

QUI 016 - Resolução dos exercícios

Módulo 1: Aula 1

1. Átomo de fósforo (P): $Z = 15 \therefore p = 15$
 $e^- = 15$

$$m = 16 \text{ (exercício)}$$

$$A \text{ (número de massa)} = p + m = \underline{\underline{31}}$$

Símbolo: $\begin{array}{c} 31 \\ | \\ P \\ | \\ 15 \end{array}$

2. ^{35}Cl e ^{37}Cl ($Z = 17$ para ambos!)

$$\begin{array}{l} p = 17, e^- = 17 \\ m = A - p = 35 - 17 = \underline{\underline{18}} \end{array} \quad \begin{array}{l} p = 17, e^- = 17 \\ m = A - p = 37 - 17 = \underline{\underline{20}} \end{array}$$

3. ^{79}Br (50,7%) e ^{81}Br (49,3%) Massa atómica?

$$M(\text{Br}) = \frac{(79 \times 50,7)}{100} + \frac{(81 \times 49,3)}{100} = 79,986 \text{ amu}$$

Tabela periódica: 79,904 (Resultado próximo!
 $0,1\%$ de erro)

Módulo 1: Aula 2

1. Luz verde: $5,750 \times 10^{14} \text{ Hz} = 5,750 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{(2,99 \times 10^8)}{(5,750 \times 10^{14})} \frac{\text{m s}^{-1}}{\text{s}^{-1}} = \frac{5,2 \times 10^{-7} \text{ m}}{1520 \text{ mm}} =$$

Luz vermelha: $4,270 \times 10^{14} \text{ Hz} = 4,270 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{(2,99 \times 10^8)}{(4,270 \times 10^{14})} = \frac{7,0 \times 10^{-7} \text{ m}}{1520 \text{ mm}} = \underline{\underline{400 \text{ nm}}}$$

(2)

$$\text{Onda de rádio: } 98,40 \times 10^6 \text{ Hz} = 98,40 \times 10^6 \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{(2,99 \times 10^8)}{(98,40 \times 10^6)} = 3,03 \text{ m}$$

$$2. \lambda_{\max} = 490 \text{ nm} = 490 \times 10^{-9} \text{ m} \quad | T = ? |$$

$$\text{Lei de deslocamento de Wien: } \lambda_{\max} = \frac{b}{T}$$

$$\therefore T = b / \lambda_{\max} = \frac{(2,89 \times 10^{-3}) \text{ m K}}{(490 \times 10^{-9}) \text{ m}} \approx 5,89 \times 10^3 \text{ K}$$

$\approx 5600^\circ\text{C!}$

$$3. \text{ Luz amarela: } \lambda = 589,0 \text{ nm} = 589 \times 10^{-9} \text{ m} \quad | E = ? |$$

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6,626 \times 10^{-34})(2,99 \times 10^8) \text{ J s nm s}^{-1}}{(589 \times 10^{-9}) \text{ m}} \\ = 3,36 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Módulo 1: Aula 3

$$1. v = 668,0 \text{ km s}^{-1} = 668 \times 10^3 \text{ m s}^{-1}$$

$$\phi = 2,29 \text{ eV} = 2,29(1,602 \times 10^{-19}) \text{ J} = 3,669 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$a. E_{\text{cinética}} (K) = ?$$

$$K = \frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{1}{2} (9,109 \times 10^{-31}) (668 \times 10^3)^2 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$$

$$= 2,032 \times 10^{-19} \text{ J}$$

J!

(3)

b. λ que provoca o efeito?

$$K = h\nu - \phi = hc - \phi \therefore \boxed{\lambda = \frac{hc}{K + \phi}}$$

$$\lambda = \frac{(6,626 \times 10^{-34})(2,99 \times 10^8)}{(2,032 \times 10^{-19}) + (3,669 \times 10^{-19})} = 3,48 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$= 348 \text{ mm (luz } \underline{\text{UV}}\text{)}$$

c. λ mais longo capaz de ejetar?

Condicão de contorno: $K=0 = h\nu - \phi \therefore \boxed{h\nu = \phi}$

$$h\nu = \phi \therefore hc = \phi \text{ e } \lambda = \frac{hc}{\phi}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\phi} = \frac{(6,626 \times 10^{-34})(2,99 \times 10^8)}{(3,669 \times 10^{-19})} = 5,40 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$= 540 \text{ mm (luz } \underline{\text{verde!}}\text{)}$$

Logo, o maior λ capaz de ejetar um elétron da superfície do potássio será mentor que 540 mm.

