



# Química Geral 1 - Aula 22

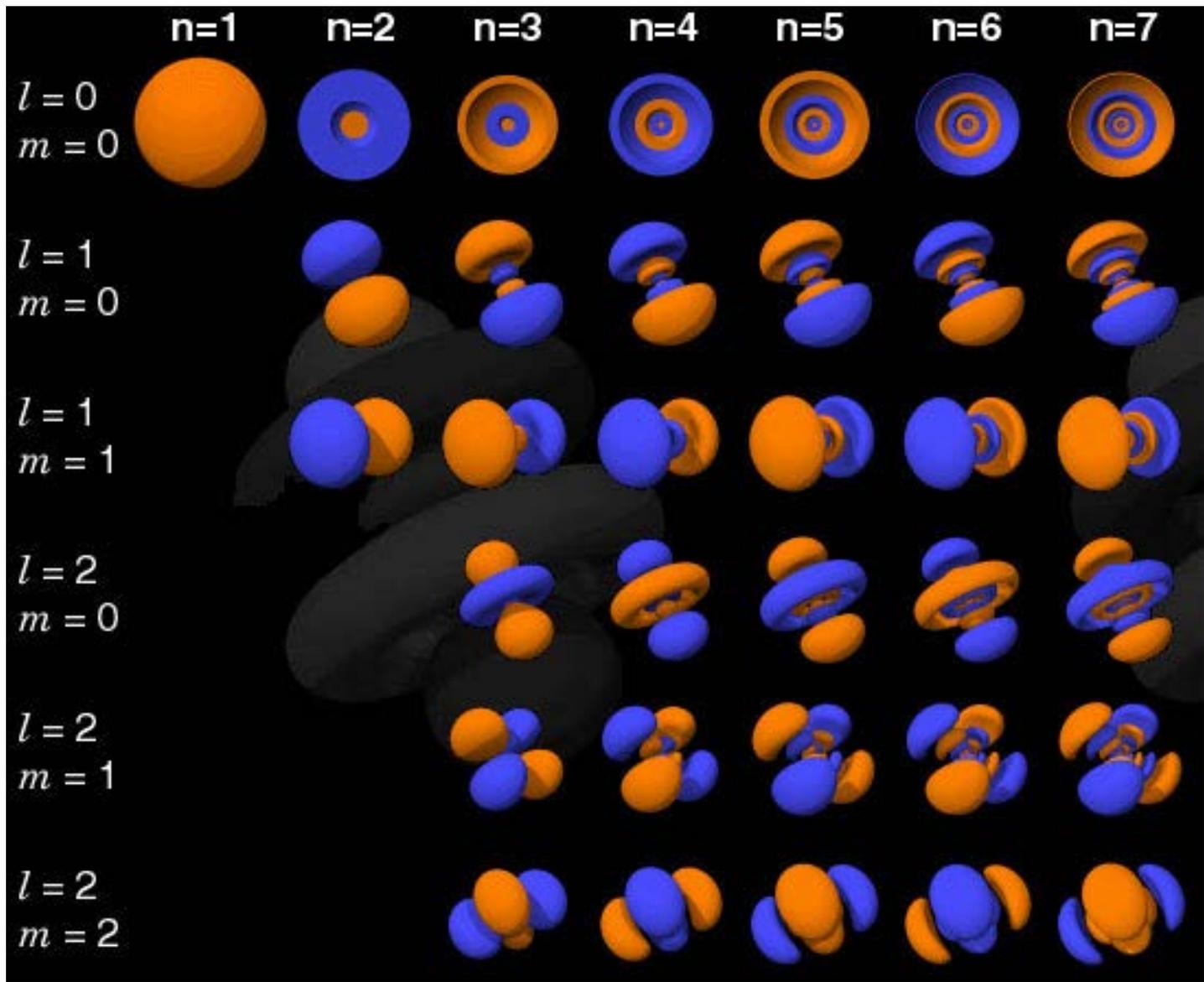
Universidade Estadual do Norte Fluminense Darcy Ribeiro

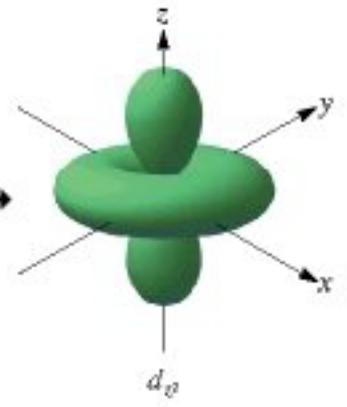
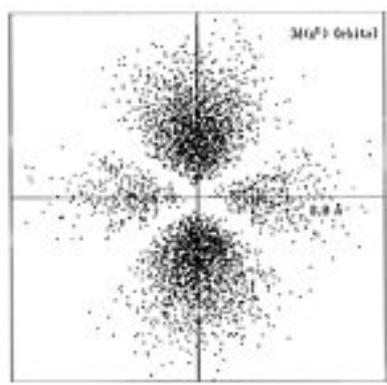
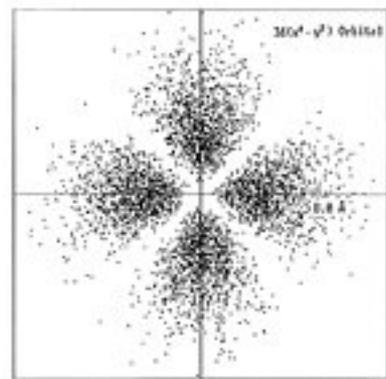
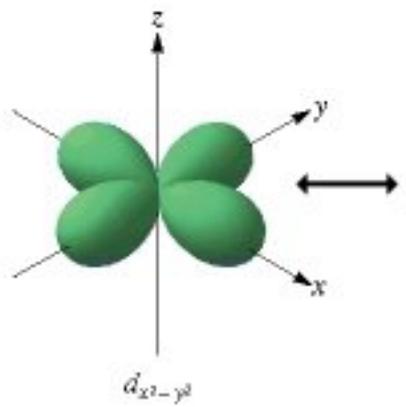
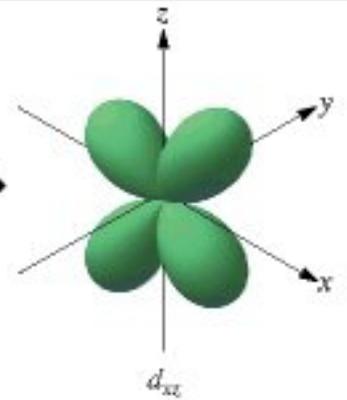
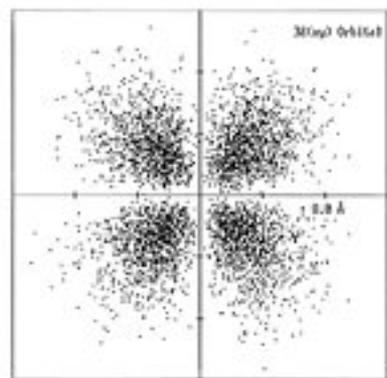
Laboratório de Ciências Químicas – LCQUI

Prof. Sergio Luis Cardoso

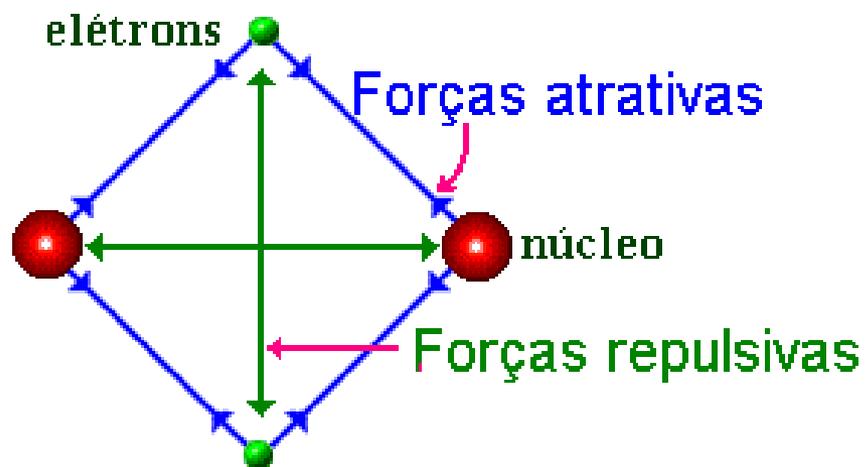


Camada	n	Número de orbitais $n^2$	Sub camadas	$\ell$	$m_\ell$	Estados	$\Psi_{n\ell m_\ell}$					
K	1	1	s	0	0	$ 100\rangle$	$\Psi_{100}$					
L	2	4	s	0	0	$ 200\rangle$	$\Psi_{200}$					
								p	1	-1	$ 21-1\rangle$	$\Psi_{21-1}$
										0	$ 210\rangle$	$\Psi_{210}$
										1	$ 211\rangle$	$\Psi_{211}$
M	3	9	s	0	0	$ 300\rangle$	$\Psi_{300}$					
								p	1	-1	$ 31-1\rangle$	$\Psi_{31-1}$
			0	$ 310\rangle$	$\Psi_{310}$							
			1	$ 311\rangle$	$\Psi_{311}$							
			d	2	-2	$ 32-2\rangle$	$\Psi_{32-2}$					
					-1	$ 32-1\rangle$	$\Psi_{32-1}$					
					0	$ 320\rangle$	$\Psi_{320}$					
					1	$ 321\rangle$	$\Psi_{321}$					
					2	$ 322\rangle$	$\Psi_{322}$					





# A aproximação de Born-Oppenheimer



## Orbitais moleculares mono-eletrônicos

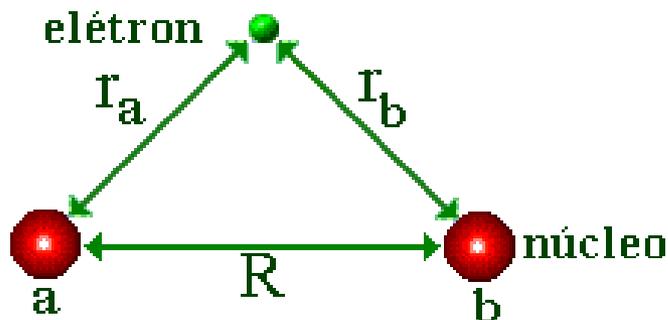
Numa molécula cada elétron é descrito por uma função de onda  $\Phi$  (denominada orbital molecular) – lembre-se de  $\Psi$  = orbital atômico

Também aplica-se Princípio da Exclusão de Pauli – cada elétron tem um spin e cada orbital molecular deve ter no máximo 2 elétrons de spins opostos

Teoria do Orbital Molecular (MO) – elétrons são tratados como se estivessem espalhados pela molécula como um todo e não ligados especificamente a cada núcleo que compõe a molécula

Teoria da Ligação de Valência (VB)

Sistema Molecular mais Simples –  $\text{H}_2^+$  Método LCAO (Linear combination of atomic orbitals)

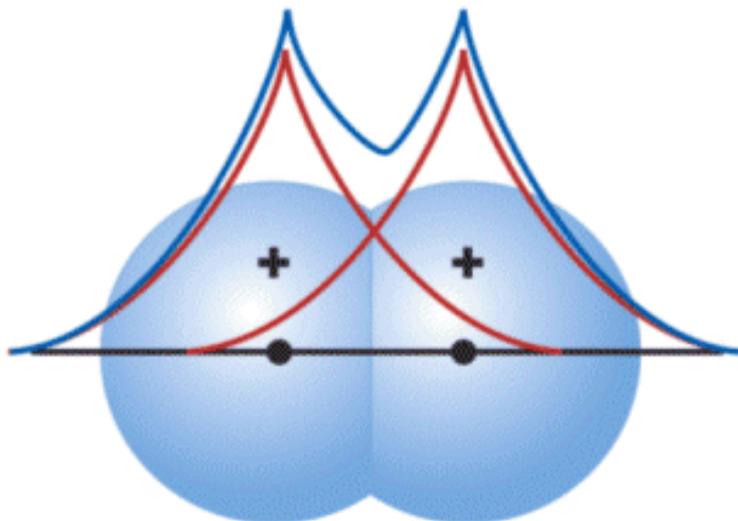
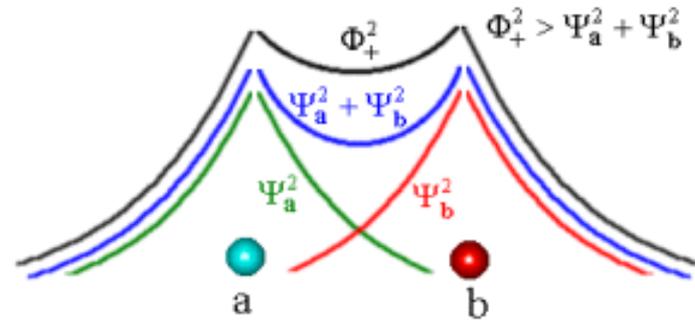
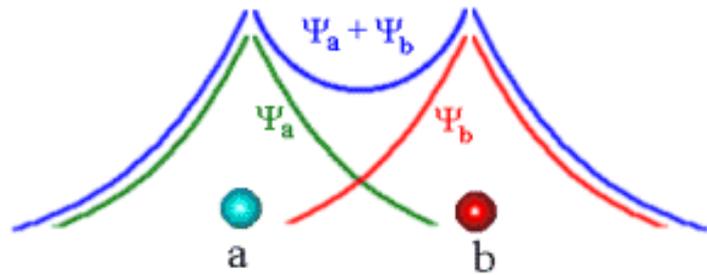


$$\Phi = C_a \Psi_a + C_b \Psi_b$$

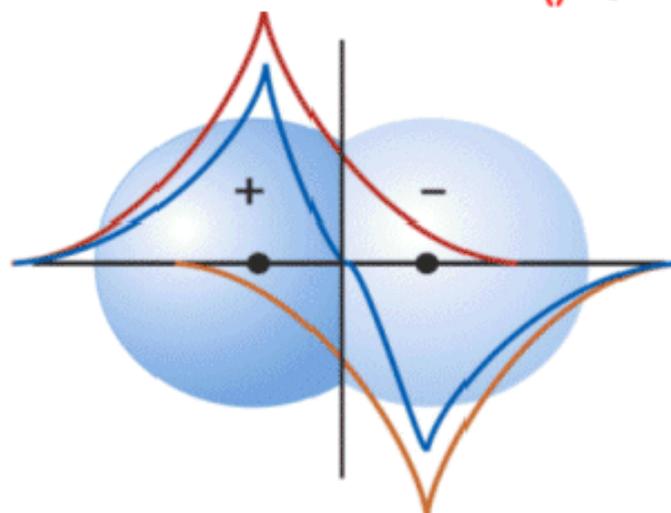
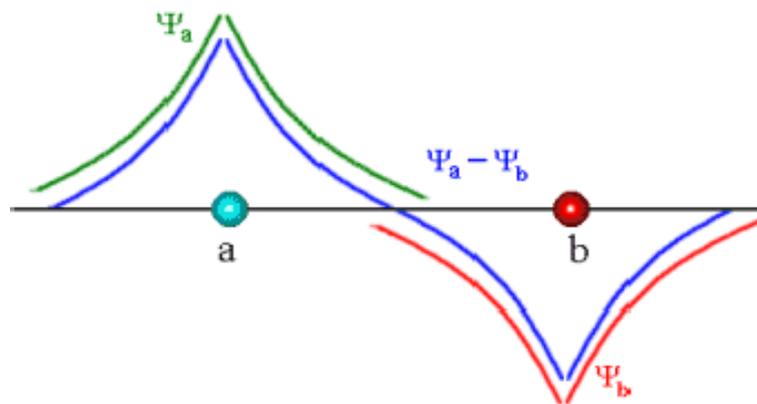
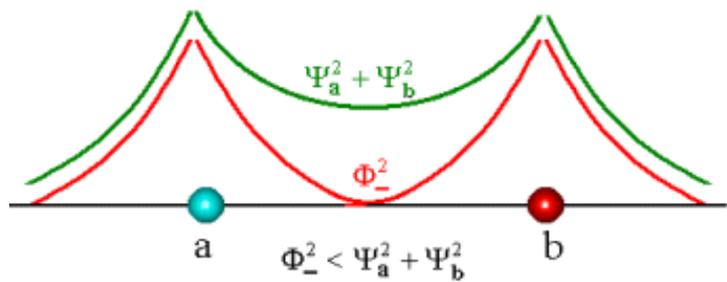
$$\Phi_+ = \sigma_{1s} \approx \frac{1}{\sqrt{2(1+S)}} [\psi_a(1s) + \psi_b(1s)]$$

