

## 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: H<sub>2</sub>S



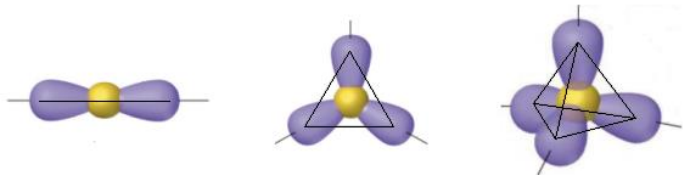
- ➔ 4 pares eletrônicos (grupos de repulsão)  
- 2 ligantes (-H)  
- 2 pares de elétrons livres

Dica:

1º: Monte a molécula

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

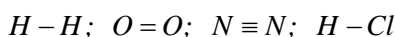
3º: Determine a geometria utilizando uma das três disposições geométricas (segmento de reta, triângulo equilátero ou tetraedro)



### 1. Moléculas com dois átomos (diatômicas)

Geometria linear

Exemplo: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, HCl.

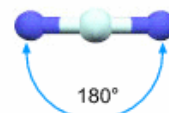
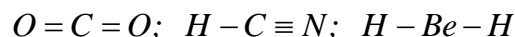


### 2. Moléculas com três átomos (1 átomo central e 2 átomos ligantes)

a) Sem par de elétrons livres no átomo central.

Geometria linear

Exemplo: CO<sub>2</sub>, HCN, BeH<sub>2</sub>.

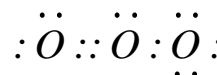


2 ligantes (nenhum par de elétrons livres)

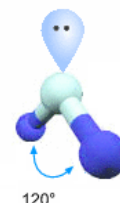
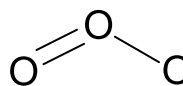
b) Com um par de elétrons livres no átomo central.

Geometria angular

Exemplo: O<sub>3</sub>



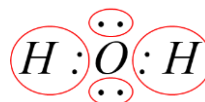
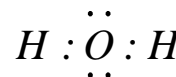
➔ 2 ligantes e 1 par de elétrons livres



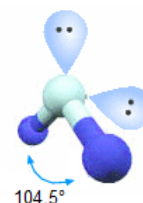
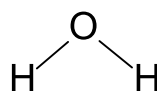
c) Com dois pares de elétrons livres no átomo central.

Geometria angular

Exemplo: H<sub>2</sub>O (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>Se)



➔ 2 ligantes e 2 pares de elétrons livres

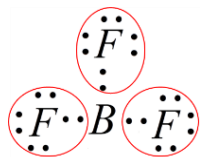
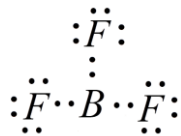


**3. Moléculas com quatro átomos (1 átomo central e 3 átomos ligantes)**

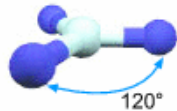
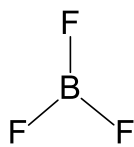
**a) Sem par de elétrons livres no átomo central.**

Geometria trigonal plana

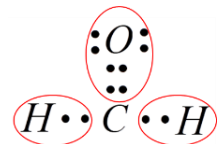
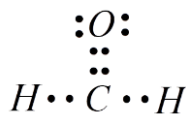
Exemplo: BF<sub>3</sub>, (BH<sub>3</sub>)



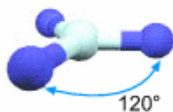
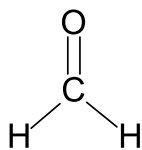
→ 3 ligantes (nenhum par de elétrons livres)



Exemplo: H<sub>2</sub>CO.



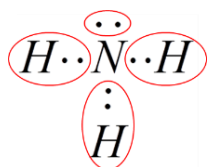
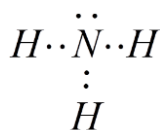
→ 3 ligantes (nenhum par de elétrons livres)



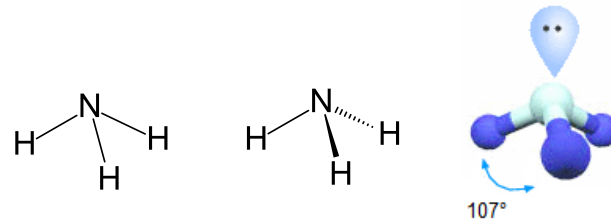
**b) Com um par de elétrons livres no átomo central.**

Geometria piramidal

Exemplo: NH<sub>3</sub> (PCl<sub>3</sub>, NCl<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>)



→ 3 ligantes e 1 par de elétrons livres

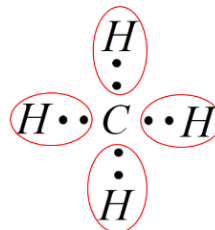
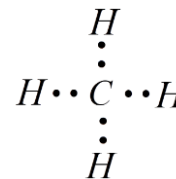


**4. Moléculas com cinco átomos (1 átomo central e 4 átomos ligantes)**

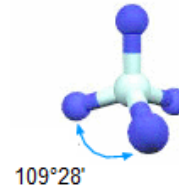
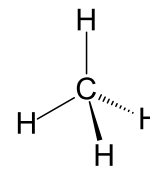
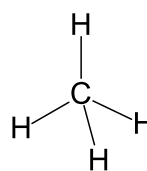
**a) Sem par de elétrons livres no átomo central.**

Geometria tetraédrica

Exemplo: CH<sub>4</sub> (CCl<sub>4</sub>, HCCl<sub>3</sub>, CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, SiH<sub>4</sub>)



→ 4 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.