Módulo 1: Aula 4

1. a) $m = 1,0 \text{ g} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ kg}$ $v = 1,0 \text{ m s}^{-1}$ $\boxed{\lambda = ?}$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{(6,626 \times 10^{-34}) \cancel{J s}}{(10^{-3})(1) \cancel{\text{kg m s}^{-1}}} \quad \cancel{J} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}!$$

$$= 6,626 \times 10^{-31} \text{ m}$$

$$b. m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} \quad v = c = 2,99 \times 10^6 \text{ m s}^{-1} \quad [\lambda = ?]$$

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{(6,626 \times 10^{-34})}{(9,109 \times 10^{-31})(2,99 \times 10^6)} = 2,43 \times 10^{-9} \text{ m}$$

$\hookrightarrow 2,43 \text{ nm!}$

$$2. a) m = 1,0 \times 10^{-3} \text{ kg} \quad v = \pm 1,0 \text{ mm s}^{-1} \quad [\Delta x = ?]$$

$$\Delta v = 2,0 \times 10^{-3} \text{ m s}^{-1}$$

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{4\pi} \quad \therefore \quad \Delta x \Delta m \Delta v \geq \frac{h}{4\pi} \quad \Delta x \geq \frac{h}{4\pi m \Delta v}$$

$$\Delta x \geq \frac{(6,626 \times 10^{-34})}{4\pi (10^{-3})(2 \times 10^{-3})} \quad \text{Js} \quad (\text{m})!$$

$$\Delta x \geq 2,64 \times 10^{-28} \text{ m} \rightarrow \text{Insignificante}$$

$$b. m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} \quad \Delta x = 200 \text{ pm} \quad [\Delta v = ?]$$

$$= 200 \times 10^{-12} \text{ m}$$

$$\Delta x \Delta m \Delta v \geq \frac{h}{4\pi} \quad \therefore \quad \Delta v \geq \frac{h}{4\pi m \Delta x}$$

$$\Delta v \geq \frac{(6,626 \times 10^{-34})}{4\pi (9,109 \times 10^{-31})(2 \times 10^{-10})} \quad \text{Js} \quad (\text{m s}^{-1})!$$

$$\Delta v \geq 2,89 \times 10^7 \text{ m s}^{-1} \rightarrow \text{Significativa!}$$

3. Atomo de H, $m=4$

$$m=4 \rightarrow l=0, 1, 2, \dots, (n-1) \quad \therefore \quad l=0, 1, 2, 3$$

$$m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l \quad \therefore \quad m_l = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3$$

(5)

Para $n=1$: $l=0$, $ml=0$ (orbital 1s)

Para $n=2$: $l=0$, $ml=0$ (orbital 2s)

$l=1$, $ml=-1, 0, +1$ (orbitais $2p_x, 2p_y, 2p_z$)

Para $n=3$: $l=0$, $ml=0$ (orbital 3s)

$l=1$, $ml=-1, 0, +1$ (orbitais $3p_x, 3p_y, 3p_z$)

$l=2$, $ml=-2, -1, 0, +1, +2$ (orbitais $3d$)

5

Para $n=4$: $l=0$, $ml=0$ (orbital 4s)

$l=1$, $ml=-1, 0, +1$ (orbitais $4p_x, 4p_y, 4p_z$)

$l=2$, $ml=-2, -1, 0, +1, +2$ (orbitais $4d$)

7

Módulo 1: Aula 5

1. a. $[4, 2, -1, +1/2]$ → permitido

b. $[5, 0, \underline{-1}, +1/2]$ → proibido (Se $l=0$, $ml=0$)

c. $\underline{[4, 4, -1, +1/2]}$ → proibido (Se $n=4$, $l=0, 1, 2, 3!$)

d. $\underline{[2, 2, -1, -1/2]}$ → proibido (Se $n=2$, $l=0, 1!$)

(6)

