



# Química Geral 1 - Aula 21

Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy Ribeiro

Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI

Prof. Sergio Luis Cardoso



# ESTRUTURA E LIGAÇÕES

Como os átomos se arranjam em Compostos Químicos?

Que forças mantém estes átomos unidos?

Como as estruturas e ligações estão relacionadas as propriedades químicas e físicas das substâncias?

**Estrutura:** diz respeito à forma com que os átomos estão arranjados no espaço.

**Ligações:** define as forças que mantém os átomos adjacentes unidos

# MOLÉCULAS

**Fórmulas:**

**Água**



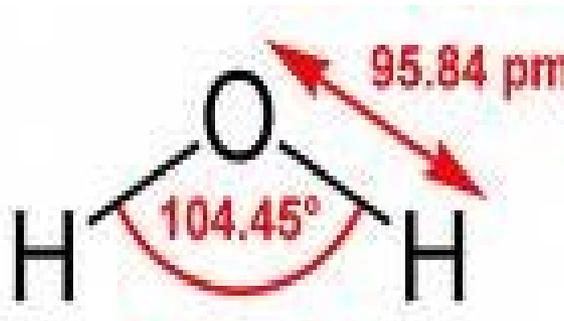
**Fórmula Molecular:  $\text{H}_2\text{O}$**

Descreve a composição das moléculas de água - 2 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Não fornece nenhuma informação estrutural.

**Fórmula Eletrônica ou de Lewis:  $\text{H} \cdot \text{O} \cdot \text{H}$  (elétrons de valência)**

**Fórmula Estrutural Plana  $\text{H-O-H}$**

**Fórmula Estrutural Plana com ângulos de ligação:**



## Etanol x Eter Dimetílico

**Fórmula Molecular:**  $C_2H_6O$  (etanol) e  $C_2H_6O$  (eter dimetílico)

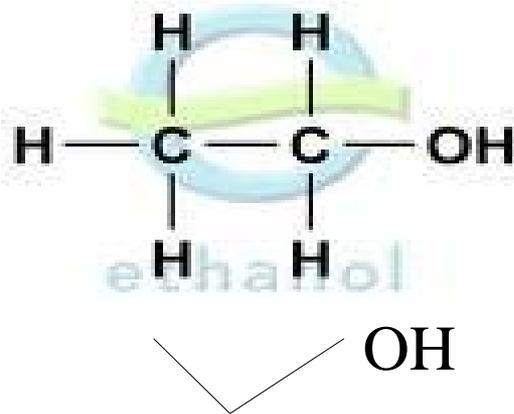
Descreve a composição das moléculas de etanol - 2 átomos de carbono, 6 átomos de hidrogênio e 1 átomo de oxigênio. Não fornece nenhuma informação estrutural. Não é possível diferenciar o etanol de outras moléculas com a mesma fórmula molecular.

**Fórmula Condensada:**

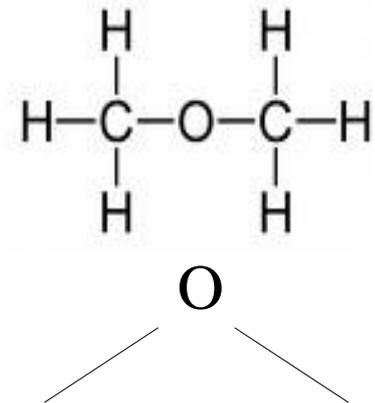
$CH_3CH_2OH$  (etanol) e  $CH_3OCH_3$  (eter dimetílico)

– Nós diz um pouco mais sobre como os átomos estão agrupados.

**Fórmula Estrutural:**



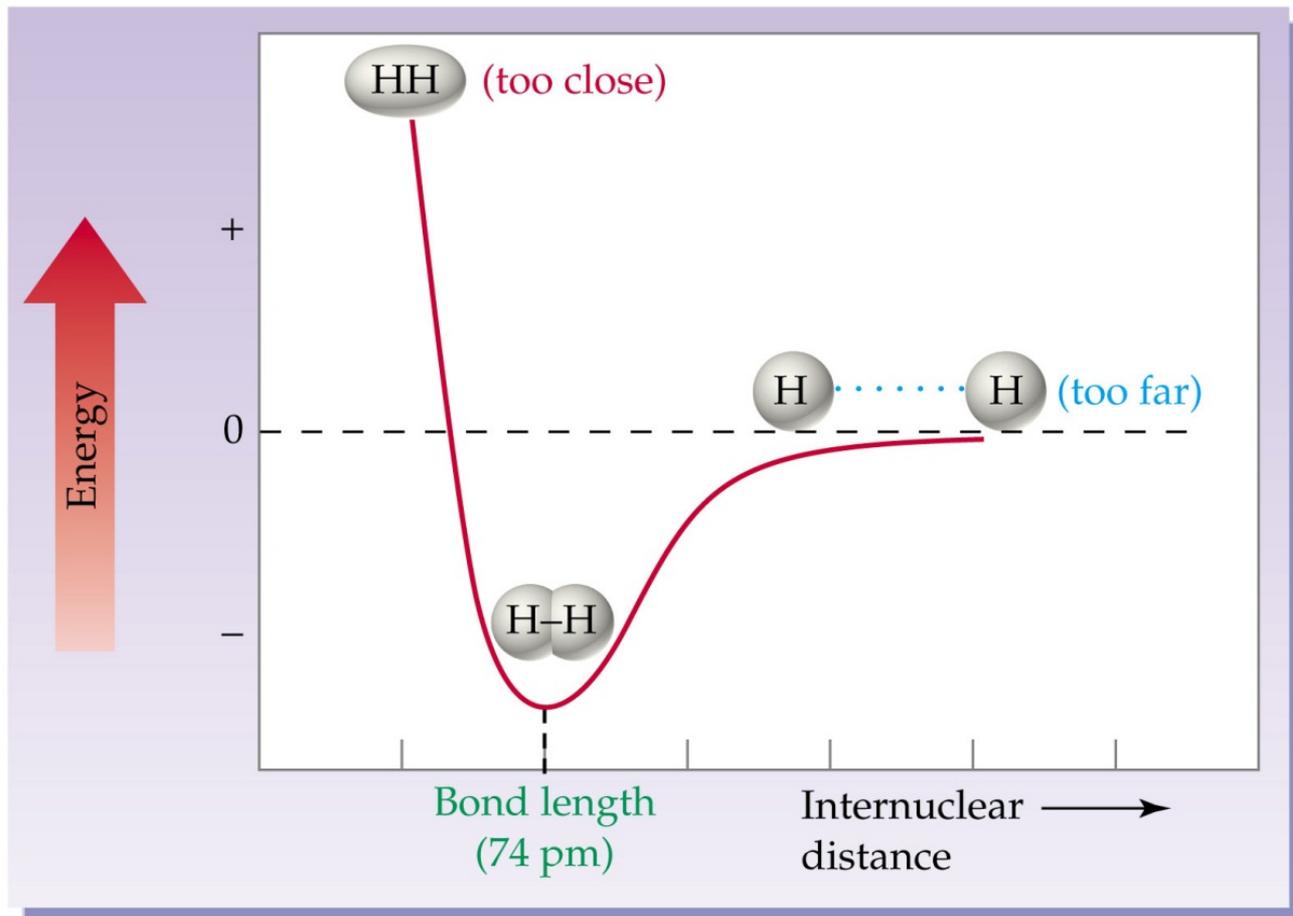
Etanol

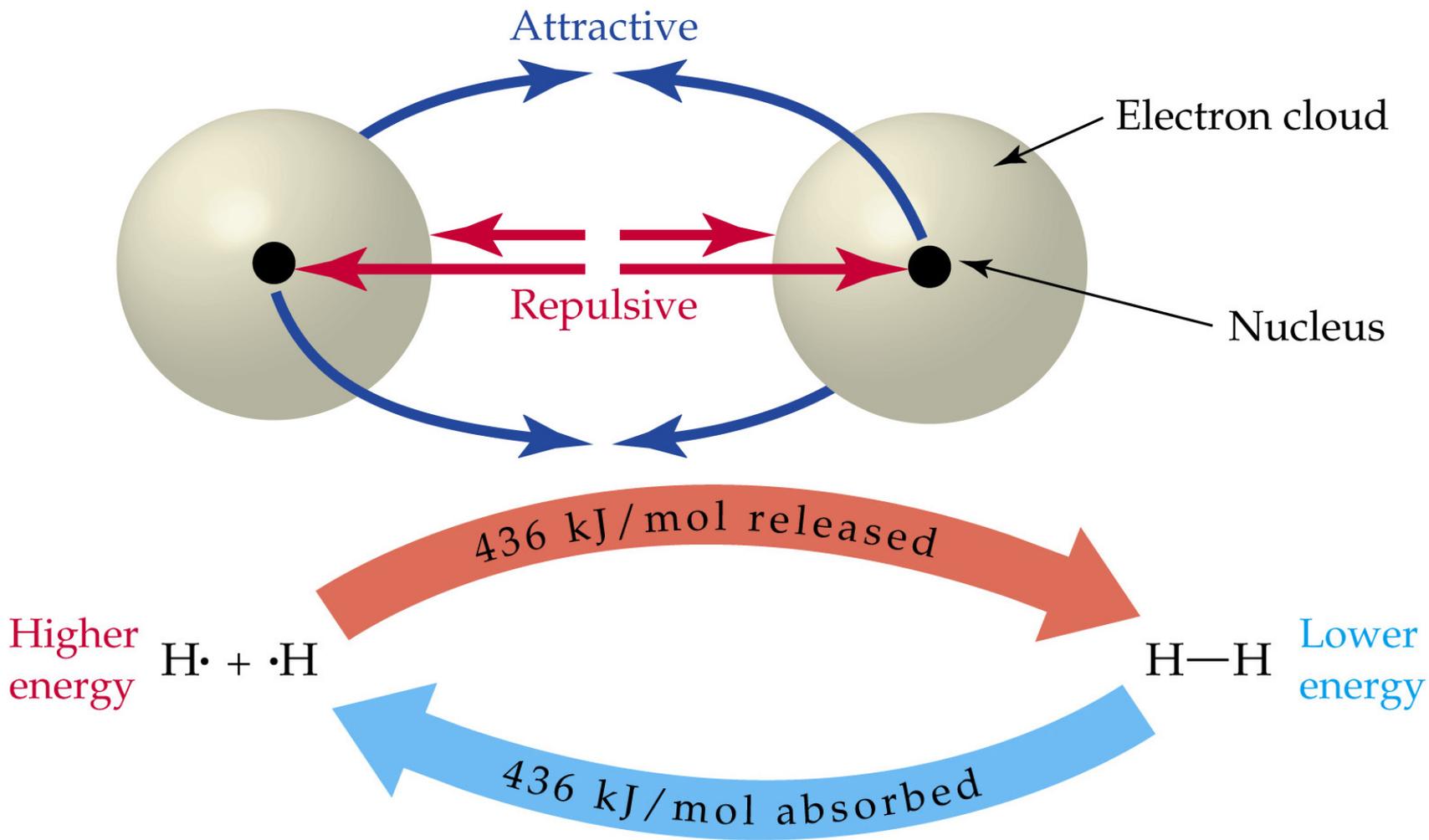


éter dimetílico

**Fórmula Estrutural Condensada:**

**Ligação Química** = Uma ligação química forma-se entre dois átomos, quando o arranjo resultante da interação entre o núcleo e seus elétrons apresenta uma energia mais baixa do que a energia total dos átomos separados.

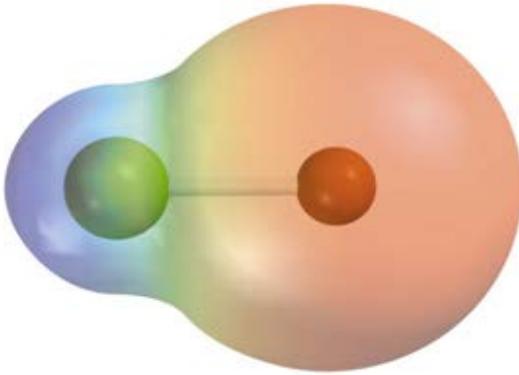




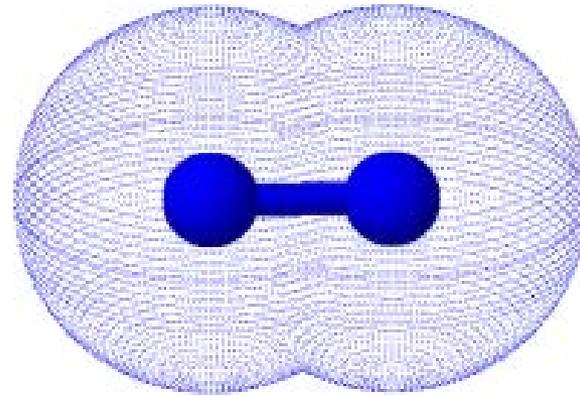
Para a molécula de Hidrogênio a distância entre núcleos é de 74 pm

**Tipos de Ligações Químicas:** Existem três modelos que descrevem as ligações químicas:

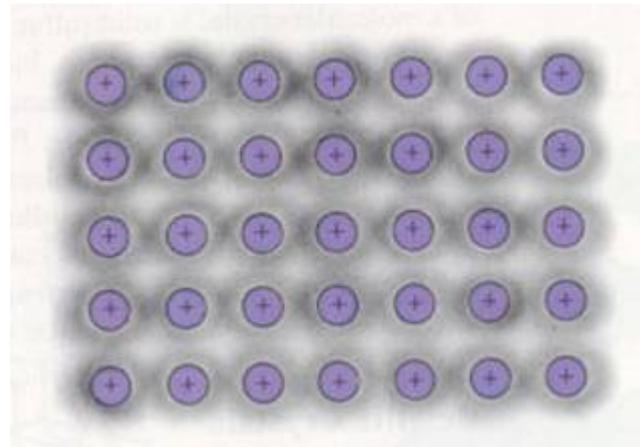
1. Ligações Iônicas;



2. Ligações Covalentes;

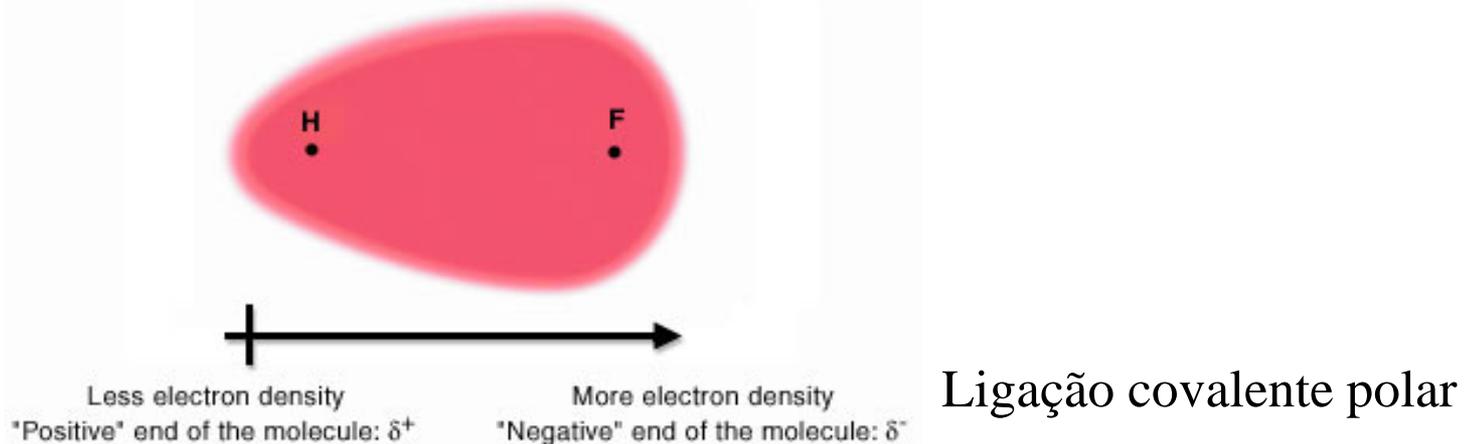


3. Ligações Metálicas;

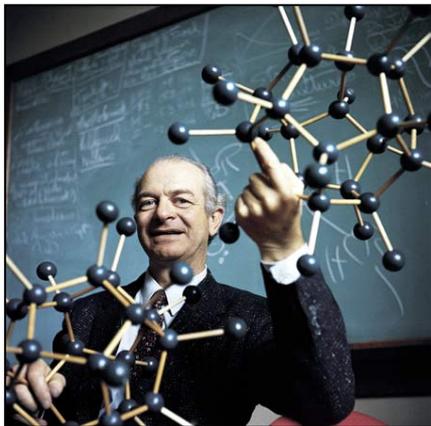


# Eletronegatividade

No caso do hidrogênio,  $H_2$ ; os elétrons são igualmente partilhados pelos dois núcleos. A situação é diferente por exemplo para o HCl ou HF. Os elétrons (ou a densidade de carga eletrônica) está mais próxima do núcleo de um dos átomos.



Eletronegatividade (EN): medida da capacidade de um átomo atrair para si os elétrons partilhados em uma ligação.



