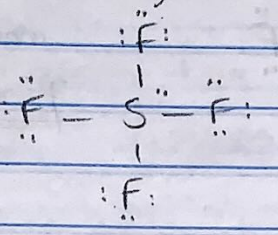
Química - Exercícios - Módulo 2 (Aula 4)

1. a) SF_4 ⟶ $\sum e^-_v = 6 + (7 \times 4) = 34$ (17 pares)

Átomo central: S



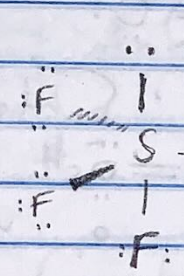
Octetos completos e cargas formais iguais a zero

Nomenclatura: AX4E

Total: 5 pares de e^-

↳ Bipiramidal trigonal

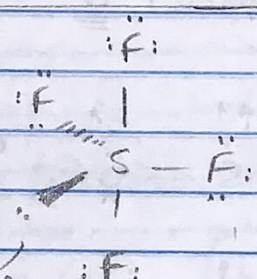
Possibilidades:



→ axial

3x 90°

ou



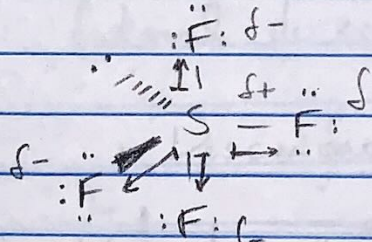
equatorial

2x 90°

→ Gangorra

Estrutura mais estável, pois garante maior separação entre o par não ligante e os ligantes

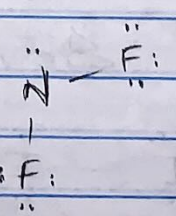
• Polaridade (partindo da estrutura mais estável):



$\vec{\mu}_r \neq 0$ ⟶ Molécula polar

b) NF_3 ⟶ $\sum e^-_v = 5 + (7 \times 3) = 26$ (13 pares)

Átomo central: N



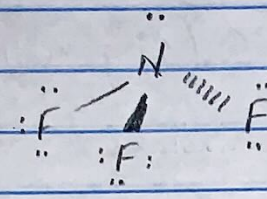
Octetos completos e cargas formais iguais a zero

Nomenclatura: AX3E

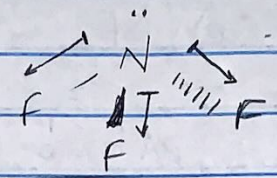
Total: 4 pares de e^-

(2)

Geometria eletrônica: tetraédrica



⟹ Geometria molecular: piramidal

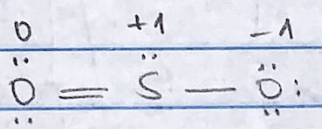


$|\vec{\mu}_r \neq 0|$ Molécula polar

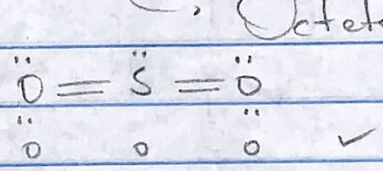
c) SO_2 $\quad \Sigma e^-_{i,v} = 6 \times 3 = 18$ (9 pares)

Átomo central: S

↳ Octeto incompleto

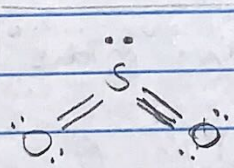


Carga formal



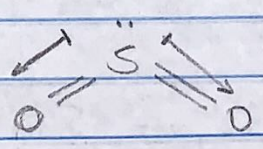
Notação: AX_2E Total de pares: 3

Geometria eletrônica: trigonal planar



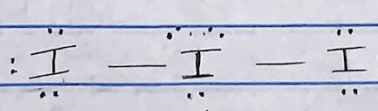
Geometria molecular: Angular

• Polaridade:



$|\vec{\mu} \neq 0|$ Molécula polar

d) I_3^- $\quad \Sigma e^-_{i,v} = (7 \times 3) + 1 = 22e^-$ (11 pares)



→ Notação: AX_2E_3

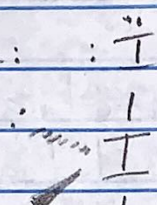
Total: 5 pares

Octetos ok

Carga formal ok

Geometria eletrônica: Bipiramidal trigonal

MELHOR arranjo: todos os pares na EQUATORIAL, garantindo maior espaço e diminuindo a maior repulsão (par/par)

Geometria:  (geometria molecular: linear)

Molécula de átomos iguais: $\vec{\mu}_r = \sum \vec{\mu}_i = 0$. Apolar

---

→ Aula 5:

1. a) H_2^- : Descrição parcial pela TLV

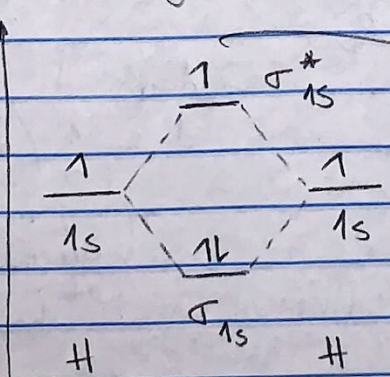
Configuração eletrônica: $\boxed{1s^1}$

$$[H - H]^-$$

→ $\sigma(H1s, H1s)$

→ Não sofre hibridação e não faz sobreposição lateral de orbitais

· Descrição completa pela TOM



Ordem de ligação: $OL = \frac{1}{2}(2-1) = \underline{0,5}$

HOMO e LUMO não se aplicam nesse caso.

(4)

b) HF → Descrição completa pela TLV

H: $1s^1$ F: $1s^2 2s^2 2p^5$ (*)

· Lewis: H – F: (..)

↳ Geometria eletrônica: tetraédrica!

· Orbitais do F são híbridos:

E

2p ↿⇂ ↿⇂ 1 — 2p ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ — $2sp^3$ ↿⇂ ↿⇂ ↿⇂ 1

2s ↿⇂ — 2s 1

pares de e! ligação

Fundamental → Excitado → Combinação

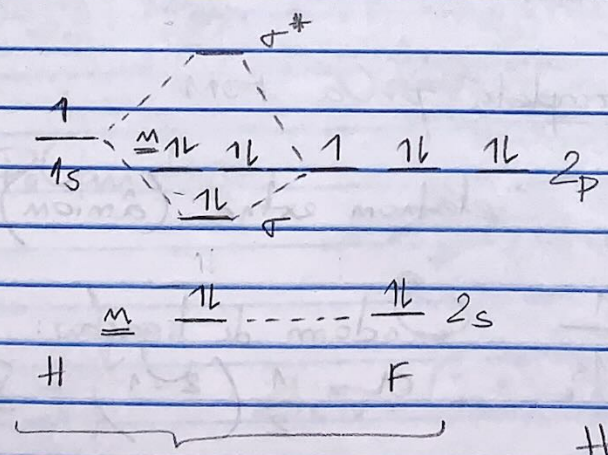
⟹ hibridação sp^3 garante geometria tetraédrica

∴ ligação HF: H – F

↳ $\sigma(H1s, F2sp^3)$

· Descrição completa pela TOM

E



3 orbitais não-ligantes

Ordem de ligação:

$d = \frac{1}{2}(2-0) = 1$

(ligação simples)

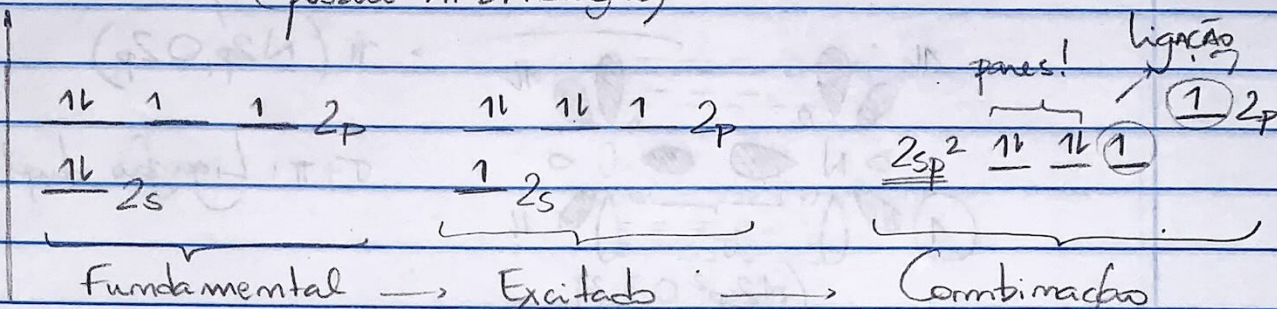
HOMO: π LUMO: σ*

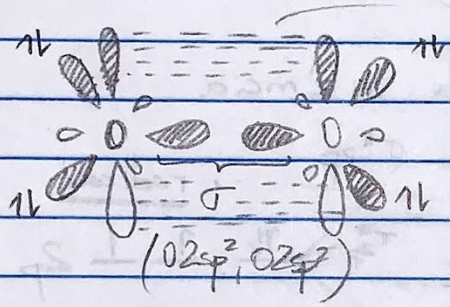
2 pares do flúor não têm simetria adequada para interagir com o 1s do hidrogênio

c) O_2 → Descrição completa pela TLV e TOM

· Lewis: $\sum e^- ,v = 12$ | $\ddot{O}=\ddot{O}$ | Geometria eletrônica: trigonal p/ cada O

