

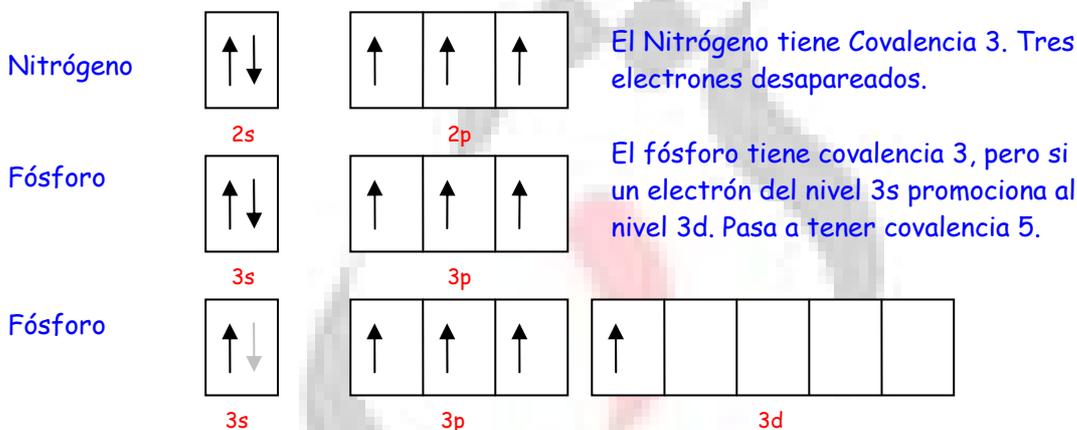
SOLUCIONES: ENLACE QUIMICO

1.- Escribe La estructura de Lewis del ión oxonio H_3O^+ , ¿Cómo son sus enlaces?



2.- A) Por qué si existen los cloruros PCl_3 , PCl_5 y NCl_3 , no existe en cambio el NCl_5 ?

Ambos elementos tienen configuración electrónica $ns^2 np^3$, el Nitrógeno es un elemento del periodo 2, donde solo existen orbitales *tipo s* y *tipo p*, y el Fósforo es un elemento del periodo 3 donde si existen orbitales *tipo d*, entonces un electrón promociona del orbital $3s$ al $3d$, mientras que en el Nitrógeno no puede ocurrir esto.



b) ¿Qué número máximo de enlaces covalentes podrían formar el Be, Al, Si, F y P con el hidrógeno?.

Vamos a ver la covalencia de cada uno de estos elementos.

Be: $1s^2 2s^2$, hay una promoción de un electrón $2s$ al $2p$, ocurre una hibridación sp , y tenemos 2 electrones desapareados en el orbital $2sp$. → Covalencia = 2. Podría formar 2 enlaces con H. BeH_2

Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$, hay una promoción de un electrón del orbital $3s$ al $3p$, de forma que ocurre una hibridación sp^2 (Trigonal), y tenemos 3 electrones desapareados en los orbitales $3sp^2$. → Covalencia = 3. Podría formar 3 enlaces con H. AlH_3

Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, hay una promoción de un electrón $3s$ al $3p$, de forma que ocurre una hibridación sp^3 (Tetraédrica), y tenemos 4 electrones desapareados en los orbitales $3sp^3$. → Covalencia = 4. Podría formar 4 enlaces con H. SiH_4

F: $1s^2 2s^2 2p^5$, en este elemento no puede haber promoción, porque en el nivel 2 ni hay orbitales d , así que como tiene un solo electrón desapareado, su covalencia = 1. Solo formará un enlace con H. FH

P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, como hemos visto en el ejercicio anterior, el fósforo tiene covalencia 3 si no hay promoción de electrones del $3s$ al $3d$, y covalencia 5 si sí la hay. Por tanto podría formar 3 enlaces con H, PH_3 , ó 5 enlaces PH_5 .



3.- Considerar los tres elementos siguientes cuyos números atómicos se indican entre paréntesis: A(Z=12), B(Z=17), C(Z=13). Discutir la veracidad de las afirmaciones siguientes, razonando las respuestas.

Lo primero es escribir la configuración de cada uno de ellos.