**Em 1939 Linus Pauling estabeleceu o conceito de eletronegatividade.**

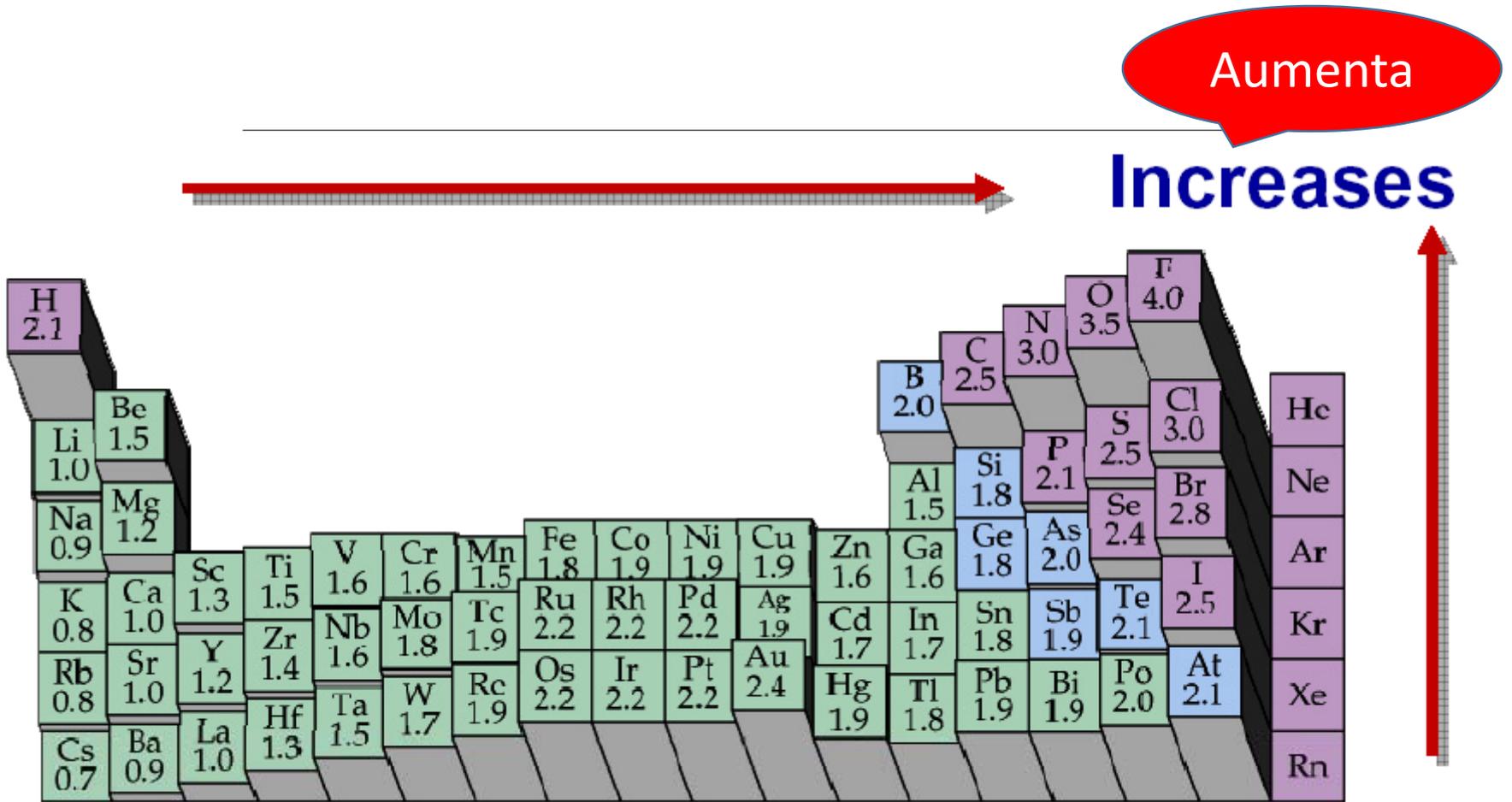
\* Com base na definição de eletronegatividade foi possível desenvolver uma regra para determinar se uma ligação química apresenta um caráter iônico ou covalente.

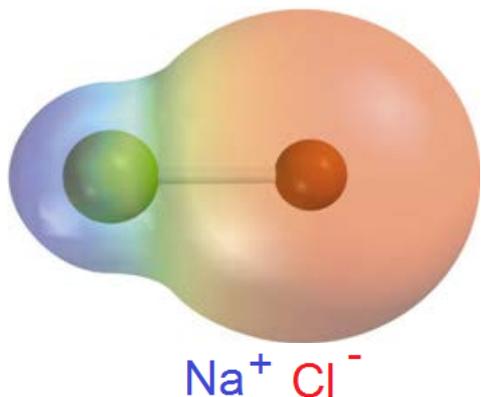
**\* Quando o valor da diferença de eletronegatividade, entre os átomos em uma ligação química, for superior a 1,7, a Ligação Química apresenta um Caráter Iônico;**

**\* Quando o valor da diferença de eletronegatividade, entre os átomos em uma ligação química, for inferior a 1,7, a Ligação Química apresenta um Caráter Covalente Polar;**

**\* Quando o valor da diferença de eletronegatividade, , entre os átomos em uma ligação química, for igual a 0 (zero), a Ligação Química apresenta um Caráter Covalente Apolar;**

# Escala de Pauling de electronegatividades

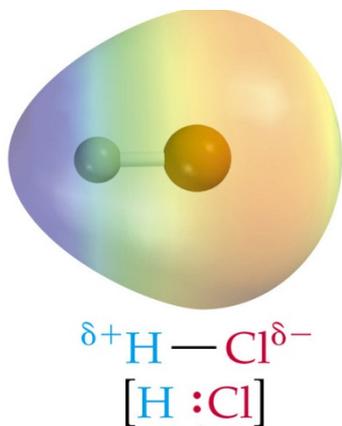




**Ligação Iônica** – Átomos diferentes ligados. Diferença de eletronegatividade superior a 1,7.

Eletronegatividade (Na = 0,9); Eletronegatividade (Cl = 3,0)

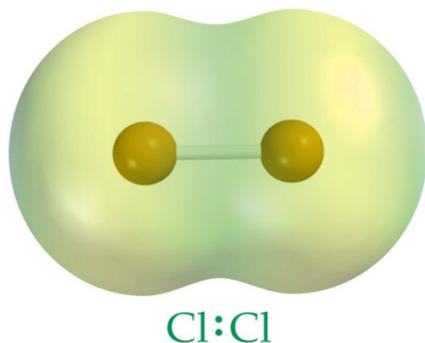
**Diferença de Eletronegatividade igual a 2,1.**



**Ligação Covalente Polar** – Átomos diferentes ligados. Diferença de eletronegatividade inferior a 1,7.

Eletronegatividade (H = 2,1); Eletronegatividade (Cl = 3,0)

**Diferença de Eletronegatividade igual a 0,9.**



**Ligação Covalente Apolar** – Átomos iguais ligados. Diferença de eletronegatividade igual a 0 (zero).

Eletronegatividade (Cl = 3,0)

**Diferença de Eletronegatividade igual a 0 (zero).**

# POLARIDADE DAS LIGAÇÕES

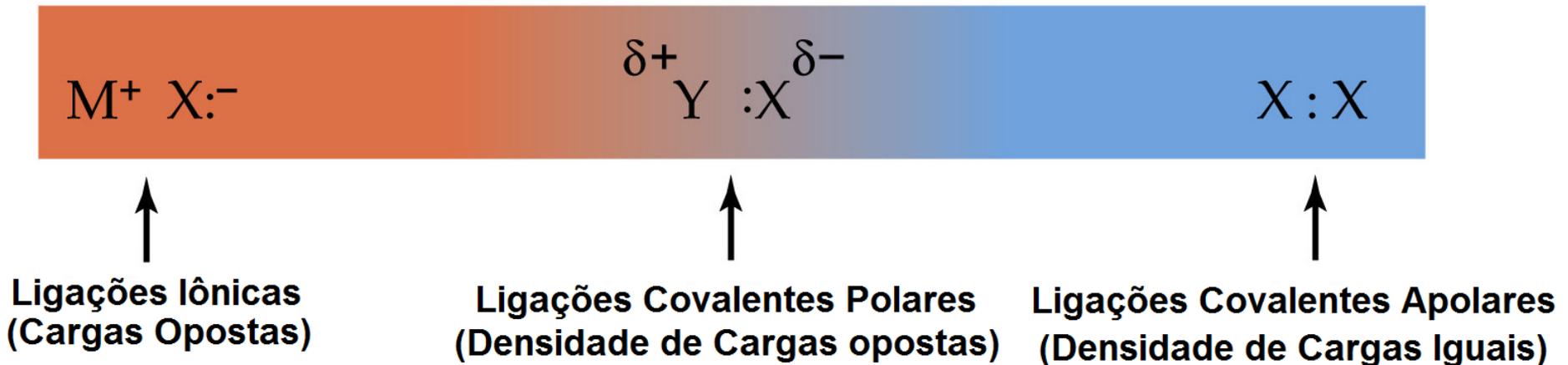
## a) Polaridade das Moléculas Diatômicas:

- Ligações Iônicas;

- Ligações Covalentes:

a- Ligações Covalentes Polares;

b- Ligações Covalentes Apolares.



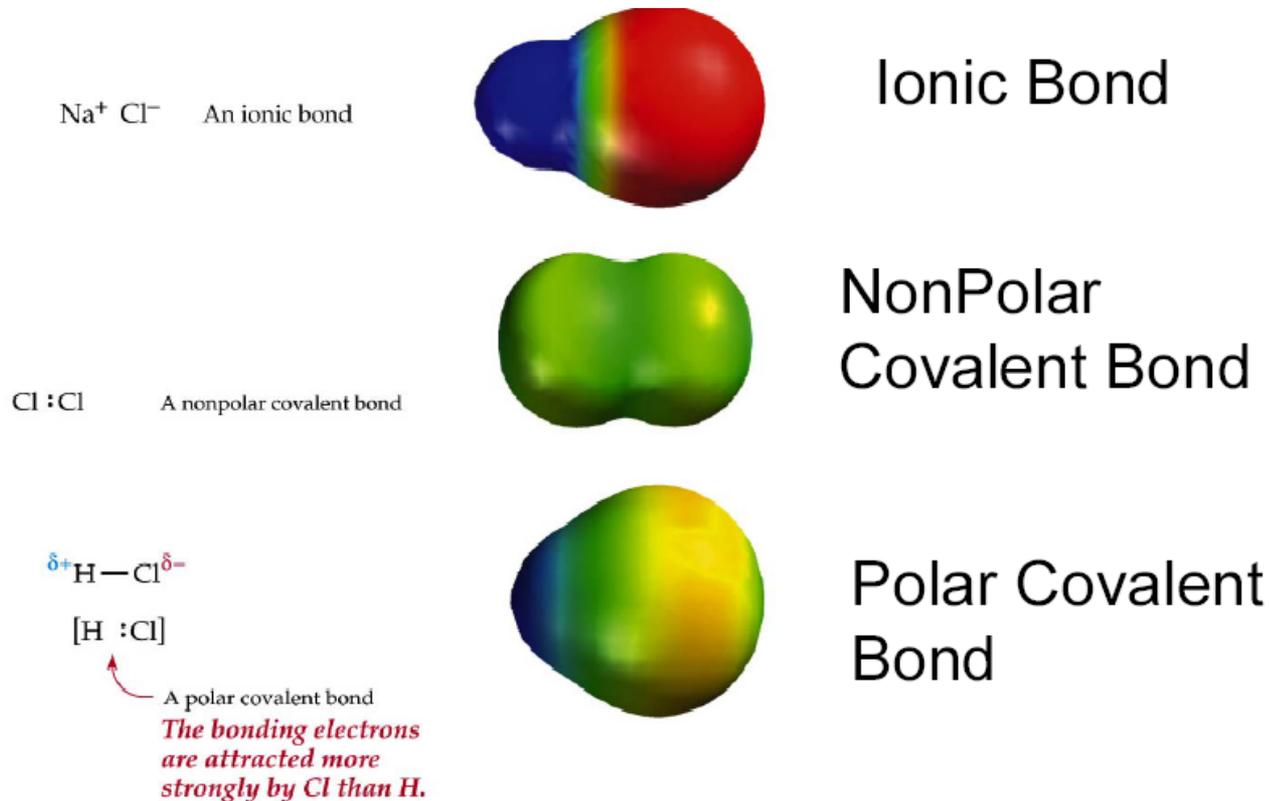
# Previsão do caráter da ligação

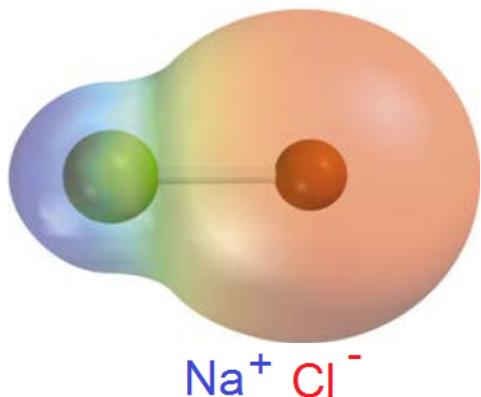
Se  $\Delta EN < 2.0$  a ligação é covalente polar;

Se  $\Delta EN \sim 2.0$  tem 50 % de caráter iônico;

Se  $\Delta EN > 2.0$  então a ligação é predominantemente iônica.

Se  $\Delta EN = 0$ , a ligação é covalente apolar ( 0% de caráter iônico).

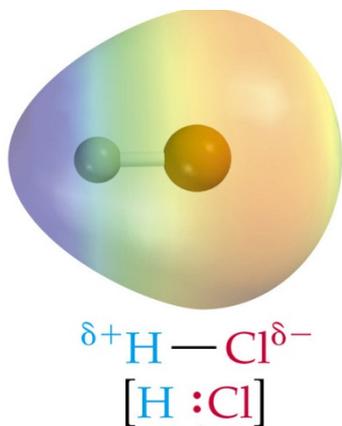




**Ligação Iônica** – Átomos diferentes ligados. Diferença de eletronegatividade superior a 1,7.

Eletronegatividade (Na = 0,9); Eletronegatividade (Cl = 3,0)

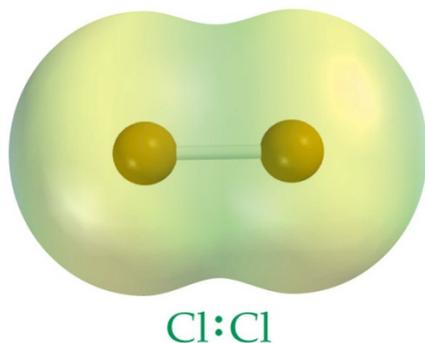
**Diferença de Eletronegatividade igual a 2,1.**



**Ligação Covalente Polar** – Átomos diferentes ligados. Diferença de eletronegatividade inferior a 1,7.

Eletronegatividade (H = 2,1); Eletronegatividade (Cl = 3,0)

**Diferença de Eletronegatividade igual a 0,9.**



**Ligação Covalente Apolar** – Átomos iguais ligados. Diferença de eletronegatividade igual a 0 (zero).

Eletronegatividade (Cl = 3,0)

**Diferença de Eletronegatividade igual a 0 (zero).**

**Elétrons de valência:** são aqueles da camada mais externa de um átomo. Determinam as propriedades químicas do átomo porque as reações químicas consistem basicamente da perda, ganho ou rearranjo dos elétrons de valência.

**Elementos do Grupo Principal – Grupo A** - o número de elétrons de valência é igual ao número do grupo. São elétrons das subcamadas s e p. Todos os elétrons em camada d preenchidas são considerados elétrons de camadas internas.

**Elementos do Grupo de Transição – Grupo B** – incluem os elétrons nos orbitais ns e (n-1)d. Os demais são elétrons internos.

Símbolos de Lewis: O símbolo do elemento representa o núcleo atômico junto com os elétrons internos. Até 4 elétrons de valência, representados por pontos são colocados um de cada vez ao redor do símbolo, se houver mais elétrons de valência são colocados ao lado dos elétrons já

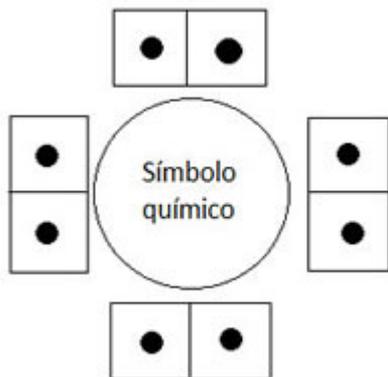
representados.  $\cdot\text{Ca}\cdot$        $\cdot\overset{\cdot\cdot}{\text{S}}\cdot$

# Representações de Lewis

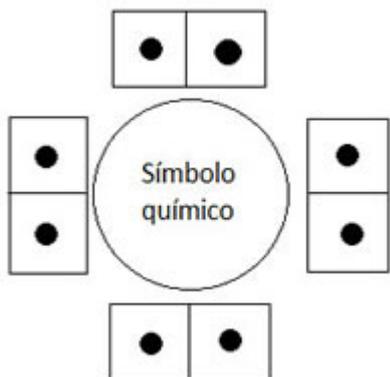
(Gilbert N. Lewis – 1875-1946)

Para os representar os elétrons de valência em um átomo, utilizamos as representações de Lewis ou notação de Lewis. Consistem no símbolo do elemento (que representa o núcleo mais as camadas internas, ou cerne do átomo) e um “ponto” para representar cada elétron de valência do elemento.

