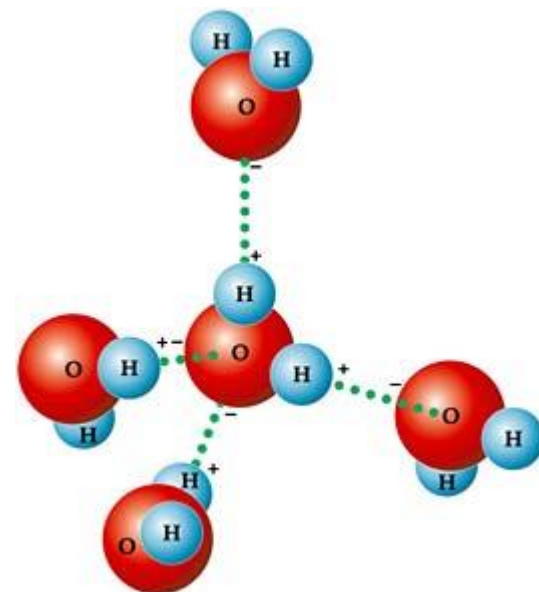
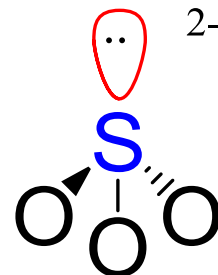
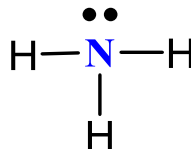
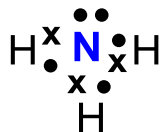
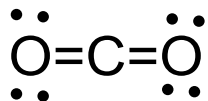


Aula 3 –

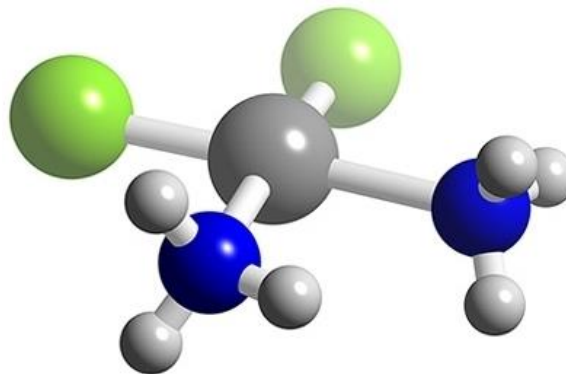
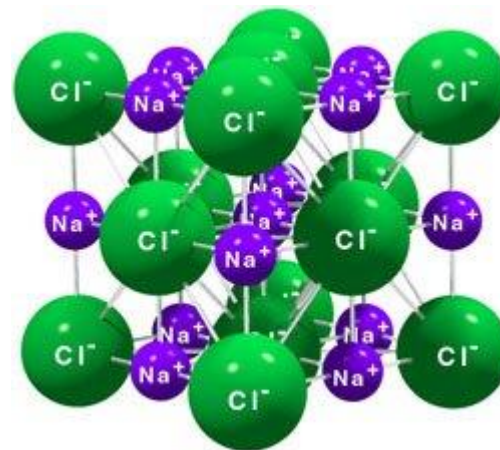
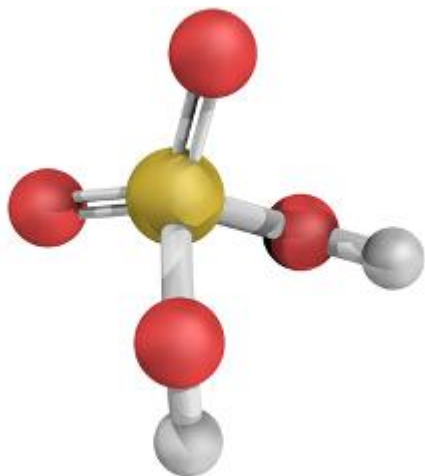
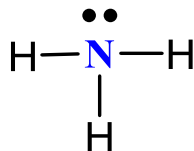
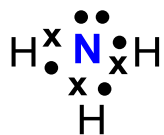
Estruturas de Lewis

Teoria de RPENV (VSPER)

Ligação Química



Ligação Química



A chamada **Teoria de Lewis** foi desenvolvida baseada em observações de químicos e físicos na época, para formar uma ideia sobre a ligação química.

Essa **Teoria de Lewis da ligação química** não foi apenas essencial para compreender como os átomos se ligam, mas também proporcionou uma **representação visual** para moléculas e íons decorrentes. As **estruturas de pontos de Lewis** constituem uma maneira simplista de representar os elétrons em moléculas e íons. Essa teoria também auxiliou a definir o conceito de carga formal e ressonância.



[CONTRIBUTION FROM THE CHEMICAL LABORATORY OF THE UNIVERSITY OF CALIFORNIA.]

THE ATOM AND THE MOLECULE.

By GILBERT N. LEWIS.

Received January 26, 1916.

In a paper entitled "Valence and Tautomerism"¹ I took occasion

¹ THIS JOURNAL, 35, 1448 (1913); see also the important article of Bray and Branch, *Ibid.*, 35, 1440 (1913).

J. Am. Chem. Soc., **1916**, 38 (4), 762–785

Para desenvolver sua Teoria, Lewis assumiu que:

1. Átomos podem doar ou receber elétrons ou compartilhar elétrons.
2. Ao se dar uma transferência de elétrons entre átomos, forma-se uma **ligação iônica**.
3. Ao contrário, quando dois átomos compartilham elétrons forma-se uma **ligação covalente**.
4. Uma ligação simples consiste em um **par de elétrons** compartilhados entre dois átomos; numa ligação dupla dois pares de elétrons são compartilhados e numa tripla ligação, três pares de elétrons.
5. Cada átomo tende a obter um número total par de elétrons na sua camada mais externa e também a completar um número total de 8 elétrons (**regra do octeto**).

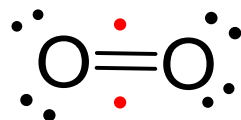
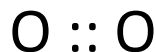
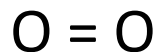


Estruturas de Lewis

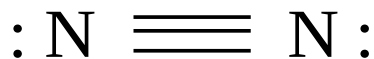
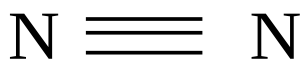
Lewis propôs que a **ligação covalente** é formada quando dois átomos vizinhos compartilham um par de elétrons.



Da mesma forma, uma **ligação dupla** se forma com o compartilhamento de dois pares de elétrons e uma **ligação tripla**, quando três pares de elétrons são compartilhados.

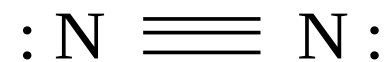
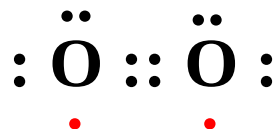


espécie di-radicalar



Regra do octeto

Os átomos compartilham pares de elétrons até que tenham adquirido um octeto de elétrons de valência (**estrutura eletrônica de gás nobre**).



fórmula eletrônica de Lewis	fórmula estrutural
$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \text{H}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$
$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

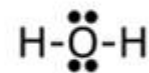
Hydrogen



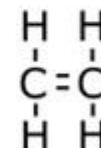
Carbon



Water



Ethylene



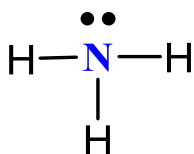
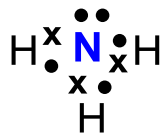
Acetylene



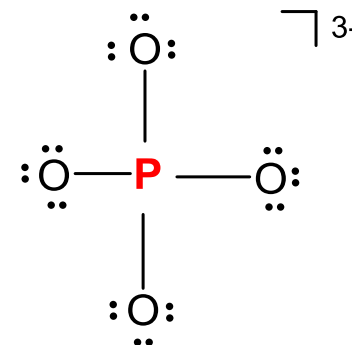
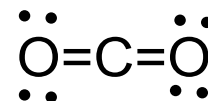
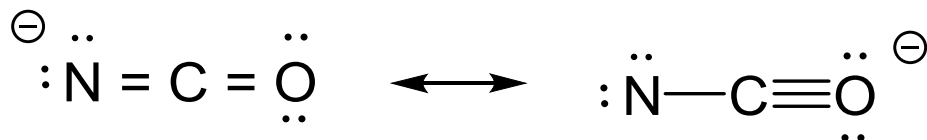
Estruturas de Lewis

São úteis na previsão de geometrias de uma molécula ou íon e das consequentes propriedades, como a polaridade.

Alguns exemplos:



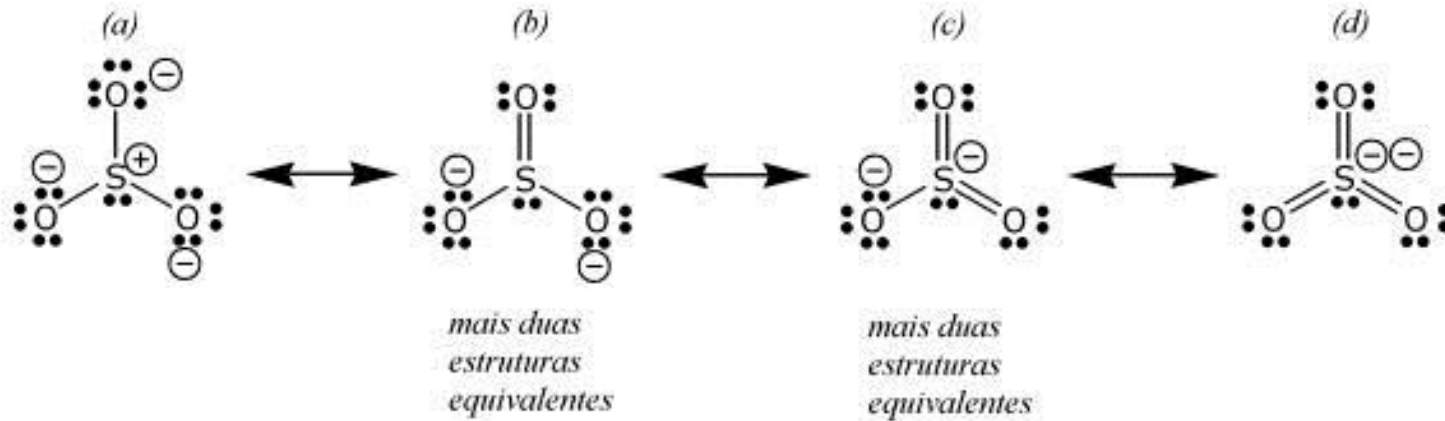
Íon cianato NCO^-



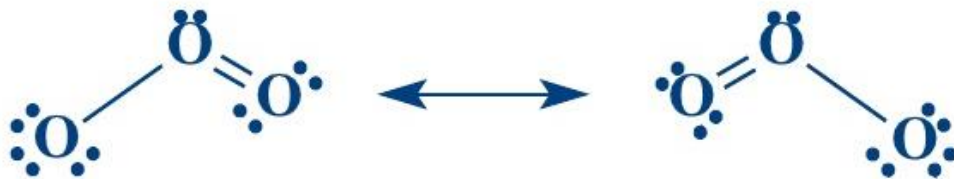
Neste caso há duas possibilidades, mostradas pelas **estruturas de ressonância** acima. A mais provável ou dominante é a segunda, pois **O** é mais eletronegativo que **N**.

Estruturas de ressonância

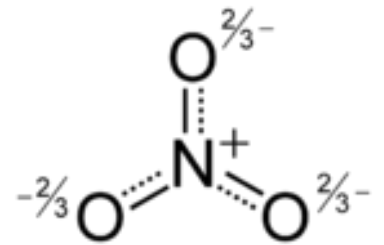
Íon sulfito



Ozônio



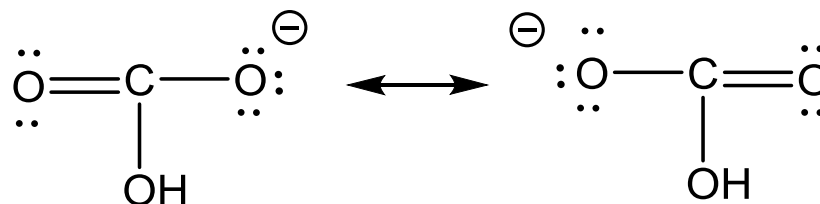
Íon nitrato



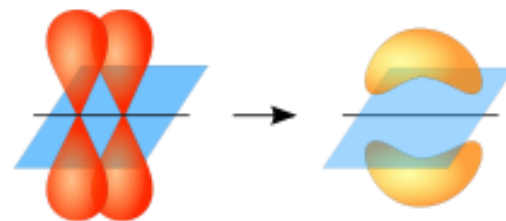
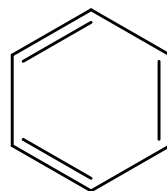
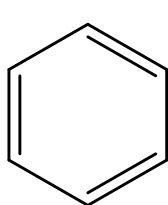
Estruturas de Lewis