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ → Metal Alcalinotérreo del nivel 3 → Magnesio

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ → No metal Halógeno del nivel 3 → Cloro

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ → Metal Terreo del nivel 3 → Aluminio

- a) Los átomos de A tenderán a formar compuesto covalente con los de B de fórmula AB_2
Falso. El enlace será tipo iónico, puesto que tenemos la unión de metal y no metal. El elemento A, pierde dos electrones, de esta forma tiene valencia 2, el elemento B gana un electrón. Por tanto, por atracción electrostática, dos átomos de B se unen a uno de A formándose la molécula AB_2 .
- b) Los átomos de B se unirá para formar una molécula biatómica con enlace covalente.
Verdadero, Ambos átomos comparten el electrón que tienen desapareado y completan el octeto.
- c) Los átomos de B se unirán a los de C para formar un compuesto iónico de fórmula CB.
Falso, el átomo de C que es un metal térreo pierde 3 electrones convirtiéndose en un catión C^{3+} , el elemento B gana un electrón, convirtiéndose en un anión B^- . De forma que ocurre una atracción electrostática y se forman estructuras cristalinas de CB_3 .
- d) Los átomos de A se unirán entre si mediante enlace metálico.
Verdadero, los átomos de A tienen una Energía de Ionización muy baja, de forma que pierden fácilmente sus electrones 3s y se convierten en iones A^{2+} , estos iones se distribuyen de forma que los electrones circulan libremente en lo que llamamos nube electrónica o mar de electrones, característica fundamental del enlace metálico.

4.- Dos elementos A y B tienen números atómicos, respectivamente, 17 y 56.

a) Escribir su configuración electrónica.

A(Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

B(Z=56): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

b) ¿Qué tipo de enlace formaran los átomos de A entre sí?

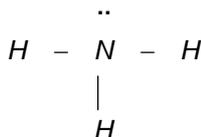
Los átomos A son átomos no metálicos, así que formarán enlace covalente, comparten el electrón que tienen desapareado y completan el octeto.

c) ¿Qué enlace formarán los átomos de B entre sí?

Los átomos de B son Alcalinotérreos, por tanto metales, perderán sus dos electrones y se unirán de forma que los electrones se mueven libremente en el mar de electrones. Formarán enlace metálico.

d) ¿Qué tipo de enlace formaran los átomos de A con los de B?

Atendiendo a que unos son metales de baja energía de ionización por estar en el periodo 6, y que los otros son no metales de elevada afinidad electrónica, los átomos de B perderán los electrones 6s y los átomos de A los ganarán, produciéndose atracción electrostática entre los iones y formándose una red de átomos A y B. Por tanto el enlace es iónico.



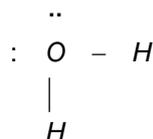
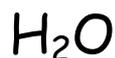
Pares de Enlace 3

Pares Solitarios 1

Total Pares = 4

Geometría electrónica Tetragonal, Geometría de la molécula Pirámide Trigonal. $\alpha < 109,5^\circ$

Molécula Polar Por ser Asimétrica.



Pares de Enlace 2

Pares Solitarios 2

Total Pares = 4

Geometría del enlace Tetraédrica, Geometría de la molécula Angular. $\alpha = 105^\circ$

Molécula Polar. Porque es asimétrica.



Pares de Enlace 2

Pares Solitarios 0

Total Pares 2

Geometría de enlace y de la molécula Lineal, $\alpha = 180^\circ$

Molécula Polar, el momento bipolar CN es distinto al HC, y por ello la molécula es polar.

7.- a) Los enlaces Fluor-Boro y nitrógeno hidrógeno ¿Son Polares o Apolares?

Son polares, porque existe diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, por tanto los electrones del enlace están más cerca del átomo más electronegativo, creando así un dipolo magnético.

b) Las moléculas BF_3 y NH_3 ¿Son Polares o no Polares?

La molécula de BF_3 es apolar, porque es una molécula que tiene una geometría Triangular Plana en la que el enlace B-F es polar, pero al haber 3 enlaces distribuidos de forma "simétrica", los momentos bipolares de cada enlace se compensan con los de los otros dos, de forma que la molécula es apolar.

La molécula de NH_3 es Polar, porque es una molécula que tiene una estructura piramidal trigonal y un Par solitario, de forma que los momentos angulares de todos los enlaces no se compensan, teniendo un momento bipolar resultante, de esta forma es Polar.

8.- Al comparar dos moléculas muy similares CO_2 y SO_2 se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. Justifíquelo de forma razonada.

En la molécula de CO_2 el carbono forma doble enlace con el oxígeno, de forma que la molécula es lineal. $\text{O}=\text{C}=\text{O}$, y el carbono tiene todos sus electrones compartidos y además forma octete. EL enlace O-C es polar, debido a la diferencia de electronegatividad entre ambos elementos, pero al



tener una estructura geométrica lineal, el momento bipolar se compensa quedando un momento bipolar resultante nulo.

En cambio, en la molécula de SO_2 , también se forman dos enlaces dobles, pero el Azufre queda con un par de electrones sin compartir, o sea, un Par Solitario. Esta molécula tiene geometría angular, por tanto los momentos bipolares de cada uno de los enlaces no están compensados, y como resultado, la molécula tiene un momento bipolar resultante distinto de cero. Molécula Polar.