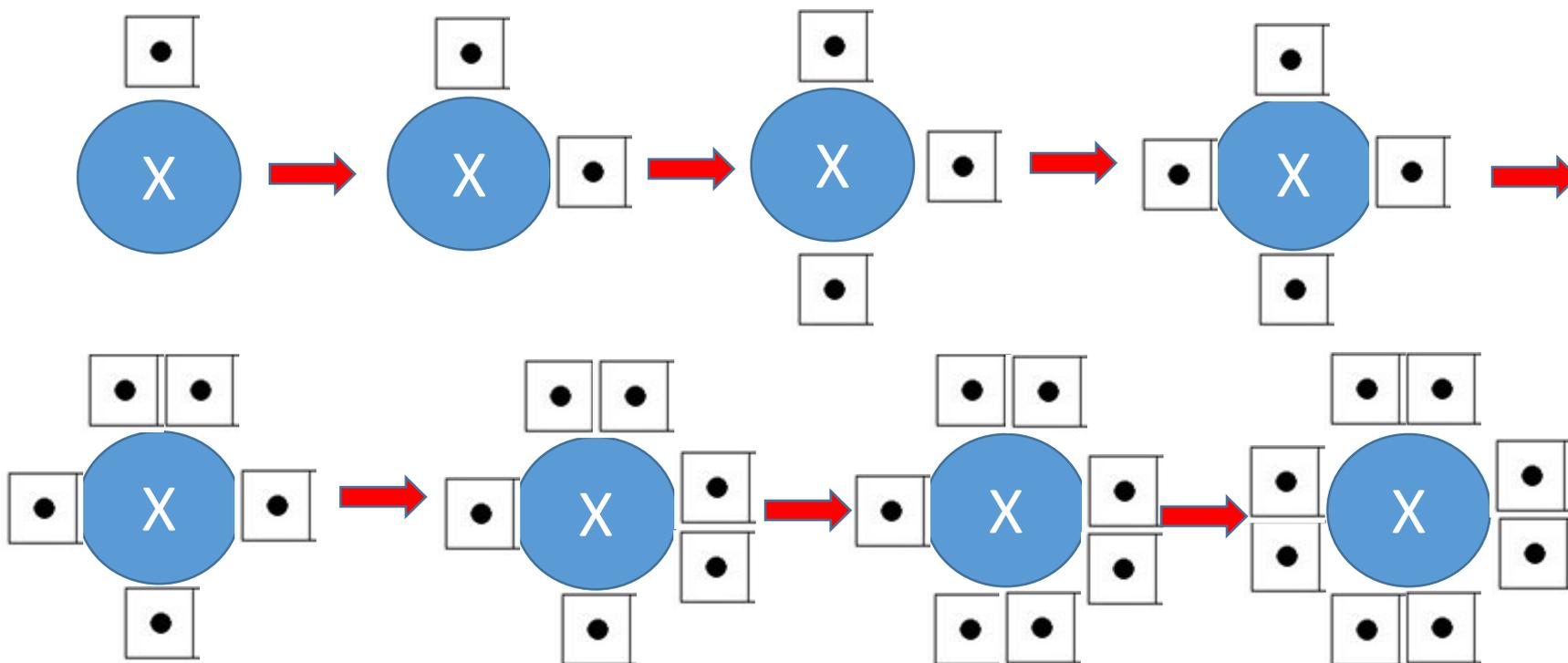
**Os elétrons de valência devem ser distribuídos de acordo com a posição abaixo:**



- 1 – Escrevemos o símbolo do elemento;
- 2 – Para representar os elétrons podemos utilizar pontos, ou x ou outros símbolos;
- 3 – Em geral, o número de elétrons de valência dos elementos representativos é igual ao número do seu grupo na tabela periódica;



4 – Deve primeiro colocar 1 elétron um dos cantos – por exemplo na parte de cima e depois ir colocando um elétron em cada lado conforme sequência abaixo.



Pode também seguir estes passos:

1 – Conte todos os elétrons de valência dos átomos. No caso de ser um íon, acrescete um elétron adicional para cada carga negativa ou subtraia um elétron para cada carga positiva;

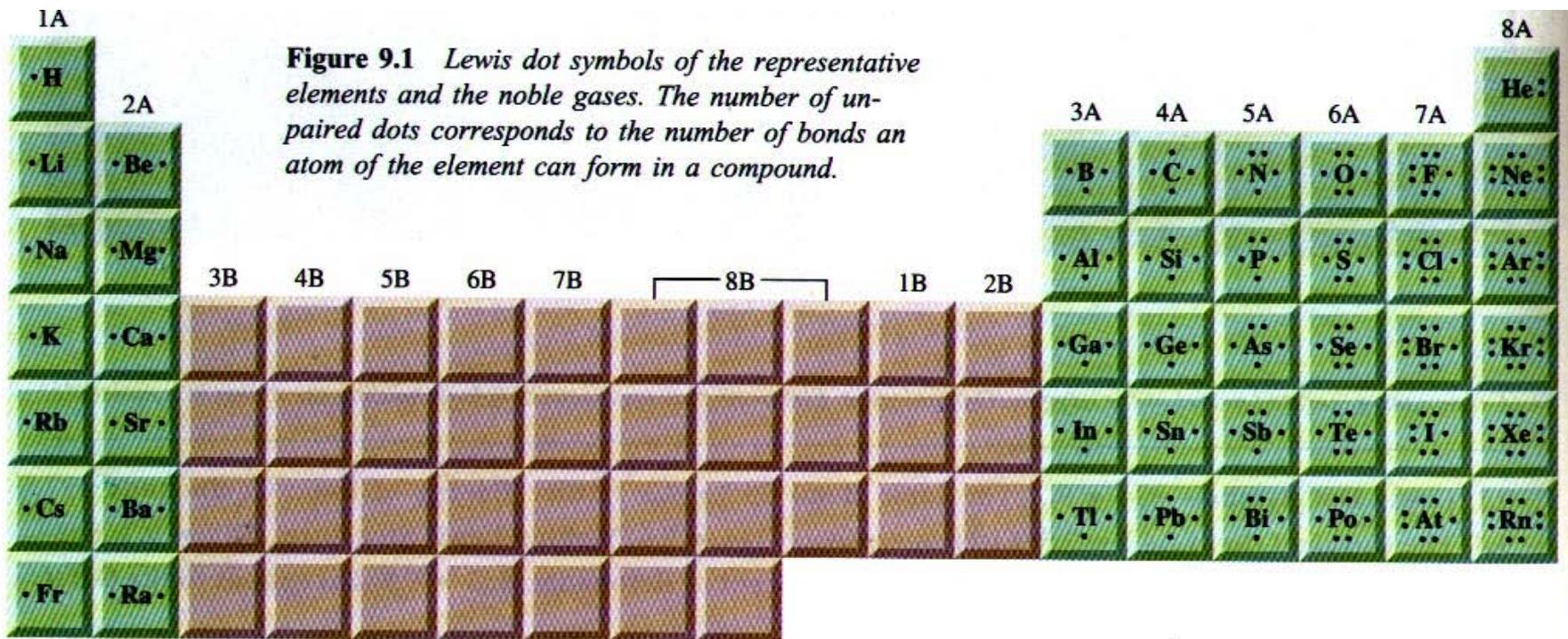
2 – Coloque um par de elétrons em cada ligação;

3 – Complete os octetos dos átomos ligados ao átomo central (lembre-se que no caso do hidrogênio são somente dois elétrons)

4 – Coloque todos os elétrons adicionais no átomo central, em pares;

5 – Se o átomo central ainda tiver menos que um octeto, você deve formar ligações múltiplas para que cada átomo possua um octeto.

| Elétrons de Valência | Representação pela notação de Lewis |
|----------------------|-------------------------------------|
| 1                    | H <sup>•</sup>                      |
| 2                    | Be <sup>••</sup>                    |
| 3                    | •B <sup>•</sup>                     |
| 4                    | •C <sup>••</sup>                    |
| 5                    | •N <sup>•••</sup>                   |
| 6                    | •O <sup>••••</sup>                  |
| 7                    | •F <sup>•••••</sup>                 |
| 8                    | •Ne <sup>••••••</sup>               |

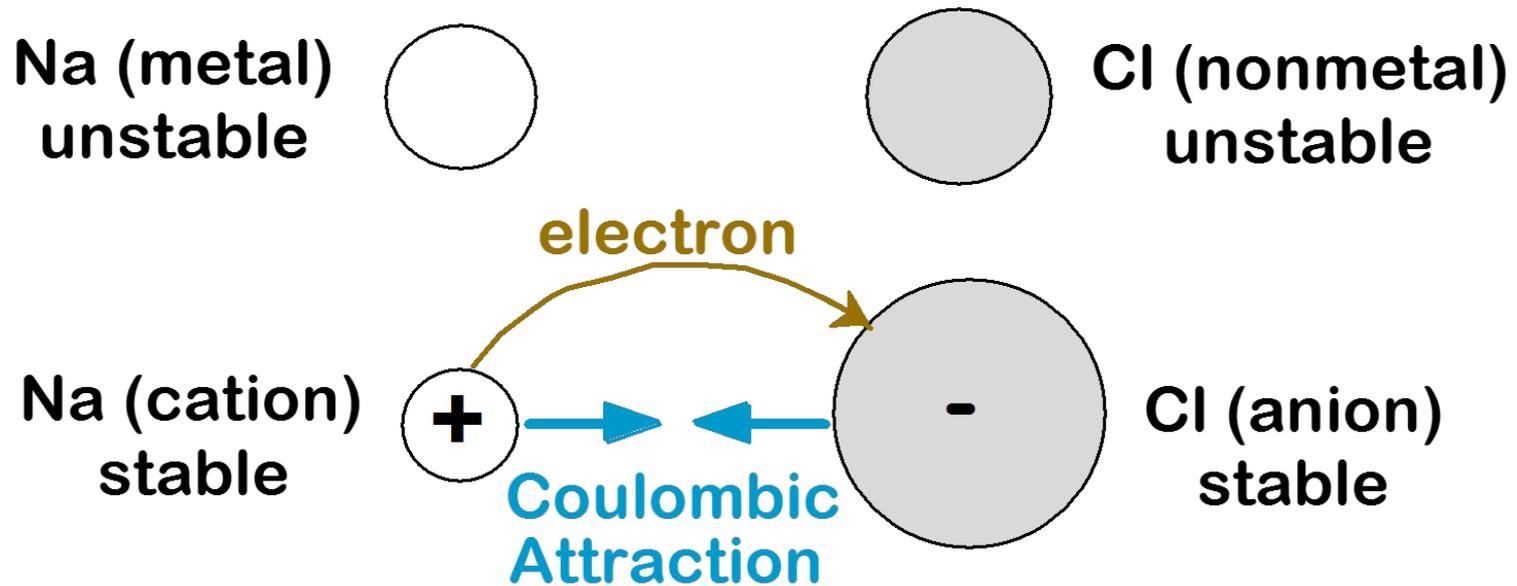


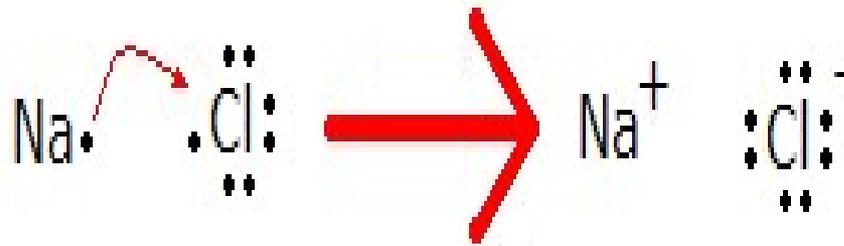
Os elementos de transição têm camadas internas incompletas e não podemos (em geral) escrever a notação de Lewis para estes elementos.

# *Ligações Interatômicas*

## ➤ **Ligação iônica:**

- ✓ Ocorre entre íons + e -
- ✓ Requer transferência de elétrons
- ✓ Requer grande diferença de eletronegatividade entre os elementos
- ✓ Exemplo: NaCl





Fórmula iônica = NaCl

Composto Cloreto de Sódio – sólido, estrutura em rede cristalina. Quando dissolvido em água por exemplo forma uma solução de íons:

Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup> solvatados pelo solvente. É uma solução feita a partir de NaCl contendo íons Na<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>.

## Características das Substâncias Iônicas

As fortes atrações eletrostáticas entre cátions e ânions, em uma substância iônica, têm suas consequências;

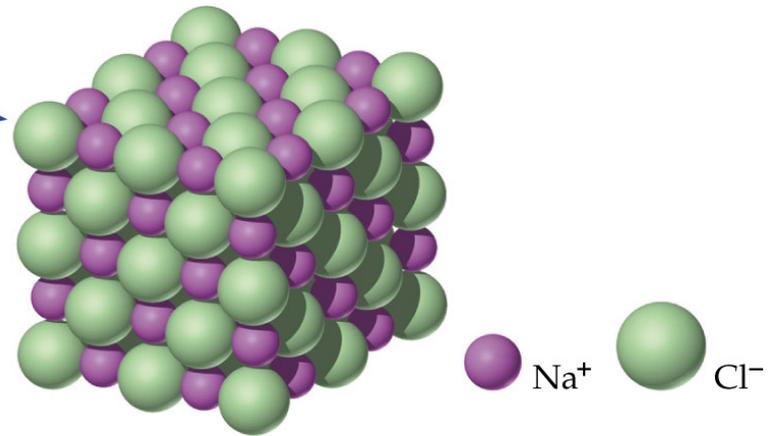
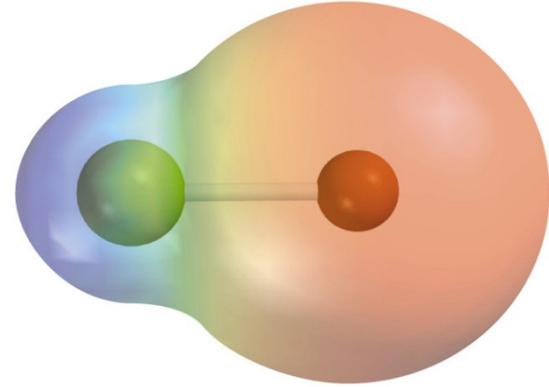
- \* Toda substância iônica é sólida e forma um retículo cristalino, nas condições ambientes.
- \* Os pontos de Fusão (PF) e de ebulição (PE) são bem altos.
- \* Solúveis em solventes polares
- \* As substâncias iônicas conduzem corrente elétrica quando fundidas ou quando dissolvidas em água.

**Força das ligações iônicas:** quanto maiores forem as cargas dos íons maior será a atração entre eles:  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{O}^{2-}$  é 4 x maior ( $2+ \times 2- = 4$ ) do que a atração do  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ).

**Distância entre os íons:** a medida em que a distância entre os íons aumenta, a força de atração entre eles diminuí. A distância é determinada pelo tamanho dos íons.

