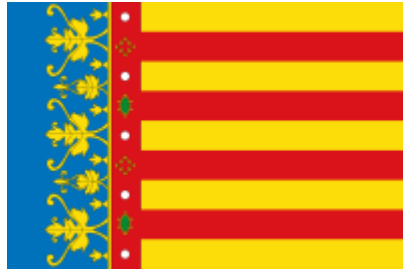
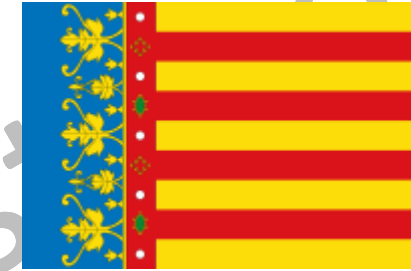


# Selectividad Comunidad Valenciana



Química



[www.angelcuesta.com](http://www.angelcuesta.com)

Cuestión 2

Septiembre 2020



# 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

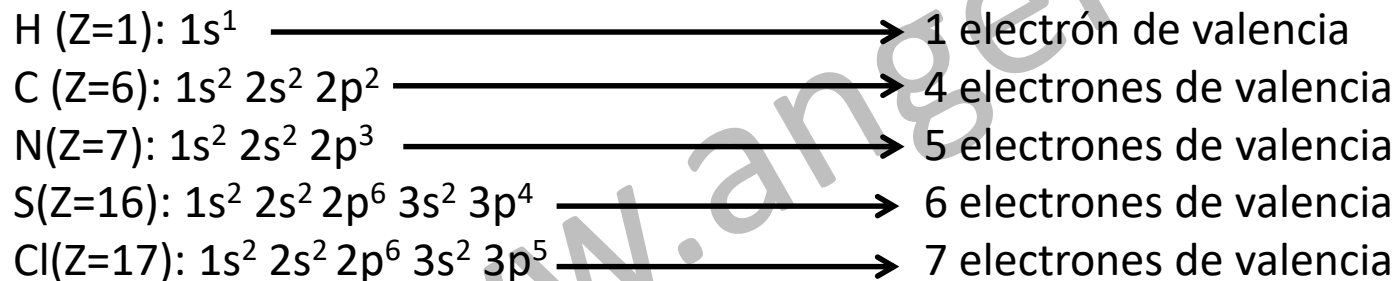
Considere las especies químicas:  $\text{NCl}_3$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SCl}_2$  y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas.
- Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Discuta, justificadamente, la polaridad de las dos moléculas  $\text{CS}_2$  y  $\text{SCl}_2$ .

Datos: Números atómicos: H (1); C (6); N (7); S (16); Cl (17).

## 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

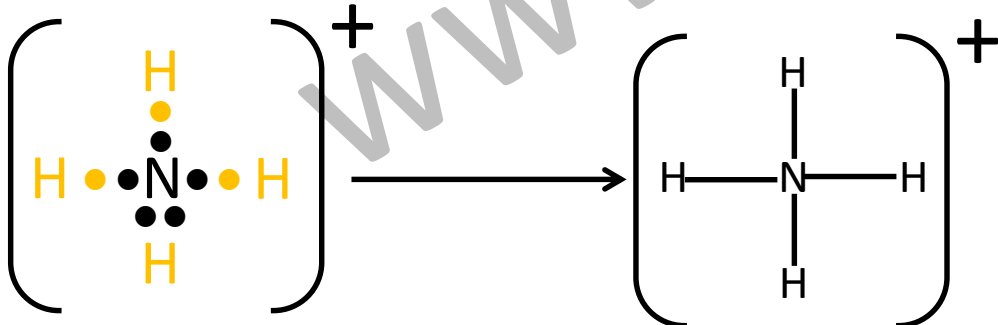
a) Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas.



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 cloro. Un electrón con cada cloro, y así el cloro también completa su capa de valencia.



