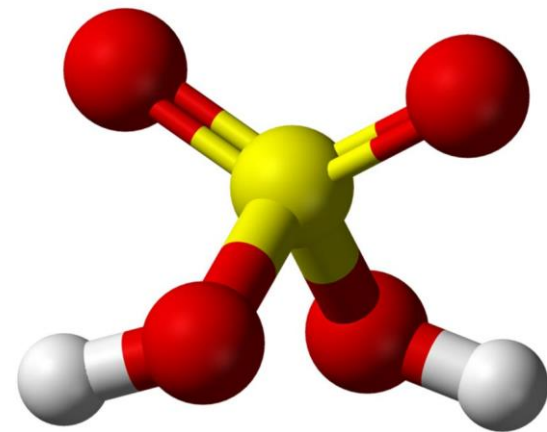
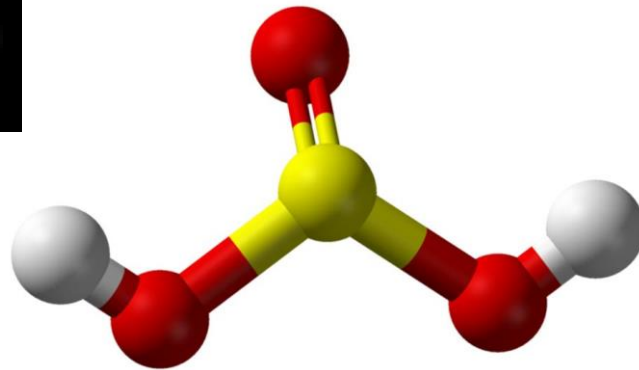
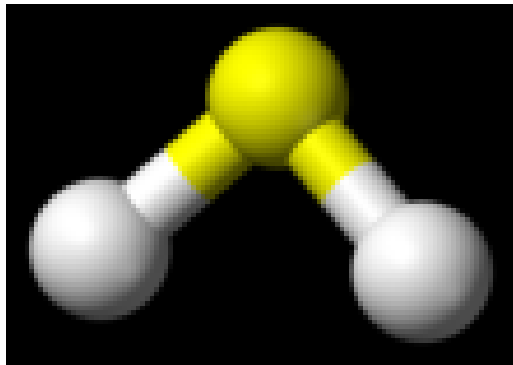


Mais um exemplo e as dificuldades inerentes a uma teoria
"incompleta"

Pense: Qual seria a estrutura de Lewis para as moléculas de H_2S , H_2SO_3 e H_2SO_4 . Como é possível explicar valências múltiplas do Enxonfre?



Distribuição de elétrons no enxofre: TABELA PERIÓDICA indica número atômico 16.

Portanto, número atômico 16 $\leftrightarrow$ 16 prótons

No estado fundamental temos, portanto, 16 elétrons

$1s^2$

$2s^2$

$2p^6$

$3s^2$

$3p^4$

(6 elétrons na camada de valência)

Distribuição de elétrons no oxigênio: 8 elétrons

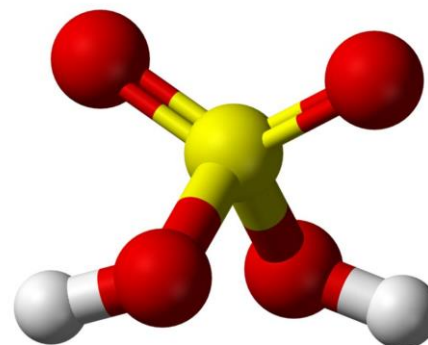
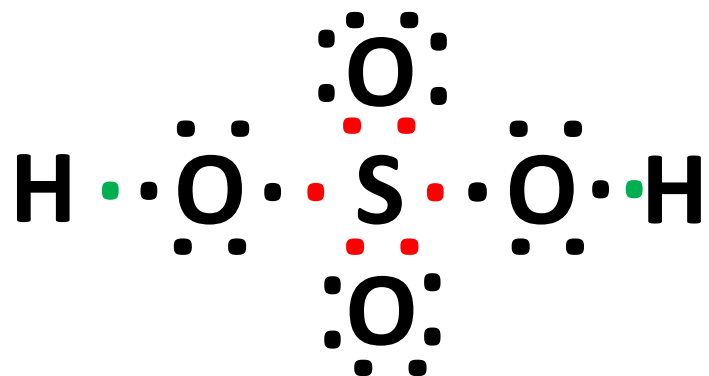
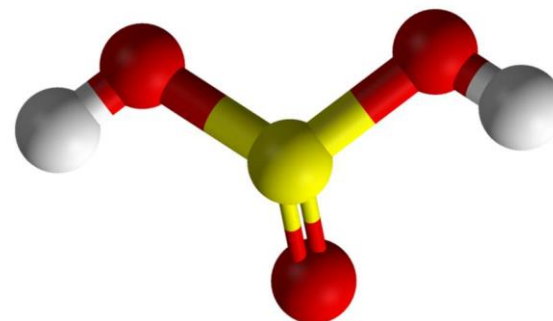
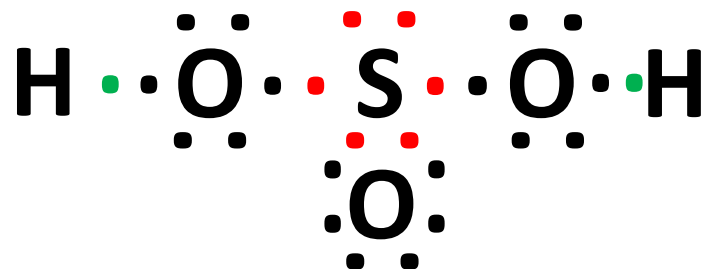
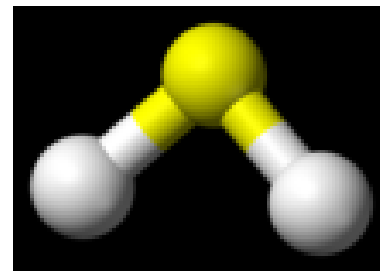
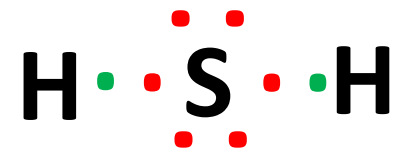
$1s^2$

$2s^2$

$2p^4$

(6 elétrons na camada de valência)

