

# Contents

Clase 2: Geometría Molecular Avanzada y Fuerzas Intermoleculares Fundamentales . . . . .	1
--	---

## Clase 2: Geometría Molecular Avanzada y Fuerzas Intermoleculares Fundamentales

### Objetivos de la Clase:

- Aplicar el modelo RPECV para predecir la geometría molecular de moléculas con cuatro o más pares de electrones alrededor del átomo central.
- Distinguir y describir las geometrías moleculares derivadas de la tetraédrica, bipirámide trigonal y octaédrica, considerando la influencia de los pares de electrones no enlazantes.
- Comprender y diferenciar las fuerzas de dispersión de London y las fuerzas dipolo-dipolo.
- Predecir el tipo de fuerzas intermoleculares predominantes en diferentes sustancias.

### Contenido Teórico Detallado:

#### 1. Geometrías Moleculares Derivadas: Más allá de lo Básico

- **Repaso del Modelo RPECV:** El modelo RPECV minimiza la repulsión entre pares de electrones alrededor del átomo central. Recuerda que tanto los pares enlazantes como los no enlazantes influyen en la geometría electrónica, pero solo la posición de los átomos determina la geometría molecular.
- **Geometría Tetraédrica como Base:**
  - **Tetraédrica (4 pares enlazantes, 0 pares no enlazantes):** Ejemplo: Metano ( $\text{CH}_4$ ). Todos los ángulos de enlace son de  $109.5^\circ$ .
  - **Piramidal Trigonal (3 pares enlazantes, 1 par no enlazante):** Ejemplo: Amoníaco ( $\text{NH}_3$ ). El par no enlazante comprime los ángulos de enlace a aproximadamente  $107^\circ$ . La repulsión de un par no enlazante es mayor que la de un par enlazante, distorsionando la geometría.
  - **Angular o en Forma de V (2 pares enlazantes, 2 pares no enlazantes):** Ejemplo: Agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Los dos pares no enlazantes comprimen aún más los ángulos de enlace a aproximadamente  $104.5^\circ$ .
- **Geometría Bipirámide Trigonal como Base:**
  - **Bipirámide Trigonal (5 pares enlazantes, 0 pares no enlazantes):** Ejemplo: Pentacloruro de fósforo ( $\text{PCl}_5$ ). Existen posiciones axiales (arriba y abajo) y ecuatoriales (en el plano). Los ángulos de enlace son  $90^\circ$  (axial-ecuatorial) y  $120^\circ$  (ecuatorial-ecuatorial).
  - **Balancín o See-Saw (4 pares enlazantes, 1 par no enlazante):** Ejemplo: Tetrafluoruro de azufre ( $\text{SF}_4$ ). El par no enlazante ocupa preferentemente una posición ecuatorial para minimizar la repulsión.
  - **Forma de T (3 pares enlazantes, 2 pares no enlazantes):** Ejemplo: Trifluoruro de cloro ( $\text{ClF}_3$ ). Los pares no enlazantes ocupan posiciones ecuatoriales.
  - **Lineal (2 pares enlazantes, 3 pares no enlazantes):** Ejemplo: Ion triyoduro ( $\text{I}_3^-$ ). Los pares no enlazantes ocupan las tres posiciones ecuatoriales.
- **Geometría Octaédrica como Base:**
  - **Octaédrica (6 pares enlazantes, 0 pares no enlazantes):** Ejemplo: Hexafluoruro de azufre ( $\text{SF}_6$ ). Todos los ángulos de enlace son de  $90^\circ$ .
  - **Piramidal Cuadrada (5 pares enlazantes, 1 par no enlazante):** Ejemplo: Pentafluoruro de bromo ( $\text{BrF}_5$ ).
  - **Plana Cuadrada (4 pares enlazantes, 2 pares no enlazantes):** Ejemplo: Xenon tetrafluoruro ( $\text{XeF}_4$ ). Los pares no enlazantes se oponen entre sí para minimizar la repulsión.

