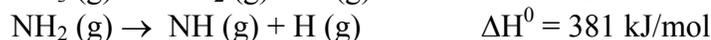
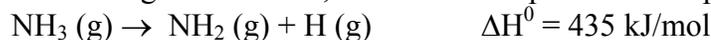


El nuevo enlace formado es llamado un **enlace covalente coordinado**.

3. Entalpía de enlace

a) Con los siguientes datos, calcule la entalpía de enlace promedio para el enlace N-H:



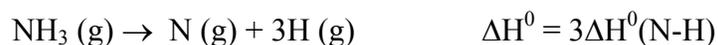
b) Para la reacción:



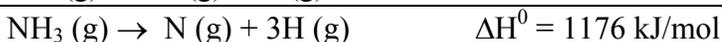
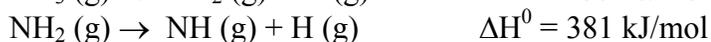
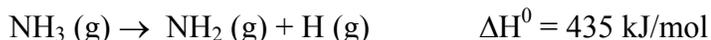
Calcule la energía de enlace promedio en el O_3 .

Solución:

a) La entalpía para la ecuación que muestra la disociación de amoníaco en 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno es igual a 3 veces el enlace promedio para el enlace N-H (por qué?).



La ecuación es la suma de las 3 ecuaciones dadas en el problema, y por la ley de Hess, la entalpía cambia tal cual cambia la suma de las entalpías de los pasos individuales.



$$\Delta H^0(\text{N-H}) = \frac{1176 \text{ kJ/mol}}{3} = 392 \text{ kJ/mol}$$

b) Se debe recordar que el rompimiento de enlaces implica un proceso de absorción de energía (endotérmico) y la formación de un enlace es un proceso de liberación de energía (exotérmico).

En el ozono hay 2 enlaces oxígeno-oxígeno. Esos enlaces se representarán como O-O. Sin embargo, esos enlaces no son verdaderos enlaces simples oxígeno-oxígeno.

Se tiene la siguiente ecuación: (EE = Energía Enlace)

$$\Delta H^0 = \sum EE(\text{reactantes}) - \sum EE(\text{productos})$$

$$\Delta H^0 = EE(O = O) - 2EE(O - O)$$

En el problema, se dan los ΔH^0 para la reacción, y el valor para la entalpía de enlace para O=O es $EE(O=O) = 498,7 \text{ kJ/mol}$ (sacado desde tabla, las que se pueden encontrar en la literatura). Resolviendo para la energía de enlace promedio para el ozono.

$$EE(O - O) = \frac{EE(O = O) - \Delta H^0}{2} = \frac{498,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 107,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{2} = 303,0 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Considerando que la estructura resonante para el ozono, ¿es esperable que la entalpía de enlace para el ozono esté entre la entalpía para el enlace simple O-O (142 kJ) y la entalpía de enlace para el doble enlace O=O (498,7 kJ)?

4. Otros

Relacione cada uno de los siguientes cambios de energía con uno de los procesos siguientes: energía de ionización, afinidad electrónica, energía de enlace y entalpía estándar de formación.

- $F(g) + \bar{e} \rightarrow F^-(g)$
- $F_2(g) \rightarrow 2F(g)$
- $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + \bar{e}$
- $Na(s) + \frac{1}{2} F_2(g) \rightarrow NaF(s)$

Solución:

- Afinidad electrónica del flúor.
- Entalpía de enlace del flúor molecular.
- Energía de ionización del sodio.
- Entalpía estándar de formación del Fluoruro de Sodio.

5. Entre los anestésicos inhalables comunes están:

- Halotano: $CF_3CHClBr$
- Enflurano $CHFClCF_2OCHF_2$
- Isoflurano $CF_3CHClOCHF_2$
- Metoxiflurano $CHCl_2CF_2OCH_3$

Dibuje las estructuras de Lewis de estas moléculas. **(Propuesto)**

6. Geometría molecular

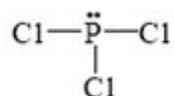
Prediga la geometría de las siguientes moléculas, utilizando el modelo de RPECV:

- PCl_3
- $CHCl_3$
- SiH_4

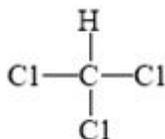
d) TeCl_4

Solución:

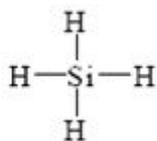
- a) La estructura de Lewis para el PCl_3 es mostrada a continuación. Como el modelo RPECV la enumeración de los pares enlazantes y los pares solos de electrones alrededor de un átomo central (fósforo, en este caso) es importante en la determinación de la estructura, los pares solos de electrones alrededor de los cloros han sido omitidos por simplicidad. Hay 3 enlaces y un solo par de electrones alrededor del átomo central, fósforo, lo que hace de éste un caso del tipo AB_3E . Esta estructura corresponde a una pirámide triangular, tipo amoniaco.