9.-Cuál de las siguientes sustancias tiene mayores las fuerzas intermoleculares de atracción? ¿Por qué?. H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , H_2 .

El H_2O es la que tiene mayores las fuerzas intermoleculares de atracción, porque es la más polar y entre ellas existen el puente de Hidrógeno. Las otras moléculas son también polares, pero las diferencias de electronegatividades son menores, de forma que en enlace es menos polar. Y no existe puente de hidrógeno.

10.- Los átomos A, B, C y D, corresponden a elementos del mismo periodo y tienen 1,3,5,7 electrones de valencia. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas.

- a) ¿Qué elemento tendrá mayor energía de ionización (E.I.)?, ¿Cuál tendrá mayor carácter metálico? ¿Y mayor radio atómico?

El elemento de mayor E.I. es el D, porque éste solo necesita un electrón para completar su octete, es el elemento en el que necesitamos más energía para arrancarle un electrón, además está situado más a la derecha en la tabla periódica que los otros.

El elemento más metálico es el A, porque si pierde un electrón tendrá su último nivel completo.

El elemento de mayor radio atómico, también es A, porque es el que tiene menos protones de todos, de forma que las fuerzas electrostáticas de atracción entre el núcleo y los electrones son menores que en los otros, y como resultado de esto, los electrones están más alejados del núcleo y por eso el radio es mayor.

- b) ¿Qué fórmula tendrán los compuestos formados con A y D? ¿Y con B y D?

Los compuestos formados con A y D van a tener una fórmula **AD**, porque el átomo A va a perder el electrón que le sobra y el D va a ganar un electrón, de esta forma ambos completan su capa de valencia.

Los compuestos formados con B y D, van a tener fórmula **BD₃**, porque el átomo B tiene 3 electrones sin aparear, y para aparearlos se va a unir a 3 átomos de D, que necesitan un electrón.

- c) El compuesto formado por C y D ¿Será iónico o covalente?

El compuesto formado por C y D va a ser covalente porque ambos átomos tienen carácter muy no metálico, y su diferencia de electronegatividad va a ser pequeña. Por tanto el enlace entre ellos será covalente.

- d) ¿Qué tipo de enlace tendrá una sustancia que solo contenga átomos de A?

Esta sustancia va a tener enlace metálico. Porque los átomos de A pierden su electrón, y se convierten en cationes, de forma que los electrones se mueven libremente alrededor de ellos formando lo que llamamos nube de electrones.



11.- Se considera los compuestos iónicos formados por un mismo anión y los cationes de los metales alcalinos. A medida que aumenta el número atómico de los metales alcalinos ¿Cómo varía el punto de fusión de los compuestos iónicos?

Una característica de los compuestos iónicos es que tienen altos puntos de fusión, por tanto cuanto más iónico sea un enlace, mayor será el punto de fusión del compuesto. Si los compuestos iónicos están formados por un mismo anión y los cationes de los metales alcalinos, entonces cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre ambos, más iónico será el enlace. Como la electronegatividad decrece hacia abajo en un grupo, entonces el punto de fusión crecerá también hacia abajo. Cuanto más abajo en un grupo esté el metal, más iónico será el enlace, y por tanto su punto de fusión será mayor.

12.- Dados los elementos A,B,C,D de números atómicos 9, 12, 19 y 34, respectivamente, se pide:

a) Escribir la configuración electrónica de cada uno (Junio 2004)

A: $1s^2 2s^2 2p^5$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

b) Señalar, justificando brevemente, cual será más electronegativo y cual será menos electronegativo.

La electronegatividad es una propiedad que en la tabla periódica crece hacia la derecha y hacia arriba, por tanto el elemento A es el más electronegativo. El menos electronegativo es el elemento C, que es el que está más a la izquierda y más hacia abajo.

c) Si se combinase el A con el C ¿Cuál sería la fórmula del compuesto correspondiente? ¿De qué tipo sería el enlace entre A y C? ¿Por qué?

La fórmula del compuesto en el que se combinan A y C es **AC** porque el átomo de C pierde un electrón y el elemento A lo gana para tener ambos configuración de gas noble, se formarían dos iones de carga distinta que por atracción electrostática se unen formando un compuesto iónico.

Por tanto el enlace sería de tipo iónico.