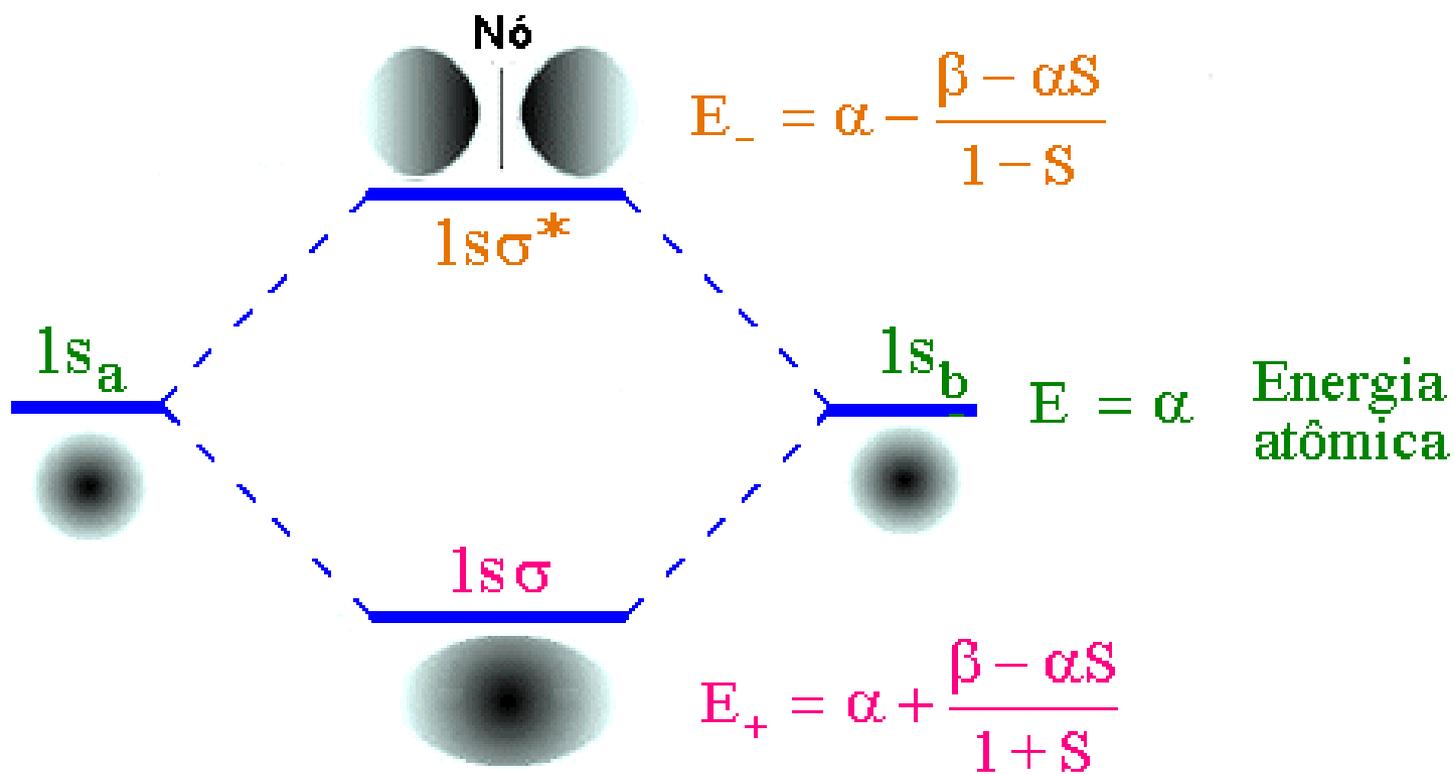
$$\Phi_- = \sigma_{1s}^* \approx \frac{1}{\sqrt{2(1-S)}} [\psi_a(1s) - \psi_b(1s)]$$

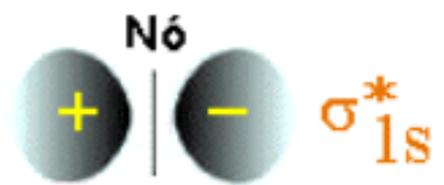
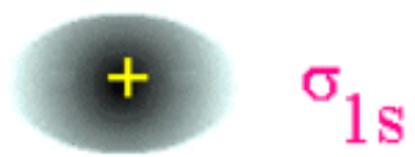
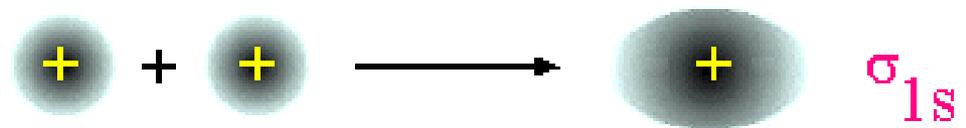
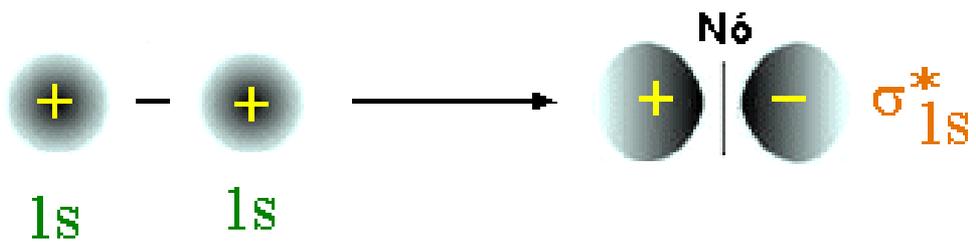
$$S = \int \psi_a \psi_b d\tau$$

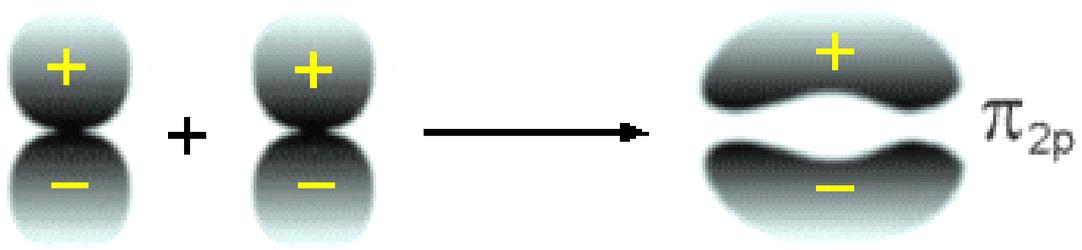
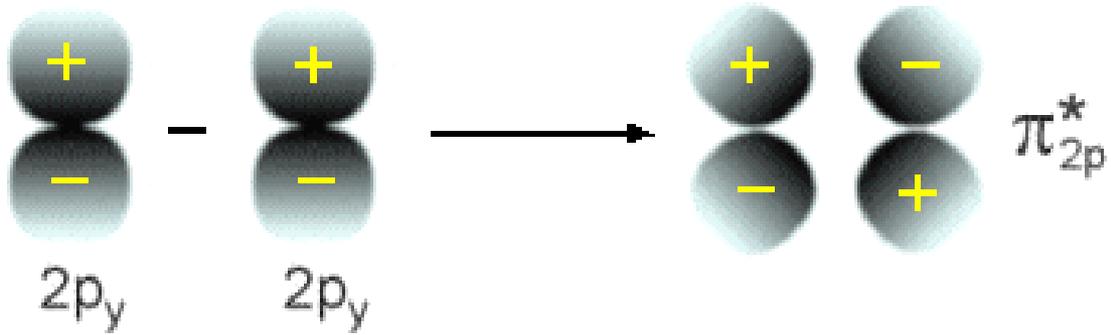
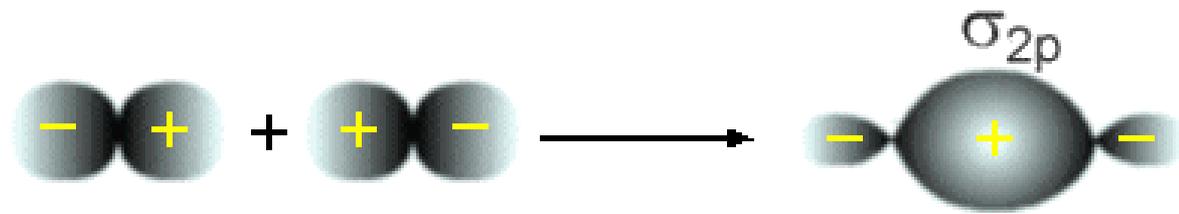
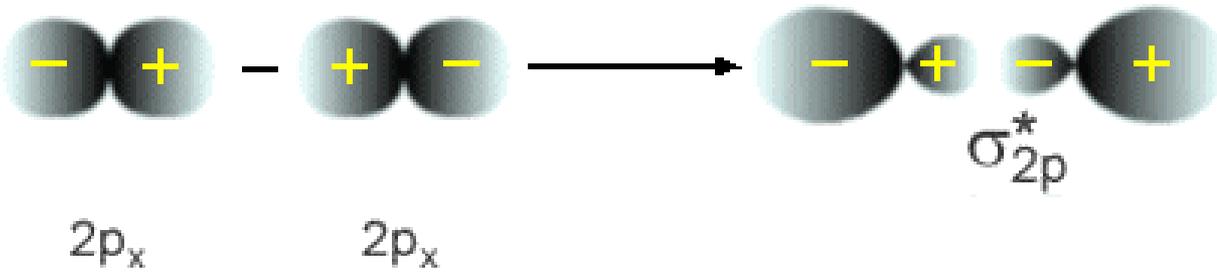


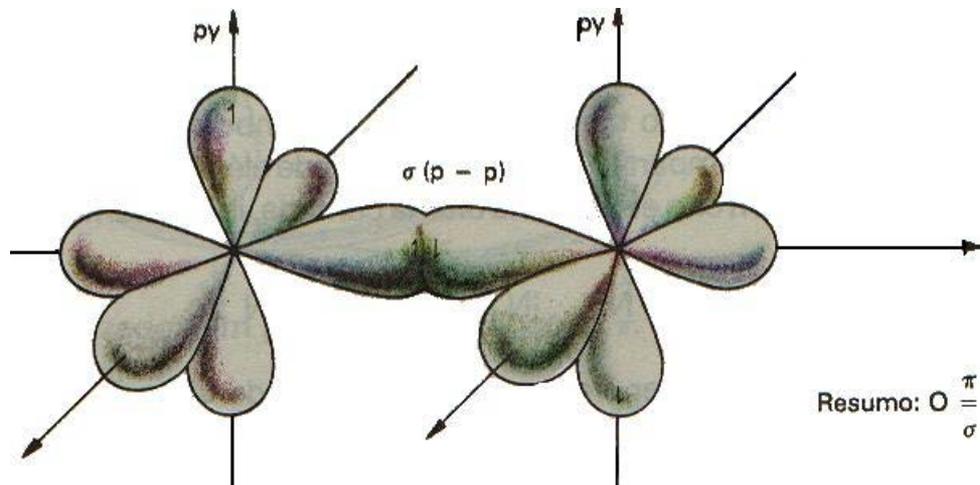
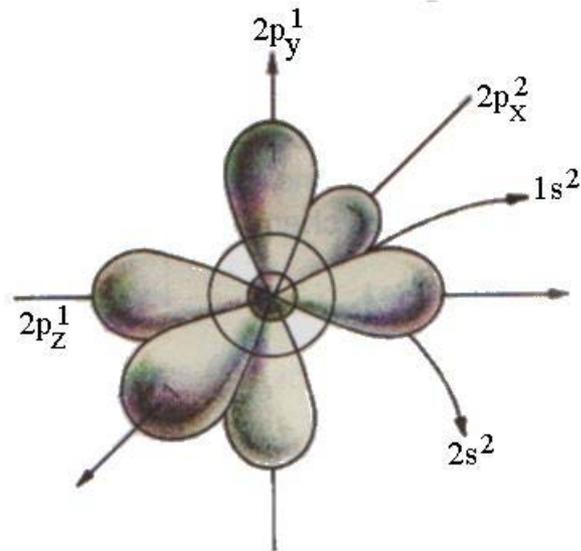
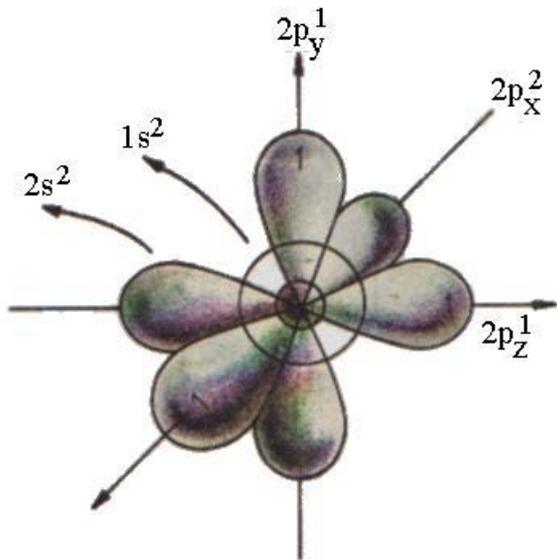
$$\Phi_-^2 < \Psi_a^2 + \Psi_b^2$$



