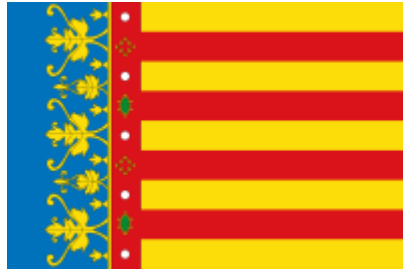
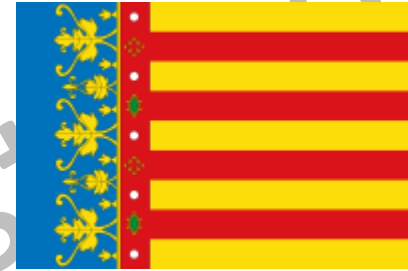


Selectividad Comunidad Valenciana



Química



www.angelcuesta.com

Cuestión 2

Junio 2021



ADVERTENCIA



- Toma LÁPIZ y PAPEL y trabaja tomando apuntes como si estuvieras en una clase presencial.
- No seas un alumno PASIVO, como el espectador de una película, sino un alumno ACTIVO.

Edición de vídeo: Vanessa Quintana
Fotografía y vídeo.

©Angel Cuesta Arza



Cuestión 2

Considere las moléculas de amoníaco, NH_3 , metano, CH_4 , y metanal, H_2CO .

a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las tres moléculas.

b) Discuta razonadamente la geometría molecular de las tres moléculas.

c) Indique razonadamente la hibridación de los átomos de C.

d) Justifique si las moléculas son polares o apolares.

Datos: Números atómicos, Z: H=1; C=6; N=7. Electronegatividad de Pauling: H=2'20; C=2'55; N=3'04; O=3'44.

Solución:

En primer lugar escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.



La **estructura de Lewis** es una representación que muestra los pares de electrones en guiones o puntos. Así podemos representar los enlaces entre los átomos de una molécula y los pares de electrones solitarios que puedan existir.

De forma general, las moléculas covalentes cumplen **la regla del octeto**, es decir, los átomos que las forman tienen tendencia a tener 8 electrones en su capa de valencia.

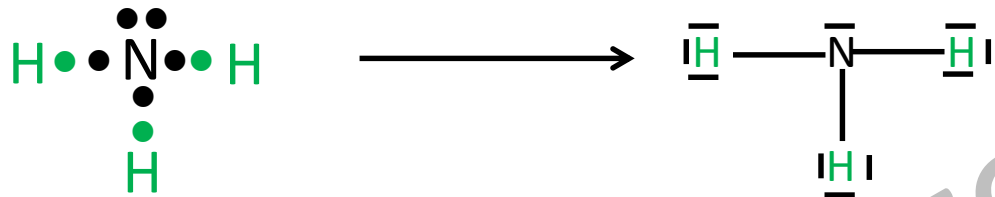
Aunque **hay excepciones como el hidrógeno** (que llena su capa de valencia con 2 electrones).

Cuestión 2

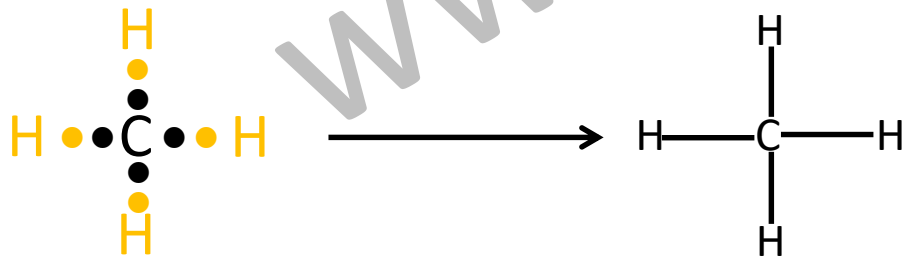
a) Dibuje la estructura electrónica de Lewis de cada una de las tres moléculas.



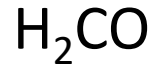
En este caso, el nitrógeno es el átomo central. Y como necesita compartir tres electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno. Un electrón con cada hidrógeno, y así ambos completan su capa de valencia.



En este caso, el carbono es el átomo central. Y como necesita compartir cuatro electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno. Un electrón con cada hidrógeno, y así ambos completan su capa de valencia.