· TLV → O: $[He]\ 2s^2\ 2p^4$ (possui hibridação)

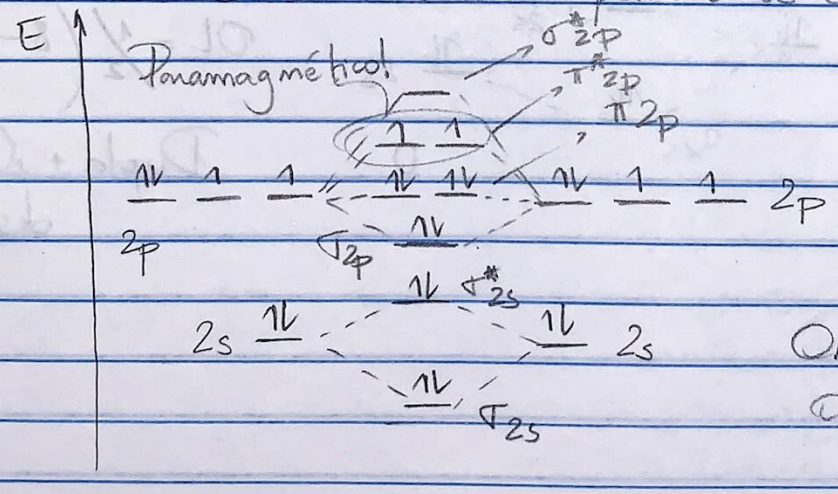




$\pi (O2p, O2p)$

$\sigma + \pi$: Ligação dupla

· TOM: Considerando apenas os e⁻ de valência



Não há pares não-ligantes!

Ordem de ligação $OL = \frac{1}{2}(8-4) = 2$

HOMO e LUMO: não se aplica

d) NO → Descrição completa pela TLV

· Lewis: $\sum e^- ,v = 11$ | $\dot{N}=\ddot{O}$ | Geometria eletrônica: trigonal

6

· TLV ⟶ N: [He] $2s^2 2p^3$ O: [He] $2s^2 2p^4$

Hibridação p/ N: $2sp^2$

par

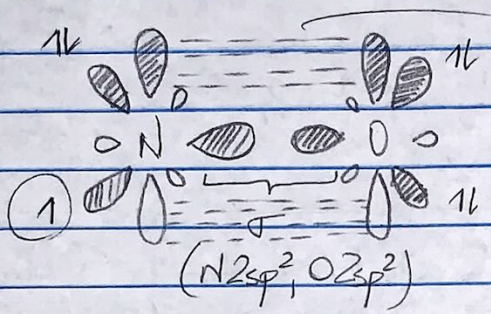
$2sp^2$ ⇅ 1 1 1 2p

radical — Ligação!

Hibridação p/ O: $2sp^2$

$2sp^2$ ⇅ ⇅ 1 1 2p

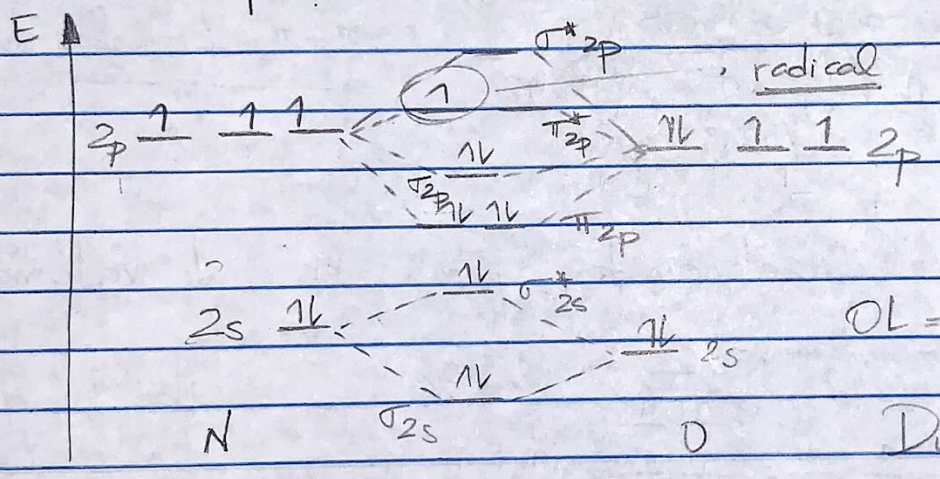
pares — Ligação



$\pi (N2p, O2p)$

σ + π: Ligação dupla

· TOM: Apenas e⁻ de valência



$OL = \frac{1}{2}(8-3) = 2{,}5$

Dupla + elétron desemparelhado!