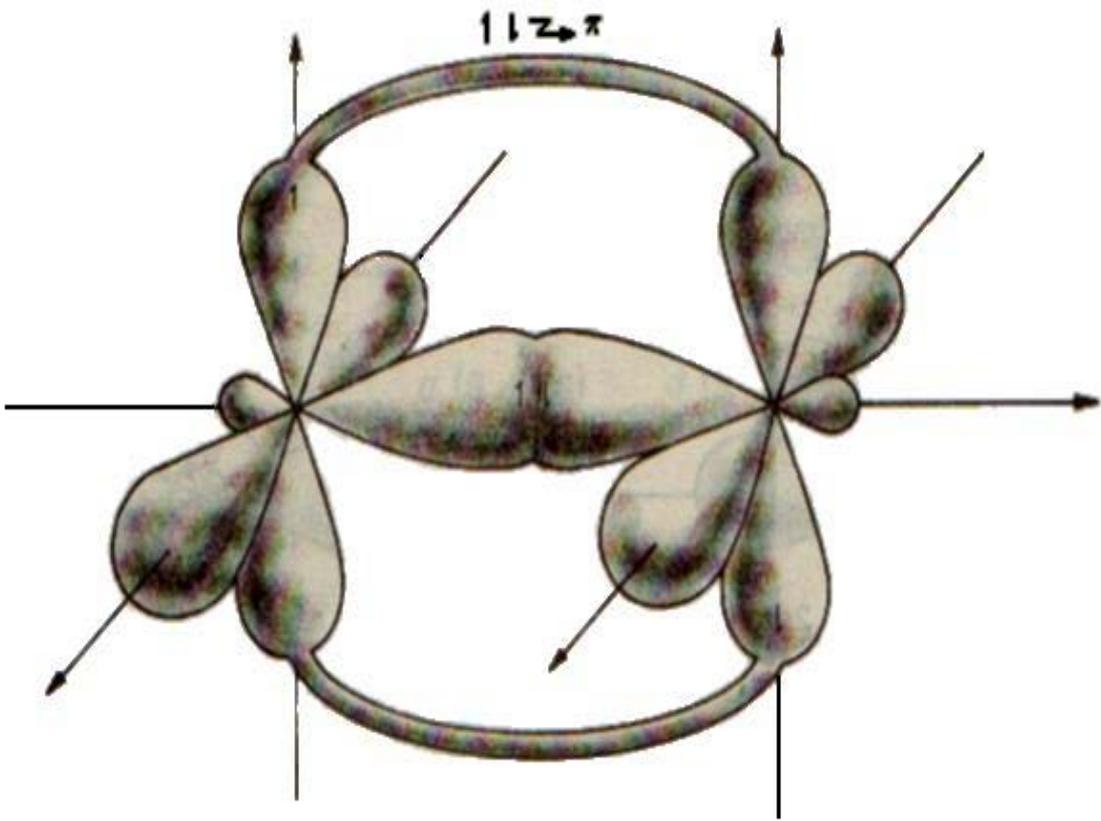








Resumo:  $\overset{\pi}{\underset{\sigma}{\text{O}}} = \text{O}$



**Carga Formal** – a carga formal para um átomo em uma molécula ou em um íon é a carga calculada para este átomo com base na estrutura de Lewis da molécula ou íon:

Carga Formal de um átomo = CF

- As cargas formais (CF) indicam uma tendência para o acúmulo de carga elétrica.
- São úteis para a discussão da viabilidade das estruturas de Lewis.

**CF = EV - (1/2 EL + ENL)** onde:

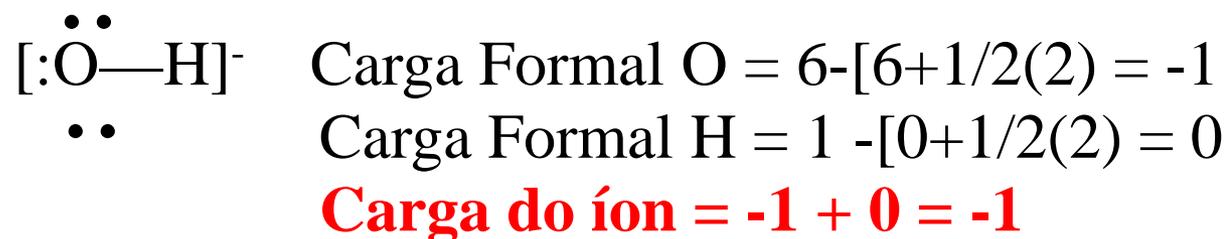
- EV = número de elétrons de valência (grupo tabela periódica)
- EL = número de elétrons ligantes
- ENL = número de elétrons não ligantes

A soma das cargas formais dos átomos é igual a carga elétrica da molécula ou íon.

Em relação aos cargas formas, **não** são eletrostaticamente favoráveis as seguintes situações:

- Cargas iguais em átomos adjacentes;
- Cargas opostas em átomos não adjacentes;
- Cargas múltiplas em qualquer átomo;
- Cargas em desacordo com as eletronegatividades dos átomos.

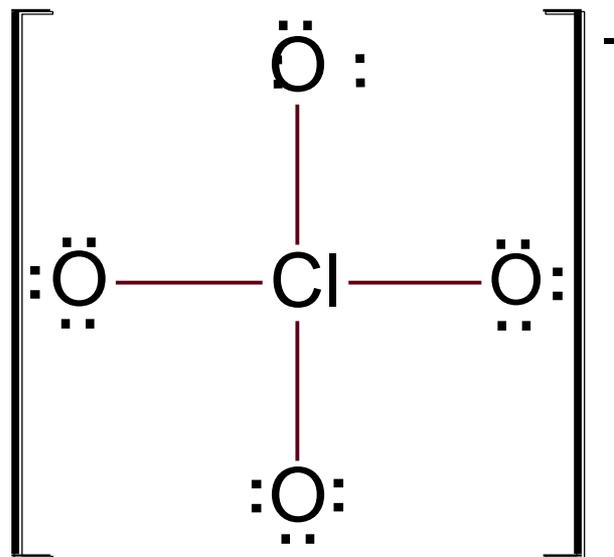
Exemplo: Qual a carga formal do oxigênio e do hidrogênio no íon  $\text{OH}^-$ ?



# Calculando a carga formal para o íon $\text{ClO}_4^-$

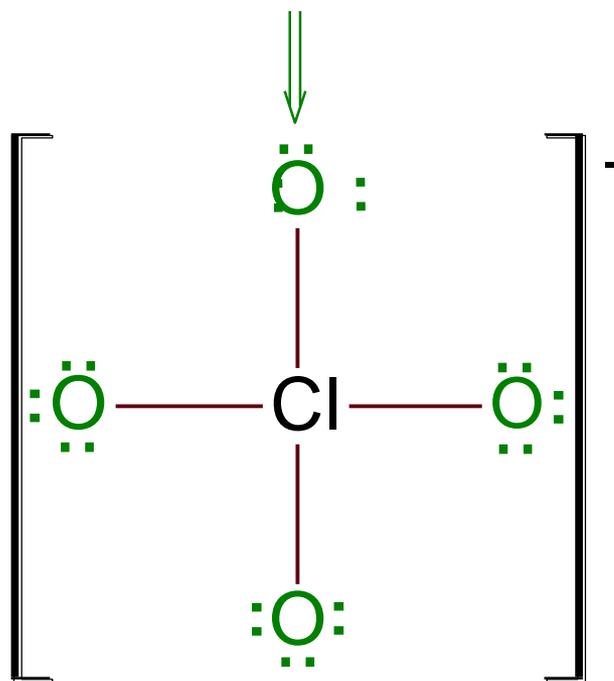
## 1ª proposta

As estruturas de Lewis mostram, razoavelmente bem, as ligações em uma molécula ou íon covalentemente ligado. No entanto, a partir do cálculo das **cargas formais** é possível obter uma descrição mais precisa da distribuição dos elétrons.



Estrutura de Lewis – 1ª proposta  
O cálculo das **cargas formais** dos átomos nesse íon nos indicará a viabilidade dessa e das demais estruturas propostas

carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1$



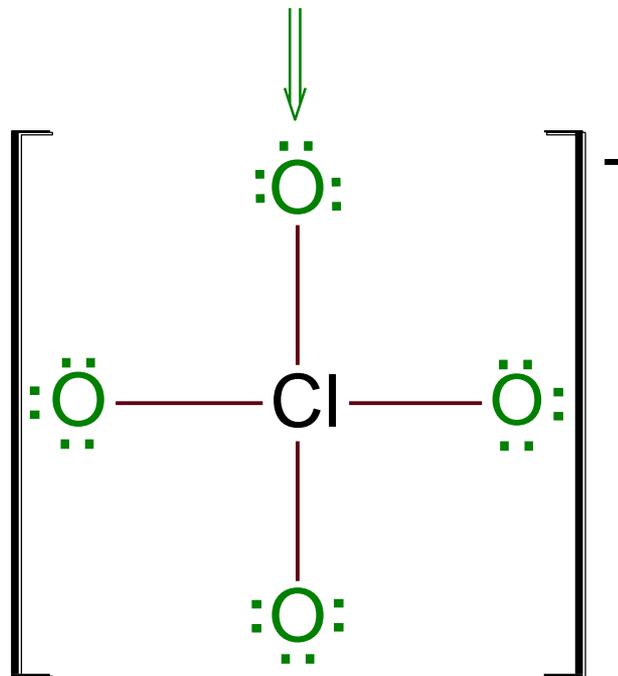
A carga formal de um átomo em uma molécula ou íon =  $EV - (1/2 EL + ENL)$

EV = elétrons de valência

EL = elétrons ligantes

ENL = elétrons não ligantes

$$\text{carga formal: } 6 - (1 + 6) = -1 \times 4 = -4$$



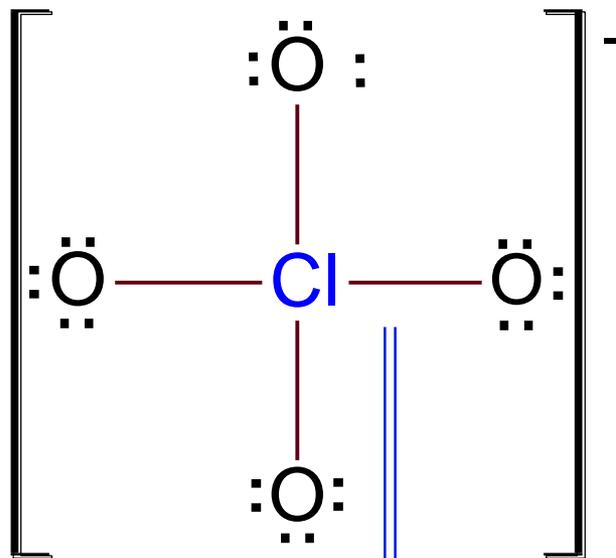
Nesse íon temos quatro átomos de oxigênio equivalentes. A carga formal de cada um deles é igual a -1 e a carga total para os quatro átomos é -4.

A carga formal de um átomo em uma molécula ou íon =  $EV - (1/2 EL + ENL)$

EV = elétrons de valência

EL = elétrons ligantes

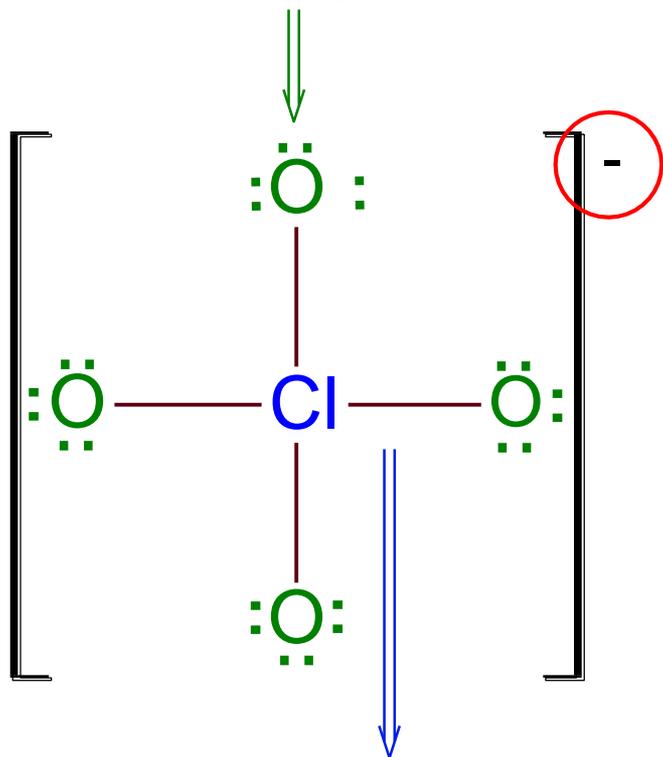
ENL = elétrons não ligantes



carga formal:  $7 - (4 + 0) = 3$

Princípio da  
Eletroneutralidade: os  
elétrons em uma  
molécula devem estar  
distribuídos de forma que  
as cargas nos átomos  
fiquem o mais próximo  
possível de zero.

carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1 \times 4 = -4$



carga formal:  $7 - (4 + 0) = 3$

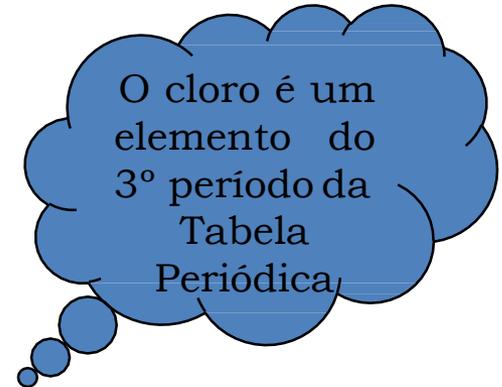
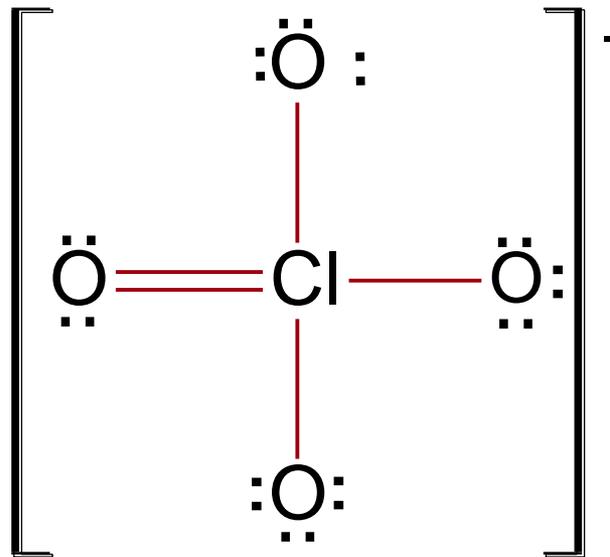
soma das cargas formais = -1

A soma das cargas formais dos átomos sempre será igual à carga do íon.

Essa carga contraria o princípio da **eletroneutralidade**, portanto essa estrutura não seria satisfatória.