Cuestión 2

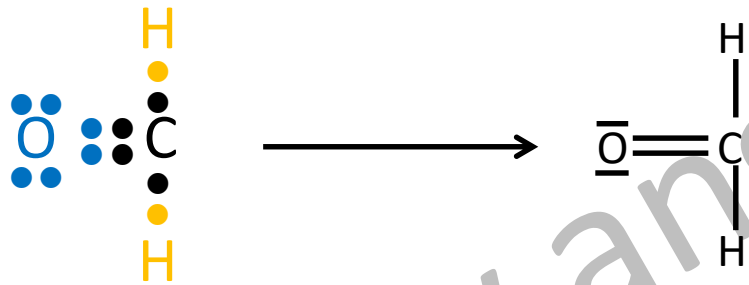


El átomo de C será el átomo central. Esto siempre ocurre cuando estamos ante un compuesto basado en carbono.

Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá dos con el oxígeno y los otros dos con los hidrógenos.

Por otro lado, el oxígeno, al compartir 2 electrones con el carbono, completará su capa de valencia.

El hidrógeno sólo puede compartir un electrón y llena su capa.



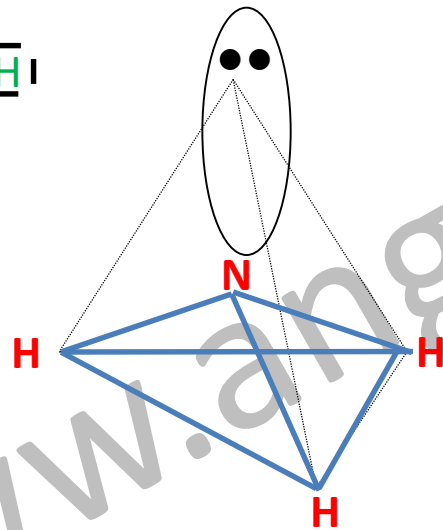
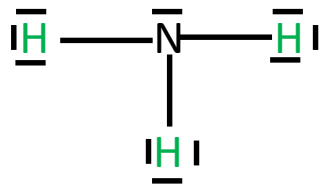
Cuestión 2

b) Discuta razonadamente la geometría molecular de las tres moléculas.

Para estudiar la geometría, utilizaremos la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente:

Los pares de electrones de valencia alrededor de un átomo se repelen mutuamente, y por lo tanto, adoptan una disposición espacial que minimiza esta repulsión.

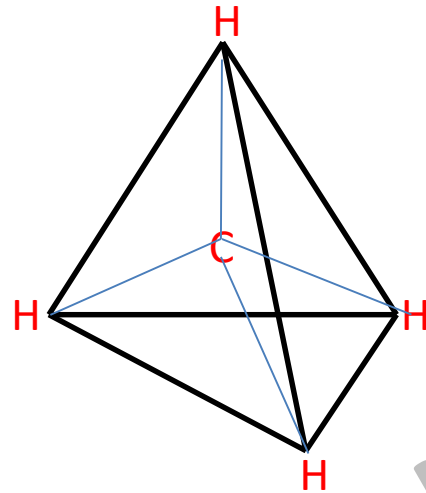
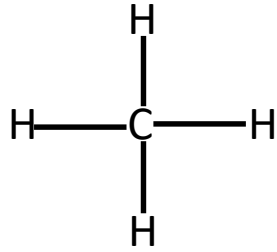
NH_3



Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo tres de las nubes electrónicas del N forman enlaces, por ello la geometría molecular es de **pirámide trigonal**. Los pares no enlazantes no se utilizan en la geometría molecular.

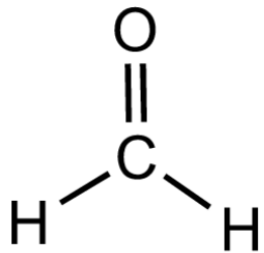
Cuestión 2

CH₄



En el caso del CH₄, según la teoría de repulsión de pares de electrones de valencia y dado que no hay pares solitarios en el átomo central, la disposición adoptada por los cuatro pares de electrones del carbono sería tetraédrica. Por ello la geometría de CH₄ es **tetraédrica**.

H₂CO

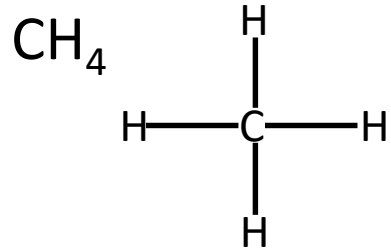


Debido que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **triangular plana**. Ángulos de 120°.