Estruturas de ressonância

Íon bicarbonato, HCO_3^-

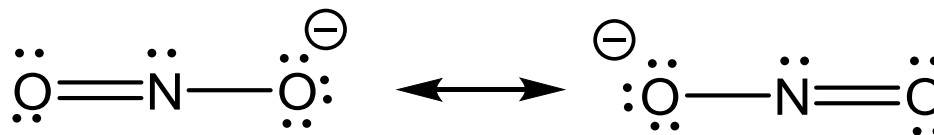


benzeno



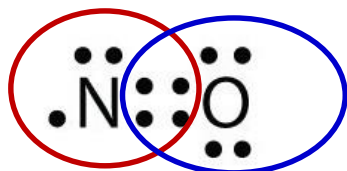
Two p-orbitals forming a π -bond

Íon nitrito, NO_2^-



Violações da Regra do Octeto

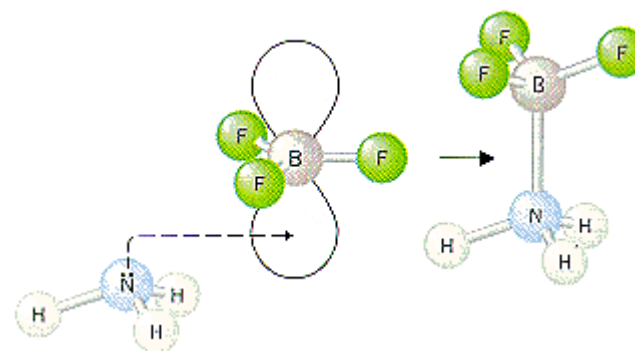
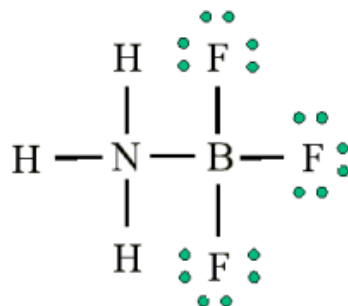
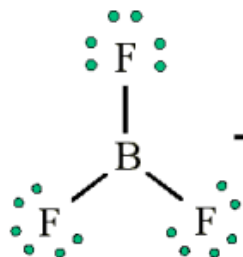
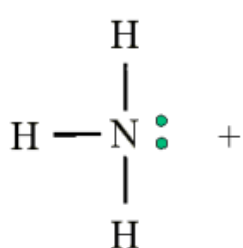
Radicais Livres



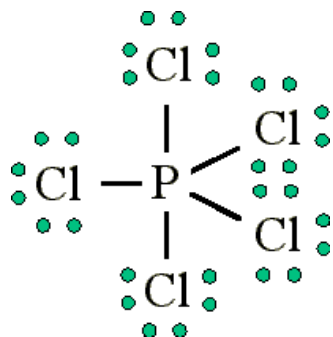
Espécies com número ímpar de elétrons



Octetos Incompletos

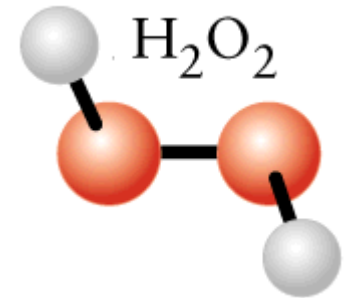
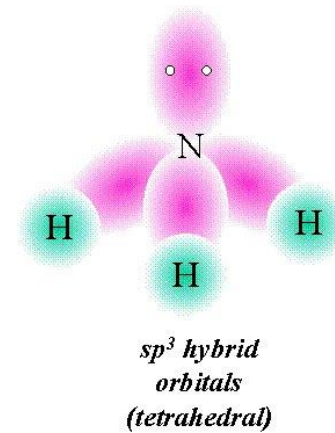
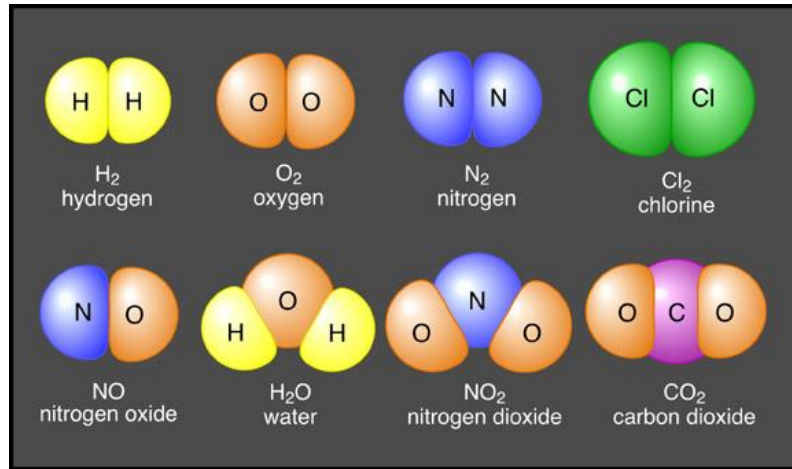


Camadas de Valência Expandidas



COMPOSTOS COVALENTES

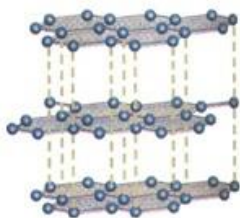
MOLÉCULAS SIMPLES



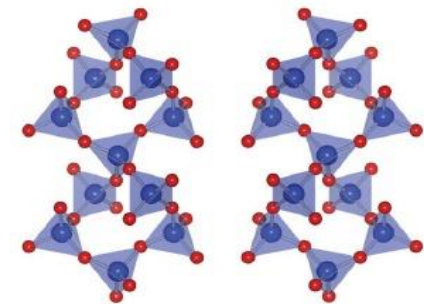
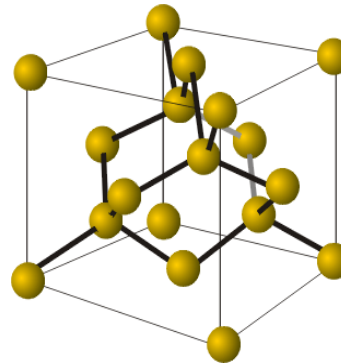
DIAMANTE



GRAFITE



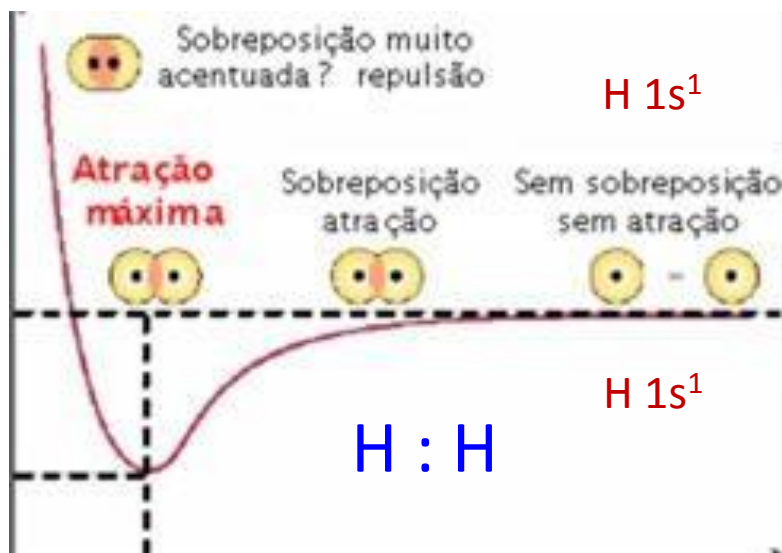
FULERENO



ESTRUTURAS TRIDIMENSIONAIS

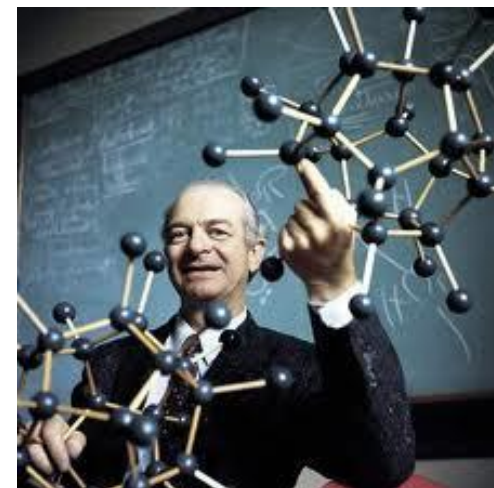
Teoria da Valência

Foi a primeira teoria quanto-mecânica de ligação química a ser desenvolvida e pode ser considerada como uma forma de expressar os conceitos de Lewis em termos de função de onda. Nesta teoria considera-se a interação entre átomos, inicialmente separados, à medida que eles se aproximam para formar uma molécula.

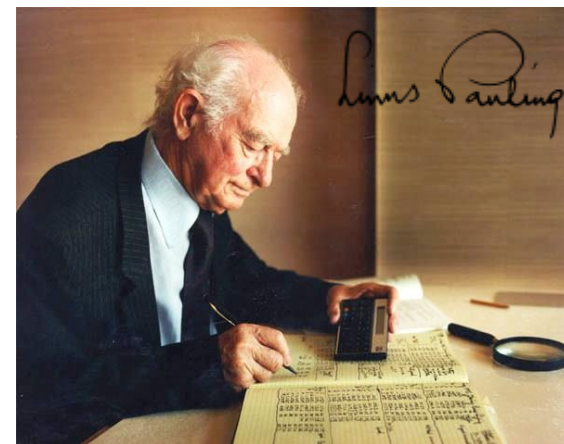


$$\Psi = \phi_A(1) \phi_B(2) + \phi_A(2) \phi_B(1)$$

Esta é a função de onda não-normalizada para uma ligação H-H.



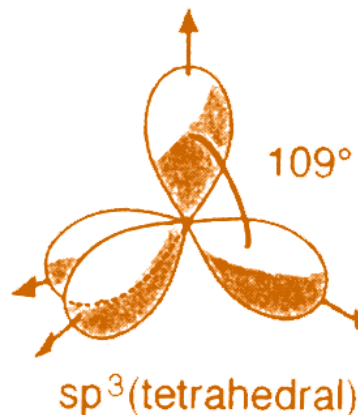
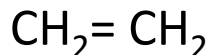
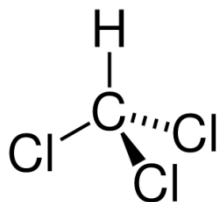
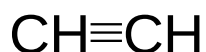
Linus Pauling



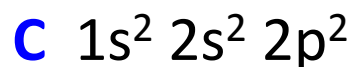
•The Nature of the Chemical Bond IV.
The energy of single bonds and the
relative electronegativity of atoms.
J. Am. Chem. Soc., 1932, **54**, 3570.

Hibridização

Pode explicar a geometria de várias moléculas e envolve a mistura de orbitais atômicos para formar os orbitais híbridos.



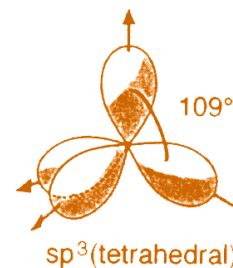
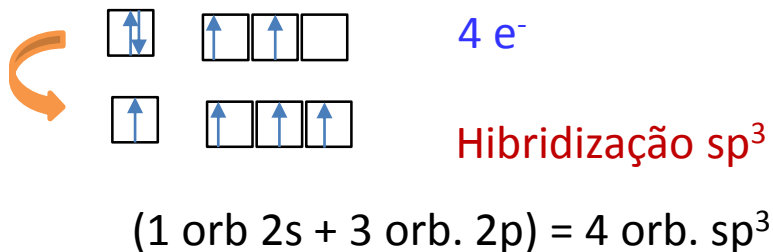
Que tipo de hibridização ocorre nestes diferentes compostos de Carbono?



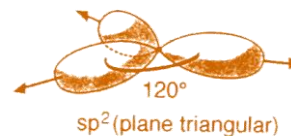
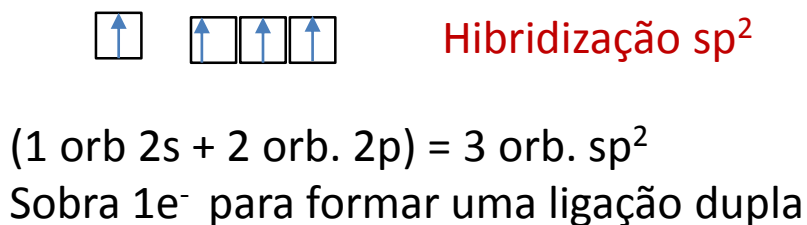
Ver **Anexos VII , VIII e IX** da Apostila da disciplina

Compostos de Carbono

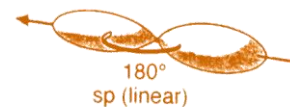
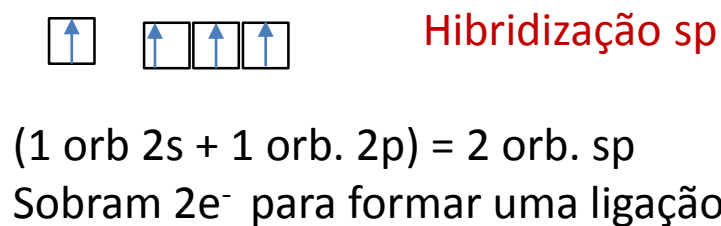
C (z=6) $1s^2 2s^2 2p^2$



Ex.: CH_4 metano, etano, butano, etc.

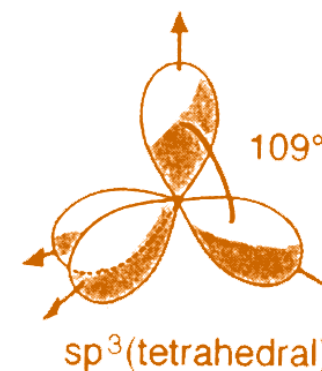
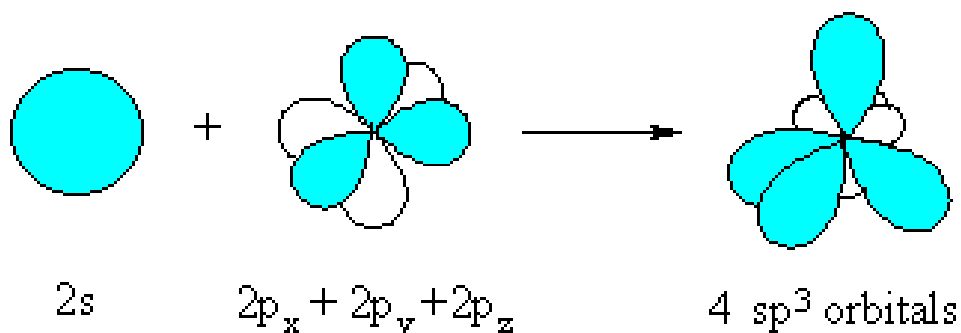


Ex.: C_2H_4 eteno, formaldeído, benzeno, etc.

