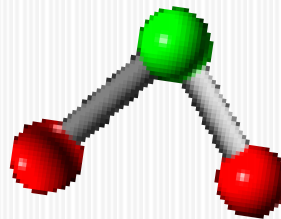
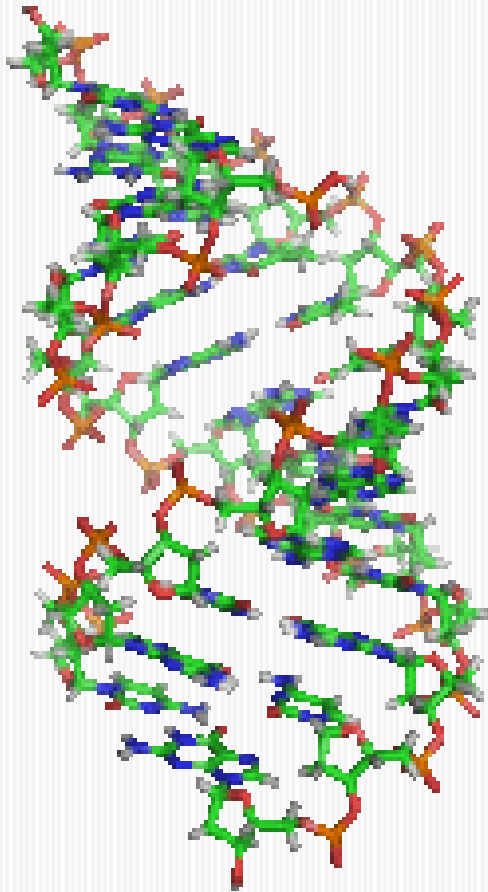


Geometria Molecular e Forças Intermoleculares



GEOMETRIA MOLECULAR

DEPENDE:

- ❖ *Disposição espacial dos núcleos dos átomos.*
- ❖ *Repulsão dos pares eletrônicos das ligações ou pares livres dos átomos.*

Obs. Toda molécula formada por dois átomos é sempre linear.

Nuvens Eletrônicas

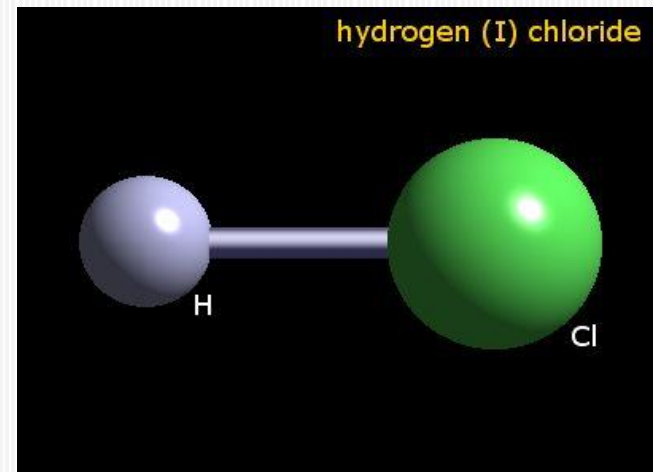
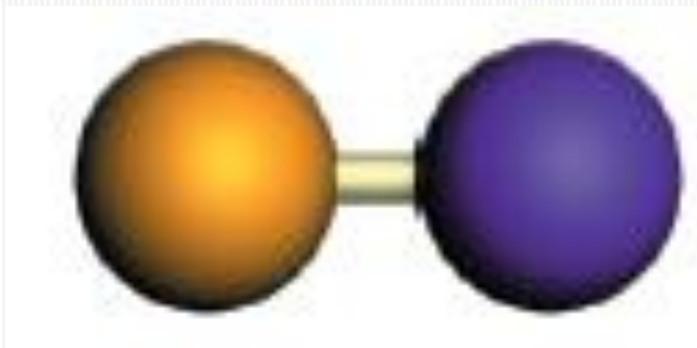
Quando se tratar de moléculas com três ou mais átomos, considera-se uma nuvem eletrônica para os casos:

- ❖ *Ligação covalente simples*
- ❖ *Ligação covalente dupla*
- ❖ *Ligação covalente tripla*
- ❖ *Par de elétrons não ligante*

GEOMETRIA

1 - Moléculas diatômicas = são sempre lineares

Ex= H_2 , Cl_2 , HCl , HBr



2- Moléculas poliatômicas

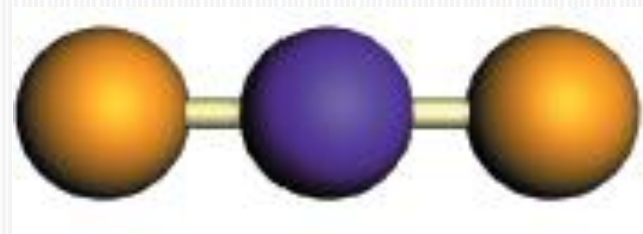
A geometria é determinada pelo número de pares de elétrons em torno do átomo central.

Dois pares ligantes – Linear (180°)

Ex= CO_2 , CS_2



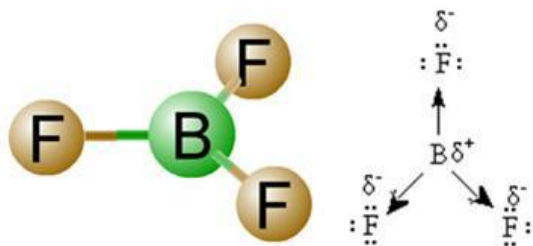
2 "pares"



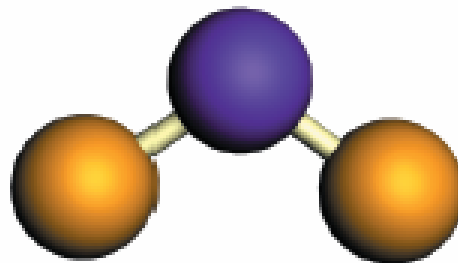
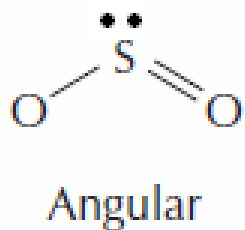
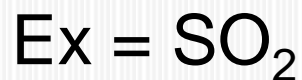
Três pares

Todos ligantes – Trigonal plana (120°)

Ex = BF_3

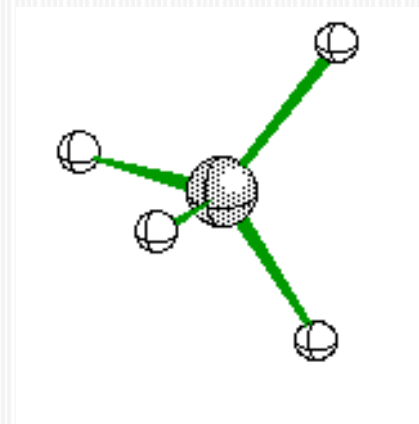
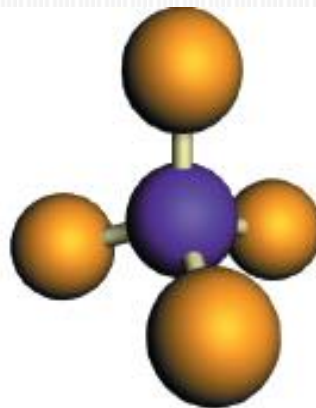
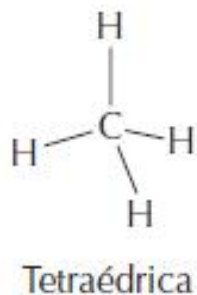
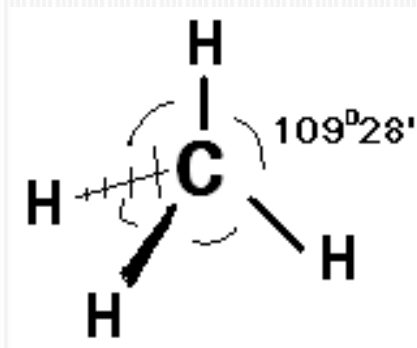