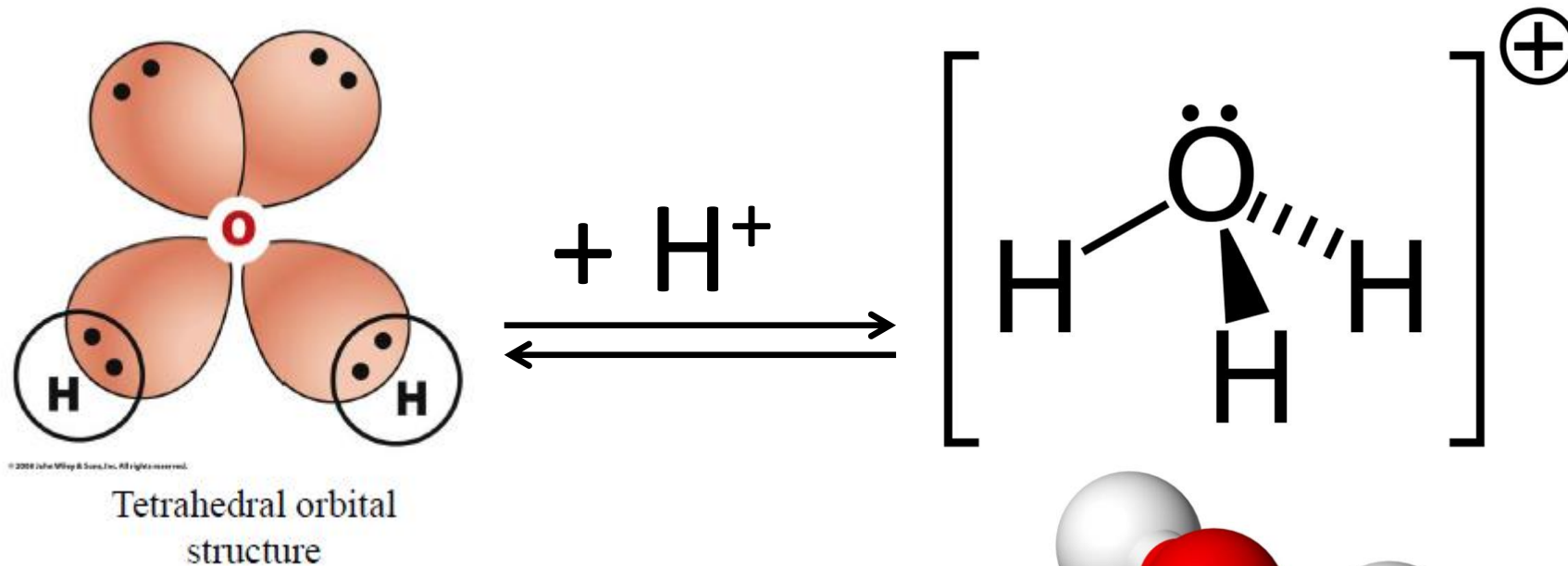
Considerando a regra do octeto



Porque o átomo de S assume múltiplas possibilidades de ligação?

Pense: quando o átomo de O assume uma situação similar formando mais do que 2 ligações?

Voltando à molécula de água como exemplo



orbital híbrido de ligação, na forma **tetraédrica**, ou sp^3

A teoria dos orbitais moleculares.....

Trata a ligação química como a combinação de orbitais atômicos, mas considera o problema do ponto de vista da “combinação” de duas funções de onda que descrevem, essencialmente, o movimento dos elétrons.

O tratamento do problema passa pela solução da combinação das funções matemáticas. O resultado é a função combinada que descreve o novo orbital da molécula e não mais dos átomos individuais.

Quando passível de solução, a TOM permite prever os níveis de energia para cada novo orbital da molécula. Os elétrons da molécula, seriam então distribuídos ao longo destes orbitais em ordem crescente de energia.

EXEMPLOS TORNARÃO ESTE TEMA MAIS ACESSÍVEL.....

A teoria dos orbitais moleculares (*continuação*)

Qualitativamente, indica regiões do espaço (entre os átomos que formam uma molécula) nas quais a probabilidade de encontrar os elétrons é máxima.

Na mecânica quântica, o orbital molecular é tratado como a combinação linear das funções de onda que descrevem os respectivos orbitais atômicos envolvidos na formação de uma dada molécula

Uma das aproximações comumente feita nessa teoria é que somente as funções de onda relativas aos elétrons de valência de cada átomo são consideradas na definição dos orbitais de uma dada molécula composta por estes átomos.

EX.: H_2 >> os dois orbitais atômicos dão origem a um **novo orbital** (molecular), cuja função de onda é decorrente da **combinação das duas funções de onda originais**:

$$\psi = C_A\phi_A + C_B\phi_B, \text{ onde}$$

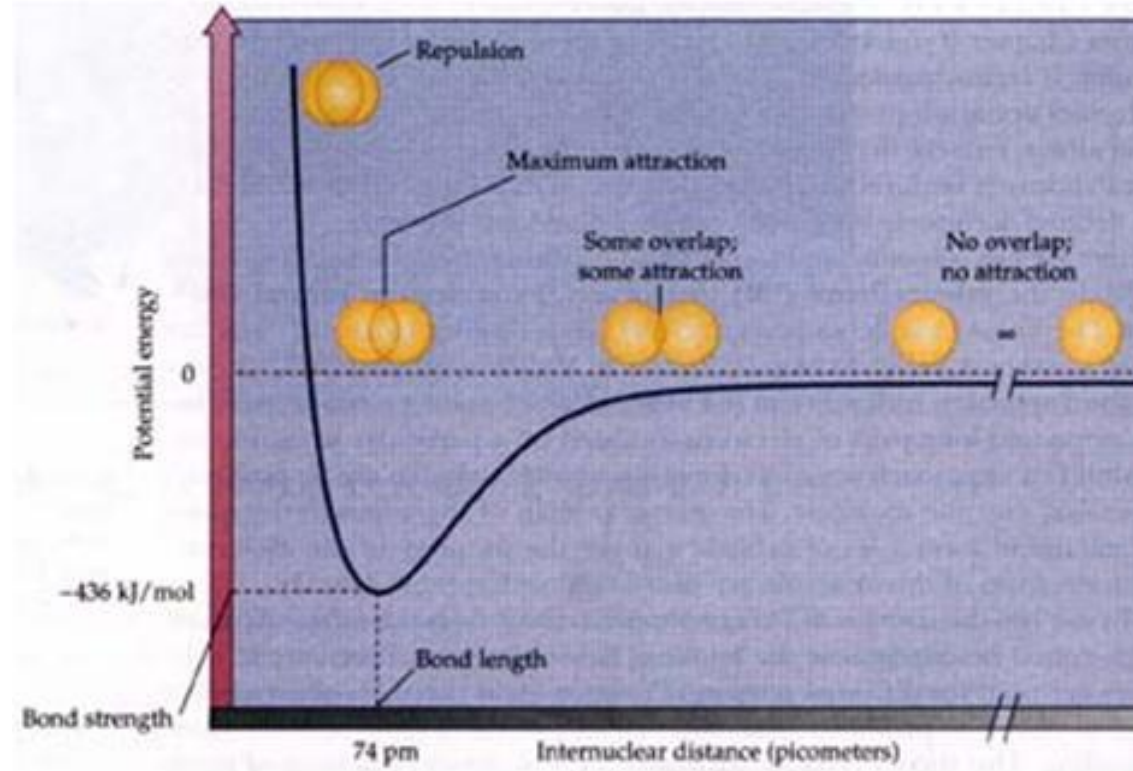
C é a contribuição ponderada de cada orbital atômico

Para H_2 (e outras moléculas homonucleares) $C_A = C_B$, normalizados = 1

Φ_A e Φ_B são as funções de onda dos orbitais atômicos

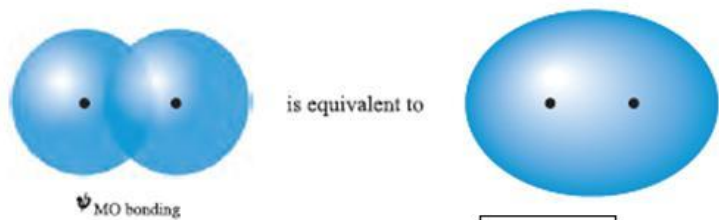
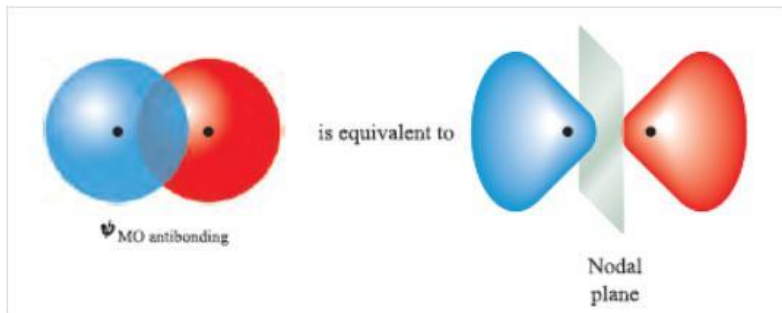
Portanto: $\psi = \phi_A + \phi_B$

*Esta combinação
corresponde ao orbital
molecular de menor
energia, decorrente da
interferência construtiva
das duas funções de
onda*