Cuestión 2

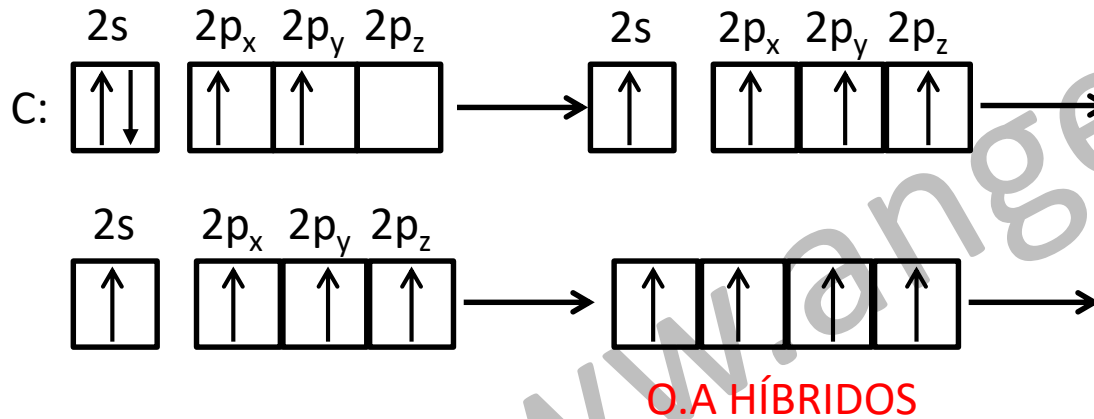
c) Indique razonadamente la hibridación de los átomos de C.

Para determinar la hibridación del carbono, tomaremos las estructuras de Lewis del apartado a).



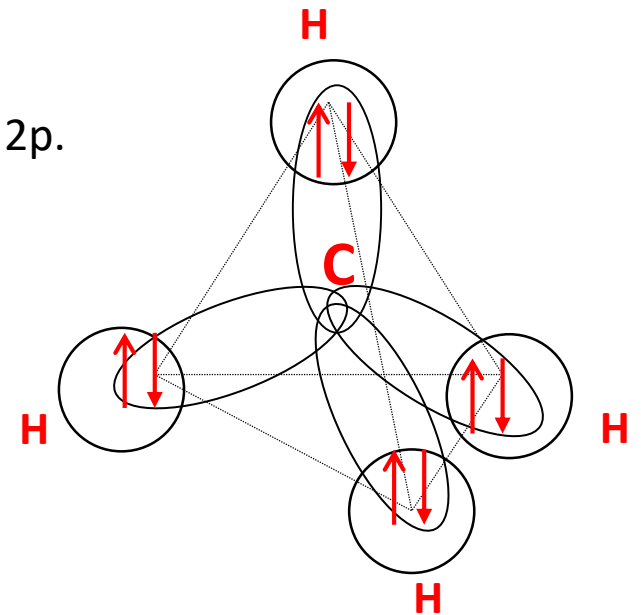
Al ser todos los enlaces del carbono sencillos, todos ellos se producen por solapamiento de los orbitales atómicos híbridos. Como no hay enlaces π , la hibridación debe ser sp^3 .

Lo justificaremos con diagramas de cajas. Como se puede ver, un electrón del orbital 2s promociona al orbital 2p, y se hibridan un orbital 2s con los 3 orbitales atómicos 2p, para dar lugar a 4 orbitales atómicos híbridos, con un electrón cada uno.

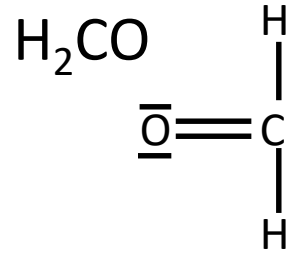


Promociona un electrón desde 2s a 2p.
El carbono tiene 4 electrones de valencia desapareados.

Observamos que tenemos 4 orbitales híbridos sp^3 .

