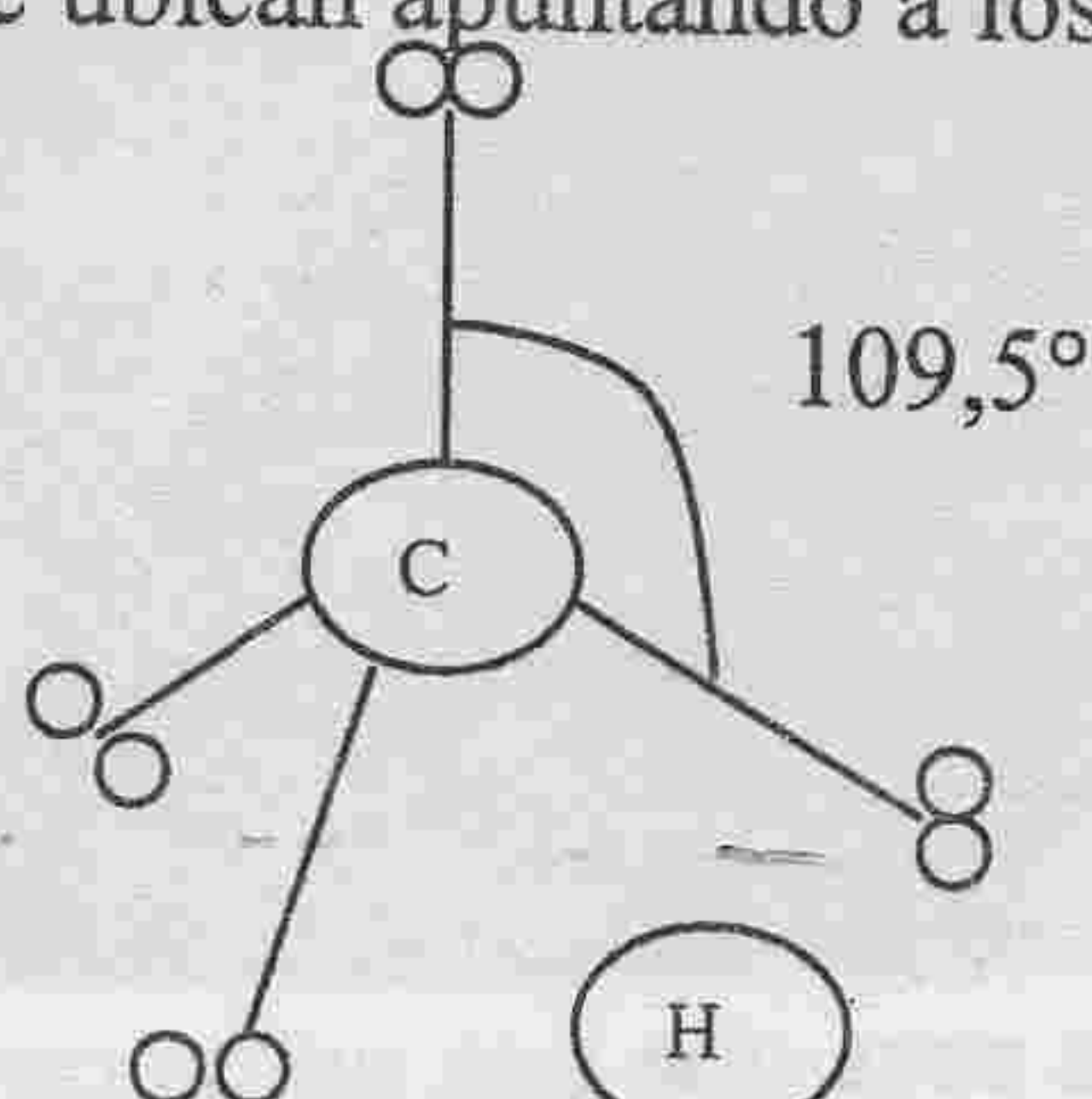


Geometría molecular:
plana triangular
 $\alpha = 120^\circ$

CH₄: Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno. El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones. El hidrógeno necesita un electrón para conseguir la estructura estable del helio. Por lo que los átomos de hidrógeno presentaran una unión covalente simple

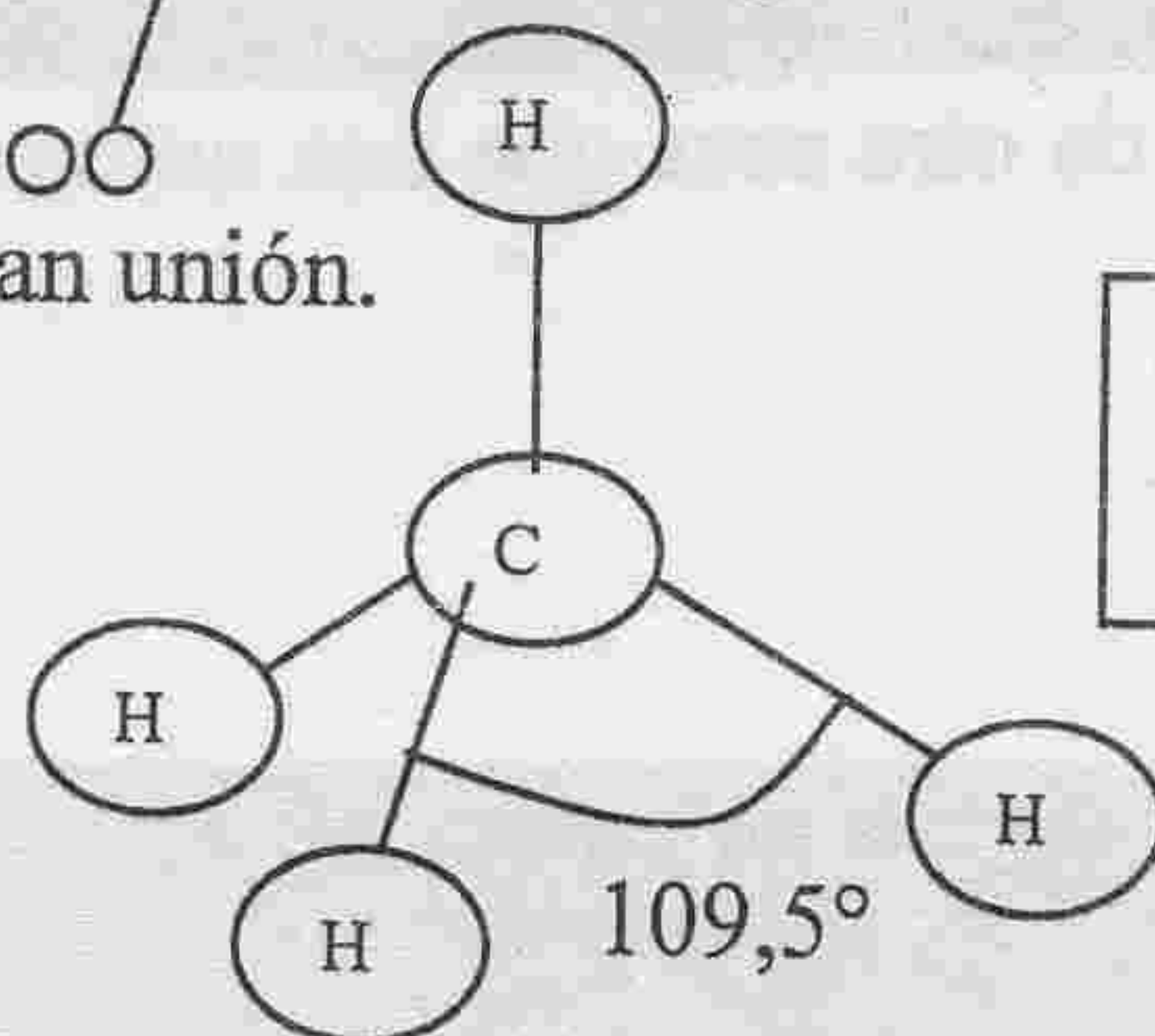


El átomo central es el carbono y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones. Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como todos los pares forman unión.



GM.: tetraédrica
 $\alpha = 109,5^\circ$

3.16] a) Justificar los hechos experimentales siguientes:

i) En una molécula

ii) En la molécula.....

iii) En la molécula....

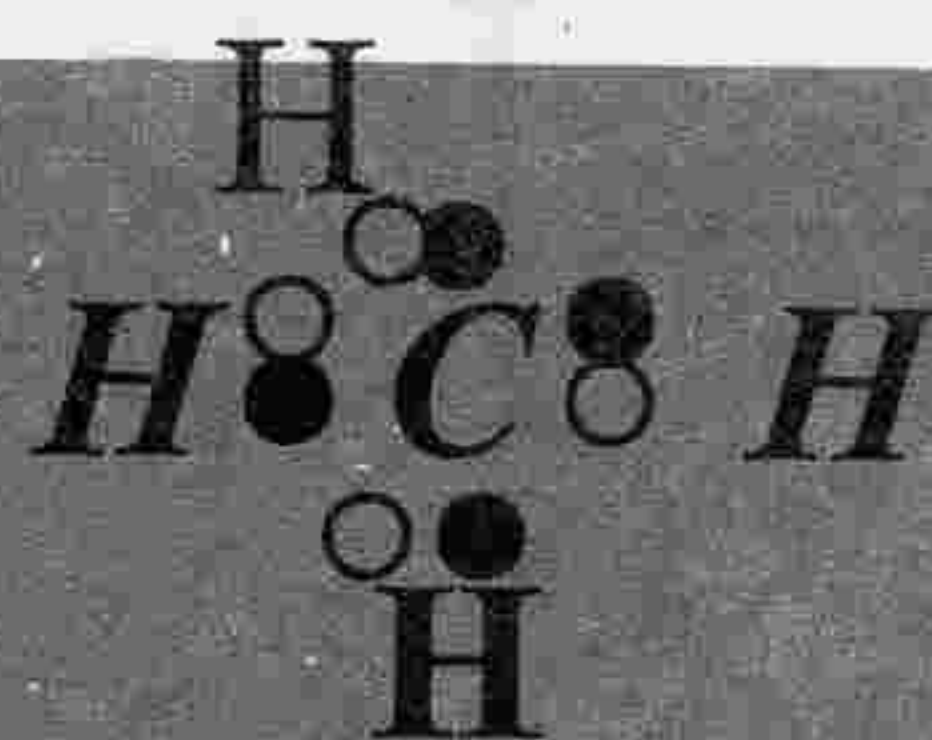
b) Discutir qué.....

i) CH₄: Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno.

El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

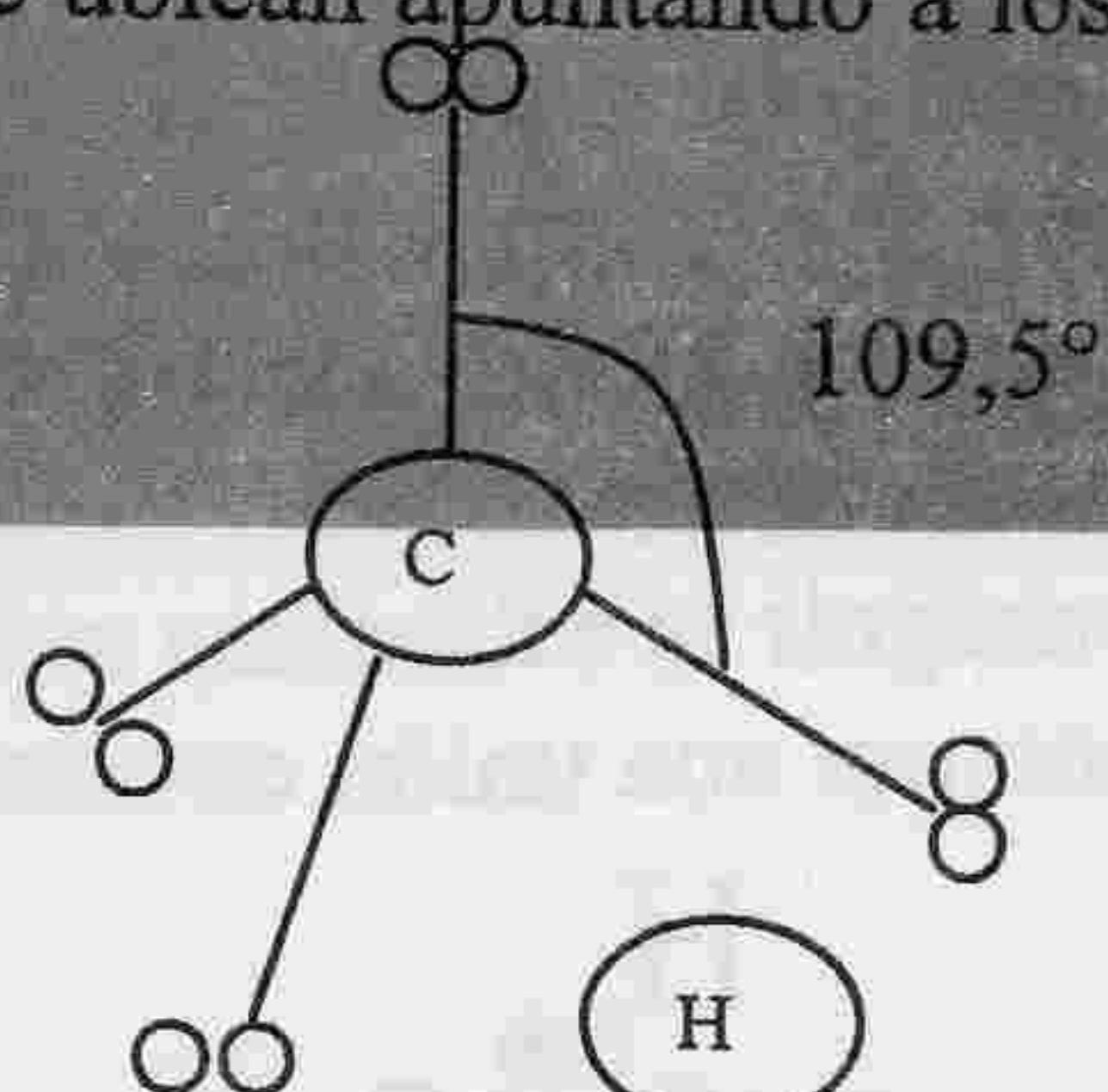
El hidrógeno necesita un electrón para conseguir la estructura estable del helio.

Por lo que los átomos de hidrógeno presentaran una unión covalente simple



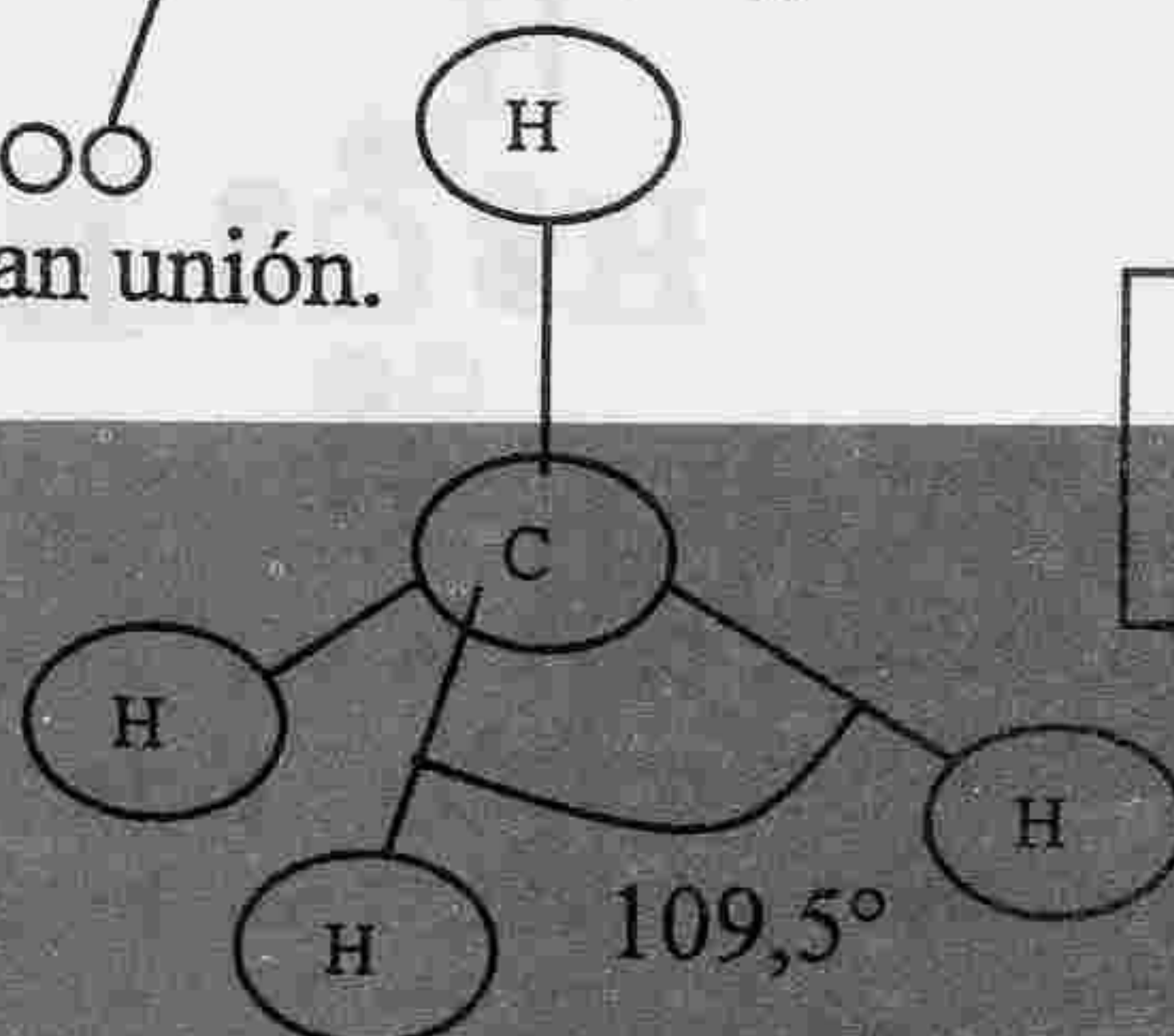
El átomo central es el carbono y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como todos los pares forman unión.



GM.: tetraédrica

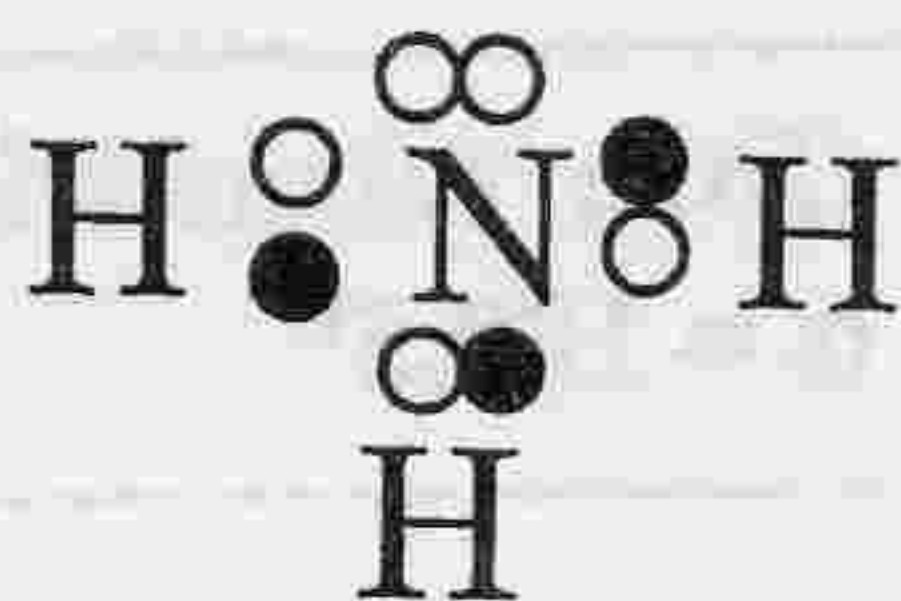
$\alpha = 109,5^\circ$

ii) Amoníaco: NH_3 : Como tenemos molécula formado por un átomo de nitrógeno con tres átomos de hidrógeno, el átomo de nitrógeno será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno.

El nitrógeno es del grupo VA por lo que tiene cinco electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir tres electrones.

El hidrógeno tiene un electrón y necesita uno para llegar a la estructura estable del helio.

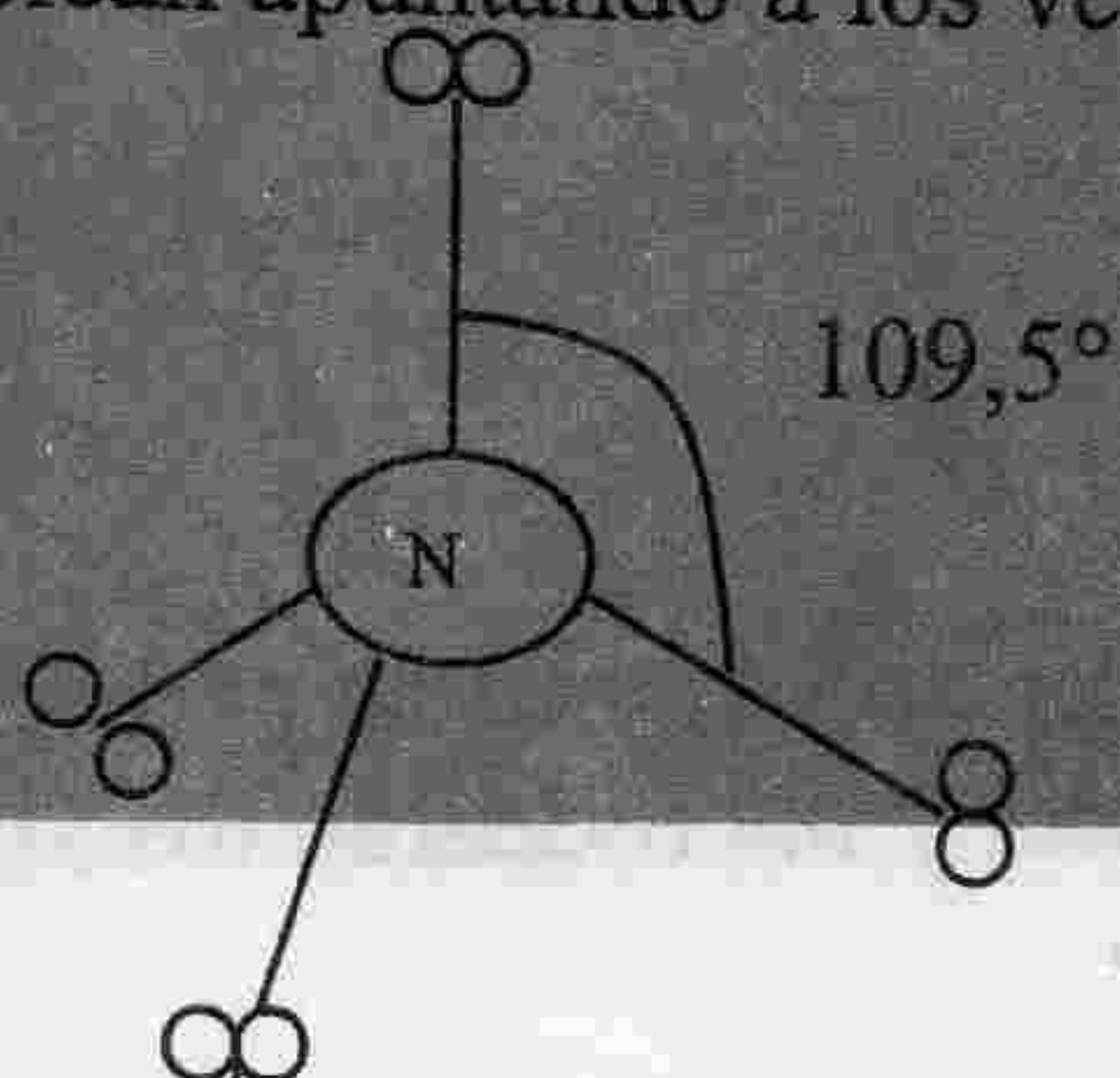
Por lo que los hidrógeno no pueden da otra cosa que una unión covalente simple.



