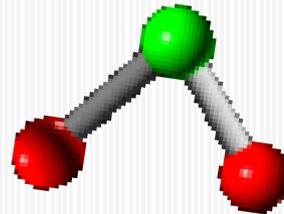
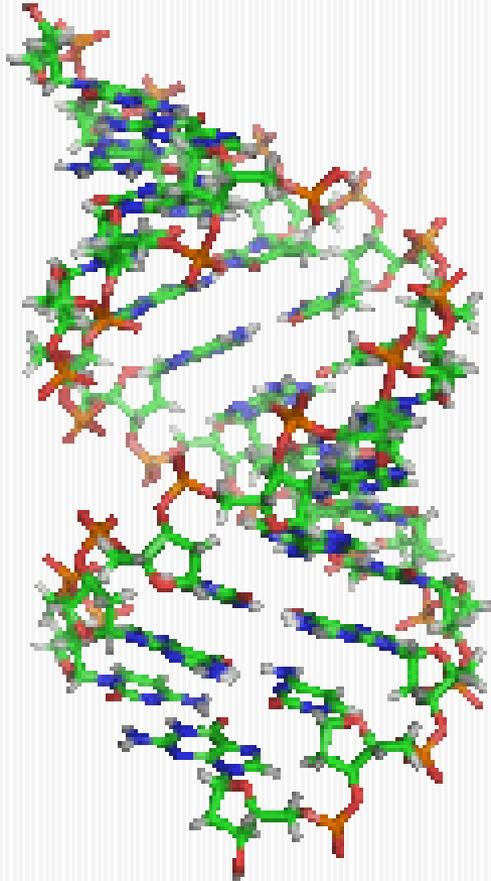


# Geometria Molecular e Forças Intermoleculares



# 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

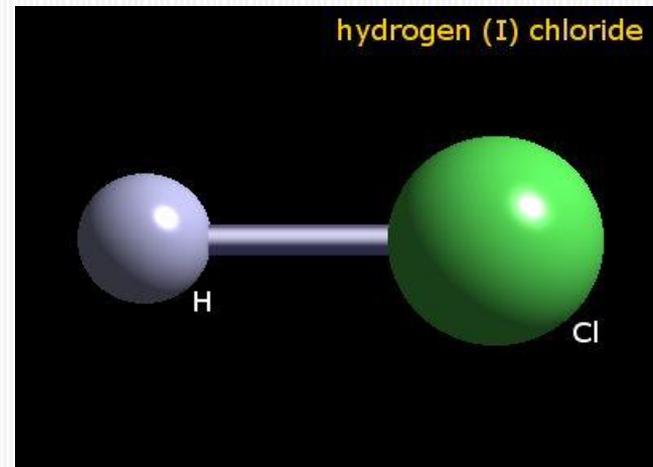
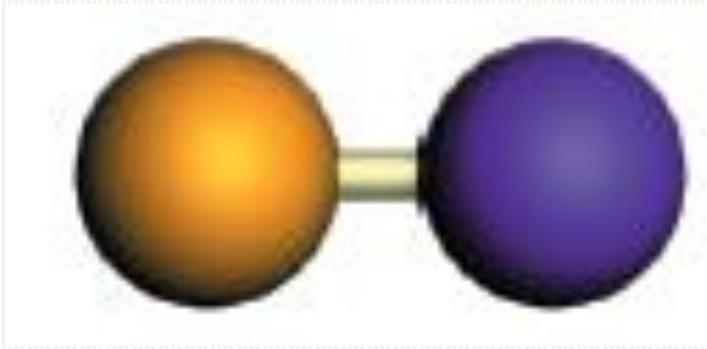
*Quando se tratar de moléculas com três ou mais átomos, considera-se uma nuvem eletrônica para os casos:*

- ❖ *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 ( $180^\circ$ )

Ex=  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ....