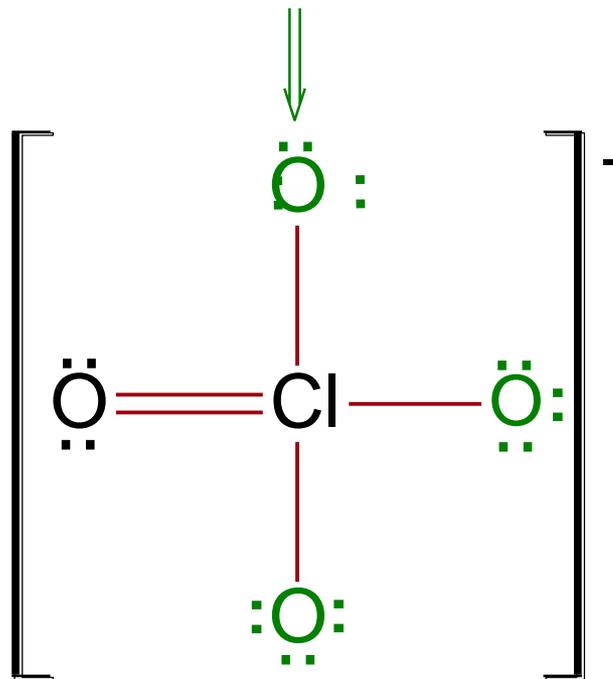
# Calculando a carga formal para o íon $\text{ClO}_4^-$

## 2ª proposta

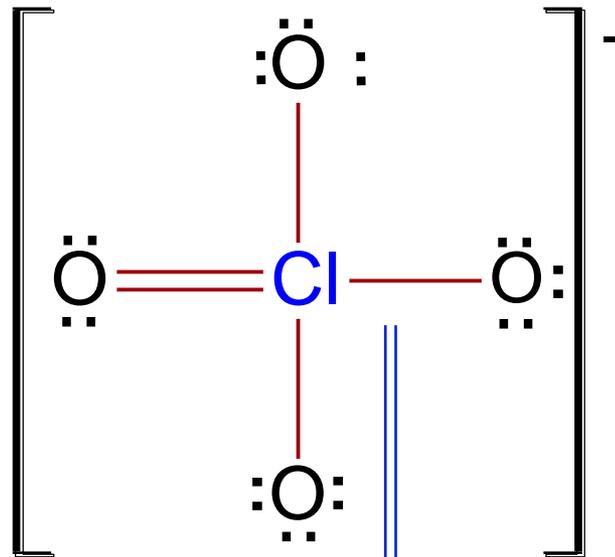


Estrutura de Lewis – 2ª proposta  
Somente elementos do 3º período e períodos mais elevados da Tabela Periódica formam compostos em que um octeto é excedido

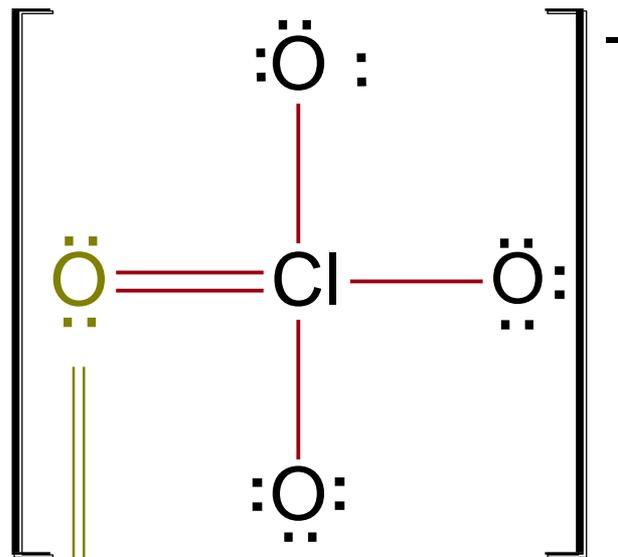
carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1 \times 3 = -3$



Agora, os átomos de oxigênio equivalentes são três.

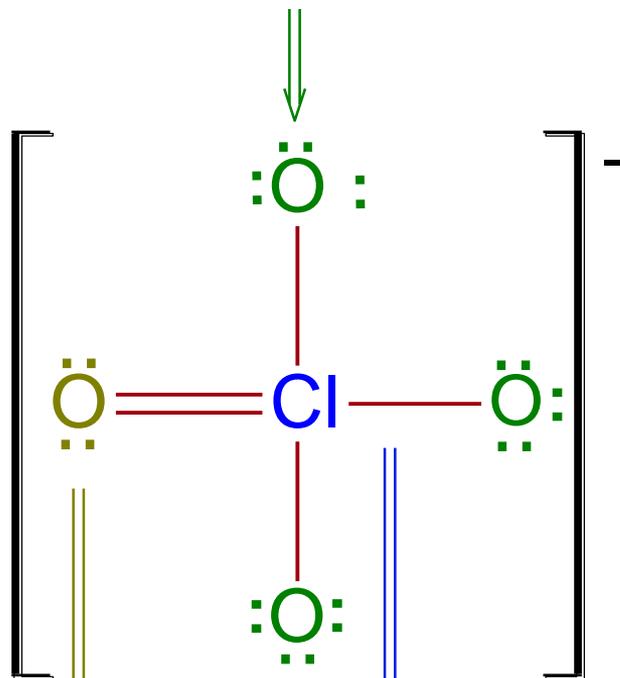


carga formal:  $7 - (5 + 0) = 2$



carga formal:  $6-(2+4) = 0$

$$\text{carga formal: } 6 - (1 + 6) = -1 \times 3 = -3$$



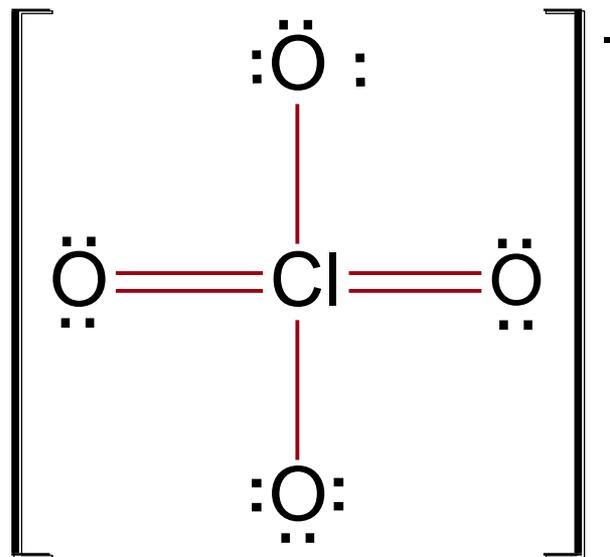
$$\text{carga formal: } 7 - (5 + 0) = 2$$

$$\text{carga formal: } 6 - (2 + 4) = 0$$

soma das cargas formais = -1

Essa carga, novamente, contraria o princípio da **eletroneutralidade**, portanto essa estrutura também não seria satisfatória.

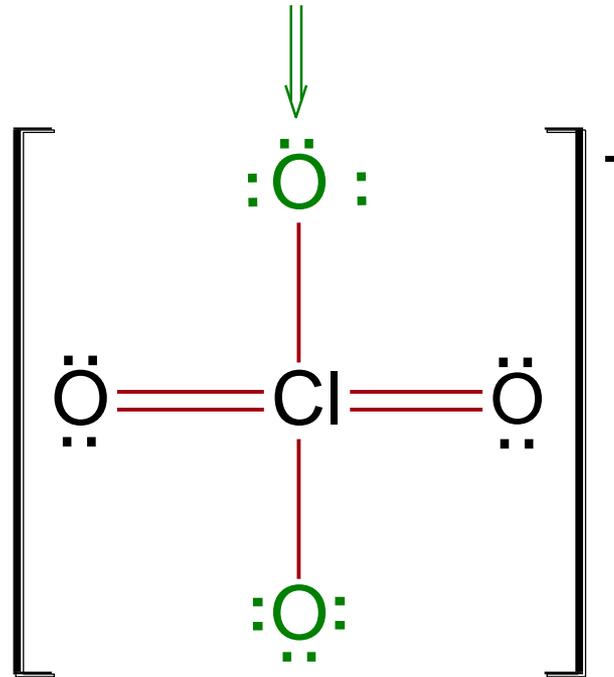
# Calculando a carga formal para o íon $\text{ClO}_4^-$ 3ª proposta



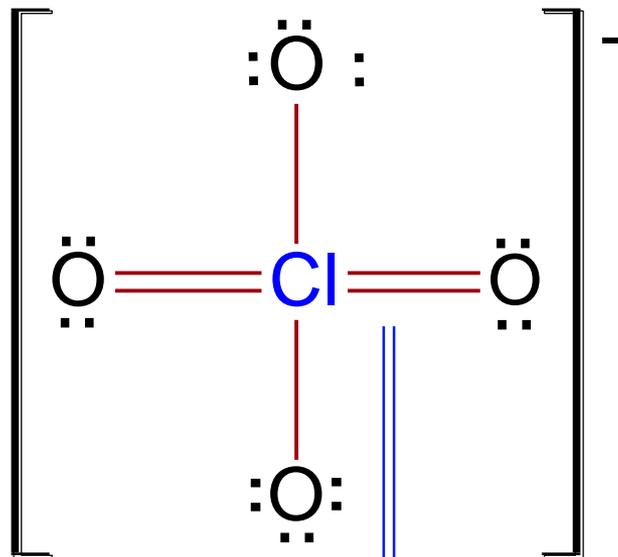
Estrutura de Lewis – 3ª proposta

Um segundo par de elétrons foi deslocado e o cloro agora faz seis ligações

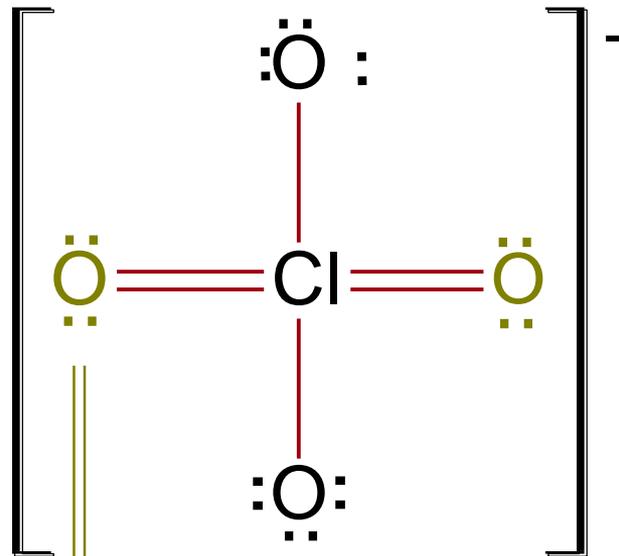
carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1 \times 2 = -2$



Quando uma carga negativa está presente ela deve ficar no átomo mais eletronegativo

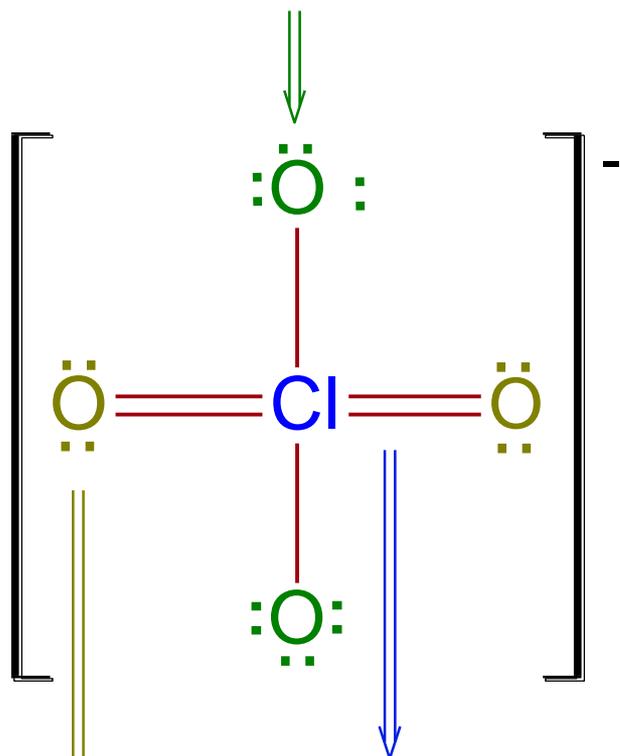


carga formal:  $7 - (6 + 0) = 1$



carga formal:  $6 - (2 + 4) = 0$

carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1 \times 2 = -2$



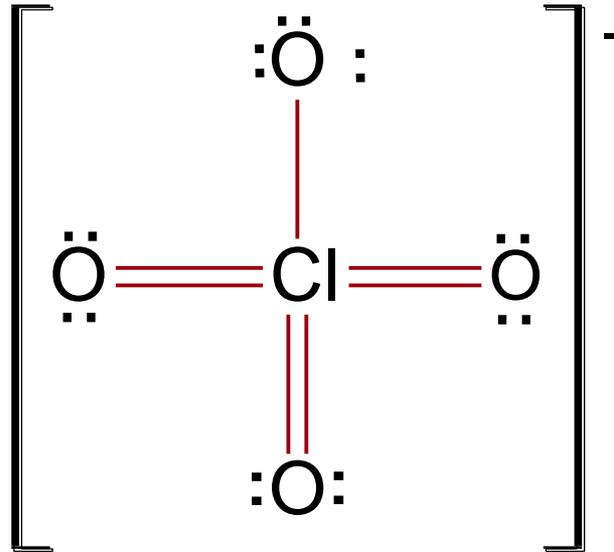
carga formal:  $7 - (6 + 0) = 1$

carga formal:  $6 - (2 + 4) = 0$

soma das cargas formais = -1

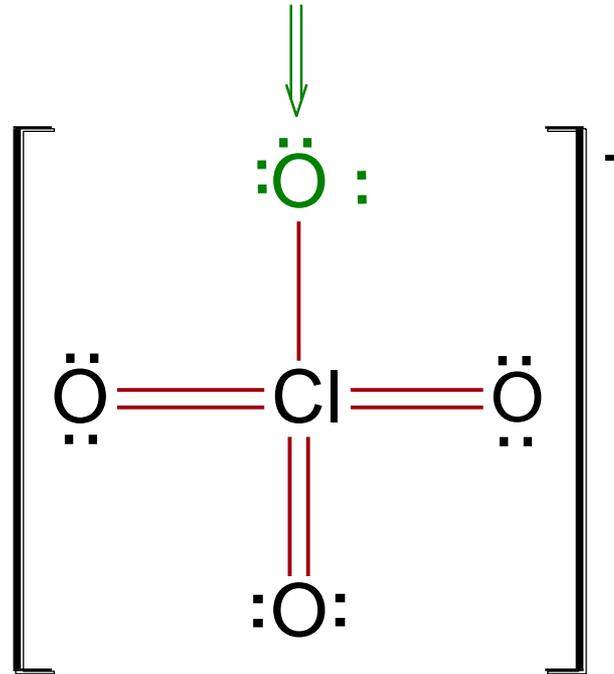
Mais uma vez o princípio da **eletroneutralidade** foi contrariado. Além disso, teríamos uma carga positiva em um átomo muito eletronegativo.

