

## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

- 1.- Coloca las siguientes moléculas por orden creciente de su polaridad: HBr, HF, HI y HCl. Justifica brevemente la respuesta.
- 2.- Al comparar dos moléculas muy similares como el  $\text{CO}_2$  y el  $\text{SO}_2$  se observa que en la primera el momento dipolar es cero, mientras que en la segunda no. Justifica esto de forma razonada.
- 3.- A partir de las configuraciones electrónicas de los correspondientes átomos, representa las estructuras de Lewis de las especies químicas :  $\text{NF}_3$  ,  $\text{NO}_2^-$  y  $\text{NO}_3^-$ . Justifica también su estructura e indica si el trifluoruro de nitrógeno es o no una molécula polar.
- 4.- Explique razonadamente qué tipo de enlace o fuerza intermolecular hay que vencer para fundir los siguientes compuestos:
  - a) Cloruro de sodio.
  - b) Dióxido de carbono.
  - c) Agua.
  - d) Aluminio.
- 5.- Razona la siguiente frase: "A temperatura ambiente el cloro es un gas mientras que el cloruro de potasio es un sólido cristalino".
- 6.- ¿Cómo explica la teoría del enlace de valencia la existencia de moléculas de :
  - a) Nitrógeno.
  - b) Pentacloruro de fósforo?
- 7.-¿Cuál de las sustancias siguientes tiene las mayores fuerzas intermoleculares de atracción? ¿Porqué? 1)  $\text{H}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{H}_2\text{S}$  3)  $\text{H}_2\text{Se}$ ; 4)  $\text{H}_2\text{Te}$ ; 5)  $\text{H}_2$
- 8.- Para las moléculas: agua, catión amonio y fosfina (trihidruro de fósforo):
  - 1) Escribe las fórmulas de Lewis.
  - 2) Razona cuál de ellas presenta un ángulo mayor.
- 9.-Comenta razonadamente la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas: un hilo de Cu, un cristal de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y una disolución de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 10.-Representa la estructura de Lewis para cada una de las especies que se dan a continuación y luego, utilizando el Modelo de Repulsión de los Pares de electrones de la Capa de Valencia (Teoría V.S.E.P.R.), predecir la geometría de las especies:  $\text{CO}_3^{2-}$   $\text{SiH}_4$   $\text{CO}_2$   $\text{OF}_2$
- 11.- Representa las estructuras de Lewis indicando geometría molecular y momento dipolar de las siguientes moléculas:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  y  $\text{O}_2$ .
- 12.- De las siguientes moléculas:  $\text{F}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$  (etileno),  $\text{C}_2\text{H}_2$  (acetileno),  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benceno),  $\text{NH}_3$ . A)¿Cuáles tienen todos los enlaces simples?. B) ¿Dónde existe algún doble enlace?. C)¿Dónde existe algún triple enlace?.
- 13.- Describe la estructura y enlace de las moléculas propuestas indicando la hibridación correspondiente al átomo central: (a)  $\text{CCl}_4$ ; (b)  $\text{BCl}_3$ ; (c)  $\text{SCL}_2$ ; (d)  $\text{BeH}_2$ .
- 14.- Deduce, aplicando la teoría de hibridación de orbitales, la geometría de las moléculas siguientes: etileno, acetileno, benceno, metanol y metanal.

## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

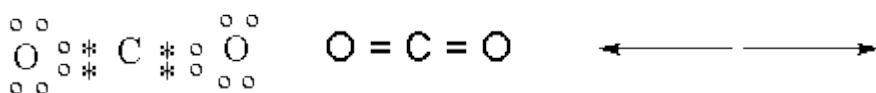
- 15.- De los compuestos iónicos KBr y NaBr, ¿cuál será el más duro y cuál el de mayor temperatura de fusión?. ¿Por qué?.
- 16.- Indica qué tipo de enlace predominará en los siguientes compuestos: (a) Cl<sub>2</sub>; (b) KBr; (c) Na; (d) NH<sub>3</sub>.
- 17.- Para las moléculas SiH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, O<sub>3</sub> y SO<sub>2</sub>, se pide: (a) Escribe las estructuras de Lewis. (b) Discute su geometría. (c) Indica qué moléculas son isoelectrónicas entre sí.
- 18.- Explica la diferencia entre las propiedades físicas del cobre, del dióxido de carbono y del fluoruro de cesio a partir de los enlaces de cada uno.
- 19.- Justifica la estructura y geometría del agua. ¿Por qué a temperatura ambiente el agua es líquida, mientras que el sulfuro de hidrógeno, de mayor masa molecular, es gaseoso? Razona la respuesta.
- 20.- Explica brevemente por qué el agua disuelve a los compuestos iónicos mientras que el CCl<sub>4</sub> no lo hace.
- 21.- Indica cuáles de los siguientes compuestos pueden formar enlace de hidrógeno: (a) metanol, (b) etilamina, (c) etano, (d) propanona..
- 22.- ¿Por qué la molécula BI<sub>3</sub> es apolar si los enlaces B—I son polares?.
- 23.- *¿Qué clases de enlace hay en el cloruro amónico, NH<sub>4</sub>Cl?.*
- 24.- *¿Qué condiciones energéticas han de cumplirse para que se pueda afirmar que se ha formado un enlace?.*
- 25.- Explica los siguientes hechos:
- (a) La sal común NaCl funde a 801 °C sin embargo, el cloro es un gas a 25 °C.
- (b) El diamante no conduce la electricidad, y el Fe sí.
- (c) La molécula de cloro es covalente mientras que el CsCl es iónico.
- 26.- ¿Qué significa que una molécula sea polar?. ¿Qué molécula es más polar la de metano o la de amoníaco?.
- 27.- ¿Qué tipo más probable de ion formarán los siguientes elementos: S, Mg, Cl, Rb, P, Sn, Ag, Cd, O?.
- 28.- Ordena los siguientes compuestos según sus puntos de fusión crecientes y justifica dicha ordenación: KF, RbI, BrF y CaF<sub>2</sub>.
- 29.- Predecir el orden creciente de los puntos de fusión de las siguientes sustancias: trióxido de dicloro, cloro, cloruro de litio y tetracloruro de carbono.
- 30.- Representa la molécula de dicloruro de azufre: (a) mediante un diagrama de puntos; (b) a partir de la teoría de enlace de valencia. ¿Cómo será su geometría?.
- 31.- *¿Cuál de los siguientes compuestos no puede existir? ¿Por qué?: NCl<sub>5</sub>, PCl<sub>3</sub> y PCl<sub>5</sub>.*
- 32.- Estudia qué fuerzas deben romperse para fundir el NaCl y el Fe, y para vaporizar el H<sub>2</sub>O.
- 33.- *Cite ejemplos de moléculas que contengan: a) un carbono de hibridación sp; b) boro con hibridación sp<sup>2</sup>; c) carbono con hibridación sp<sup>3</sup>; d) nitrógeno con hibridación sp<sup>3</sup>.*

## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

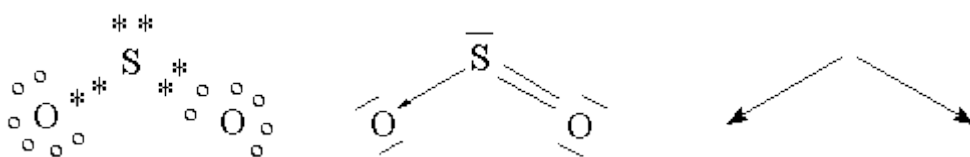
### SOLUCIONES

1.- Cuando se unen mediante enlace covalente dos átomos de diferente electronegatividad, los pares de electrones no están igualmente compartidos, formando enlaces covalentes polares. Por ejemplo, en el HCl existe una pequeña carga positiva en el H y otra negativa, también pequeña, sobre el Cl, al ser este más electronegativo que el de H. En general la polaridad aumenta al hacerlo la diferencia de electronegatividad entre los átomos unidos. Por tanto como la electronegatividad sigue en los halógenos el orden  $I < Br < Cl < F$ , la polaridad de las moléculas será :  $HI < HBr < HCl > HF$ .