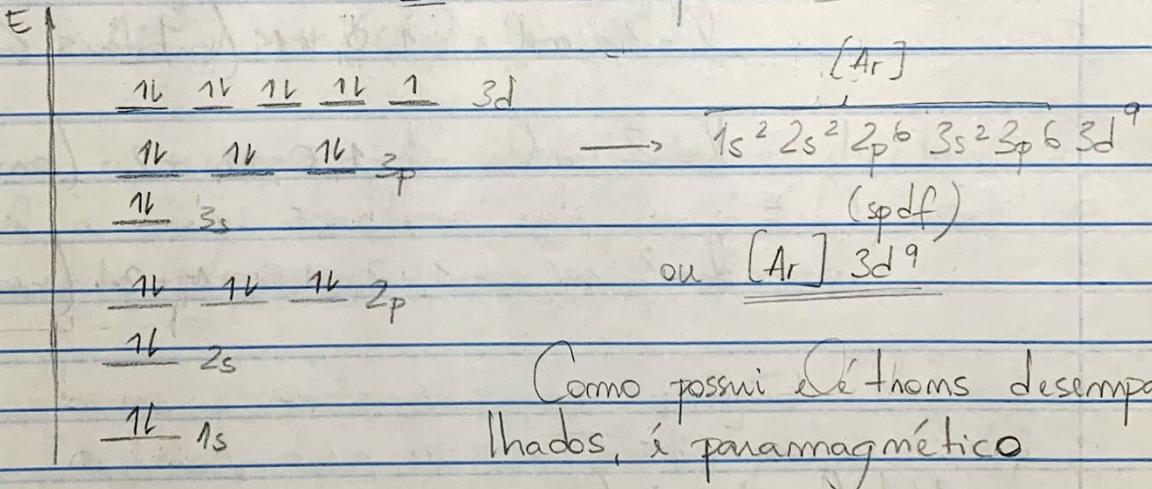
2. a. $2p_x, 2p_y, 2p_z \rightarrow m_l = 2$ para todos
 $l = 1$ para todos
 m_l é diferente

b. $3s, \underbrace{3p_x, 3p_y, 3p_z}_{l=1} \rightarrow m_l = 3$ para todos
 l é diferente
 m_l é diferente

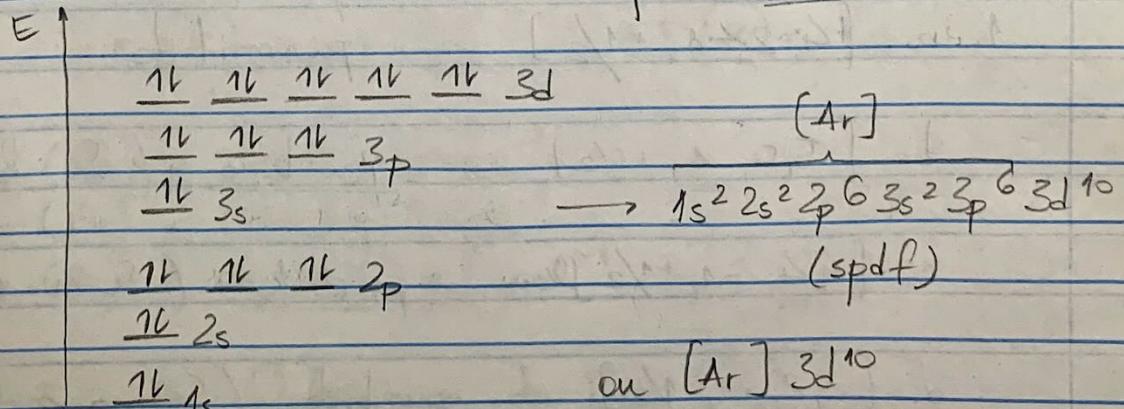
c. $1s, 2s, 3s$ e $4s \rightarrow m_l$ é diferente
 $l = 0$ para todos
 $m_l = 0$ para todos

Módulo 1: Ata 6

1. a. Cu^{2+} : $Z = \underline{\underline{29}} \therefore Cu^{2+}$ possui 27 elétrons



b. $Z_{m^{2+}}$: $Z = \underline{\underline{30}} \therefore Z_{m^{2+}}$ possui 28 elétrons