# Calculando a carga formal para o íon $\text{ClO}_4^-$ 4ª proposta

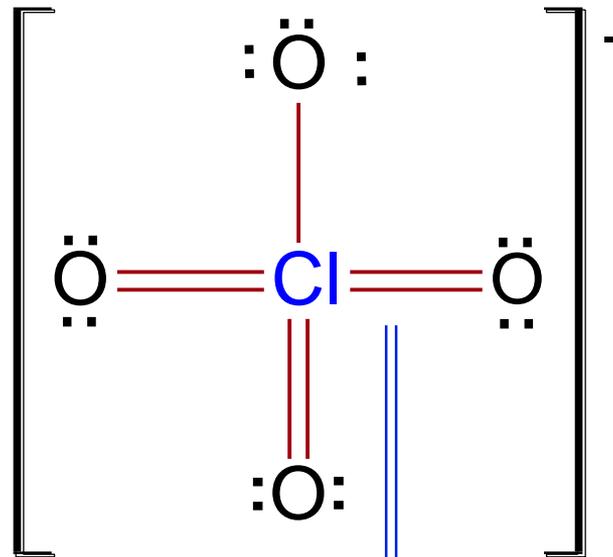


Estrutura de Lewis – 4ª proposta  
O átomo de cloro agora faz sete  
ligações

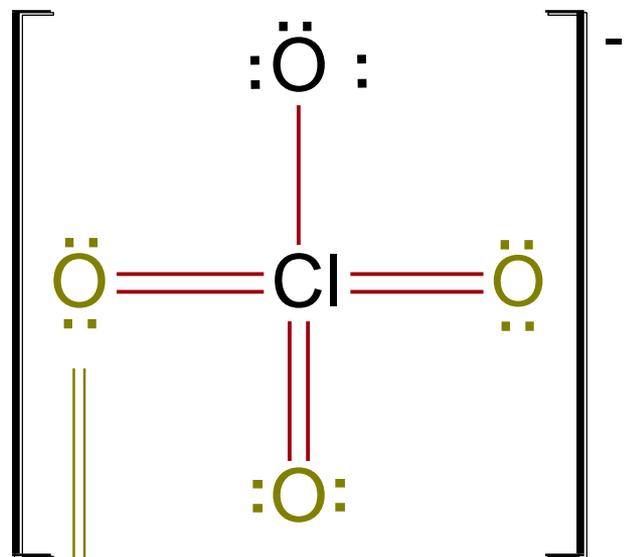
carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1$



Restou apenas um átomo de oxigênio com três pares de elétrons desemparelhados.



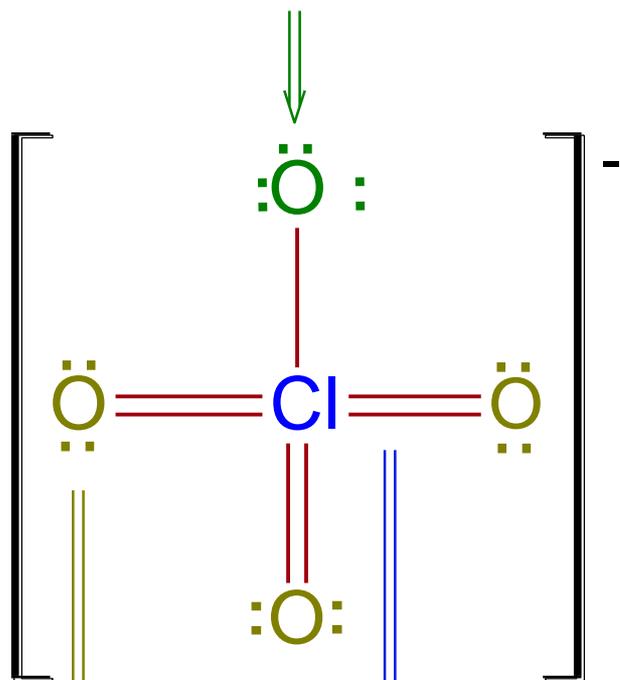
carga formal:  $7 - (7 + 0) = 0$



carga formal:  $6 - (2 + 4) = 0$

Voltamos a ter três oxigênios equivalentes. Mas, agora, a carga formal de cada um deles é zero.

carga formal:  $6 - (1 + 6) = -1$



carga formal:  $6 - (2 + 4) = 0$

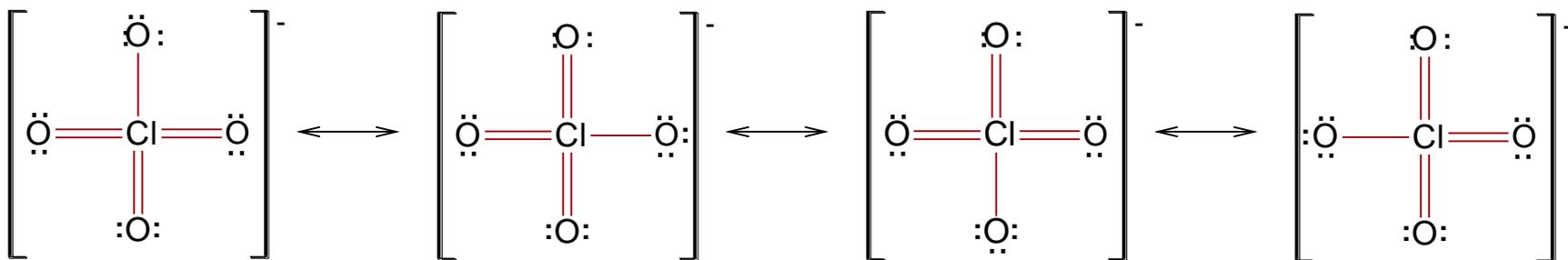
carga formal:  $7 - (7 + 0) = 0$

A formação de  $\text{HClO}_4$   
ocorrerá pela ligação  
do  $\text{H}^+$  ao oxigênio  
mais negativo

soma das cargas formais = -1

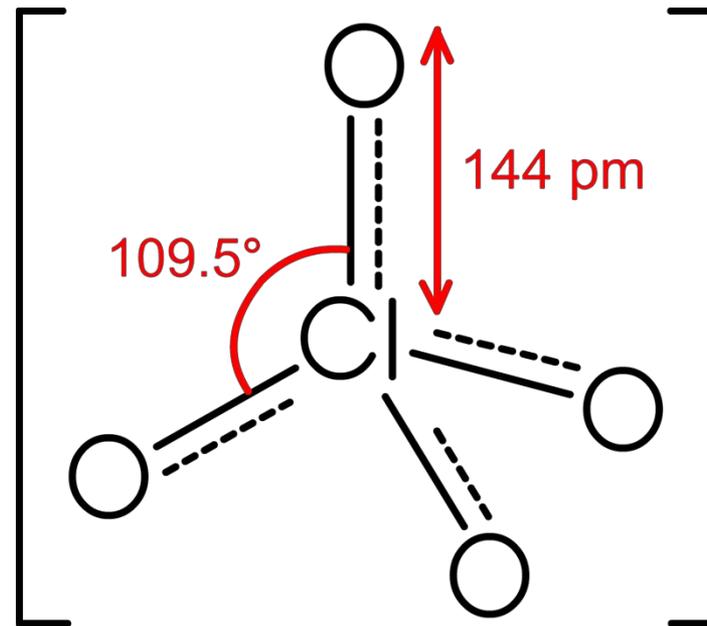
Essa estrutura é, portanto, a melhor  
representação para o ânion  $\text{ClO}_4^-$

# Estruturas de ressonância para o íon $\text{ClO}_4^-$



A verdadeira estrutura para o íon  $\text{ClO}_4^-$  é um híbrido de ressonância de quatro estruturas equivalentes

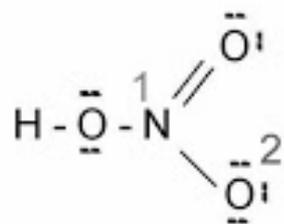
# Geometria molecular para o íon $\text{ClO}_4^-$



Geometria molecular tetraédrica

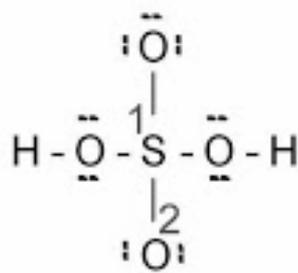
A carga formal média para cada átomo de oxigênio é de  $-1/4$

Molécula de HNO<sub>3</sub>



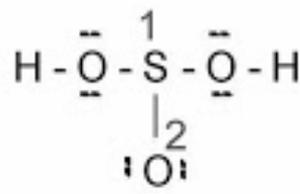
$$\begin{aligned} 1) & 5 - (0 + 4) = +1 \\ 2) & 6 - (6 + 1) = -1 \end{aligned}$$

Molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



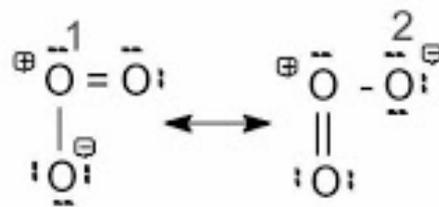
$$\begin{aligned} 1) & 6 - (0 + 4) = +2 \\ 2) & 6 - (6 + 1) = -1 \end{aligned}$$

Molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>



$$\begin{aligned} 1) & 6 - (2 + 3) = +1 \\ 2) & 6 - (6 + 1) = -1 \end{aligned}$$

Molécula de Ozônio



$$\begin{aligned} 1) & 6 - (2 + 3) = +1 \\ 2) & 6 - (6 + 1) = -1 \end{aligned}$$

Resumindo...

Carga Formal é ...

Número de Oxidação é ...

... a carga que um átomo  
teria se suas ligações  
fossem partidas...

... homoliticamente

... heteroliticamente

**Ordem de Ligação** – é o número de pares de elétrons de ligação compartilhados por 2 átomos em uma molécula. A ordem de ligação poderá ser 1, 2, 3 e também números fracionários.

**1)** 1 ligação covalente simples entre um par de átomos – ordem = 1

Exemplos:  $\text{H}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$

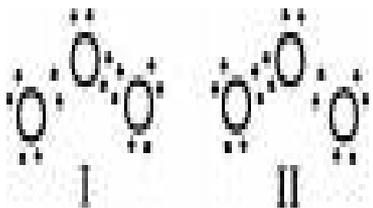
**2)** 2 pares de elétrons compartilhados entre dois átomos – ordem = 2

Exemplos:  $\text{C}=\text{O}$  no  $\text{CO}_2$ ,  $\text{C}=\text{C}$  no etileno ( $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ )

**3)** 3 pares de elétrons compartilhados entre dois átomos – ordem = 3

Exemplos:  $\text{N}\equiv\text{N}$  no  $\text{N}_2$ ,  $\text{C}\equiv\text{O}$  no monóxido de carbono,  $\text{C}\equiv\text{C}$  no acetileno

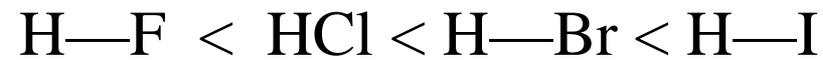
**4)** Ordem fracionária – ocorre nas moléculas e nos íons que possuem estrutura de ressonância. Exemplo: Ozônio ( $\text{O}_3$ )



**Ordem – 1 ligação O—O ordem = 1 e outra  
ligação O=O ordem = 2 então,  
para o híbrido de ressonância ordem =  $3/2 = 1,5$**

**Comprimento da Ligação** – é a distância entre os núcleos de dois átomos ligados. O comprimento das ligações simples são determinados na maior parte pelo tamanho dos átomos. Para determinado par de elementos, a ordem da ligação determina o valor da distância.

Exemplo: Distância H—X onde x = halogênio



C=O é mais curta que C=S

C=N é mais curta que C=C



# Energias e Forças de Ligação

Estado de equilíbrio:  $F_A + F_R = 0$

Energia total:  $E_N = E_R + E_A$

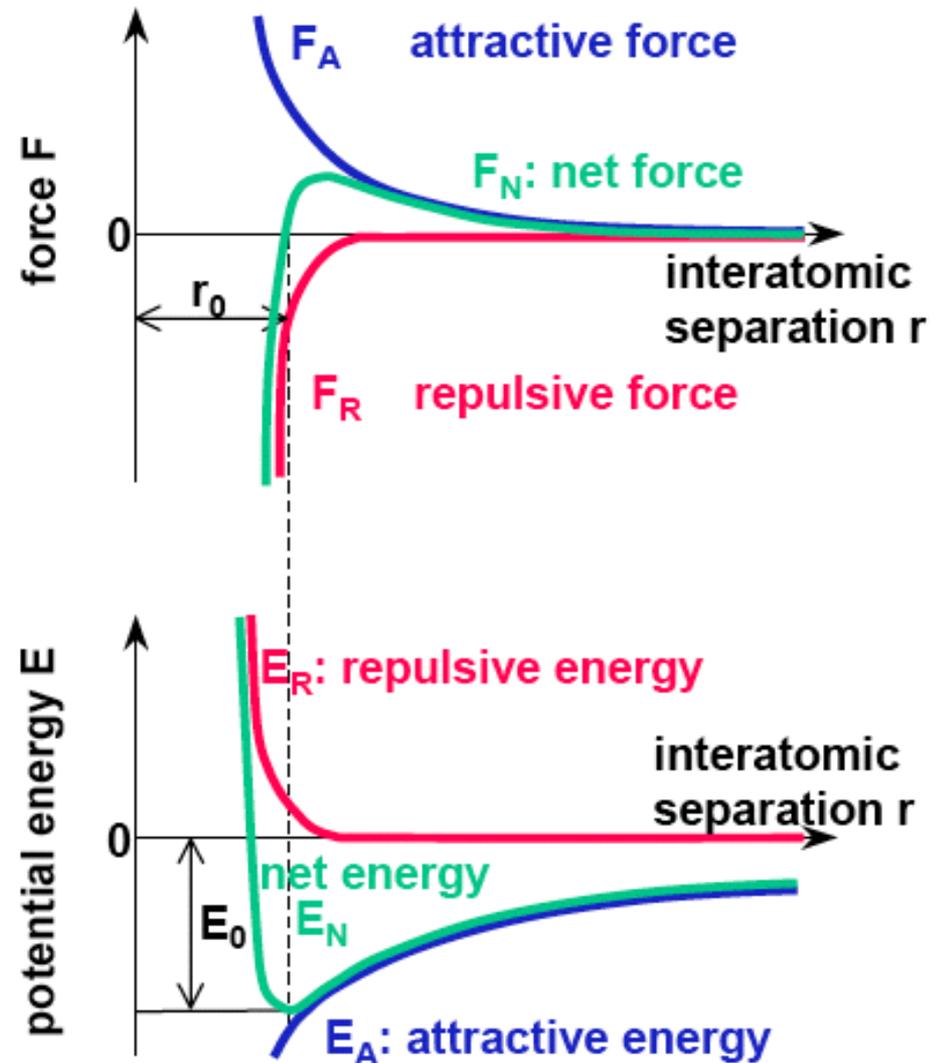
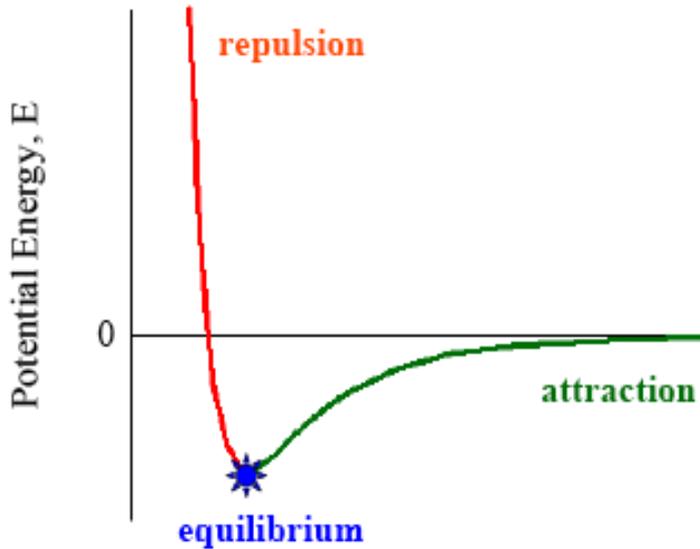
Energia de ligação:  $E_0$

$r_0$  = distância interatômica

Energia de atração:  $E_A = -A/r$

Energia de repulsão:  $E_R = B/r^n$

$n \approx 8$



# Energia de dissociação da ligação

A energia de dissociação da ligação é a energia necessária para quebrar essa ligação.