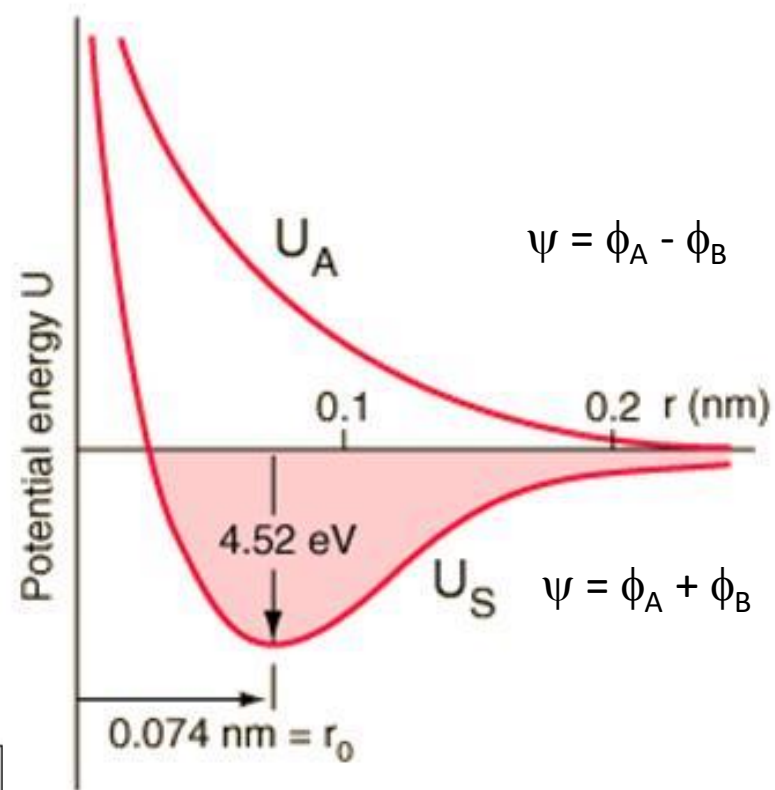
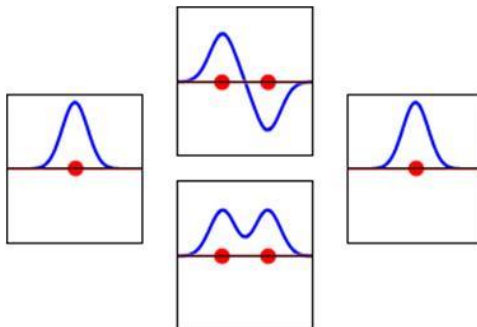


Quando $C_A = +1$ e $C_B = -1$ $\gg \psi = \phi_A - \phi_B$

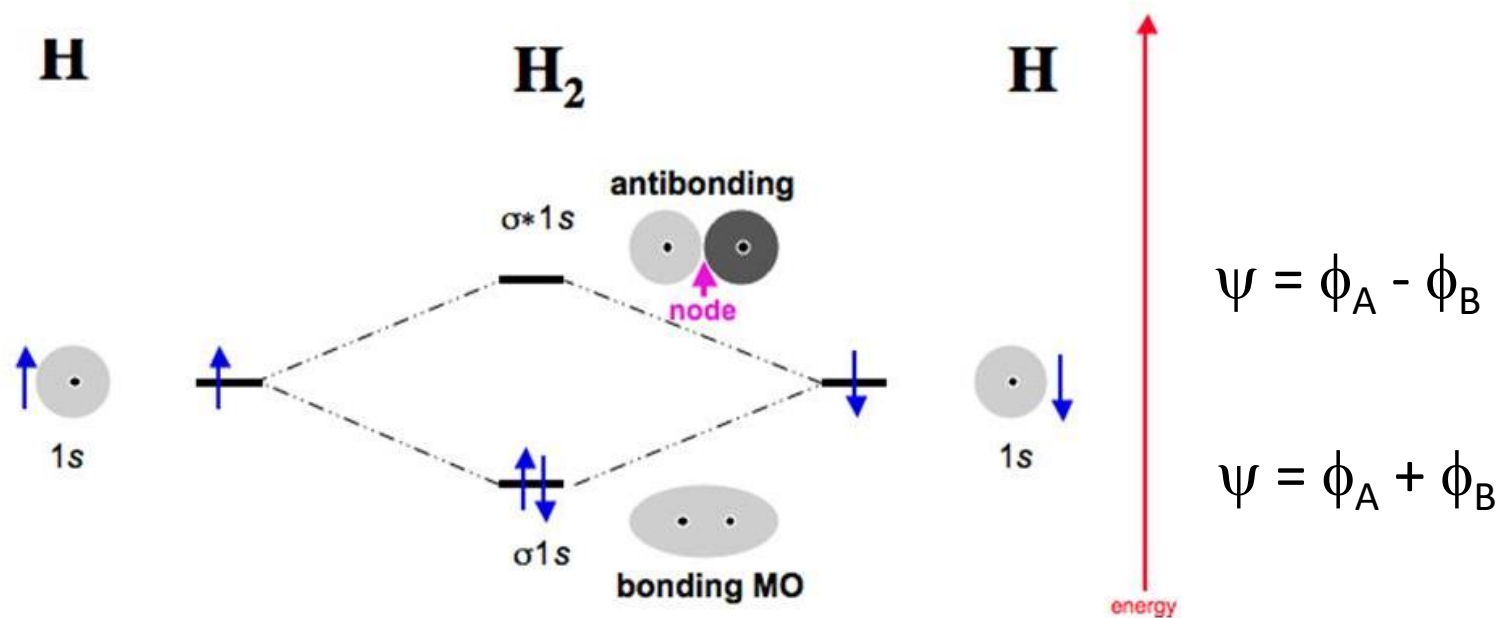
Esta combinação corresponde ao próximo orbital molecular de maior energia, decorrente da interferência destrutiva das duas funções de onda



*animação das
funções de
onda em *gif*



Em termos qualitativos e relativos,
há dois níveis de energia possíveis para os orbitais da molécula de H₂



Nota-se que a teoria dos orbitais moleculares prevê, portanto, que **uma molécula terá tantos orbitais moleculares "de valência" quantos orbitais atômicos de valência nos átomos de origem**

No H₂ >> 2 orbitais atômicos <<>> 2 orbitais moleculares

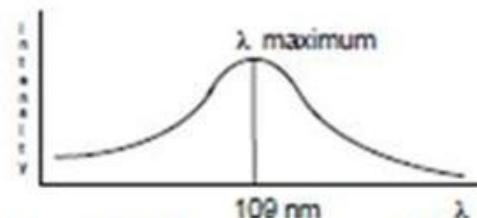
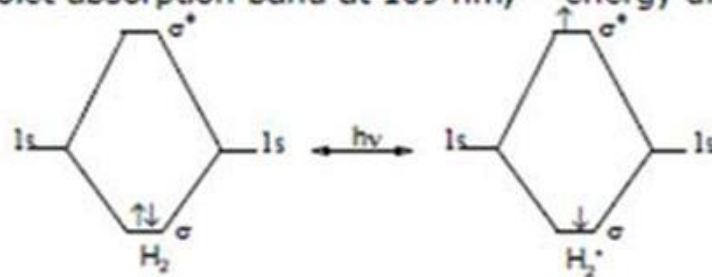
A distribuição dos elétrons nestes orbitais moleculares é simples, sendo que os 2 elétrons da ligação σ ocupam o orbital de menor energia, chamado de orbital "ligante". **A máxima separação entre os elétrons, continua regendo a estrutura molecular**

Evidência física da ocorrência de orbitais ligantes e não ligantes

*Absorção de energia na região do espectro ultravioleta próxima a 109 nm por ocasião da irradiação do **H₂ gasoso**.*

Are empty orbitals real? – Spectroscopy!

