



Introducción

En el taller de «Enlace químico» vimos que la distribución de electrones entre dos átomos con diferentes electronegatividades da como resultado un enlace polar, y que para moléculas diatómicas heteronucleares, esta polaridad de enlace da como resultado una molécula polar. Esto implica que toda la molécula actúa como un dipolo y que, por tanto, tiene un momento dipolar medible (mayor que cero).

Problemas

1. Determina si el dióxido de carbono, CO_2 , y el dióxido de azufre, SO_2 , son moléculas polares o no polares.

➤ Solución

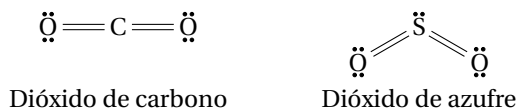
Cuando una molécula consta de más de dos átomos unidos por enlaces polares, debemos tener en cuenta la disposición de los dipolos de enlace resultantes para decidir si una molécula o ion poliatómico es polar o no.

Para tal caso, primero determinaremos la geometría molecular. Luego analizaremos si los dipolos de enlace están dispuestos de forma que se cancelen (de modo que la molécula o ion resultante sea apolar) o no se cancelen (de manera que la molécula o ion resultante sea polar).

Estudiemos la estructura del dióxido de carbono, CO_2 , y del dióxido de azufre, SO_2 , para determinar si son polares o no.

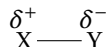
Paso 1. Determinación de la geometría molecular.

El CO_2 , con 2 dominios de electrones de enlace alrededor de su átomo central, tiene una geometría molecular lineal; el SO_2 , con 2 dominios de electrones de enlace y 1 de no enlace alrededor de su átomo central, tiene una geometría molecular angular.

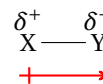


Paso 2. Determinación de la polaridad molecular.

En el taller de «Enlace químico» aprendimos a representar la polaridad de enlace como:



Es claro que en el enlace $\text{X} \text{---} \text{Y}$ hay una distancia que separa a dos cargas eléctricas de igual magnitud, pero de signos opuestos, por lo que se establece un dipolo al que consideramos como un vector electrónico, con una magnitud y una dirección:



En esta notación, la flecha representa el desplazamiento de la densidad electrónica hacia el átomo más electronegativo (aquel con la carga parcial negativa).

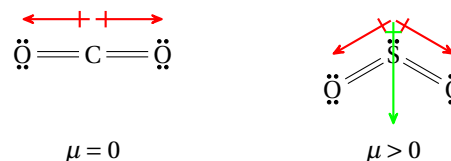
La medida cuantitativa de la magnitud de un dipolo se conoce como momento dipolar, representado como μ . La suma vectorial¹ de los dipolos individuales de una molécula o ion poliatómico nos brinda una buena aproximación de su momento dipolar.

Analicemos los dipolos del CO_2 y del SO_2 para determinar si su momento dipolar es igual a cero o mayor que cero, es decir, si son apolares o polares, respectivamente.



En el CO_2 , los dipolos de enlace son iguales en magnitud; debido a la geometría molecular (lineal) de la molécula, los dipolos son opuestos en dirección², por lo que se cancelan para dar una molécula no polar ($\mu = 0$).

Los dipolos de enlace del SO_2 tienen la misma magnitud; debido a la geometría molecular (angular), los dipolos son concurrentes, por tanto, no se cancelan, sino se suman para dar un momento dipolar mayor que cero ($\mu > 0$).



La flecha verde representa la dirección del dipolo neto. La punta indica el área de carga parcial negativa y la cola representa la región de carga parcial positiva.

De acuerdo con lo anterior, el CO_2 es una molécula no polar, mientras que el SO_2 es polar.

¹El método gráfico es suficiente para determinar el dipolo neto (vector resultante) de una molécula o ion poliatómico. Si no lo recuerdas, consulta el contenido de www.edutics.mx/GgX y practica con la actividad interactiva.

²Un vector se clasifica de acuerdo con su sentido respecto a otro vector. Pueden ser opuestos, concurrentes, etcétera. Recuerda cómo clasificar los vectores con el texto de www.edutics.mx/GgB.

2. Obtén el momento dipolar (vector resultante) de los haloalcanos CCl_4 , CH_3Cl y CH_2Cl_2 .

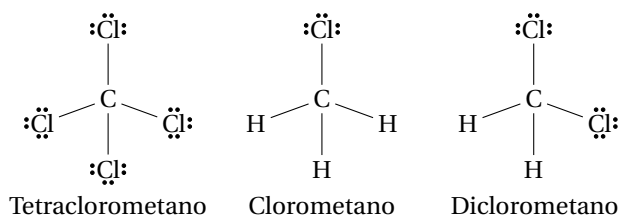
➤ Solución

Cuando el átomo central de una molécula o ion poliatómico está rodeado de forma simétrica por átomos idénticos, no existe un momento dipolar. Por el contrario, si al menos uno de los átomos que rodean de forma simétrica al átomo central es distinto del resto, existe un momento dipolar, aunque en ambos casos la geometría molecular sea la misma.