En este caso, el nitrógeno comparte sus 3 electrones de valencia con los 3 hidrógenos. El hidrógeno restante, ha perdido su electrón de valencia (de ahí la carga positiva) y se enlaza con el nitrógeno mediante un enlace dativo.



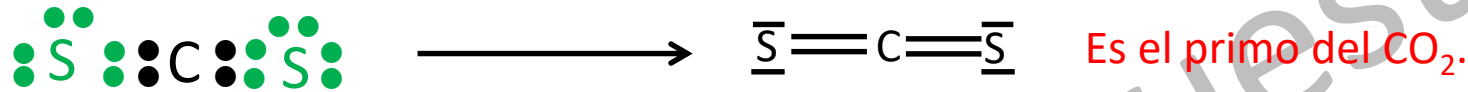
Desde el punto de vista químico, lo que sucede es que el amoníaco actúa como una base de Lewis y captura el ion H<sup>+</sup> con su par de electrones desapareado.

# Cuestión 2



El átomo de carbono es el átomo central.

En este caso, el carbono comparte dos electrones con cada uno de los átomos de azufre. Es la única forma en la que se cumple la regla del octeto.



En este caso, el azufre comparte un electrón con cada uno de los átomos de cloro. Es la única forma en la que se cumple la regla del octeto.

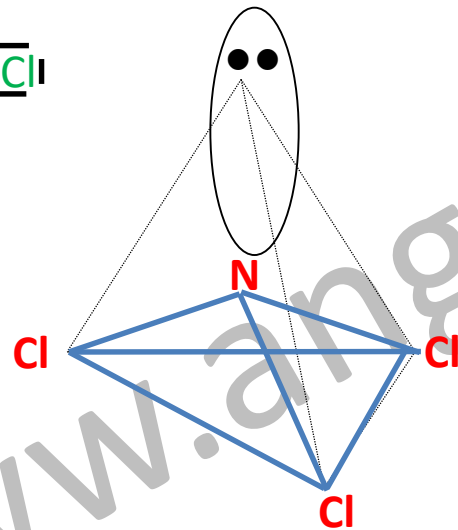
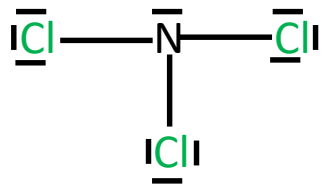


# Cuestión 2

b) Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.

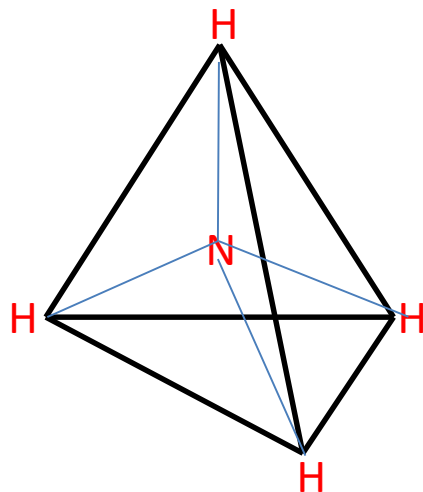
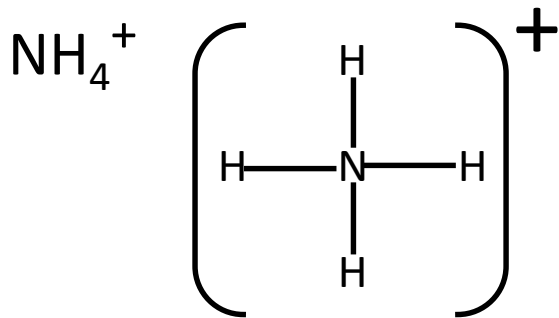
Para estudiar la geometría, utilizaremos la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, que dice lo siguiente:

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.