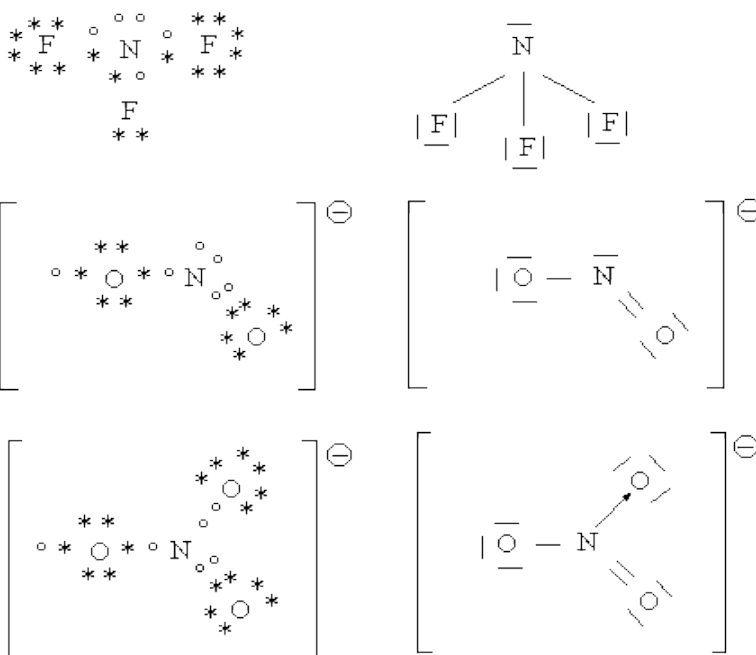
2.- La molécula de  $CO_2$  es lineal, con dobles enlaces en los que el átomo de carbono tiene hibridación  $sp$ . Al ser el oxígeno más electronegativo que el carbono, los enlaces serán polares. Sin embargo los dipolos eléctricos son iguales pero de sentido contrario y se anulan entre sí, por lo que la molécula será apolar.



La molécula de  $SO_2$  tiene un átomo central de azufre con hibridación trigonal  $sp^2$ , con un par de electrones sin compartir, un doble enlace y un enlace covalente coordinado o dativo que presenta dos estructuras resonantes. El par de electrones sin compartir hará que por repulsión el ángulo de enlace sea inferior al esperado de  $120^\circ$ . El oxígeno es más electronegativo que el azufre y los dipolos ahora no se anulan, por lo que la molécula será polar.



3.- Las configuraciones electrónicas son : N:  $1s^2 2s^2 2p^3$  O:  $1s^2 2s^2 2p^4$  F:  $1s^2 2s^2 2p^5$



## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

El trifluoruro de nitrógeno, tiene hibridación  $sp^3$  lo que le confiere una geometría piramidal con ángulos ligeramente inferiores a los tetraédricos de  $109,5^\circ$  debido a la repulsión del par de electrones no compartidos. Será una molécula polar con la parte positiva en el N y la negativa en el centro de los F.

El ion nitrito presenta una hibridación  $sp^2$  en el N lo que le da una geometría angular de  $a < 120^\circ$  por la repulsión del par no compartido.

El ion nitrato tiene el átomo de N con hibridación  $sp^2$  y ángulos de  $120^\circ$ .

Tanto el ion nitrito como el nitrato presentan enlaces pi entre orbitales p y además un enlace dativo o covalente coordinado donde el N aporta los dos electrones del mismo. Estas dos especies poseen formas resonantes, en las que varían la disposición de esos enlaces.

4.- a) Esta sustancia presenta enlace iónico, debido a la elevada diferencia de electronegatividad que existe entre sus átomos.

b) El enlace entre los átomos de C y O es covalente, sin embargo las fuerzas intermoleculares de Van der Waals, tipo dipolo inducido- dipolo inducido, ya que la molécula es de geometría lineal, son las que unen a las moléculas por ser éstas apolares.

c) En el agua hay un enlace covalente polarizado entre sus átomos, y al ser la molécula polar debido a la geometría angular que posee, tiene momento dipolar. las fuerzas intermoleculares serán por tanto dipolo-dipolo y además existen puentes de hidrógeno.

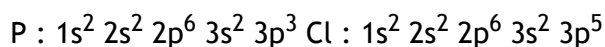
d) El enlace en el aluminio es metálico.

5.- El cloro es una sustancia molecular, cuyas moléculas están unidas por débiles fuerzas de Van der Waals y presenta por tanto puntos de fusión y ebullición bajos, por eso en condiciones normales es un gas.

El cloruro de potasio sin embargo es un compuesto iónico, y en consecuencia, tiene puntos de fusión y ebullición altos.