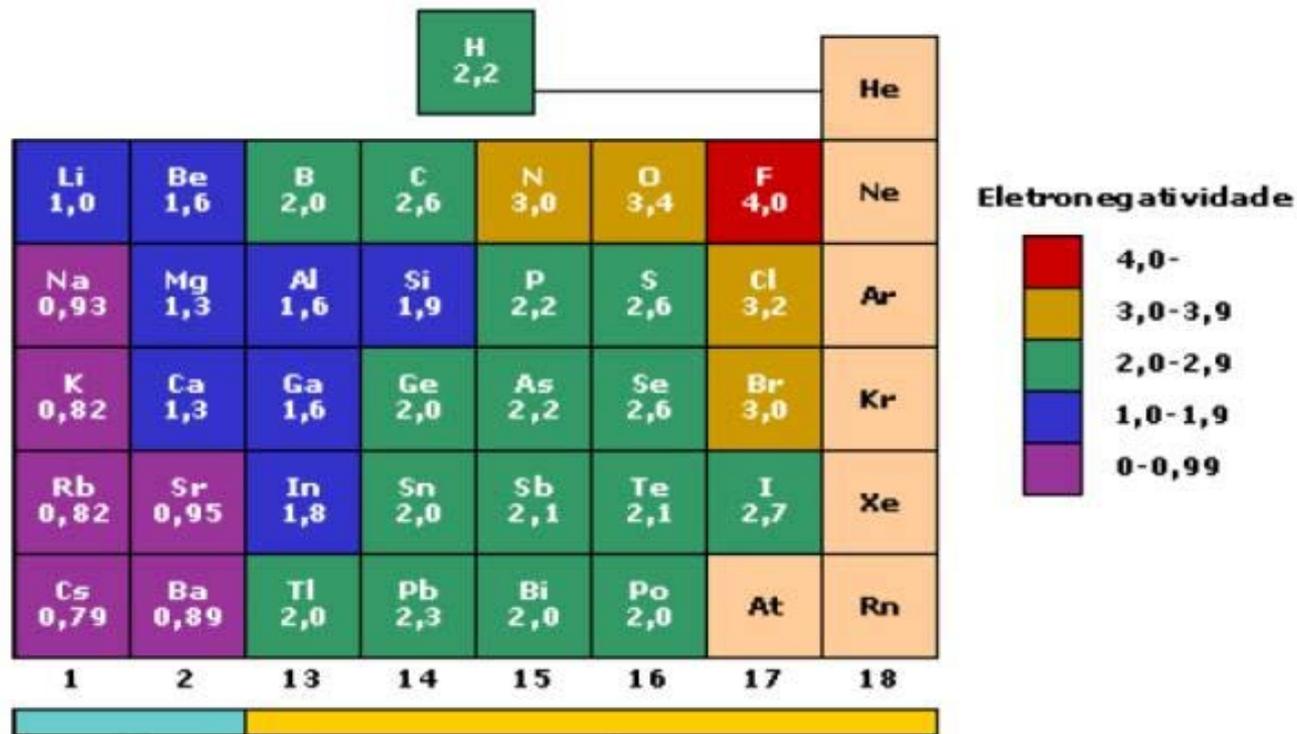
**TABLE 7.1 Average Bond Dissociation Energies,  $D$  (kJ/mol)<sup>a</sup>**

H—H	436 <sup>a</sup>	C—H	410	N—H	390	O—H	460	F—F	159 <sup>a</sup>
H—C	410	C—C	350	N—C	300	O—C	350	Cl—Cl	243 <sup>a</sup>
H—F	570 <sup>a</sup>	C—F	450	N—F	270	O—F	180	Br—Br	193 <sup>a</sup>
H—Cl	432 <sup>a</sup>	C—Cl	330	N—Cl	200	O—Cl	200	I—I	151 <sup>a</sup>
H—Br	366 <sup>a</sup>	C—Br	270	N—Br	240	O—Br	210	S—F	310
H—I	298 <sup>a</sup>	C—I	240	N—I	—	O—I	220	S—Cl	250
H—N	390	C—N	300	N—N	240	O—N	200	S—Br	210
H—O	460	C—O	350	N—O	200	O—O	180	S—S	225
H—S	340	C—S	260	N—S	—	O—S	—		
Multiple covalent bonds <sup>b</sup>									
C=C	611	C≡C	835	C=O	732	O=O	498 <sup>a</sup>	N≡N	945 <sup>a</sup>

<sup>a</sup>Exact value

# Polarização de ligações e Polaridade Molecular

Numa ligação química, a diferença de eletronegatividade ( $\Delta\chi$ ) entre os elementos leva a uma polarização da ligação. Em outras palavras, o átomo mais eletronegativo atrai para si o par compartilhado, adquirindo uma carga elétrica parcial negativa ( $\delta^-$ ) (em unidades atômicas) e o átomo menos eletronegativo adquire carga elétrica parcial positiva ( $\delta^+$ ) de mesmo valor em módulo.



Escala de eletronegatividade de Pauling

H—H       $\Delta\chi = 0,0$       ligação covalente **apolar**

$\delta^+$        $\delta^-$   
H—F       $\Delta\chi = 1,8$       ligação covalente **polar**

$\delta^+$        $\delta^-$   
I—Br       $\Delta\chi = 0,3$       ligação covalente **polar**

$\delta^-$   
 $\delta^+$        $\delta^+$   
H—O—H       $\Delta\chi_{O-H} = 1,2$       ligação covalente **polar**

$\delta^+$   
 $\delta^-$        $\delta^-$   
F—O—F       $\Delta\chi_{O-F} = 0,6$       ligação covalente **polar**

Ligação homonuclear:  $\Delta\chi = 0$

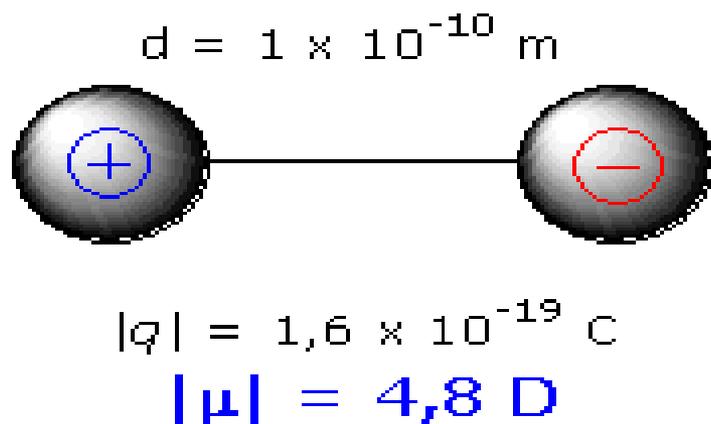
Ligação heteronuclear:  $\Delta\chi > 0$

ligação covalente **apolar**

ligação covalente **polar**

A polarização de uma ligação química resulta no surgimento de um momento dipolo elétrico ( $\vec{\mu}$ ). Matematicamente, o momento de dipolo elétrico pode ser calculado pelo produto  $|\vec{\mu}| = q \cdot d$ , onde  $q$  é a carga dos pólos (em unidades de carga atômica) e  $d$  é a distância entre os pólos elétricos. A unidade de momento de dipolo é o Debye (D), em homenagem ao físico Peter Debye.

Uma carga positiva e uma carga negativa, cada uma de módulo igual à carga de um elétron ( $1,6 \times 10^{-19}$  C), separadas a uma distância de 1 angstrom ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ), constituem-se num dipolo elétrico de momento igual a 4,8 D.



## Momento de Dipolo

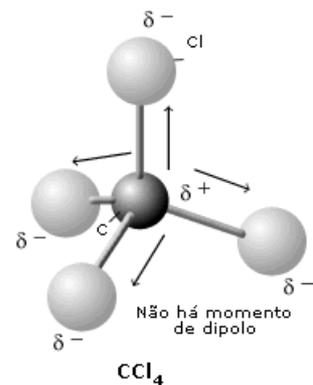
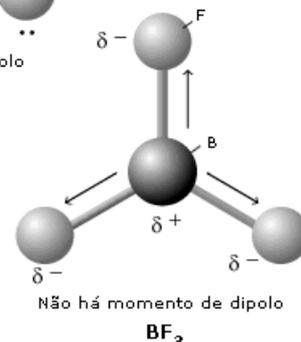
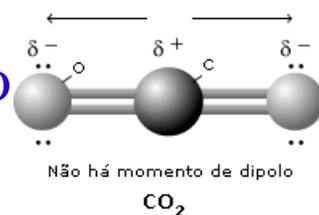


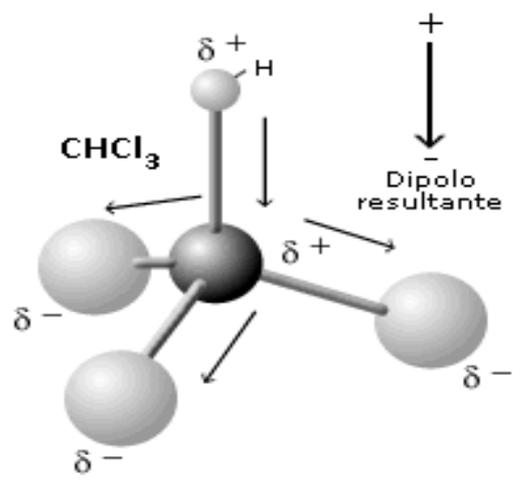
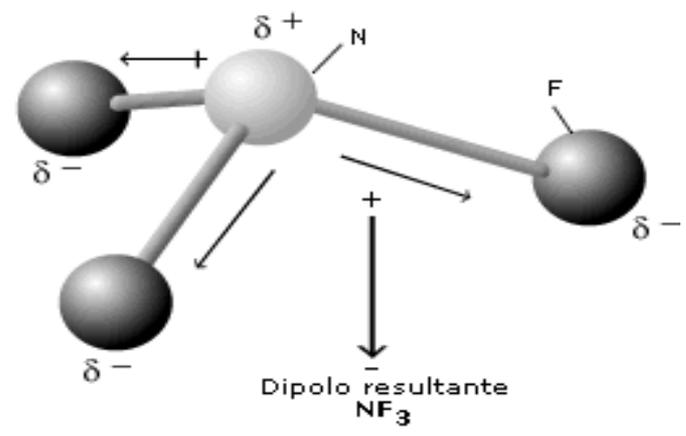
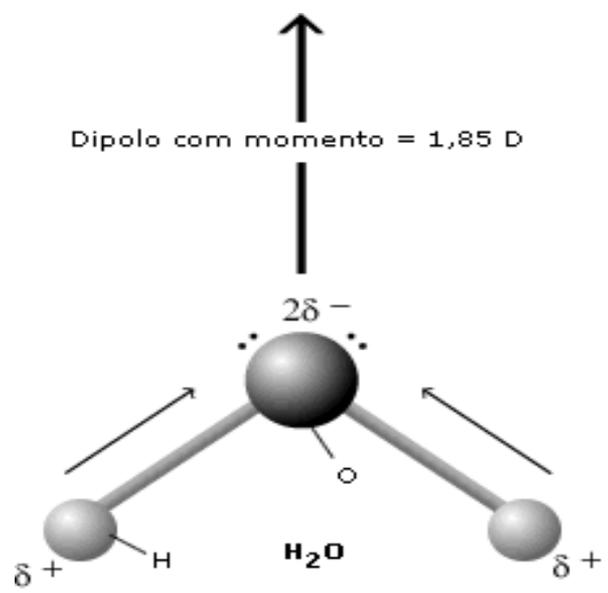
Módulo proporcional ao valor da diferença entre as eletronegatividades dos átomos que se ligam.

Direção da reta que une os dois núcleos dos átomos que se ligam.

Sentido do deslocamento do par eletrônico apontado do átomo menos eletronegativo para o mais eletronegativo.

Moléculas diatômicas heteronucleares são moléculas polares, uma vez que possuem  $\vec{\mu}$  não nulo. Já as moléculas diatômicas homonucleares são apolares, pois exibem  $\vec{\mu} = 0$ . Espécies poliatômicas podem ou não ser polares. A polaridade de moléculas tri e poliatômicas depende da soma vetorial dos vetores individuais (de cada ligação). Essa soma vetorial só pode ser feita após a determinação da geometria molecular.