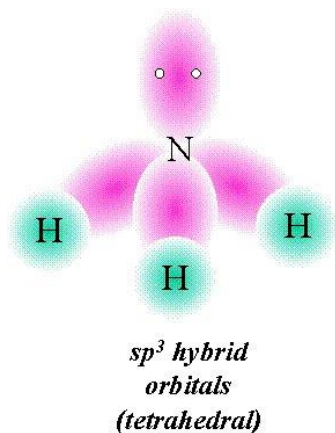


Ex.: C_2H_2 acetileno, cianeto, etc.

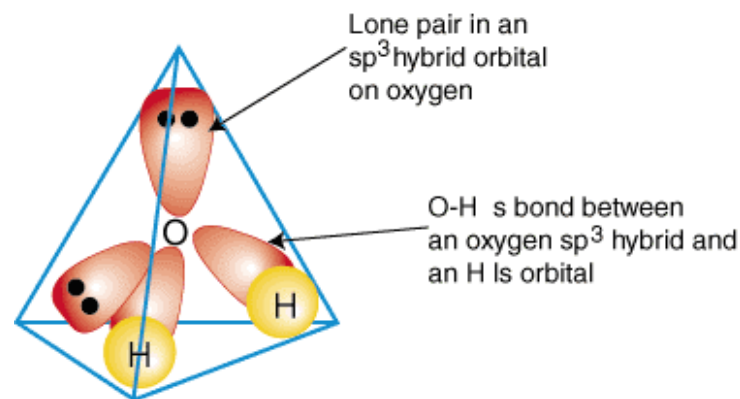
Hibridização



NH_3



H_2O



Compostos polares

Dependendo da hibridização, tem-se uma **estrutura molecular** diferente, que pode explicar muitas das propriedades dos compostos.

H₂O - água

H (z=1) 1s¹

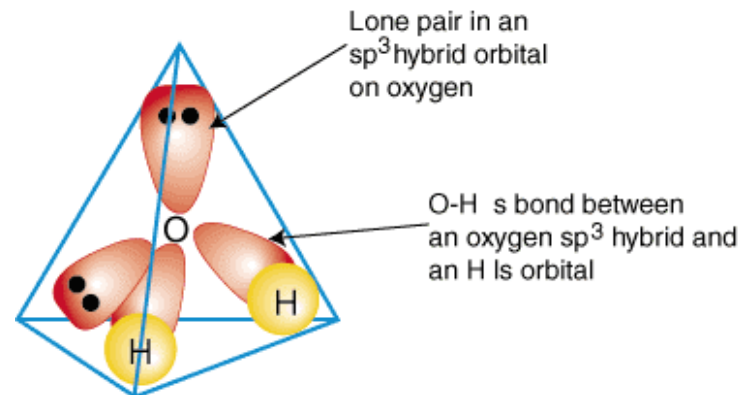
O (z=8) 1s²2s²2p⁴ 6 e⁻



Hibridização sp³

(1 orb 2s + 3 orb. 2p) = 4 orb. sp³

2 destes orbitais estão preenchidos e dois fazem ligação com um átomo de H



NH₃ - amônia

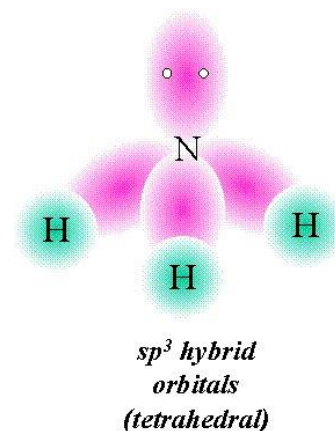
N (z=7) 1s²2s²2p³ 5 e⁻



Hibridização sp³

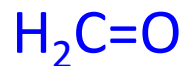
(1 orb 2s + 3 orb. 2p) = 4 orb. sp³

1 destes orbitais estão preenchidos e três deles fazem ligação com um átomo de H

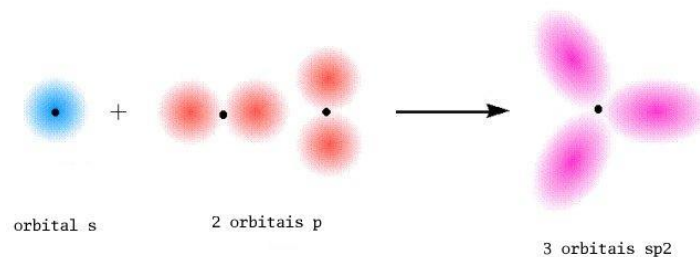
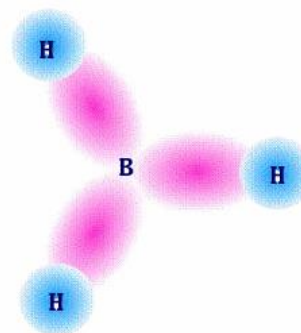
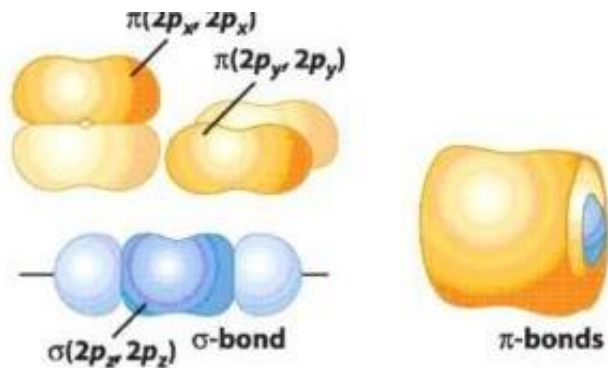
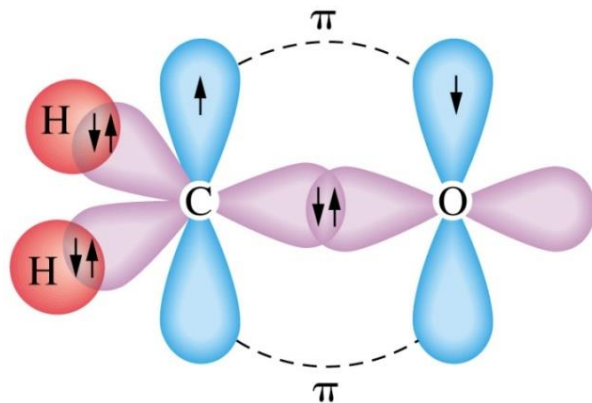


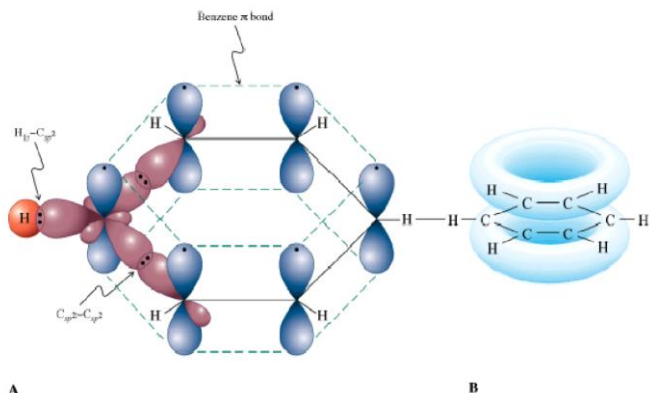
Hibridização

Este conceito ajudou a explicar a geometria das moléculas e suas polaridades.



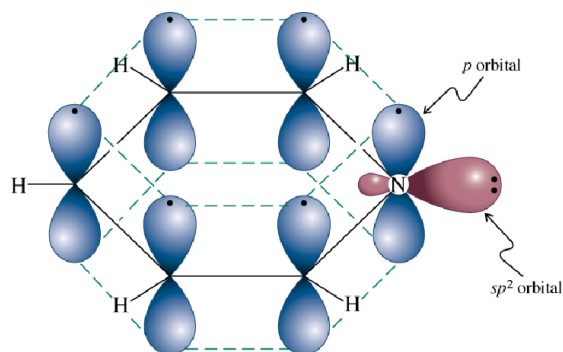
formaldeído





Benzeno

Elétrons delocalizados, nuvem eletrônica distribuída pelo anel

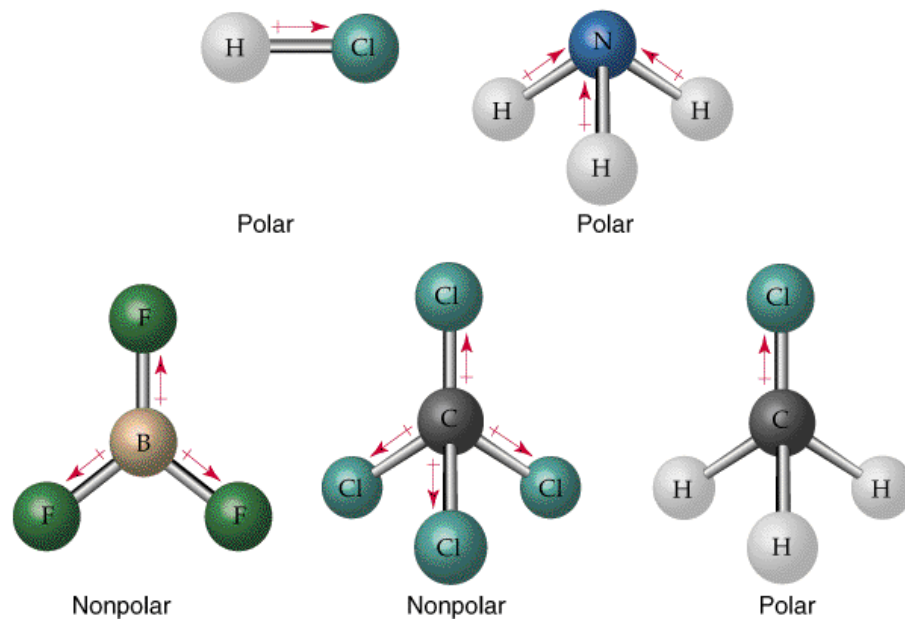


Piridina

Hibridização e geometria molecular

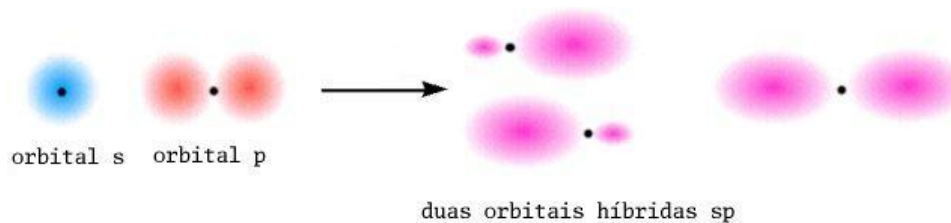
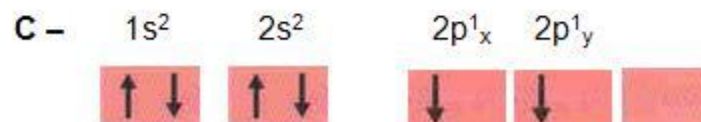
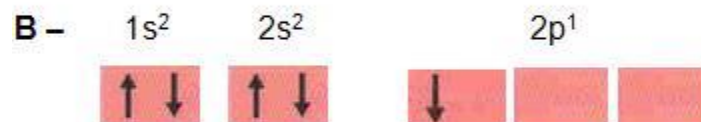
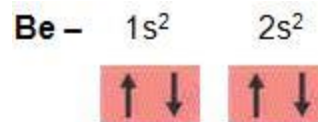
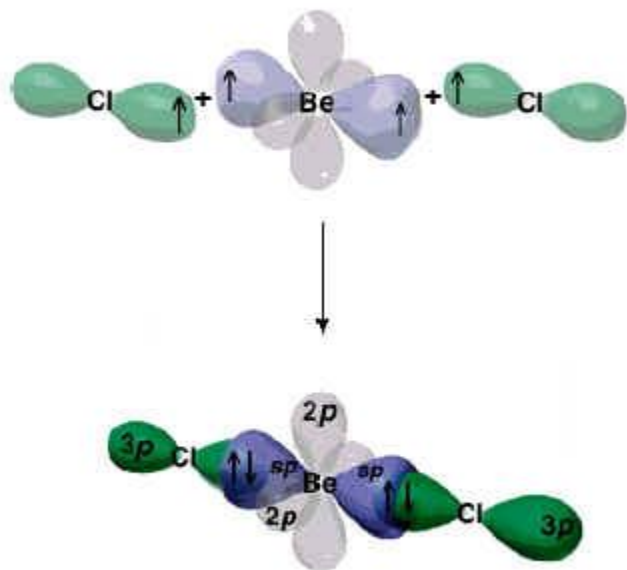
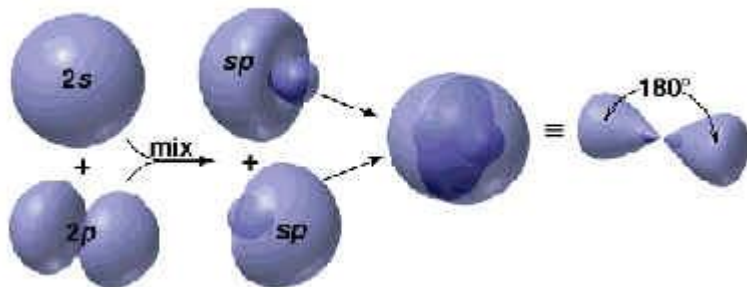
Hibridização	Orbitais atômicos combinados	geometria
sp	$s + p_x$	Linear
sp_2	$s + p_x + p_y$	Triangular
sp_3	$s + p_x + p_y + p_z$	tetraédrica
d_2sp_3	$d_{x^2-y^2} + d_{z^2} + p_x + p_y + p_z$	octaédrica
dsp_2	$d_{x^2-y^2} + s + p_x + p_y$	Quadrado planar
dsp_3	$d_{x^2-y^2} + s + p_x + p_y + p_z$	Trigonal bipiramidal ou piramidal quadrada