6.- a) La molécula de  $N_2$  se origina al unirse dos átomos de nitrógeno. Se solapan frontalmente dos orbitales p, cada uno de un átomo, formando un enlace s y los restantes orbitales p (2 por cada átomo), se solapan lateralmente formando dos enlaces p. La gran estabilidad de esta molécula se debe a la presencia de este triple enlace. (Hágase dibujo)

b) Las estructuras electrónicas del fósforo y del cloro son:



El átomo de fósforo presenta hibridación  $sp^3d$  con los enlaces P-Cl dirigidos hacia los vértices de un pirámide trigonal. (Hágase dibujo).

7.-El agua presenta las mayores fuerzas intermoleculares de atracción pues sus moléculas están unidas por puentes de hidrógeno, al ser el oxígeno un átomo muy electronegativo y de pequeño tamaño.

8.- El amoniaco presenta un ángulo H-N-H más abierto. En él, el nitrógeno utiliza orbitales híbridos  $Sp^3$ , pero el par de electrones no compartidos repele a los pares enlazantes y reduce los ángulos de enlace que son de  $107^\circ$  y no de  $109^\circ 28'$  característicos de la estructura tetraédrica.

En el agua los dos pares de electrones no compartidos originan una repulsión mayor y el ángulo H-O-H es de  $104,5^\circ$ .

La molécula de fosfina se explica mejor por solapamiento de los orbitales 1s del hidrógeno con los orbitales atómicos 3p del fósforo, por lo que su ángulo H-P-H es próximo a  $90^\circ$ ,

## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

concretamente 93°.

9.-El hilo de cobre conduce la corriente eléctrica por ser un conductor metálico, en el que los electrones de valencia gozan de libertad para moverse por entre los cationes de la red al aplicar un campo eléctrico externo.

El cristal de nitrato de cobre(II) no es conductor pues los iones  $\text{NO}_3^-$  y  $\text{Cu}^{2+}$  ocupan posiciones fijas en la red iónica. No pueden desplazarse.

En la disolución de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  los iones poseen suficiente movilidad para desplazarse dentro de un campo eléctrico, conduciendo la corriente (conductores de segunda especie).

10.-

Ion carbonato

Estructura electrónica:

C:  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; O:  $1s^2 2s^2 2p^4$

Nº de electrones: 4 del C en su capa de valencia + 6 de los oxígenos (2 desapareados en cada átomo) + 2 del ion = 12 e<sup>-</sup>. Nº de direcciones: Como cada oxígeno aporta 2 electrones desapareados, hay que situar 4 electrones en cada dirección, por tanto, existen 3 direcciones. Geometría: Triangular plana.

Tetrahidruro de silicio

Si:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ; H:  $1s^1$

Nº de electrones: 4 del Si en su capa de valencia + 4 de los hidrógenos = 8 e<sup>-</sup>.

Nº de direcciones: 4 (cada átomo de hidrógeno aporta 1 electrón desapareado).

Geometría: Molécula tetraédrica.

Dióxido de carbono

Nº de elect. : 4 del C en su capa de valencia + 4 de los oxígenos (2 desapareados en cada átomo) = 8 e<sup>-</sup>.

Nº de direcciones: como cada oxígeno aporta 2 electrones, hay que situar 4 electrones en cada dirección, en consecuencia, existen 2 direcciones.

Geometría: Molécula lineal.

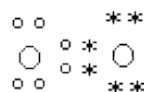
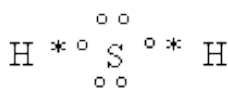
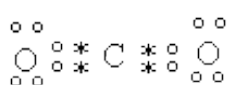
Difluoruro de oxígeno

F:  $1s^2 2s^2 2p^5$  Nº de electrones: 6 del O + 2 de los átomos de flúor = 8 e<sup>-</sup>.

Nº de direcciones: 4 (cada flúor aporta 1 electrón desapareado).