Estudiemos los haloalcanos CCl_4 , CH_3Cl y CH_2Cl_2 para discernir entre estos casos y más adelante establecer un método cualitativo para determinar la polaridad molecular.

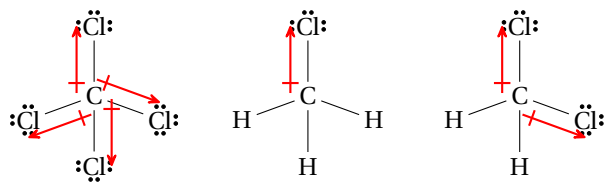
Paso 1. Determinación de la geometría molecular.

Los tres haloalcanos, con 4 dominios de electrones de enlace alrededor de su átomo central, tiene una geometría molecular tetraédrica.



Paso 2. Determinación de la polaridad molecular.

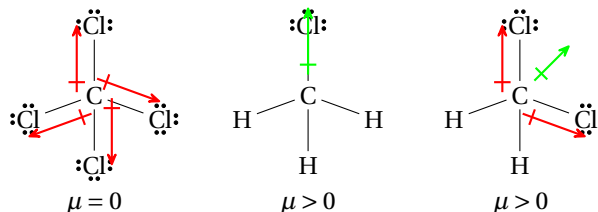
Los electrones en los enlaces covalentes polares no se comparten por igual, lo que produce un dipolo entre los átomos unidos a través de este tipo de enlaces. Por el contrario, los enlaces covalentes no polares no forman dipolos, por lo que este tipo de enlaces no se consideran al momento de obtener el momento dipolar de una molécula o ion poliatómico. Es el caso del clorometano y del diclorometano, que cuentan con enlaces covalentes no polares $\text{C} - \text{H}$ ³.



Los dipolos de enlace del tetraclorometano tienen la misma magnitud y son opuestos, por lo que se cancelan para dar un momento dipolar $\mu = 0$.

En las moléculas o iones poliatómicos con un enlace polar, el momento dipolar lo determina el dipolo de ese enlace. Es el caso del clorometano, que cuenta con un enlace polar ($\text{C} - \text{Cl}$). Por ello, el momento dipolar ($\mu > 0$) de esta molécula corresponde con el dipolo de enlace entre el C y el Cl.

Ahora, si una molécula o ion poliatómico tiene múltiples enlaces polares, el momento dipolar lo determina la suma vectorial de los dipolos de esos enlaces. Es el caso del diclorometano, que tiene dos enlaces polares $\text{C} - \text{Cl}$. Los dipolos que corresponden con estos enlaces tienen la misma magnitud y son concurrentes, por tanto, se suman para dar obtener un momento dipolar $\mu > 0$.



3. Determina si el agua, H_2O , y el amoníaco, NO_3 , son moléculas polares o no polares.

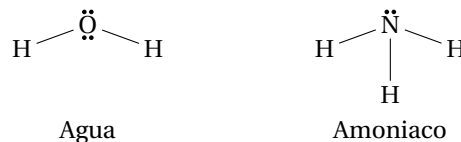
➤ Solución

En el problema anterior tratamos con dipolos de enlace, es decir, con dipolos que se forman a través de dos átomos unidos; sin embargo, la presencia de un par de electrones libres tiene un efecto significativo sobre el momento dipolar. Un par de electrones libres está equilibrado por dos cargas positivas en el núcleo, aunque separado de éste por cierta distancia. Por tanto, hay un dipolo asociado con cada par de electrones libres alrededor del átomo central.

Analicemos la estructura del agua, H_2O , y del amoníaco, NO_3 , para estudiar el efecto de los pares de electrones libres en el momento dipolar de una molécula o ion poliatómico.

Paso 1. Determinación de la geometría molecular.

El H_2O , con 2 dominios de electrones de enlace y 2 de no enlace alrededor de su átomo central, tiene una geometría molecular angular; el NH_3 , con 3 dominios de electrones de enlace y 1 de no enlace alrededor de su átomo central, tiene una geometría molecular piramidal trigonal.



Paso 2. Determinación de la polaridad molecular.

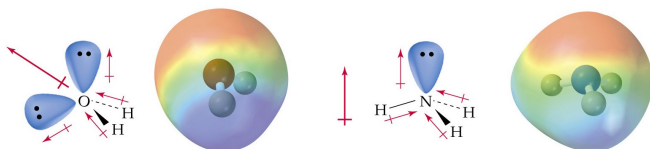
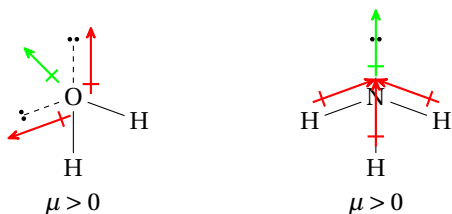
Examinemos los dipolos del H_2O y del NH_3 , considerando a los pares de electrones libres. Para ello, ajustemos las estructuras de Lewis, en particular la estructura del agua, de manera que nos permitan trazar dipolos entre el átomo central y cada par de electrones libres a su alrededor.