- Dois ligantes e um não ligante – Angular plana ($\sim 105^\circ$)

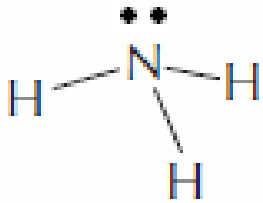


Quatro pares

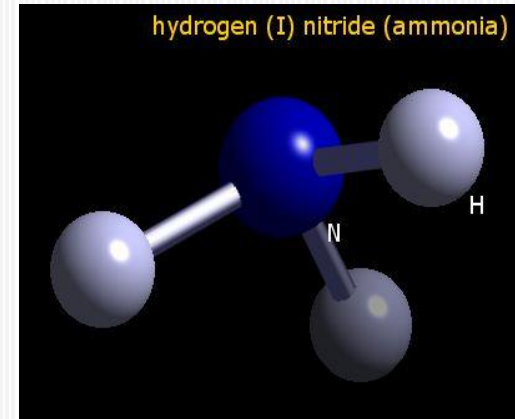
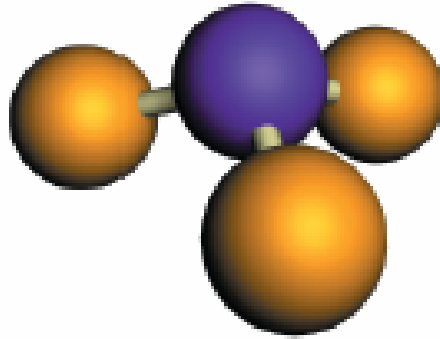
- Todos ligantes – Tetraédrica ($109^\circ 28'$)



- Três ligantes e um não ligante – **Piramidal** ($\sim 107^\circ$)
Ex = NH_3



Piramidal



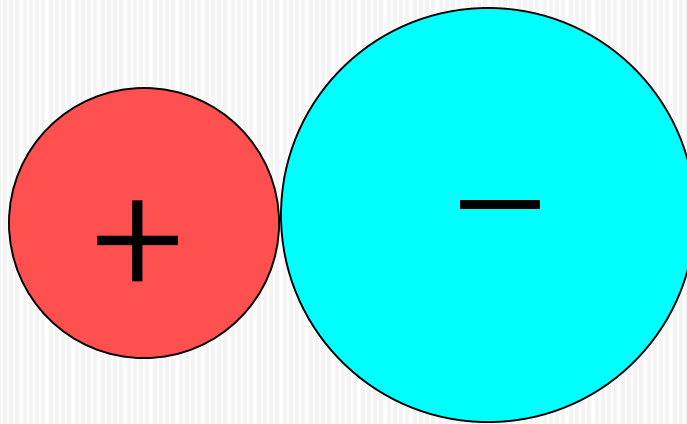
Exercícios de fixação:

Mostre as ligações (estrutura de Lewis) e Determine a forma geométrica das espécies químicas abaixo:



POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

- ❖ **Definição:** *acúmulo de cargas elétricas em regiões distintas da ligação – pólos.*
- ❖ **Ligações iônicas:** *são fortemente polarizadas, cada íon define um pólo da ligação.*



Polaridade das Ligações

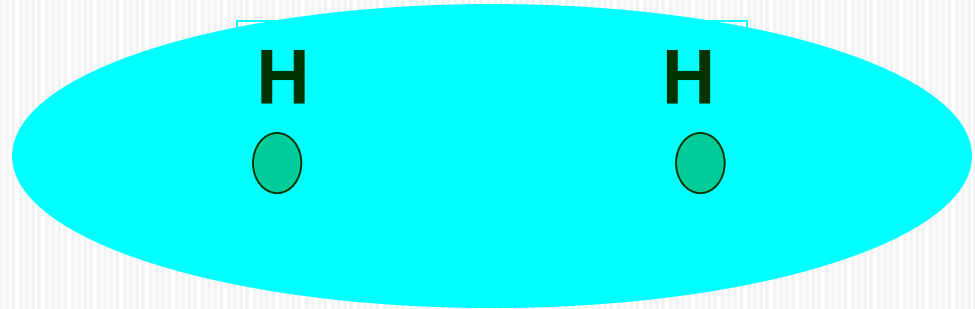
❖ **Ligações covalentes:** *é função da diferença de eletronegatividade entre os átomos da ligação.*