13.- Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos neutros:

A: $1s^2 2s^2 2p^3$

B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Indique el tipo predominante de enlace y escribir sus fórmulas entre los posibles compuestos que pueden formarse cuando se combinan:

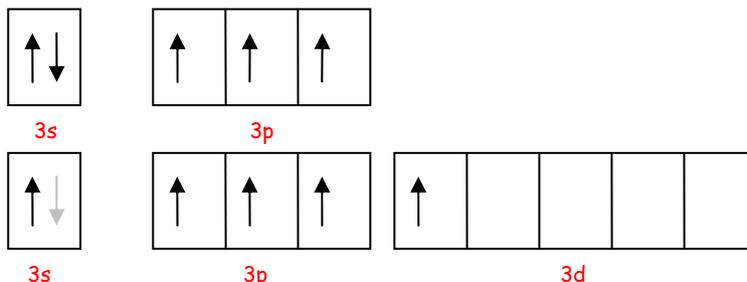
a) A y C:

Si combinamos A y C, el tipo predominante de enlace va a ser iónico, porque tenemos metal y no metal. Los compuestos que se pueden formar van a tener la fórmula: **A₂C₃**, porque el átomo de A gana 3 electrones y se queda como A³⁻ (valencia iónica 3) y el de C pierde 2 electrones quedándose como C²⁺ (valencia iónica 2) de forma que dos átomos de A se unen con 3 de C.

b) B y D

Tenemos átomos de similar electronegatividad porque ambos están en el mismo periodo, así que el enlace predominante va a ser covalente.

La covalencia de B puede ser 3 ó 5. Porque puede haber promoción de electrones a orbitales 3d, mientras que la covalencia del C es 2. Por tanto se van a formar compuestos:



- 14.- a) Represente el ciclo de Born-Haber para el fluoruro de litio.
 b) Calcule el valor de la energía reticular del fluoruro de litio sabiendo:

Entalpía de formación del $[LiF(s)] = -594,1 \text{ kJ/mol}$

Energía de sublimación del litio = $155,2 \text{ kJ/mol}$

Energía de disociación del $F_2 = 150,6 \text{ kJ/mol}$

Energía de ionización del litio = $520,0 \text{ kJ/mol}$

Afinidad electrónica del flúor = $-333,0 \text{ kJ/mol}$.

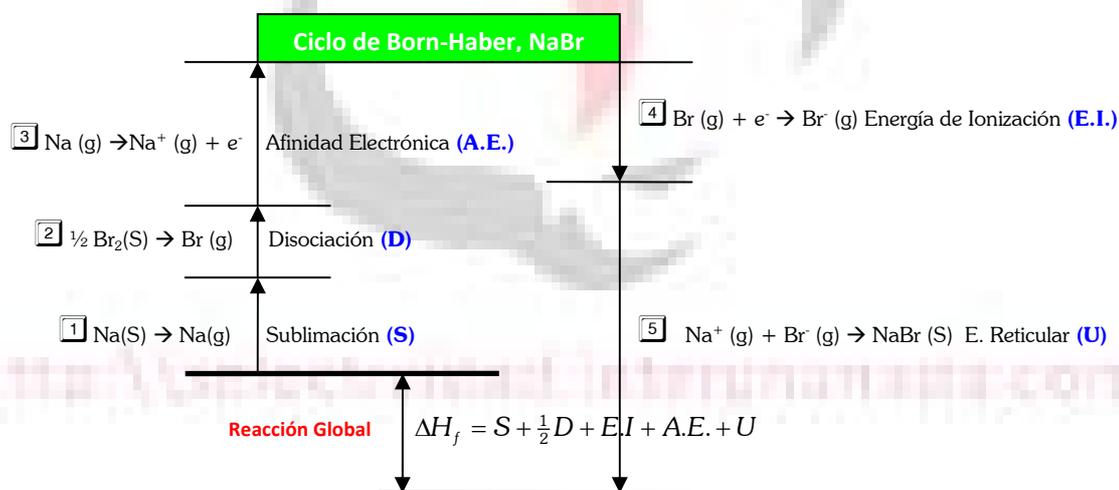
Sol: $U = -1011,6 \text{ KJ/mol}$

- 15.- a) ¿Qué se entiende por energía reticular?

Se define como la energía necesaria para separar los iones negativos de los iones positivos de un mol de sustancia cristalina, hasta una distancia infinita entre ellos.

Se calcula mediante:
$$U = \frac{N \cdot M \cdot Z_1 \cdot Z_2 \cdot e^2}{R_0} \left(\frac{n-1}{n} \right)$$

- b) Represente el ciclo de Born-Haber para el bromuro de sodio.

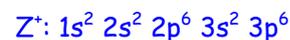
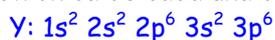
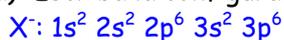


- c) Exprese la entalpía de formación (ΔH_f) del bromuro de sodio en función de las siguientes variables: la energía de ionización (I) y el calor de sublimación (S) del sodio, la energía de disociación (D) y la afinidad electrónica (AE) del bromo y la energía reticular (U) del bromuro de sodio.

$$\Delta H_f = S + \frac{1}{2}D + E.I. + A.E. + U$$

- 16.- A las siguientes especies: X^- , Y y Z^+ , les corresponden los números atómicos 17, 18 y 19, respectivamente. (UNED Sept 2007)

- a) Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.





b) Ordene razonadamente, de menor a mayor, las diferentes especies según su tamaño y su energía de ionización.

