

Geometria Molecular

- **Teoria da Repulsão dos Pares eletrônicos da camada de Valência (VSEPR – Valence Shell Electron Pair Repulsion).**

Esse modelo baseia-se na ideia de que os pares de elétrons (ligantes e não ligantes) da camada de valência do átomo central repelem-se uns aos outros e tendem a ficar o mais longe possível uns dos outros.

Os pares eletrônicos podem ser formados por:

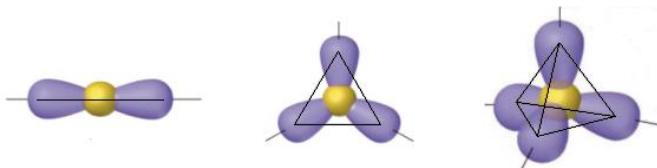
- Uma ligação covalente simples (—),
 - Uma ligação covalente dupla (=),
 - Uma ligação covalente tripla (≡),
 - Um par de elétrons livres (••).
 - Um elétron desemparelhado (•).
- } Ligantes (átomos ligados no átomo central)

Atenção: No caso de ligações múltiplas, os dois pares de elétrons da ligação dupla e os três pares de elétrons da ligação tripla irão se comportar como se fossem um único par eletrônico, pois como são compartilhados com o mesmo átomo, não poderão se repelir entre si.

Exemplo: H₂S

Dica:

- 1º: Monte a molécula
- 2º: Identifique o número de ligantes e de pares de elétrons livres no átomo central
- 3º: Determine a geometria utilizando uma das três disposições geométricas (segmento de reta, triângulo equilátero ou tetraedro)



1. Moléculas com dois átomos (diatômicas)

Geometria linear

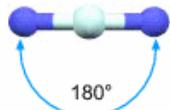
Exemplo: H₂, O₂, N₂, HCl.

2. Moléculas com três átomos (1 átomo central e 2 átomos ligantes)

a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

Geometria linear → 2 ligantes (Nenhum par de elétrons livres)

Exemplo: CO₂, HCN, BeH₂.

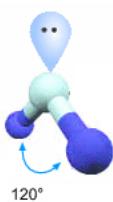


b) Com um par de elétrons livres no átomo central.

Geometria angular

→ 2 ligantes e 1 par de elétrons livres

Exemplo: O₃



c) Com dois pares de elétrons livres no átomo central.

Geometria angular → 2 ligantes e 2 pares de elétrons livres

Exemplo: H_2O (H_2S , H_2Se)

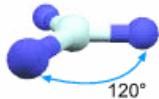


3. Moléculas com quatro átomos (1 átomo central e 3 átomos ligantes)

a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

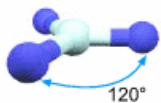
Geometria trigonal plana → 3 ligantes (Nenhum par de elétrons livres)

Exemplo: BF_3 , H_2CO . (BH_3)



Exemplo: H_2CO .
livres)

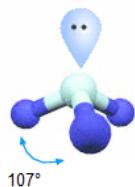
→ 3 ligantes (Nenhum par de elétrons



b) Com um par de elétrons livres no átomo central.

Geometria piramidal → 3 ligantes e 1 par de elétrons livres

Exemplo: NH₃ (PCl₃, NCl₃, PH₃)

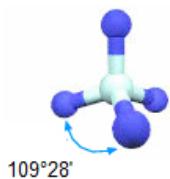


4. Moléculas com cinco átomos (1 átomo central e 4 átomos ligantes)

a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

Geometria tetraédrica → 4 ligantes (Nenhum par de elétrons livres)

Exemplo: CH₄ (CCl₄, HCCl₃, CH₂Cl₂, SiH₄)



Orientação de estudos:

Livro 1 - Capítulo 3

Revisando: 7 e 8

Propostos: 42, 44, 45, 46, 49, 51, 52, 53, 56, 57 e 59.

Complementares: 45, 48, 54 e 56.