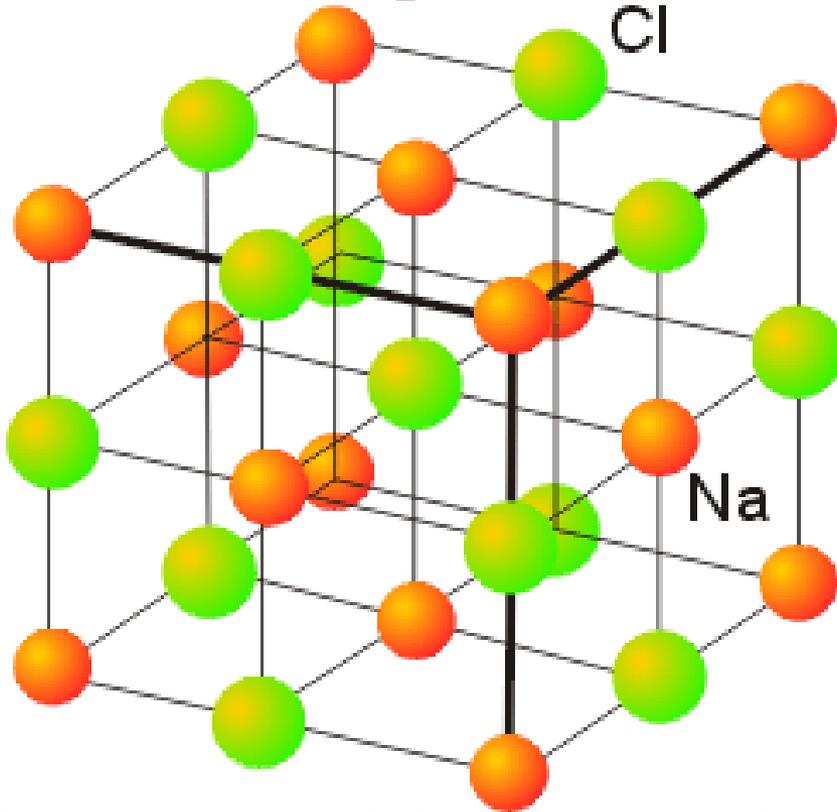


Ligação Iônica



# Estrutura cfc: $NC = 6$

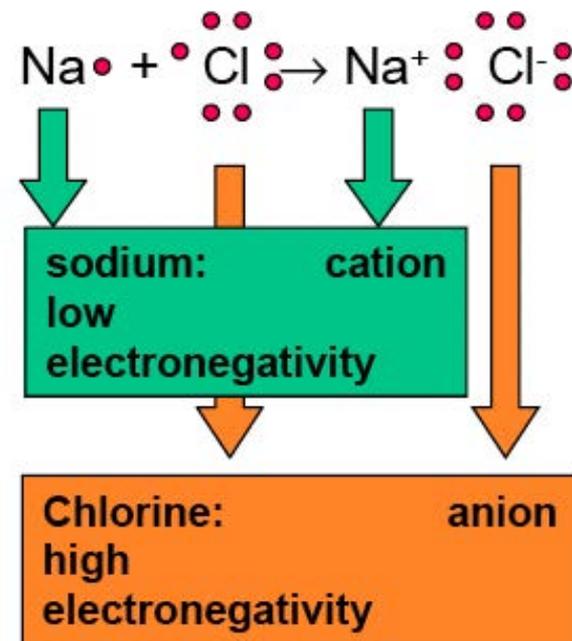
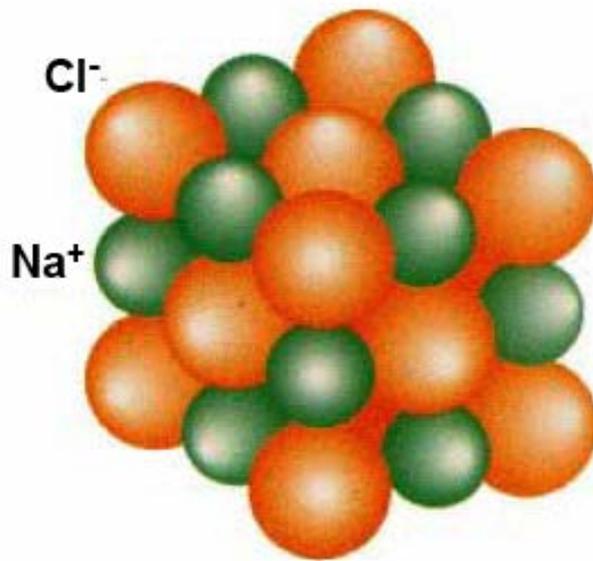
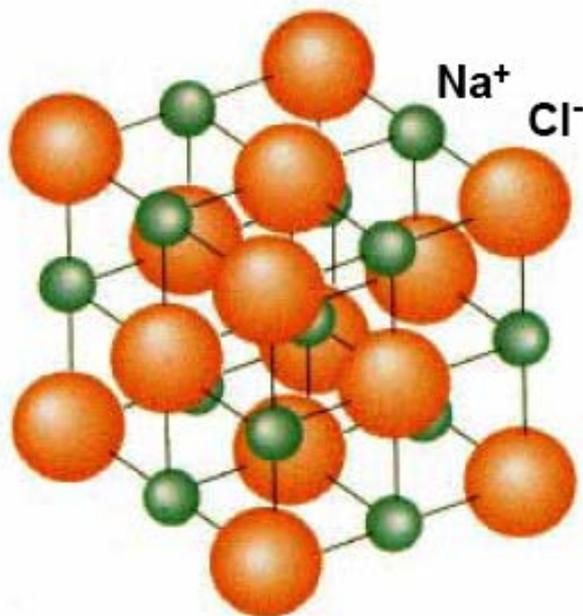
(cfc = cubo de face centrada) e ( $NC$  = número de coordenação = número de partículas que envolvem uma certa partícula da estrutura do cristal)



Cada célula unitária contém 4 fórmulas unitárias de NaCl

Ânions ou cátions nos buracos octaédricos

# Ligações Iônicas



| ion               | atomic number | electron configuration  |
|-------------------|---------------|---|
| Na <sup>+</sup> : | 11            | 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>(1)</sup> → 3s <sup>0</sup>               |
| Cl <sup>-</sup> : | 17            | 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> → 3p <sup>6</sup> |

# Ligações Iônicas

Ocorre predominantemente nas cerâmicas

NaCl  
MgO  
CaF<sub>2</sub>  
CsCl

| IA        | IIA       | IIIB      | IVB       | VB        | VIB       | VIIIB     | VIII      | IB        | IIIB      | IIIA      | IVA       | VA        | VIA       | VIIA      | 0         |         |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|---------|
| H<br>2.1  | Li<br>1.0 | Be<br>1.5 |           |           |           |           |           |           |           | B<br>2.0  | C<br>2.5  | N<br>3.0  | O<br>3.5  | F<br>4.0  | He<br>-   |         |
| Na<br>0.9 | Mg<br>1.2 |           |           |           |           |           |           |           |           | Al<br>1.5 | Si<br>1.8 | P<br>2.1  | S<br>2.5  | Cl<br>3.0 | Ar<br>-   |         |
| K<br>0.8  | Ca<br>1.0 | Ti<br>1.5 | V<br>1.6  | Cr<br>1.6 | Mn<br>1.5 | Fe<br>1.8 | Ni<br>1.8 | Cu<br>1.9 | Zn<br>1.8 | As<br>2.0 | Se<br>2.4 | Br<br>2.8 | Kr<br>-   |           |           |         |
| Rb<br>0.8 | Sr<br>1.0 | Zr<br>1.4 | Nb<br>1.6 | Mo<br>1.8 | Tc<br>1.9 | Ru<br>2.2 | Rh<br>2.2 | Pd<br>2.2 | Ag<br>1.9 | Cd<br>1.7 | In<br>1.7 | Sn<br>1.8 | Sb<br>1.9 | Te<br>2.1 | I<br>2.5  | Xe<br>- |
| Cs<br>0.7 | Ba<br>0.9 | Hf<br>1.3 | Ta<br>1.5 | W<br>1.7  | Re<br>1.6 | Os<br>2.2 | Ir<br>2.2 | Pt<br>2.2 | Au<br>2.4 | Hg<br>1.9 | Tl<br>1.8 | Pb<br>1.8 | Bi<br>1.9 | Po<br>2.0 | At<br>2.2 | Rn<br>- |
| Fr<br>0.7 | Ra<br>0.9 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |         |



Cede elétrons



Seqüestra elétrons

## Algumas reações de formação de compostos iônicos:



Os metais alcalinos e alcalinos terrosos têm baixas energias de ionização (perdem o elétron facilmente)

Os Elementos anteriores ao grupo VIIIA (halogênios e elementos do grupo VIA) têm elevadas afinidades eletrônicas.

# *Ligações Iônicas*

## Números de coordenação e geometrias

**coordination number**

(radius cation / radius anion)

**geometry**

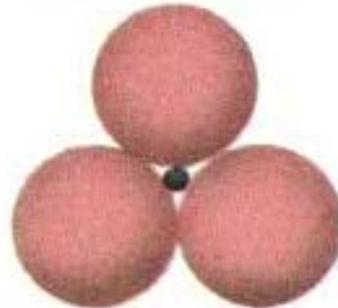
**coordination number**

(radius cation / radius anion)

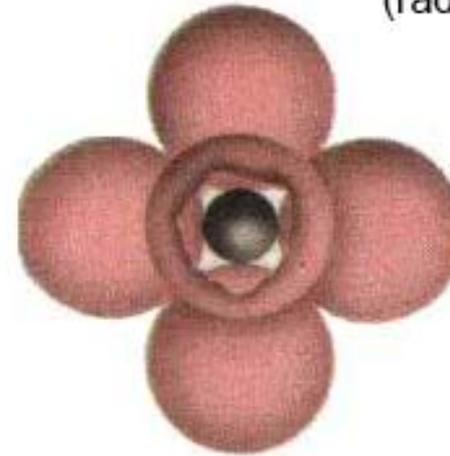
**2**, (< 0,155)



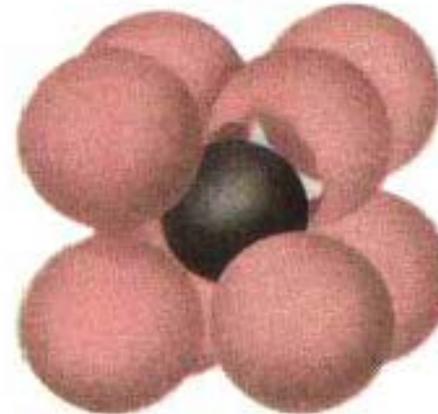
**3**, (0,155 ... 0,225)



**4**, (0,225 ... 0,414)



**6**, (0,414 ... 0,732)



**8**, (0,732 ... 1,0)

**12**, (>1,0)

# LIGAÇÕES IÔNICAS

No modelo de ligação química denominada ligações iônicas, as forças eletrostáticas atraem as partículas com cargas elétricas opostas.

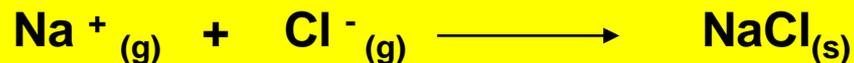
**Formação do Cátion:** Ocorre quando um átomo perde elétron.



**Formação do Ânion:** Ocorre quando um átomo recebe elétron.

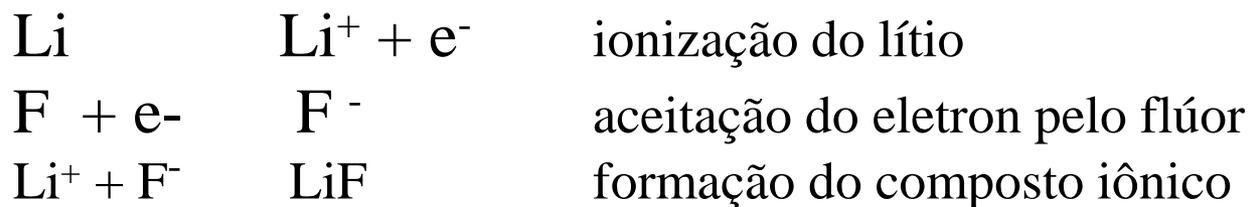


**Formação de um sólido a partir de seus íons.**

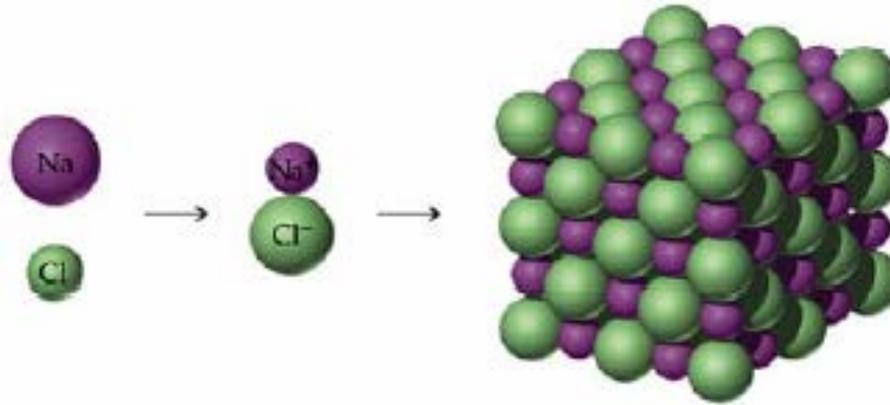


A ligação iônica é característica dos elementos dos Grupos 1 e 2 e dos halogêneos e oxigênio. As ligações iônicas formam-se quando um elemento com baixa energia de ionização cede um elétron a um elemento com elevada afinidade eletrônica.

Exemplo: LiF (fluoreto de lítio)



# Formação de um sólido iônico (NaCl)



Ions com cargas opostas são atraídos um para o outro por forças eletrostáticas. Estas forças definem a ligação iônica.

O conjunto de ligações iônicas entre ions vizinhos,  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  conduzem à formação do sólido iônico. Os ions permanecem juntos devido à atração eletrostática:

$$E \propto \frac{Q_{\text{Na}^+} Q_{\text{Cl}^-}}{r}$$

## Energia envolvida na formação de ligações iônicas

A estabilidade de um composto iônico depende da interação de todos os íons.

**Energia de rede:** é a energia necessária para dissociar completamente um mol de composto iônico sólido nos seus íons no estado gasoso.



Esta energia não pode ser medida diretamente, mas pode ser obtida a partir de um **ciclo de Born-Haber**, que mostra todos os passos que contribuem para a energia total da reação de formação do composto iônico.

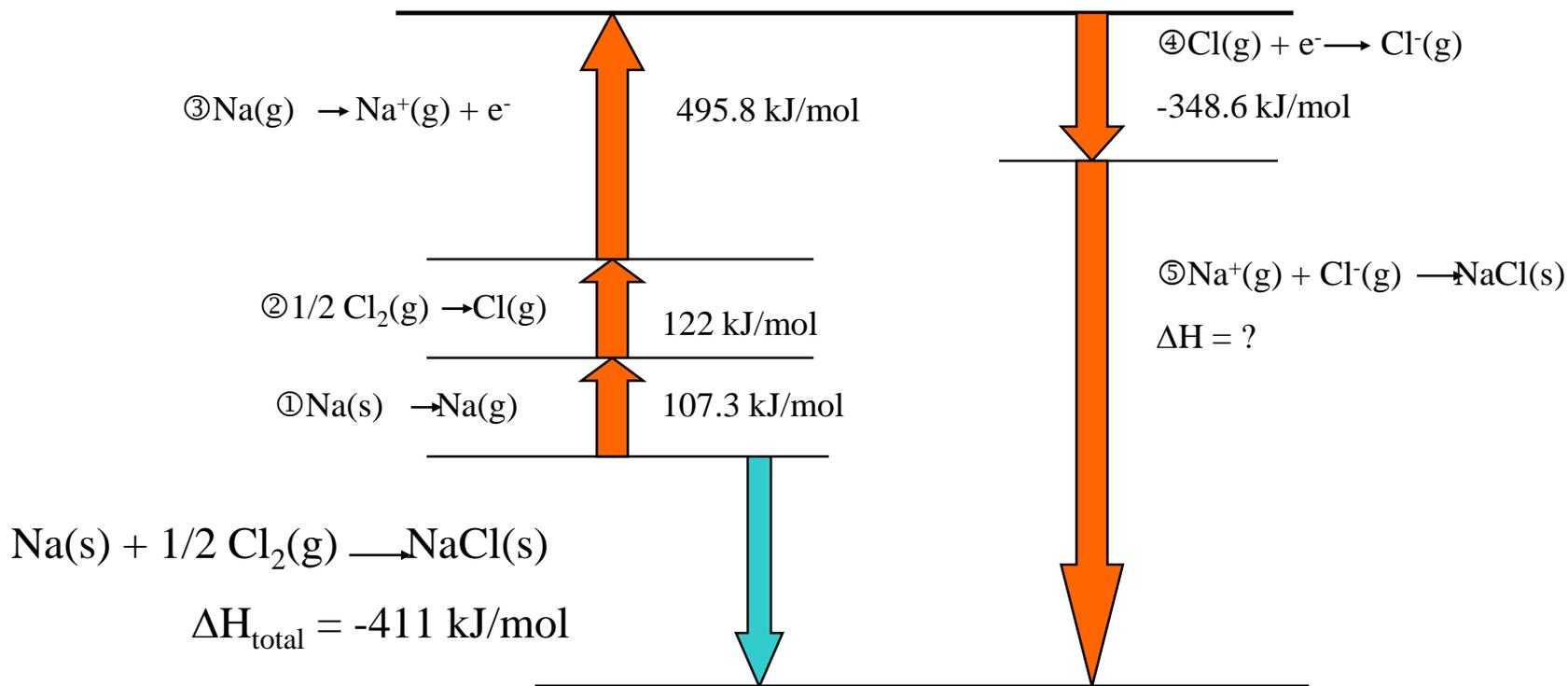
O Ciclo de Born-Haber relaciona a energia de rede com a energia de ionização, afinidade eletrônica e outras propriedades atômicas e moleculares.