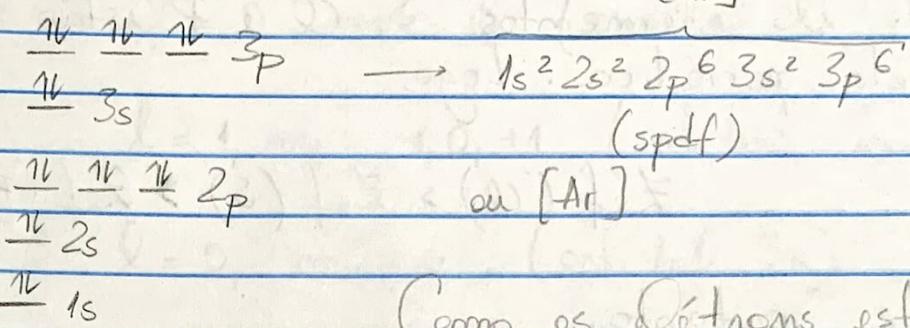


Como todos os elétrons estão emparelhados, é diamagnético

(7)

c. Ar : $Z = 18 \therefore$ Ar possui 18 elétrons

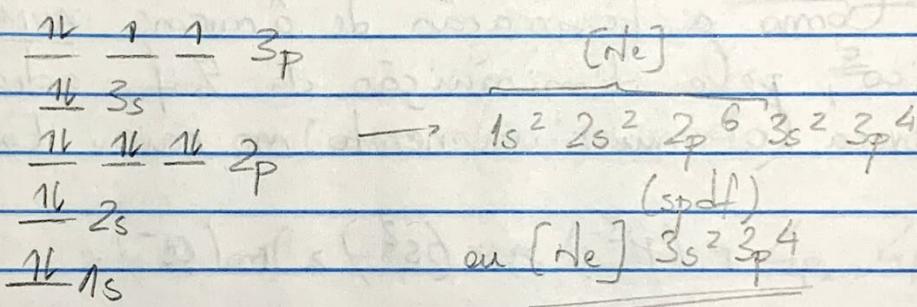
E



Como os elétrons estão emparelhados, é diamagnético

2. S : $Z = 16 \therefore$ S possui 16 elétrons

E



3. a.) Estado excitado, pois orbital 3s foi ocupado antes do 2p ser totalmente preenchido.

b.) Estado proibido, pois um dos orbitais 2p possui 2 elétrons com o mesmo conjunto dos 4 números quânticos ($m_s = +\frac{1}{2}$ para ambos) o que não é permitido pelo princípio da exclusão de Pauli.

c.) Estado fundamental, pois o princípio Aufbau foi seguido. Vale lembrar que os orbitais $2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$ são DEGENERADOS.

(8)

Módulo 1: Aula 7

1. Os elementos S, Cl e P estão no 3º período da tabela periódica. Logo,

$$Z_{\text{ef}}(\text{Cl}) > Z_{\text{ef}}(\text{S}) > Z_{\text{ef}}(\text{P})$$

e, portanto,

$$r(\text{P}) > r(\text{S}) > r(\text{Cl}).$$

Como a formação de ânions AUMENTA o raio atômico, pela diminuição da Z_{ef} , adicionar 3 elétrons provoca o maior aumento no raio. Então,

$$r(\text{P}^{3-}) > r(\text{S}^{2-}) > r(\text{Cl}^-).$$

2. Como a energia de ionização é diretamente proporcional à carga nuclear efetiva (Z_{ef}), acaba sendo inversamente proporcional ao raio atômico.

Logo, como o sódio possui configuração $[\text{Ne}] 3s^1$ e o potássio, $[\text{Ar}] 4s^1$, tem-se que o K^+ possui elétrons em uma camada da mais externa que o sódio. Portanto,

$$r(\text{K}) > r(\text{Na}) \therefore EI(\text{K}) < EI(\text{Na}).$$

$$3. EI_1(\text{Be}) = 899,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$EI_2(\text{Be}) = 1757,1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$EI_3(\text{Be}) = 14\ 848,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

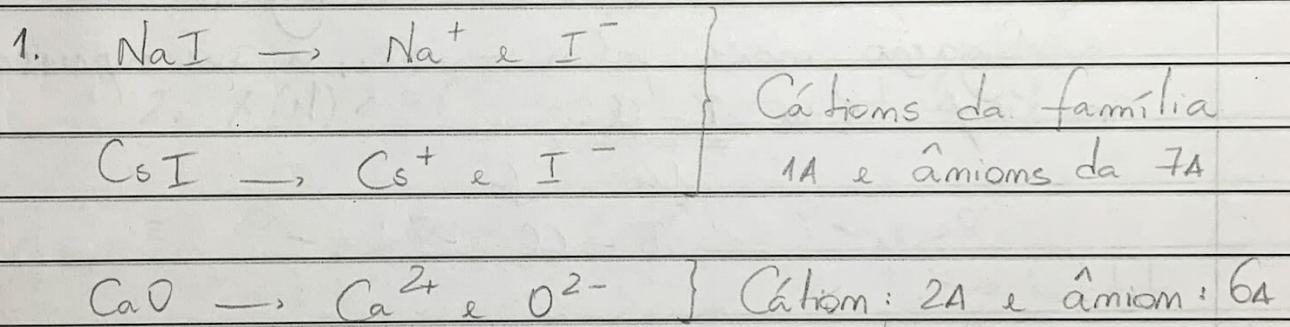
Configuração Retromórica do Be: $[\text{He}] 2s^2$.