Para poder conocer su geometría y ángulo de enlace podemos aplicar los concepto de TRePEV.

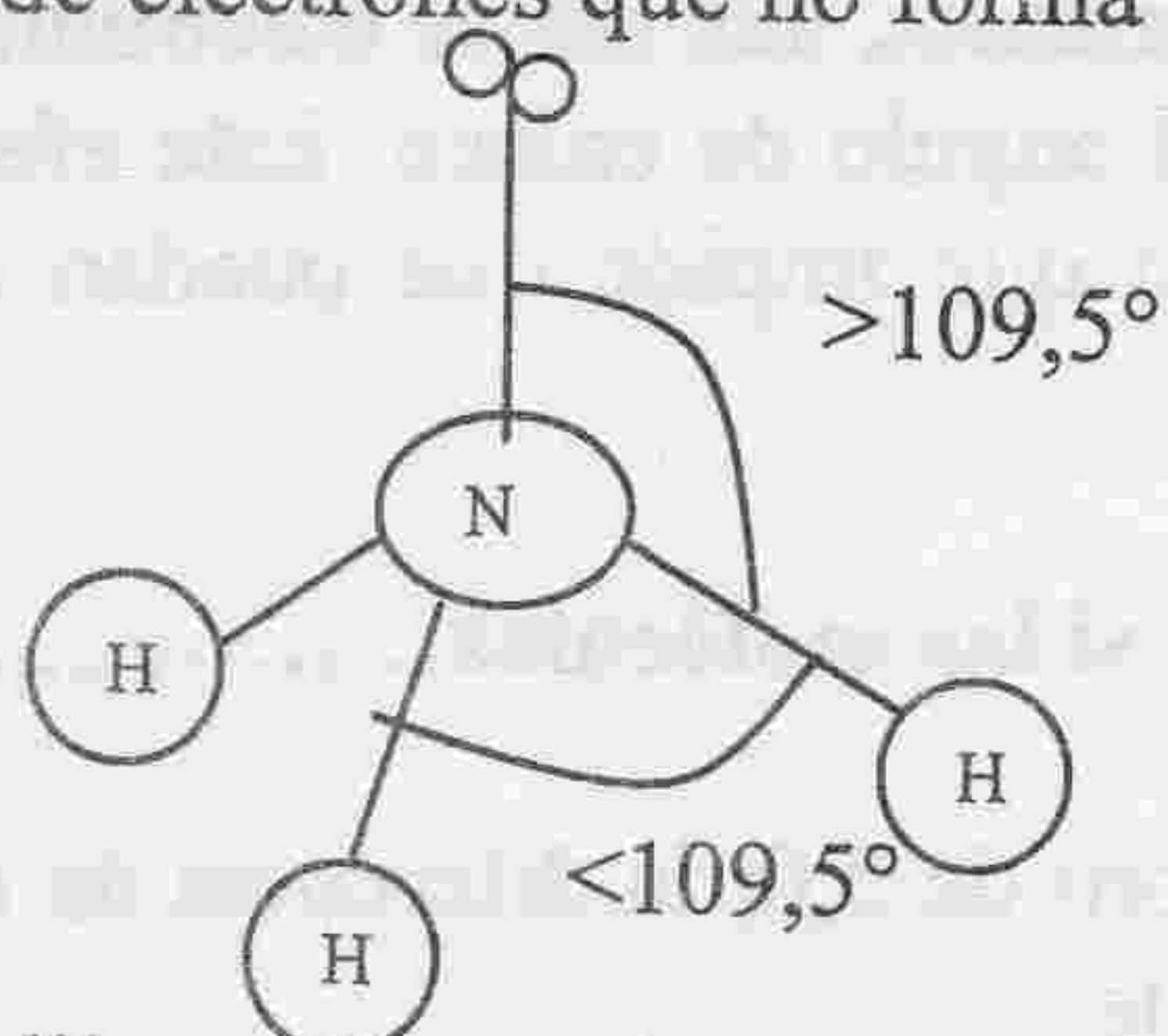
El átomo central es el nitrógeno y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como presenta un par de electrones que no forma unión y este ocupa más lugar.



Geometría molecular:
piramidal $\alpha < 109,5^\circ$

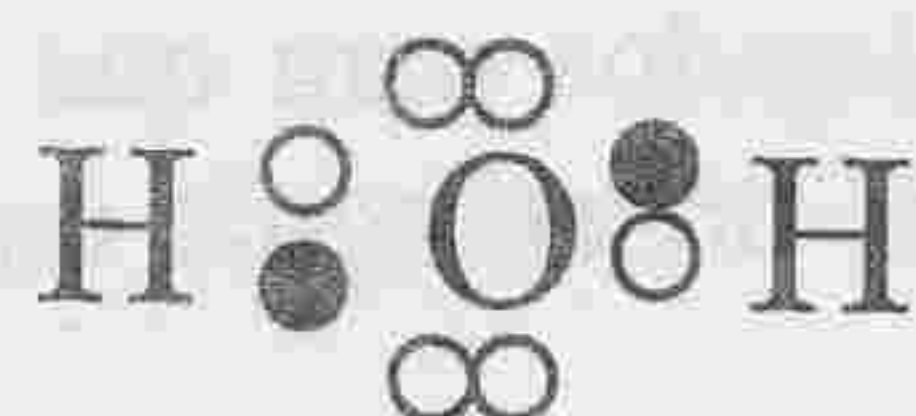
Este par de electrones libres que ocupa mayor espacio hace que los ángulos de enlace H-N-H se achique quedando menor a $109,5^\circ$, en este caso de $107,3^\circ$.

iii) Agua: H_2O : Como tenemos molécula formado por un átomo de oxígeno con dos átomos de hidrógeno, el átomo de oxígeno será el central y lo rodearán los átomos de hidrógeno.

El oxígeno es del grupo VIA por lo que tiene seis electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón y necesita uno para llegar a la estructura estable del helio.

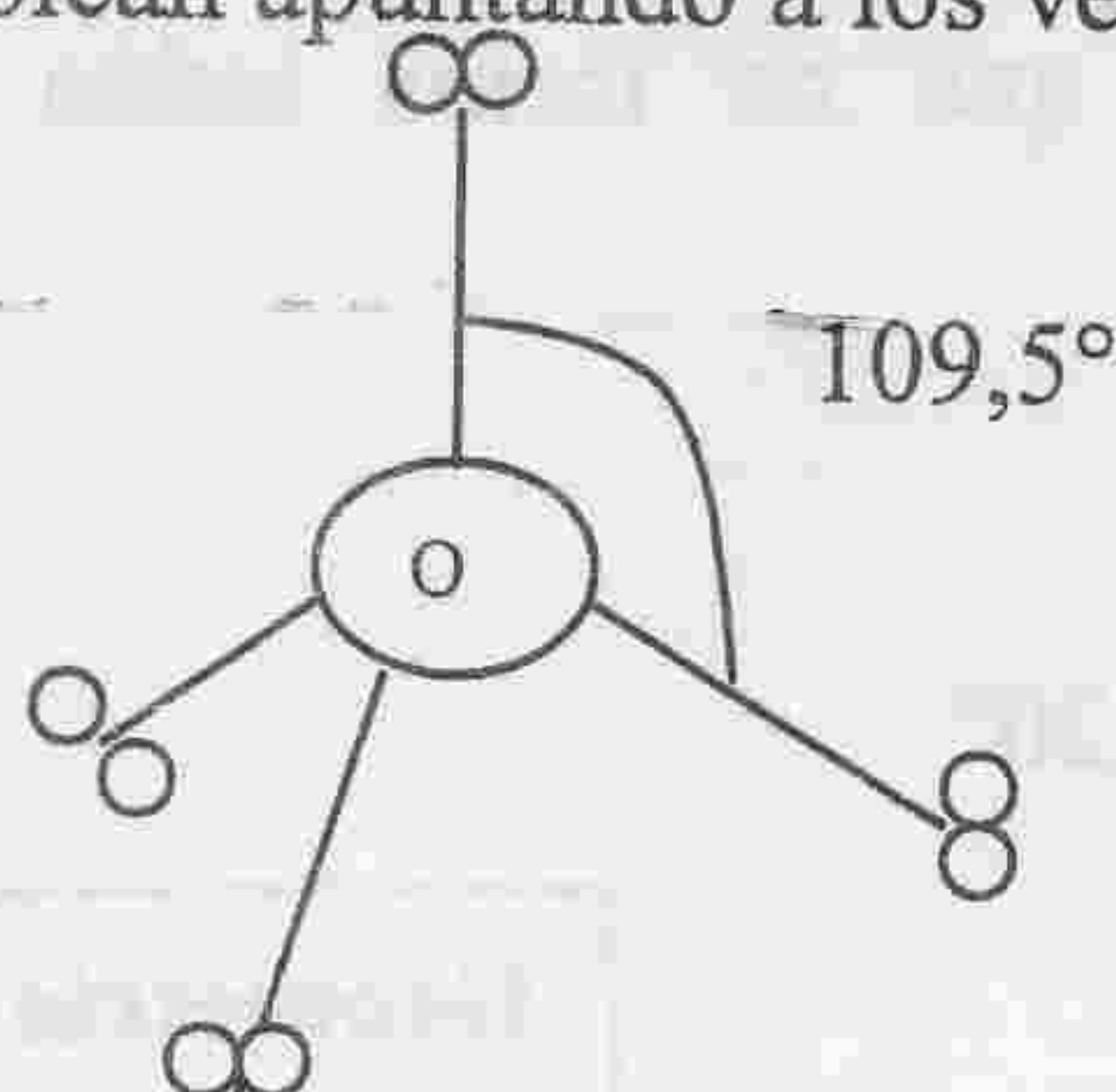
Por lo que los hidrógeno no pueden da otra cosa que una unión covalente simple.



Para poder conocer su geometría y ángulo de enlace podemos aplicar los concepto de TRePEV.

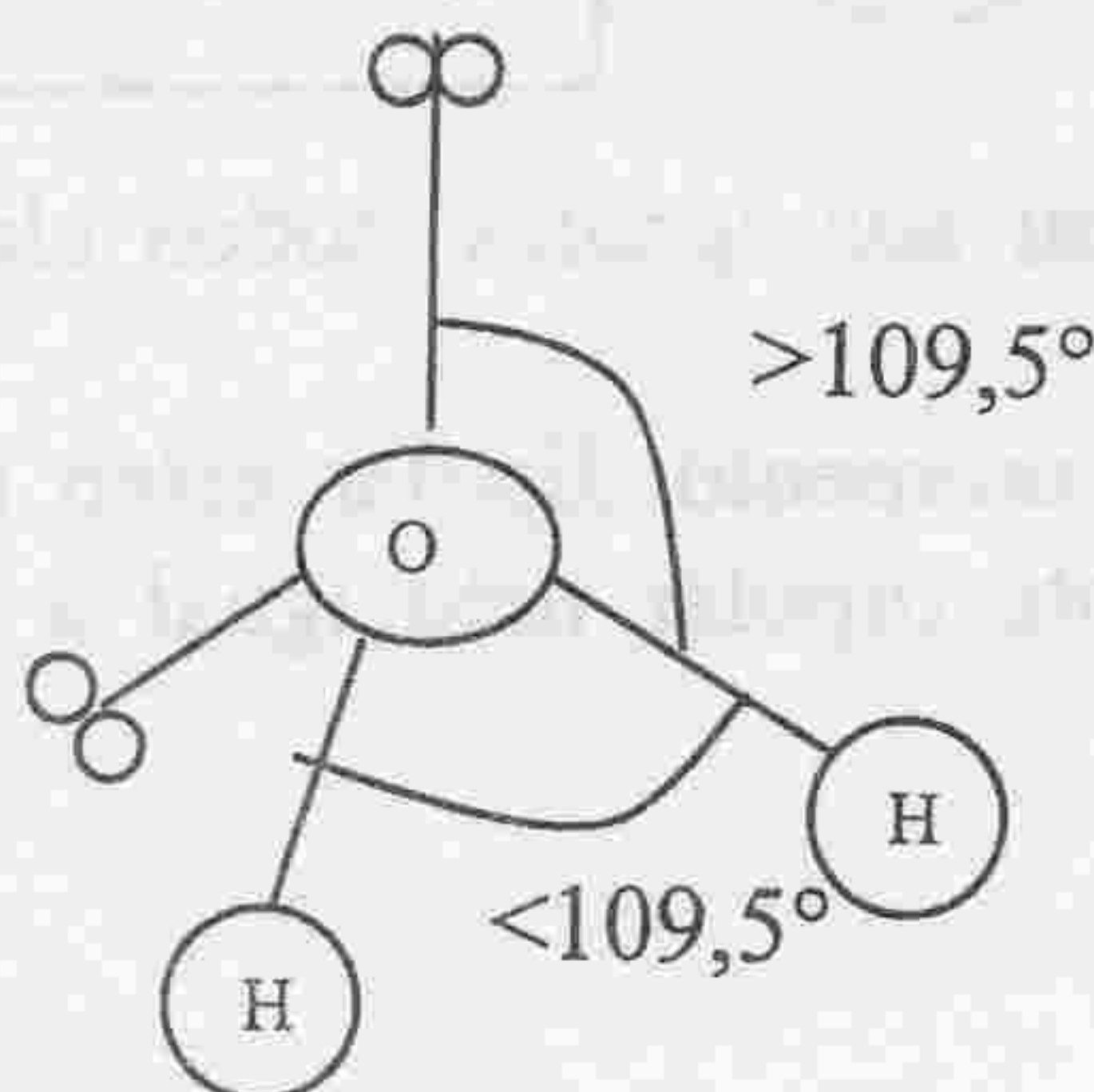
El átomo central es el oxígeno y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como presenta dos pares de electrones que no forma unión y este ocupa más lugar.



Geometría molecular:
angular $\alpha < 109,5^\circ$

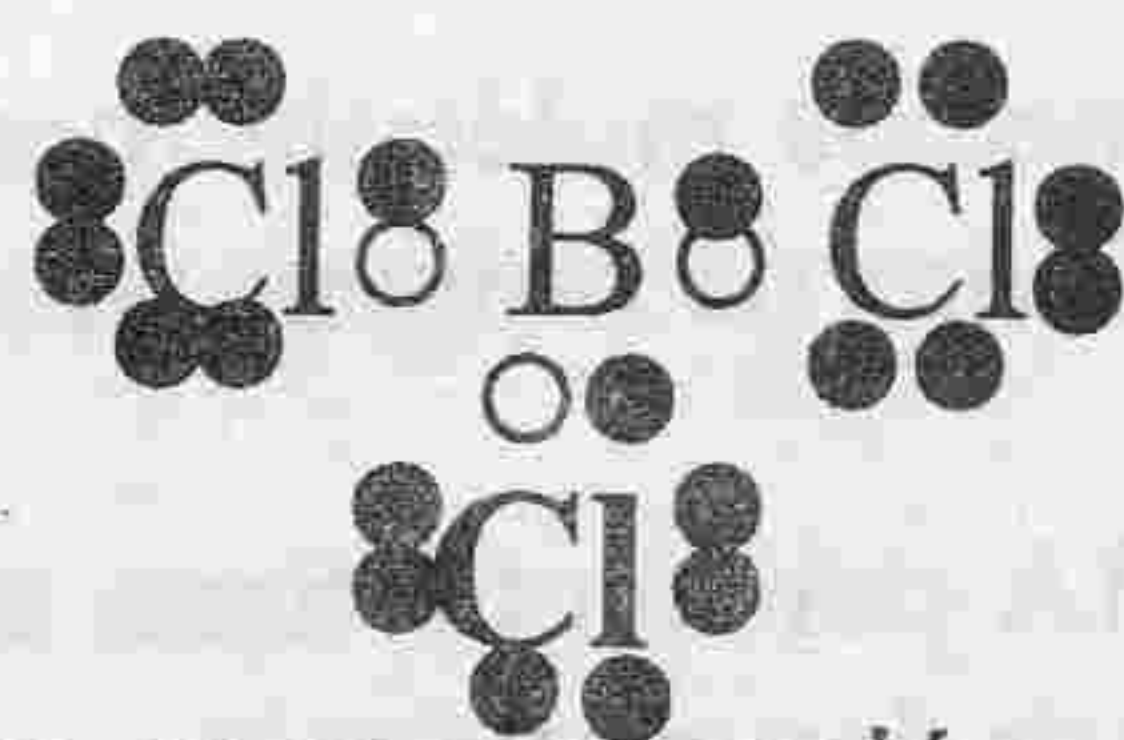
Estos dos pares de electrones libres que ocupa mayor espacio hace que los ángulos de enlace H-O-H se achique quedando menor a $109,5^\circ$, en este caso de 104° .

b) Otros factores que afectan el ángulo de enlace es el tamaño de los átomos que se unen al átomo central. Si estos átomos son grandes, sus nubes electrónicas se pueden repeler y de esta forma modificar levemente el ángulo de enlace. Este efecto provocado por la ubicación de los átomos en el espacio que impide que puedan acercarse, se conoce como impedimento estérico.

3.17] En base a la TREPEV, predecir si las moléculas.....

a) BCl_3 : el boro tiene $\text{EN} = 2,0$ y el cloro de $3,0$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para poder la geometría molecular, primero debemos realizar la estructura de Lewis.

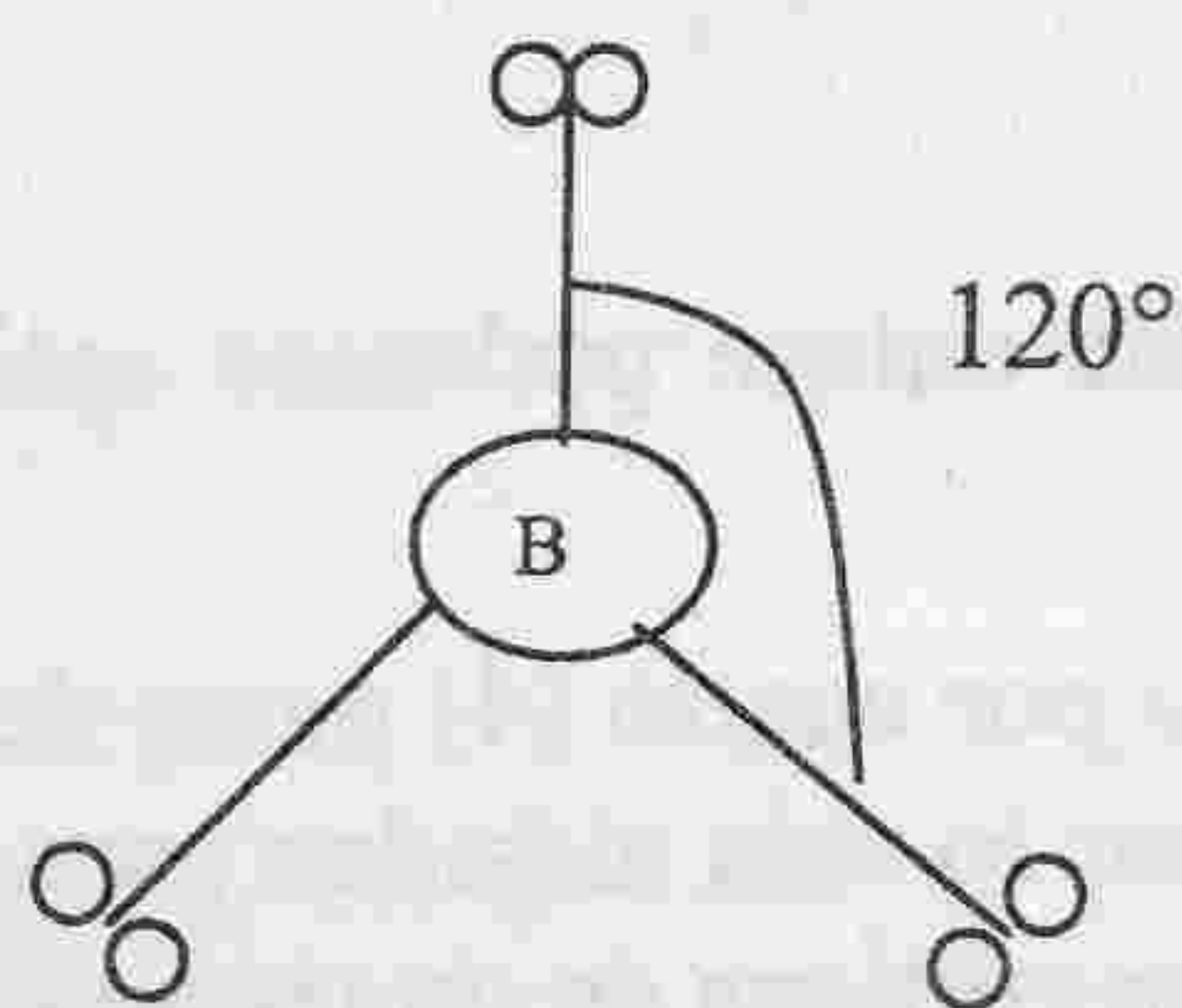


El boro queda con seis electrones, por lo que es una excepción a la regla del octeto.

Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

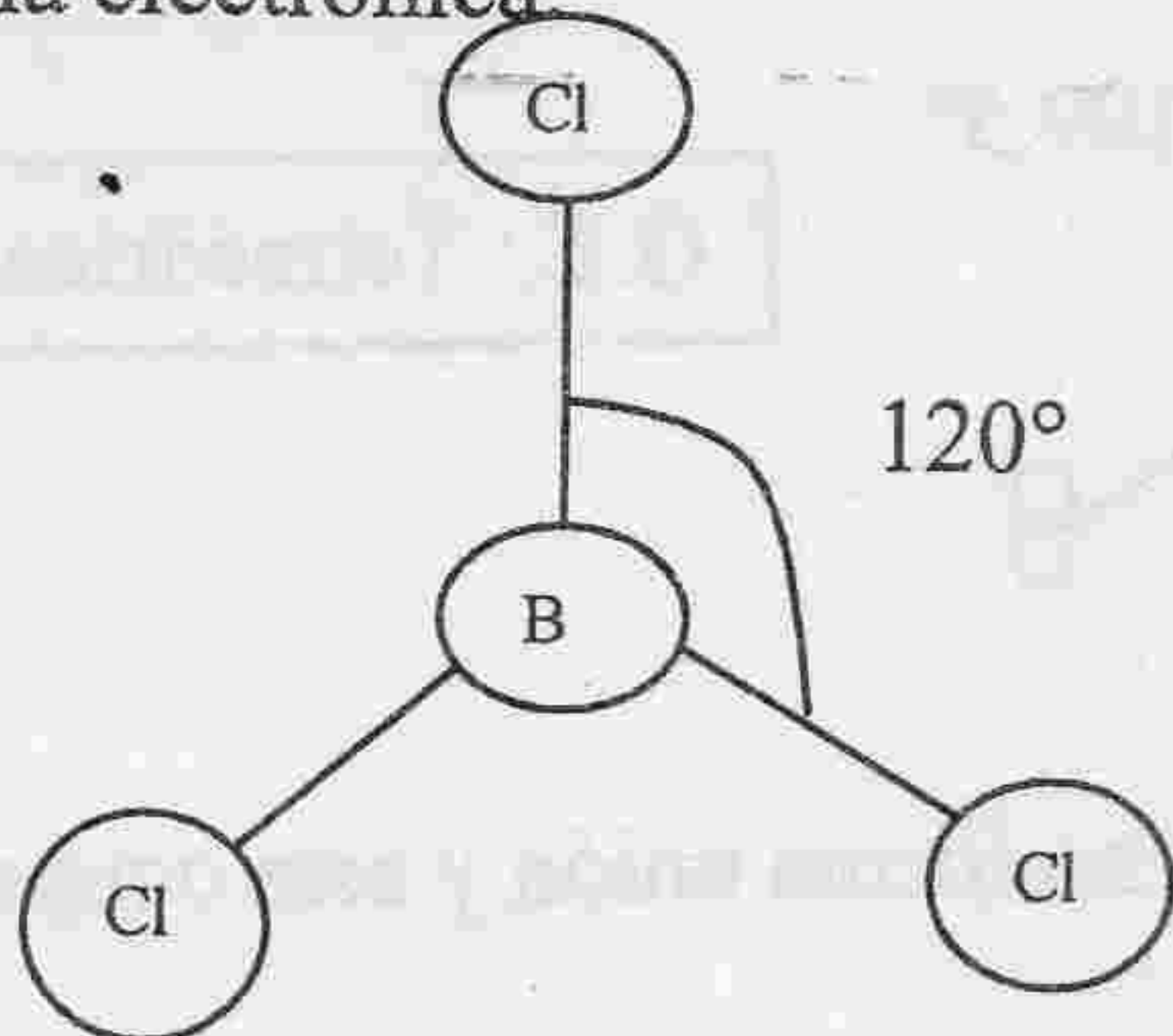
El átomo central es el boro y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



G.E.: plana triangular

Como no presenta pares de electrones que no forma unión la geometría molecular es igual a la electrónica.



Geometría molecular:
plana triangular
 $\alpha = 120^\circ$

Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos cloros) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 3 uniones de igual momento dipolar estén a 120° hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

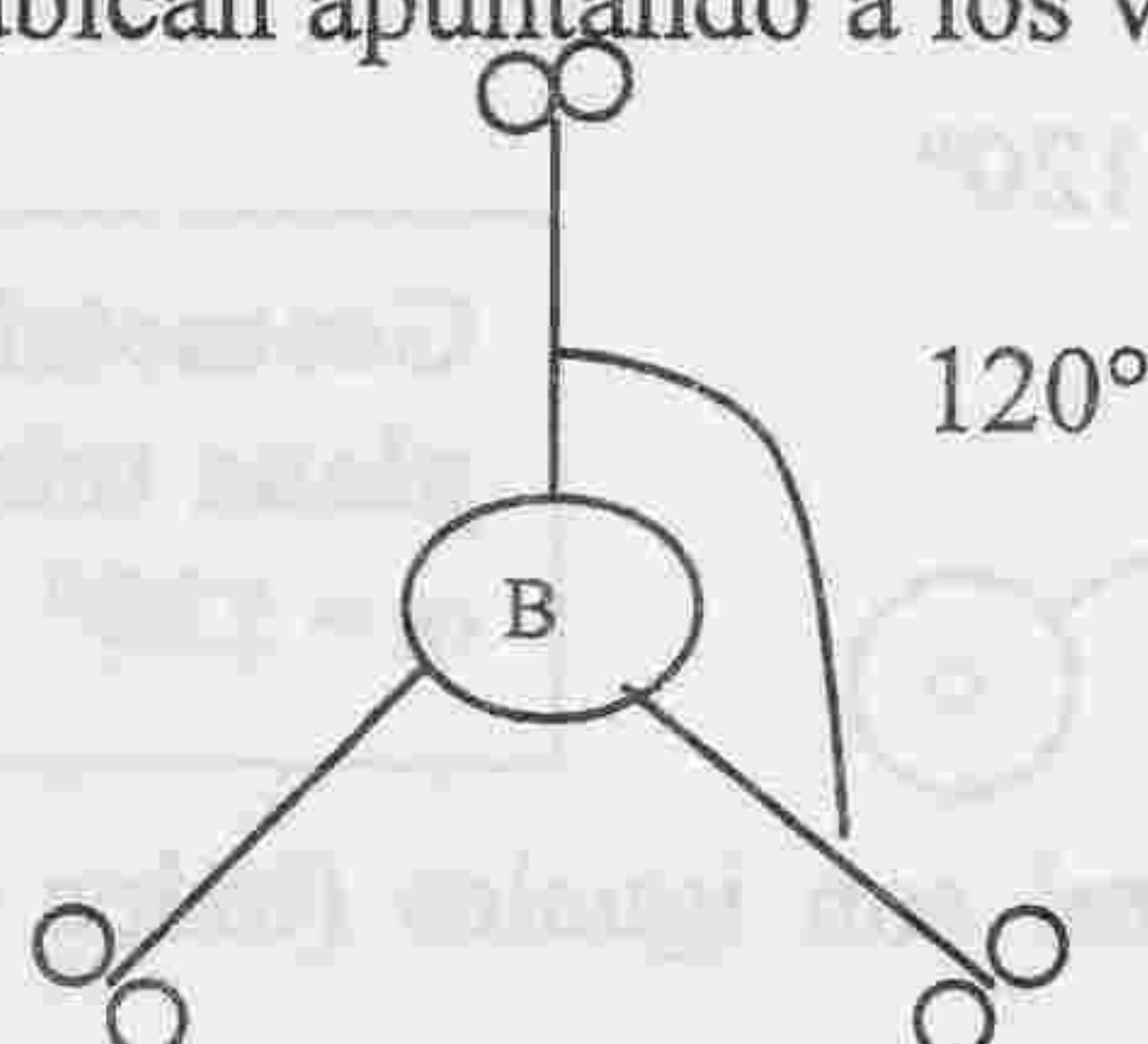
b) BCl_2Br : Para poder la geometría molecular, primero debemos realizar la estructura de Lewis.



El boro queda con seis electrones, por lo que es una excepción a la regla del octeto. Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

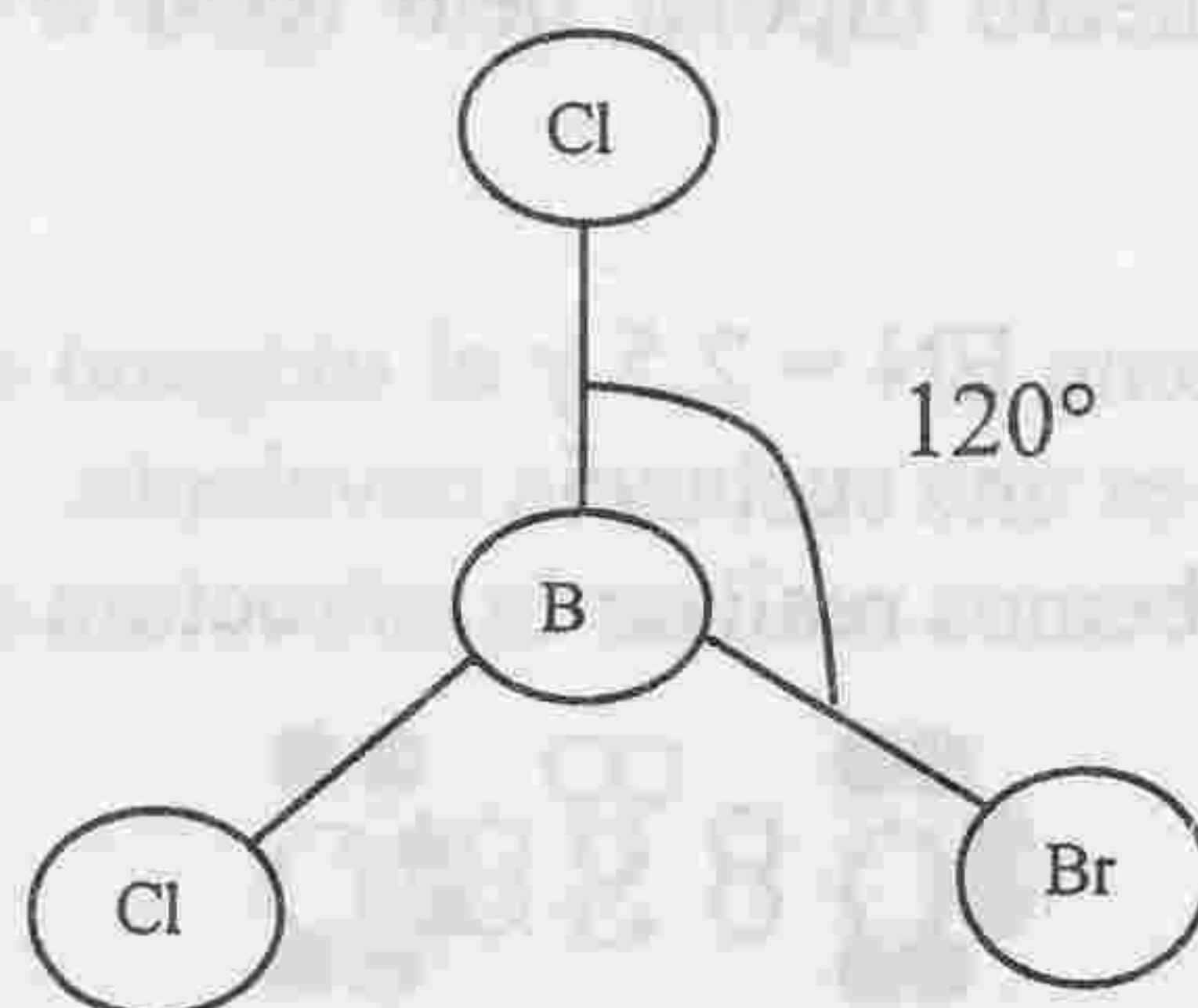
El átomo central es el boro y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



G.E.: plana

Como no presenta pares de electrones que no forma unión la geometría molecular es igual a la electrónica.

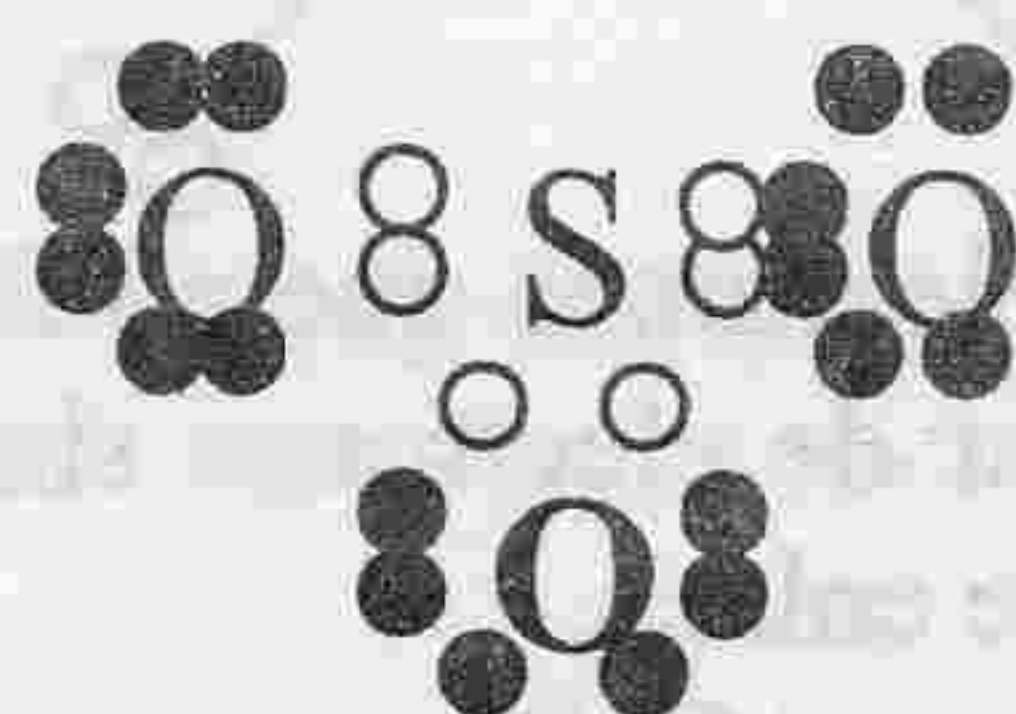


Geometría molecular:
plana triangular
 $\alpha = 120^\circ$

Como los átomos unidos al átomo central no son iguales (dos cloros y un bromo) los momentos dipolares de las uniones son distintos.

El hecho de que las 3 uniones no presente el mismo momento dipolar aunque estén a 120° hace que no se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

c) Trióxido de azufre: SO_3 : el azufre tiene $\text{EN} = 2,5$ y el oxígeno de $3,5$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente. Para poder la geometría molecular, primero debemos realizar la estructura de Lewis.

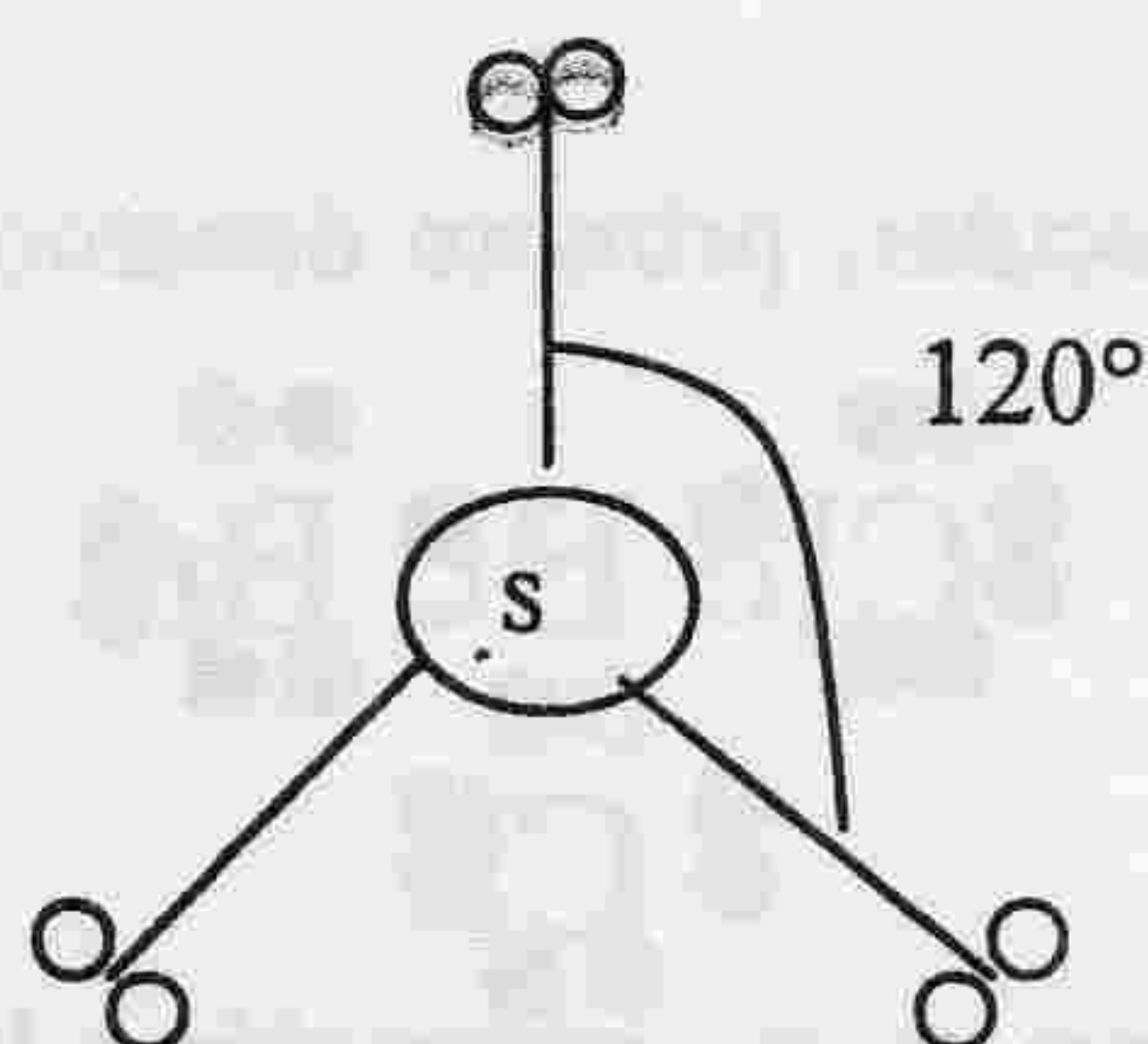


Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

Para TRePEV las uniones múltiples (dobles) se consideran como un par de electrones.

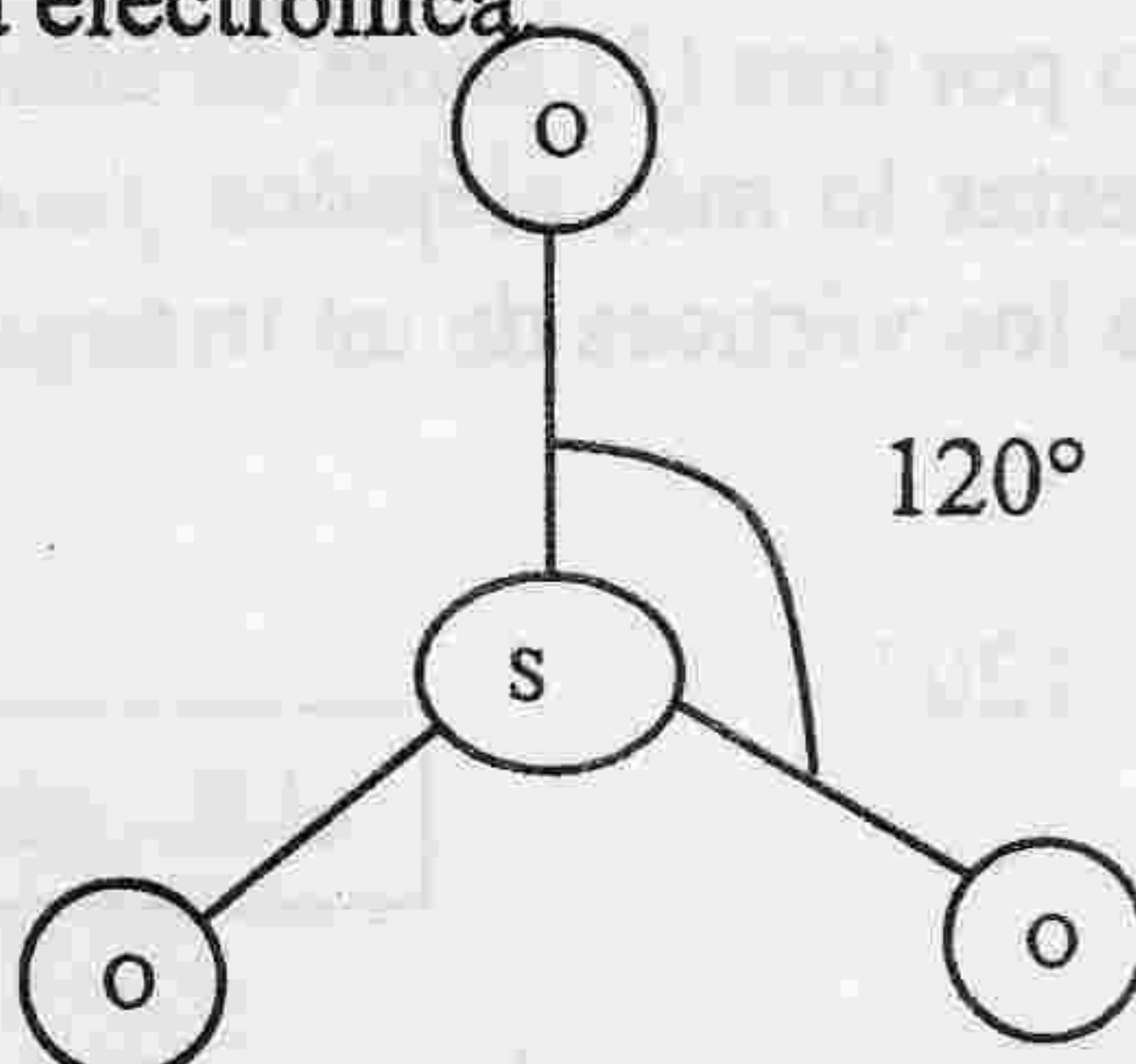
Por lo que el átomo central es el azufre y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



G.E.: plana triangular

Como no presenta pares de electrones que no forma unión la geometría molecular es igual a la electrónica.



Geometría molecular:
plana triangular
 $\alpha = 120^\circ$

Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos cloros) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 3 uniones de igual momento dipolar estén a 120° hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

d) Dióxido de azufre: SO_2 : el azufre tiene $\text{EN} = 2,5$ y el oxígeno de $3,5$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para conocer la geometría molecular debemos realizar la estructura de Lewis.