**NET:**



# Ciclo de Born-Haber



$$\Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 = \Delta H_{\text{total}}$$

$$\Delta H_5 = -787 \text{ kJ/mol}$$

$$U_{\text{rede}} = +787 \text{ kJ/mol}$$

# Energia de rede de sólidos iônicos

**TABLE 6.3 Lattice Energies of Some Ionic Solids (kJ/mol)**

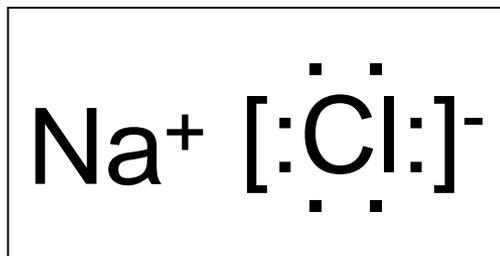
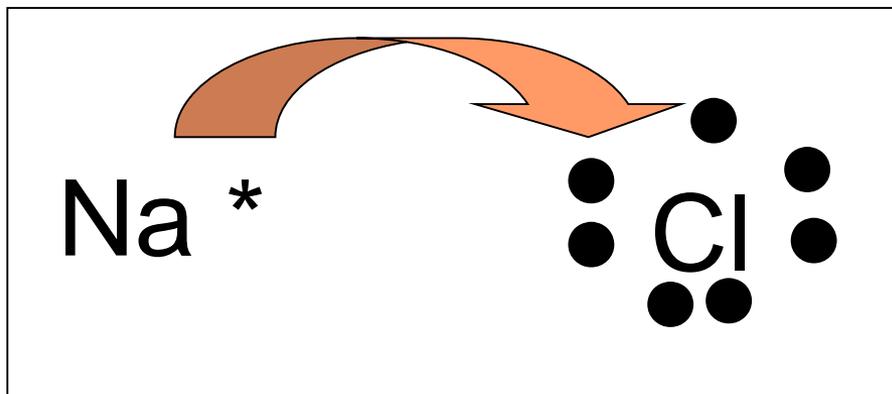
| Cation           | Anion          |                 |                 |                |                 |
|------------------|----------------|-----------------|-----------------|----------------|-----------------|
|                  | F <sup>-</sup> | Cl <sup>-</sup> | Br <sup>-</sup> | I <sup>-</sup> | O <sup>2-</sup> |
| Li <sup>+</sup>  | 1,036          | 853             | 807             | 757            | 2,925           |
| Na <sup>+</sup>  | 923            | 787             | 747             | 704            | 2,695           |
| K <sup>+</sup>   | 821            | 715             | 682             | 649            | 2,360           |
| Be <sup>2+</sup> | 3,505          | 3,020           | 2,914           | 2,800          | 4,443           |
| Mg <sup>2+</sup> | 2,957          | 2,524           | 2,440           | 2,327          | 3,791           |
| Ca <sup>2+</sup> | 2,630          | 2,258           | 2,176           | 2,074          | 3,401           |
| Al <sup>3+</sup> | 5,215          | 5,492           | 5,361           | 5,218          | 15,916          |

|      | U <sub>rede</sub> /kJ.mol <sup>-1</sup> | T <sub>fusão</sub> /°C |
|------|---|------------------------|
| LiCl | 853                                     | 801                    |
| LiF  | 1036                                    | 845                    |
| MgO  | 3791                                    | 2800                   |

Na (Z = 11):  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$  Camada de Valência

Cl (Z = 17):  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$  Camada de Valência

Representação de Lewis:

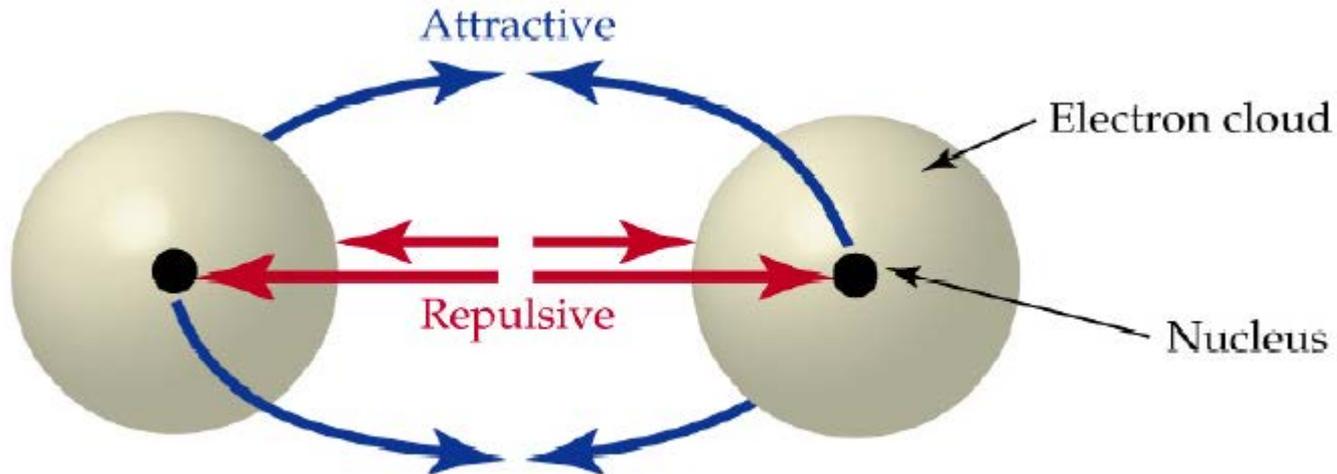




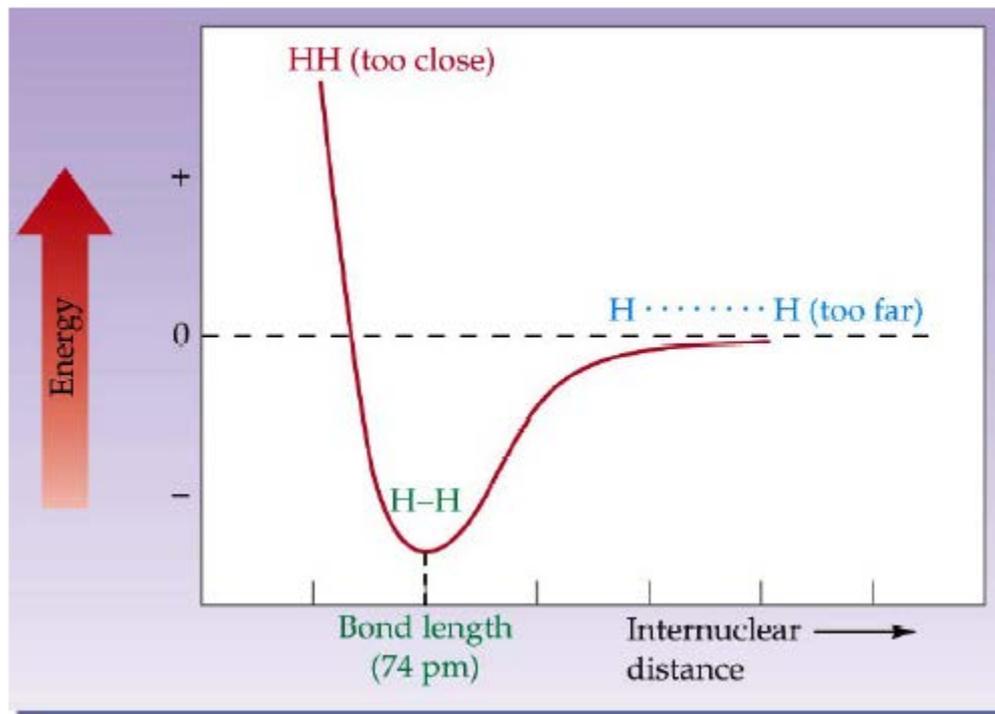
# Ligação covalente

Ligação covalente: é uma ligação na qual elétrons são partilhados por dois átomos.

O comprimento e força da ligação química resultam do equilíbrio devido à repulsão entre cargas iguais e atração entre cargas opostas.



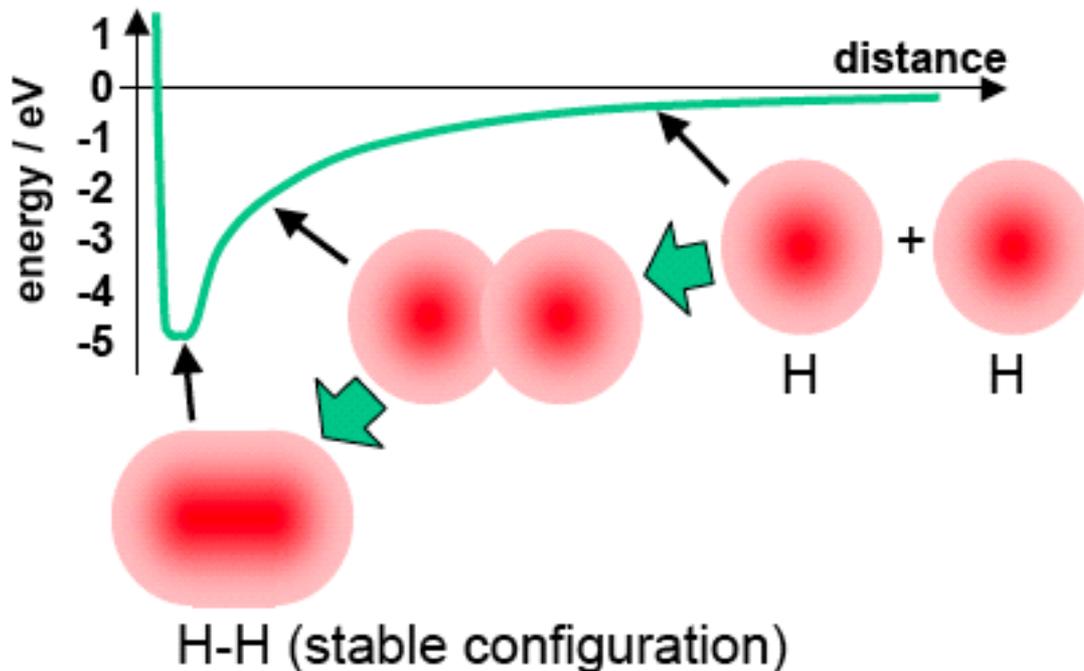
# Comprimento da ligação covalente



Define-se comprimento da ligação como sendo a distância entre os núcleos de dois átomos ligados numa molécula.

# *Ligações Covalentes*

- ✓ Configuração estável devido ao compartilhamento de elétrons de átomos vizinhos;
- ✓ Átomos ligados covalentemente contribuem com ao menos um elétron, cada um, para a ligação;
- ✓ Os elétrons compartilhados pertencem a ambos os átomos;



hydrogen molecule  $H_2$

$H_2$ -molecule:

$$r_0 = 0,74 \cdot 10^{-10} \text{m}$$

$$E = 4,33 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

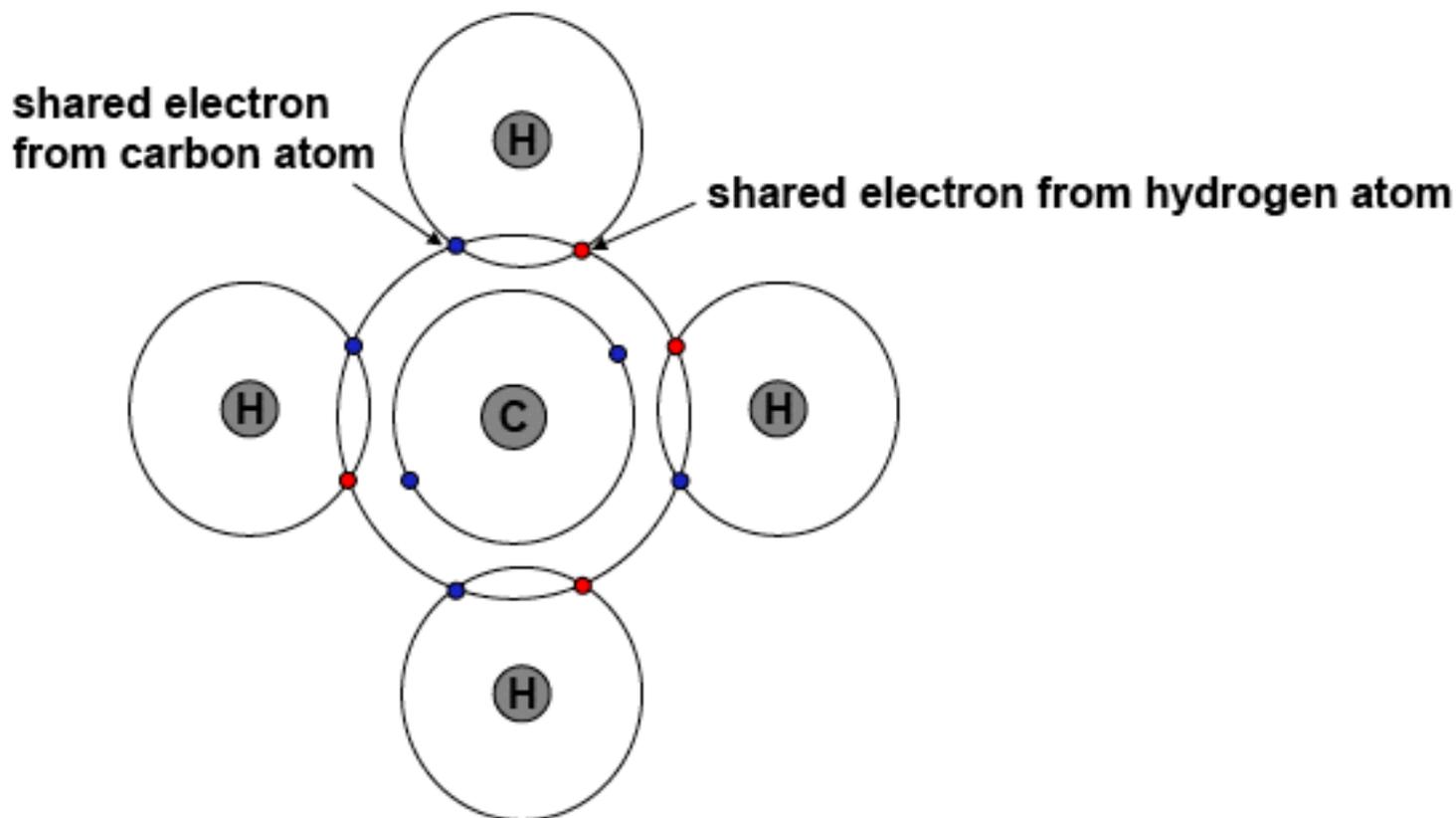
# *Ligações Covalentes*

Ex: CH<sub>4</sub>

C: tem valência 4 e precisa de mais quatro elétrons;

H: tem valência 1 e precisa de mais um elétron;

**Eletronegatividades são equivalentes (C = 2,5 e H = 2,1)**

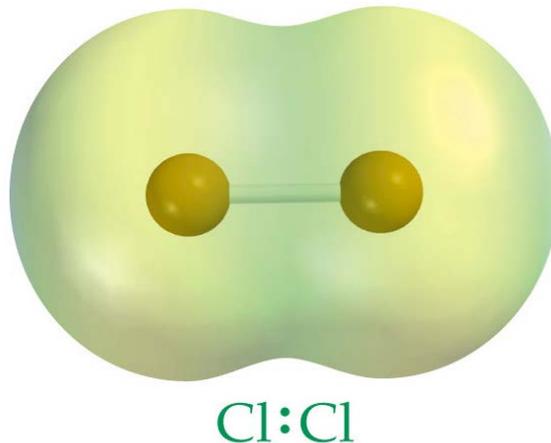


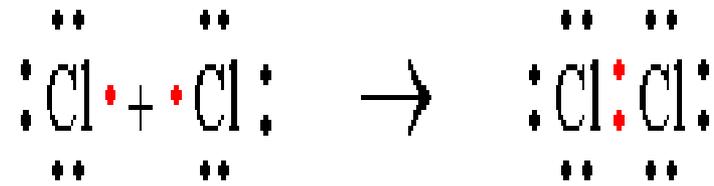


## LIGAÇÕES COVALENTES

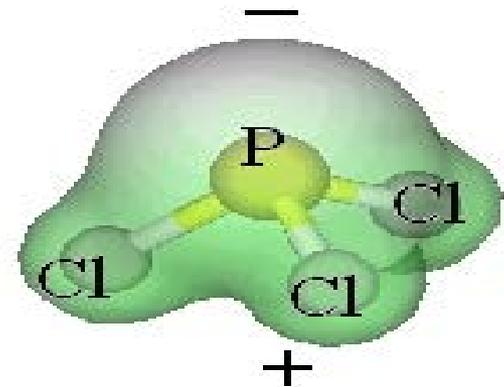
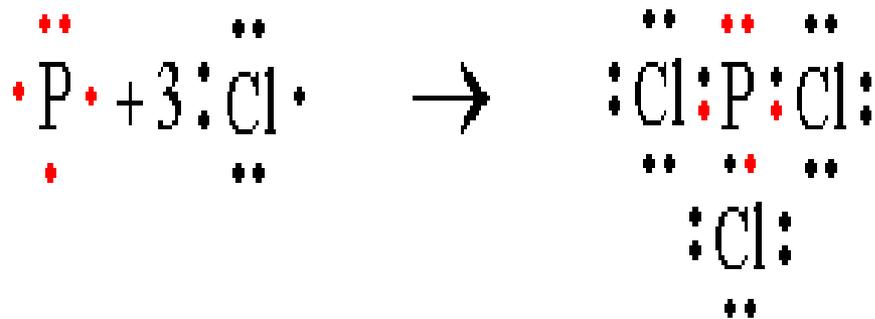
No modelo de ligação química denominada ligações covalentes dois átomos têm a mesma tendência de ganhar ou perder elétrons. Os elétrons ficam compartilhados entre os dois átomos.