- The energy of the photon, given by $E = h\nu$, must match exactly the difference in energy between filled and empty orbital levels (just as in atoms)
- In H₂, ultraviolet absorption band at 109 nm, = energy difference of 11.4 eV



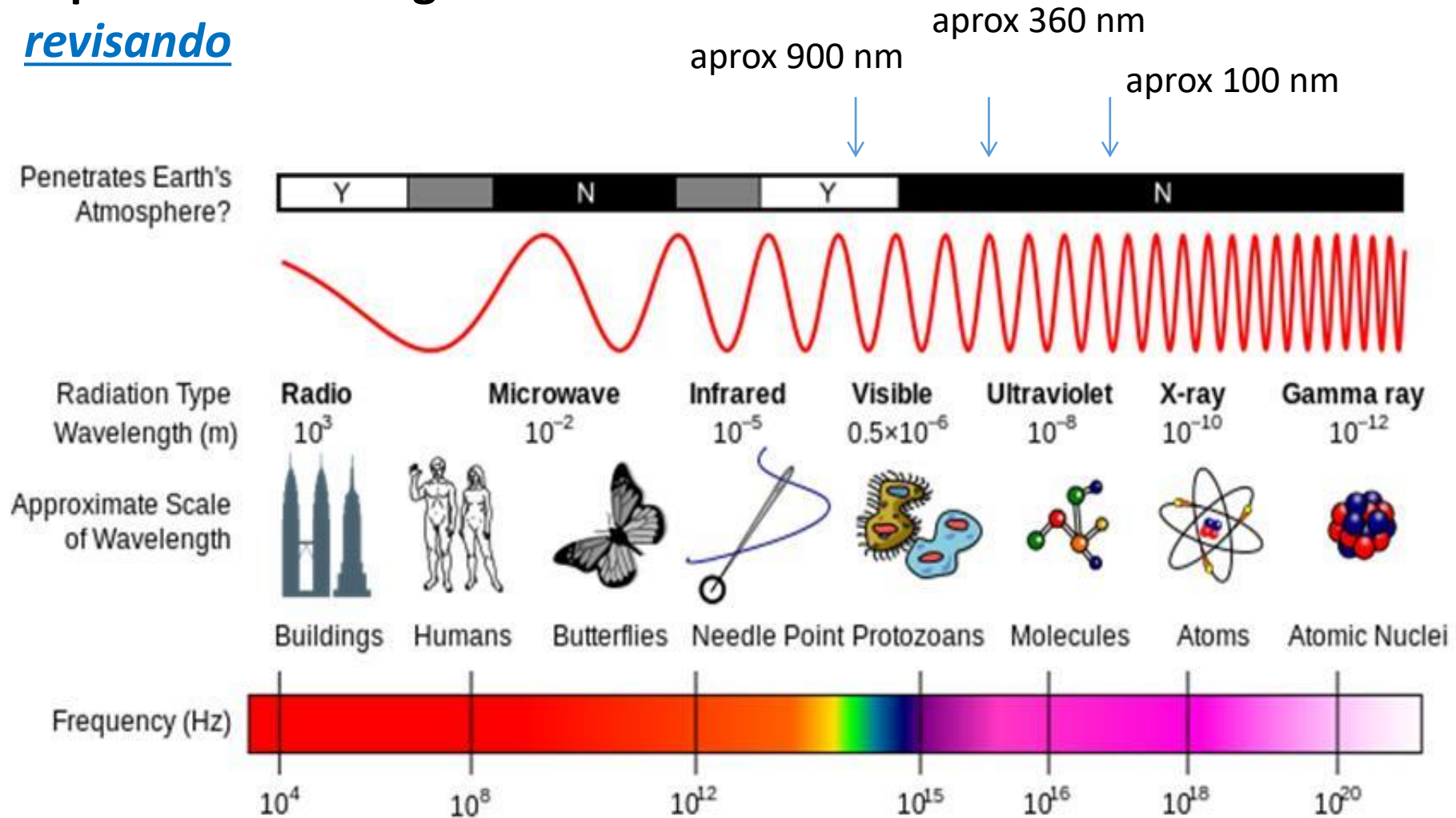
- Unlike atomic spectra, molecular spectra are broad "humps" because of the quantization of rotational and vibrational energy
- Sometimes "fine structure" is visible on the peaks

Essa absorção é atribuída a transição de um dos elétrons do orbital ligante para o orbital não ligante, dando origem a uma molécula no estado excitado (menos estável)

Espectro eletromagnético

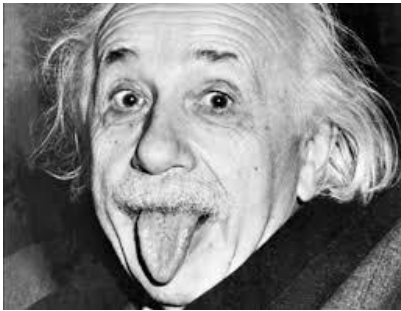
revisando

região do UV-Visível



Ondas eletromagnéticas podem ser descritas por uma das 3 propriedades físicas: frequência (ν); comprimento de onda (λ), ou energia (E)

O comprimento de onda é inversamente proporcional à frequência.
A energia da onda é diretamente proporcional à sua frequência ou inversamente proporcional ao comprimento de onda, como segue:



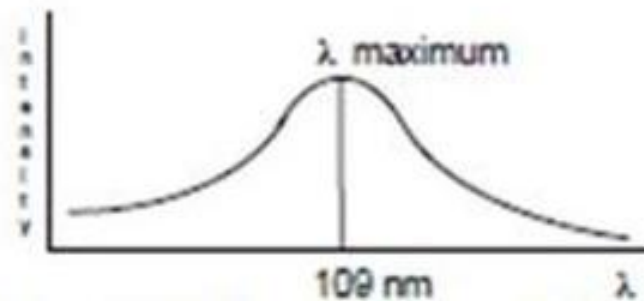
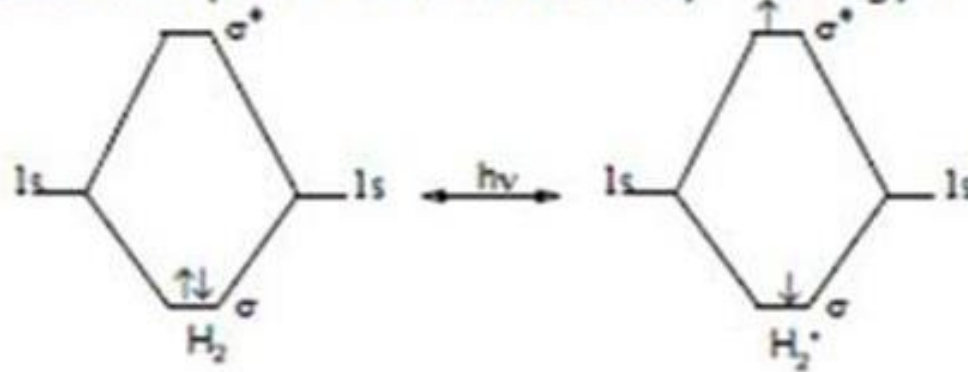
$$E = h \nu ; \nu = c / \lambda ; \uparrow E = \overset{\text{constante}}{h c} / \lambda \downarrow$$

Onde:

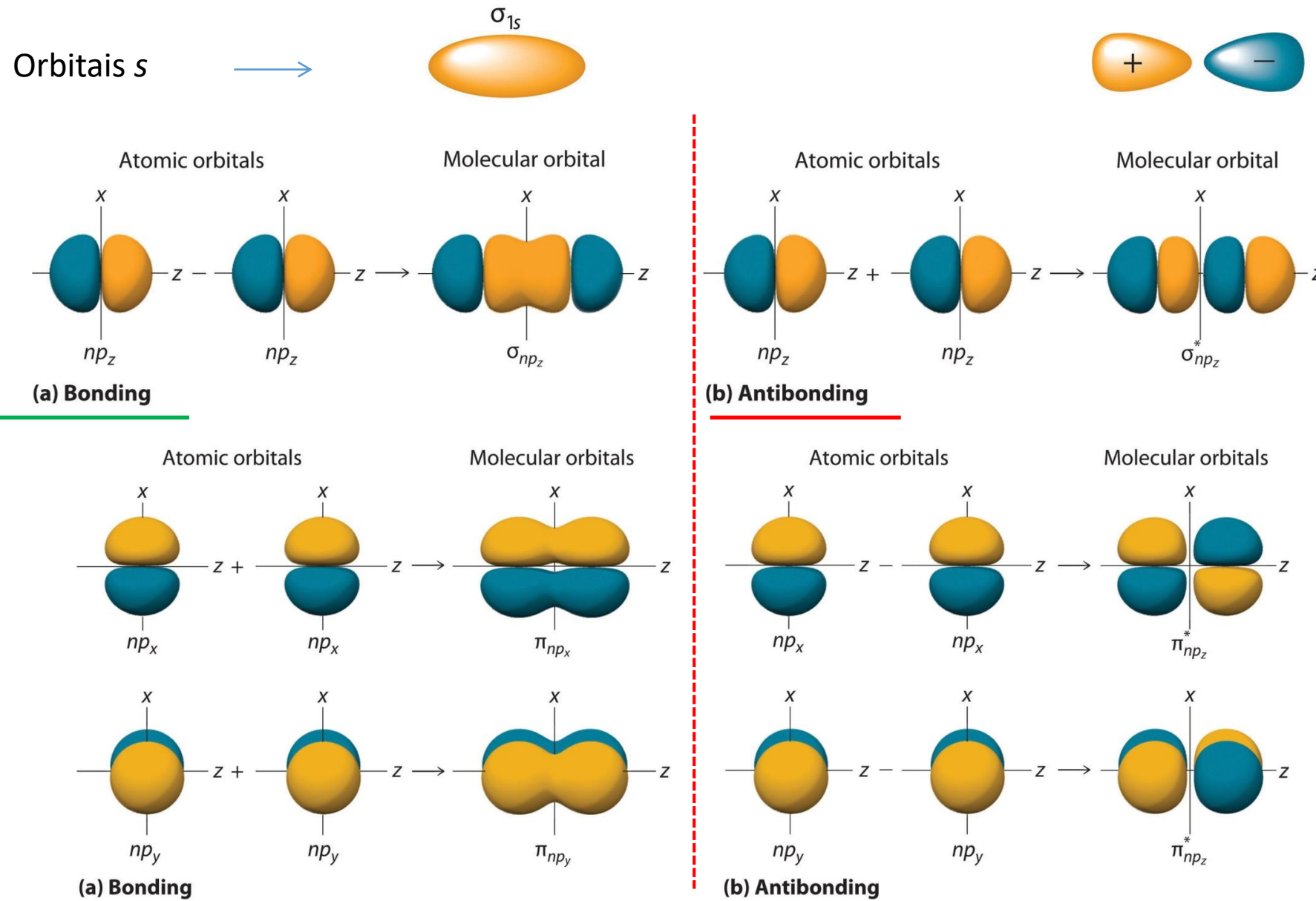
- $c = 299.792.458$ m/s é a velocidade da luz no vácuo
- $h = 6.62606896(33) \times 10^{-34}$ J s = $4.13566733(10) \times 10^{-15}$ eV é a constante de Planck

A **espectroscopia UV-Visível** é fundamental para verificar a diferença de energia entre os orbitais envolvidos em uma transição eletrônica

In H_2 , ultraviolet absorption band at 109 nm, = energy difference of 11.4 eV



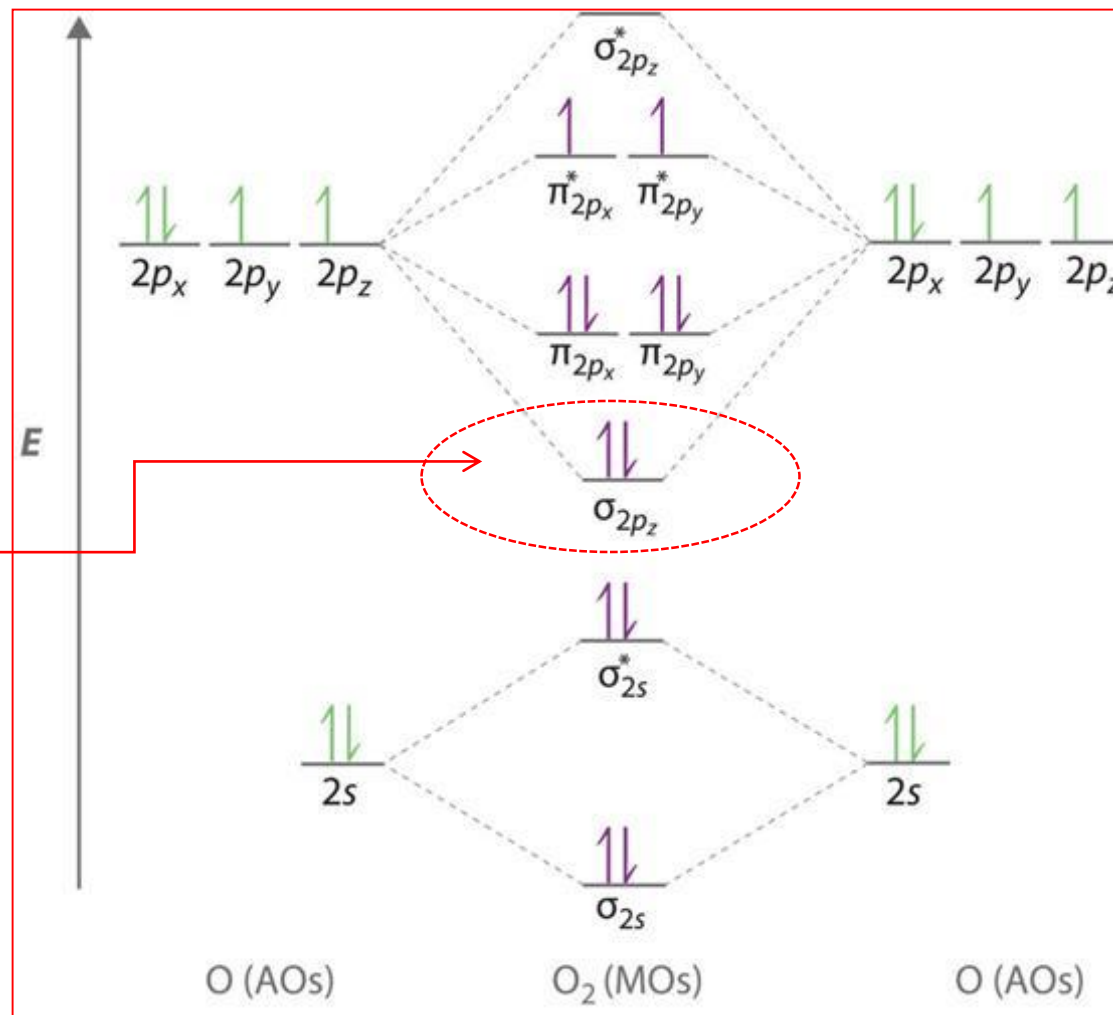
Combinações possíveis de orbitais s e p para os elementos do segundo período