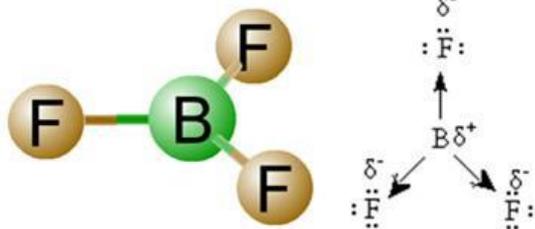
2 "pares"



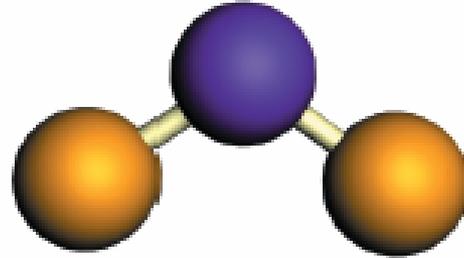
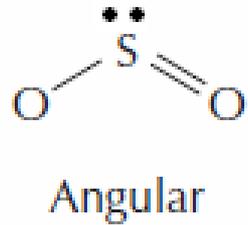
Três pares

Todos ligantes – Trigonal plana ( $120^\circ$ )

Ex =  $\text{BF}_3$

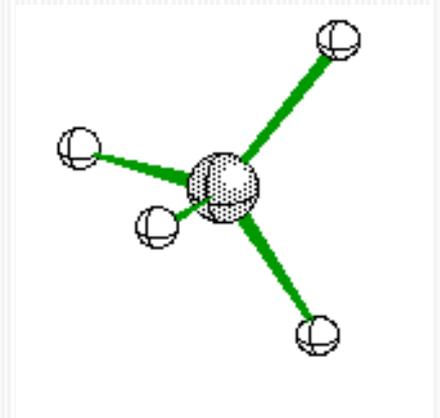
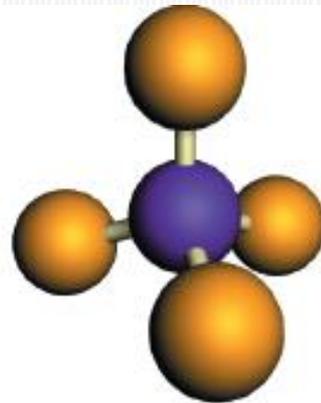
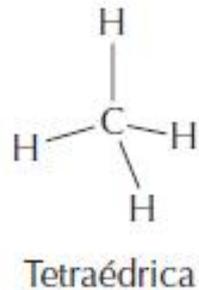
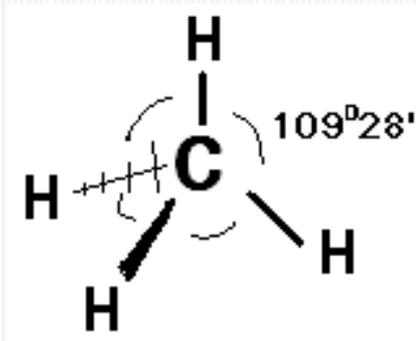


- Dois ligantes e um não ligante – Angular plana ( $\sim 105^\circ$ )



Quatro pares

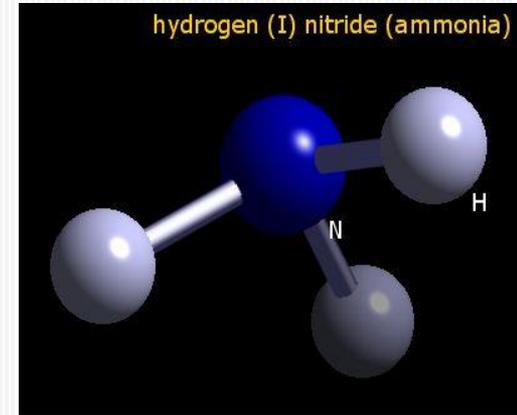
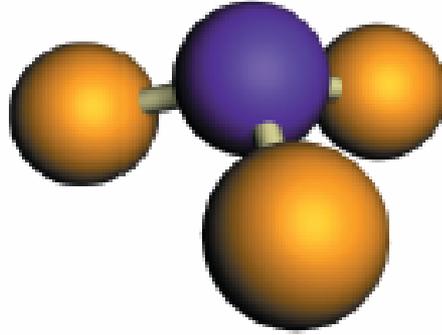
- Todos ligantes – Tetraédrica ( $109^\circ 28'$ )



- Três ligantes e um não ligante – **Piramidal** ( $\sim 107^\circ$ )  
Ex =  $\text{NH}_3$