(9)

A remoção de um elétron faz com que fique com configuração $[He] 2s^1$. Ou seja, a Zef aumenta, mas o atomo ainda possui tamanho similar.

Porém, quando o segundo elétron é removido e a configuração fica $[He]$, a Zef aumenta significativamente mais. Isso ocorre pois há menos elétrons para o mesmo número de prótons e, no caso, diminui-se uma camada extrínseca ($n=2$ para $n=1$), aumentando ainda mais a Zef.

Módulo 2: Aula 1



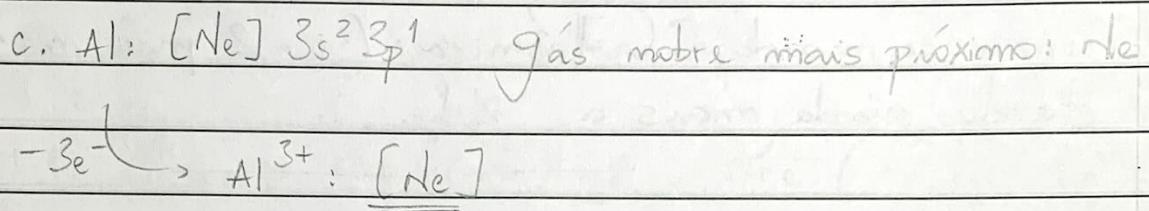
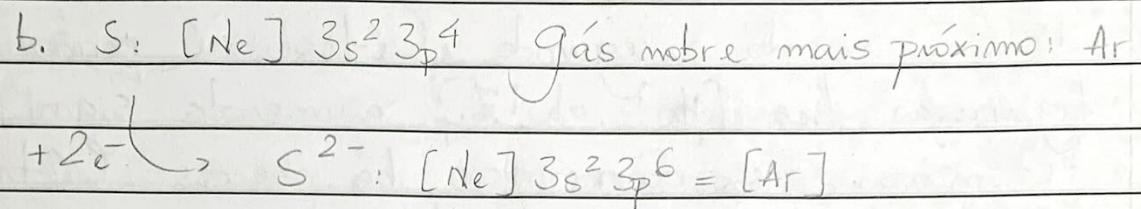
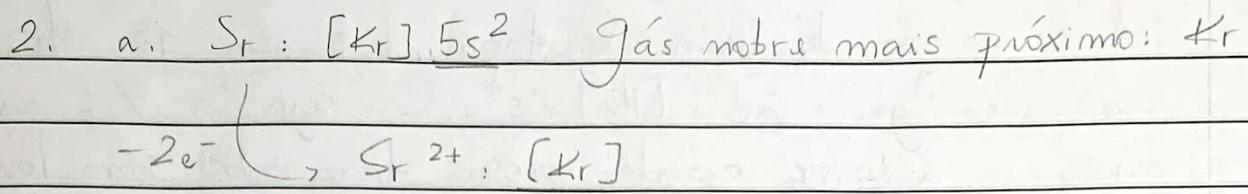
Ponâmetros fundamentais para Δr_{edelH} : carga dos íons e distância interatômica.

$$\Delta r_{\text{edelH}} \propto z^+ z^- \quad \text{e} \quad \Delta r_{\text{edelH}} \propto 1/r_0$$

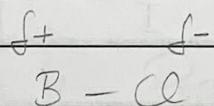
Como a dependência da carga é maior, pode-se afirmar que Δr_{edelH} para CaO será o maior. Entre NaI e CsI, considerando que o raio atômico do sódio é menor que o do césio, $r_0(\text{NaI}) < r_0(\text{CsI})$. Então,

$$\Delta r_{\text{edelH}}(\text{CsI}) < \Delta r_{\text{edelH}}(\text{NaI}) < \Delta r_{\text{edelH}}(\text{CaO}).$$

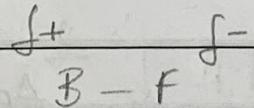
(10)



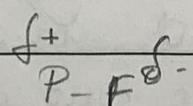
3. a. Como $r_C < r_B$, $|x_C > x_B|$. Então, como o átomo de Cl é mais eletronegativo que ambos, a ligação mais polon - i.e., a que apresenta maior Δx - é a B-Cl.