³Aunque el carbono y el hidrógeno no tienen exactamente la misma electronegatividad, son bastante similares, por lo que los enlaces $\text{C} - \text{H}$ se consideran no polares. En www.edutics.mx/GgE encontrarás una buena discusión sobre el tema.



El O del agua atrae los electrones de enlace compartidos con cada H, ya que es más electronegativo. Los pares de electrones libres, por otro lado, apuntan el dipolo hacia ellos. De nuevo, los dipolos tienen la misma magnitud; sin embargo, como la molécula es angular, los dipolos son concurrentes, por lo cual no se eliminan uno al otro.

Algo similar ocurre con el amoníaco. Su átomo central tiene un par de electrones libres, cuyo dipolo se ve reforzado por la suma vectorial de los dipolos de enlace entre el N y cada H, tomando en cuenta que tienen la misma magnitud y que por su geometría molecular (trigonal plana) son concurrentes, por lo que no se cancelan uno al otro.



Tanto el H_2O como el NH_3 son moléculas polares. En ambos casos, los pares de electrones libres alrededor del átomo central contribuyen de manera significativa en la magnitud del momento dipolar, aunque su dirección no se altera. Es decir, la dirección del momento dipolar molecular sería la misma con o sin la contribución del par de electrones libres.

4. Responde. ¿Qué estereoisómero (*cis* o *trans*) del dicloroetileno ($\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$) tiene un momento dipolar $\mu = 0$?

➤ Solución

Para moléculas o iones poliatómicos de gran tamaño y con muchos enlaces σ es más difícil determinar su momento dipolar, debido a la rotación libre alrededor de estos enlaces; sin embargo, la presencia de enlaces π que restringen el cambio constante de la dirección del momento dipolar nos permite obtenerlo.

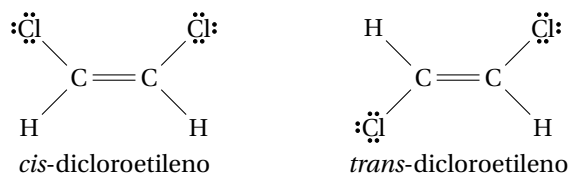
Tratemos el caso de los estereoisómeros del dicloroetileno: *cis*-dicloroetileno y *trans*-dicloroetileno.

Paso 1. Construcción de las estructuras de Lewis tomando en cuenta la geometría alrededor de cada átomo central.

Los estereoisómeros coinciden en su fórmula molecular, en su secuencia de átomos enlazados, con los mismos enlaces

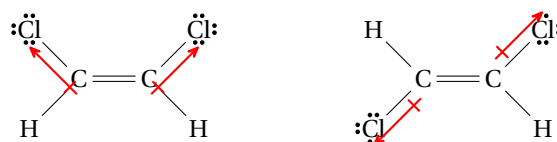
entre sus átomos, pero difieren en la orientación tridimensional de sus átomos en el espacio.

El término *cis* corresponde con sustancias que tienen grupos sustituyentes en el mismo lado del doble enlace, mientras que el término *trans* se refiere a compuestos con grupos sustituyentes en lados opuestos del doble enlace.



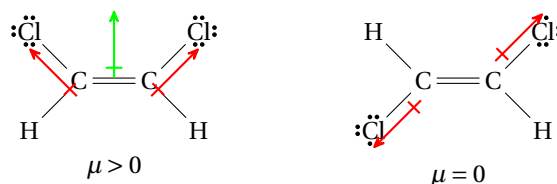
Paso 2. Determinación de la polaridad molecular.

Los enlaces covalentes C—H tampoco se consideran al determinar el momento dipolar de una molécula o ion poliatómico con más de un átomo central.



De acuerdo con lo anterior, el *cis*-dicloroetileno tiene dos dipolos de enlace que son concurrentes y que tienen la misma magnitud y dirección, por lo que se suman para obtener un momento dipolar $\mu > 0$.