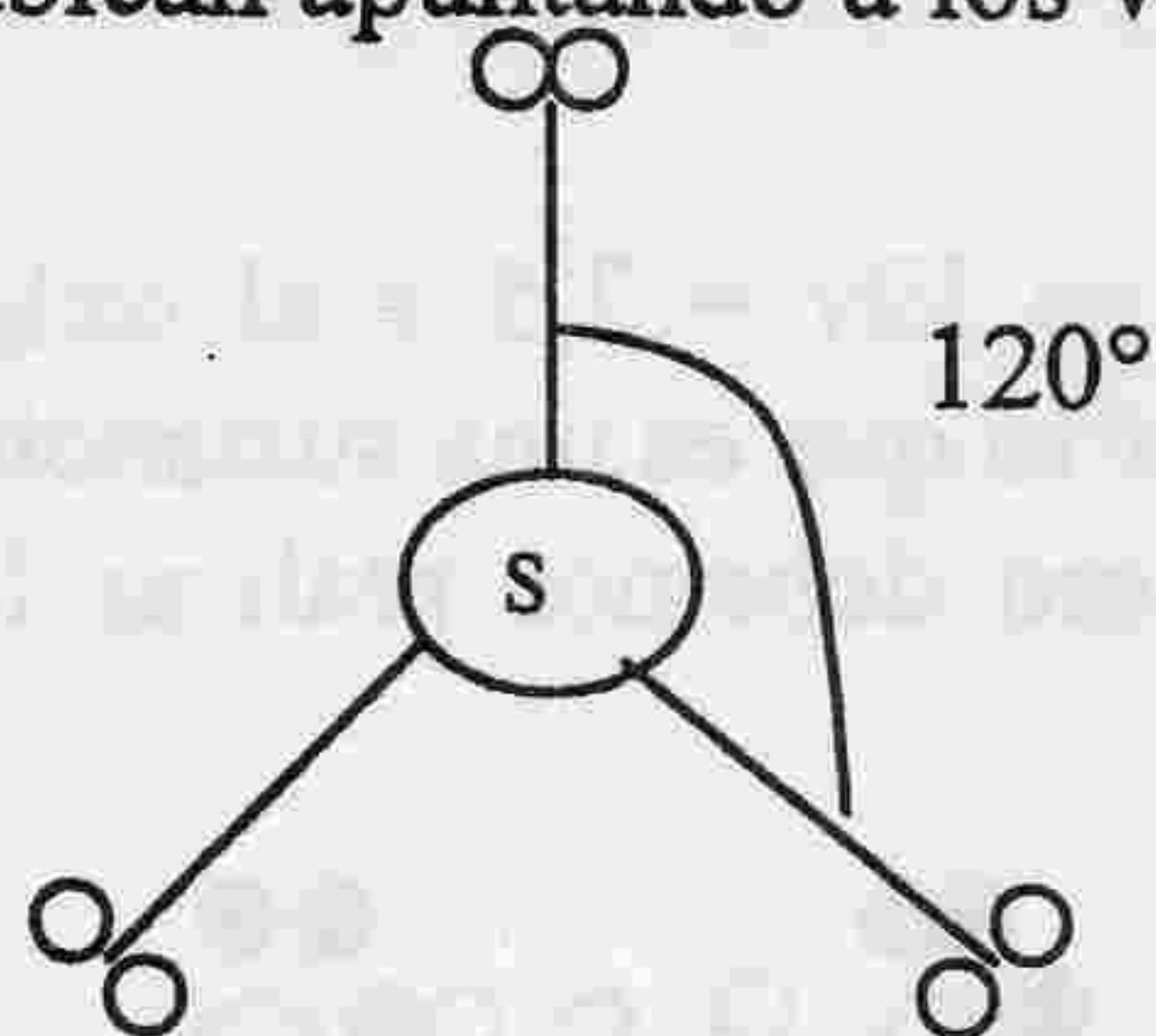


Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

Para TRePEV las uniones múltiples (dobles) se consideran como un par de electrones.

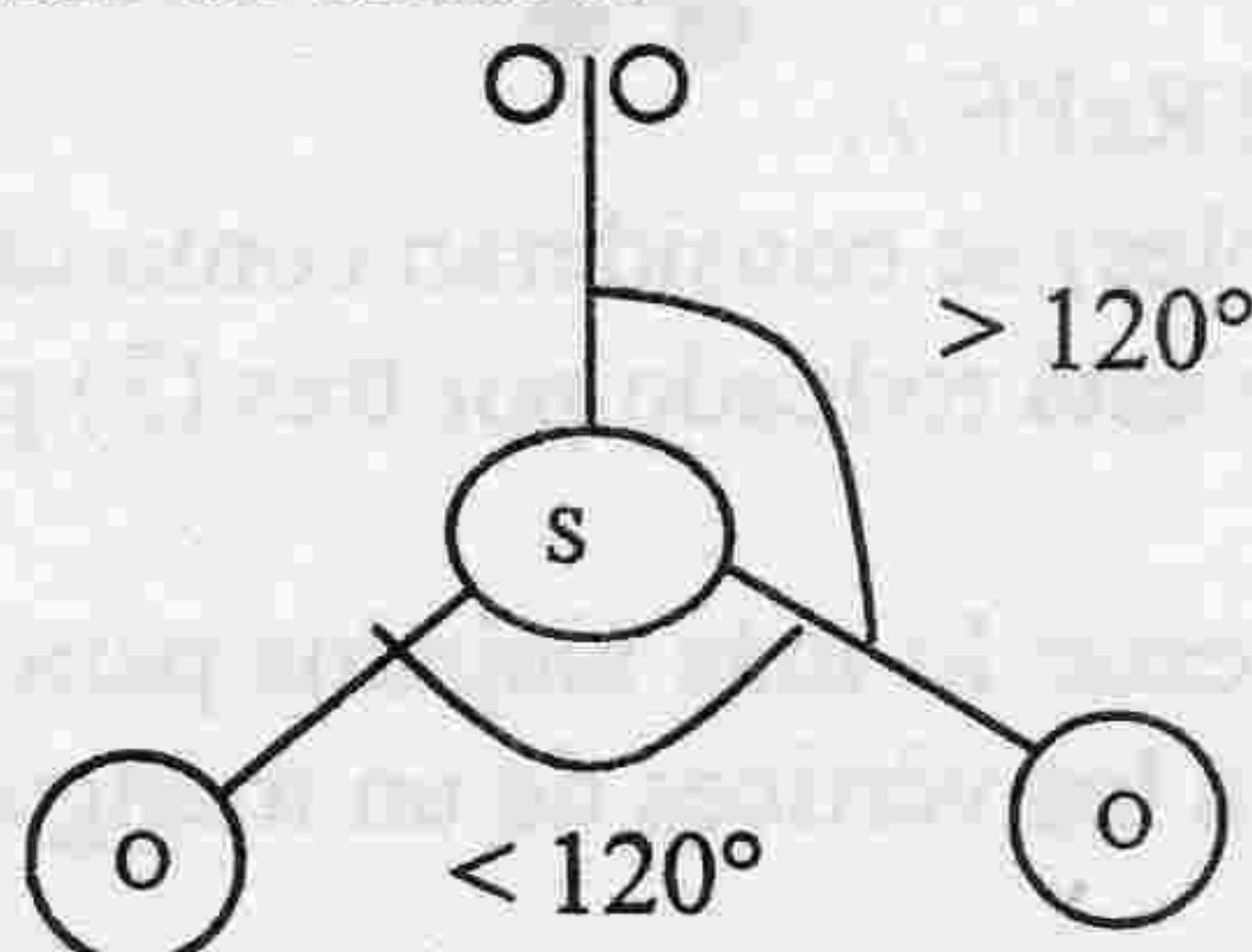
Por lo que el átomo central es el azufre y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



G.E.: plana triangular

Como una de los pares de electrones que no forma unión la geometría molecular no es igual a la electrónica. El par de electrones sin compartir (par libre) ocupa más espacio haciendo cerrar el ángulo de enlace.



Geometría molecular:
angular $\alpha < 120^\circ$

El hecho de que la geometría molecular sea angular hace que los momentos dipolares de las uniones no se compensen quedando un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

3.18] Existe un rango continuo referente.....

Compuesto	AEN	Punto de fusión/°C	¿Conduce la electricidad?
AlF ₃	2,5	1.200	Si (líq)
AlCl ₃	1,5	192	Si (líq)
AlBr ₃	1,3	98	No (líq)

¿Qué tipo de enlace

Para poder entender la naturaleza del enlace que presentan cada una de las sustancias, vamos a tener en cuenta las propiedades físicas de las sustancias.

Una sustancia que presenta un enlace 100 % iónico tiene muy alto punto de fusión y conduce la corriente eléctrica cuando se encuentra en estado líquido.

Una sustancia que presenta un enlace 100 % covalente tiene un punto de fusión bajo y no conduce la corriente eléctrica cuando se encuentra en estado líquido.

Por lo que vemos en la tabla, el AlF₃ presenta claramente propiedades de una sustancia con 100 % de enlace iónico.

El AlCl₃ presenta alguna de las propiedades de una sustancia con 100 % de enlace iónico, ya que conduce la corriente eléctrica cuando se encuentra en estado líquido pero su punto de fusión no es muy alto, por lo que esta sustancia tiene un considerable porcentaje de carácter iónico, pero no llega al 100 %.

El AlBr₃ no presenta ninguna de las propiedades de una sustancia con 100 % de enlace iónico, por lo que presenta un considerable porcentaje de carácter covalente.

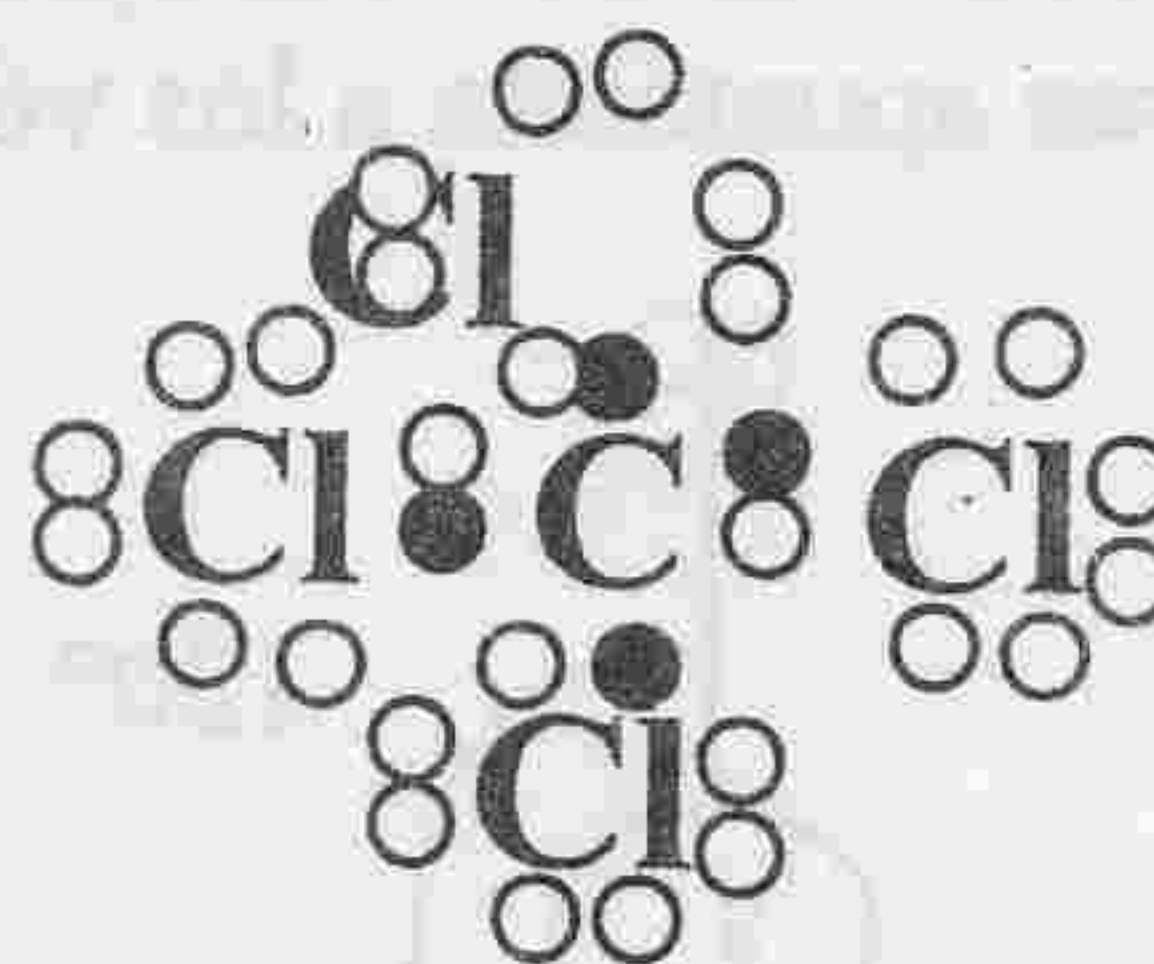
3.19] ¿Qué tipo de interacciones existirán entre.....

1) CCl₄: Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono y cuatro átomos de Cloro, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno.

El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

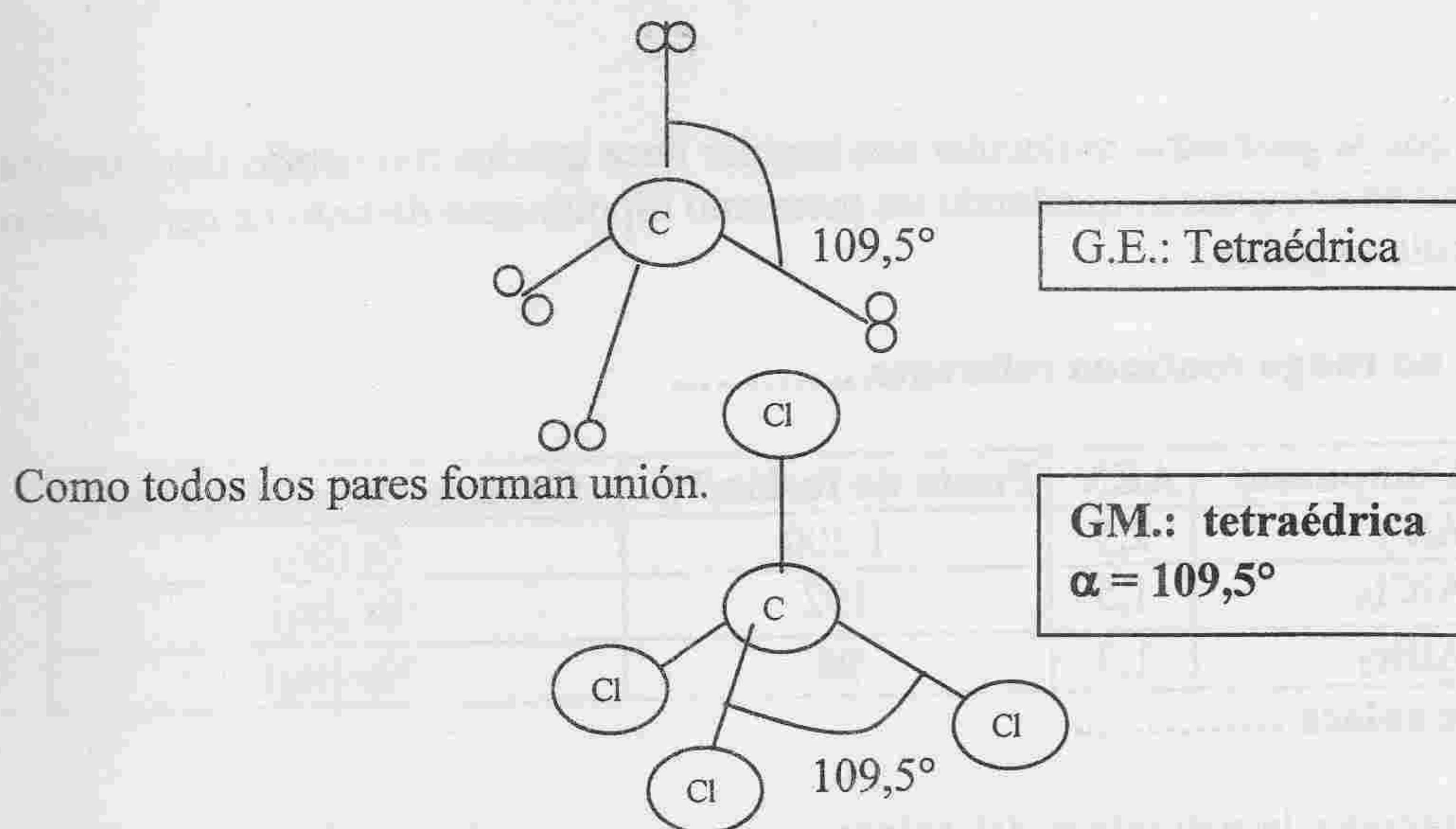
El cloro es del grupo VII A por lo que tiene siete electrones en la externa y necesita un electrón para conseguir la estructura estable de gas noble.

Por lo que los átomos de cloro presentaran una unión covalente simple



El átomo central es el carbono y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



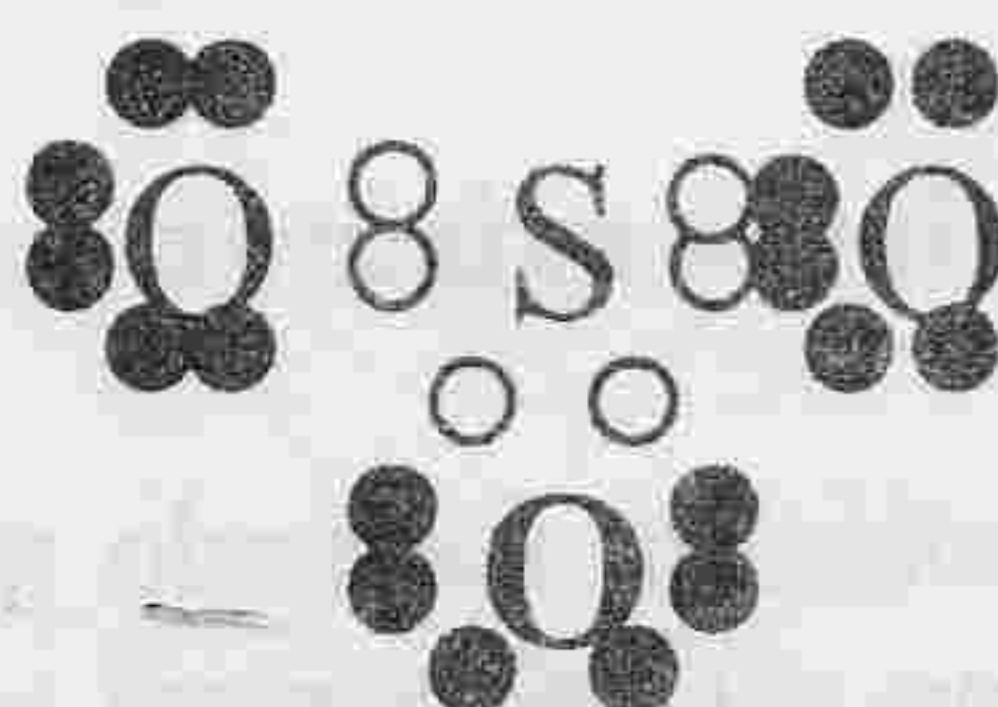
Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos cloros) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 4 uniones de igual momento dipolar estén a $109,5^\circ$ hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

Por ser una molécula no polar solo presenta fuerzas de London en estado líquido.

2) Trióxido de azufre: SO_3 : el azufre tiene $\text{EN} = 2,5$ y el oxígeno de $3,5$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para poder la geometría molecular, primero debemos realizar la estructura de Lewis.

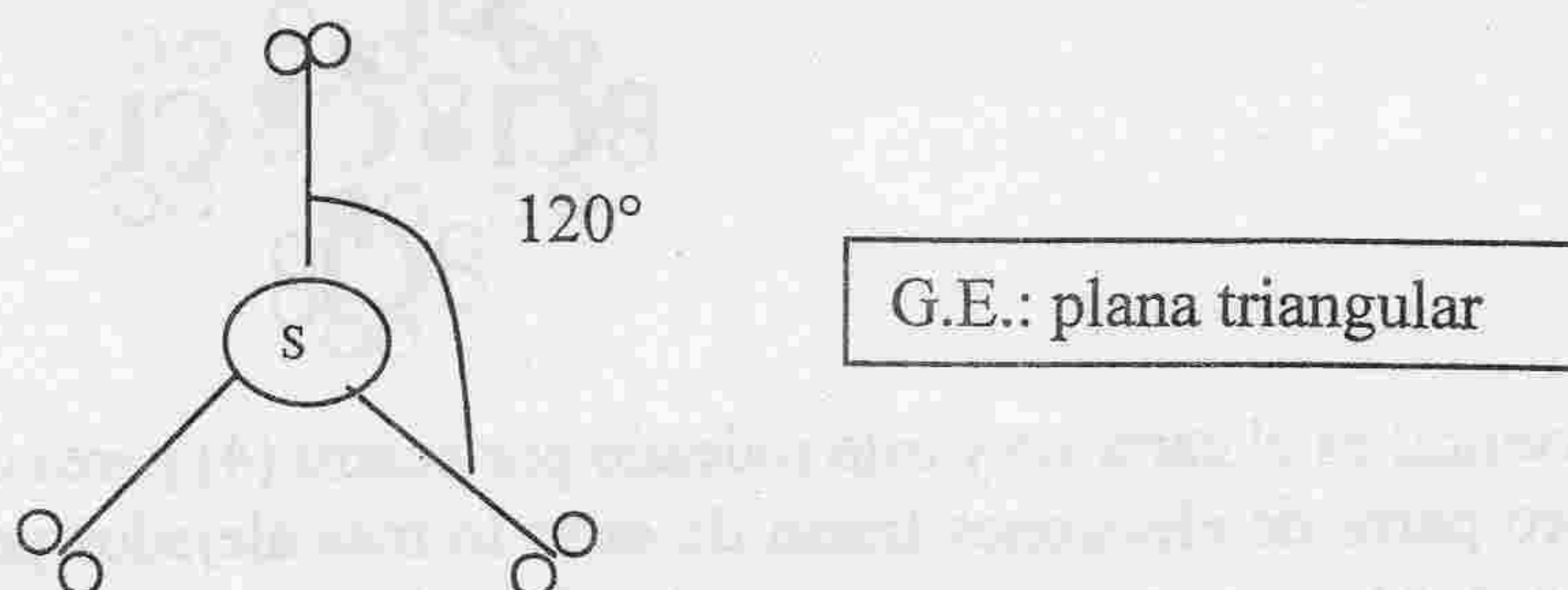


Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

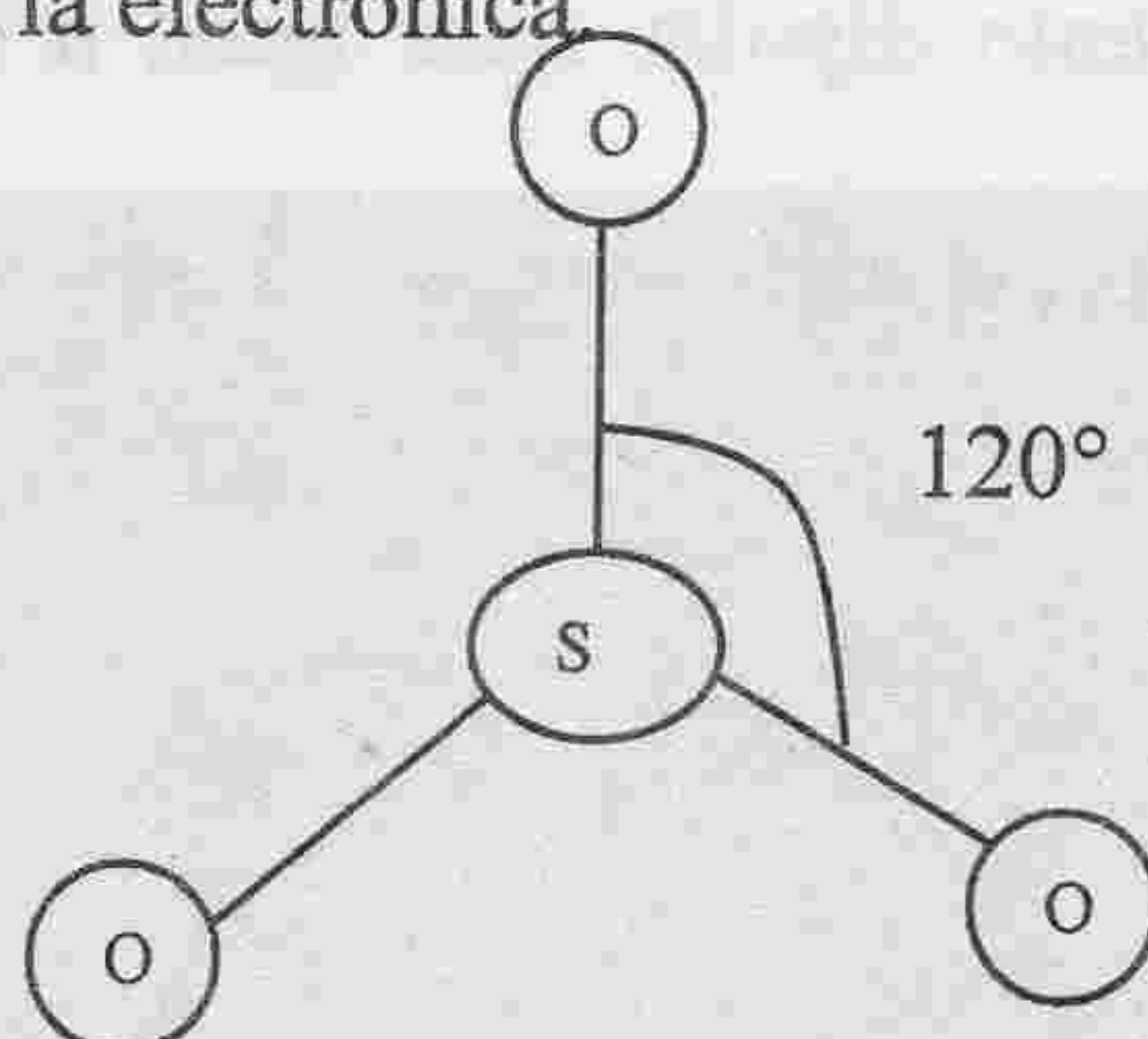
Para TRePEV las uniones múltiples (dobles) se consideran como un par de electrones.