***O compartilhamento dos elétrons ocorre principalmente entre não metais, ou entre um não metal e um semi-metal, ou seja átomos que necessitam receber elétrons.***



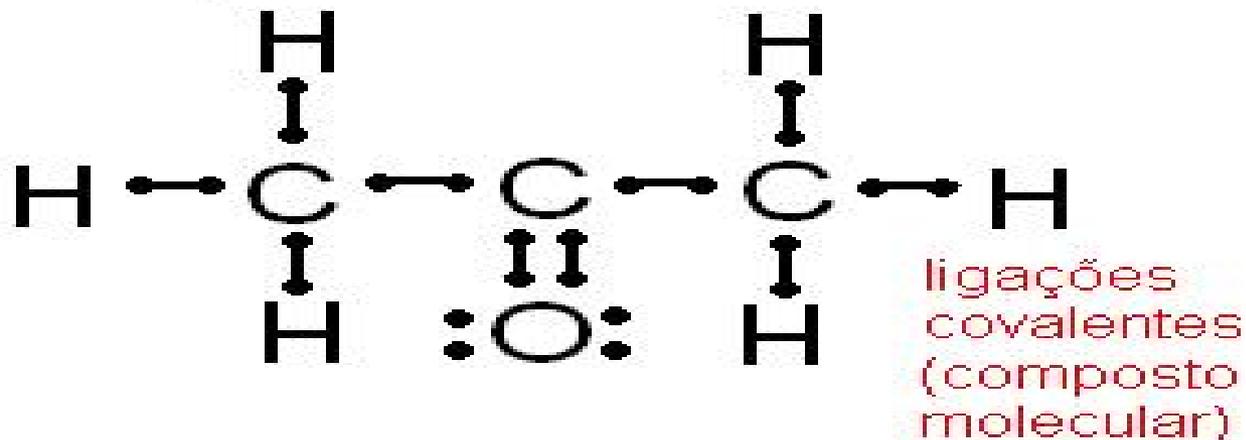


Alguns átomos podem fazer várias ligações covalentes



# Fórmula de Lewis

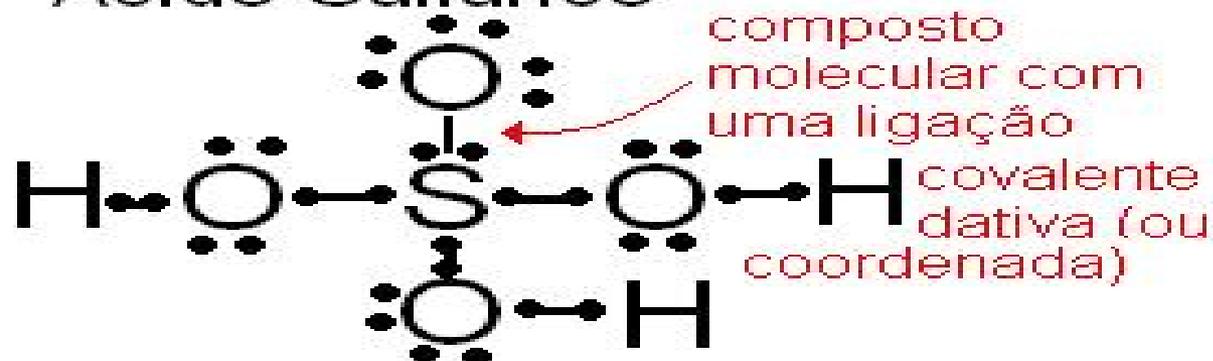
## Propanona



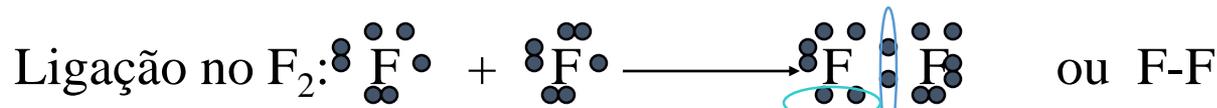
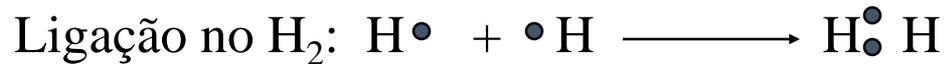
## Iodeto de Potássio



## Ácido Sulfúrico



# Estruturas de Lewis



Eletrons não envolvidos na ligação: pares isolados ou não-ligantes

Par ligante

Regra do Octeto: Qualquer átomo, excepto o hidrogênio, tem tendência a formar ligações até ficar rodeado por oito elétrons de valência (válido para elementos do 2º período).

# Representação das Estruturas de Lewis

- Úteis para representar moléculas covalentes e íons poliatômicos;
- Permitem uma previsão básica das formas das moléculas e íons;

Veja os passos abaixo para fazer a representação de Lewis:

## 1 – Primeiro é preciso decidir que átomos estão ligados entre si

Exemplo: **CO<sub>2</sub>** – neste caso podemos através da fórmula propor que existem dois átomos de oxigênio ligados ao átomo de carbono



Observação: é prática comum escrevermos em uma fórmula química primeiramente o átomo central de uma molécula, seguido pelos átomos que o cercam! Mas existem exceções (H<sub>2</sub>S (átomo central = S), H<sub>2</sub>O (átomo central = O), HClO (átomo central = O), SCN<sup>-</sup> (átomo central = C) por exemplo!!!). A estrutura nem sempre é óbvia!!!! O arranjo mais simétrico dos átomos tem maior probabilidade de ser o arranjo correto.

Exemplo: **CCl<sub>4</sub>** – átomo central = C

Cl

Cl   C   Cl

Cl

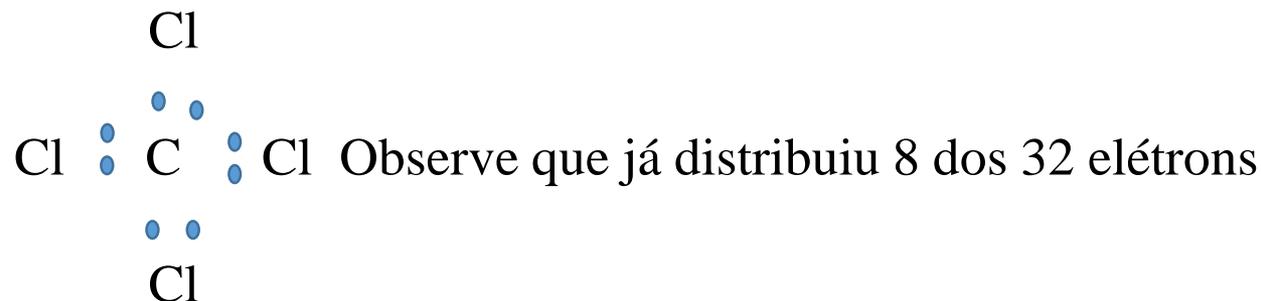
**2 – Conte todos os elétrons de valência dos átomos – no caso de ser um íon, acrescente um elétron para cada carga negativa ou, se positivo, subtraia um elétron para cada carga positiva.**

**Carbono – Grupo IVA - 4 elétrons de valência**

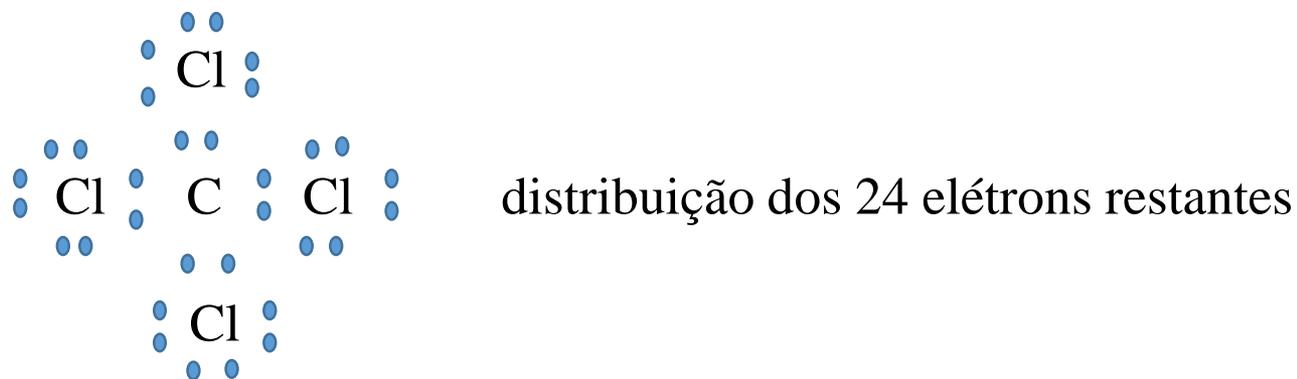
**Cloro – Grupo VIIA - 7 elétrons de valência para cada átomo (28 elétrons)**

**Total = 32 elétrons**

### 3 – Coloque um par de elétrons em cada ligação

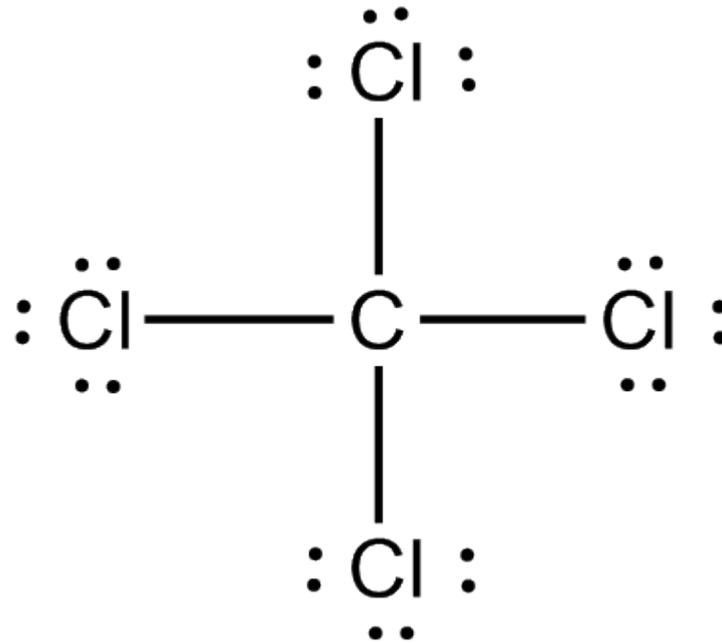
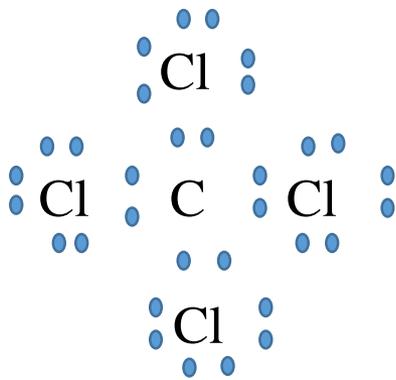


### 4 – Complete os octetos dos átomos ligados ao átomo central (exceto para o átomo de hidrogênio cuja camada completa terá somente 2 elétrons)



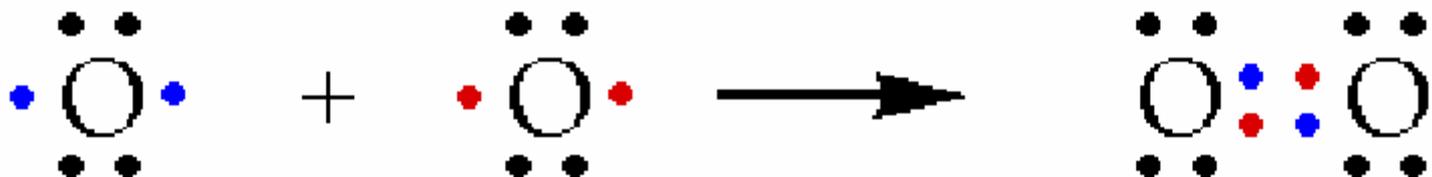
**5 – Coloque todos os elétrons adicionais no átomo central em pares  
neste exemplo todos os 24 elétrons foram utilizados e cada átomo  
possuí 8 elétrons**

**6 – Se o átomo central ainda tiver menos que um octeto você deve formar  
ligações múltiplas para que cada átomo possua um octeto  
neste exemplo todos os 24 elétrons foram utilizados e cada átomo possuí  
8 elétrons**

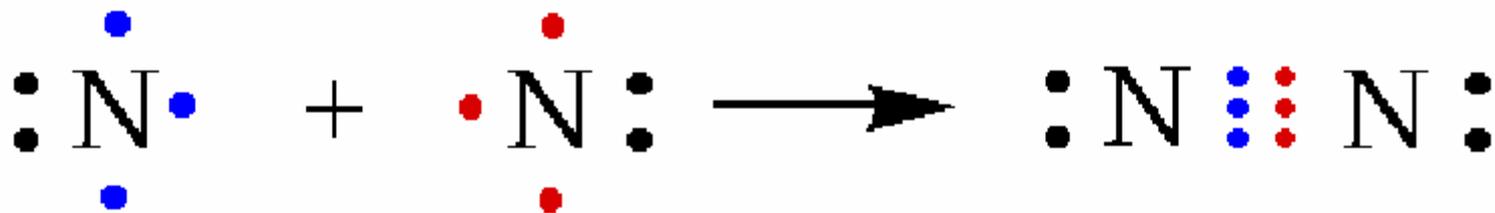


# Ligações duplas e triplas

- **Double Bonds:**



- **Triple Bonds:**

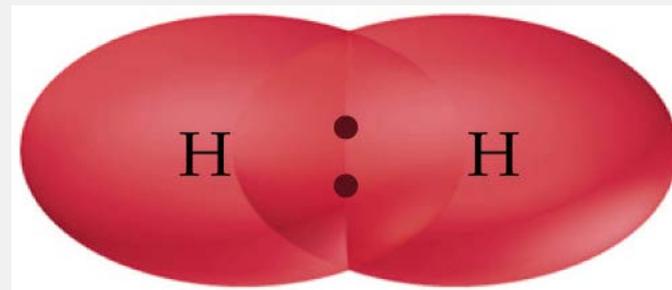
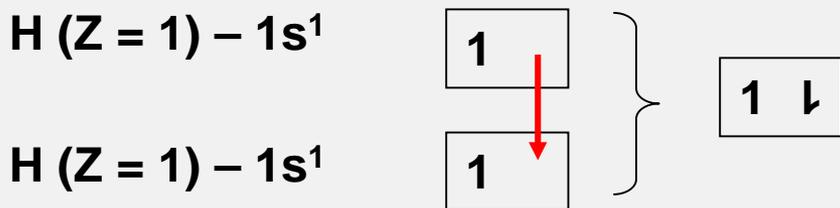




## Estrutura de Lewis para moléculas diatômicas:

### Molécula de Hidrogênio H<sub>2</sub>

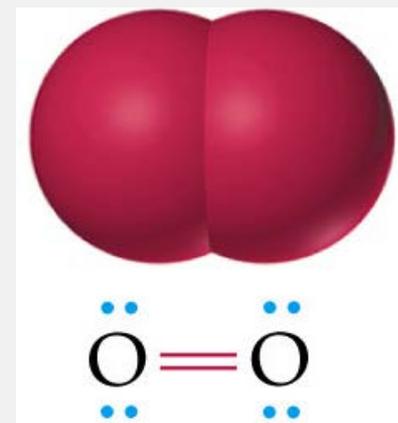
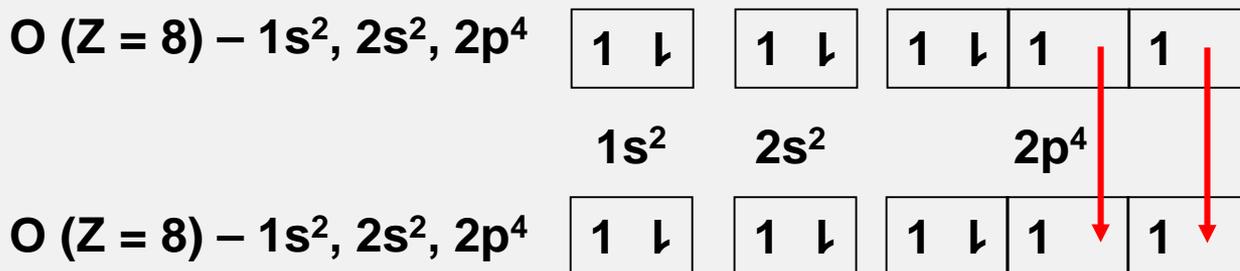
Segundo a Regra de Hund



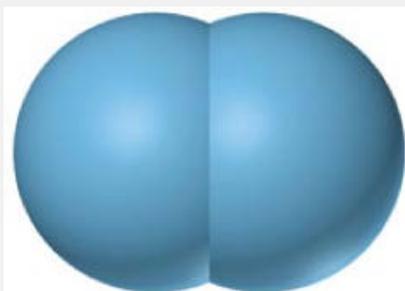
Molécula de H<sub>2</sub>

### Molécula de Hidrogênio O<sub>2</sub>

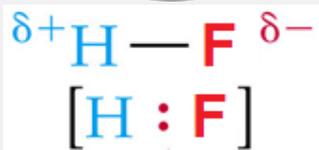
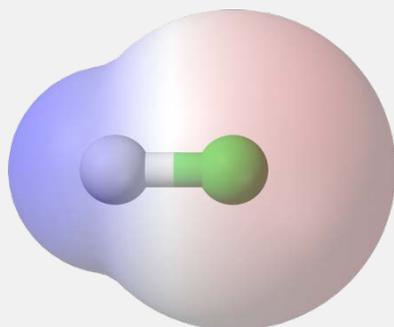
Segundo a Regra de Hund



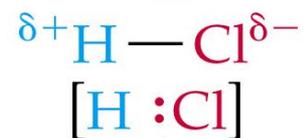
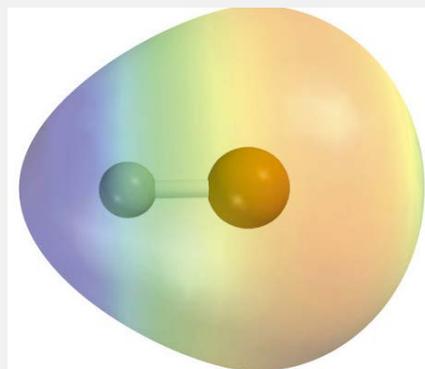
Molécula de O<sub>2</sub>



Molécula de  $\text{N}_2$



Molécula de HF



Molécula de HCl

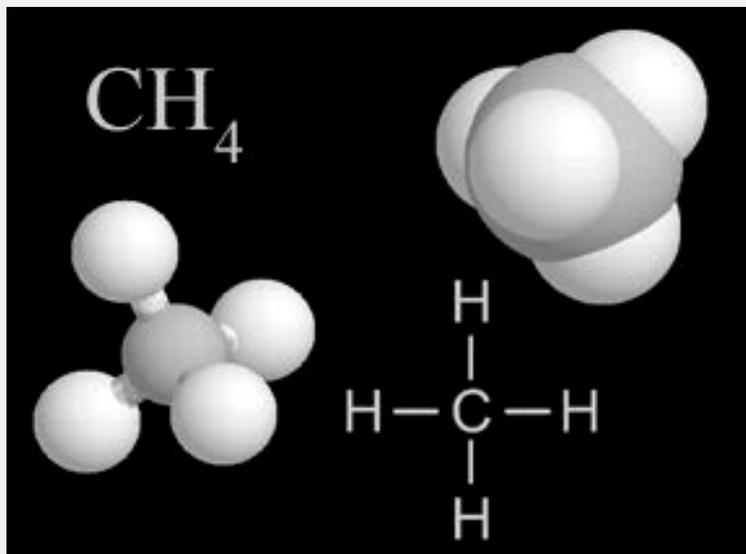
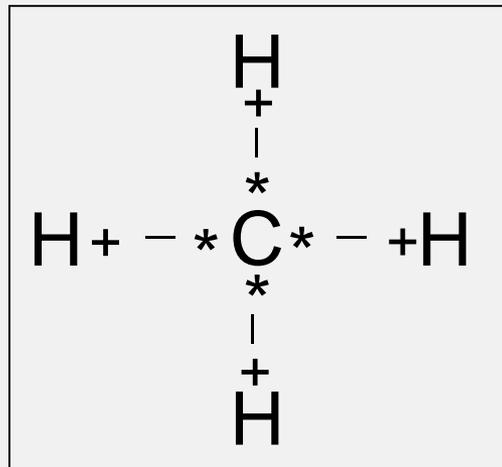
## Estrutura de Lewis para íons e moléculas poliatômicas:

### Estrutura de Lewis para moléculas de **Metano CH<sub>4</sub>**

- O átomo unitário é o átomo central, geralmente é o elemento com a mais baixa energia de ionização.

