


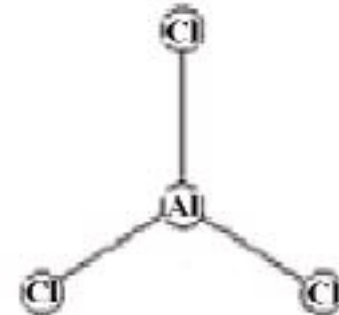

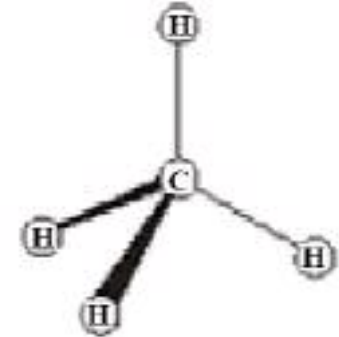

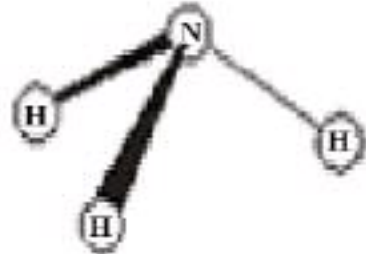






Molécula	Geometría <b>electrónica</b>		Geometría <b>molecular</b>	Ejemplo
AB <sub>2</sub>	<b>Lineal.</b> Angulo entre los grupos electrónicos que rodean al at. central: 180°		<b>Lineal</b>  ángulos Cl-Be-Cl de 180°	BeCl <sub>2</sub> HgCl <sub>2</sub> CO <sub>2</sub>
AB <sub>3</sub>	<b>Plana Triangular.</b> Angulo entre los grupos electrónicos que rodean al at. central: 120°		<b>Plana Triangular</b>  ángulos Cl-Al-Cl de 120°	AlCl <sub>3</sub> (CO <sub>3</sub> ) <sup>2-</sup> (NO <sub>3</sub> ) <sup>1-</sup>
AB <sub>4</sub>	<b>Tetraédrica.</b> Angulo entre los grupos electrónicos que rodean al at. central: 109.5°		<b>Tetraédrica</b>  ángulos H-C-H de 109.5°	CH <sub>4</sub> CCl <sub>4</sub> (NH <sub>4</sub> ) <sup>+</sup>
AB <sub>3</sub> U	<b>Tetraédrica.</b> Angulo entre los grupos electrónicos que rodean al at. central: 109.5°		<b>Piramidal</b>  ángulos H-N-H de 107°	NH <sub>3</sub> NF <sub>3</sub> PH <sub>3</sub>
AB <sub>2</sub> U <sub>2</sub>	<b>Tetraédrica.</b> Angulo entre los grupos electrónicos que rodean al at. central: 109.5°		<b>Angular</b>  ángulos H-O-H de 104°	H <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> S
AB <sub>2</sub> U	<b>Plana Triangular.</b> Angulo entre los grupos electrónicos que rodean al at. central: 120°		<b>Angular</b>  ángulos S-O-S de 119°	SO <sub>2</sub> SeO <sub>2</sub>

A: es el átomo central.

B: es un átomo periférico (enlazado al átomo central).

U: pares de electrones no enlazados.

A partir de la estructura de Lewis, a la cual la hago según la siguiente relación:

$C = N - D$

N: electrones necesarios para completar los octetos de los átomos que se enlazan. (Tener en cuenta las excepciones: H siempre completa con 2, Be con 4, Al y B con 6 electrones).

D: electrones disponibles en la capa de valencia (lo da el número del grupo al cual pertenece el elemento).

C: Es la cantidad de electrones que deben ser compartidos para que todos los átomos completen su octeto. (Me da la cantidad de enlaces que deben formarse, si tenemos en cuenta que por cada enlace simple hay 2 electrones).

Siempre corroborar en la estructura de Lewis que se hayan usado todos los electrones disponibles, ya que estos no cambian. Si no se usaron todos, entonces se expande el octeto (caso del I en el  $IF_5$ ).

Una vez que tengo la estructura de Lewis, veo cuantos grupos electrónicos rodean al átomo central, de acuerdo a la tabla de arriba determino la geometría electrónica, que podrá ser lineal, plana triangular o tetraédrica, según el átomo central este rodeado por 2, 3 o 4 grupos electrónicos, respectivamente.

Tengan en cuenta que se considera como 1 grupo electrónico a:

\*1 par de electrones no compartidos.

\*1 par de electrones formando un enlace simple.

\*2 pares de electrones formando un enlace doble.

\*3 pares de electrones formando un enlace triple.

Una vez determinada la geometría electrónica, me fijo nuevamente en la estructura de Lewis y determino cuantos de los grupos electrónicos corresponden a enlaces con otros átomos y cuantos a pares de electrones no compartidos.

Si la geometría electrónica era tetraédrica, tendré geometría molecular tetraédrica **si no tengo pares de electrones no compartidos**, piramidal si tengo 1 par libre o angular si tengo 2 pares libres.

Recuerden que para determinar la geometría electrónica solo se deben tener en cuenta los grupos enlazados. De esta manera veo que la geometría molecular del amoníaco es piramidal, donde el N se encuentra en la cúspide de la pirámide y los H en cada uno de los triángulos de la base triangular. En el caso del agua es angular por que los dos enlaces H-O solo pueden disponerse formando un ángulo.

En la geometría molecular, la variación en el ángulo de enlace con respecto a la geometría electrónica de la cual viene ( $109.5^\circ$  en el caso de la tetraédrica), se produce porque la repulsión entre los pares de electrones no compartidos es mayor, que entre un par de electrones no compartido y un par que está formando un enlace y mayor aún que la repulsión que ejercen entre si un par enlazado con otro par enlazado. Esto se debe a que un par de electrones no compartido solo pertenece a un átomo y puede extenderse y ocupar mucho espacio, la densidad de carga negativa es mayor ya que experimenta la fuerza de atracción de un solo núcleo, mientras que los pares enlazados están siendo compartidos por dos átomos y su densidad de carga es menor y ocupan menos espacio. Por eso el amoníaco que tiene 1 par no compartido tiene una distorsión del ángulo menor ( $107^\circ$ ) que en el caso del agua donde hay 2 pares no compartidos ( $104^\circ$ ).

Orden de repulsión:  $pnc/pnc >> pnc/pe > pe/pe$

pnc: par de electrones no compartidos.

pe: par de electrones enlazados (están formando un enlace).

Finalmente veo la polaridad de los enlaces según la diferencia de electronegatividad de los átomos que se enlazan y determino hacia donde queda dirigido el momento dipolar resultante, si lo hubiera.

Una molécula será polar siempre que tenga algún par de electrones no compartidos en su estructura o un momento dipolar resultante.

Siempre que la molécula sea Asimétrica tendrá un momento dipolar resultante y la molécula será **polar**.

Si la molécula es Simétrica y sus momentos dipolares se cancelan, la molécula será **No Polar**.