Por lo que el átomo central es el azufre y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



Como no presenta pares de electrones que no forma unión la geometría molecular es igual a la electrónica



Geometría molecular:
plana triangular
 $\alpha = 120^\circ$

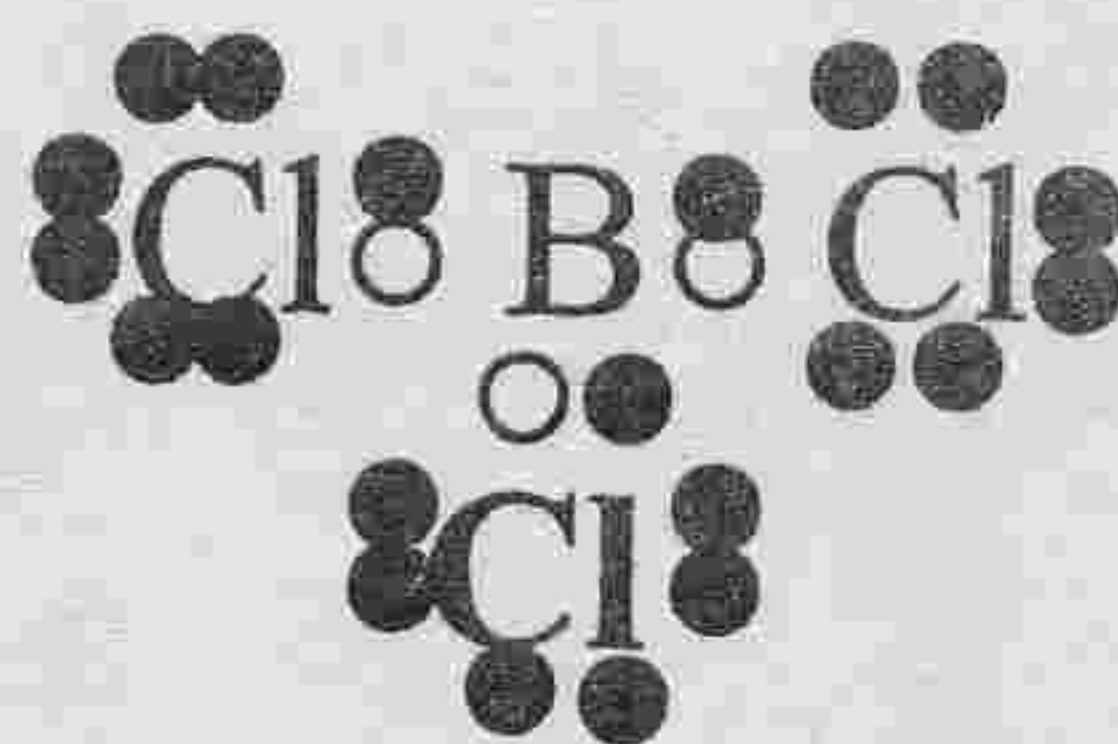
Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos cloros) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 3 uniones de igual momento dipolar estén a 120° hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

Por ser una molécula no polar solo presenta fuerzas de London en estado líquido.

3) BCl_3 : el boro tiene $\text{EN} = 2,0$ y el cloro de $3,0$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para poder la geometría molecular, primero debemos realizar la estructura de Lewis.

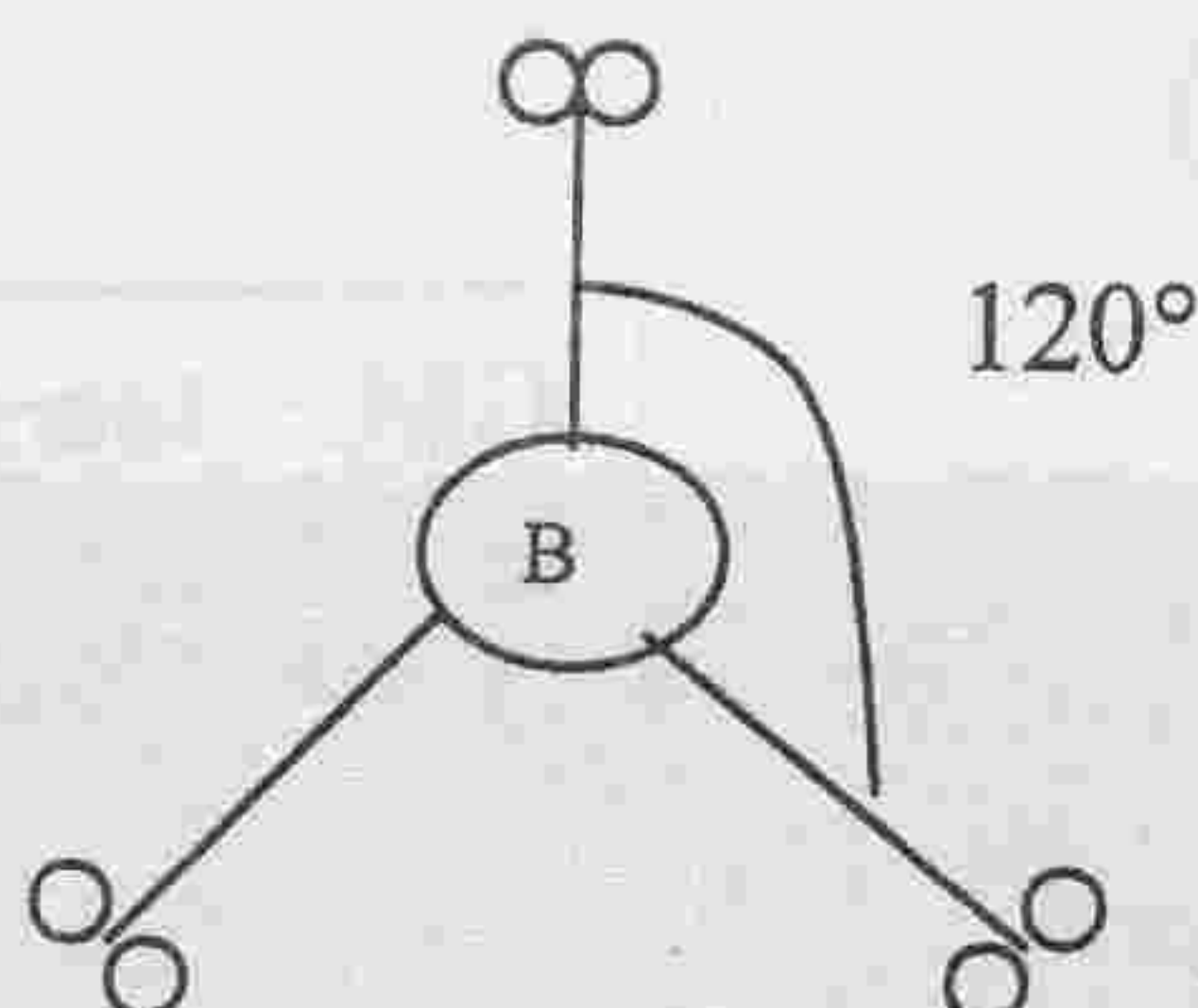


El boro queda con seis electrones, por lo que es una excepción a la regla del octeto.

Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

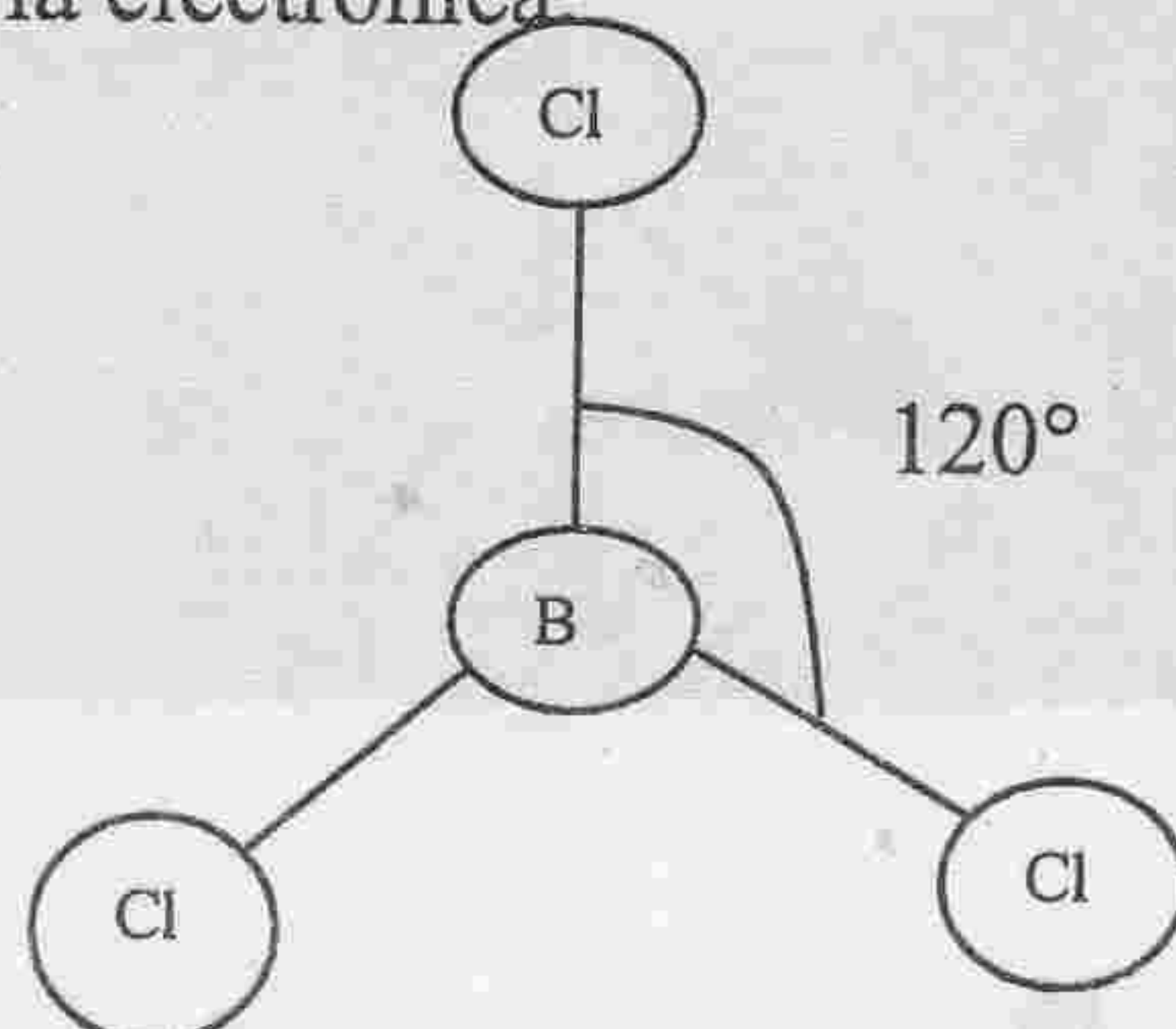
El átomo central es el boro y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



G.E.: plana

Como no presenta pares de electrones que no forma unión la geometría molecular es igual a la electrónica



Geometría molecular:
plana triangular
 $\alpha = 120^\circ$

Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos cloros) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 3 uniones de igual momento dipolar estén a 120° hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

Por ser una molécula no polar solo presenta fuerzas de London en estado líquido.

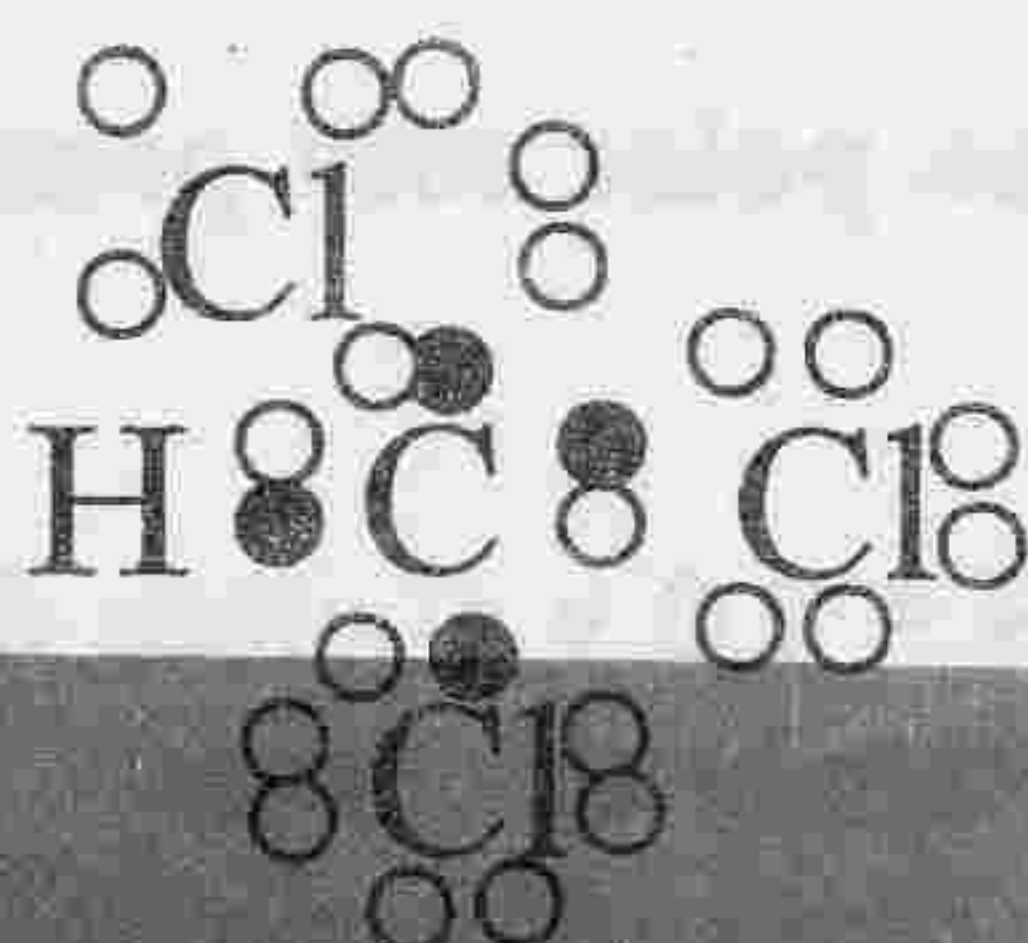
4) CHCl_3 : Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono, tres de cloro y un átomo de hidrógeno, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno y Cloro.

El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

El cloro tiene siete electrones y necesita uno para llegar a la estructura estable del gas noble.

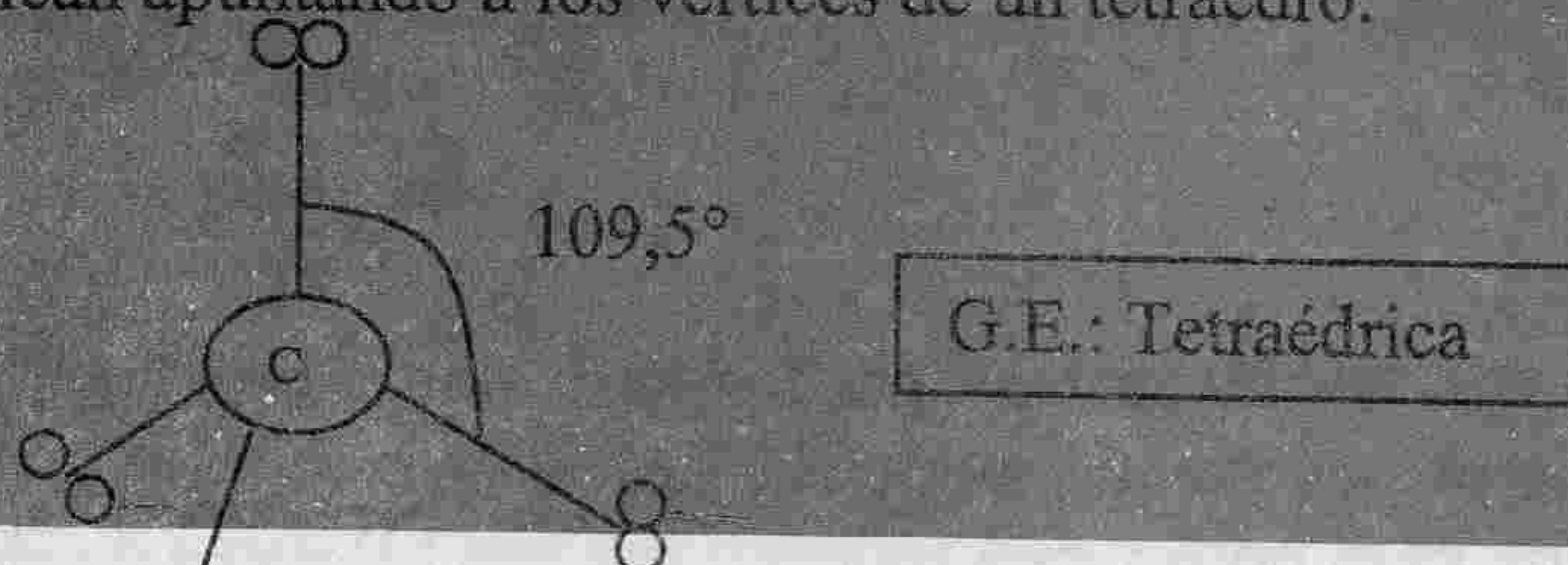
El hidrógeno necesita un electrón para conseguir la estructura estable del helio.

Por lo que los átomos de cloro y el de hidrógeno presentaran una unión covalente simple.

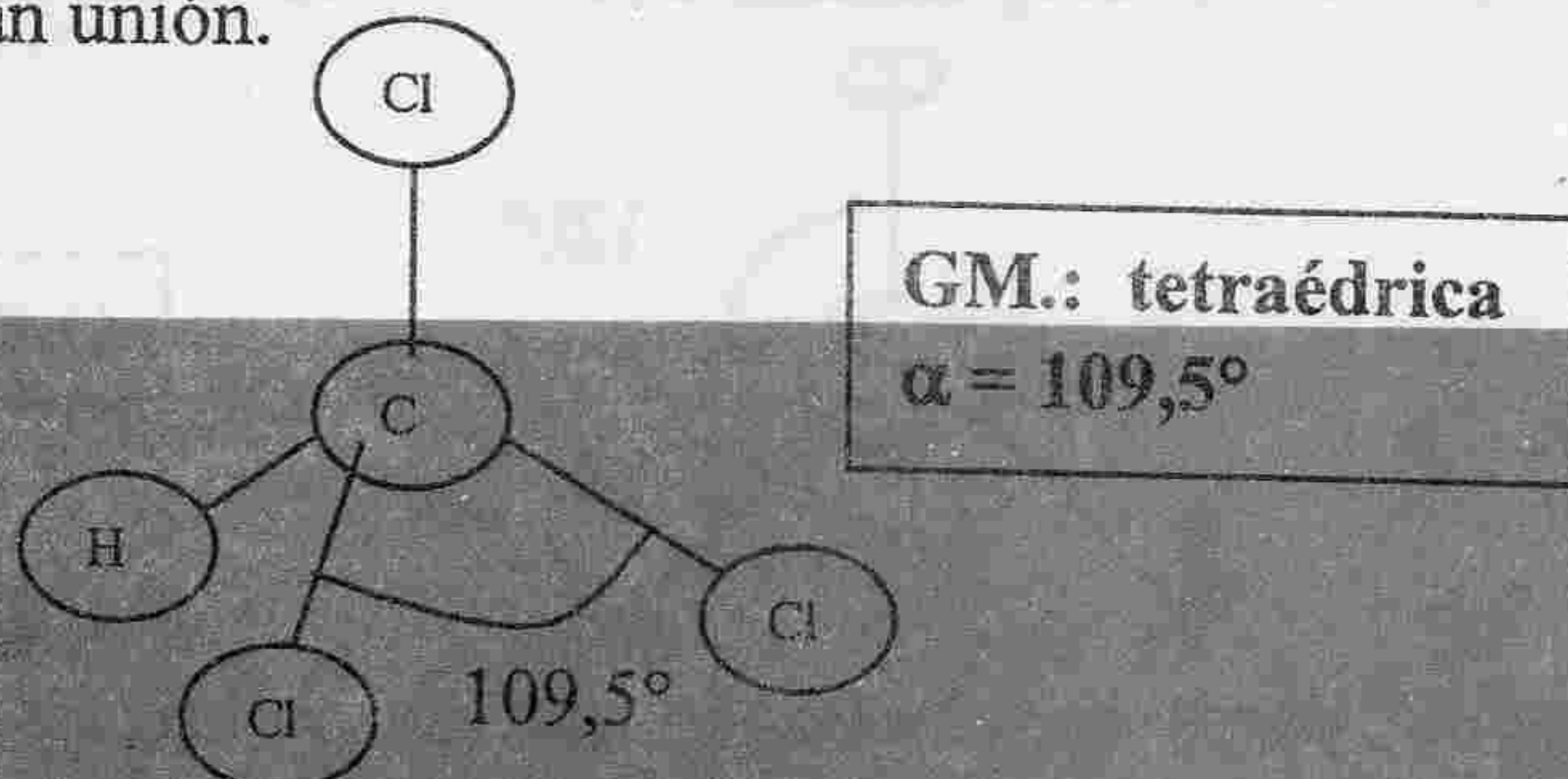


El átomo central es el carbono y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



Como todos los pares forman unión.