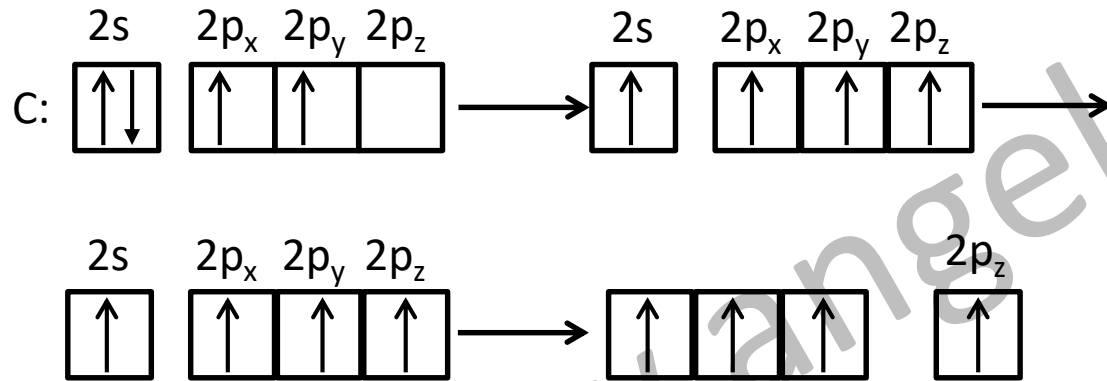


Cuestión 2



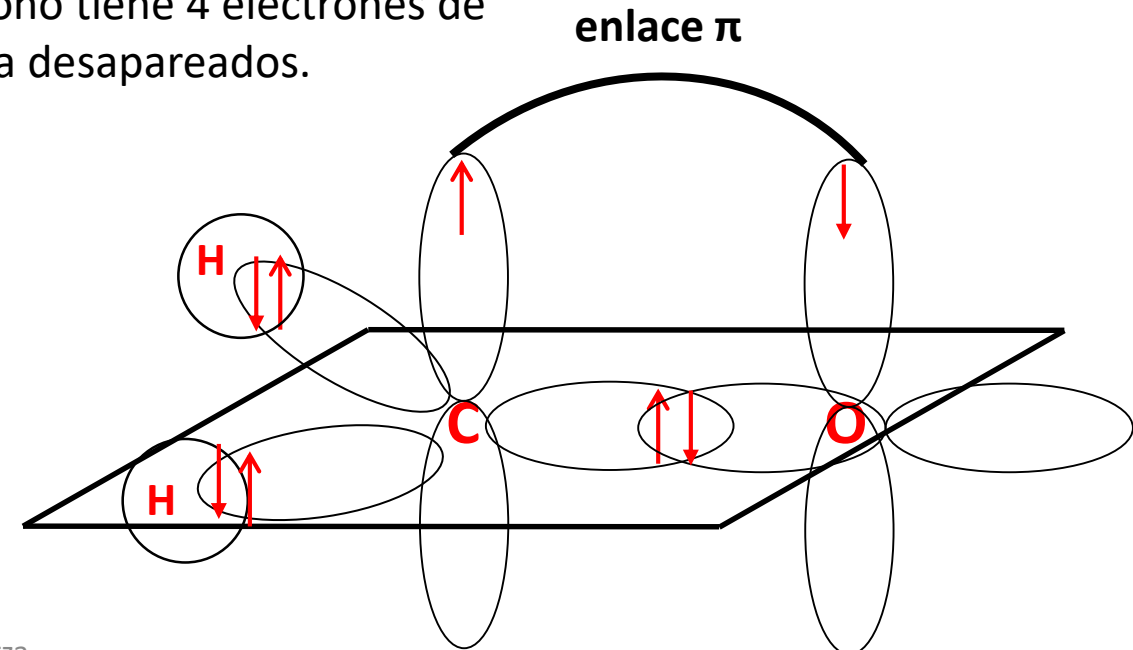
Al tener el carbono un enlace doble, deducimos que posee un enlace π . Por ello podemos decir que la hibridación debe ser sp^2 .

Lo justificaremos con diagramas de cajas. Como se puede ver, un electrón del orbital $2s$ promociona al orbital $2p$, y se hibridan un orbital $2s$ con los 2 orbitales atómicos $2p$, para dar lugar a 3 orbitales atómicos híbridos sp^2 , con un electrón cada uno. Un orbital $2p$ queda sin hibridar. Este será el responsable del enlace π .



Promociona un electrón desde $2s$ a $2p$.
El carbono tiene 4 electrones de valencia desapareados.

Observamos que tenemos 3 orbitales híbridos sp^2 . Y el orbital $2p_z$ sin hibridar.