Moléculas diatômicas relevantes em química inorgânica de sistemas biológicos



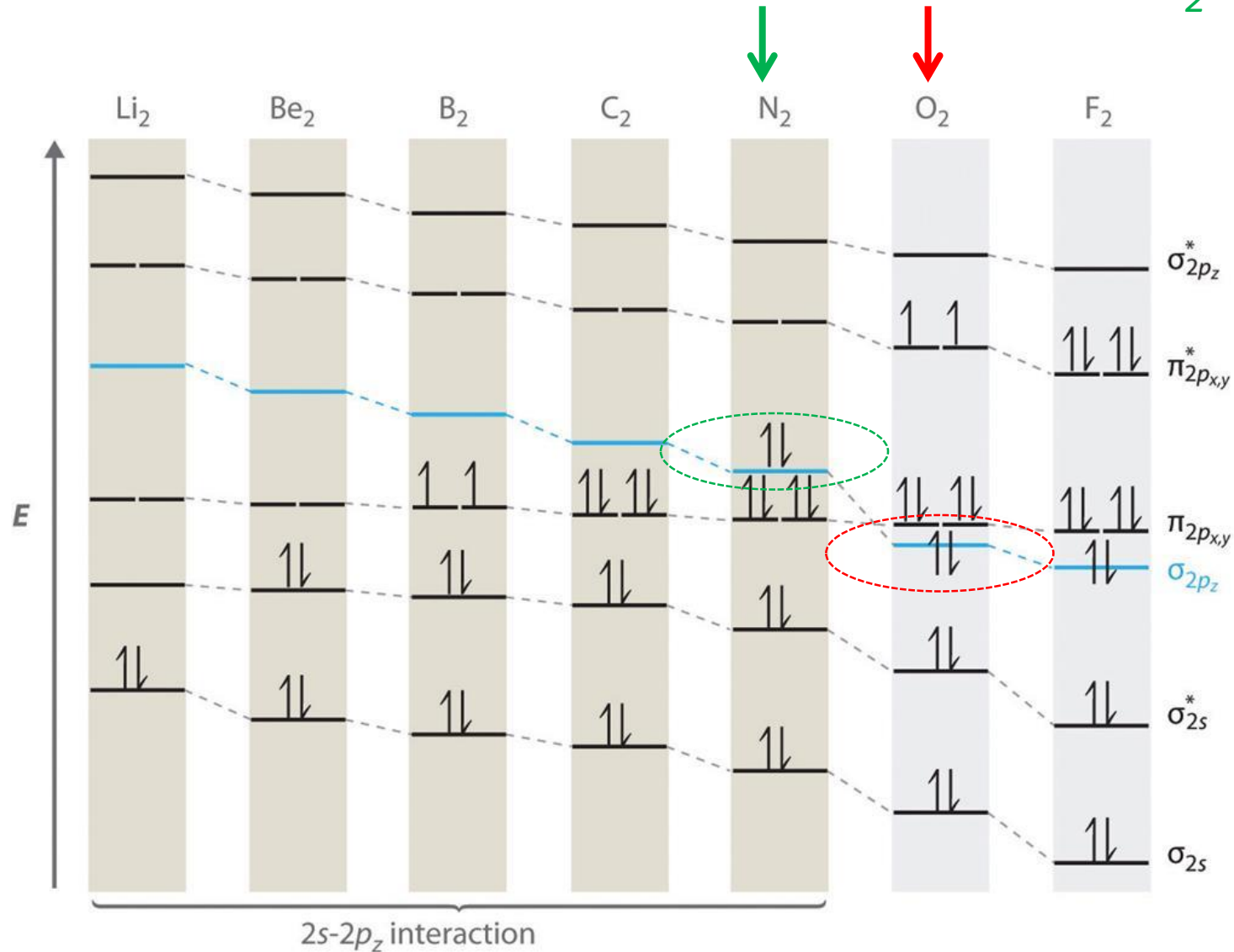
O nível de energia do orbital $\sigma 2p_z$ varia de acordo com a molécula envolvida



Note que o O_2 é um diradical no estado fundamental

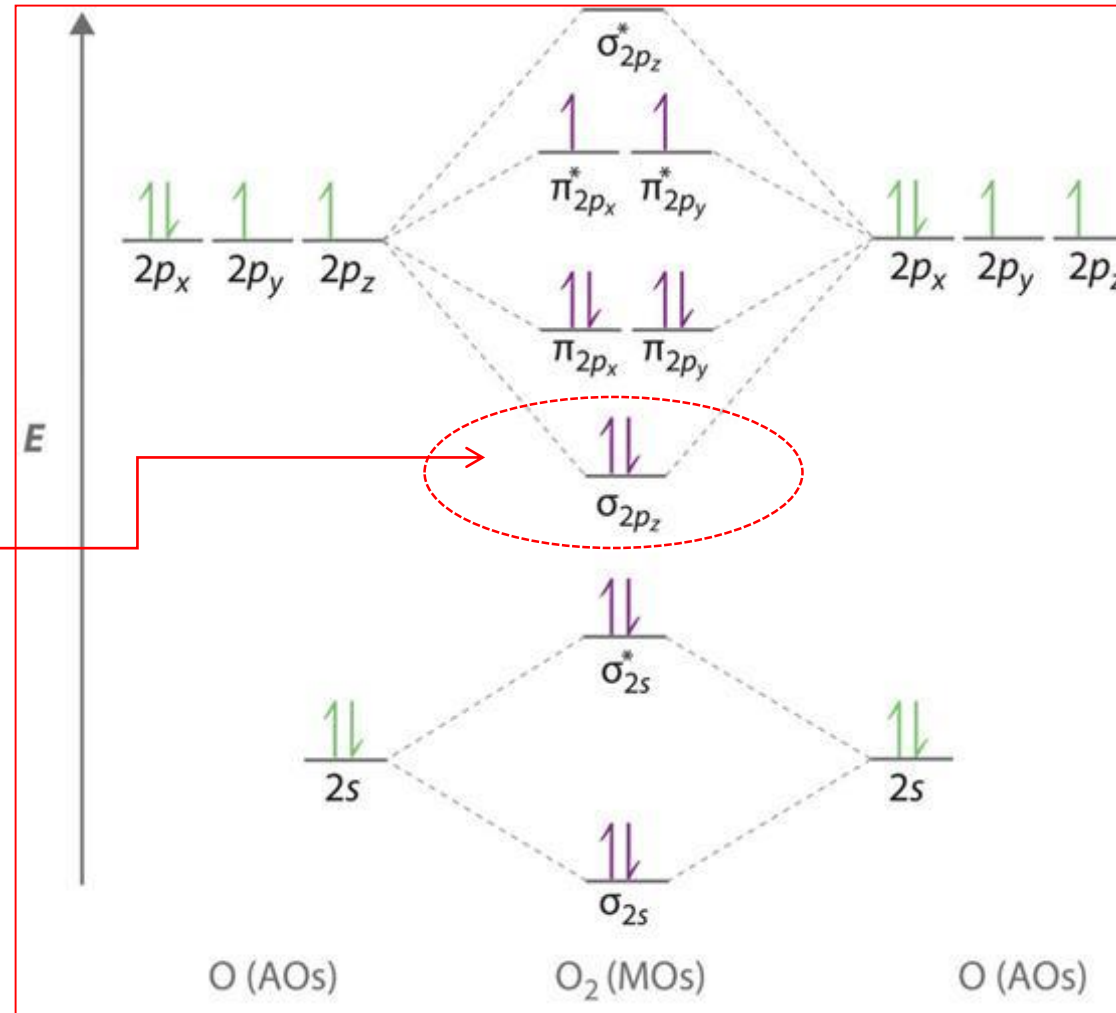
Níveis relativos de energia calculados para orbitais moleculares de moléculas diatômicas