Según tamaño: Como todas tienen el mismo número de electrones, o sea 18, tendrá menor tamaño la que tenga más protones, porque ellos atraerán hacia el núcleo más fuertemente a los electrones. Por tanto:



Según Energía de Ionización: De forma similar, como todos los elementos tienen los mismos electrones, será más difícil arrancárselos a la especie de más número de protones, porque la fuerza electrostática a vencer será mayor. Por tanto:



c) ¿Qué especies son X^- e Y ?

El X^- es el ión cloro, Cl^- , mientras que el Y será el Argón.

d) ¿Qué tipo de enlace presenta ZX ? Describa brevemente las características de este enlace.

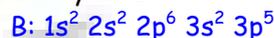
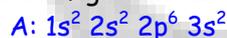
El elemento Z es un alcalino, el Potasio en concreto, K y el elemento X es un halógeno y hemos dicho que es el cloro.

Como uno es un metal y el otro es un no metal, el enlace entre ellos será iónico.

El enlace iónico es un enlace que se da por atracción electrostática entre un elemento metálico que ha perdido electrones y se ha convertido en un catión, y un elemento no metálico, que ha ganado electrones y se ha convertido en un anión. Ambos iones se atraen electrostáticamente y se rodean cada uno de ellos de varios de los otros formando redes cristalinas infinitas.

17.- Considere los elementos A ($Z = 12$) y B ($Z = 17$). Conteste razonadamente: (UNED Sept 2009)

a) ¿Cuáles son las configuraciones electrónicas de A y de B ?



b) ¿Cuál es el grupo, el periodo, el nombre y el símbolo de cada uno de los elementos?

A: Alcalinotérreo del tercer periodo: Mg , magnesio

B: Halógeno del tercer periodo, Cl , Cloro

c) ¿Cuál tendrá mayor su primera energía de ionización?

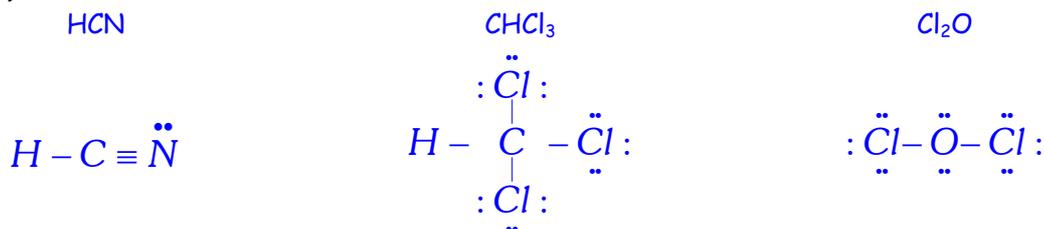
Como la energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo gaseoso en estado neutro, será más fácil arrancárselo al elemento alcalinotérreo, porque estos son elementos de carácter oxidante y pierden electrones con facilidad. Por tanto el elemento de mayor E.I. será el Cloro.

d) ¿Qué tipo de enlace que se puede formar entre A y B ? ¿Cuál será la fórmula del compuesto resultante?

El enlace que se formará entre ellos será iónico, porque uno es un metal y el otro es un no metal y porque entre ellos existe una gran diferencia de electronegatividad, aproximadamente 1,8.

18.- Considere las moléculas de HCN, CHCl₃ y Cl₂O. (Madrid Junio-2011)

a) Escriba sus estructuras de Lewis.



b) Justifique cuales son sus ángulos de enlace aproximados.

En el HCN el ángulo será de 180° porque la geometría de la molécula es lineal, en el CHCl₃ el ángulo será aproximadamente de 109° porque la geometría de la molécula es tetraédrica, mientras que en el Cl₂O será menor de 109° porque la geometría molecular es angular, aunque la geometría electrónica es tetraédrica.

c) Justifique cual o cuales son polares.

Como todos los enlaces son polares, puesto que son entre elementos de distinta electronegatividad, y no hay ninguna molécula simétrica, en la que podría producirse compensación de los momentos bipolares, tenemos que decir que todas las moléculas son polares.

d) Justifique si alguna de ellas puede formar enlaces de hidrógeno.

Para que se produzca enlace de hidrógeno tiene que ocurrir que uno de los elementos sea el hidrógeno, y el otro o el flúor, el oxígeno o el nitrógeno, por tanto como esto solo ocurre en la molécula del ácido cianhídrico, ésta será la única que formara enlace de hidrógeno.