Polaridade das moléculas



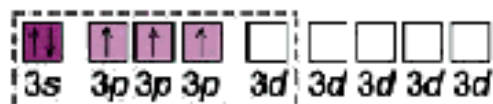
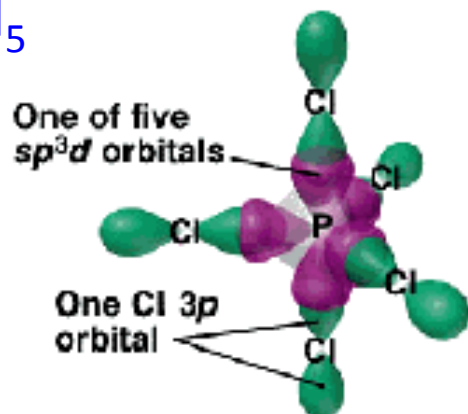
Substância	PF, °C	PE, °C	d, g/cm ⁻³	Solub.	ε, Const. dielétrica
HCl	-114,2	-85	1,600 g/L	água	
H ₂ O	0	100	0,9970	Etanol, acetona	80,1
BF ₃	-126,8	-101	2,975 g/L	água	
CCl ₄	-23	76,8	1,594	Etanol, eter	2,238
CH ₃ Cl	-97,7	-24,0	0,911	Água	10,0

Hibridização



Hibridização

Pode envolver também outros orbitais:

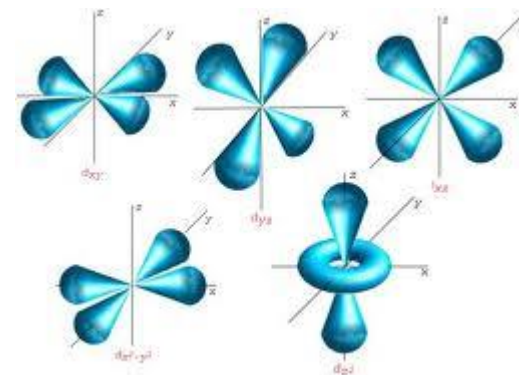


Isolated P atom

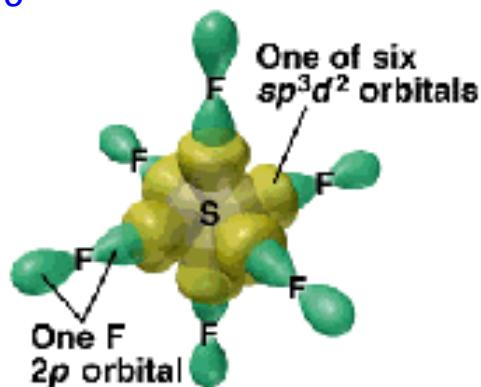
mix



Hybridized P atom



Bi-prisma de base triangular



Isolated S atom

mix



Hybridized S atom

octaedro

A chamada estrutura de Lewis nos auxilia na identificação de pares de elétrons compartilhados e pares isolados. Simplificadamente, numa estrutura de Lewis aplica-se a chamada **teoria de repulsão dos pares eletrônicos no nível de valência (RPENV)** ou valence-shell electron-pair repulsion (VSPER) theory para determinar a **geometria molecular**.

Essa teoria: **RPENV ou VSPER**, estabelece que pares de elétrons de repelem, quer estejam compartilhados ou não. Assim, se localizarão ao redor do núcleo do átomo o mais distante possível, uns dos outros, de modo a minimizar essa repulsão. A teoria tem seu foco nos grupos de elétrons.

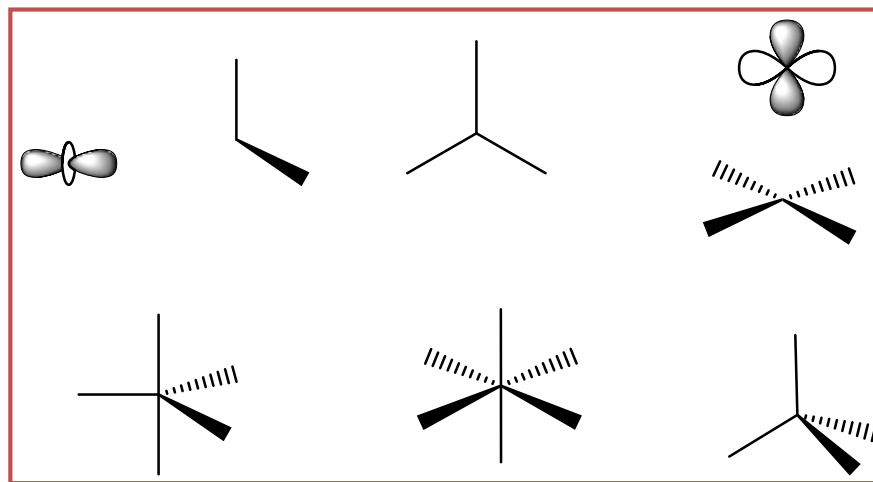
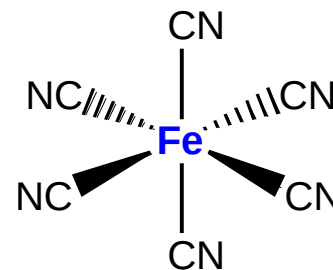
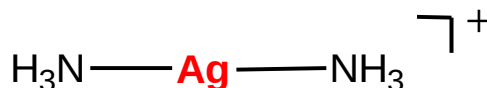
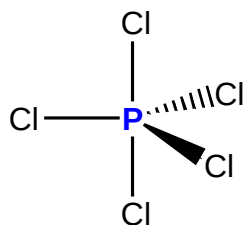
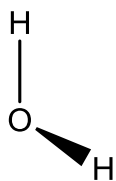
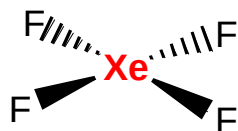
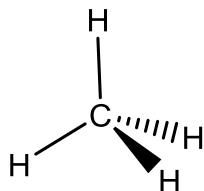
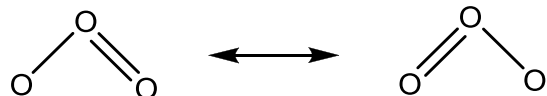
Um **grupo de elétrons** pode ser um par eletrônico isolado, um único elétron desemparelhado, uma ligação simples, dupla ou tripla num átomo central. Ao usar essa teoria, um par de elétrons numa ligação ou pares de elétrons isolados ajudam a determinar a forma (geometria) da molécula. E a partir da geometria pode-se verificar se a molécula será polar ou não.

Modelo RPENV

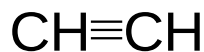
RPENV = Repulsão dos pares eletrônicos no nível de valência

Esse modelo prevê com boa precisão a forma espacial de moléculas e íons comuns. Procura localizar os **pares de elétrons** na molécula o mais simetricamente e o mais distante possível um dos outros.

Exemplos:

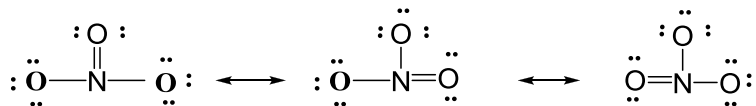
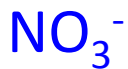
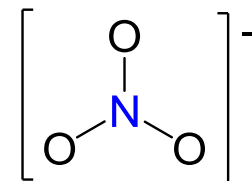


Simetrias ou Formas Espaciais Moleculares

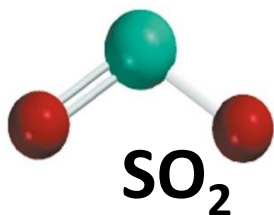
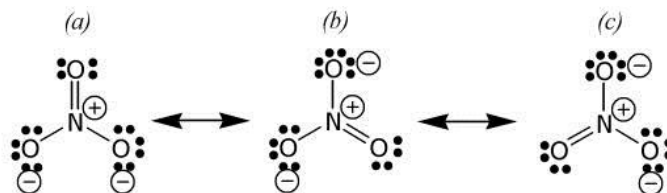


linear

trigonal planar

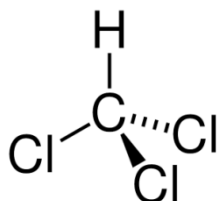
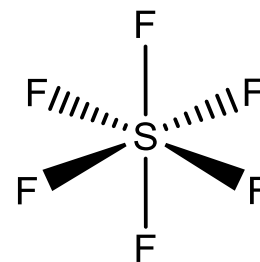


Estruturas de ressonância

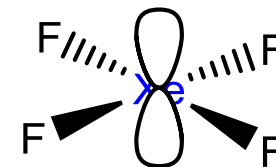
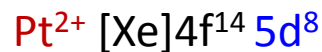
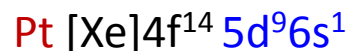
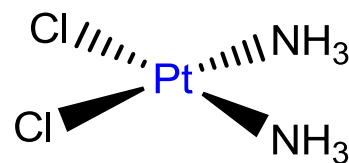
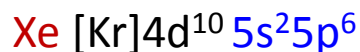
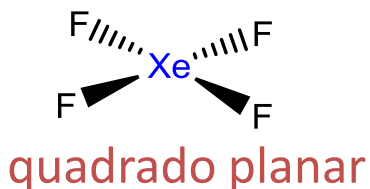


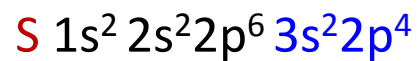
angular

octaédrica



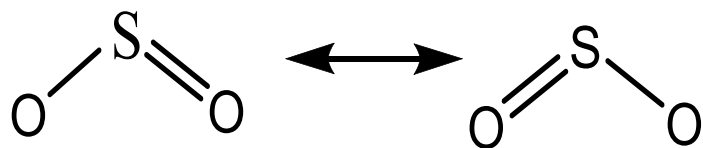
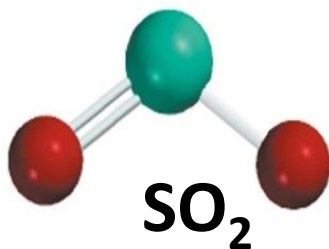
tetraédrica



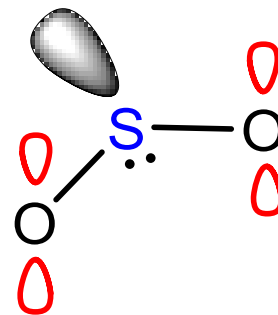


Hibridização sp^2

$$(1 \text{ orb } 2s + 2 \text{ orb. } 2p) = 3 \text{ orb. } sp^2$$

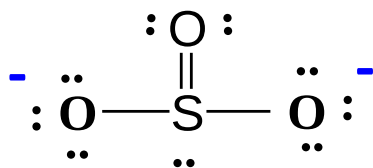


Estruturas de ressonância

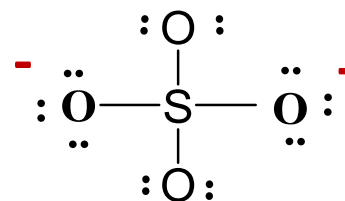


Forma-se uma ligação σ com cada átomo de O
e uma ligação π com um deles

Íon sulfito



Íon sulfato



Átomo O $1s^2 2s^2 2p^4$

Ânion O^- $1s^2 2s^2 2p^5$

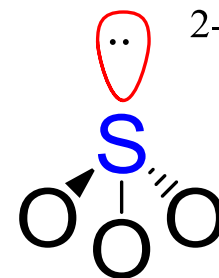
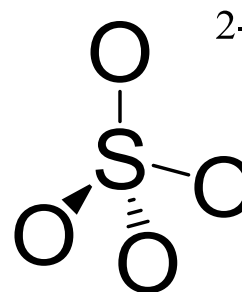
S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^4$