Classificação:

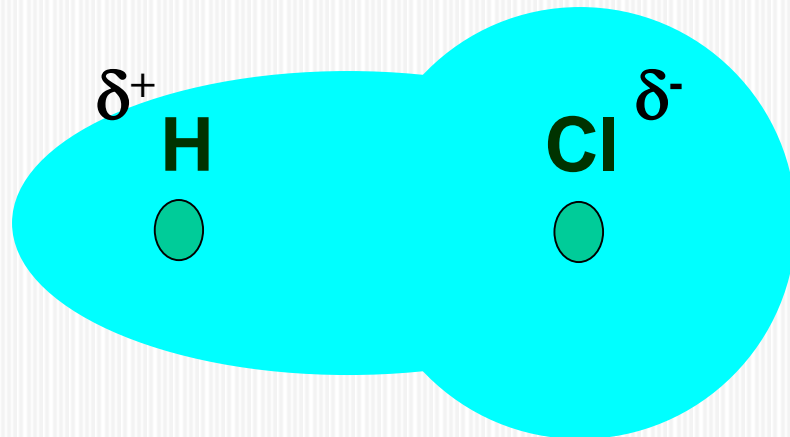
- **Apolar:** *formadas por átomos de eletronegatividades iguais, a nuvem não se deforma.*
- **Polar:** *formadas por átomos de eletronegatividade diferentes, a nuvem se deforma.*

Polaridade das Ligações

Ligação covalente apolar:

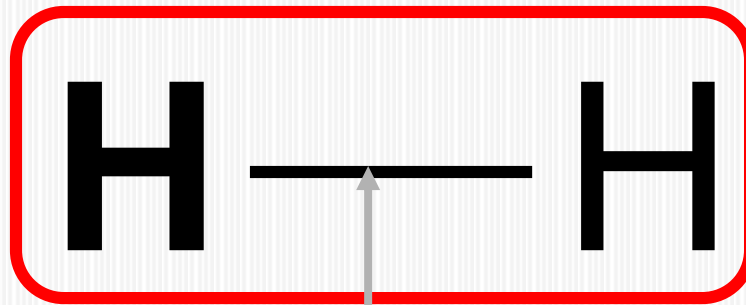


Ligação covalente polar:



1) Ligação Covalente Apolar: Ocorre entre átomos iguais. Dessa forma, os átomos possuem mesma eletronegatividade e atraem, conseqüentemente, o par eletrônico compartilhado com a mesma intensidade.