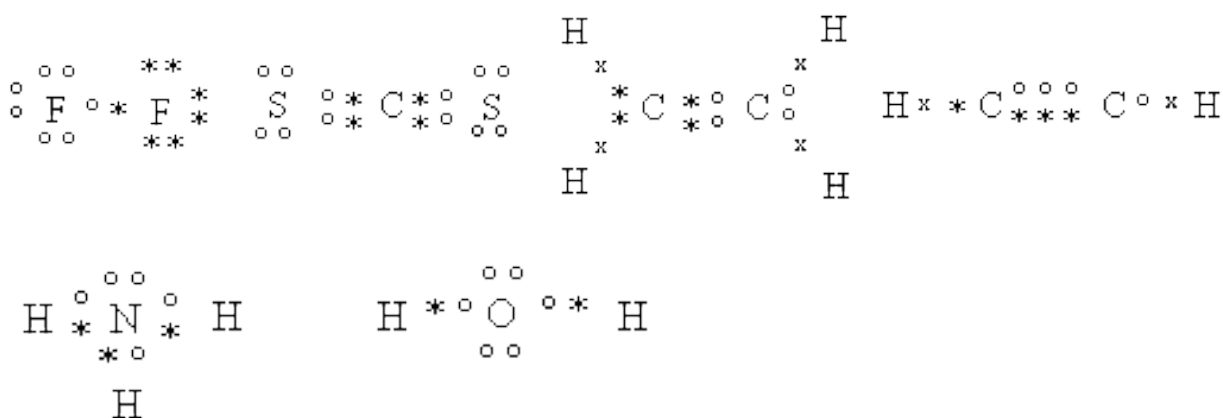
Geometría: Molécula angular, en la que los dos pares de electrones no compartidos se repelen entre sí y repelen a los pares de electrones enlazantes.

11.-



**EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO  
2º DE BACHILLERATO**

12.-



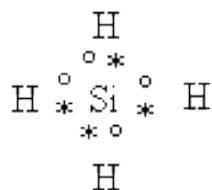
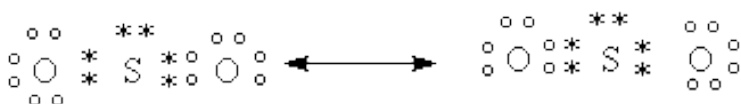
13.- a) El C tiene  $sp^3$  y la molécula es tetraédrica. b) El B tiene  $sp^2$  y la molécula es triangular plana. c) el S tiene hibridación  $sp^3$  y la molécula es angular.

14.- *Etileno: C con  $sp^2$  molécula plana. Acetileno: C con  $sp$ , molécula lineal. Benceno: C con  $sp^2$  molécula hexagonal plana. Metanol: C con  $sp^3$ , molécula tetraédrica. Metanal: C con  $sp^2$ , molécula plana.*

15.- El catión mayor es el de potasio con lo que la distancia entre él y el anión bromuro es mayor. La fuerza entre ellos será menor y también lo será el punto de fusión comparado con el del NaBr.

16.- a) Covalente interatómico y de London intermolecular. b) Iónico. c) metálico. d) Covalente interatómico y de Van der Waals intermolecular.

17.-



La molécula de ozono ( $\text{O}_3$ ) posee la misma configuración de Lewis que la de dióxido de azufre. En ellas existe enlace covalente doble por un lado y dativo por otro. La hibridación del átomo central es  $sp^2$  y la geometría de la molécula es angular. Las distancias de enlace son idénticas al existir dos formas resonantes extremas. Por otro lado la molécula de silano es tetraédrica ya que el Si tiene hibridación  $sp^3$ . En el caso del  $\text{CO}_2$  la geometría es lineal y el C presenta  $sp$ .

18.- Cu: enlace metálico.  $\text{CO}_2$ : enlaces covalente entre átomos y de Van der Waals entre moléculas. CsF: enlace iónico.

## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

19.- La diferencia de propiedades estriba en la presencia de enlace por puentes de hidrógeno en el agua que son más fuertes que los de Van der Waals que posee el sulfuro de hidrógeno.

20.- Los disolventes polares disuelven bien a las sustancias iónicas.

21.- Metanol y etilamina, siendo más fuertes los del primero. Para que exista enlace de hidrógeno debe haber un enlace F-H, O-H o bien N-H. Cuanto más electronegativo sea al átomo unido al hidrógeno, más fuerte será el enlace, ya que así el hidrógeno queda más cargado positivamente y así se une por una atracción electrostática más fuerte a la molécula vecina.

22.- La forma de la molécula es la de un triángulo equilátero y de ahí que su momento dipolar resultante sea cero. La forma es idéntica a la dibujada para el  $\text{BF}_3$ .