$6e^-$



Hibridização sp^3

$(1 \text{ orb } 2s + 3 \text{ orb. } 2p) = 4 \text{ orb. } sp^3$



Estruturas de ressonância

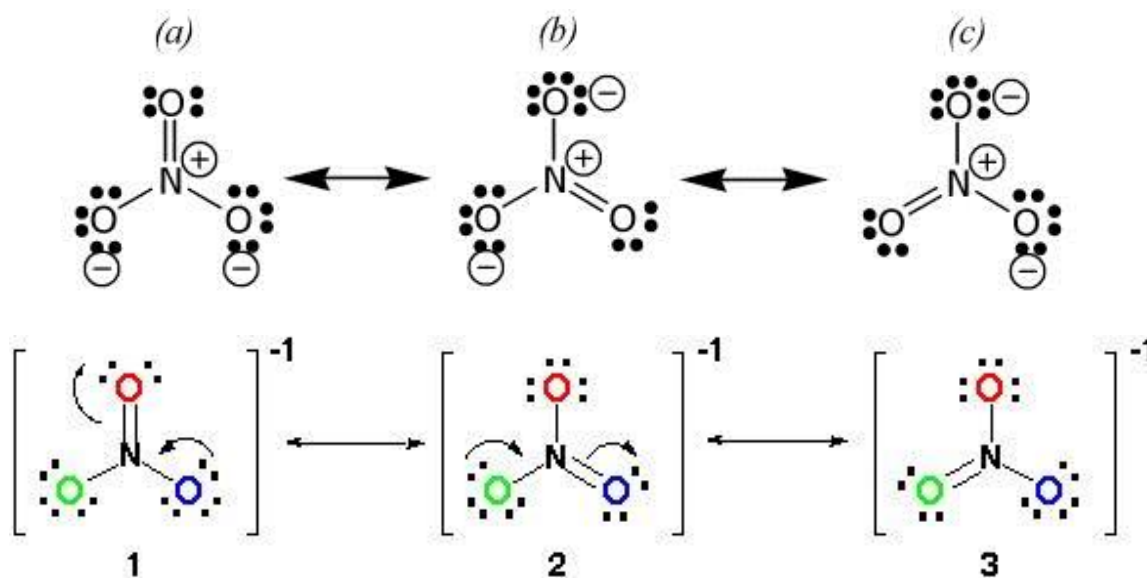
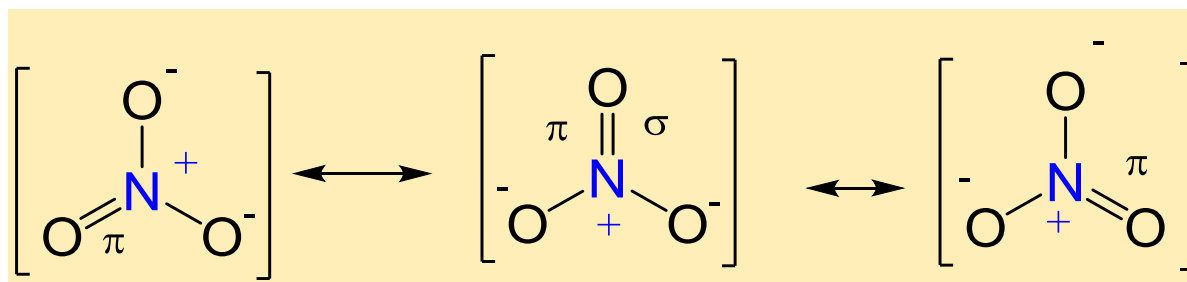
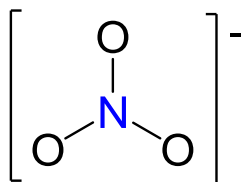
N [He] 2 s² 2p³
Hibridização sp²

O [He] 2s² 2p⁴
Hibridização sp²

Íon nitrato

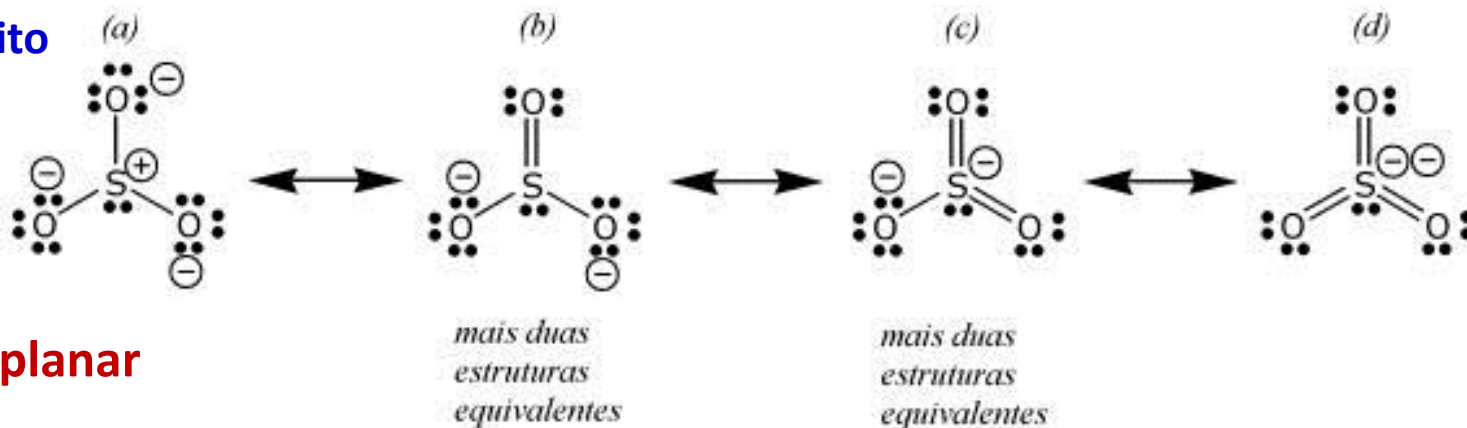


trigonal planar

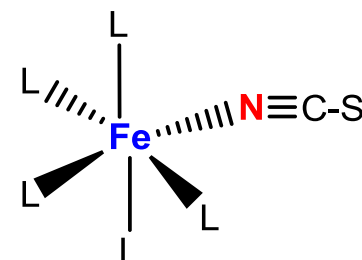
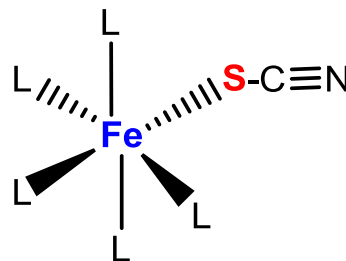
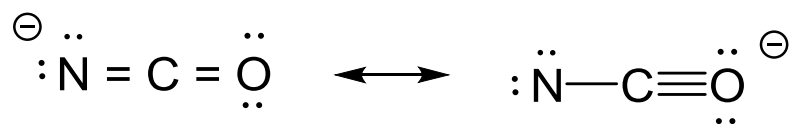


Estruturas de ressonância

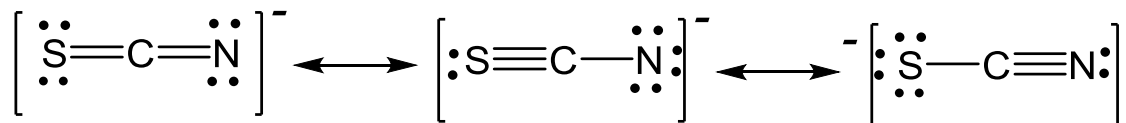
Íon sulfito



Íon cianato

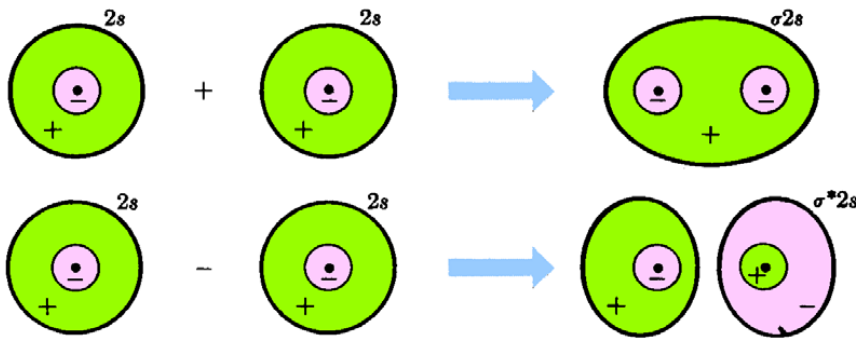


Íon tiocianato

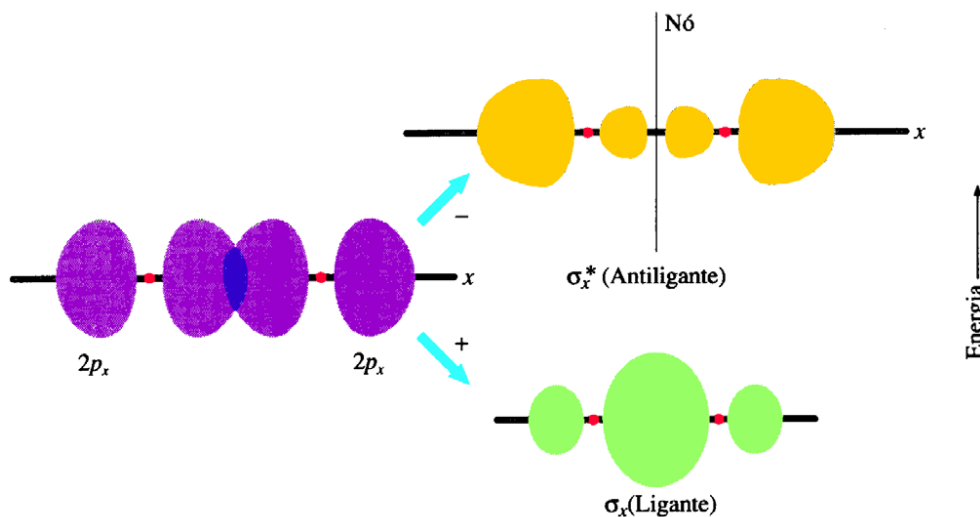


Teoria dos Orbitais Moleculares (OM)

Segundo esta teoria os OM são formados a partir da combinação de orbitais atômicos com simetria favorável. Orbitais moleculares formados por orb. atômicos na direção (eixo) de ligação são denominados σ , enquanto que OM formados a partir de orbitais atômicos perpendiculares ao eixo de ligação são denominados π .



Formação de OM σ_{2s} ligante e σ_{2s}^* antiligante, a partir de **orbitais atômicos 2s**.

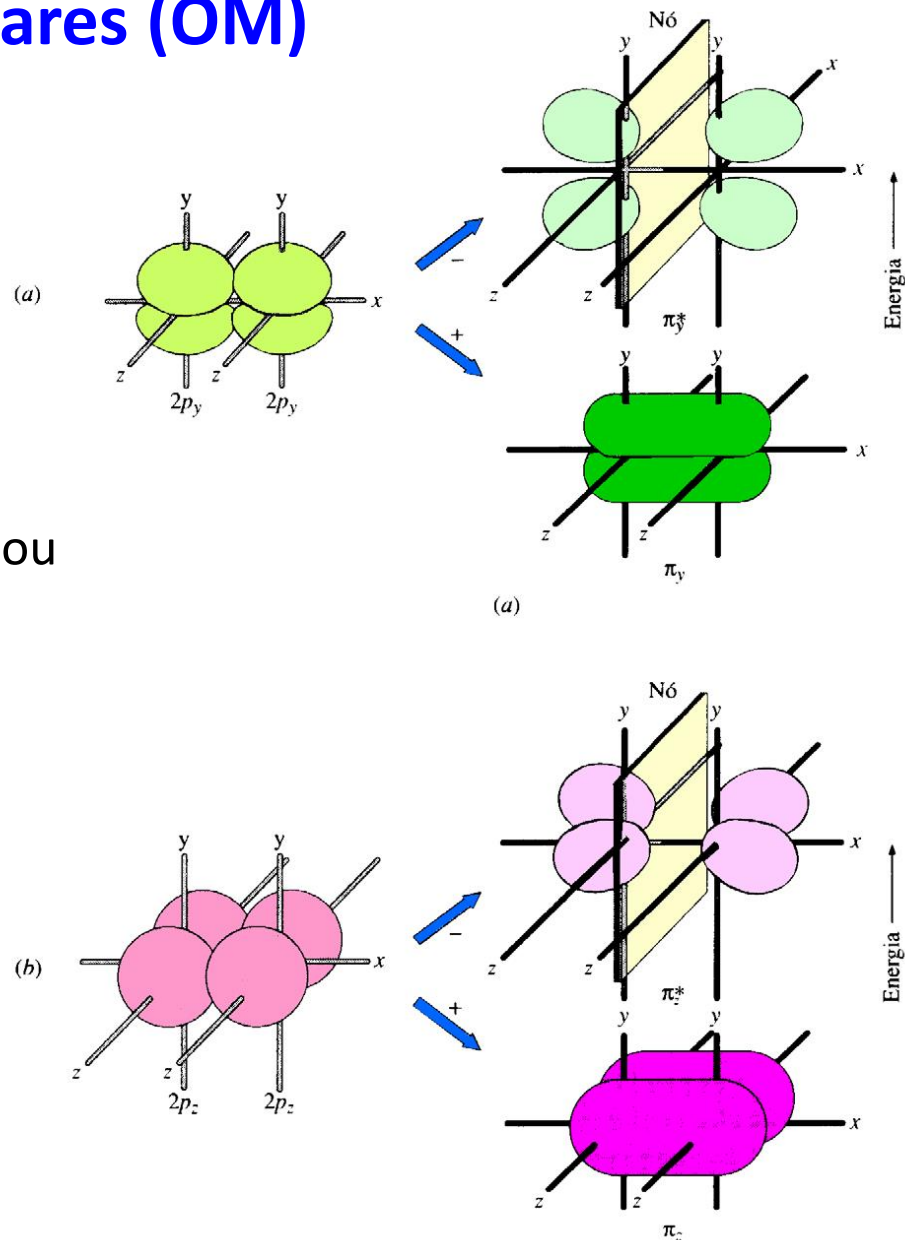


Formação de OM ligante σ e OM antiligante σ^* a partir da combinação de **orbitais atômicos 2p**.

Teoria dos Orbitais Moleculares (OM)

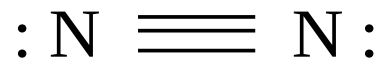
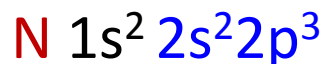
Combinação de orbitais p (eixos y ou z) para formar um OM ligante (π_y OU π_z) ou um OM antiligante (π_y^* OU π_z^*).

Correspondem às **ligações duplas ou triplas**.