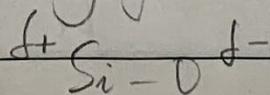
b. Como $r_F < r_A$, $|x_F > x_{Cl}|$. Como são os átomos mais eletronegativos das ligações, a ligação mais polon é a B-F.



c. Mesmo raciocínio da outra b.



d. Como a ligação P-Pé apolar, pelos elementos serem iguais, a ligação Si-O é mais polon.



Módulo 2: Aula 2

1. a. H_2O

1. Somatório do e de valência

$$\sum e^{-}v = (2 \times 1) + 6 = 8 \quad (4 \text{ pares})$$

2. Átomo central: O (valência > 1)

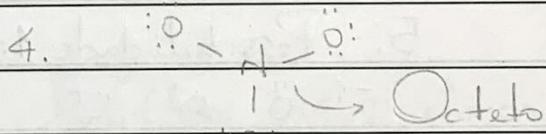
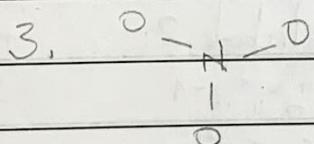
3. $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ (1 par para átomos ligados)

✓ 4. $\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$ (átomos periféricos depois central)
(octatos completos!)

b. $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (N} \text{O}_3^- \text{)} \rightarrow \text{covalente!} \quad (\text{âmion } -1)$
iônico

$$1. \sum e^{-}v = 5 + (3 \times 6) + 1 = 24 \quad (12 \text{ pares})$$

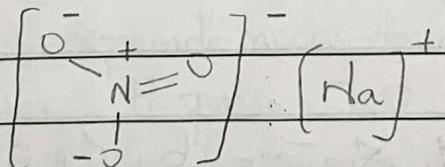
2. $X(\text{N}) < X(\text{O}) \rightarrow \text{Átomo central: N}$



incompleto!

✓ 5. $\begin{array}{c} \text{:O} \quad +1 \\ \parallel \\ \text{H} \quad = \text{O} \\ | \quad | \\ \text{-1} \quad \text{1} \end{array} \rightarrow \text{Carga formal} = 6 - (4 + \frac{1}{2} \times 4) = 0$
 $\begin{array}{c} \text{:O} \\ \parallel \\ \text{H} \\ | \\ \text{-1} \end{array} \rightarrow \text{Carga formal} = 5 - (0 + \frac{1}{2} \times 8) = +1$
 $\begin{array}{c} \text{:O} \\ \parallel \\ \text{H} \\ | \\ \text{-1} \end{array} \rightarrow \text{Carga formal} = 6 - \left(6 + \frac{1}{2} \times 2 \right) = -1$

Forma alternativa de representação:

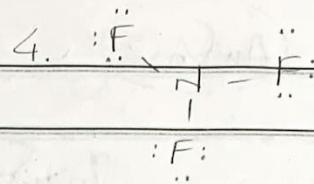
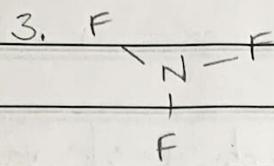


c. NF_3

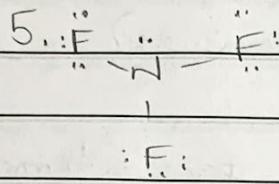
$$1. \sum e^{-}v = 5 + (3 \times 7) = 26 \quad (13 \text{ pares})$$

2. $X(\text{F}) > X(\text{N}) \rightarrow \text{Átomo central: N}$

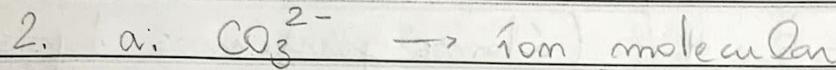
(12)



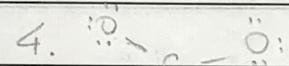
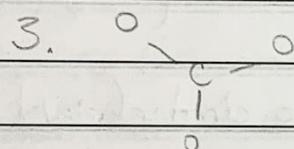
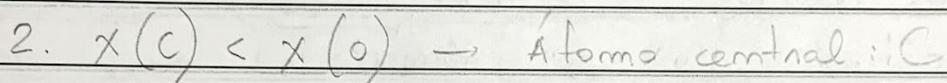
} 12 pares, faltando 1



→ Octeto completo e carga formal de todos igual a 0!