***Todas as moléculas diatômicas são polares se suas ligações forem polares;***

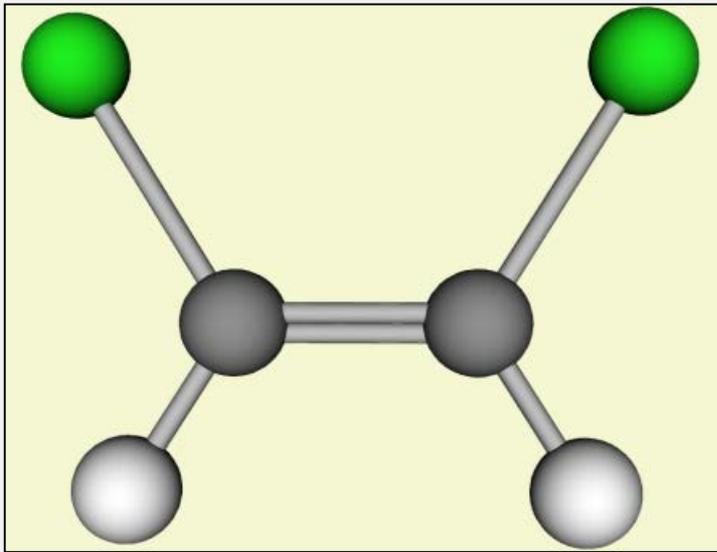
***Todas as moléculas diatômicas que são compostas por átomos diferentes são ligeiramente polares;***

***Todas as moléculas diatômicas, homonucleares, tais como: O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> F<sub>2</sub>..., são apolares. Sua ligação química é uma Ligação Covalente Apolar.***

***AS LIGAÇÕES IÔNICAS E COVALENTES SÃO DOIS MODELOS EXTREMOS DE LIGAÇÕES QUÍMICAS. A MAIORIA DAS LIGAÇÕES QUÍMICAS REAIS FICA EM UM LUGAR ENTRE PURAMENTE IÔNICO E PURAMENTE COVALENTE.***

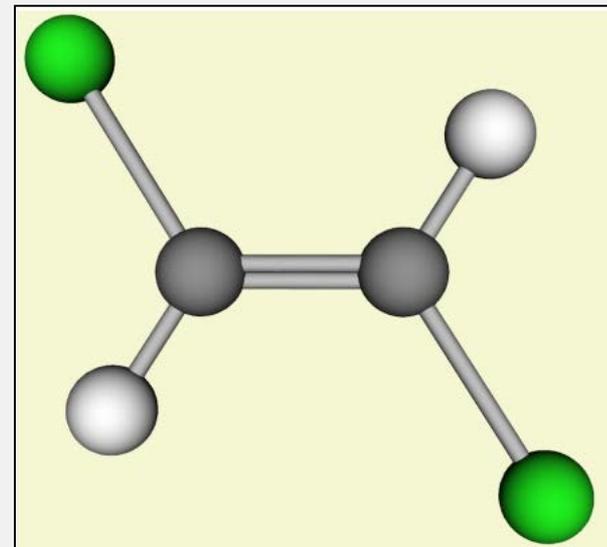
## Polaridade das Moléculas Poliatômicas:

A polaridade das moléculas poliatômicas dependem da **Geometria da Molécula** e do **Número de elétrons Isolados na Molécula**.



**cis-dicloro-eteno**

**Molécula Polar  $\mu \neq 0$**

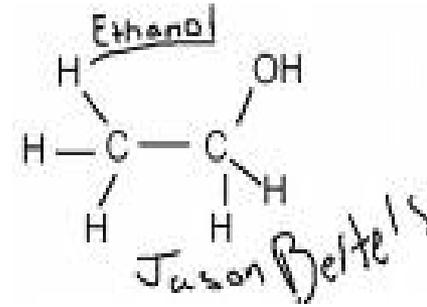
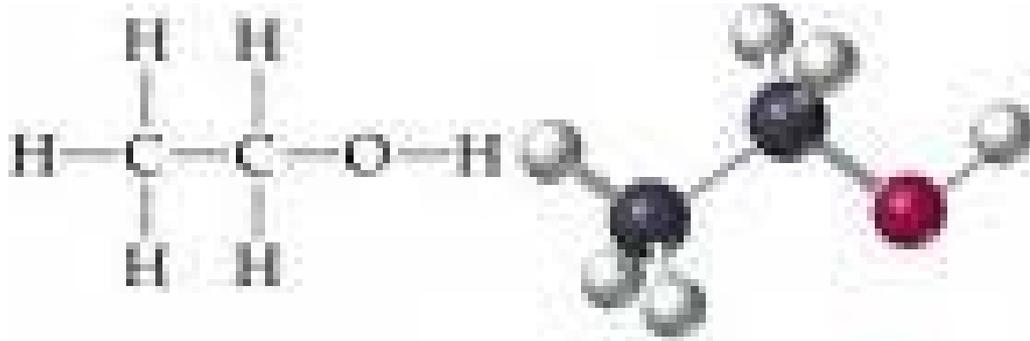


**trans-dicloro-eteno**

**Molécula Apolar  $\mu = 0$**

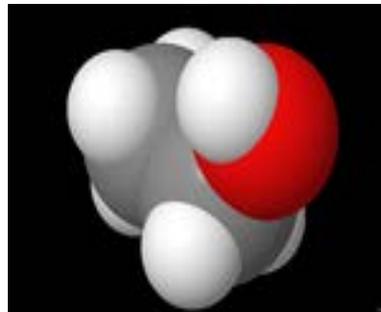
**$\mu$  - Momento de Polarizabilidade**

# Fórmulas Espaciais e Modelos Moleculares

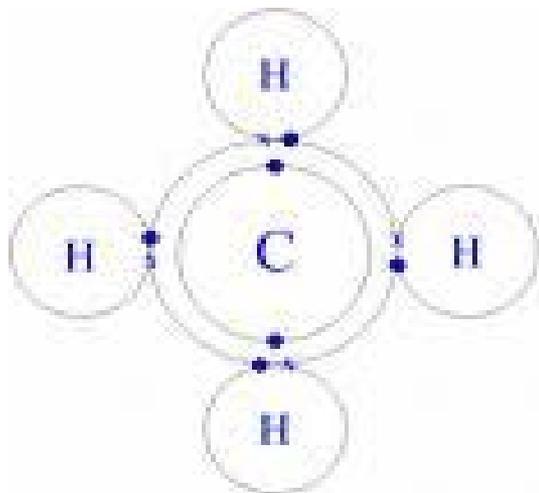


## Elemento - Cor do átomo

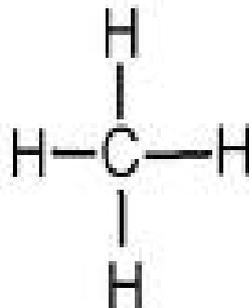
- carbono - Preto
- hidrogênio - Branco/Creme
- oxigênio - Vermelho
- nitrogênio - Azul
- fluor - Verde amarelado
- cloro - Verde claro
- bromo - Verde médio
- iodo - Verde escuro
- enxofre - Amarelo



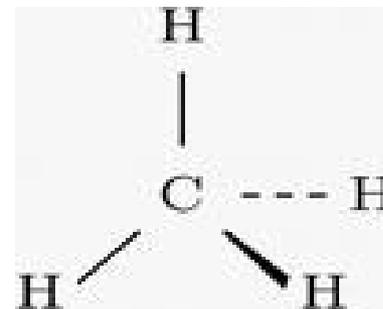
# Representações para o METANO



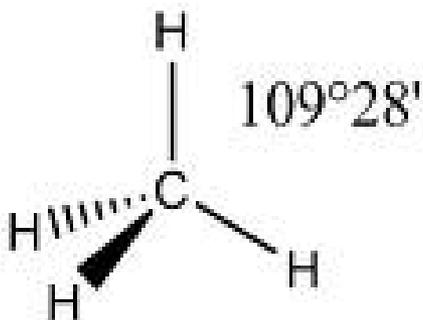
**Fórmula eletrônica  
ou de Lewis**



**Fórmula Estrutural  
Planar**

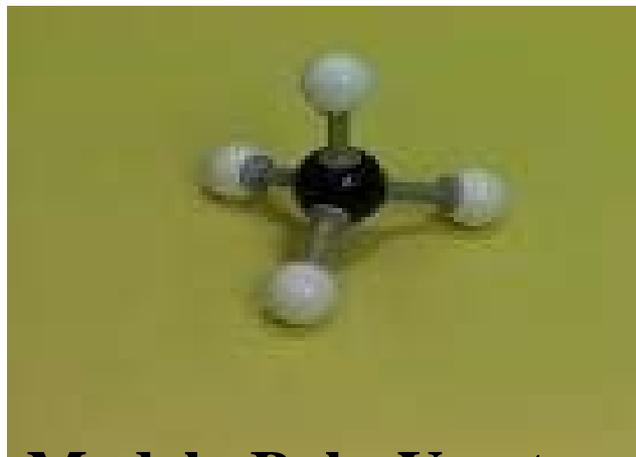


**Fórmula Estrutural  
em Perspectiva-1**

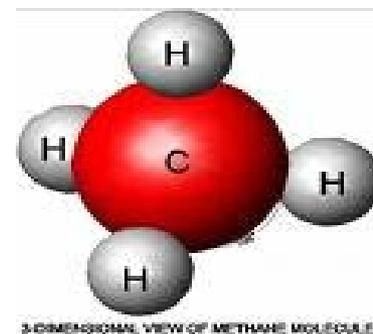


a

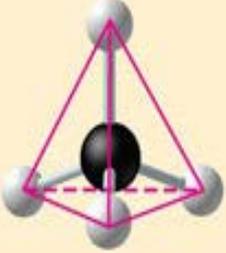
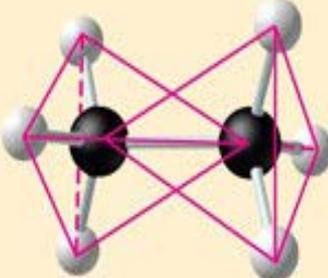
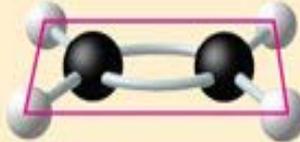
**Fórmula Estrutural  
em Perspectiva-2**



**Modelo Bola-Vareta**



**Modelo  
Preenchimento  
Espacial**

Name	Molecular Formula	Structural Formula	Ball-and-Stick Model	Space-Filling Model
(a) Methane	CH <sub>4</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{H} \\    \\  \text{H} - \text{C} - \text{H} \\    \\  \text{H}  \end{array}  $		
(b) Ethane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $		
(c) Ethene (ethylene)	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \quad \text{H} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{C} = \text{C} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \text{H} \quad \quad \text{H}  \end{array}  $		

# MASSA MOLECULAR

Atualmente utilizamos o termo **massa molecular** para nos referirmos à massa de moléculas ou fórmulas-unitárias (compostos iônicos, etc), indistintamente.

A **massa molecular** é simplesmente a soma das massas atômicas de cada átomo da fórmula química. Exemplos:

$$\begin{aligned} \text{H}_2\text{O} - 2 \text{ átomos de hidrogênio} + 1 \text{ átomo de carbono} &= \\ (2 \times 1\text{u} + 1 \times 16 \text{ u}) &= 18 \text{ u (aproximadamente) ou} \\ (2 \times 1,00794 + 1 \times 15,9994) &= 18,0153 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{NaCl} - 1 \text{ átomo de Na} + 1 \text{ átomo de cloro} &= \\ (1 \times 23,0 + 1 \times 35,5) &= 58,5 \text{ u} \end{aligned}$$

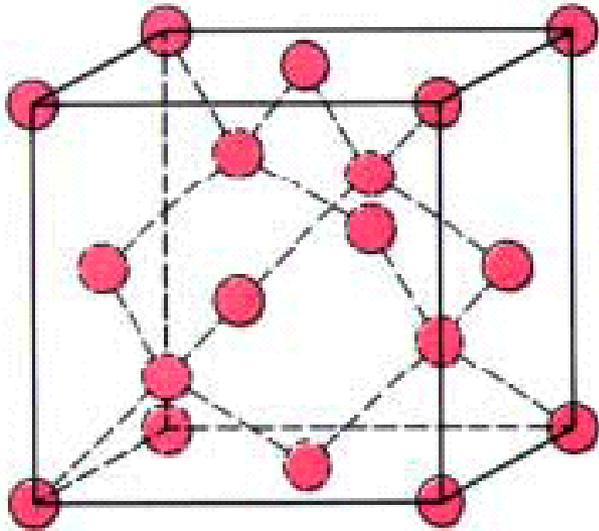
**Atenção:**

**Massa molar refere-se a massa em gramas de 1 mol da substância!**

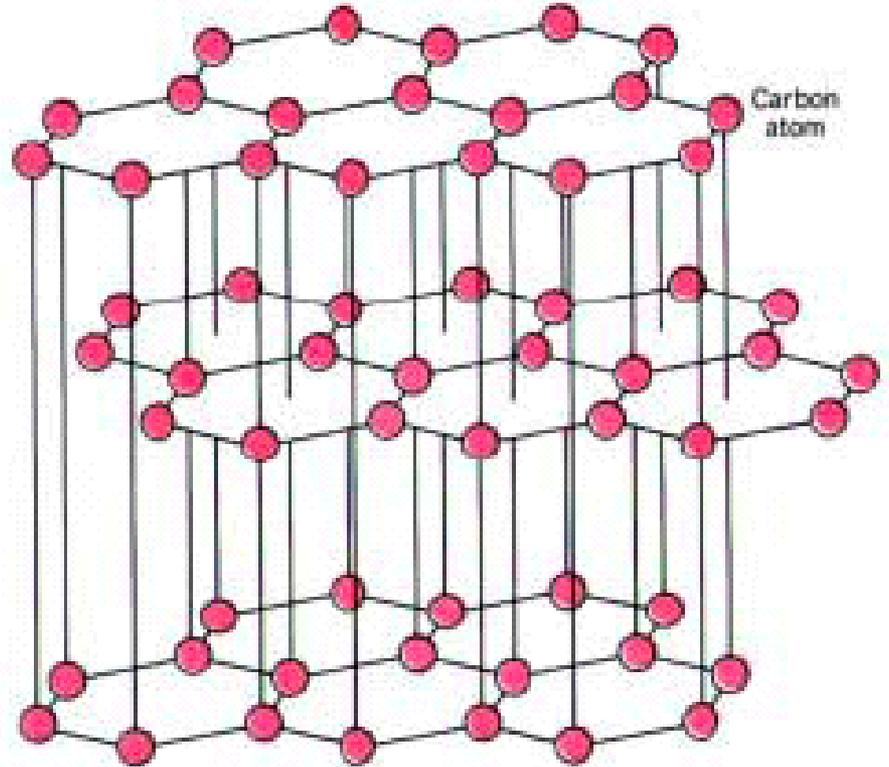
**Massa molar (M) H<sub>2</sub>O = 18 g/mol**

**Massa molar (M) NaCl = 58,5 g/mol**

*O que faz uma molécula ser diferente de outra?*



Diamante



Grafite

- Estrutura da grafite

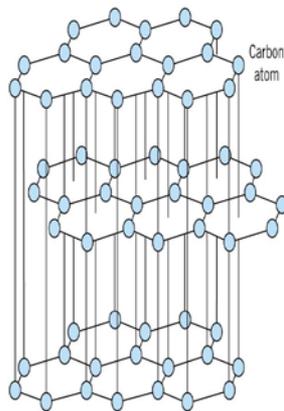


FIGURE 12.17 The structure of graphite.

Carbon atom

- Estrutura do diamante

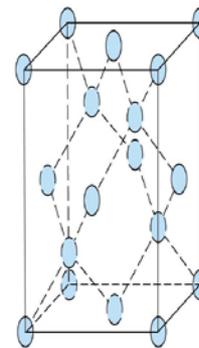


FIGURE 12.15 A unit cell for the diamond cubic crystal structure.