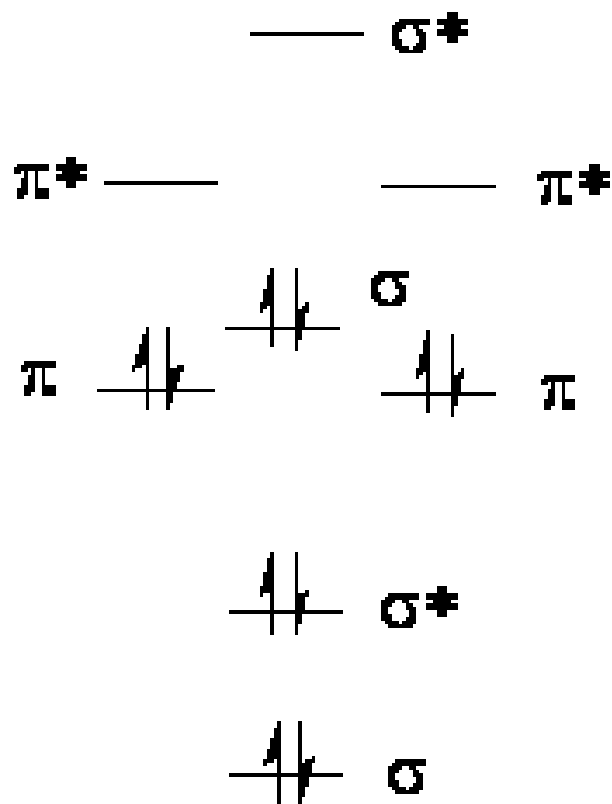


Teoria dos Orbitais Moleculares

O.M. para a molécula N_2



diamagnético



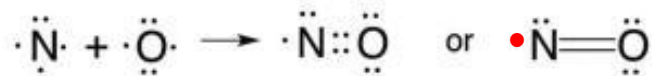
Formam-se ligações do tipo :
 σ (sigma) e π (pi).

Os elétrons de cada átomo vão sendo alocados nos orbitais de menor energia (ligantes e não-ligantes) da molécula resultante.

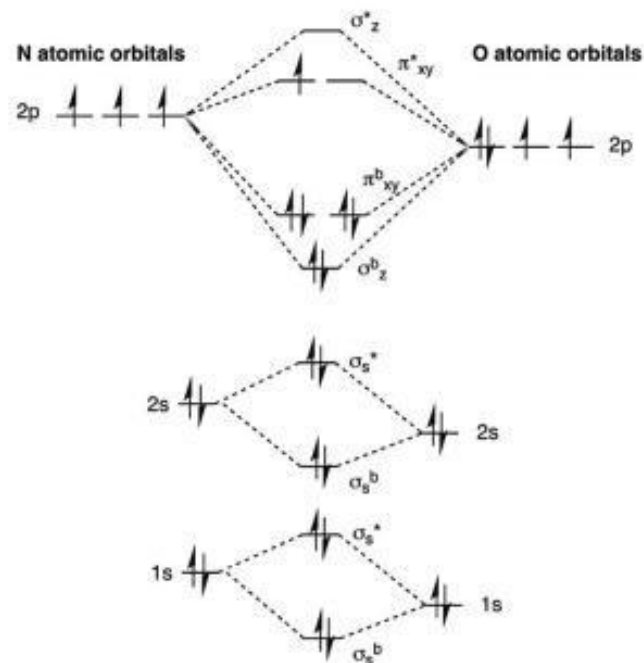
O.M. para a molécula NO

(a) Estrutura de Lewis structure/ligação de valência para NO, (b) Diagrama de orbitais moleculares para NO, (c) OM com elétron isolado (SOMO) no NO (d) densidade de spin na molécula NO.

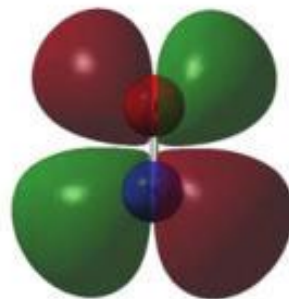
a



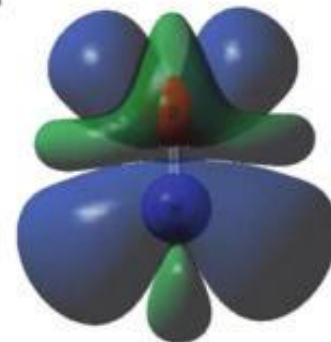
b

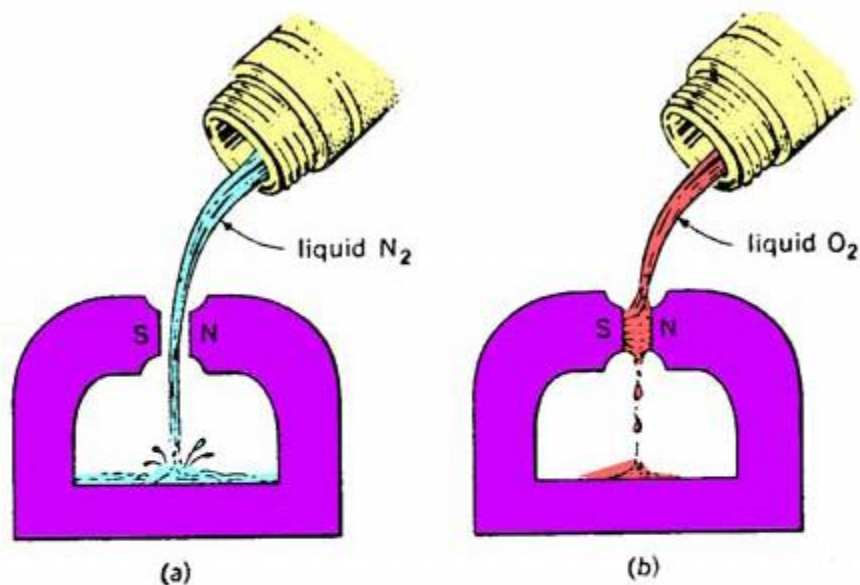


c



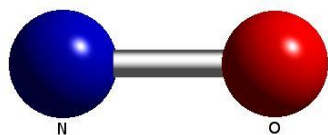
d



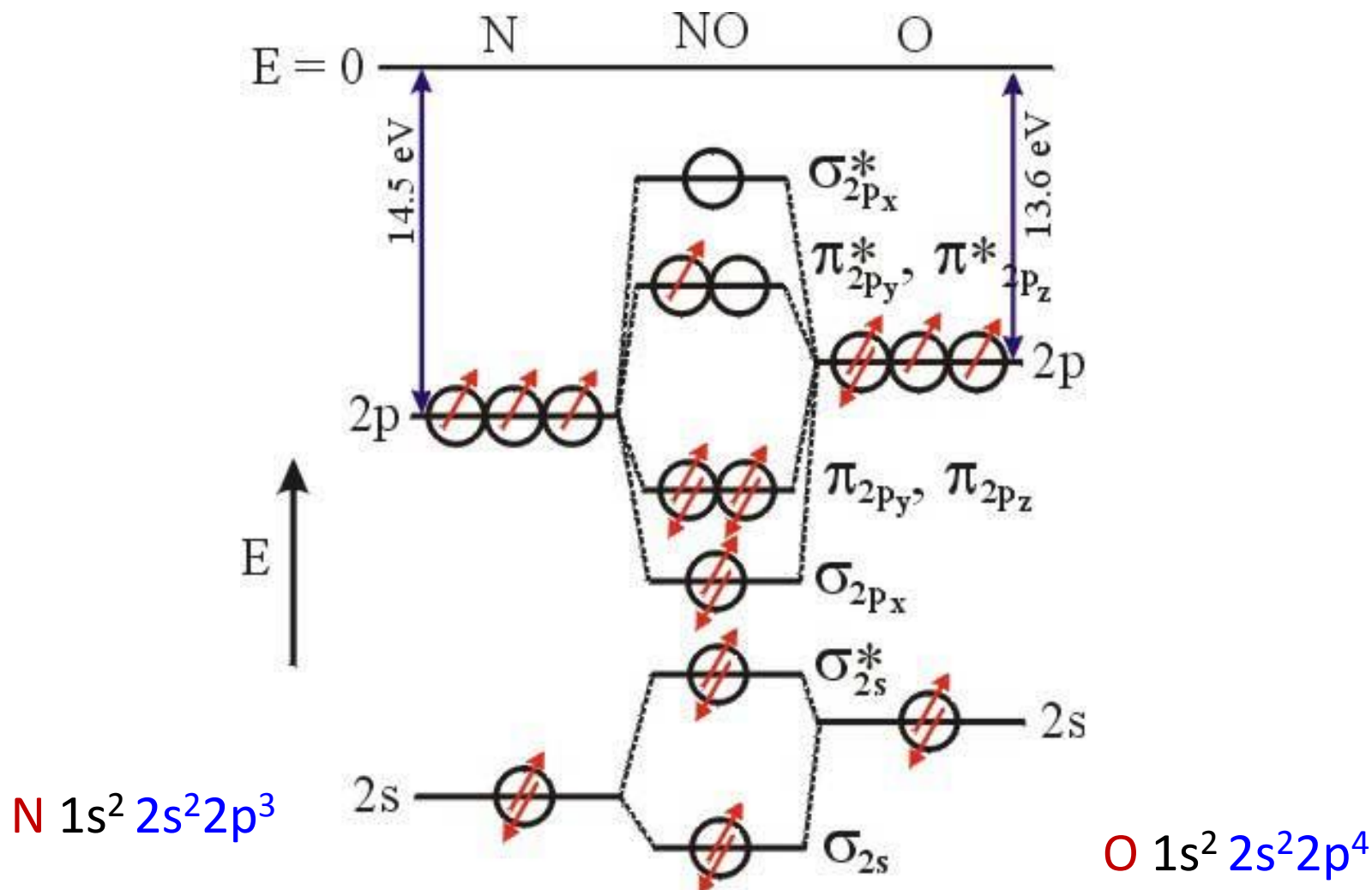


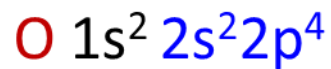
A Teoria dos OM conseguiu explicar porque **N₂ líquido** (PF, 77K) passa pelos polos de um ímã, enquanto **O₂ líquido** (PF, 90K) fica retido ou atraído. A molécula de nitrogênio é **diamagnética** e a de oxigênio é **paramagnética** (elétrons desemparelhados).

nitric oxide



Composto paramagnético





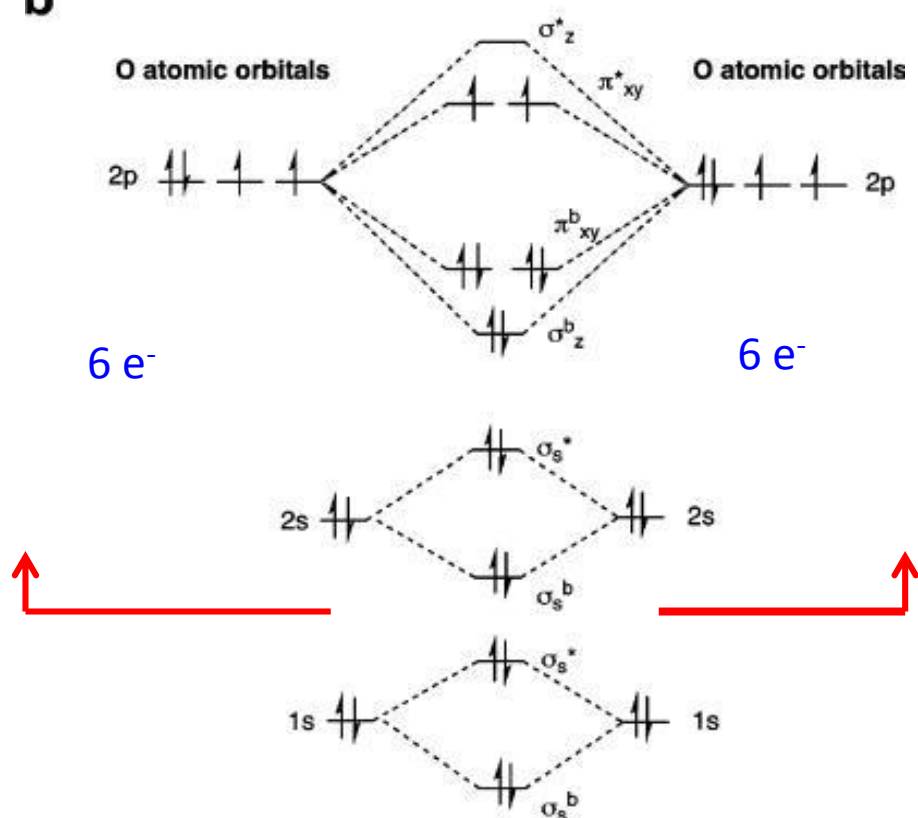
O.M. para a molécula O₂

a

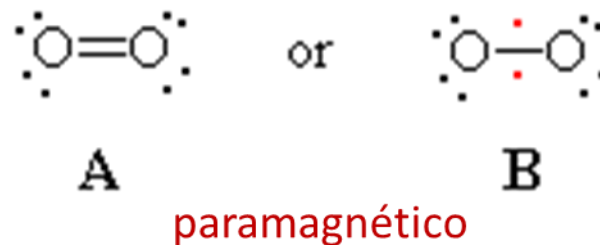


O.M.