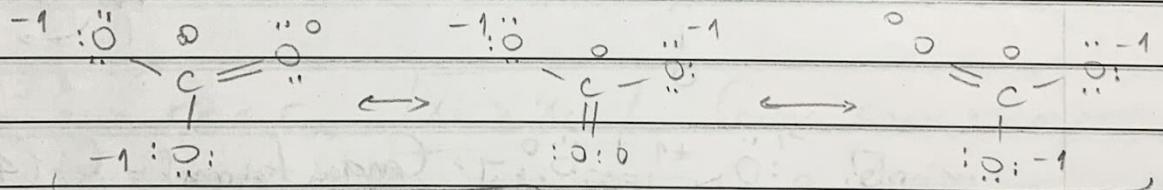


1. $\Sigma e^-_{\text{lv}} = 4 + (3 \times 6) \underline{+} 2 = 24 e^-$ (12 pares)

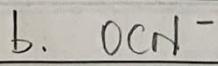
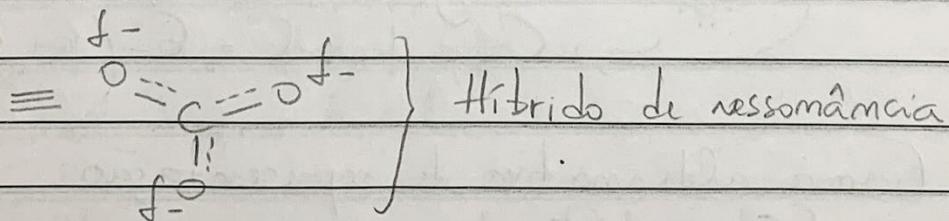


, Octeto incompleto

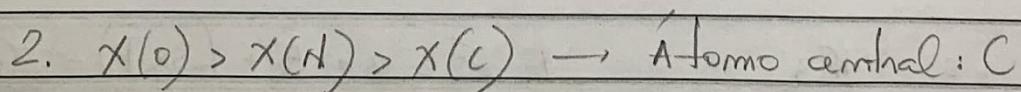
5. Possibilidade 1: Possibilidade 2: Possibilidade 3:



Formas canônicas



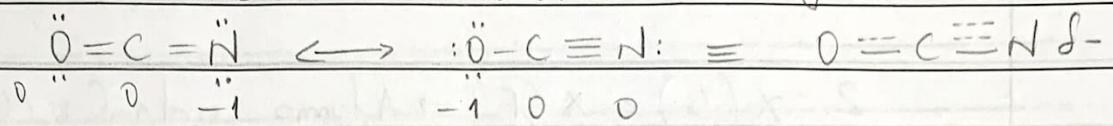
1. $\Sigma e^-_{\text{lv}} = 6 + 4 + 5 + 1 = 16 e^-$ (8 pares)



, octeto incompleto



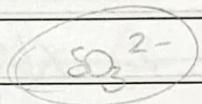
5. Possibilidade 1: Possibilidade 2: f-



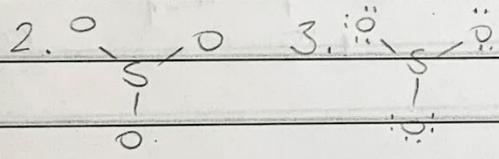
\Rightarrow Embora a estrutura $\ddot{\text{O}}=\text{C}-\ddot{\text{N}}$ seja possível, ela não é considerada pois o oxigênio faz três ligações e possui carga formal positiva, sendo o átomo mais letímenegativo.

3. SO_3 : Ligação S-O com $r = 1,42 \text{ \AA}$?

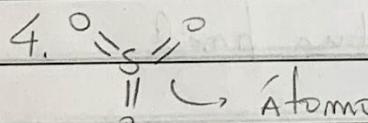
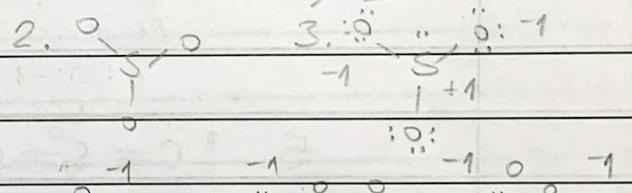
SO_3^{2-} : Ligação S-O com $r = 1,51 \text{ \AA}$