19.- Considere las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio. (Madrid Sept-2010FG)

a) Indique el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.

El cloruro de potasio enlace iónico, el agua enlace covalente, puente de hidrógeno y Fuerzas de Van der Waals, el cloro enlace covalente el sodio enlace metálico.

b) Escriba las configuraciones de Lewis de aquellas que sean covalentes.

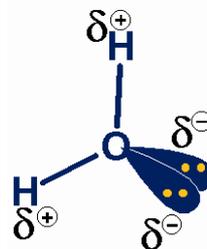


c) Justifique la polaridad del enlace en las moléculas covalentes.

La molécula de agua es bipolar, porque el enlace O-H es polar y como no tiene una geometría simétrica, sino que su forma geométrica es angular, entonces es polar. El cloro es apolar, porque como el enlace Cl-Cl es apolar, la molécula también lo es.

d) Justifique la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua.

En la molécula del agua, el Oxígeno es el átomo central que tiene dos pares de enlace y dos pares sin compartir, por tanto la geometría electrónica es tetraédrica y la geometría molecular es angular, formando un ángulo de 104,5° entre ambos átomos de hidrógeno. Como vemos la carga negativa estaría concentrada en la parte de los electrones desapareados y la positiva en la de los hidrógenos, por tanto la molécula es polar.



20.- Considerando las moléculas H₂CO (metanal) y Br₂O (óxido de dibromo): (Mad. Jun-2010-FE)

a) Represente su estructura de Lewis.





b) Justifique su geometría molecular.

Mediante el método de repulsión de pares de electrones en la capa de valencia, en la molécula de metanal, como un enlace es doble, lo consideramos como simple y tenemos que su estructura geométrica es Triangular plana. Para la del óxido de dibromo, como el oxígeno tiene 2 pares de electrones solitarios y dos pares de enlace, su geometría electrónica es tetraédrica, y su geometría molecular es angular.

c) Razone si cada una de estas moléculas tiene o no momento dipolar.

Sabemos que la electronegatividad es distinta para cada elemento, como en estas moléculas los enlaces sedan entre distintos átomos, cada uno atraerá de forma diferente el par de enlace, de forma que los electrones quedan mas cerca del elemento más electronegativo, donde se concentra mas densidad de carga negativa, mientras que en el lado opuesto tendrá densidad de carga positiva. Por tanto los enlaces de distintos elementos son polares, para que la molécula sea apolar, tiene que existir cierta simetría estructural de forma que se compensen unos momentos bipolares con otros. En la molécula de metanal, esto no ocurre porque los enlaces son distintos, y por tanto la molécula sería polar, para el caso del óxido de dibromo tampoco, porque existen pares de electrones solitarios.

Así que ambas moléculas presentaría momento bipolar distinto de cero.

21.- Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Algunas moléculas covalentes son polares.

Esto es cierto; por ejemplo, el agua es una molécula covalente y es polar porque los enlaces dos O-H son polares y estan colocados en el espacio de forma que no se contrarrestan entre sí sino que dan lugar a un momento dipolar total para la molécula distinto de cero. Así, la molécula es polar es decir tiene una distribución de cargas que no es simétrica y hay una zona positiva y una zona opuesta negativa.

b) Los compuestos iónicos, cuando están fundidos o en disolución, son buenos conductores de la electricidad.

Esto es cierto porque los compuestos iónicos, fundidos o en disolución, presentan iones positivos y negativos que puede moverse libremente y esto es lo que hace que sean conductores de la electricidad.

c) El agua tiene el punto de ebullición más elevado que el resto de los hidruros de los elementos del grupo 16.

Esto es cierto, y es así porque entre las moléculas de agua se da un enlace de hidrógeno que no se puede dar en el resto de hidruros del grupo 16. El enlace de hidrógeno entre las moléculas de agua hace que sea más difícil separar estas moléculas cuando están en estado líquido para pasar a estado gaseoso lo que viene dado por un mayor punto de ebullición. En el resto de hidruros del grupo 16 este enlace no es posible porque los átomos de S, Se, Te son de mayor tamaño que el átomo de O y las moléculas no pueden aproximarse lo suficiente como para que se pueda producir este tipo de unión o enlace especial entre el O y el H (de otra molécula).

22.- Indique qué tipo de enlace hay que romper para:

a) Fundir cloruro de sodio.

El cloruro de sodio es una sustancia sólida (en condiciones estándar) iónica y por tanto está constituida por una red cristalina en la que se unen por fuerzas eléctricas los iones positivos Na^+ y



los iones negativos Cl^- Para fundir esta sustancia (paso de sólido a líquido) hay que romper estos enlaces entre iones que denominamos enlace iónico.

b) Vaporizar agua.