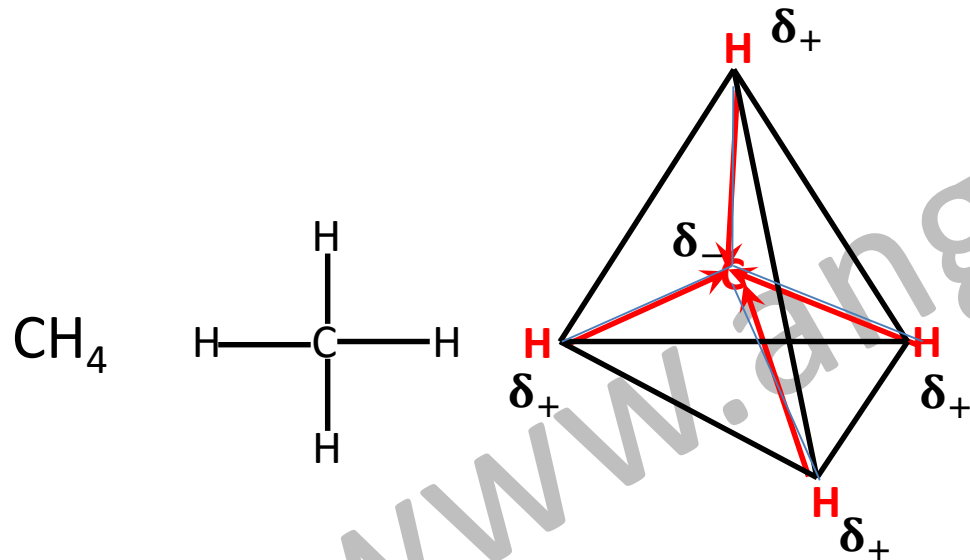


Cuestión 2

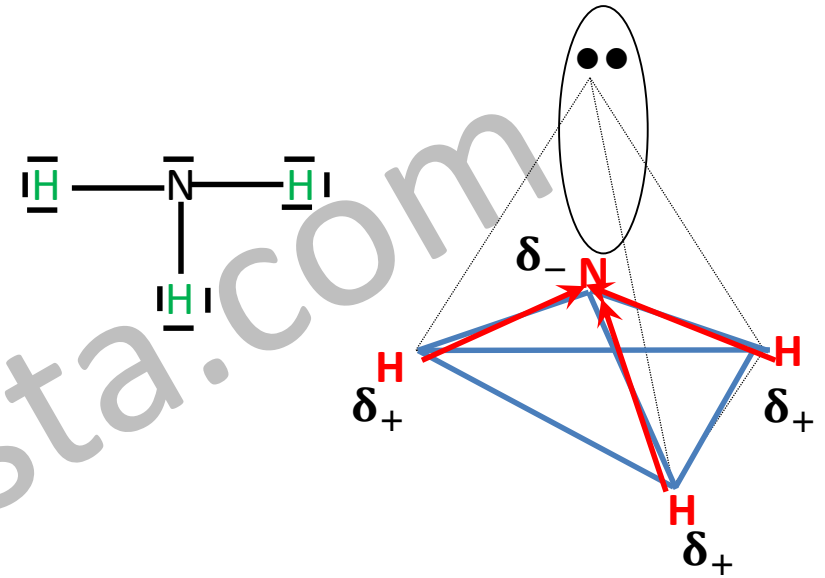
d) Justifique si las moléculas son polares o apolares.

En cuanto a la polaridad, una molécula es apolar si la suma de sus momentos dipolares es 0.

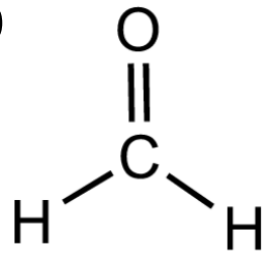
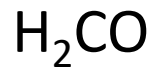
En este caso, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. Por lo que la molécula es **polar**.



En este caso, por la simetría de la molécula, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos se anulan. Por lo que la molécula es **apolar**.



Cuestión 2



En este caso, observamos una alta diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el carbono. El hidrógeno y el carbono, tienen una electronegatividad parecida por lo que generan una polaridad en el enlace mucho menor que la del enlace carbono-oxígeno, por lo que la consideramos despreciable. Por lo que, la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces no es nula y la molécula es **polar**.