Piramidal



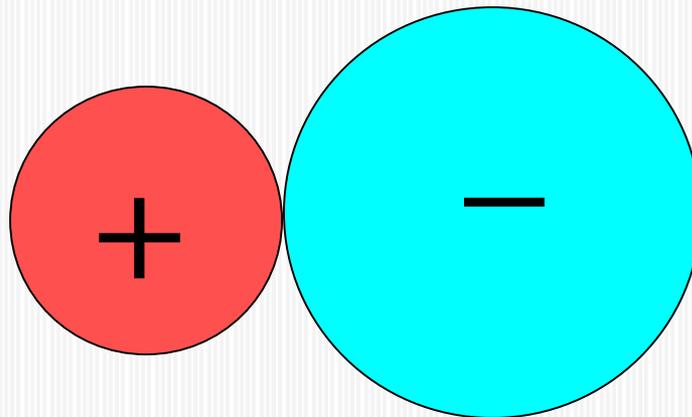
# Exercícios de fixação:

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

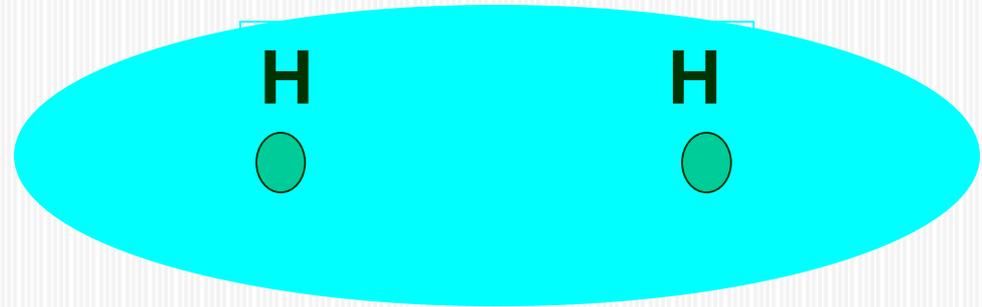
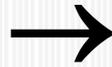
❖ **Ligações covalentes:** *é função da diferença de eletronegatividade entre os átomos da ligação.*

## **Classificação:**

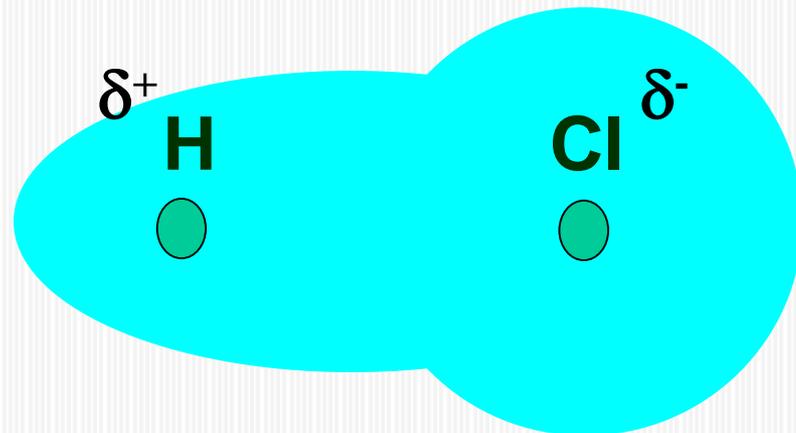
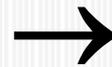
- **Apolar:** *formadas por átomos de eletronegatividades iguais, a nuvem não se deforma.*
- **Polar:** *formadas por átomos de eletronegatividade diferentes, a nuvem se deforma.*

# Polaridade das Ligações

Ligação covalente apolar:

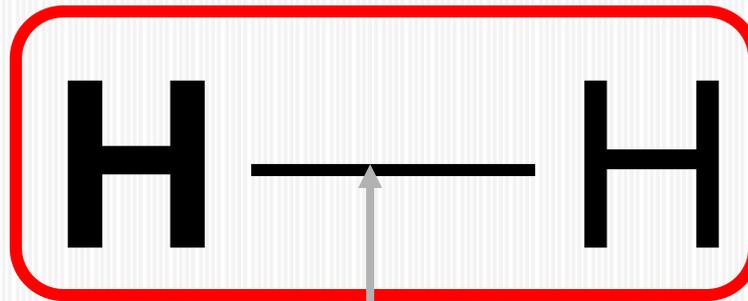


Ligação covalente polar:



**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.

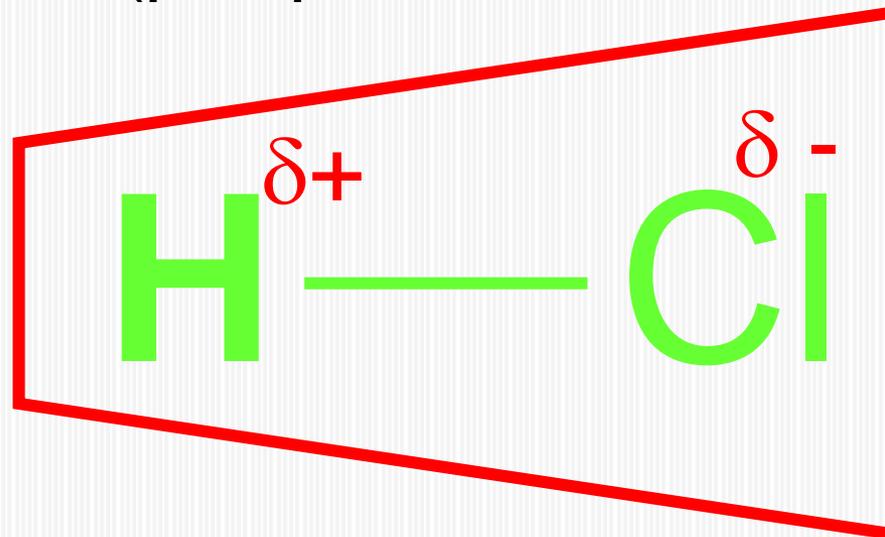
Ex.:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$



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.*

*F > O > N = Cl > Br > I = S = C > P = H > metais*

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 ( $\mu_r$ ):** *vetor que define a polaridade da molécula, soma dos vetores.*

# Polaridade das Moléculas

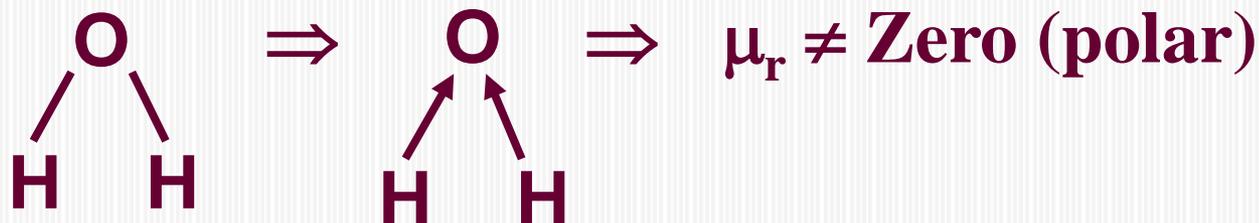
❖ **Molécula apolar:** *momento dipolar* ( $\mu_r$ ) = zero.

**Ex:** *molécula do gás carbônico* – **CO<sub>2</sub>**.



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

**Ex:** *molécula da água* – **H<sub>2</sub>O**.



# Exercícios de fixação:

- Os tipos de ligações dos compostos LiF, SCl<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub> são, respectivamente:
  - covalente apolar, covalente polar e iônica.
  - iônica, covalente apolar e covalente apolar.
  - covalente polar, iônica e covalente apolar.
  - covalente apolar, iônica e covalente polar.
  - iônica, covalente polar, covalente apolar.
- Dadas as moléculas O<sub>2</sub>, PCl<sub>3</sub>, BeH<sub>2</sub>, C<sub>5</sub>H<sub>10</sub> e CHCl<sub>3</sub> o número de moléculas polares é:
  - 1
  - 2
  - 3
  - 4
  - 5
- Dos solventes abaixo, o mais indicado para dissolver enxofre (S<sub>8</sub>) é:
  - H<sub>2</sub>O(água)
  - C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH (álcool etílico)
  - HCCl<sub>3</sub> (clorofórmio)
  - CS<sub>2</sub> (dissulfeto de carbono)
  - C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub> (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:  $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{H}_2\text{O}$ . Qual delas apresenta moléculas associadas por pontes de hidrogênio?

- a)  $\text{H}_2$       b)  $\text{CH}_4$       c)  $\text{HCl}$       d)  $\text{H}_2\text{S}$       e)  $\text{H}_2\text{O}$

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

- a)  $\text{CCl}_4$   
b)  $\text{SiCl}_4$   
c)  $\text{GeCl}_4$   
d)  $\text{SnCl}_4$   
e)  $\text{PbCl}_4$

- 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  $^{27}\text{Al}$  se altera quando ele se transforma em  $\text{Al}^{3+}$ ? Por quê?**
- 7. Um elemento metálico forma um sulfeto de fórmula  $\text{M}_2\text{S}_3$ . 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:  $\text{NH}_3$ ?  $\text{CH}_4$ ?

**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.**