El agua líquida es una sustancia formada por moléculas H_2O que se encuentran unidas entre sí mediante enlace de hidrógeno, se trata de un enlace entre el hidrógeno de una molécula y el oxígeno de una molécula contigua, es decir es un enlace intermolecular. Para vaporizar agua (pasar de líquido a gas) hay que romper estos enlaces de hidrógeno (enlaces intermoleculares).

c) Vaporizar n-hexano.

El n-hexano es una sustancia líquida (en condiciones estándar) que está formada por moléculas C_6H_{12} que se unen entre sí mediante enlace intermolecular denominado "fuerzas de Van der Waals"; este es el enlace que hay que romper para vaporizar (pasar de líquido a gas) esta sustancia.

23.- Explique:

a) Por qué el cloruro de hidrógeno disuelto en agua conduce la corriente eléctrica.

Porque se trata de dos elementos que tienen una diferenciada electronegatividad, los electrones compartidos estarán más atraídos por el átomo de cloro, que es el más electronegativo. Dando como resultado un predominio de carga negativa sobre este, y un predominio de carga positiva sobre el menos electronegativo, en este caso el hidrógeno. Se dice entonces que el enlace tiene un cierto carácter iónico, lo que da lugar a que disuelto en agua, la sustancia se disocia, y estas "cargas" se encuentren en movimiento, lo necesario para conducir la electricidad.

b) La poca reactividad de los gases nobles.

Por la teoría de Lewis todos los elementos buscan ser estables completando a ocho electrones en el último nivel, por tanto buscan otros átomos con los que enlazarse. Los gases nobles ya tienen los ocho electrones en su última capa. Son los más estables de la tabla periódica y por tanto tienden a reaccionar difícilmente con otros elementos.

La excepción es el helio ya que tiene solo dos electrones.

Hablamos de baja reactividad porque realmente sí participan en algunas reacciones químicas.

El xenón por ejemplo reacciona espontáneamente con el flúor y a partir de los compuestos resultantes se han alcanzado otros.

c) La geometría molecular del tricloruro de boro.

El boro tiene tres electrones en su capa de valencia y el cloro presenta siete electrones en su capa de valencia. Los tres pares de electrones del boro son enlazantes (uno con cada uno de los átomos de cloro) y la distribución espacial de los pares de electrones es triangular plana. Como no hay ningún par de electrones no enlazante, entonces la geometría de la molécula coincide con la distribución electrónica, es triangular plana. Se trata de un triángulo equilátero en cuyo centro se sitúa el átomo de boro y en sus vértices los átomos de cloro, el ángulo de enlace es de 120°

24.- Dadas las siguientes moléculas: F_2 , CS_2 , C_2H_4 , C_2H_2 , H_2O y NH_3 . Indique en cuál o cuales:

a) Todos los enlaces son simples. F_2 , H_2O , NH_3

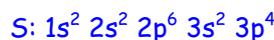
b) Existe algún doble enlace. CS_2 , C_2H_4 ,

c) Existe algún triple enlace. C_2H_2

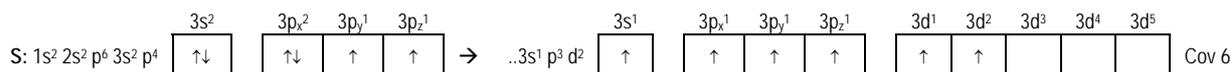
30.- Formular y escribir las diversas estructuras de Lewis de los óxidos conocidos del nitrógeno.

31.- Explicar de acuerdo con la estructura electrónica del azufre la hibridación y la geometría de la molécula SF₆.

Las configuraciones electrónicas de ambos elementos son:



En la configuración electrónica del azufre, se ve que solamente puede tener dos electrones desapareados correspondientes a los orbitales 3p. Como debe tener 6 electrones desapareados, promociona electrones a los orbitales d, que están vacíos, dando lugar a la siguiente configuración:



Para que todos los enlaces S-F sean iguales ocurre una hibridación de orbitales en la que se combinan un orbital s, tres orbitales p y dos d para formar 6 orbitales híbridos sp³d² que se disponen geométricamente en los vértices de un octaedro regular porque de esta forma es como más alejados están unos de otros y la estabilidad de la molécula será máxima.

32.- Justifique la geometría de las moléculas de metano (tetraédrica con ángulo de enlace de 109,5°) y de amoníaco (piramidal con ángulo de enlace de 107,3°):

a) Según la teoría de hibridación de orbitales

Las configuraciones electrónicas del carbono y del hidrógeno son:



y

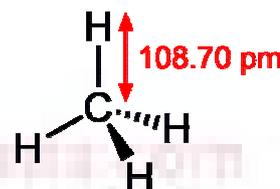


El carbono tiene dos electrones desapareados en los orbitales 2p.