23.- *Existen tres: entre el anión  $\text{Cl}^-$  y el catión  $\text{NH}_4^+$  es uno electrostático. Entre el nitrógeno y los hidrógenos es covalente y por último entre el nitrógeno y el protón  $\text{H}^+$  es dativo.*

24.- *Que exista un desprendimiento de energía al formarse ese enlace. Cuanto mayor sea la energía liberada mayor será la estabilidad del enlace.*

25.- a) Las fuerzas de unión entre el  $\text{Na}^+$  y el  $\text{Cl}^-$  son elevadas, mientras que las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de cloro son muy débiles.

b) Los electrones de la capa de valencia de los átomos de C en el diamante están compartidos dos a dos entre átomos vecinos. En el hierro los electrones de valencia están deslocalizados en una nube electrónica en la que tienen un grado mayor de libertad.

c) En el Cloro diatómico las moléculas se forman por compartición de electrones al tener los dos átomos que forman el enlace la misma electronegatividad. Sin embargo en el CsCl la diferencia de electronegatividad es tan elevada entre los dos átomos que lo que se forma es un enlace iónico por atracción electrostática entre el  $\text{Cs}^+$  y el  $\text{Cl}^-$ .

26.- La densidad electrónica de la molécula está más desplazada hacia el átomo más electronegativo. En el caso del metano la geometría tetraédrica de la molécula hace que se anulen entre sí los momentos dipolares, sin embargo en el caso del amoníaco la geometría es de pirámide trigonal con el N en un vértice y por tanto existe un momento dipolar resultante. El dipolo del amoníaco tiene su lado negativo en el vértice de la pirámide (N) y el positivo en el centro de la base donde se hallan los tres hidrógenos.

27.-

Ion	Configuración completa	C. abreviada
$\text{Al}^{3+}$	$1s^2 2s^2 p^6$	[Ne]
$\text{Cu}^{2+}$	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^9$	[Ar] $3d^9$
$\text{Zn}^{2+}$	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10}$	[Ar] $3d^{10}$
$\text{Cl}^-$	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$	[Ar]
$\text{O}^{2-}$	$1s^2 2s^2 p^6$	[Ne]
$\text{P}^{3-}$	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$	[Ar]

## EJERCICIOS DE ENLACE QUIMICO 2º DE BACHILLERATO

28.- Cuanto menor es la distancia entre los iones y mayor es la carga, mayor es el punto de fusión. El orden es entonces:  $RbI < RbF < KF < CaF_2$

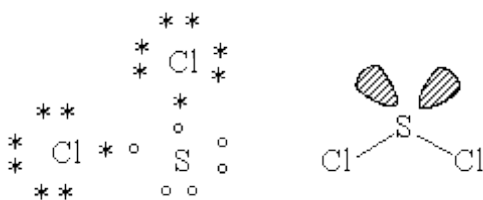
29.-  $Cl_2 < CCl_4 < Cl_2O_3 < LiCl$

El cloro es una molécula con un único enlace apolar por ser los dos átomos iguales. Entonces la molécula es apolar.

El cloruro de litio es una molécula con enlace casi totalmente iónico dada la elevada diferencia de electronegatividad que hay entre sus átomos.

El tetracloruro de carbono y el trióxido de cloro son moléculas que poseen enlaces covalentes entre sus átomos de diferente electronegatividad. Estos enlaces son pues algo polares. Entonces es la geometría de la molécula la que determina la polaridad de la misma. En el tetracloruro hay 4 pares de electrones compartidos rodeando al átomo central. Su distribución alrededor de éste es tetraédrica y dada la simetría que existe se anulan los momentos dipolares de los enlaces y la molécula es apolar. Sin embargo esta distribución totalmente simétrica no se da en el trióxido de dicloro y esto la hace una molécula polar.

30.- Se trata de una molécula angular, en la que al igual que la de agua la hibridación del átomo central es  $sp^3$  tetraédrica y la repulsión de los pares de electrones no compartidos cierra el ángulo teórico de  $109^\circ$ .



31.- *No puede existir el  $NCl_5$  porque en la estructura externa ( $2s^2 2p^3$ ) no tiene orbitales d vacíos, y además el átomo de nitrógeno es muy pequeño para albergar alrededor de él a 5 átomos de cloro.*

32.- Para fundir el NaCl hay que vencer fuerzas electrostáticas de un enlace iónico. Para fundir el hierro hay que romper un enlace metálico que surge de la atracción entre una nube de electrones de valencia deslocalizados y los cationes de hierro que ocupan los nudos de la red cristalina. Para vaporizar el agua hay que romper enlaces por puentes de hidrógeno.

33.- a)  $CO_2$  b)  $BCl_3$  c)  $CH_4$  d)  $NH_3$