

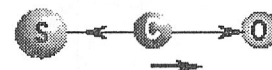
## Moléculas con un átomo central unido a átomos o grupos no iguales

En general, las moléculas en las cuales los átomos o grupos de átomos que rodean al átomo central no son todos iguales, son polares. Esto se debe a que los momentos dipolares de sus enlaces no tienen igual módulo y por lo tanto su suma vectorial no se anula.

A manera de ejemplo, se muestra cómo se obtiene el momento dipolar resultante en la molécula de sulfuro de carbonilo (SCO), que es lineal. Como la diferencia de electronegatividad entre el C y el O es mayor que entre el C y el S, el módulo del momento dipolar del enlace C–O, es mayor que el del C–S. Por lo tanto, aunque los vectores tienen sentido contrario, cuando se suman no se compensan, el momento dipolar total está dirigido desde el átomo de carbono hacia el de oxígeno y la molécula es polar.

Entre otros ejemplos de moléculas polares de este tipo podemos citar el metanal ( $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$ ), cuya moléculas son triangulares y el cloruro de metilo ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ), cuyas moléculas tienen forma de tetraedro irregular.

Un resumen de lo expuesto en esta sección se presenta en las Tablas 6.2 y 6.3.



Suma vectorial de los momentos dipolares en la molécula de SCO

Moléculas	Condiciones	Forma	Ejemplos	Polaridad
Diatómicas	formadas por átomos del mismo elemento	lineal	$\text{N}_2$ $\text{H}_2$	no polar
	formadas por átomos de distintos elementos	lineal	$\text{HCl}$ $\text{NO}$ $\text{CO}$	polar
Poliatómicas	átomo central unido a átomos o grupos de átomos iguales	lineal	$\text{CO}_2$	no polar
		triangular	$\text{BF}_3$	
		tetraédrica	$\text{CH}_4$	
		angular	$\text{SO}_2$ $\text{H}_2\text{O}$	polar
		piramidal	$\text{NH}_3$ $\text{PCl}_3$	
	átomo central unido a átomos o grupos de átomos no iguales	todas	$\text{SCO}$ $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$ $\text{CH}_3\text{Cl}$	polar

Tabla 6.2: Polaridad de las moléculas de acuerdo con su forma geométrica

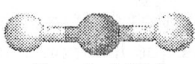

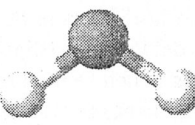
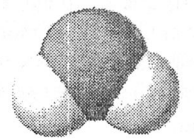
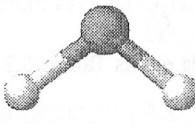
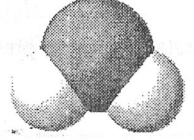
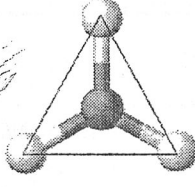
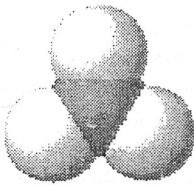
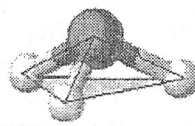

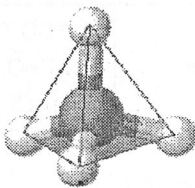
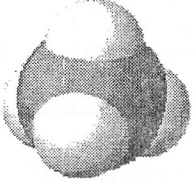
Fórmula	Pares electrónicos	Estructura de Lewis	Forma y ángulo de enlace	Modelo molecular	Ejemplos	Polaridad
AX <sub>2</sub>	2 pares compartidos	X : A : X	 lineal, 180°		BeH <sub>2</sub> , BeF <sub>2</sub> CdI <sub>2</sub> , ZnBr <sub>2</sub> CO <sub>2</sub>	no polar μ = 0 D
	2 pares compartidos y 1 par libre	$\begin{array}{c} \times \times \\ \times : A : X \\ \times \times \end{array}$	 angular, < 120°		PbCl <sub>2</sub> , SnCl <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub>	polar μ ≠ 0 D
					NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	iones
	2 pares compartidos y 2 pares libres	$\begin{array}{c} \times \times \\ \times : A : X \\ \times \times \end{array}$	 angular, < 109,5°		H <sub>2</sub> O, I <sub>2</sub> O H <sub>2</sub> S, OF <sub>2</sub>	polar μ ≠ 0 D
					ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup> , NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>	iones
AX <sub>3</sub>	3 pares compartidos	$\begin{array}{c} \times \\ \times : A : X \\ \times \end{array}$	 triangular, 120°		BH <sub>3</sub> , BF <sub>3</sub> BI <sub>3</sub> , AlCl <sub>3</sub> SO <sub>3</sub>	no polar μ = 0 D
					NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	iones
	3 pares compartidos y 1 par libre	$\begin{array}{c} \times \times \\ \times : A : X \\ \times \times \\ \times \end{array}$	 piramidal, < 109,5°		NH <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub> PF <sub>3</sub> , NCl <sub>3</sub> PCl <sub>3</sub>	polar μ ≠ 0 D
					H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> , IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	iones
AX <sub>4</sub>	4 pares compartidos	$\begin{array}{c} \times \\ \times : A : X \\ \times \times \\ \times \end{array}$	 tetraédrica, 109,5°		CH <sub>4</sub> , SiH <sub>4</sub> CCl <sub>4</sub>	no polar μ = 0 D
					SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , BF <sub>4</sub> <sup>-</sup> NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	iones

Tabla 6.3:  
Ejemplos de formas geométricas de algunos iones y moléculas del tipo AX<sub>n</sub>, teniendo en cuenta el número de pares electrónico alrededor del átomo central.