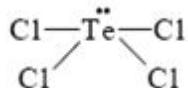
- b) La estructura de Lewis para el CHCl_3 es mostrada a continuación. En ella hay 4 enlaces y ningún par solo de electrones alrededor del carbono, lo que hace que este sea un caso AB_4 . La molécula podría ser tetrahédrica, tipo metano.



- c) La estructura de Lewis para el SiH_4 es mostrada a continuación. Al igual que el caso (b), es caso AB_4 , una molécula tetrahédrica.

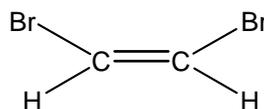
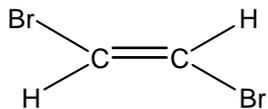


- d) La estructura de Lewis para el TeCl_4 es mostrada a continuación. En ella hay 4 enlaces y 1 par de electrones solos, lo que hace de este un caso AB_4E . La molécula podría tener una estructura del tipo tetraedro distorsionado, tipo SF_4 .



7. Momento Dipolar

¿Cuál de las siguientes moléculas tienen mayor momento dipolar?



Solución:

La molécula (b) tendrá el mayor momento dipolar. En la molécula (a), el arreglo *trans* cancela el enlace dipolar, y la molécula es no polar.

8. Hibridación

a) ¿Cuáles son los orbitales híbridos de los átomos de carbono en las siguientes moléculas?

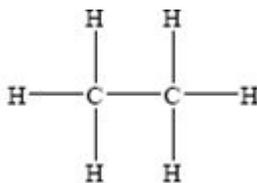
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$
- $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2$
- $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{O}$
- CH_3COOH

b) Describa la hibridación del fósforo en PF_5 .

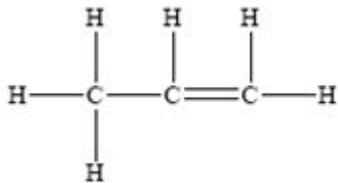
Solución:

a)

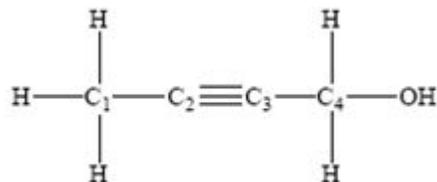
- Cada carbono tiene cuatro enlaces y ningún par de electrones solo, por lo que tiene un arreglo del tipo tetrahédrico. Esto implica un orbital híbrido sp^3 .



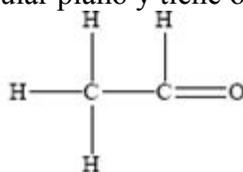
- El carbono más a la izquierda es tetrahédrico, por lo que tienen un orbital híbrido sp^3 . Los 2 átomos de carbono conectados por el doble enlace son triangular plano, con orbitales híbridos sp^2 .



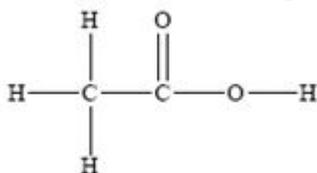
- iii. Los carbonos 1 y 4 tienen orbitales híbridos sp^3 . Los carbonos 2 y 3 tienen orbitales híbridos sp .



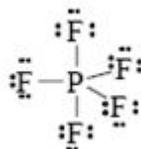
- iv. El carbono más a la izquierda es tetrahédrico (orbital híbrido sp^3). El carbono conectado al oxígeno es triangular plano y tiene orbital híbrido sp^2 .



- v. El carbono más a la izquierda es tetrahédrico (orbital híbrido sp^3). El otro carbono es triangular plano y tiene orbital híbrido sp^2 .



- b) Escribiendo la estructura de Lewis de la molécula se tiene:



Se cuenta el número de electrones alrededor del átomo central. Como se tienen 5 pares de electrones, el ordenamiento que minimiza la repulsión electrónica es una triangular bipiramidal (AB_5).

Se puede concluir que el átomo de P tiene una hibridación del tipo sp^3d , ya que tiene un ordenamiento de 5 orbitales híbridos sp^3d .