Como los átomos unidos al átomo central no son iguales (tres cloro y un hidrógeno) los momentos dipolares de las uniones son distintos.

El hecho de que las 4 uniones no presente el mismo momento dipolar aunque estén a $109,5^\circ$ hace que no se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

Por ser una molécula polar presenta fuerzas de London y Dipolo-Dipolo en estado líquido.

5) Dióxido de azufre: SO_2 : el azufre tiene $\text{EN} = 2,5$ y el oxígeno de $3,5$, la diferencia de electronegatividad es $1,0$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para conocer la geometría molecular debemos realizar la estructura de Lewis.

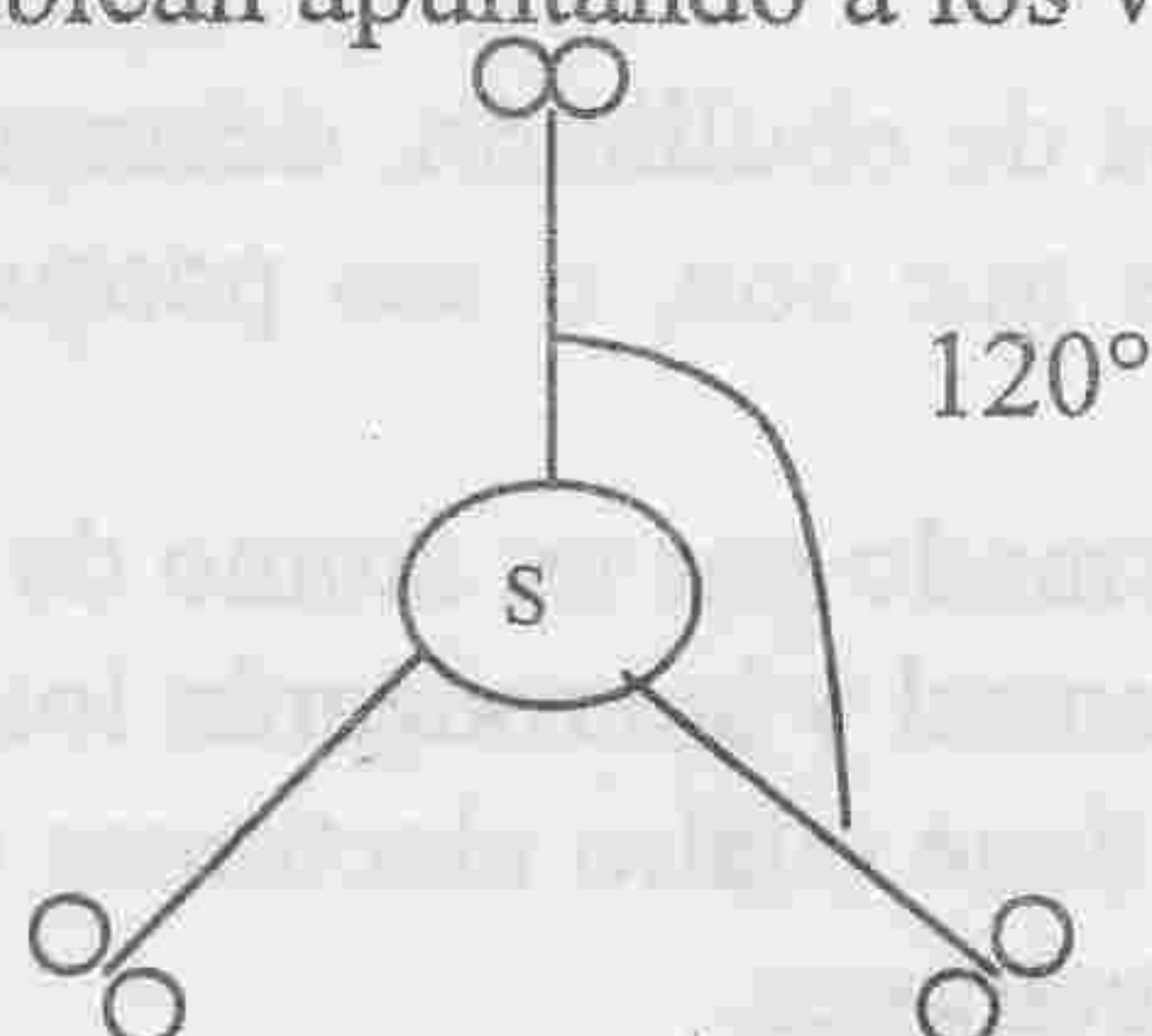


Para explicar la geometría utilizaremos TRePEV.

Para TRePEV las uniones múltiples (dobles) se consideran como un par de electrones.

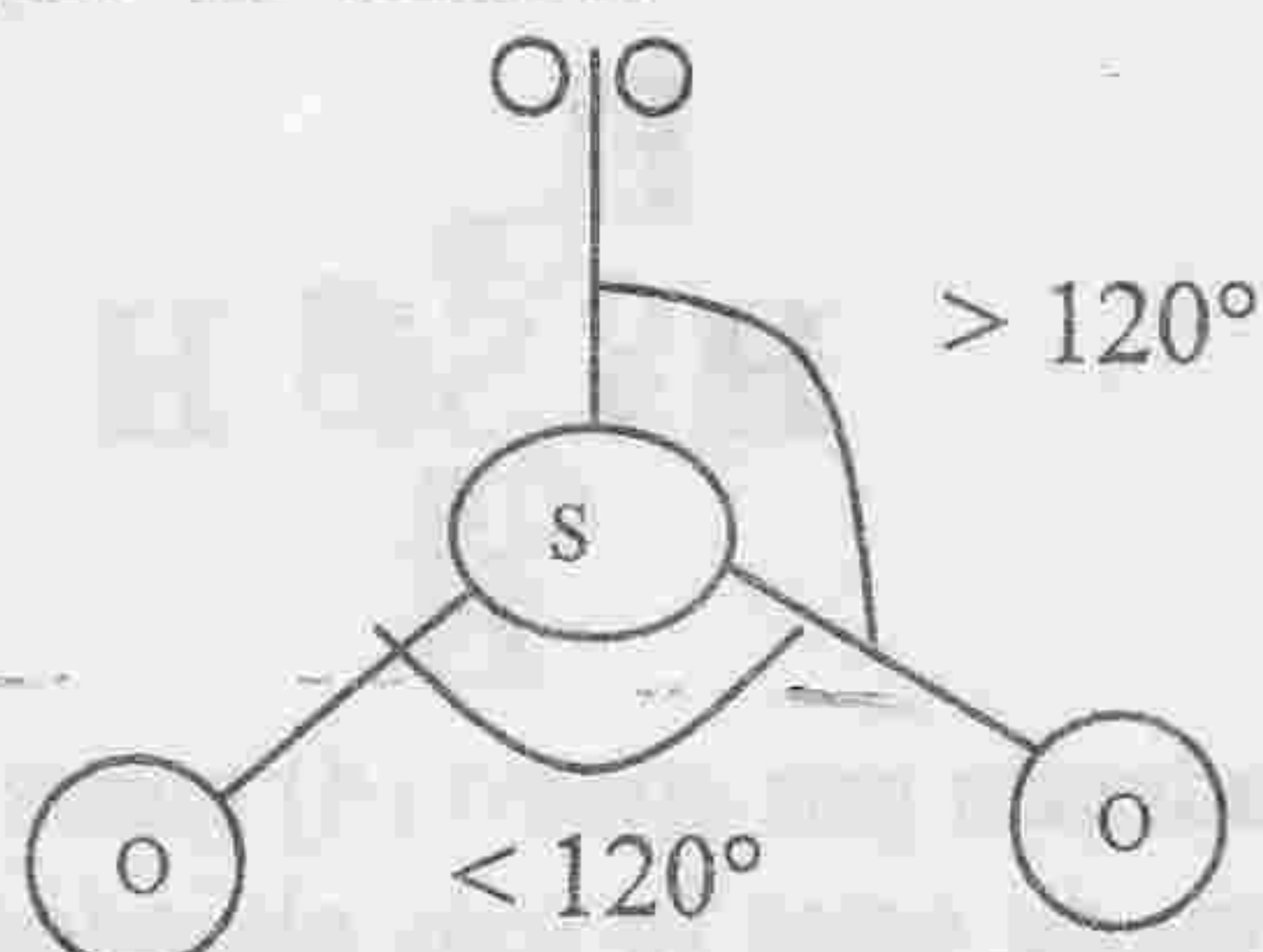
Por lo que el átomo central es el azufre y está rodeado por tres (3) pares de electrones.

Estos tres pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un triángulo equilátero.



G.E.: plana triangular

Como una de los pares de electrones que no forma unión la geometría molecular no es igual a la electrónica. El par de electrones sin compartir (par libre) ocupa más espacio haciendo cerrar el ángulo de enlace.



Geometría molecular:
angular $\alpha < 120^\circ$

El hecho de que la geometría molecular sea angular hace que los momentos dipolares de las uniones no se compensen quedando un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

Por ser una molécula polar presenta fuerzas de London y Dipolo-Dipolo en estado líquido.

6) Bromuro de hidrógeno: HBr : el hidrógeno tiene $\text{EN} = 2,1$ y el bromo de $3,0$, la diferencia de electronegatividad es $0,9$. Por lo que es una sustancia covalente.

Para conocer la geometría molecular debemos realizar la estructura de Lewis.



Al tener una sola unión y esa unión es entre átomos diferentes, esa unión es polar y por lo tanto la molécula es **polar**.

Por ser una molécula polar presenta fuerzas de London y Dipolo-Dipolo en estado líquido.

7) Fluoruro de hidrógeno: HF: el hidrógeno tiene EN = 2,1 y el Fluor de 4,0, la diferencia de electronegatividad es 1,9. Por lo que es una sustancia covalente. Para conocer la geometría molecular debemos realizar la estructura de Lewis.



Al tener una sola unión y esa unión es entre átomos diferentes, esa unión es polar y por lo tanto la molécula es **polar**.

Por ser una molécula polar presenta fuerzas de London y Dipolo-Dipolo en estado líquido.

Pero además tiene unido directamente el Fluor con el Hidrógeno, por lo que presenta fuerzas de Puente de Hidrógeno.

3.20] a) Ordenar de menor a mayor.....

b) Ordenar de menor a mayor.....

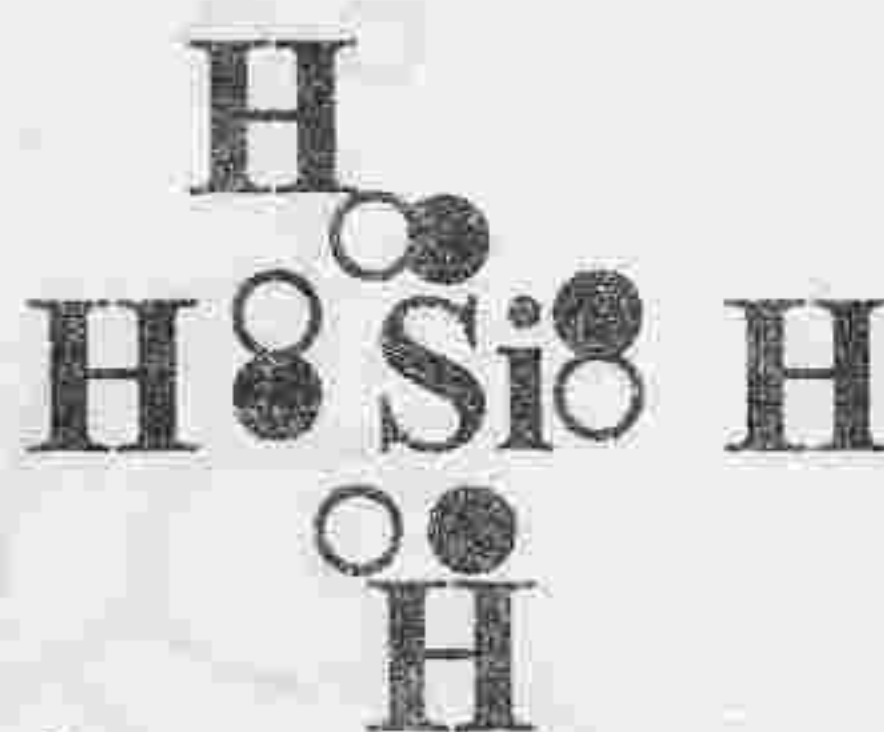
a) Para poder ordenar según los puntos de ebullición, debemos primero clasificar a las sustancias, según el tipo de sustancias que son, o sea porque tipo de partículas están formadas.

i) El SiH_4 : Como tenemos molécula formado por un átomo de silicio y cuatro átomos de hidrógeno, el átomo de silicio será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno.

El silicio es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

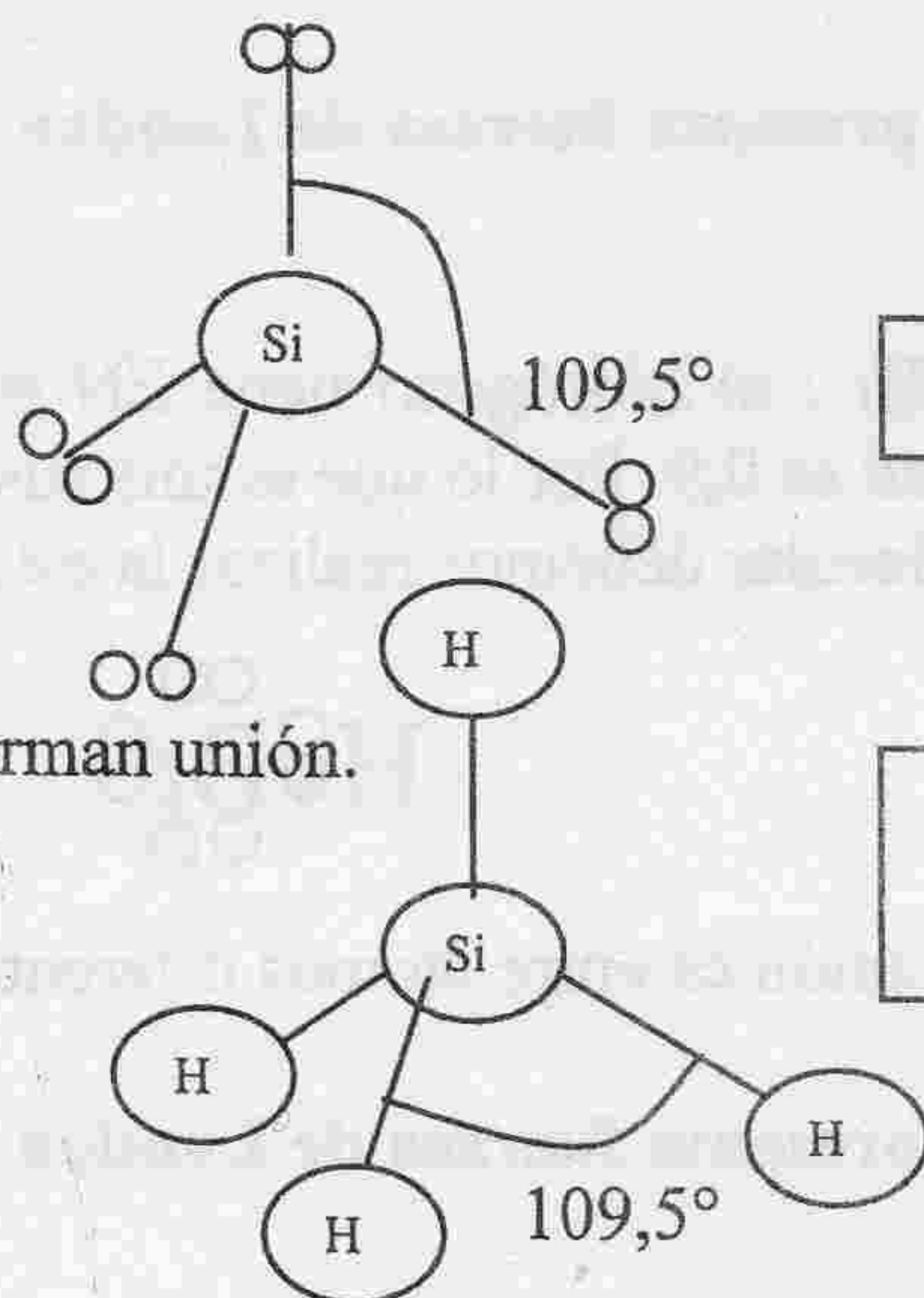
El hidrógeno necesita un electrón para conseguir la estructura estable de gas noble.

Por lo que los átomos de hidrógeno presentarían una unión covalente simple



El átomo central es el silicio y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como todos los pares forman unión.

GM.: tetraédrica
 $\alpha = 109,5^\circ$

Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos hidrógeno) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 4 uniones de igual momento dipolar estén a $109,5^\circ$ hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

Por ser una molécula no polar solo presenta fuerzas de London en estado líquido.

ii) El sulfuro de hidrógeno: H_2S : Como tenemos molécula formado por un átomo de azufre con dos átomos de hidrógeno, el átomo de azufre será el central y lo rodearán los átomos de hidrógeno.

El azufre es del grupo VIA por lo que tiene seis electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón y necesita uno para llegar a la estructura estable del helio.

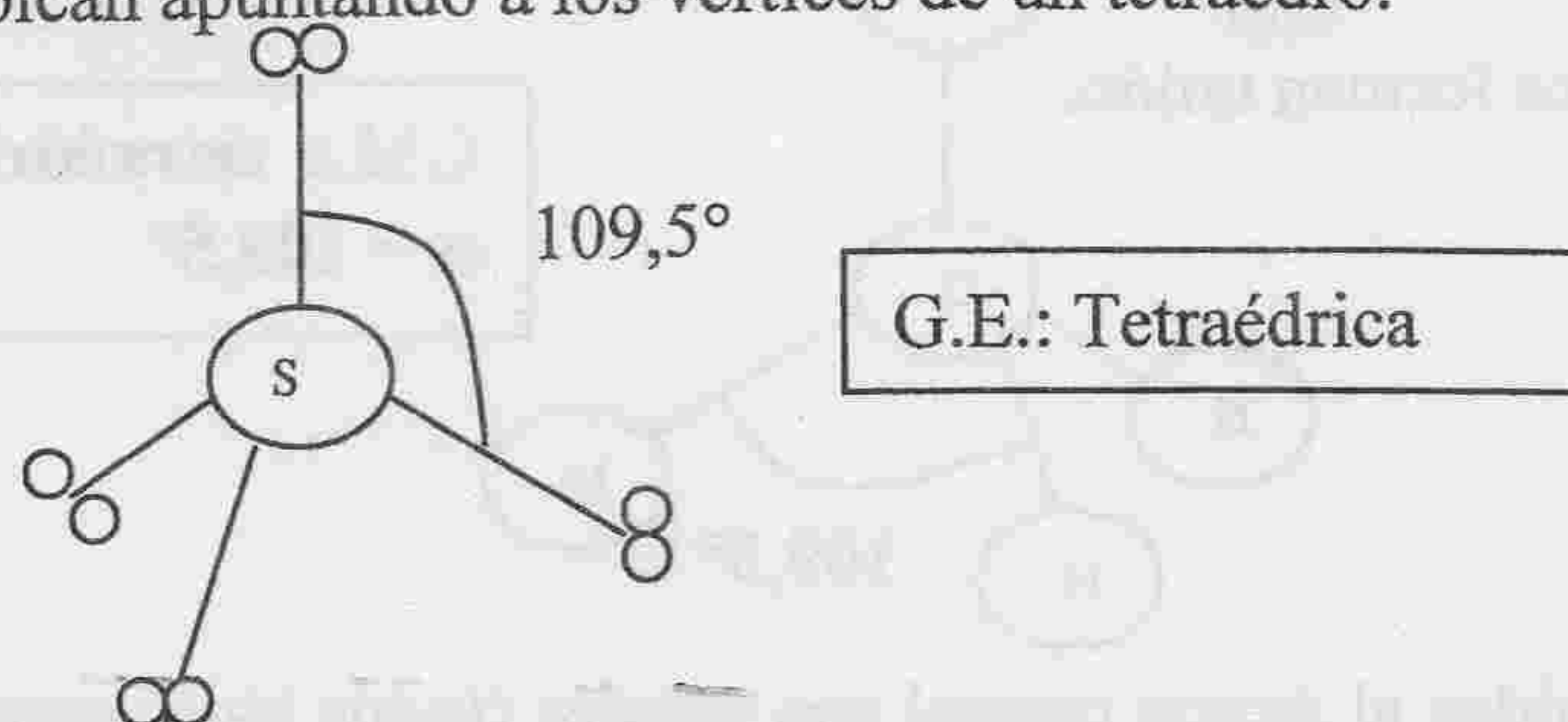
Por lo que los hidrógenos no pueden da otra cosa que una unión covalente simple.



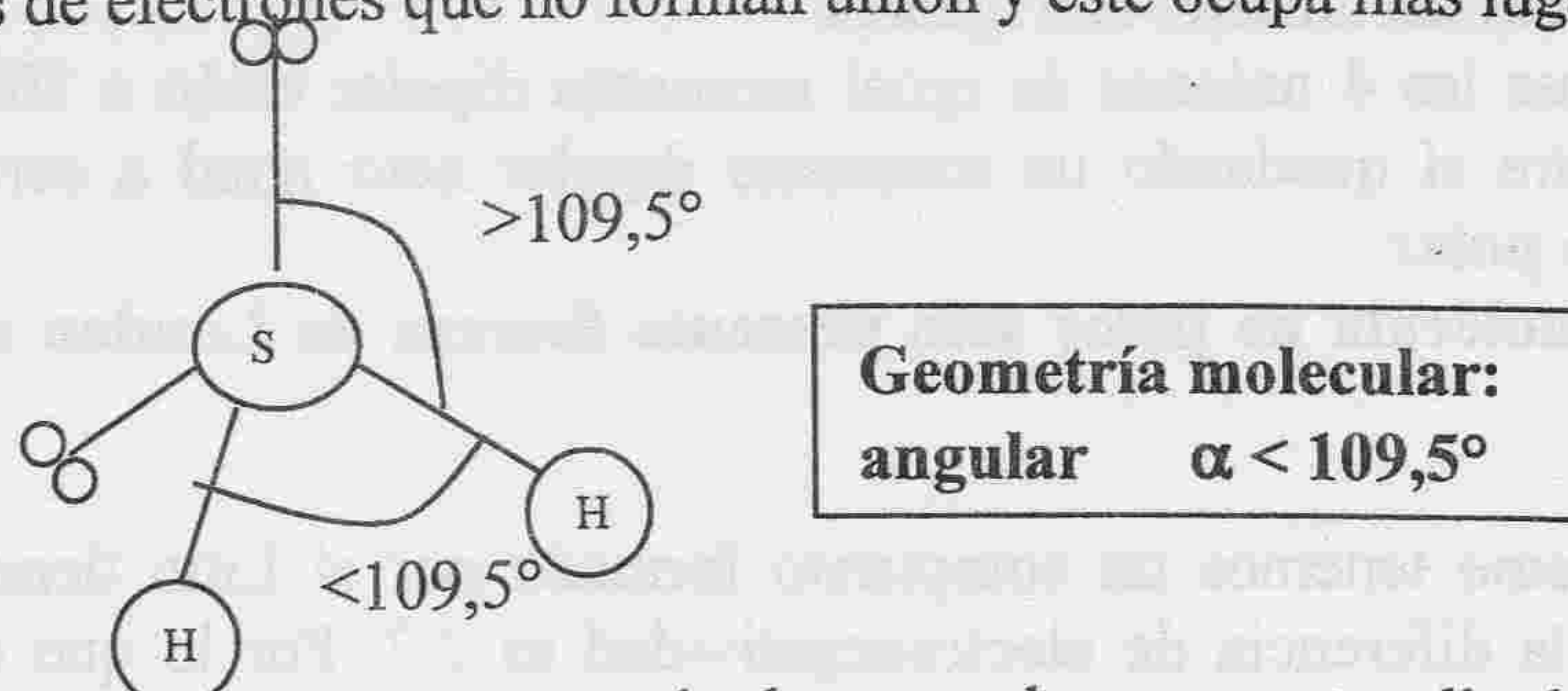
Para poder conocer su geometría y ángulo de enlace podemos aplicar los concepto de TRePEV.