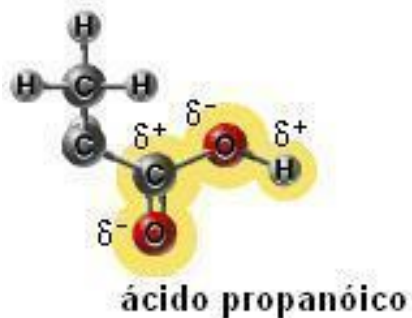
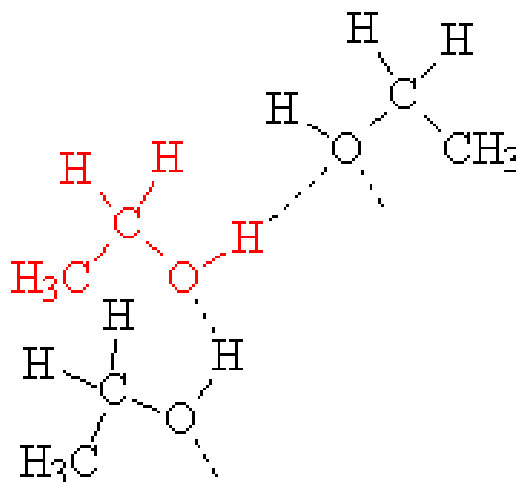
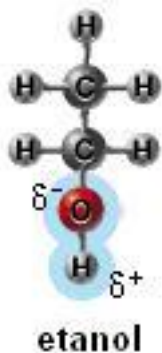
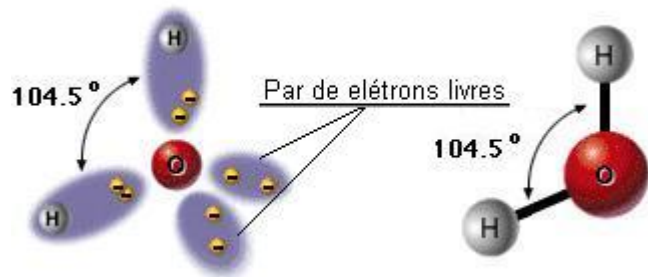
b



(a) Estrutura de Lewis e ligação de valência para a molécula O₂. (b) Diagrama de orbitais moleculares para O₂.

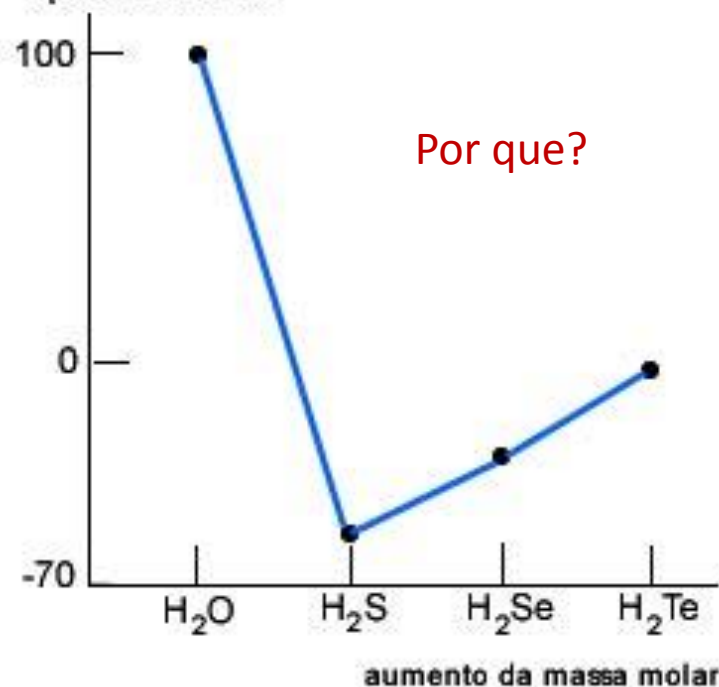


Interações intermoleculares



O PE de uma substância reflete mais as interações **intermoleculares**, que as **intramoleculares**

Temperatura de ebulição à pressão de 1 atm



Estrutura e Propriedades de Ligação

Uma ligação química é caracterizada por seu comprimento e sua força.

Comprimento = distância que separa os centros de dois átomos ligados entre si.

Força de uma ligação = é medida pela entalpia média de dissociação (rompimento) da ligação

Substância	Compr., r/pm
H ₂	74
HF	92
HCl	127
HBr	141
HI	160
F ₂	144
Cl ₂	199
Br ₂	
I ₂	267
N ₂	109
O ₂	121

A entalpia média de ligação é calculada para uma série de ligações em moléculas diferentes.

Ex.:

Si-Si 274 kJ/mol

em Si₂H₆ 226 kJ/mol

em Si₂(CH₃)₆

322 kJ/mol

Entalpia média de ligação, ΔH	L, kJ/mol
H - H	436
C - H	412
C - C	348 (1)* 612 (2) 837 (3) 518 (a)
N - H	388
O - H	463
O - O	146(1) 497 (2)
N - N	163 (1) 409 (2) 946 (3)

* Ordem de ligação; a = aromático

Ordem de ligação:

Quantifica o número de ligações entre dois átomos no formalismo de orbitais moleculares. Quanto maior a ordem de ligação, maior é a força desta ligação.

A ordem de ligação, b , contabiliza um par de elétrons (em um orbital ligante) compartilhado entre dois átomos, como uma “ligação” e um par de elétrons em um orbital antiligante como uma “anti-ligação”:

$$B = \frac{1}{2} (n - n^*)$$

n = número de elétrons em orbitais ligantes

n^* = número de elétrons em orbitais antiligantes.

Entalpias de ligação:

O–O 146 kJ/mol (H_2O_2)

O=O 496 kJ/mol (O_2)

Ex.: molécula O_2

$$2\sigma_g^2 \textbf{2}\sigma_u^2 1\pi_u^4 2\sigma_g^2 \textbf{1}\pi_g^2 \quad b = \frac{1}{2} (2 + 4 + 2 - 2 - 2) = 2$$

Íon superóxido, O_2^-

$$2\sigma_g^2 \textbf{2}\sigma_u^2 1\pi_u^4 2\sigma_g^2 \textbf{1}\pi_g^3 \quad b = \frac{1}{2} (2 + 4 + 2 - 2 - 3) = 1,5$$

Íon peróxido, O_2^{2-}

$$2\sigma_g^2 \textbf{2}\sigma_u^2 1\pi_u^4 2\sigma_g^2 \textbf{1}\pi_g^4 \quad b = \frac{1}{2} (2 + 4 + 2 - 2 - 4) = 1$$



Distância de ligação

O-O aumenta se a ordem de ligação diminui

* Orbitais em negrito são antiligantes

Átomo	Raio covalente, r_{cov}/pm
H	37
C	77 (1)* 67 (2) 60 (3) 70 (a)
N	74 (1) 65 (2) 54 (3)
O	66 (1) 57 (2)
F	64
Si	118
P	110
S	104
Cl	99

* Ordem de ligação

A contribuição de um átomo para uma ligação covalente é denominada **raio covalente do elemento**.

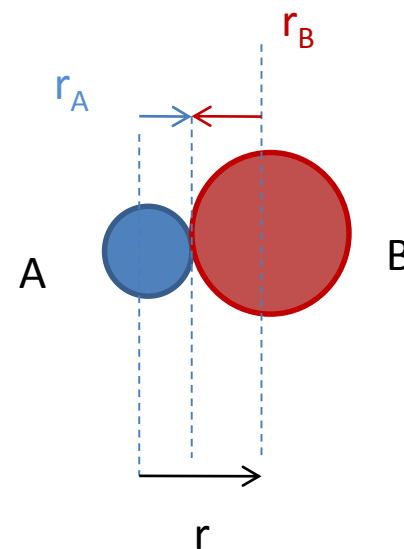
Na prática utilizam-se valores experimentais de comprimentos de ligação.

Mas pode-se prever com alguma precisão os comprimentos de ligação, usando os raios covalentes. Por ex.:

Ligação P-N

$$r_{\text{P}} + r_{\text{N}} = 110 + 74 = 184 \text{ pm}$$

valor experim. = 180 pm



Raios iônicos

Neste caso, considera-se o raio do íon (ânion ou cátion), na rede cristalina do composto em questão.

Átomo	Raio iônico, r_i/pm
F ⁻	131 (4)* 113 (6)
Cl ⁻	181 (6)
Br ⁻	196 (6)
I ⁻	220 (6)
O ²⁻	138 (4) 140 (6) 142 (8)
N ³⁻	146 (4)
C ⁴⁺	15 (4)
Na ⁺	99 (4) 102 (6) 118 (8)
Mg ²⁺	49 (4) 72 (6) 103 (8)

Átomo	Raio covalente, r_{cov}/pm
O	66 (1) 57 (2)
F	64
Cl	99

Comparando-se os **raios iônicos** com os correspondentes **raios covalentes** do mesmo elemento, os ânions são maiores.

* Geometria do composto

Fonte: R.D. Shannon, *Acta Cryst.* **1976**, A32, 751.

Exercícios

1. Escreva as estruturas eletrônicas de Lewis para os íons: a) GeCl_3^- ; b) CO_3^{2-} ; c) AlCl_4^- .
Verifique se há estruturas de ressonância.

Ge [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^2$

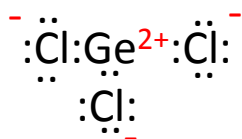
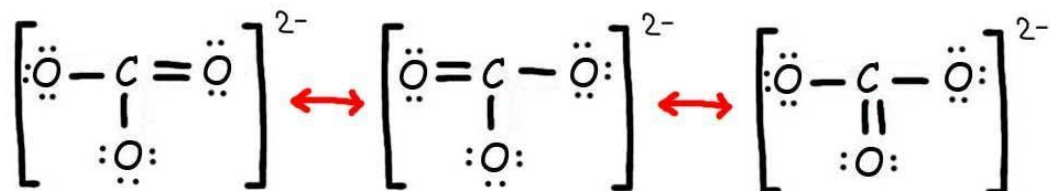
Cl [Ne] $3s^2 3p^5$

C [He] $2s^2 2p^2$

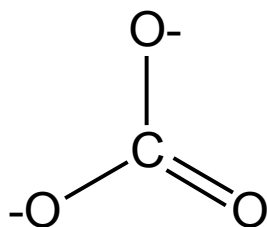
O [He] $2s^2 2p^4$

Al [He] $2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

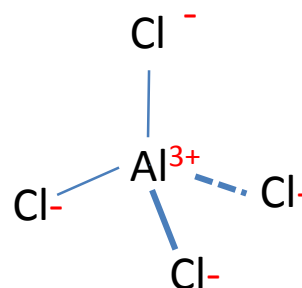
CO_3^{2-}



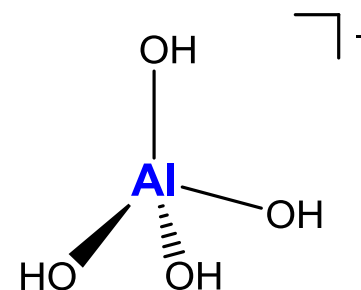
$\text{Ge}^{\text{II}}\text{Cl}_3^-$
 $2+7+7+8 = 24 e^-$



C hibridização sp^2
 $4+6+7+7=24e^-$



$8+8+8+8 = 32 e^-$
 $4 \times 6 = 24 e^-$



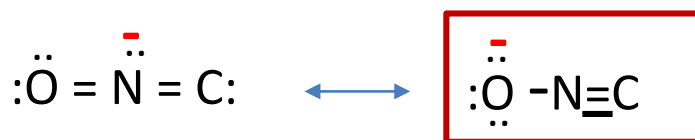
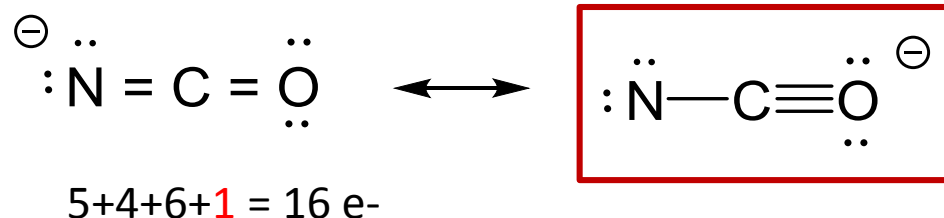
Exercícios

2. Construa as estruturas de Lewis principais, com contribuições de ressonância, para os íons: a) ONC^- ; b) NCO^- e atribua as cargas formais de cada átomo. Qual a estrutura de ressonância que será, provavelmente, dominante em cada caso?

O [He] $2s^2 2p^4$

N [He] $2s^2 2p^3$

C [He] $2s^2 2p^2$

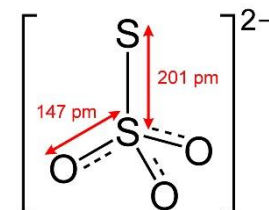
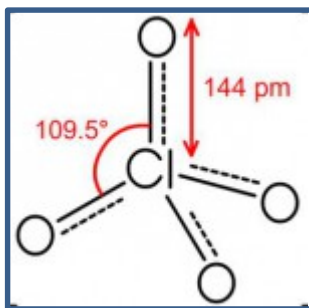
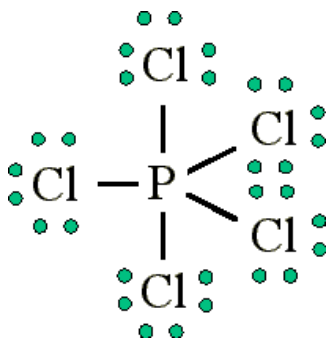
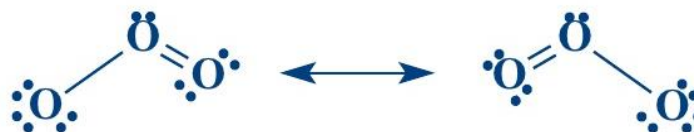
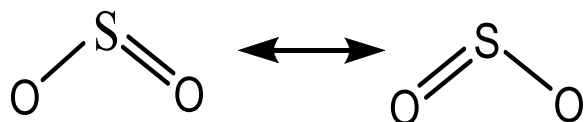


$$6+5+4+1 = 16 \text{ e}^-$$

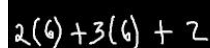
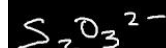
Verificar átomo com afinidade eletrônica maior para saber qual a estrutura de ressonância dominante.