Pense na reatividade N_2 versus O_2



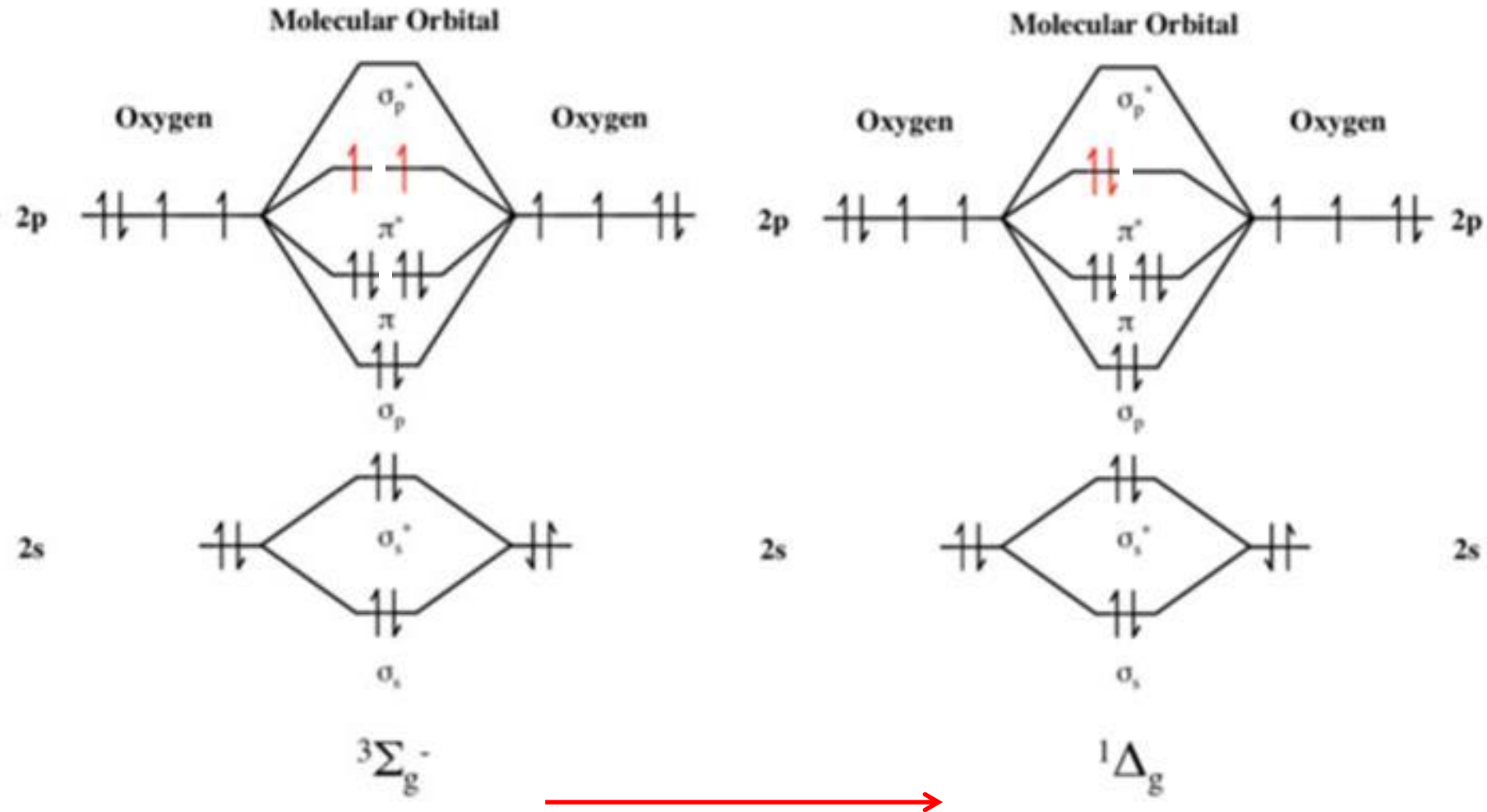


O nível de energia do orbital σ_{2p_z} varia de acordo com a molécula envolvida



Note que o O₂ é um diradical no estado fundamental

Diferentes estados da molécula de O_2



22 kcal/mol é a diferença de energia

Estado triplete (fundamental)

Estado singlete (excitado)

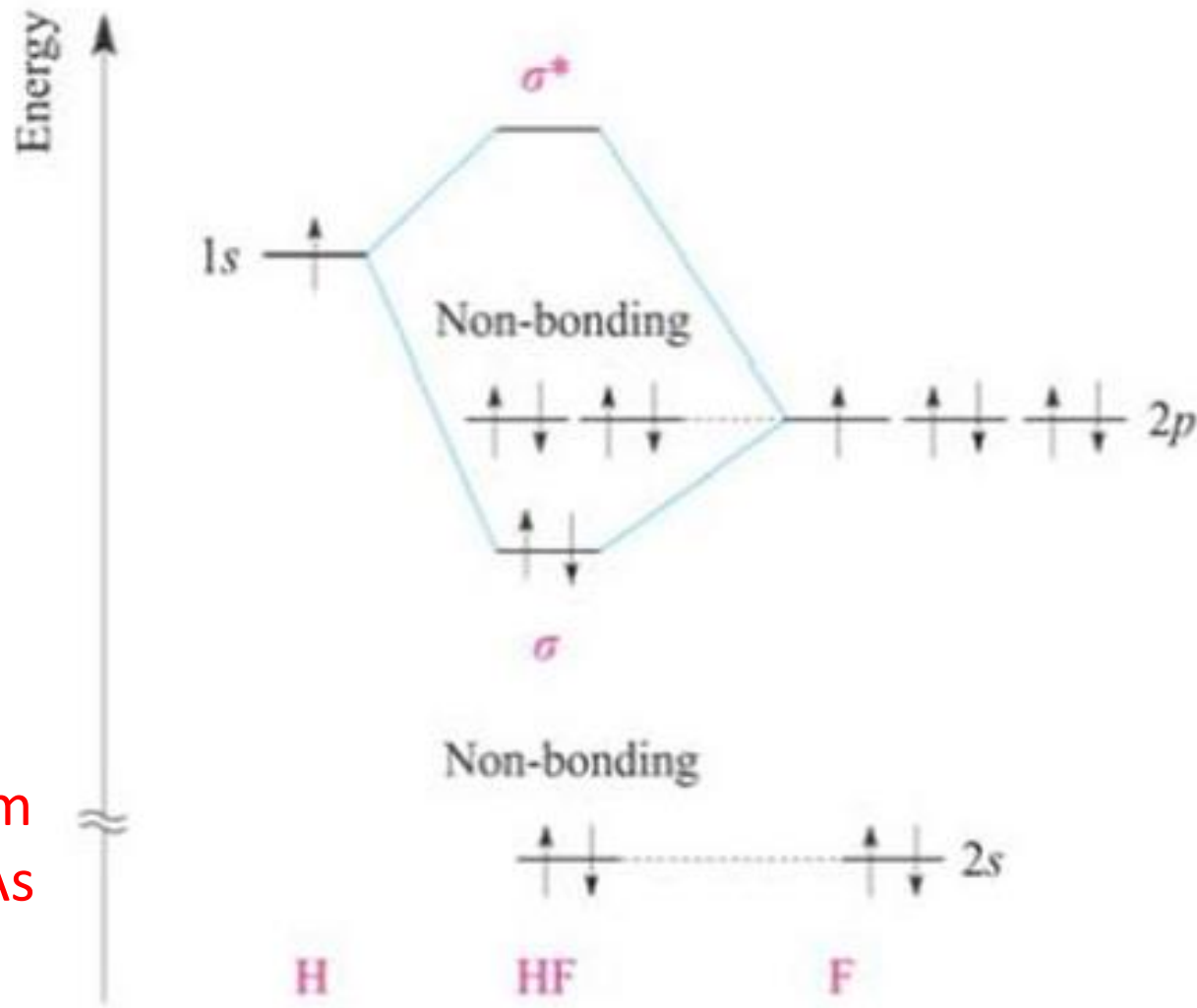
Orbitais atômicos de valência e o orbital molecular resultante para a molécula de HF

Note que os níveis de energia dos OM não estão equidistantes como nas moléculas homonucleares.

Isso indica que:

$\psi = C_H\phi_H + C_F\phi_F$, sendo $C_H \neq C_F$.