El átomo central es el azufre y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



Como presenta dos pares de electrones que no forman unión y este ocupa más lugar.



El hecho de que la geometría molecular sea angular hace que los momentos dipolares de las uniones no se compensen quedando un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

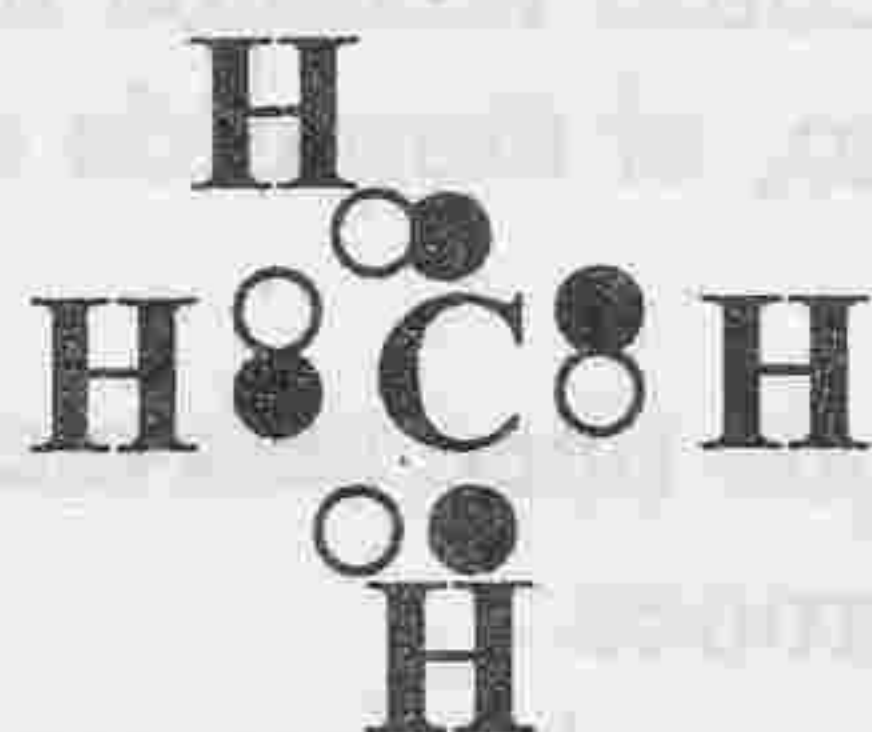
Por lo que presenta fuerzas de London como todas las moléculas y fuerzas de dipolo-dipolo.

iii) El CH_4 : Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de hidrógeno.

El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

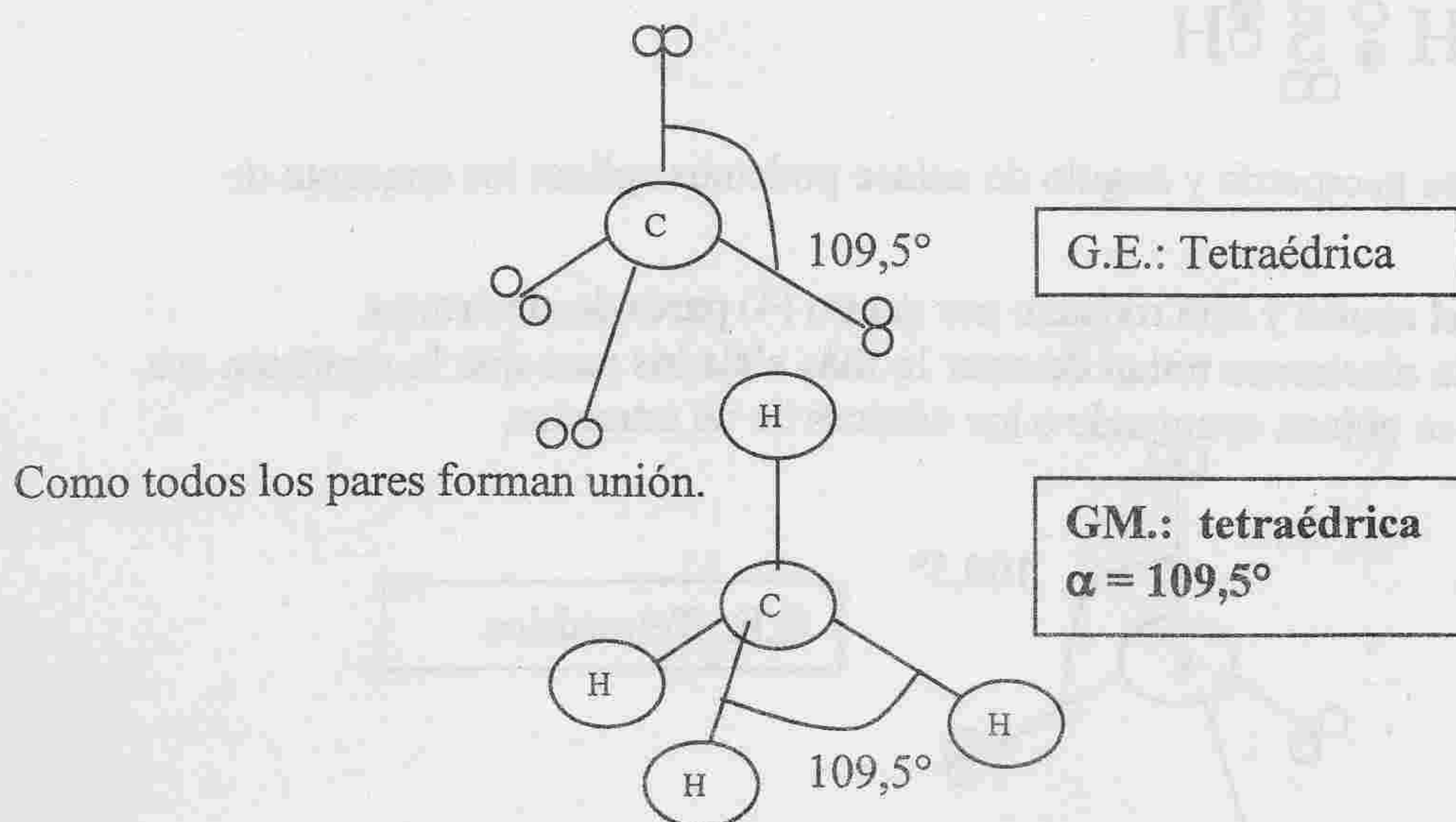
El hidrógeno necesita un electrón para conseguir la estructura estable de gas noble.

Por lo que los átomos de hidrógeno presentaran una unión covalente simple



El átomo central es el carbono y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos hidrógenos) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 4 uniones de igual momento dipolar estén a $109,5^\circ$ hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

Por ser una molécula no polar solo presenta fuerzas de London en estado líquido.

iv) El LiCl : como tenemos un compuesto formado por el Litio tiene $\text{EN} = 1,0$ y el Cloro de $3,2$, la diferencia de electronegatividad es $2,2$. Por lo que es una sustancia iónica.

Por ser una sustancia iónica sus partículas son iones, que se encuentran muy fuertemente atraídas por fuerzas electrostáticas entre cargas netas positivas y negativas, que hacen que haya que entregarle mucha energía para poder vencerlas.

Por ello es la sustancia de **mayor punto de ebullición**.

Para comparar el punto de ebullición de las sustancias que forman moléculas (SiH_4 , H_2S y CH_4) tenemos que tener en cuenta, la polarizabilidad de las moléculas (número de

electrones que permiten la formación de los dipolos transitorios que son los responsables de las fuerzas de London) y el tipo de fuerzas intermoleculares que presentan (Fuerzas de London, Dipolo-dipolo y Puente de Hidrógeno)

El SiH_4 , presenta solo fuerzas de London y tiene en total 18 electrones.

El H_2S , presenta fuerzas de London y Dipolo-dipolo y en total tiene 18 electrones.

El CH_4 , presenta solo fuerzas de London y tiene en total 10 electrones.

Se puede observar que el número de electrones del SiH_4 y el H_2S serán similares por lo que su polarizabilidad será similar, por lo que la intensidad de las fuerzas de London que presenten estos compuestos serán similares, pero el número de electrones del CH_4 es menor, por lo que será menos polarizable y la entonces sus fuerzas de London serán menores.

Como el CH_4 , tiene fuerzas de London menos intensas y son las únicas fuerzas intermoleculares que presenta, será el que menor punto de ebullición tendrá.

Entre el SiH_4 y el H_2S , la diferencia en el punto de ebullición se debe a que el SiH_4 , solo presenta fuerzas de London, mientras el H_2S presenta fuerzas de London y Dipolo-dipolo, por lo que este última tendrá el mayor punto de ebullición de los dos.

Por lo que nos queda:

$$\text{Peb}(\text{CH}_4) < \text{Peb}(\text{SiH}_4) < \text{Peb}(\text{H}_2\text{S}) < \text{Peb}(\text{LiCl})$$

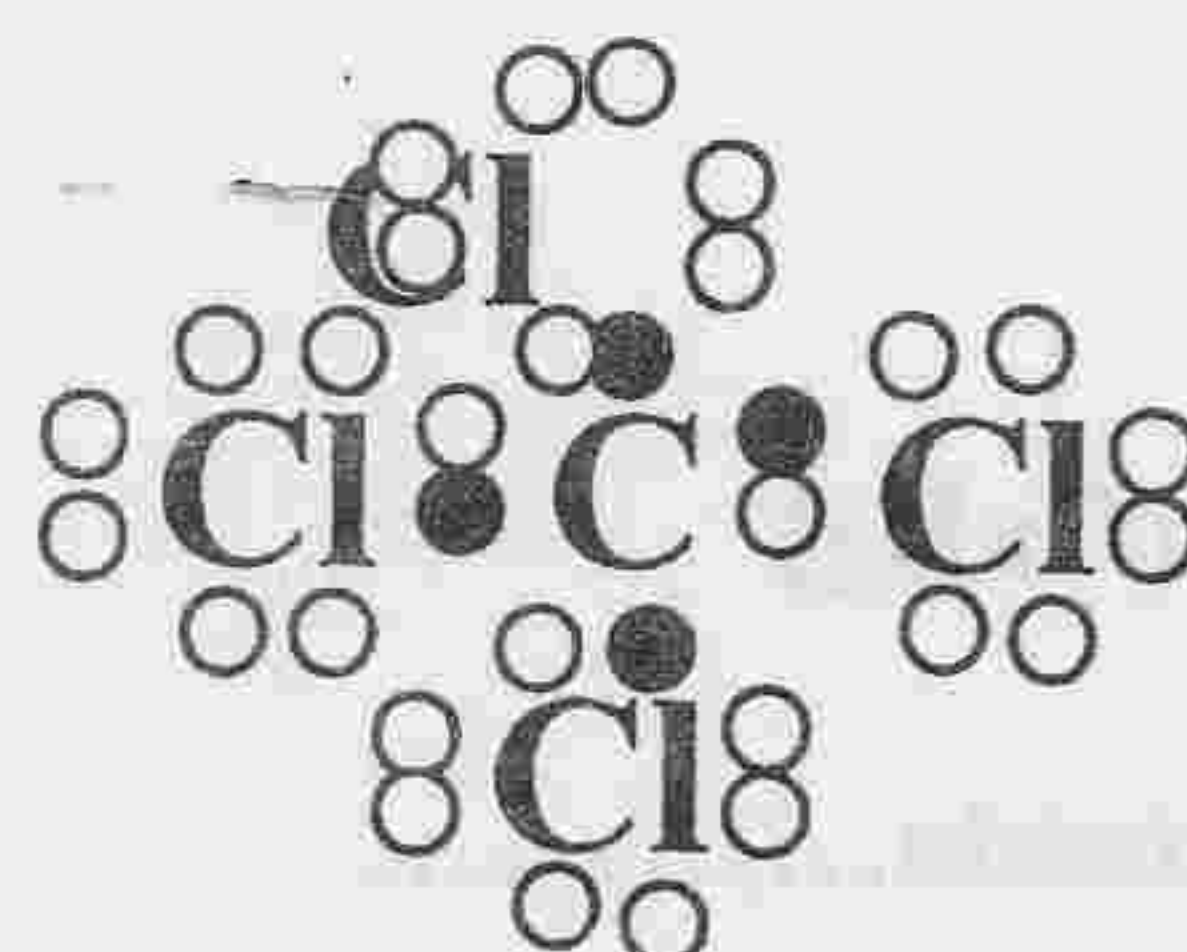
b) Para poder ordenar según los puntos de ebullición, debemos primero clasificar a las sustancias, según el tipo de sustancias que son, o sea porque tipo de partículas están formadas.

i) El CCl_4 : Como tenemos molécula formado por un átomo de carbono y cuatro átomos de cloro, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de cloro.

El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

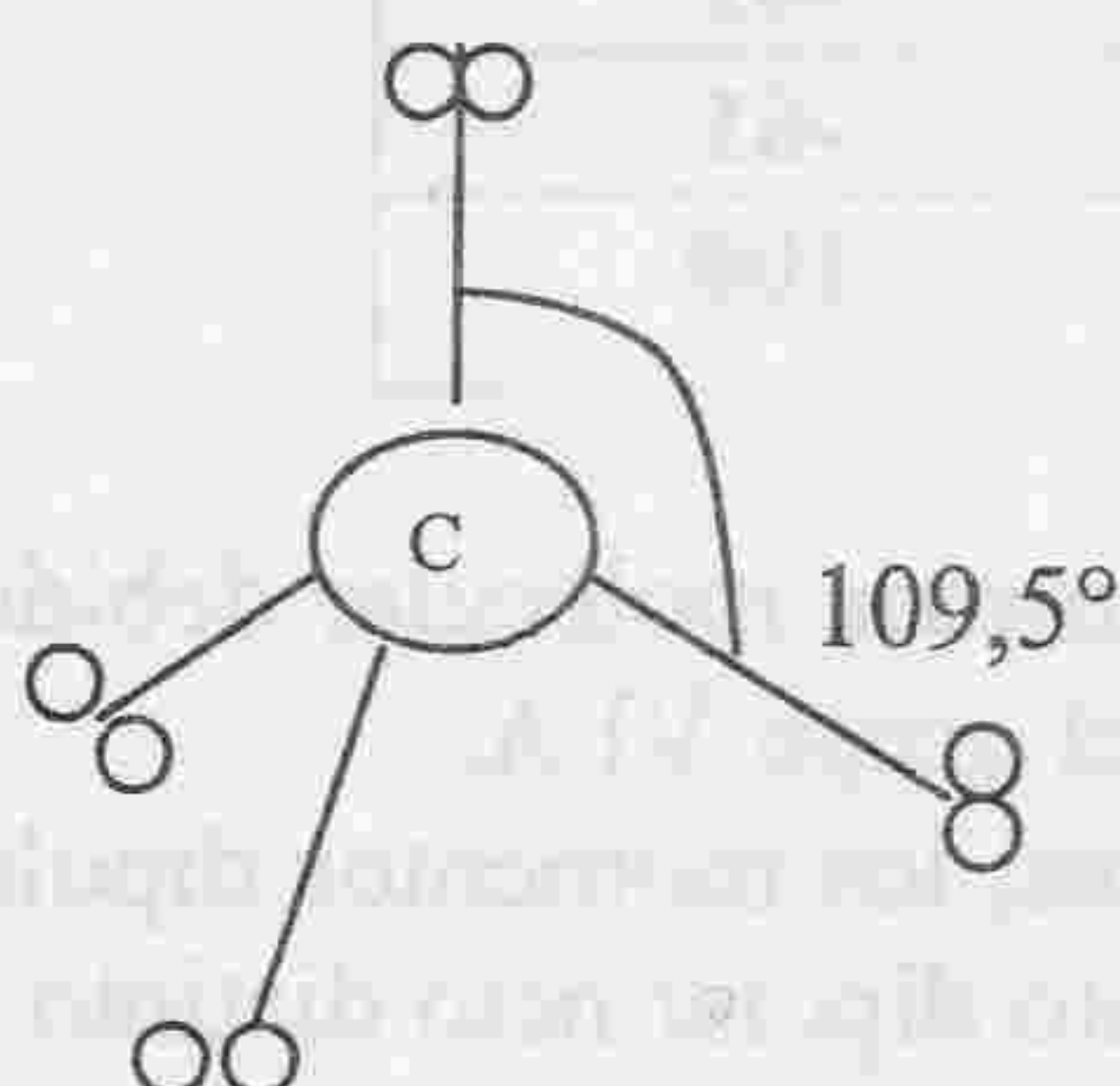
El cloro es del grupo VII A por lo que tiene siete electrones en la externa y necesita un electrón para conseguir la estructura estable de gas noble.

Por lo que los átomos de cloro presentaran una unión covalente simple



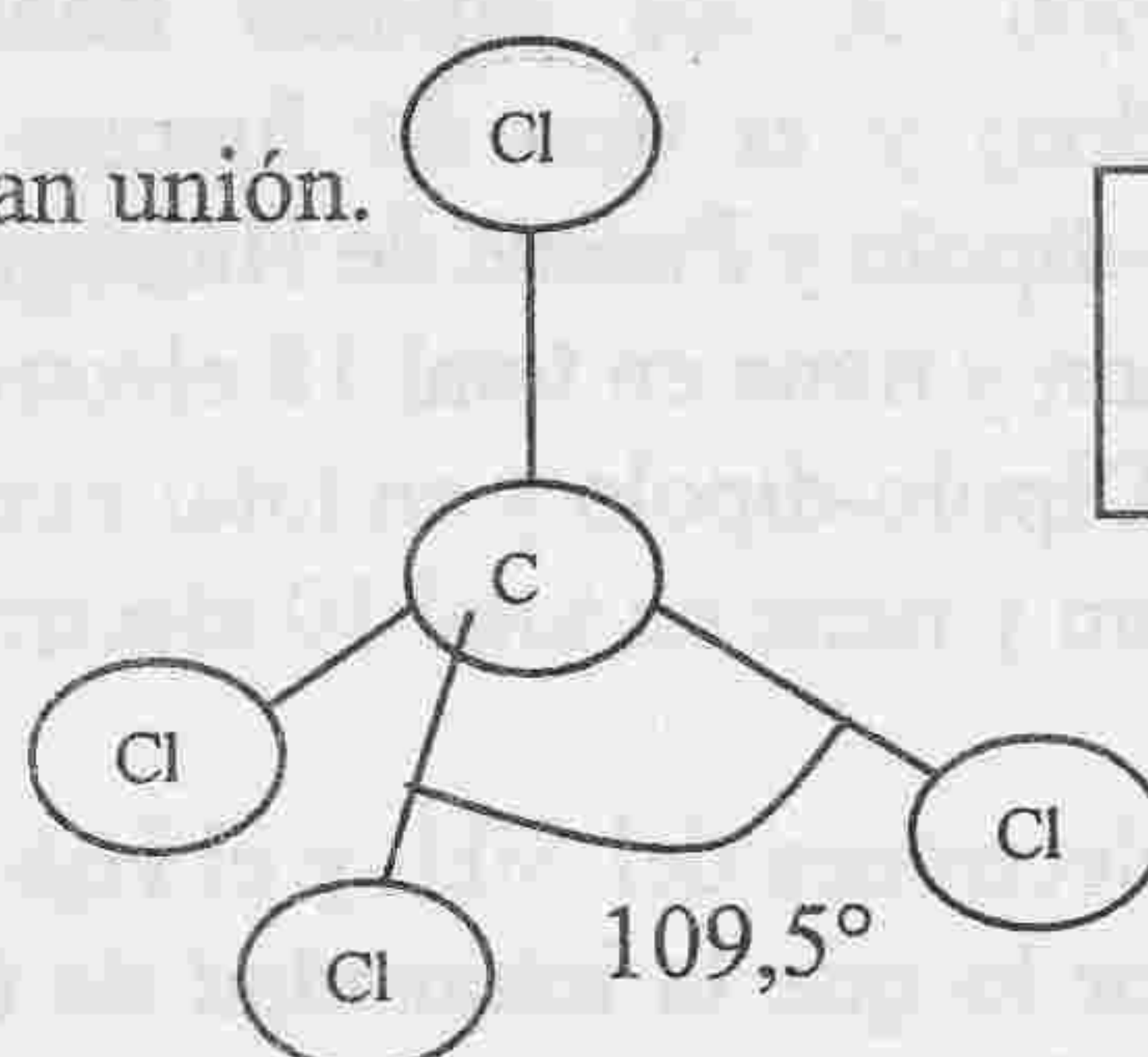
El átomo central es el carbono y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como todos los pares forman unión.



GM.: tetraédrica

$\alpha = 109,5^\circ$

Como los átomos unidos al átomo central son iguales (todos cloros) los momentos dipolares de todas las uniones son iguales.

El hecho de que las 4 uniones de igual momento dipolar estén a $109,5^\circ$ hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**.

Por ser una molécula no polar solo presenta fuerzas de London en estado líquido.

ii) El CaH_2 , es un hidruro metálico, este tipo de compuesto es iónico. Por ser una sustancia iónica sus partículas son iones, que se encuentran muy fuertemente atraídas por fuerzas electrostáticas entre cargas netas positivas y negativas, que hacen que haya que entregarle mucha energía para poder vencerlas.

Por ello es la sustancia de **mayor punto de ebullición**.

iii) El Ar, es un gas noble, por lo que solo puede presentar **fuerzas de London en estado líquido**.

El CCl_4 , presenta solo fuerzas de London y tiene en total 74 electrones.

El Ar, presenta solo fuerzas de London y tiene en total 18 electrones.

Se puede observar que el número de electrones del CCl_4 es mucho mayor al del Ar por lo que este último será menos polarizable y la entonces sus fuerzas de London serán menores.