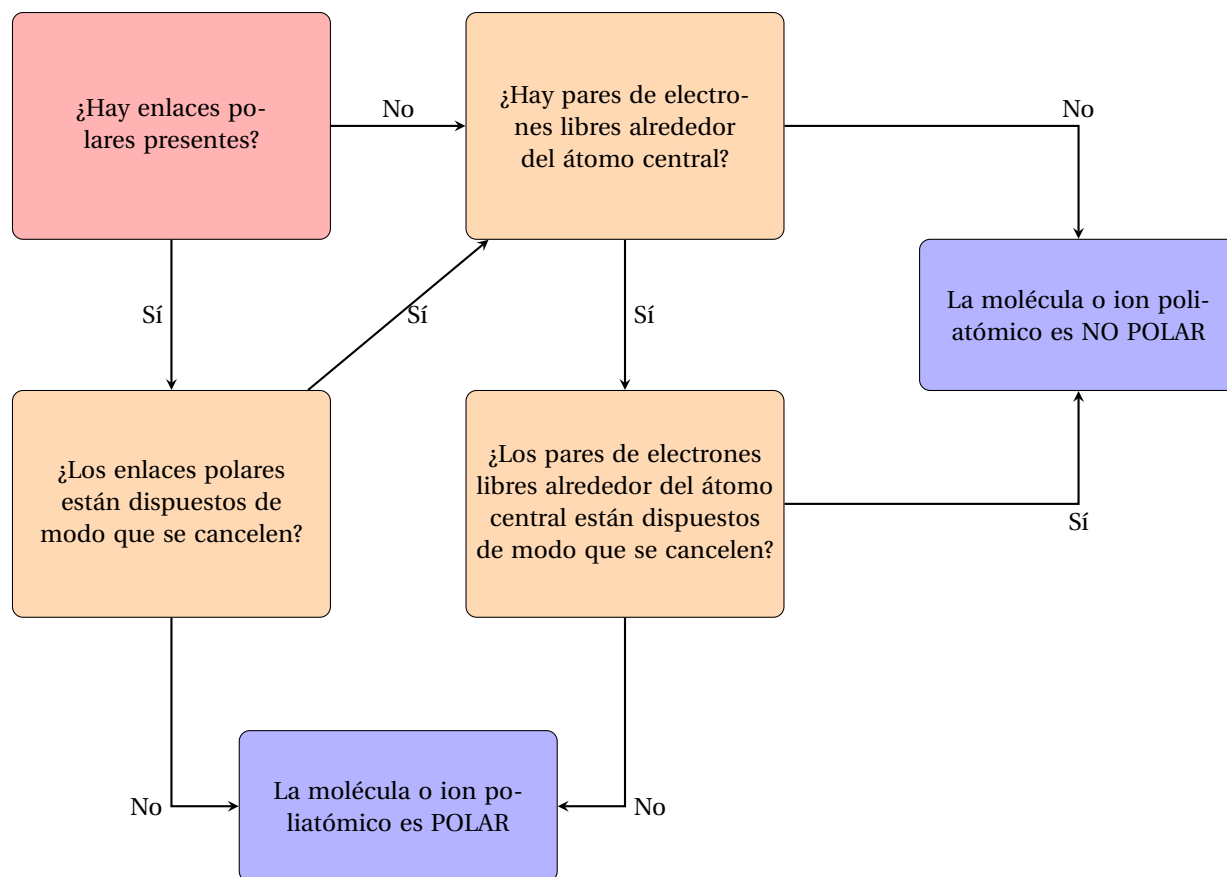
Por otro lado, el *trans*-dicloroetileno cuenta con dos dipolos de enlace opuestos, aunque tienen la misma magnitud, lo que ocasiona que se cancelen y que la molécula no cuente con momento dipolar ($\mu = 0$).



Un método cualitativo para determinar la polaridad molecular

Las moléculas y iones poliatómicos en las que el átomo central está rodeado de forma simétrica por átomos idénticos son no polares. Para moléculas del tipo AB_n , en las que todos los átomos B son iguales, ciertas formas simétricas—lineal (AB_2), trigonal plana (AB_3), tetraédrica y cuadrada plana (AB_4), bipiramidal trigonal (AB_5) y octaédrica (AB_6)—dan lugar a moléculas no polares, aun cuando los enlaces individuales pudieran ser polares.

La lógica utilizada para predecir si una molécula o ion poliatómico es polar o no polar, mediante un método cualitativo, se describe en el diagrama siguiente:



Recursos adicionales

1. BioROM. (s.f.). Momento dipolar [Web]. Disponible en www.edutics.mx/Ggz.
2. Cedrón, J., Landa, V. & Robles, J. (s.f.). Polaridad de moléculas [Web]. Disponible en www.edutics.mx/cN8.
3. Guatequímica. (s.f.). Polaridad de las moléculas [Web]. Disponible en www.edutics.mx/GgD.
4. Melissa Maribel. (s.f.). Electron geometry, molecular geometry and polarity [Video]. Disponible en www.edutics.mx/GgK.
5. Organic Chemistry Tutor, The. (septiembre, 2015). Polar and nonpolar molecules: how to tell if a molecule is polar or nonpolar [Video]. Disponible en www.edutics.mx/Ggr.