De fato, C_F é maior e os OM se assemelham, em energia e forma, aos OAs do átomo mais eletronegativo



Um pouco mais sobre orbitais moleculares

Moléculas heteronucleares simples

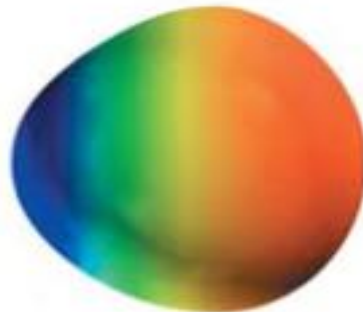
Exemplo do HF

(revisando polaridade das ligações)

Compound	Bond Length (Å)	Electronegativity Difference	Dipole Moment (D)
HF	0.92	1.9	1.82
HCl	1.27	0.9	1.08
HBr	1.41	0.7	0.82
HI	1.61	0.4	0.44



HF



HCl



HBr

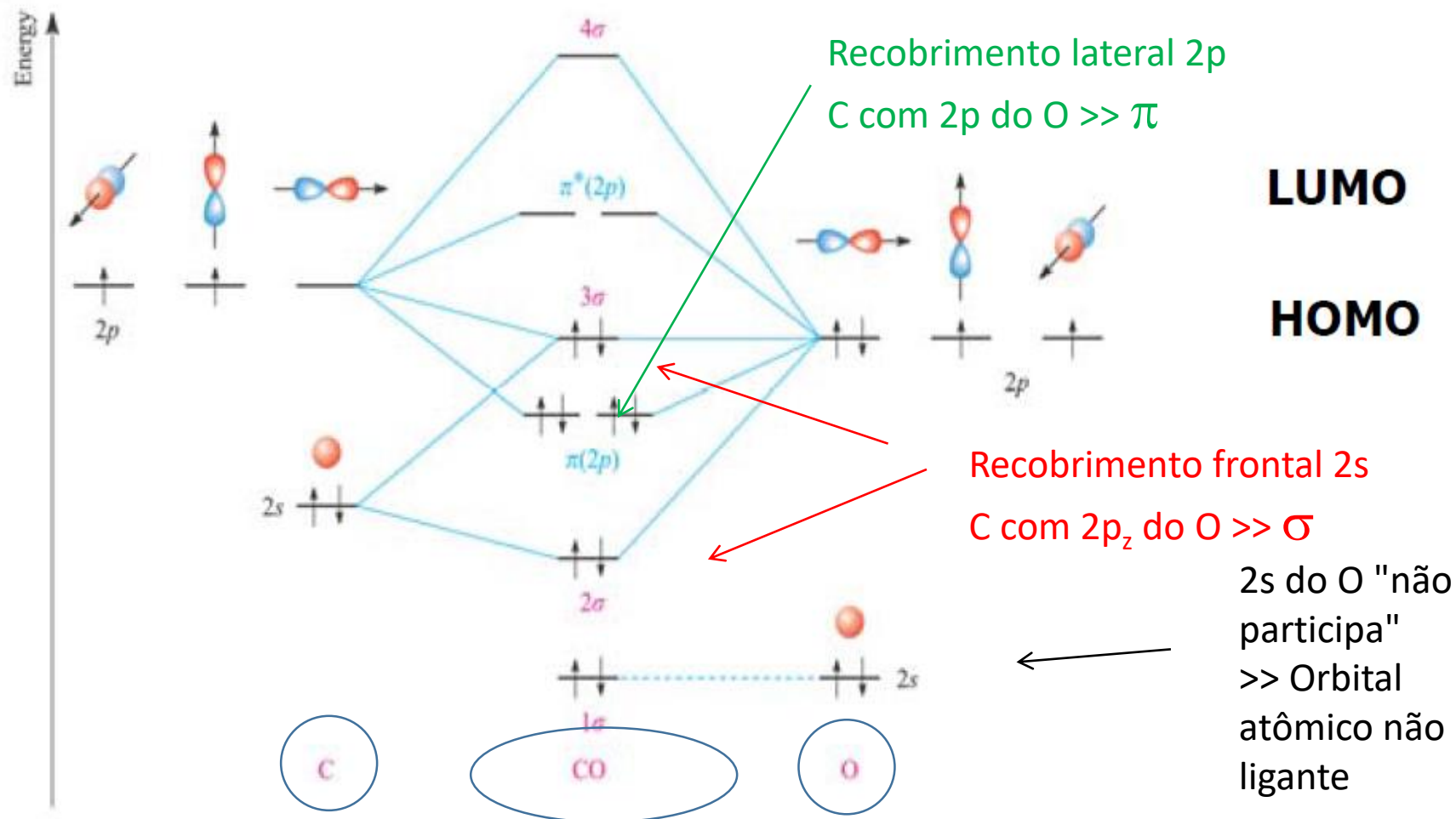


HI

A probabilidade de encontrar o elétron pode ser calculada, gerando modelos quantitativos para a polaridade das ligações

CO de acordo com a teoria dos OM's

Heteronuclear diatomic: CO



Contraponto entre a teoria de ligação de valência e teoria dos OMs
Orbitais atômicos híbridos do C e hibridação

1 Carbono e 1 Oxigênio

Distribuição de elétrons no **oxigênio (8 elétrons)**:

$1s^2$

$2s^2$ $2p^4$ (6 elétrons na camada de valência)

Distribuição de elétrons no **carbono (6 elétrons)**:

$1s^2$

$2s^2$ $2p^2$ (4 elétrons na camada de valência)

Como é possível explicar a molécula de CO com base no modelo de hibridação dos orbitais atômicos?

Os **níveis de energia** nos orbitais moleculares podem ser **calculados a partir da resolução das funções de onda** derivadas da combinação entre as funções de cada orbital molecular envolvido

O nível de complexidade para a solução destas equações aumenta com o número e diversidade de átomos envolvidos na molécula

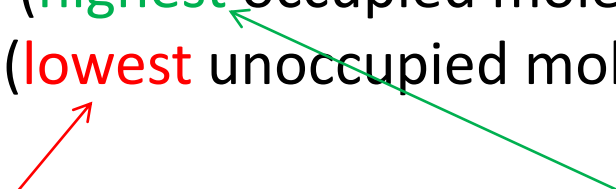
Moléculas ainda simples como NH_3 e CH_4 já representam solução complexa das funções de onda

No entanto, o conceito de **orbital molecular de maior energia ocupado (HOMO)** e o de **menor energia não ocupado (LUMO)** é frequentemente recuperado para se entender a transferência de elétrons entre bases e ácidos de Lewis, bem como entre moléculas orgânicas e metais

O conceito HOMO e LUMO na teoria dos orbitais moleculares

HOMO (highest occupied molecular orbital)

LUMO (lowest unoccupied molecular orbital)



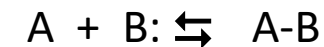
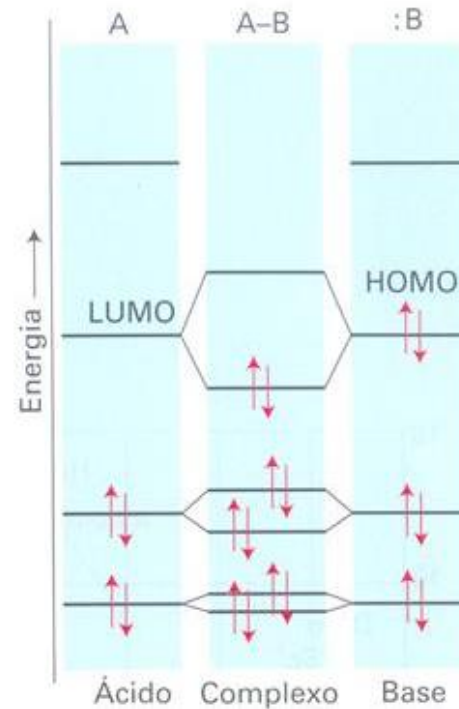
Orbital molecular de menor energia ainda não ocupado por elétrons

Orbital molecular de maior energia que foi ocupado por elétrons

*Simplificadamente, pode-se entender que o **HOMO** será o orbital que poderá atuar como **transferidor de elétrons**, enquanto que o **LUMO** pode ser o orbital que **receberá elétrons** em muitas reações químicas*

O complexo ácido - base de Lewis leva a formação de uma molécula mais estável

O orbital HOMO da base (cheio) e o LUMO do ácido (vazio), ao interagirem, dão origem a dois novos orbitais moleculares, sendo que o orbital ligante (ocupado pelo par de elétrons originalmente da base) estará num patamar de energia mais baixo do que os orbitais precursores



Exercícios sobre ligação química, estrutura molecular e propriedade de moléculas com ligações covalentes

CONCLUÍMOS O CAPÍTULO 3

Resolver ao menos os exercícios listados a seguir:

Atkins, Princípios de Química, capítulo 3, pag. 124-129

Exercícios: 15, 19, 21-25, 33, 38, 45, 46, 54, 75, 77, 94, 100, 102, 108, 109