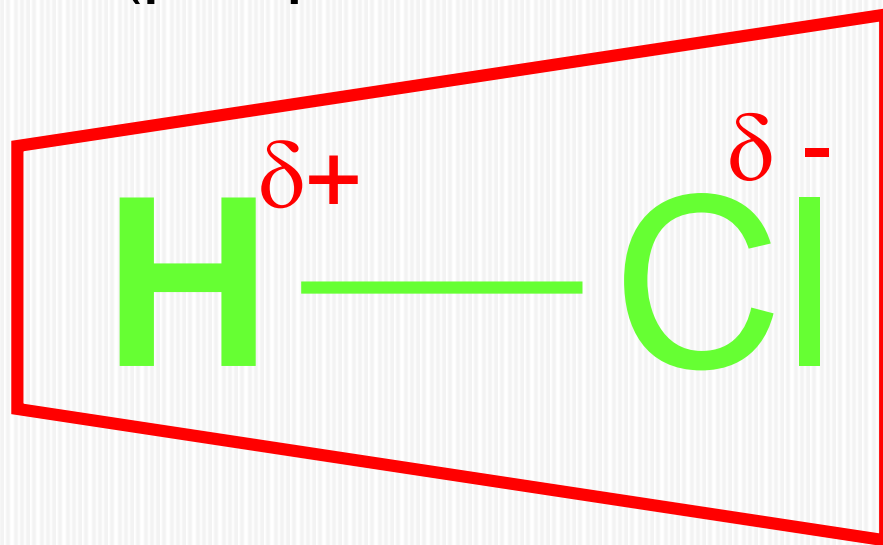
Ex.: H_2 , O_2 , N_2



O par eletrônico é equidistante
aos dois núcleos

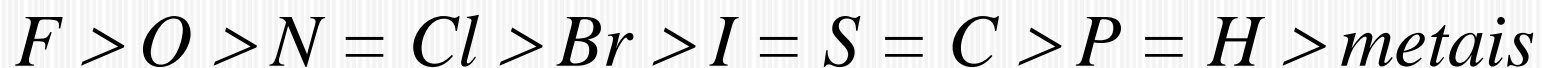
2) Ligação Covalente Polar: Ocorre entre **átomos diferentes**. Dessa forma, o átomo que possui maior eletronegatividade atrai o par eletrônico compartilhado com maior intensidade.

Ex.: HCl. O par eletrônico fica mais próximo do cloro pois este átomo atrai mais fortemente os elétrons da ligação covalente (porque é mais eletronegativo).



A ligação forma
um dipolo elétrico

Obs. *Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos maior a polarização.*



A cada ligação covalente polar corresponde um dipolo elétrico. Serão tantos dipolos, quantas forem as ligações polares.

As ligações polares e os dipolos formados serão tanto maiores, quanto maior for a diferença de eletronegatividade entre os átomos ligantes.



Representação do dipolo = vetor momento dipolar



POLARIDADE DAS MOLÉCULAS

- ❖ **Definição:** *acúmulo de cargas elétricas em regiões distintas da molécula, sua força depende da polaridade das ligações e da geometria molecular.*
- ❖ **Momento dipolar:** *é o vetor que orienta a polaridade da ligação, pólo positivo para o negativo.*



- ❖ **Momento dipolar resultante (μ_r):** *vetor que define a polaridade da molécula, soma dos vetores.*

Polaridade das Moléculas

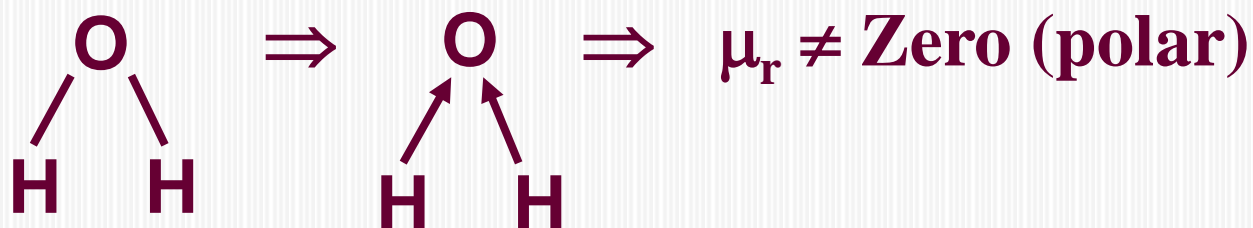
❖ **Molécula apolar:** *momento dipolar* (μ_r) = zero.

Ex: *molécula do gás carbônico* – CO_2 .



❖ **Molécula polar:** *momento dipolar* (μ_r) \neq zero.

Ex: *molécula da água* – H_2O .