H (Z = 1) - **1s<sup>1</sup>** 1 elétron de valência

C (Z = 6) - 1s<sup>2</sup> **2s<sup>2</sup>, 2p<sup>2</sup>** 4 elétron de valência

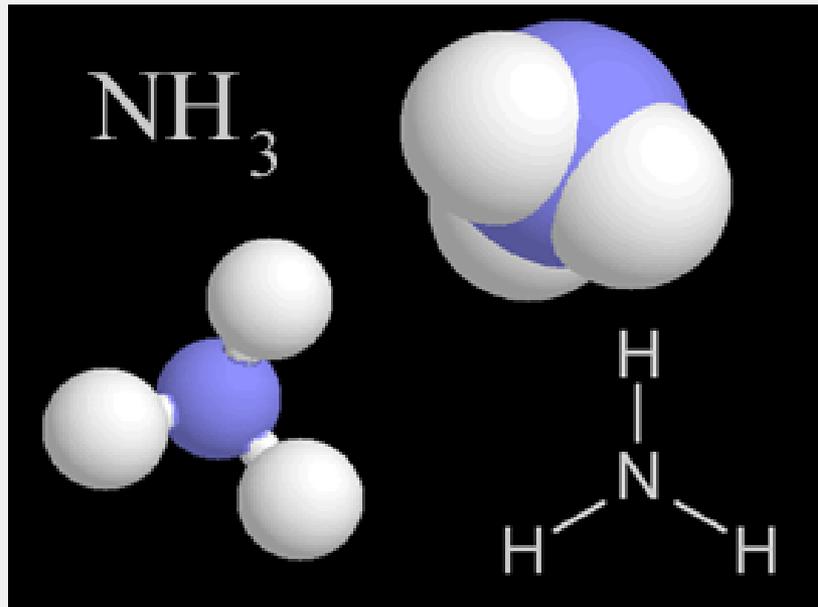
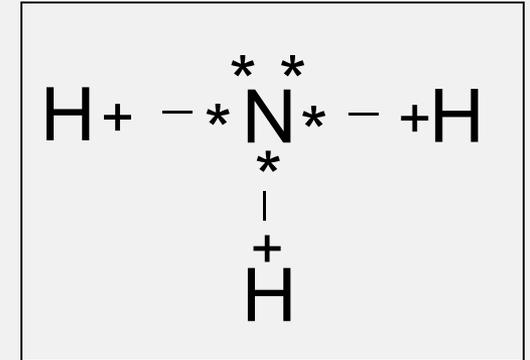


## Estrutura de Lewis para moléculas de **Amônia NH<sub>3</sub>**

- O átomo de **N** é o átomo central.

H (Z = 1) - **1s<sup>1</sup>** 1 elétron de valência

N (Z = 7) - 1s<sup>2</sup> **2s<sup>2</sup>, 2p<sup>3</sup>** 5 elétron de valência

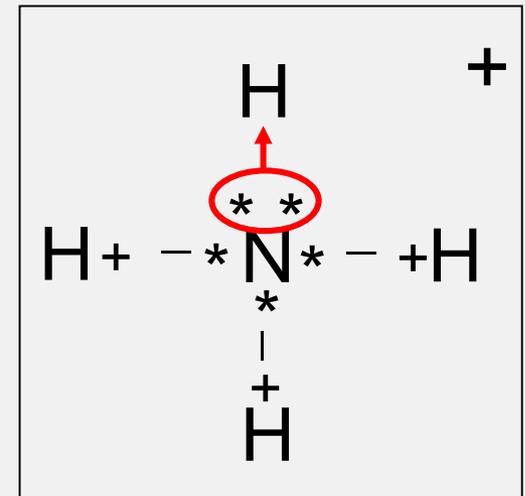
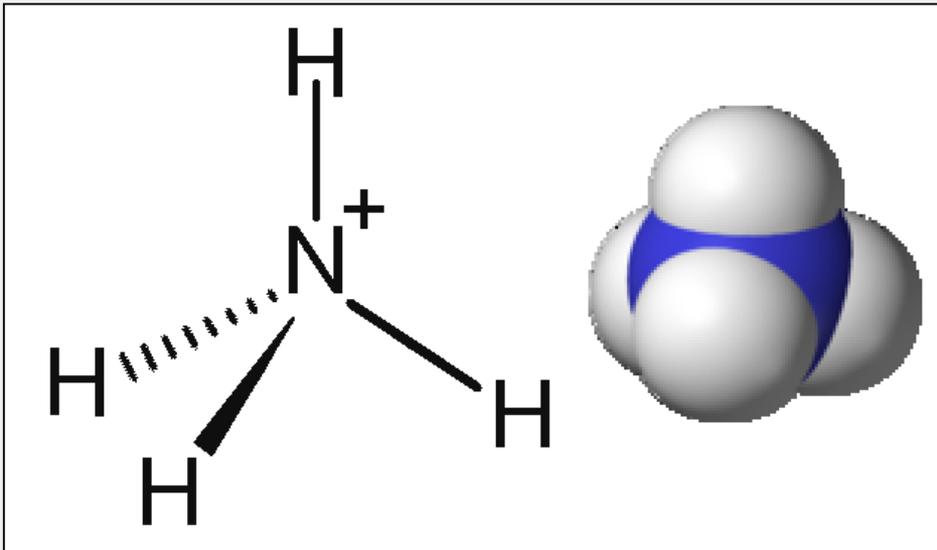
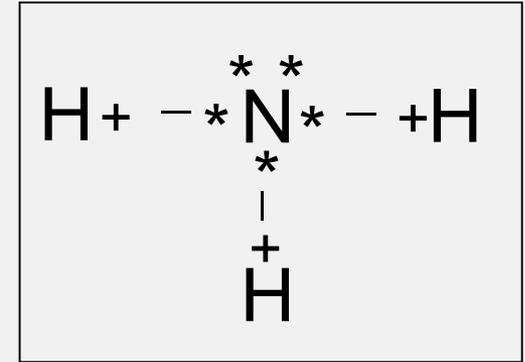


## Estrutura de Lewis para moléculas de Íon Amônio $\text{NH}_4^+$

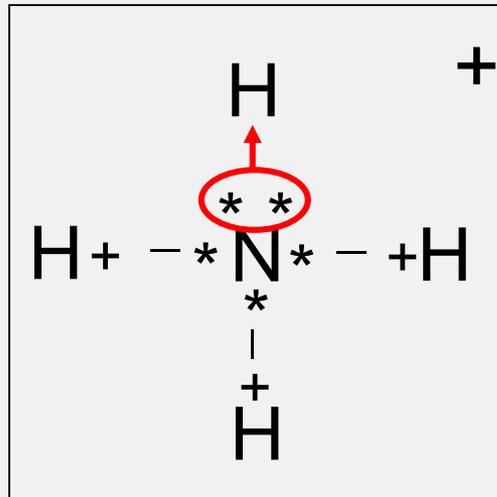
- O átomo de **N** é o átomo central.

H ( $Z = 1$ ) -  $1s^1$  1 elétron de valência

N ( $Z = 7$ ) -  $1s^2 2s^2, 2p^3$  5 elétrons de valência



**Ligação Covalente Coordenada ou Dativa:** Este tipo de ligação ocorre quando um par de elétrons não ligante é doado por um átomo, formando uma ligação covalente dativa.



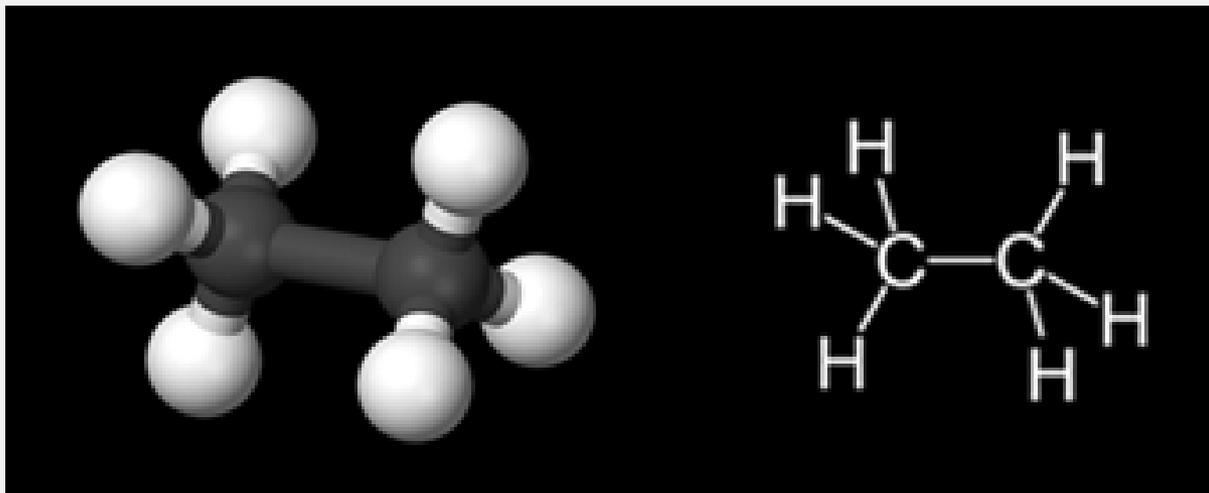
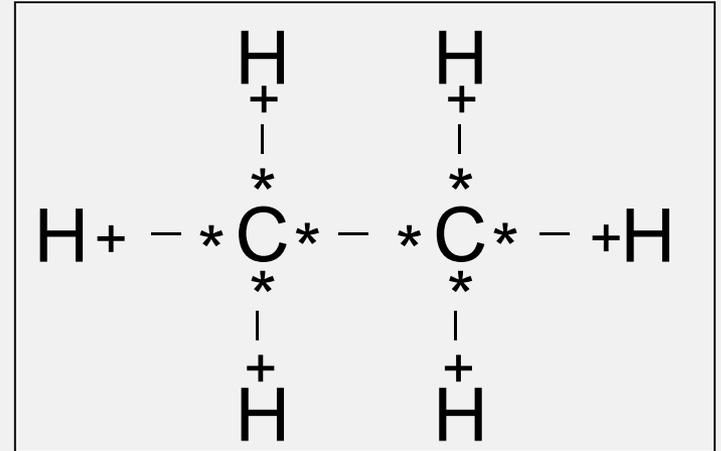
Todas as ligações N – H do íon amônio são idênticas em todas as suas propriedades mensuráveis.

## Estrutura de Lewis para moléculas de Etano $C_2H_6$

- O átomo de **C** é o átomo central.

**H** ( $Z = 1$ ) -  $1s^1$  1 elétron de valência

**C** ( $Z = 6$ ) -  $1s^2 2s^2, 2p^2$  4 elétrons de valência



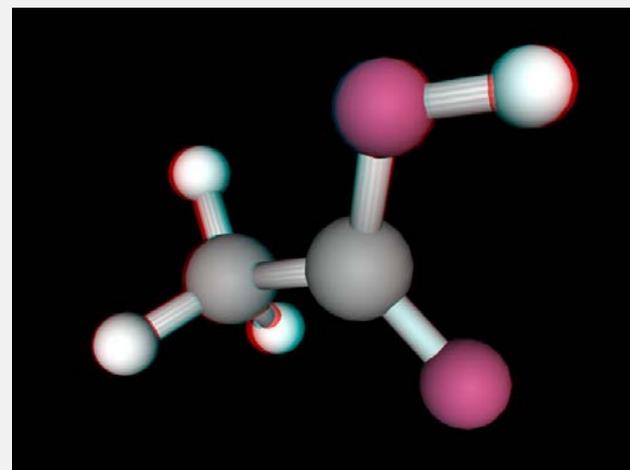
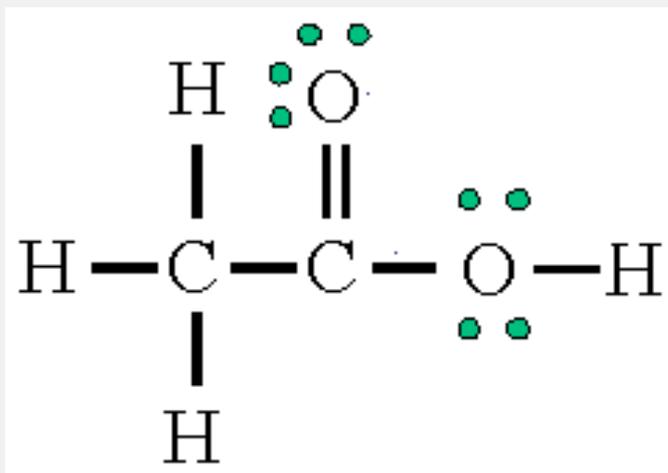
Ex1: Determinar a estrutura de Lewis para moléculas de **Acido Acético CH<sub>3</sub>COOH**:

$$\text{C} - 2 \times 4 = 8$$

$$\text{H} - 4 \times 1 = 4$$

$$\text{O} - 2 \times 6 = 12$$

**Total = 24 elétrons**



**A molécula tem 12 pares de elétrons de valência**

Ex2: Determinar a estrutura de Lewis para moléculas da **Uréia**  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ :

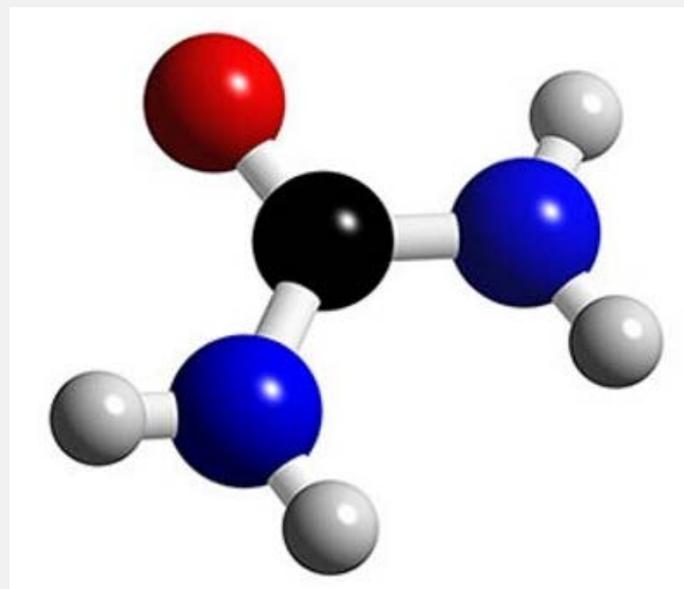
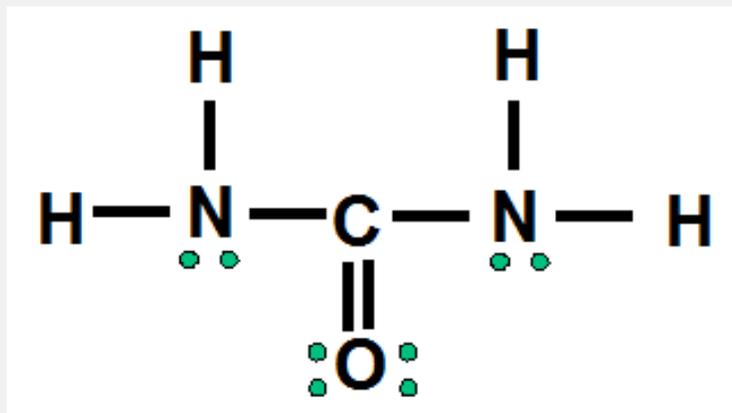
$$\text{C} - 1 \times 4 = 4$$

$$\text{H} - 4 \times 1 = 4$$

$$\text{O} - 1 \times 6 = 6$$

$$\text{N} - 2 \times 5 = 10$$

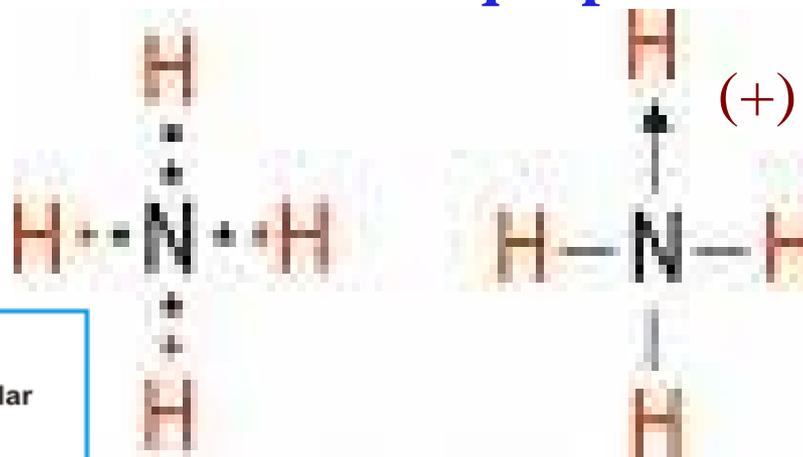
**Total = 24 elétrons**



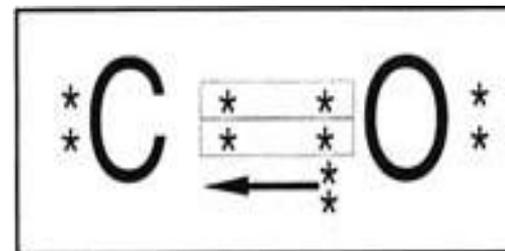
**A molécula tem 12 pares de elétrons de valência**

# LIGAÇÃO COVALENTE COORDENADA

A ligação coordenada ocorre quando apenas um átomo contribui na formação do par. A ligação dativa ocorre quando não há mais possibilidade de realização da covalente comum; então, o átomo isolado com oito elétrons na última camada, e que possui **pares isolados**, cede um par eletrônico para um outro átomo que precise receber dois elétrons.