Exercícios

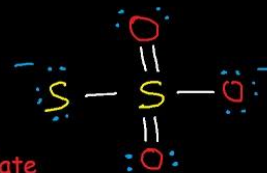
3. Usando a teoria RPENV (Repulsão dos pares eletrônicos no nível de valência), verifique qual a estrutura esperada para: SO_2 ; O_3 ; SbF_5 ; ClO_4^- ; $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.



$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ Lewis Structure



Thiosulfate



Bibliografia:

1. D.W. Oxtoby, N.H. Nachtrieb, W.A. Freeman – *Chemistry, a science of change*, Saunders, 1994, 2a. ed.
2. P. Atkins e L. Jones - *Chemistry: Molecules, Matter, and Changes*, W.H. Freeman, New York, 1997.
3. J.C. Kotz e P. Treichel Jr. - *Chemistry and Chemical Reactivity*, Saunders College Publ., Fort Woeth, 1999, 4a. ed.
4. T.L. Brown, H.E. LeMay Jr., B.E. Bursten e J.R. Burdge, *Química – uma ciência central*, Pearson-Prentice Hall, São Paulo, 2005, 9a. ed.
5. Shriver & Atkins – *Química Inorgânica*, Bookman, 2008, 4a. Ed. (Tradução da 4a. ed. - D.F. Shriver, P.W. Atkins , T.L. Overton, J.P. Rourke, M.T. Weller e F.A. Armstrong, *Inorganic Chemistry*, Oxford Univ. Press, 2006).

ANÁLISE QUANTITATIVA

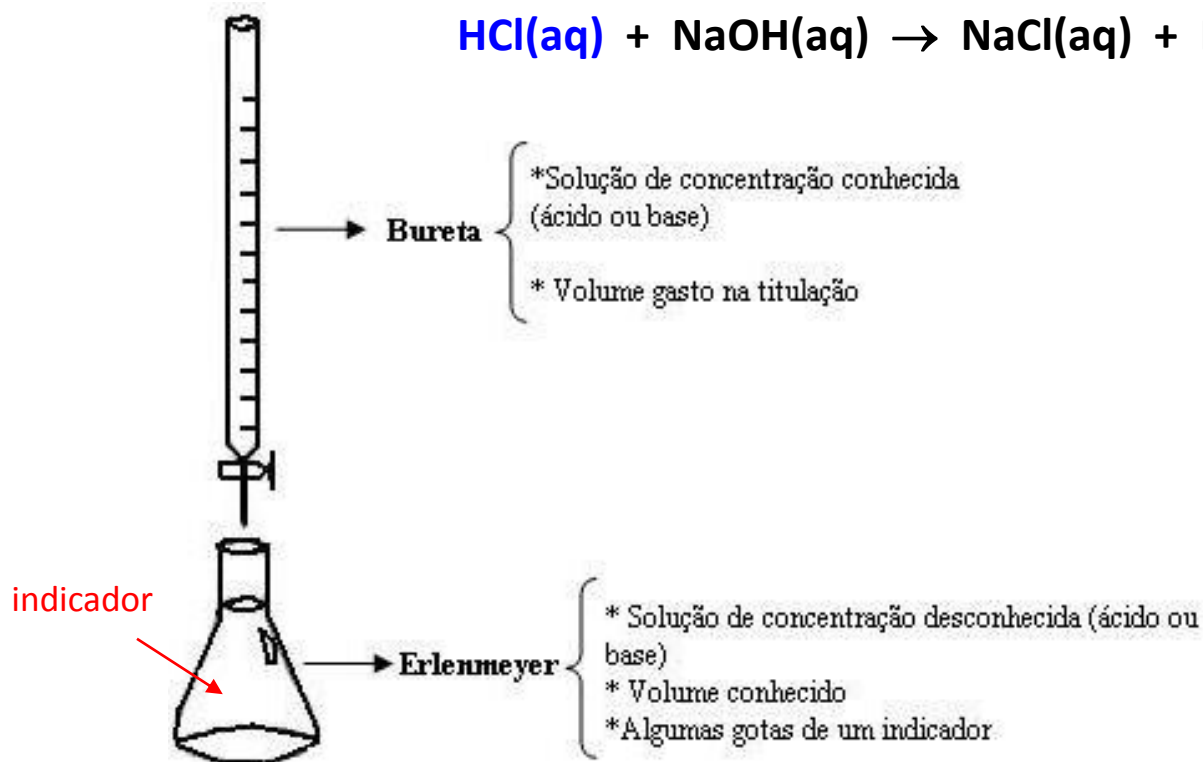
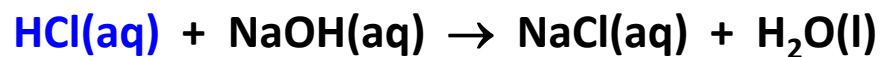
OBJETIVOS: *Aprender uma técnica de análise quantitativa de amostras. Efetuar cálculos estequiométricos.*

TAREFA PRÉ-LABORATÓRIO

O que é uma **titulação**? No experimento, será usada a técnica de retrotitulação. Explique. Elabore os cálculos necessários para calcular a quantidade de ácido presente no erlenmeyer, e de hidróxido de magnésio na amostra, a partir do volume de solução de base consumido na titulação.

Titulação

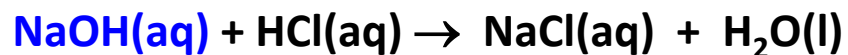
Indicador	Meio Ácido	Meio Básico
Tornassol	róseo	azul
Fenolftaleína	incolor	vermelho
Alaranjado de metila	vermelho	amarelo
Azul de bromotimol	amarelo	azul



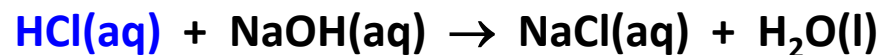
Retrotitulação ?

Tabela 3 - Indicadores Ácido-Base Usuais

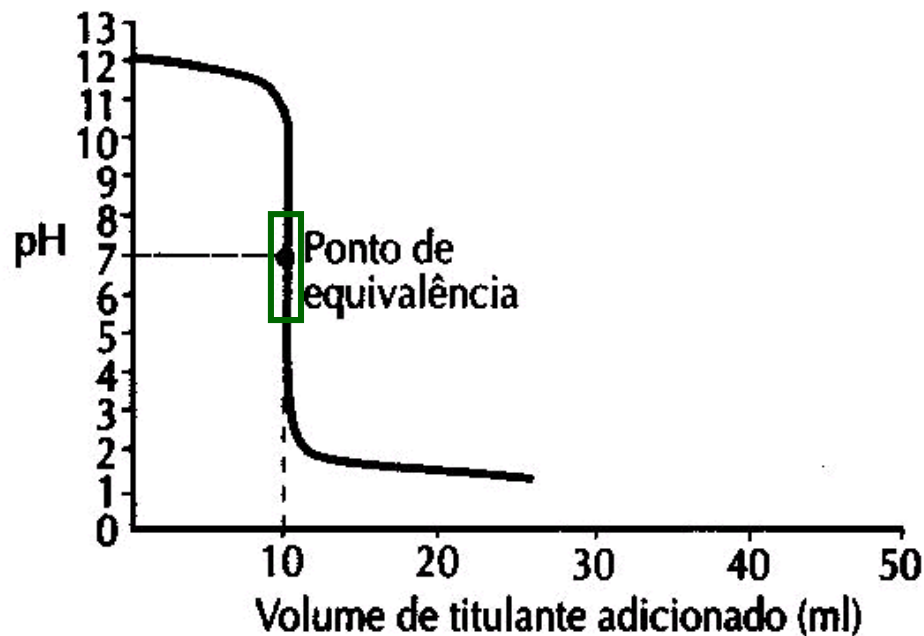
Nome	Faixa de pH	Variação de cor
Cristal violeta	0 – 1,8	amarelo → azul
Vermelho de cresol	1 – 2 e 7 – 8,8	vermelho → amarelo amarelo → vermelho
Azul de timol	1,2 – 2,8 e 8 – 9,3	vermelho → amarelo amarelo → verde
2,4-dinitrofenol	2,7 - 4	incolor → amarelo
Alaranjado de metila	3,2 – 4,5	vermelho → amarelo
Verde de bromocresol	3,7 – 5,5	amarelo → azul
Vermelho de metila	4,2 – 6,2	vermelho → amarelo
Bromocresol púrpura	5,2 – 6,6	amarelo → púrpura (roxo)
Alizarina	5,6 – 7,4 e 11 – 12,5	amarelo → vermelho vermelho → azul
Vermelho de fenol	6,8 – 8,2	amarelo → vermelho
<i>m</i> -nitrofenol	6,7 – 8,6	incolor → amarelo
Fenolftaleína	8,2 – 9,8	incolor → vermelho (rosa)
Timolftaleína	9,5 – 10,6	incolor → azul



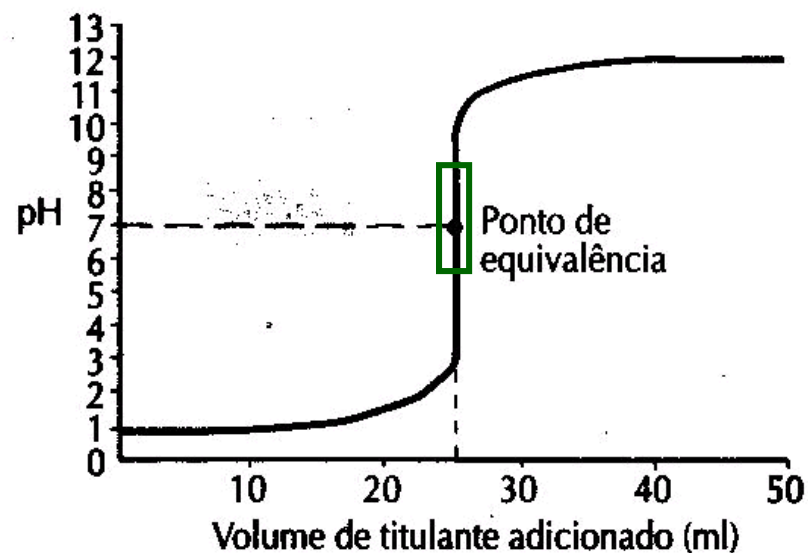
base titulada com ácido



ácido titulado com base



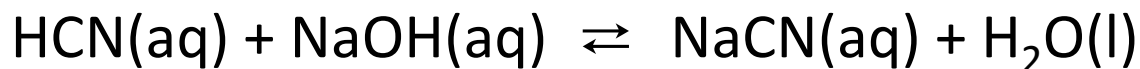
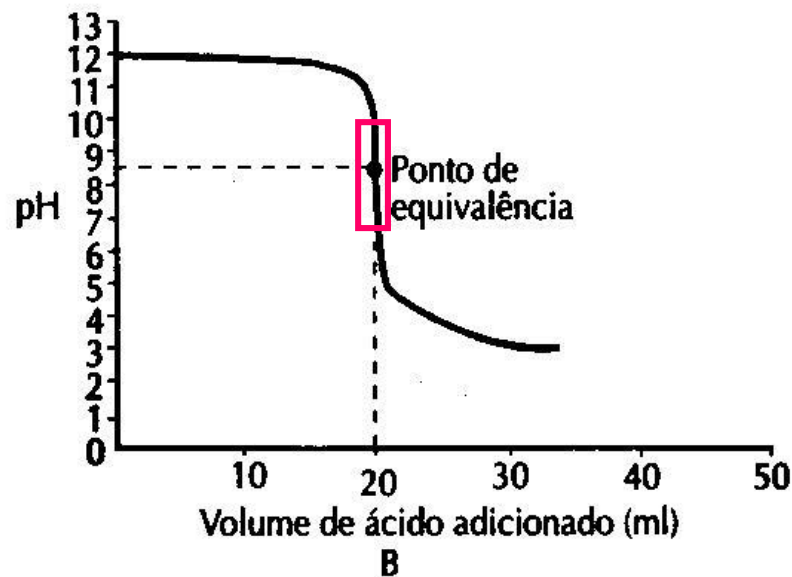
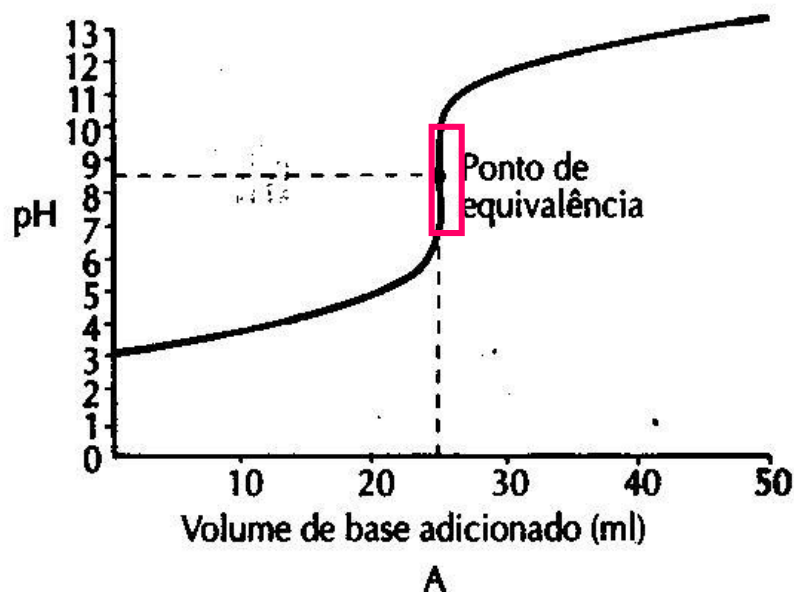
B



A

Titulação de um ácido fraco ou uma base fraca

Escolha do indicador adequado



hidrólise