Exercícios de fixação:

1. Os tipos de ligações dos compostos LiF , SCl_2 e Cl_2 são, respectivamente:
 - a) covalente apolar, covalente polar e iônica.
 - b) iônica, covalente apolar e covalente apolar.
 - c) covalente polar, iônica e covalente apolar.
 - d) covalente apolar, iônica e covalente polar.
 - e) iônica, covalente polar, covalente apolar.
2. Dadas as moléculas O_2 , PCl_3 , BeH_2 , C_5H_{10} e CHCl_3 o número de moléculas polares é:
 - a) 1
 - b) 2
 - c) 3
 - d) 4
 - e) 5
3. Dos solventes abaixo, o mais indicado para dissolver enxofre (S_8) é:
 - a) H_2O (água)
 - b) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (álcool etílico)
 - c) HCCl_3 (clorofórmio)
 - d) CS_2 (dissulfeto de carbono)
 - e) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ (glicerina)

LIGAÇÕES INTERMOLECULARES

❖ **DEFINIÇÃO:** *ligações entre as moléculas de substâncias no estado sólido ou líquido.*

❖ **Tipos de ligações intermoleculares:**

1) **Ligação Dipolo – Dipolo:** *ocorrem entre as moléculas polares.*

2) **Ligação de Hidrogênio:** *ocorrem entre moléculas fortemente polarizadas, quando o H se encontra ligado aos átomos de F, O e N.*

3) **Ligação Dipolo Induzido – Dipolo Induzido:** *ocorrem entre as moléculas apolares.*

4) **Ligação Dipolo – Dipolo Induzido:** *ocorrem entre as moléculas polares e moléculas apolares.*

Forças Intermoleculares e as Propriedades PF e PE

❖ **Dois fatores influem nos PF e PE:**

*1) Ligações intermolecular: quanto maior a intensidade das forças de ligação, maiores os **PF** e **PE** da substância.*

Ordem crescente da intensidade de interação:

Dipolo induzido < dipolo – dipolo < ligação de H

*2) O tamanho das moléculas: quanto maior o tamanho das moléculas, maiores o **PF** e **PE** da substância.*

Exercícios de fixação:

1. Considere as seguintes substâncias químicas: H_2 , CH_4 , HCl , H_2S e H_2O . Qual delas apresenta moléculas associados por pontes de hidrogênio?

- a) H_2 b) CH_4 c) HCl d) H_2S e) H_2O

2. Dentre os cloretos a seguir, o mais volátil, provavelmente é:

- a) CCl_4
b) SiCl_4
c) GeCl_4
d) SnCl_4
e) PbCl_4

4. O ferro sólido e o cloreto de sódio fundido conduzem corrente elétrica. O que há no ferro e no sal que explicam tal comportamento?
5. Quando H recebe um elétron e se transforma em ânion, podemos dizer que o hidrogênio passa a ser *hélio*? Por quê?
6. O número de massa (A) do ^{27}Al se altera quando ele se transforma em Al^{3+} ? Por quê?
7. Um elemento metálico forma um sulfeto de fórmula M_2S_3 . A fórmula de seu cloreto será:
8. Sabendo que o elemento E pertence ao subgrupo 2A e que o elemento D pertence ao subgrupo 7A, escreva a fórmula do composto constituído por E e D e a natureza da ligação entre eles.
9. Átomos neutros representados por $_{73}\text{X}$ ao se unirem a átomos de flúor formam o composto iônico de fórmula:
10. Sejam os elementos X com 53 elétrons e Y com 38 elétrons. Depois de fazermos a sua distribuição eletrônica, podemos afirmar que o composto mais provável formado pelo elementos é:

13. Dadas as moléculas:



Quais são polares:

- 14. Qual o tipo de interação que se manifesta entre as moléculas de: NH_3 ? CH_4 ?

15. Comparando-se as temperaturas de ebulição dos compostos HF, HCl, HBr, HI, nota-se que a do HF é muito elevada em relação aos demais. Como poderíamos explicar esse fato?

16. A congelação da água na superfície dos lagos em países frios ocorre pela:

- a) ruptura de ligações intermoleculares.**
- b) Ruptura de ligações intramoleculares.**
- c) Formação de ligações intermoleculares.**
- d) Formação de ligações intramoleculares.**
- e) Formação de ligação inter e intramoleculares.**