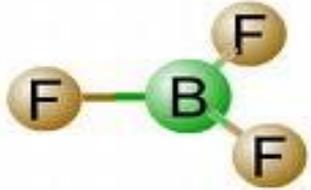
| Fórmula eletrônica ou Fórmula de Lewis | Fórmula estrutural                       | Fórmula molecular |
|--|--|-------------------|
|  | $\text{O}=\text{O} \rightarrow \text{O}$ | $\text{O}_3$      |
|  | $\text{O}=\text{S} \rightarrow \text{O}$ | $\text{SO}_2$     |



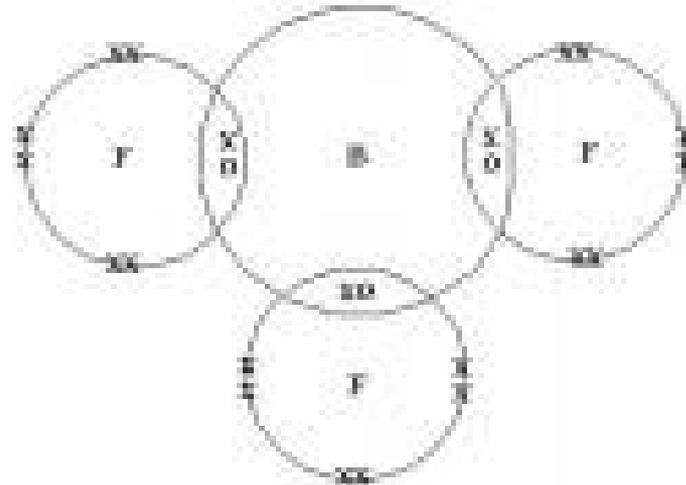
Depois de formada é igual a covalente (ressalta-se a origem dos elétrons quando necessário), caso contrário pode-se escrever como covalente.

**Excessões à regra do octeto** – A maioria dos compostos e íons moleculares obedece à regra do octeto. Existem algumas excessões:

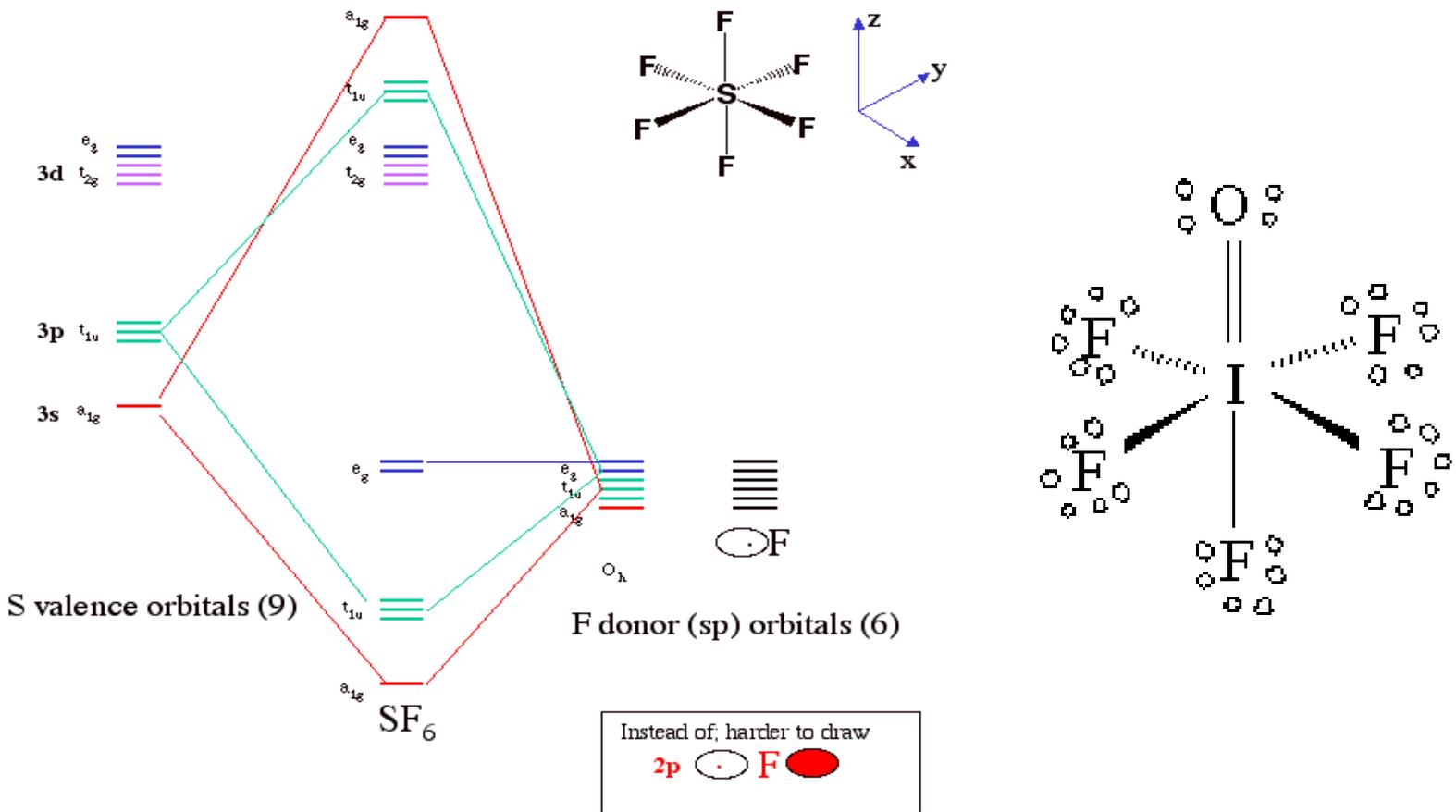
1) Moléculas ou íons com menos de 4 pares de elétrons no átomo central:



Pela distribuição eletrônica: estabilização da subcamada p

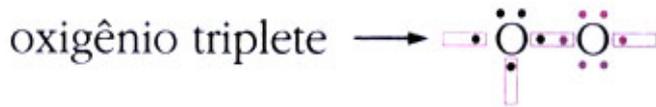
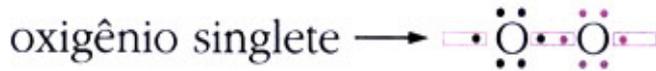
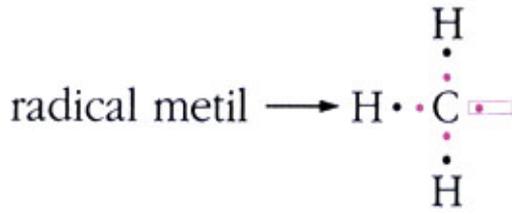
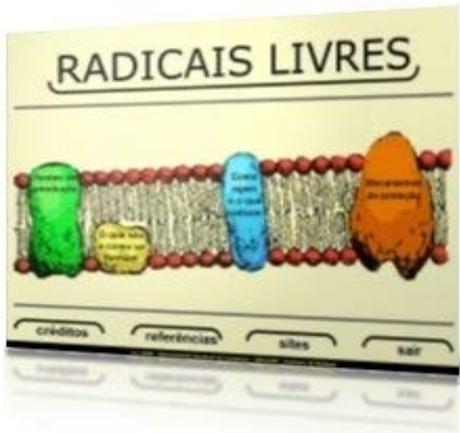


## 2) Moléculas ou íons com mais de 4 pares de elétrons no átomo central:

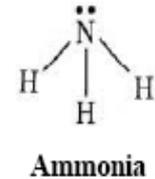
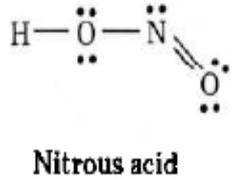
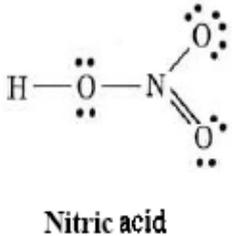
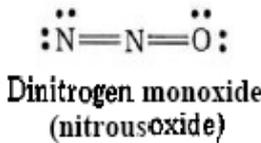
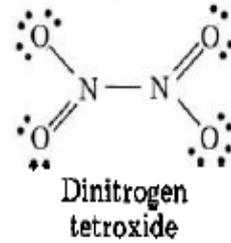
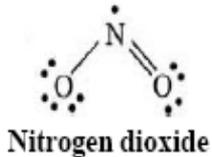
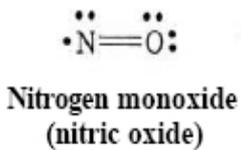
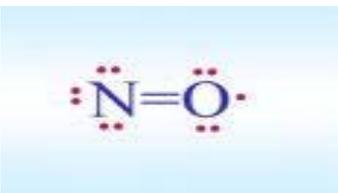


Somente elementos do terceiro período ou períodos mais elevados (número de orbitais na camada de valência (orbitais d - (12 elétrons ou mais))

### 3) Moléculas ou íons com número ímpar de elétrons no átomo central:

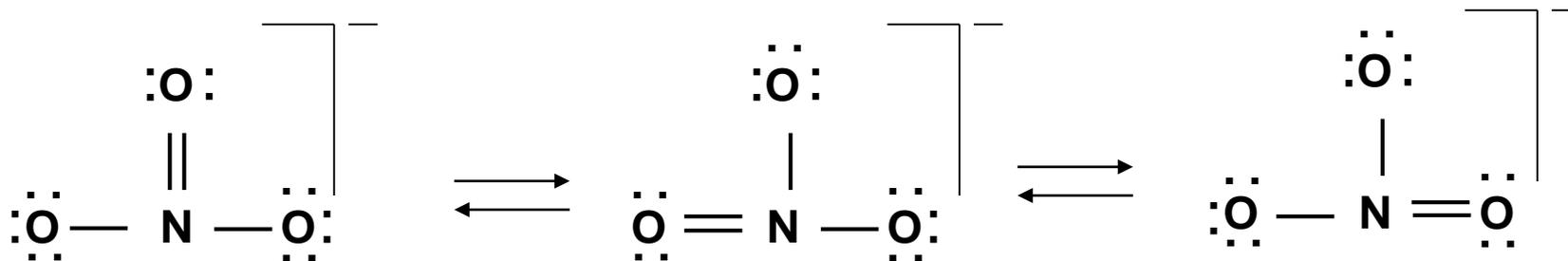


### Quais dos compostos abaixo são radicais?



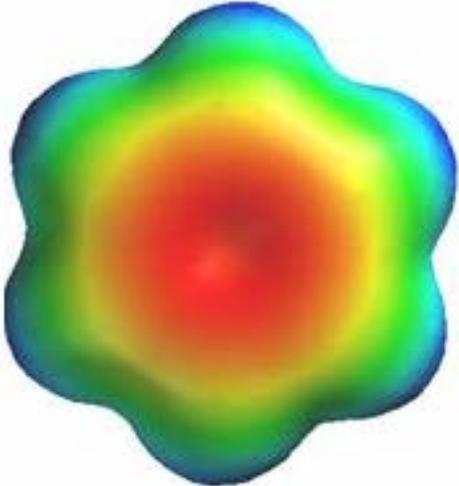
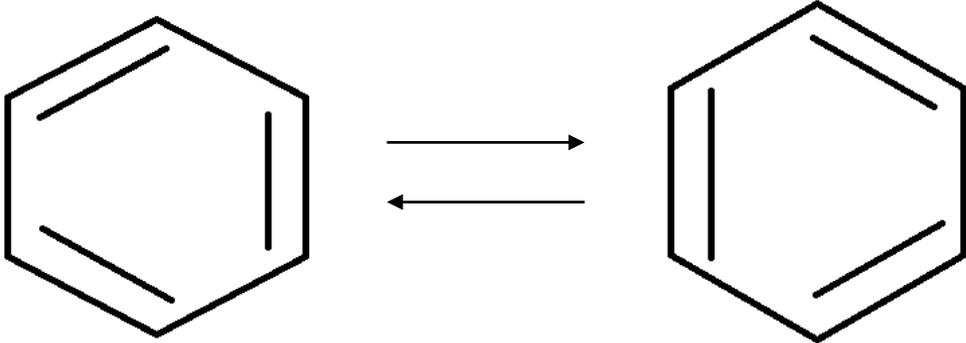
**Ressonância** – É uma mistura de estruturas com o mesmo arranjo de átomos, mas com diferentes arranjos de elétrons.

### Íon Nitrato $\text{NO}_3^-$



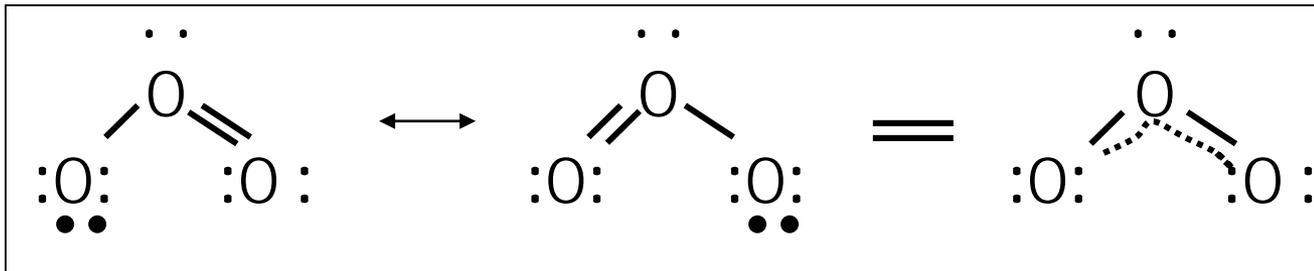
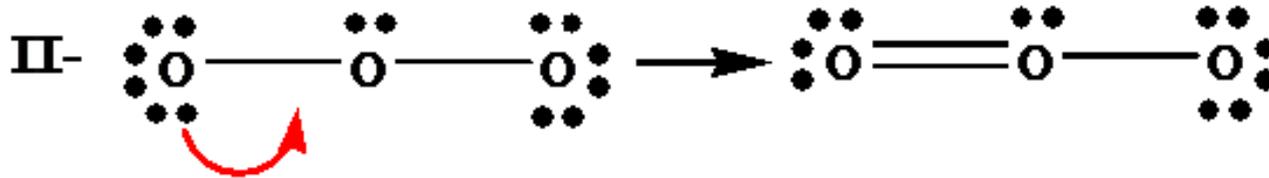
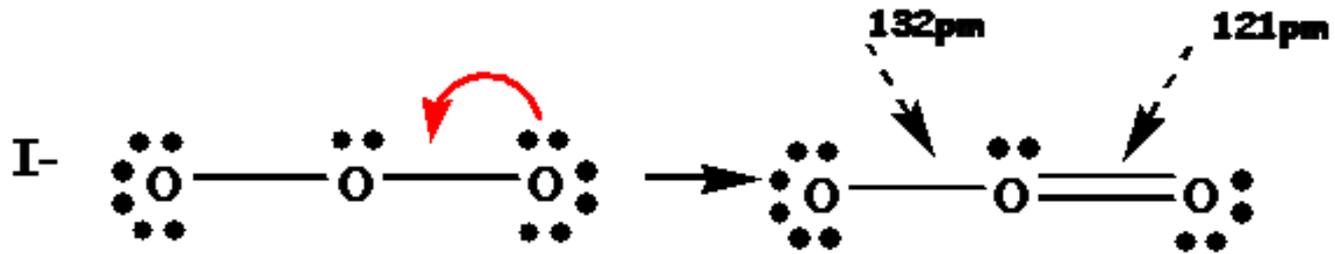
**A estrutura apresenta uma distância de ligação igual para todas as ligações, simples e dupla (124 pm). A ligação dupla,  $\text{N} = \text{O}$ , (120 pm) é mais curta do que a ligação simples  $\text{N} - \text{O}$  (140 pm).**

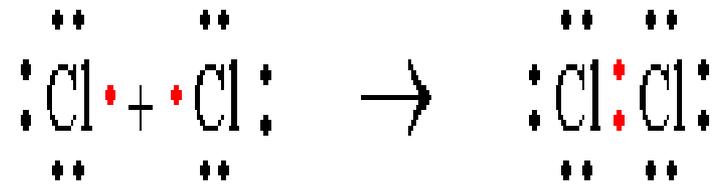
**Molécula de Benzeno C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>**



**Benzeno**

# Molécula de Ozônio O<sub>3</sub>





Alguns átomos podem fazer várias ligações covalentes