$$1. \sum e_{\text{lv}}^- = 6 \times 4 - 24$$

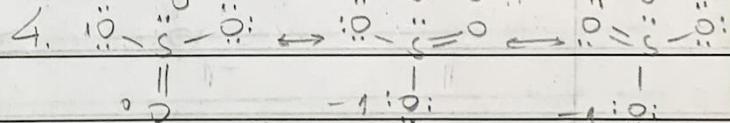


$$1. \sum e_{\text{lv}}^- = (6 \times 4) + 2 = 26$$



hipervalente

$$r_{\text{SO}} = 1,42 \text{ \AA}!$$

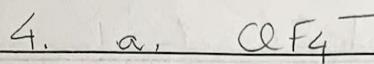


Híbrido: $\begin{array}{c} \text{f-} \\ \diagup \\ \text{S} \\ \diagdown \\ \text{f-} \end{array}$

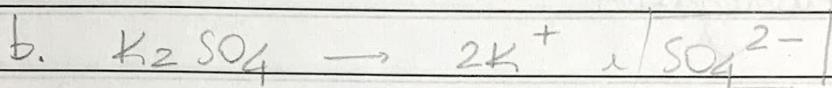
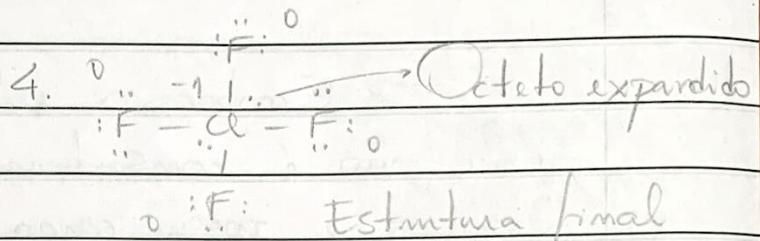
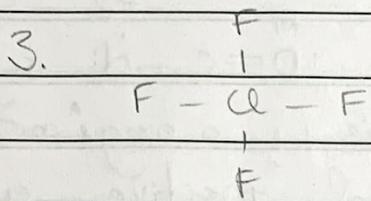
$$r_{\text{SO}} = 1,51 \text{ \AA}$$

Como as ligações S-O no SO_3^{2-} possuem comprimento intermediário entre uma ligação simples e uma dupla, devido à deslocalização eletromórfica, seu comprimento será maior que a ligação puramente dupla do SO_3 .

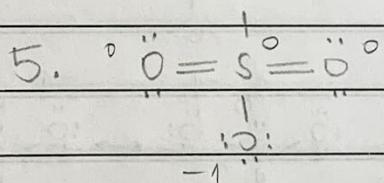
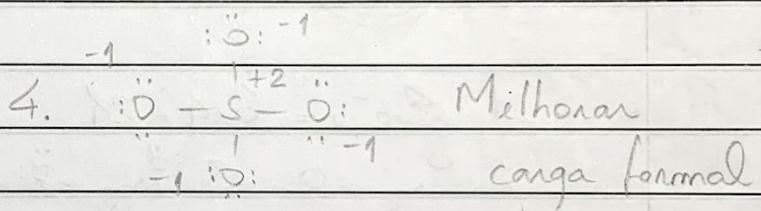
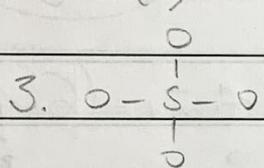
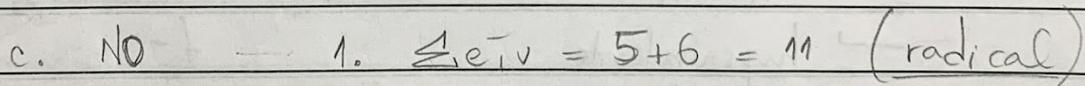
(4)



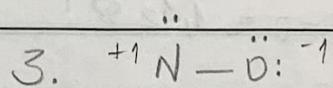
1. $\sum e^{-\text{IV}} = (7 \times 5) + 1 = 36$ (18 pares)

2. $x(\text{Cl}) < x(\text{F}) \rightarrow$ Átomo central: Cl

1. $\sum e^{-\text{IV}} = (6 \times 5) + 2 = 32$ (16 pares)

2. $x(\text{O}) > x(\text{S}) \rightarrow$ Átomo central: S \rightarrow Estutura final

2. não se aplica



Octeto incompleto