C

- Estrutura do C<sub>60</sub>

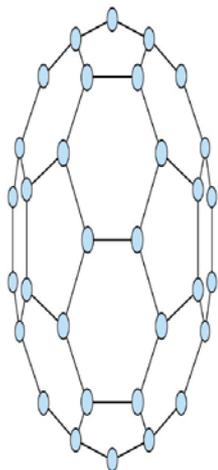


FIGURE 12.18 The structure of a C<sub>60</sub> molecule.

- Estrutura de um nanotubo

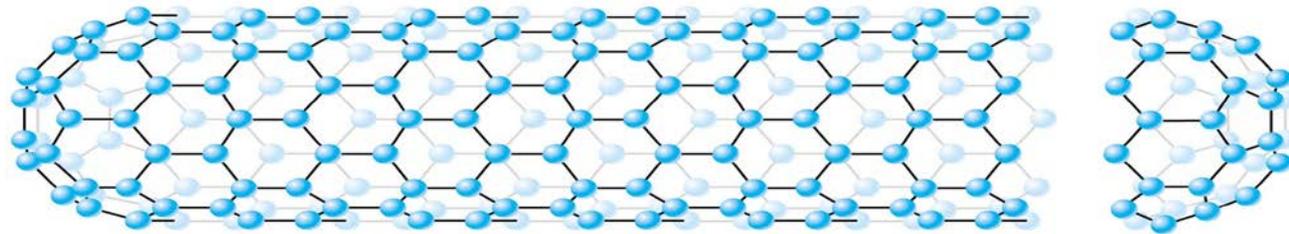
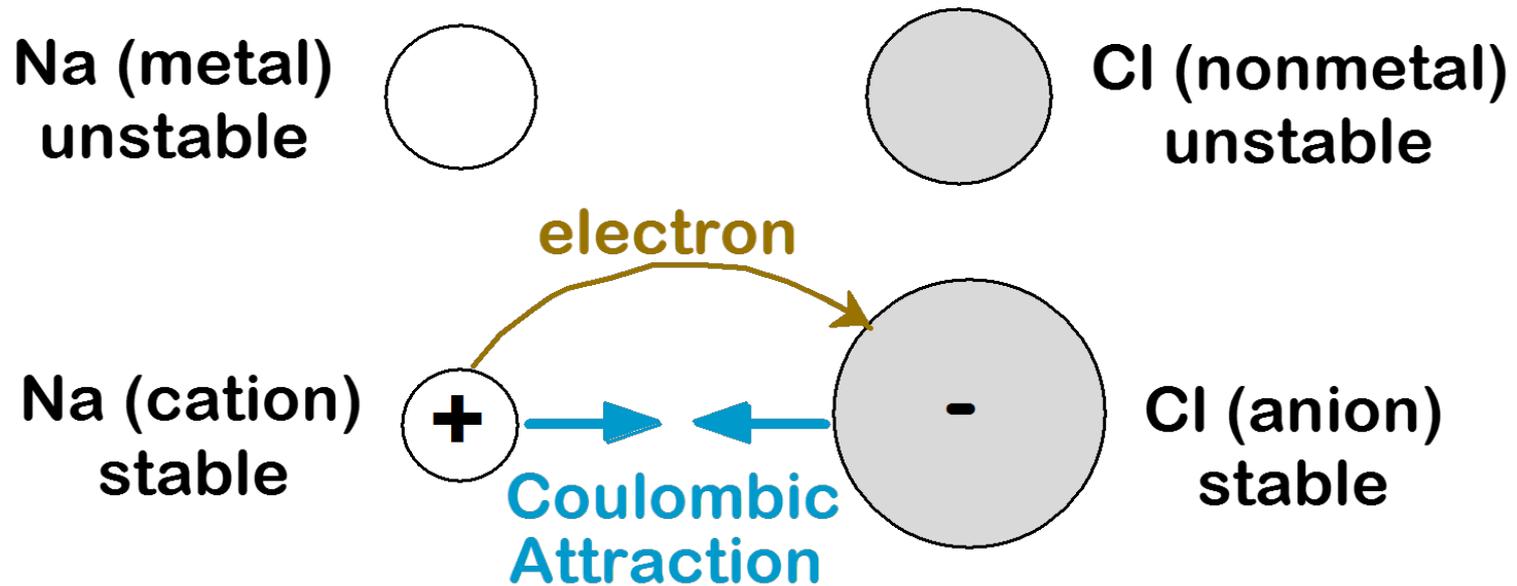


FIGURE 12.19 The structure of a carbon nanotube. (Reprinted by permission from *American Scientist*, magazine of Sigma Xi, The Scientific Research Society. Illustration by Aaron Cox/*American Scientist*.)

# *Ligações Interatômicas*

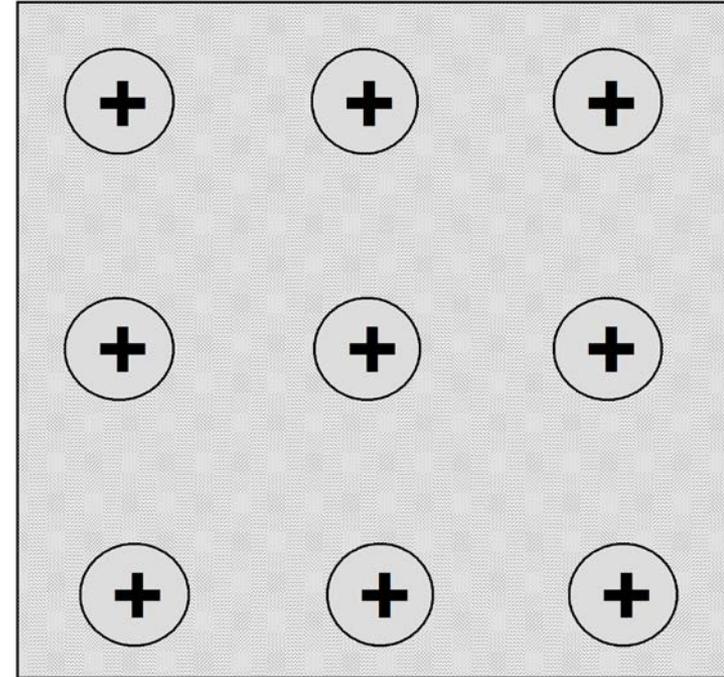
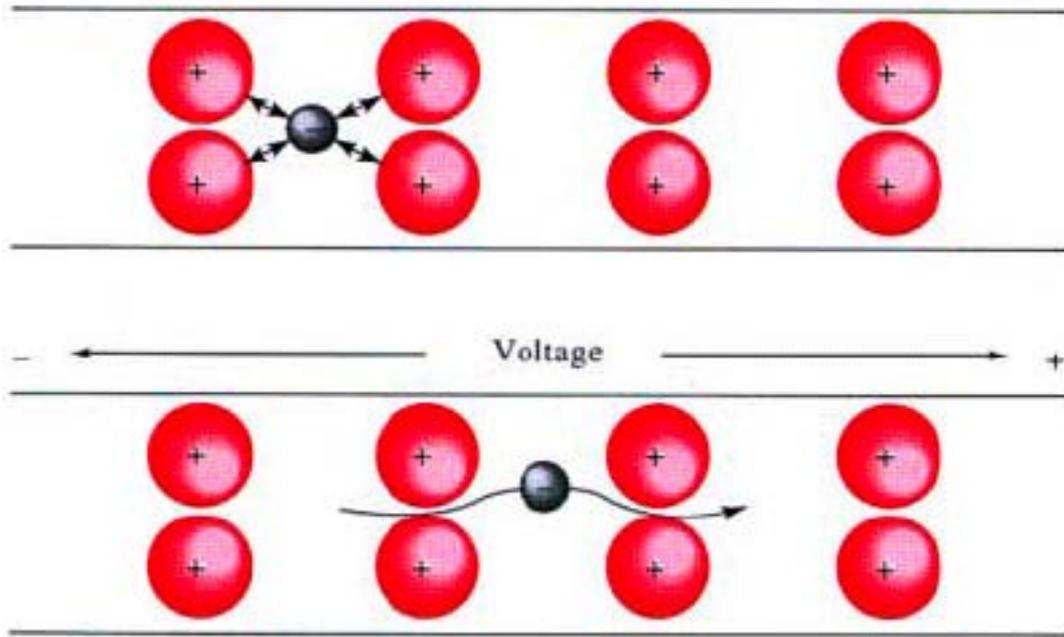
## ➤ **Ligação iônica:**

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



## *Ligações Metálicas*

*Uma ligação metálica se forma quando átomos cedem seus elétrons de valência, formando uma nuvem de elétrons compartilhados, que mantém os átomos atração mútua, aos elétrons carregados negativamente.*

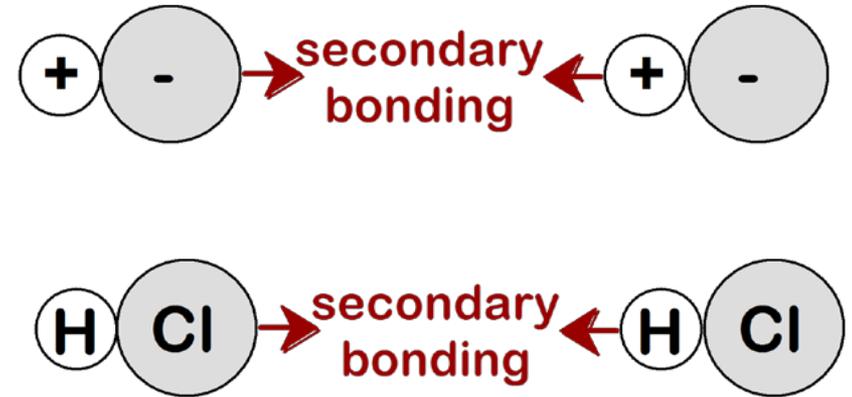
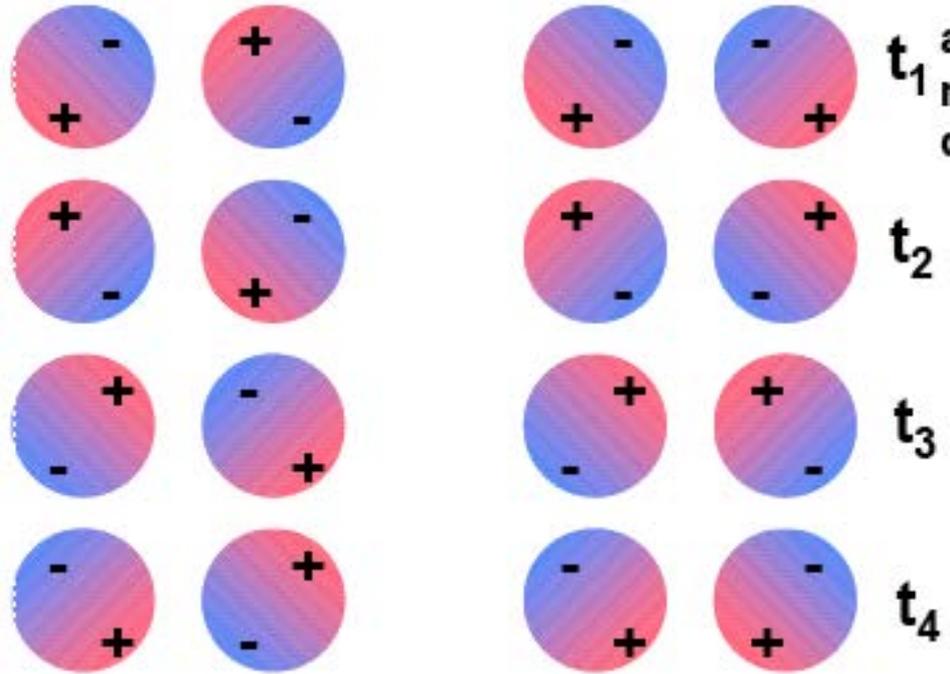


*Quando aplica-se uma voltagem elétrica a um metal, os elétrons no mar de elétrons podem se mover facilmente e transportar uma corrente.*

# Ligações Secundárias ou de Van Der Waals

Atração

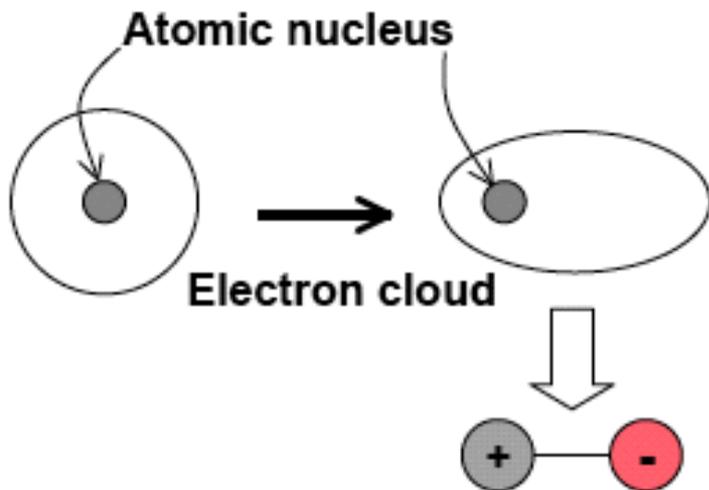
Repulsão



## Forças de Coulomb entre dipolos

A ligação de Van Der Waals é formada como resultado da polarização de moléculas ou grupos de átomos. Na água, os elétrons de oxigênio tendem a se concentrar distantes dos elétrons de hidrogênio. A diferença de carga resultante permite que uma molécula de água se ligue fracamente a outras moléculas de água.

## *Ligações Secundárias ou de Van Der Waals*



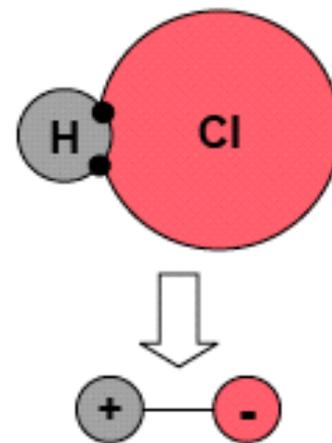
An induced atomic dipole



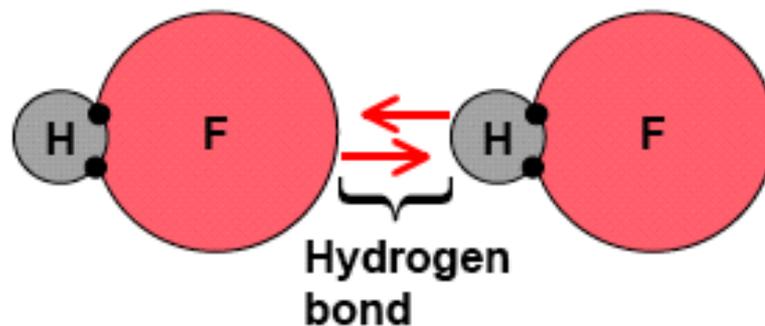
Atomic or molecular dipoles

van der Waals bonding  
between two dipoles

Permanent  
dipole moments



A polar hydrogen chloride (HCl) molecule



Hydrogen bonding in hydrogen fluoride (HF)