#### 2. Fuerzas Intermoleculares Fundamentales:

- **Fuerzas de Dispersión de London (Fuerzas de Van der Waals):**
  - Presentes en todas las moléculas, polares y no polares.
  - Resultan de fluctuaciones temporales en la distribución de electrones, creando dipolos instantáneos.

- La magnitud de las fuerzas de dispersión aumenta con el tamaño y la forma de la molécula (mayor superficie de contacto).
- Ejemplo: Los hidrocarburos (metano, etano, etc.) dependen principalmente de las fuerzas de dispersión.
- **Fuerzas Dipolo-Dipolo:**
  - Ocurren entre moléculas polares, que tienen un momento dipolar permanente debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos.
  - La parte positiva de una molécula polar es atraída por la parte negativa de otra.
  - Son más fuertes que las fuerzas de dispersión para moléculas de tamaño similar.
  - Ejemplo: Cloruro de hidrógeno (HCl), donde el cloro es más electronegativo que el hidrógeno.
- **Comparación:** Las fuerzas de dispersión son universales pero generalmente más débiles que las fuerzas dipolo-dipolo, especialmente para moléculas pequeñas con momentos dipolares significativos.

### Ejemplos y Casos de Estudio:

- **Dióxido de Carbono (CO):** El CO es lineal y no polar (los dipolos de enlace se cancelan), por lo que las fuerzas intermoleculares predominantes son las fuerzas de dispersión de London.
- **Cloroformo (CHCl<sub>3</sub>):** El CHCl<sub>3</sub> es tetraédrico y polar. Tiene fuerzas de dispersión de London y fuerzas dipolo-dipolo.
- **Comparación de Puntos de Ebullición:** El metano (CH<sub>4</sub>) tiene un punto de ebullición mucho más bajo que el cloroformo (CHCl<sub>3</sub>) debido a las fuerzas intermoleculares más débiles (solo dispersión frente a dispersión y dipolo-dipolo).

### Problemas Prácticos y Ejercicios:

1. **Predicción de Geometría Molecular:** Predice la geometría molecular del tetrafluoruro de xenón (XeF<sub>4</sub>) utilizando el modelo RPECV. Incluye la geometría electrónica y la geometría molecular.
  - **Solución:** El xenón tiene 8 electrones de valencia. Se une a 4 átomos de flúor, dejando 2 pares no enlazantes. La geometría electrónica es octaédrica, pero la geometría molecular es plana cuadrada.
2. **Tipos de Fuerzas Intermoleculares:** ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares están presentes en el sulfuro de hidrógeno (H<sub>2</sub>S)? Justifica tu respuesta.
  - **Solución:** El H<sub>2</sub>S tiene fuerzas de dispersión de London y fuerzas dipolo-dipolo. Es una molécula polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el azufre y el hidrógeno y su geometría angular.
3. **Comparación de Fuerzas Intermoleculares y Propiedades:** Dados los siguientes compuestos: butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) y acetona (CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub>), ¿cuál esperas que tenga el punto de ebullición más alto? Explica tu razonamiento en términos de las fuerzas intermoleculares presentes.
  - **Solución:** Se espera que la acetona tenga el punto de ebullición más alto. El butano solo tiene fuerzas de dispersión de London. La acetona, aunque de tamaño similar, tiene fuerzas de dispersión de London y fuerzas dipolo-dipolo debido a la polaridad del grupo carbonilo (C=O).

### Materiales Complementarios Recomendados:

- Animaciones interactivas que muestran la repulsión de pares de electrones y la formación de diferentes geometrías moleculares.
- Simulaciones que permitan a los estudiantes manipular las cargas parciales en moléculas y observar el efecto en las fuerzas intermoleculares.
- Videos explicativos que detallen la aplicación del modelo RPECV a moléculas complejas.