

Problema357: Considera las especies químicas CS_2 , SiCl_4 y NCl_3 y responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

1. Geometría molecular de cada una de las especies químicas.
2. Explica si las moléculas CS_2 y NCl_3 tienen o no momento dipolar.

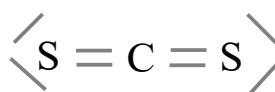
a)
 CS_2 ,

1º átomo central: C

$$2^\circ \text{ EN} = 8e^- \cdot 1(\text{C}) + 8e^- \cdot 2(\text{S}) = 24e^-$$

$$3^\circ \text{ ED} = 4e^- \cdot 1(\text{C}) + 6e^- \cdot 2(\text{S}) = 16e^-$$

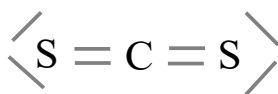
$$4^\circ \text{ PE} = \frac{\text{EN} - \text{ED}}{2} = \frac{24 - 16}{2} = 4 \text{ pares enlazantes}$$



$$5^\circ \text{ PN} = \frac{\text{ED} - 2 \cdot \text{PE}}{2} = \frac{16 - 2 \cdot 4}{2} = 4 \text{ pares no enlazantes}$$

Según la TRPECV los pares electrónicos, ya sean enlazantes o no enlazantes, se distribuyen alrededor del átomo central de forma que las repulsiones sean mínimas.

Para dos pares alrededor del C la geometría que minimiza las repulsiones entre pares es la lineal con ángulos de 180° .



SiCl_4

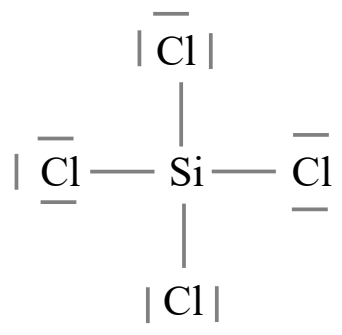
1º átomo central: Si

$$2^\circ \text{ EN} = 8e^- \cdot 1(\text{Si}) + 8e^- \cdot 4(\text{Cl}) = 40e^-$$

$$3^\circ \text{ ED} = 4e^- \cdot 1(\text{Si}) + 7e^- \cdot 4(\text{Cl}) = 32e^-$$

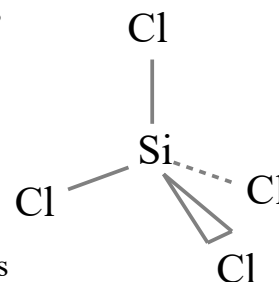
$$4^\circ \text{ PE} = \frac{\text{EN} - \text{ED}}{2} = \frac{40 - 32}{2} = 4 \text{ pares enlazantes}$$

$$5^\circ \text{ PN} = \frac{\text{ED} - 2 \cdot \text{PE}}{2} = \frac{32 - 2 \cdot 4}{2} = 12 \text{ pares no enlazantes}$$



Según la TRPECV los pares electrónicos, ya sean enlazantes o no enlazantes, se distribuyen alrededor del átomo central de forma que las repulsiones sean mínimas.

Para cuatro pares alrededor del Si la geometría que minimiza las repulsiones entre pares es la tetraédrica con ángulos de $109,5^\circ$.



Para simplificar el esquema prescindimos de los pares no enlazantes sobre los átomos de Cl. Representamos con líneas los enlaces sobre el plano del papel, con cuña el enlace que sobresale del plano del papel, y con línea punteada el enlace que está detrás del plano del papel.

NCl_3

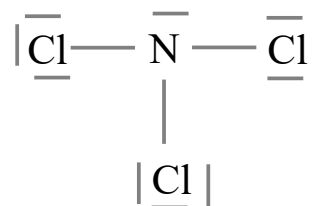
1º átomo central: N

2º $\text{EN} = 8e^- \cdot 1(\text{N}) + 8e^- \cdot 3(\text{Cl}) = 32e^-$

3º $\text{ED} = 5e^- \cdot 1(\text{N}) + 7e^- \cdot 3(\text{Cl}) = 26e^-$

4º $\text{PE} = \frac{\text{EN} - \text{ED}}{2} = \frac{32 - 26}{2} = 3 \text{ pares enlazantes}$

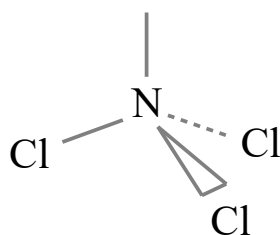
5º $\text{PN} = \frac{\text{ED} - 2 \cdot \text{PE}}{2} = \frac{26 - 2 \cdot 3}{2} = 10 \text{ par no enlazante}$



Según la TRPECV los pares electrónicos, ya sean enlazantes o no enlazantes, se distribuyen alrededor del átomo central de forma que las repulsiones sean mínimas.

Para cuatro pares alrededor del N la geometría que minimiza las repulsiones entre pares es la tetraédrica con ángulos de $109,5^\circ$. Los enlaces forman una estructura de pirámide triangular achatada.

Representamos con líneas los enlaces sobre el plano del papel, con cuña el enlace que sobresale del plano del papel, y con línea punteada el enlace que está detrás del plano del papel.



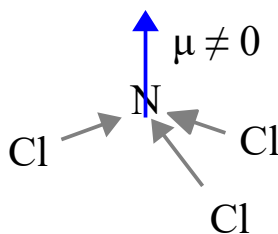
b)

$\mu_T = 0$



El disulfuro de carbono presenta enlaces polares, pues el oxígeno es más electronegativo que el carbono, pero estos dipolos de enlace se anulan por simetría, dado que la molécula es lineal. El momento dipolar total es cero. Por tanto el dióxido de carbono es una molécula **apolar**.

NCl_3



El tricloruro de nitrógeno presenta enlaces polares, pues en enlaces con dos átomos diferentes siempre uno es más electronegativo que el otro. En este caso los dipolos de enlace no se anulan por simetría, de forma que la molécula será **polar**, al tener momento dipolar distinto de cero.