Por lo que nos queda:

$\text{Peb}(\text{Ar}) < \text{Peb}(\text{CCl}_4) < \text{Peb}(\text{CaH}_2)$

3.21] Completar la siguiente tabla.....

Fórmula molecular	Geometría electrónica	Geometría molecular	Punto de ebullición/ $^\circ\text{C}$
H_2Te	tetraédrica	angular	-4
H_2Se	tetraédrica	angular	-42
H_2S	tetraédrica	angular	-61
H_2O	tetraédrica	angular	100

Las cuatro sustancias presentan la misma geometría molecular debido a que los átomos que están unidos a los hidrógenos son todos del grupo VI A.

Debido a que todas las moléculas son angulares, los momentos dipolares de las uniones no se compensan, por lo que queda un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que todas las moléculas son polares.

Debido a que todas las moléculas son polares presentan fuerzas intermoleculares del tipo London y dipolo-dipolo.

Si observamos los 3 primeros compuestos (H_2Te , H_2Se , H_2S) vemos que cuanto mayor es la masa molar mayor es el punto de fusión y de ebullición.

Esto se debe a que a medida que aumenta la masa molar, también aumenta el número de electrones, por lo que las moléculas se hacen cada vez más polarizables, haciendo incrementar las fuerzas de London que presente.

Pero si vemos el caso del (H_2O) que según el razonamiento anterior debería tener un punto de fusión y de ebullición menor al de todos, observamos que por el contrario es el mayor de todos y sus valores son mucho más grande que el resto. Esto no se puede explicar por el razonamiento anterior, ya que en el caso del agua, además de las fuerzas intermoleculares de London y dipolo-dipolo, también presenta fuerzas de puente de hidrógeno que son mucho más intensas que las otras dos.

3.22] Dados los compuestos : HF , H_2S ,.....

a) dibujar la estructura de Lewis.....

b) identificar con su fórmula al.....

c) Identificar con su fórmula....

Para poder identificar el compuesto con la propiedad debemos clasificarlos en sustancias que forman moléculas, sustancias iónicas, sustancias metálicas o gas noble.

HF : está formado por el H (hidrógeno) y el F (fluor) dos no metales que presentan alta electronegatividad por que compartirán electrones en uniones covalentes formando una molécula.

H_2S : está formado por el H (hidrógeno) y el S (azufre) dos no metales que presentan alta electronegatividad por que compartirán electrones en uniones covalentes formando una molécula.

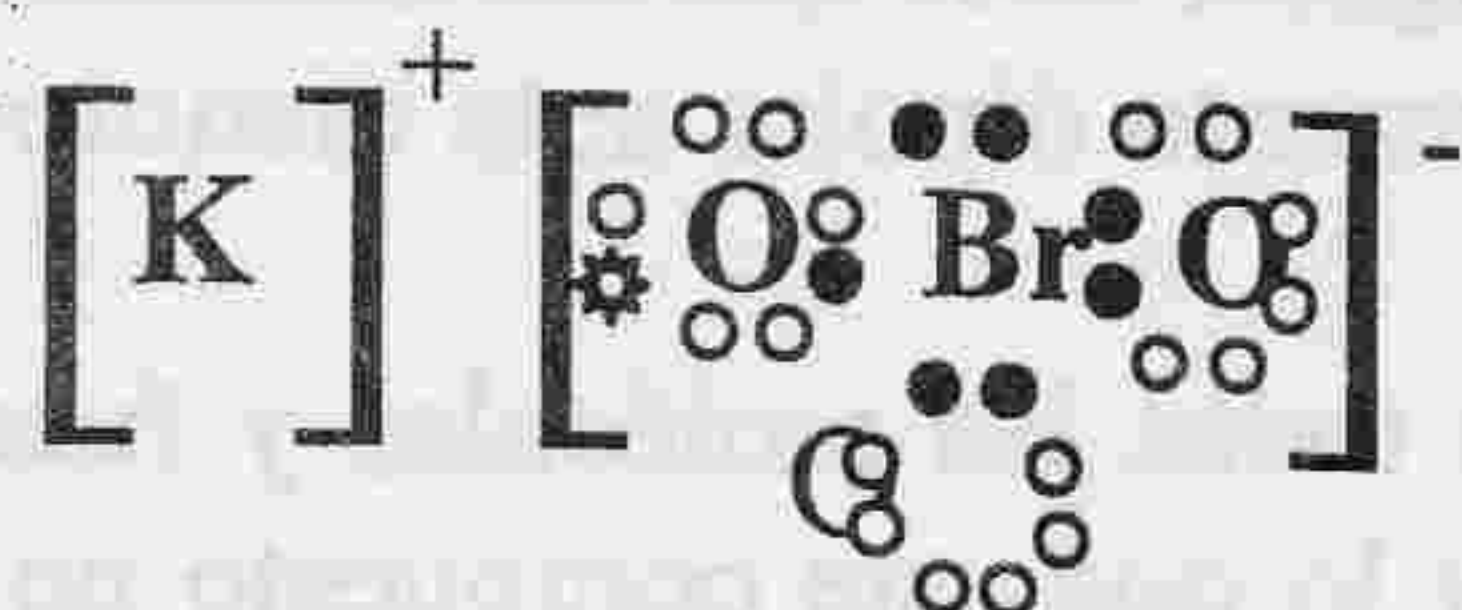
Bromato de potasio: KBrO_3 : El bromo se une con el oxígeno con uniones covalentes debido a que son 2 no metales. El oxígeno se une con el potasio por una unión iónica. Como este compuesto presenta uniones iónicas es un compuesto iónico.

CO_2 : está formado por el C (carbono) y el O (oxígeno) dos no metales que presentan alta electronegatividad por que compartirán electrones en uniones covalentes formando una molécula.

H_2SeO_4 : está formado por el H (hidrógeno), el Se (selenio) y el O (oxígeno) tres no metales que presentan alta electronegatividad por que compartirán electrones en uniones covalentes formando una molécula.

Los compuestos iónicos presentan mayores puntos de ebullición que los compuestos que forman moléculas.

a) El compuesto de mayor punto de ebullición es el KBrO_3 .



b) y c) Los compuestos que presentan interacciones de London y dipolo-dipolo son sustancia que forman moléculas.

Un compuesto binario es aquel que está formado por 2 elementos químicos.

Los compuestos binarios que forman moléculas son: HF , H_2S y CO_2 .

El HF es una molécula diatómica heteronuclear por lo que es una molécula polar, ya que al presentar una sola unión entre átomos distintos (unión polar) la molécula es polar.

Por lo que presenta fuerzas de London como todas las moléculas y fuerzas de dipolo-dipolo como todas las moléculas polares, pero como tiene el F(flúor) unido al H(hidrógeno) presenta fuerzas de puente de hidrógeno también. (por lo que este compuesto no responde a las características b) o c).

El sulfuro de hidrógeno: H_2S : Como tenemos molécula formada por un átomo de azufre con dos átomos de hidrógeno, el átomo de azufre será el central y lo rodearán los átomos de hidrógeno.

El azufre es del grupo VIA por lo que tiene seis electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón y necesita uno para llegar a la estructura estable del helio.

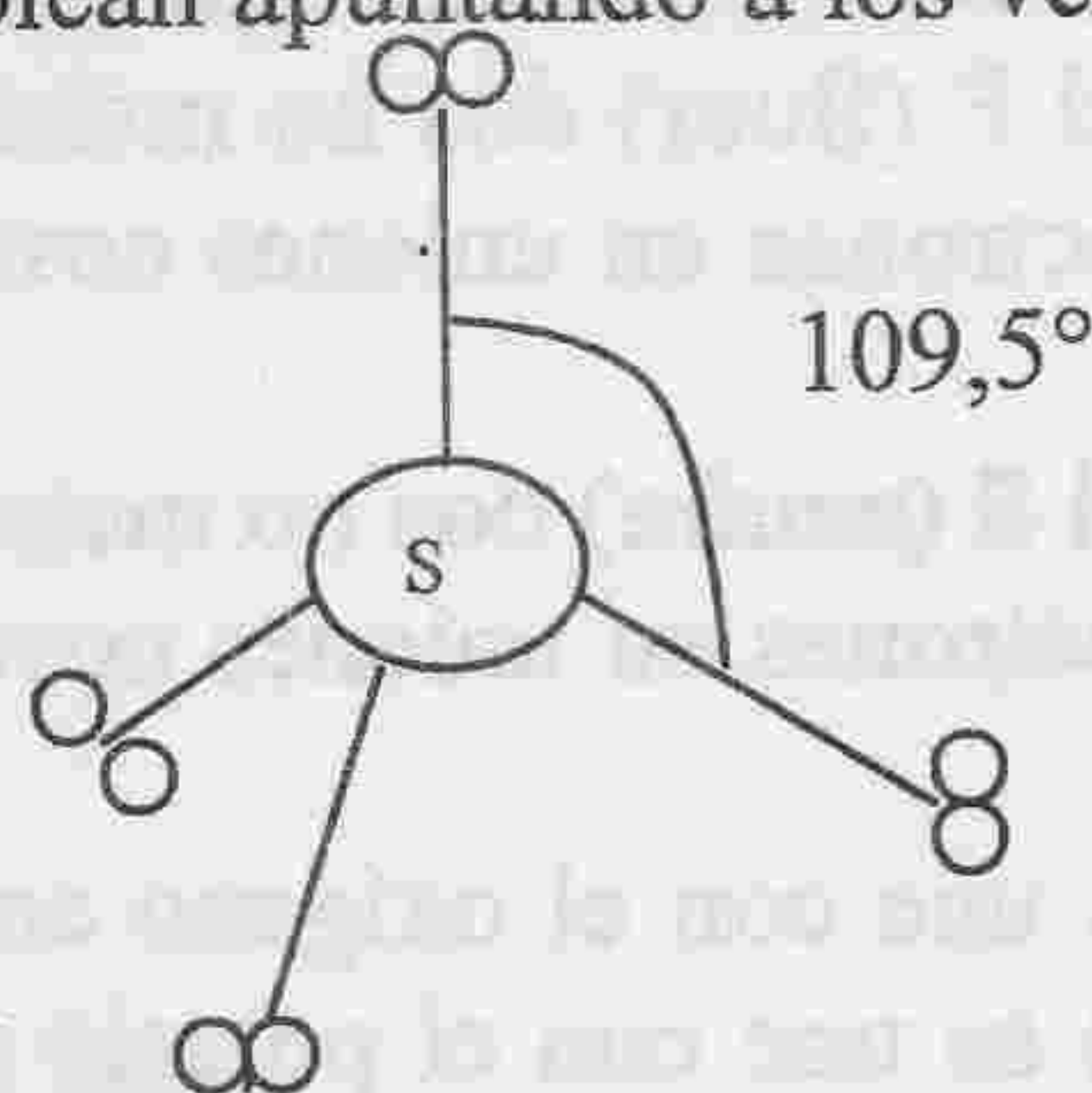
Por lo que los hidrógeno no pueden da otra cosa que una unión covalente simple.



Para poder conocer su geometría y ángulo de enlace podemos aplicar los concepto de TRePEV.

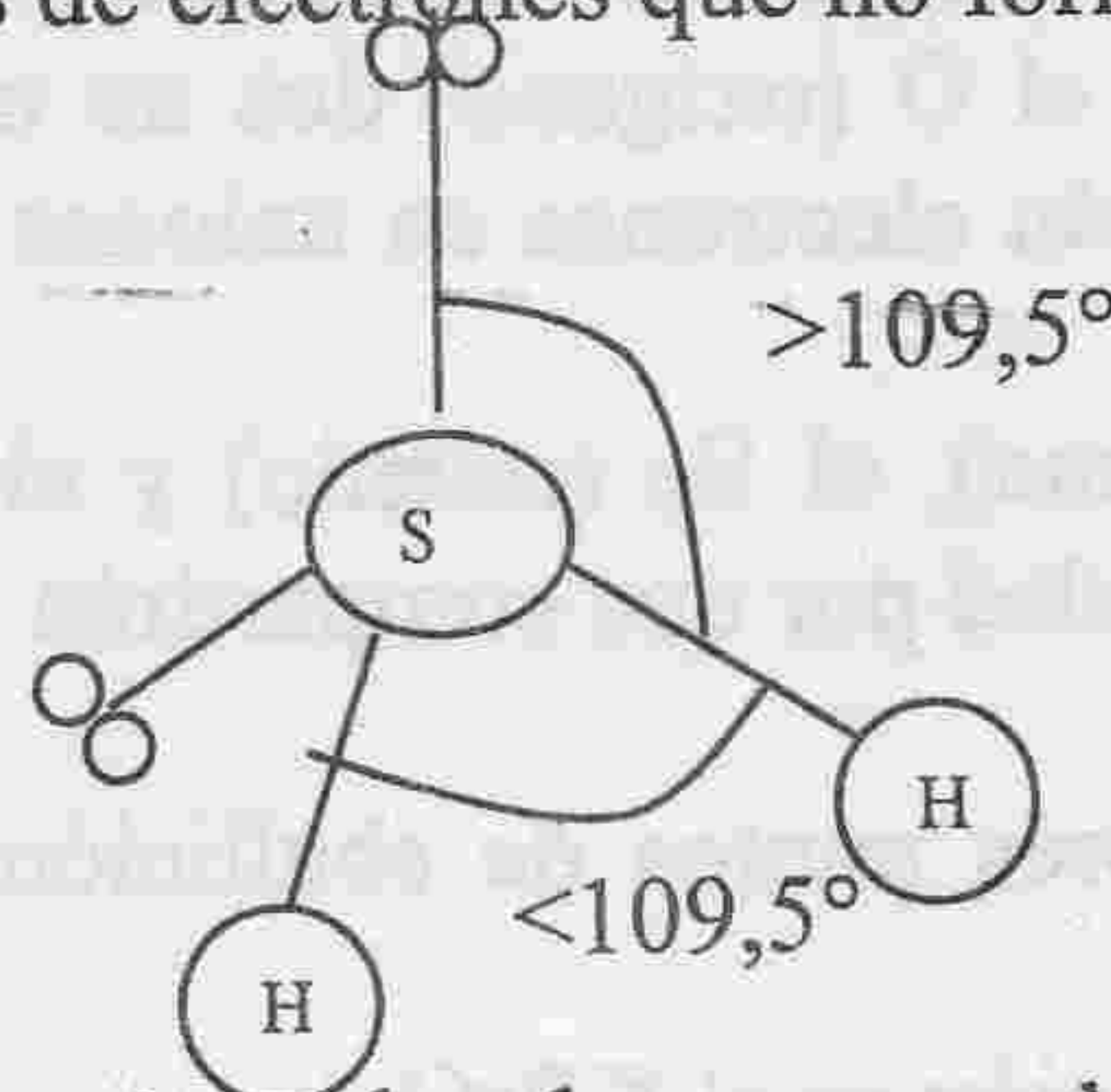
El átomo central es el azufre y está rodeado por cuatro (4) pares de electrones.

Estos cuatro pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican apuntando a los vértices de un tetraedro.



G.E.: Tetraédrica

Como presenta dos pares de electrones que no forman unión y este ocupa más lugar.



Geometría molecular:
angular $\alpha < 109,5^\circ$

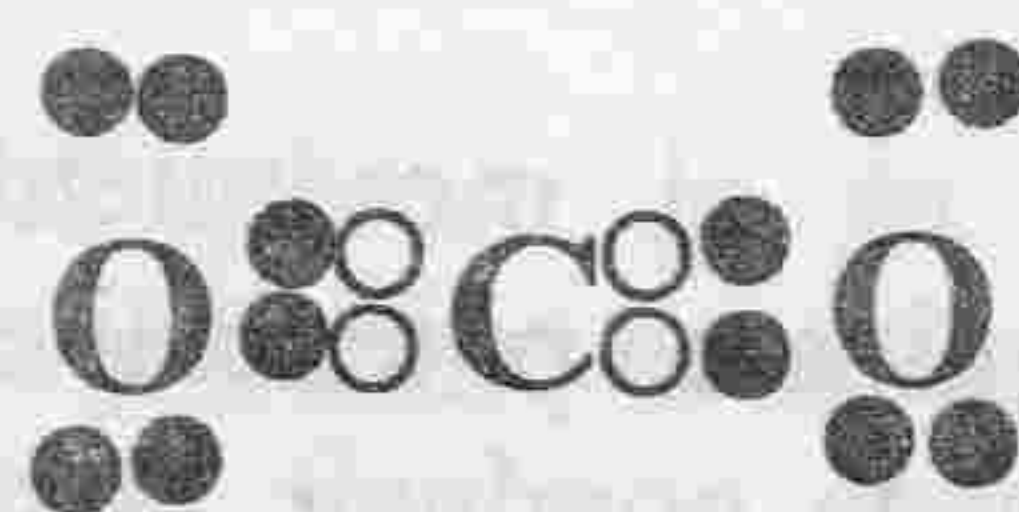
El hecho de que la geometría molecular sea angular hace que los momentos dipolares de las uniones no se compensen quedando un momento dipolar neto distinto de cero, por lo que la molécula es **polar**.

Por lo que presenta fuerzas de London como todas las moléculas y fuerzas de dipolo-dipolo como todas las moléculas polares. (por lo que este compuesto no responde a las características b).

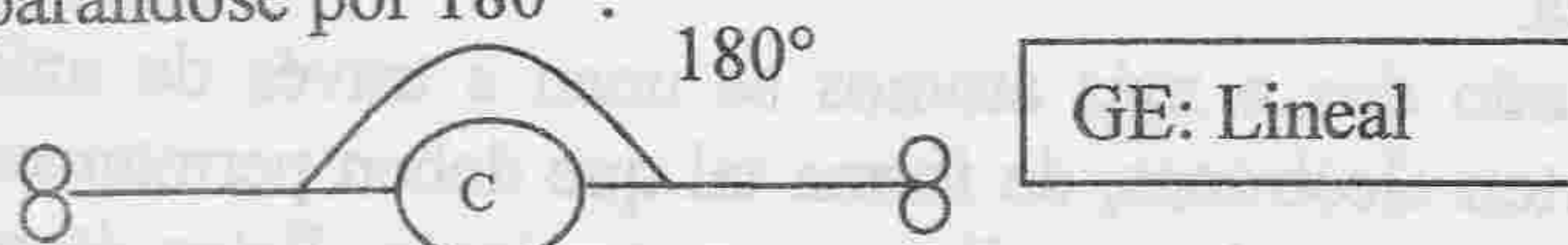
Dióxido de carbono: CO_2 : Como tenemos molécula formada por un átomo de carbono con dos átomos de oxígeno, el átomo de carbono será el central y los rodearán los átomos de oxígeno.

El carbono es del grupo IVA por lo que tiene cuatro electrones en la externa y para poder ser estable necesita conseguir cuatro electrones.

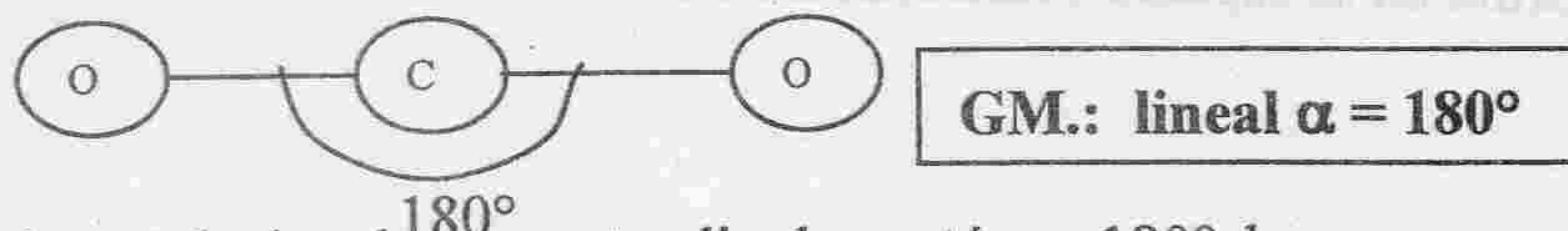
El oxígeno tiene seis electrones y necesita dos para llegar a la estructura estable de gas noble.



El átomo central es el carbono y como para esta teoría (TRePEV) las uniones múltiples se consideran como un par de electrones está rodeado por dos (2) pares de electrones. Estos dos pares de electrones tratan de estar lo más alejados para que la repulsión sea mínima, por lo que se ubican separándose por 180° .



Como todos los pares forman unión.



El hecho de que las 2 uniones de igual momento dipolar estén a 180° hace que se compensen entre sí quedando un momento dipolar neto igual a cero, por lo que la molécula es **no polar**. Respondiendo a la característica c).

3.23]a) Justificar las afirmaciones siguientes, correspondientes

1) Conducen la corriente eléctrica

2) Tiene altos puntos de

b) Justificar las afirmaciones siguientes

1) No son conductores de la

2) Sus moléculas son entidades discretas.....

1) La corriente eléctrica es el movimiento de cargas eléctricas en un sentido determinado cuando se le aplica un potencial eléctrico (pila).

Para que una sustancia pueda conducir la corriente eléctrica tiene que tener cargas eléctricas que se puedan mover cuando se aplica el potencial eléctrico.

Las sustancias iónicas están formadas a partir de iones (cationes – aniones) por lo que tiene cargas eléctricas, pero cuando está en estado sólido esas cargas están muy fuertemente atraídas por lo que no se pueden mover, por lo que las sustancias iónicas en estado sólido no conducen la corriente eléctrica.

Pero si fundimos una sustancia iónica (pasa a estado líquido) o es disuelta en agua (en solución) los iones adquieren movilidad debido al debilitamiento de las fuerzas de atracción, por lo que en estas condiciones las sustancias iónicas pueden conducir la corriente eléctrica.

2) Los puntos de ebullición y fusión de una sustancia dependen de las fuerzas de atracción que presentan esa sustancia. Cuanto mayor es la fuerza de atracción entre las partículas de una sustancia, mayor es el punto de ebullición y fusión de la misma.

En el caso de las sustancias iónicas, las partículas son los iones que se encuentran en una red cristalina en el estado sólido (cada catión está atraído eléctricamente por varios aniones y cada anión está atraído por varios cationes). Esta atracción entre cargas eléctricas netas (catión o anión) es muy intensa por lo que hay que entregarle mucha energía para poder vencerlas, por eso este tipo de sustancias tienen altos puntos de fusión y de ebullición.

b)

1) La corriente eléctrica es el movimiento de cargas eléctricas en un sentido determinado cuando se le aplica un potencial eléctrico (pila).

Para que una sustancia pueda conducir la corriente eléctrica tiene que tener cargas eléctricas que se puedan mover cuando se aplica el potencial eléctrico.

Las sustancias covalentes están formadas por moléculas que no tienen cargas eléctricas netas, por lo que en ninguna condición estas sustancias pueden conducir la corriente eléctrica.

2) Cuando dos o más átomos se unen a través de uniones covalentes, estos átomos comparten electrones, de forma tal que deben permanecer juntos formando una unidad discreta, que es lo que llamamos molécula. Estos átomos se ubican en determinada forma en el espacio confiriéndole una forma determinada a estas moléculas.



Aquí dejamos la primera parte de esta practica N° 4 en la próxima seguimos con esta practica.

Suerte!!!!!!!