

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.

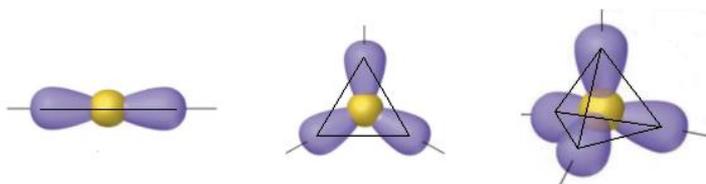
Exemplo: H₂S

Dica:

1°: Monte a molécula

2°: Identifique o número de ligantes e de pares de elétrons livres no átomo central

3°: 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.

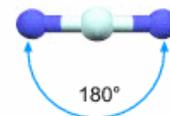
2. Moléculas com três átomos (1 átomo central e 2 átomos ligantes)

a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

Geometria linear

→ 2 ligantes (Nenhum par de elétrons livres)

Exemplo: CO₂, HCN, BeH₂.

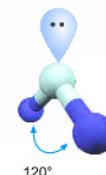


b) Com um par de elétrons livres no átomo central.

Geometria angular

→ 2 ligantes e 1 par de elétrons livres

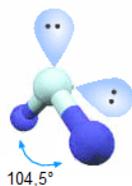
Exemplo: O₃



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

Geometria angular → 2 ligantes e 2 pares de elétrons livres

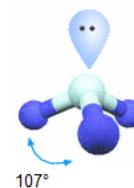
Exemplo: H₂O (H₂S, H₂Se)



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)

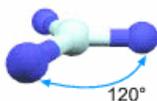


3. Moléculas com quatro átomos (1 átomo central e 3 átomos ligantes)

a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

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

Exemplo: BF₃, H₂CO. (BH₃)

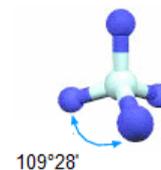


4. Moléculas com cinco átomos (1 átomo central e 4 átomos ligantes)

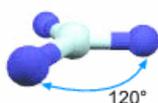
a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

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

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



Exemplo: H₂CO. → 3 ligantes (Nenhum par de elétrons livres)



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.