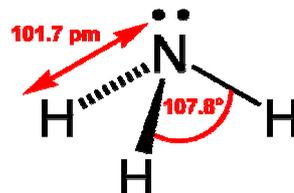


Un electrón del orbital 2s, promociona al 2p, de forma que ahora todos los orbitales están semillenos, dando lugar a la siguiente configuración:

Para que todos los enlaces C-H sean iguales ocurre una hibridación de orbitales en la que se combinan un orbital s y tres orbitales para formar 4 orbitales híbridos sp³ que se disponen geométricamente en los vértices de un tetraedro regular porque de esta forma es como más alejados están unos de otros, la repulsión entre ambos es mínima y la estabilidad de la molécula será máxima.



En el caso del amoníaco tenemos una situación similar lo que pasa es que en esta molécula un par de electrones no se comparte de forma que ocupa el lugar de un enlace. La hibridación sería también SP³, el par de electrones no compartido ocuparía el cuarto orbital híbrido sp³. Su geometría electrónica sería tetraédrica, aunque la geometría molecular ahora sería una pirámide trigonal con el N en uno de los vértices.



b) Según el modelo de RPECV

Tanto para la del metano, como para la del amoníaco, tenemos 4 pares de electrones en total, todos compartidos en el metano (pares de enlace) y 3 pares compartidos y uno solitario en el amoníaco, es

decir tenemos 4 pares de electrones alrededor del átomo central, que se distribuirán en el espacio de forma que queden lo más alejados posibles entre sí, formando un tetraedro.

Como en el metano todos son pares de enlace, su geometría sería tetraédrica, mientras que en el amoníaco, como tiene tres pares de enlace y un par sin compartir, su geometría sería pirámide trigonal, haciendo que el ángulo de enlace sea menor que $109,5^\circ$, en concreto $107,8^\circ$.

33.- Ponga un ejemplo de una molécula que contenga:

- a) Un carbono con hibridación sp $CH_3 - CH_3$
- b) Un carbono con hibridación sp^2 $CH_2 = CH_2$
- c) Un carbono con hibridación sp^3 $CH_3 - CH_3$
- d) Un nitrógeno con hibridación sp^3 NH_3 .

Razone todas las respuestas.

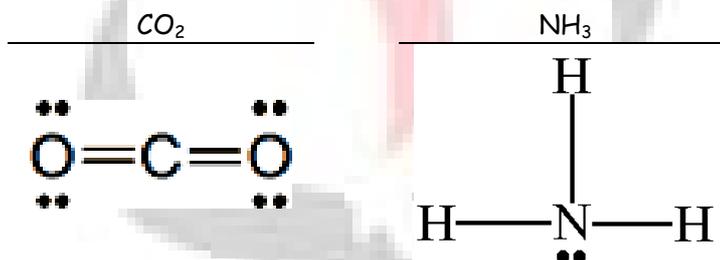
34.- Ponga un ejemplo de una molécula que contenga:

- a) Un carbono con hibridación sp . CO_2
- b) Un nitrógeno con hibridación sp^3 . NH_3

Razone todas las respuestas.

35.- Al comparar dos moléculas muy similares: CO_2 y H_2O se observa que en la primera el momento dipolar es cero, mientras que en la segunda no lo es. Justifíquelo de forma razonada.

La estructura de Lewis para cada una de estas moléculas es:



En ambos casos, tanto el N como el C tienen 4 pares de electrones, el C los tiene todos compartidos y el N tres compartidos y otro no compartido.

La geometría de la molécula de CO_2 utilizando TRPECV es lineal, ya que tratamos los enlaces dobles como simples. Al ser lineal y los enlaces ser iguales el momento bipolar creado por uno, se compensa creado por el otro, y la molécula es apolar.

En el caso del amoníaco, como tiene 4 pares de electrones su geometría electrónica es tetraédrica, pero al tener un par de electrones sin compartir es pirámide trigonal. Como tiene un par de electrones sin compartir, en torno a él la concentración de carga es negativa mientras que en el extremo opuesto será positiva formando un dipolo permanente y por ello la molécula es polar.

36.- Razona qué tipo de enlace o fuerza de atracción se rompe al:

- a) Fundir monobromuro de litio. **Enlace iónico**
- b) Fundir monóxido de calcio. **Enlace iónico**
- c) Disolver bromo molecular en tetracloruro de carbono. **Fuerzas de Van der Waals tipo London**
- d) Evaporar agua. **Puente de hidrógeno.**