

El ejercicio del día

Selectividad C. Valenciana
Química

Opción A, Cuestión 1

Julio 2019



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**.



El Enunciado

Considere las especies químicas: H_2CO , CN_2^{2-} , H_2S , PCl_3 y responda a las cuestiones siguientes:

- Represente la estructura de Lewis de cada una de las especies químicas anteriores.
- Deduzca, razonadamente, la geometría de cada una de estas especies químicas.
- Explique, justificadamente, si las moléculas H_2CO y PCl_3 son polares o apolares.

Datos.- Números atómicos: H (1); C (6); N (7); O (8); P (15); S (16); Cl (17).

Configuración electrónica

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

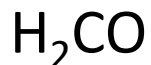
En primer lugar escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.

H (Z=1): $1s^1$	→	1 electrón de valencia
C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$	→	4 electrones de valencia
N (Z=7): $1s^2 2s^2 2p^3$	→	5 electrones de valencia
O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$	→	6 electrones de valencia
P (Z=15): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	→	5 electrones de valencia
S (Z=16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	→	6 electrones de valencia
Cl (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	→	7 electrones de valencia

La estructura de Lewis es una representación que muestra los pares de electrones en guiones o puntos de 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).

Estructura de Lewis



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

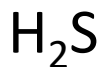
Como el carbono necesita 4 electrones para llenar la capa de valencia, compartirá dos con el oxígeno y los otros dos con los hidrógenos.

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

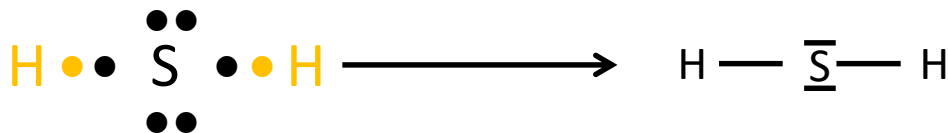
El hidrógeno sólo puede compartir un electrón y llena su capa.



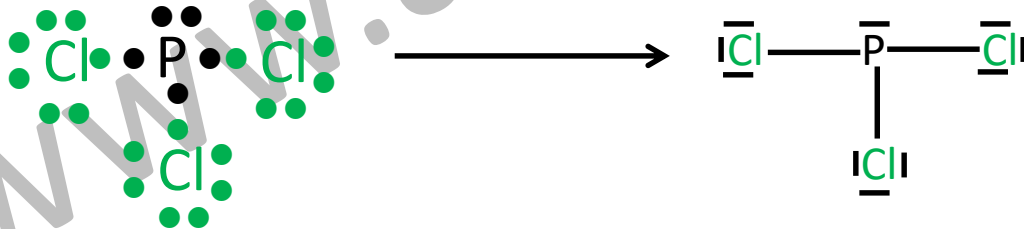
Estructura de Lewis



En este caso, el azufre es el átomo central. Y como necesita compartir dos electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno.



En este caso, el fósforo 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.

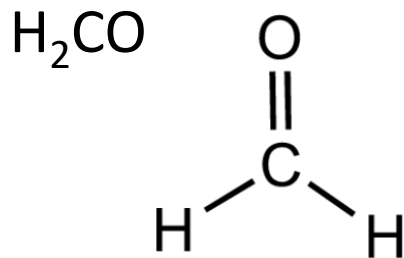


Geometría y Polaridad.

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.

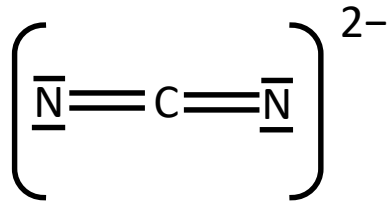
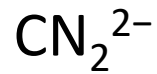
En cuanto a la polaridad, una molécula es apolar si la suma vectorial de sus momentos dipolares es 0.



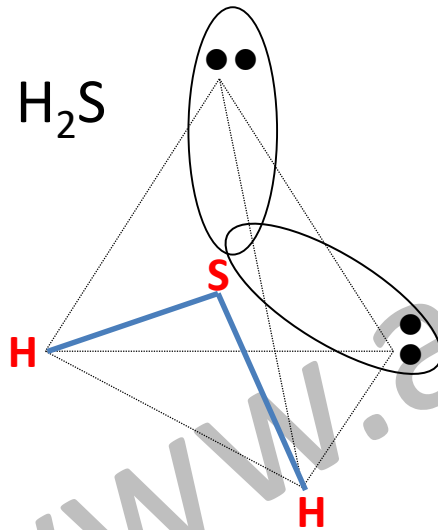
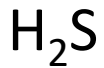
Debido que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **triangular plana**. Ángulos de 120° .

En este caso, debido a la diferencia de electronegatividad del oxígeno y el carbono, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos no se anulan. El hidrógeno y el carbono, al tener una electronegatividad tan parecida, prácticamente no generan polaridad en el enlace. Por lo que la molécula es **polar**.

Geometría

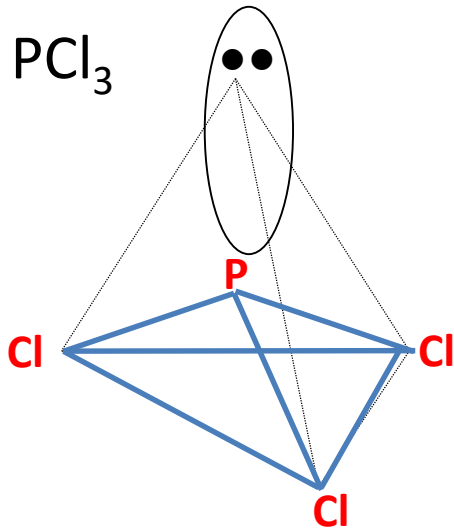


Debido que hay 2 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición lineal (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la geometría molecular es **lineal**.

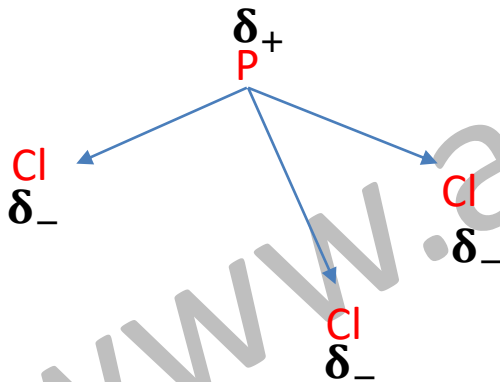


Debido que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo central, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Pero sólo dos de las nubes electrónicas del S forman enlaces, por ello la geometría molecular es **angular**. Los pares no enlazantes no se utilizan en la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

Geometría y Polaridad.



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 P forman enlaces, por ello la geometría molecular es de **pirámide trigonal**. Los pares no enlazantes no se utilizan en la geometría molecular.



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