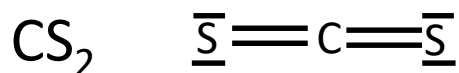


Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo tres de las nubes electrónicas del N forman enlaces, por ello la geometría molecular es de **pirámide trigonal**. Los pares no enlazantes no se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

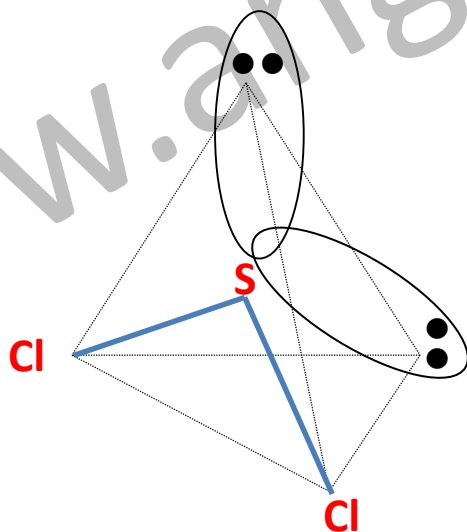
## Cuestión 2



En el caso del  $\text{NH}_4^+$ , 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 nitrógeno sería tetraédrica. Por ello la geometría de  $\text{NH}_4^+$  es **tetraédrica**.



Debido que hay 2 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición lineal (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **lineal**.



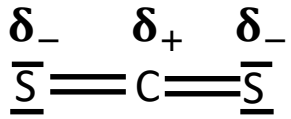
Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo dos de las nubes electrónicas del S forman enlaces, por ello la geometría molecular es **angular**. Los pares no enlazantes no se utilizan en la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

# Cuestión 2

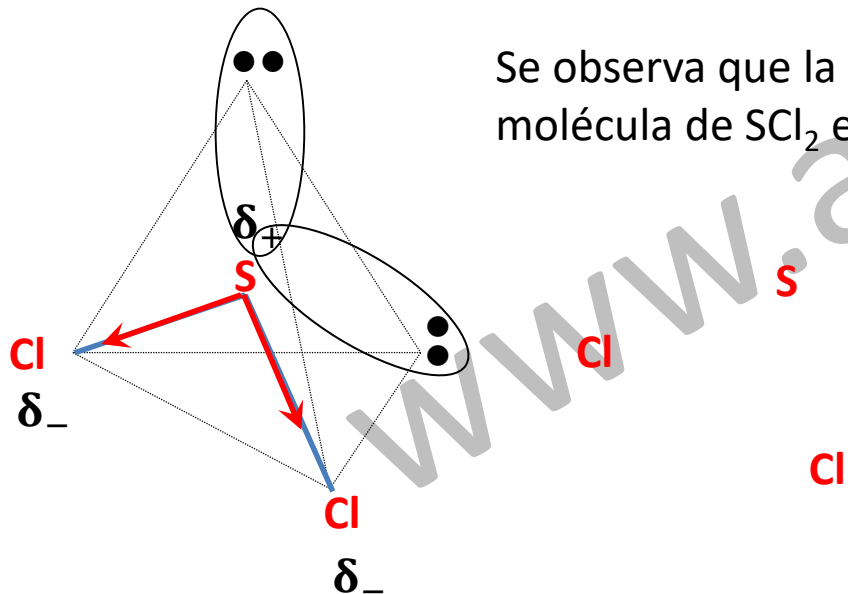
c) Discuta, justificadamente, la polaridad de las dos moléculas  $\text{CS}_2$  y  $\text{SCl}_2$ .

Una molécula es apolar si la suma vectorial de sus momentos dipolares es NULA. En caso contrario será polar.

Se representan los vectores momentos dipolar en cada molécula.



Se observa que la suma vectorial de los momentos dipolares es nula. Por lo tanto la molécula de  $\text{CS}_2$  es **apolar**.



Se observa que la suma vectorial de los momentos dipolares no es nula. Por lo tanto la molécula de  $\text{SCl}_2$  es **polar**.