Exame Recurso

④

$_8O\ (1s^2)(2s^2 2p^4)$

$S = (5 \times 0{,}35) + (2 \times 0{,}85) = 3{,}45$

$Z_{ef} = 8 - 3{,}45 = 4{,}55$

$_7N\ (1s^2)(2s^2 2p^3)$

$S = (4 \times 0{,}35) + (2 \times 0{,}85) = 3{,}1$

$Z_{ef} = 7 - 3{,}1 = 3{,}9$

$r \propto \frac{n^2}{Z_{ef}}$

$r_O \propto \frac{2^2}{4{,}55} = 0{,}88$ $\qquad r_N \propto \frac{2^2}{3{,}9} = 1{,}03$

Logo $r_O < r_N$

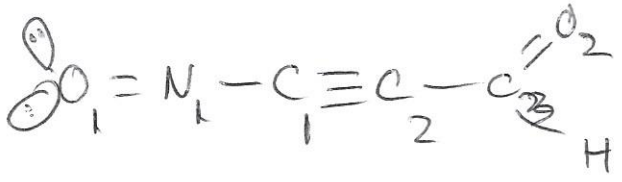
$E_i \propto \frac{Z_{ef}^2}{n^2}$

$E_{i\,O} \propto \frac{4{,}55^2}{4} = 5{,}18$ $\qquad E_{i\,N} \propto \frac{3.9^2}{4} = 3{,}80$

Logo deveria ser $E_{i\,O} > E_{i\,N}$

mas como no O há dois eletrões na mesma orbital p estes repelem-se e a E_i diminui

(2)



O - Pares

O_1 = $1s^2$ $2p_x^2$ $2p_y^2$ $2p_z^1$ — $2p_z^1$ (π)

N_1 = $1s^2$ $2p_x^2$ $2p_y^1$ $2p_z^1$ — $2p_z^1$ (π)

C_1 = $1s^2$ $2p^1$ $2p^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$ — $2p_z^1$ (π) — 6 electrões deslocalizados

C_2 = $1s^2$ $2p^1$ $2p^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$ — $2p_z^1$ (π)

C_3 = $1s^2$ $2p_x^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$ — $2p_z^1$ (π)

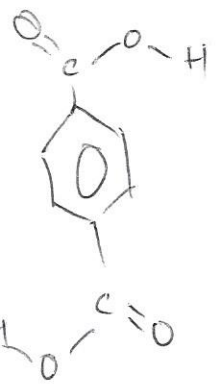
$1s^1H$ — (σ)

O_2 = $1s^2$ $2p_x^2$ $2p_y^2$ $2p_z^1$ — $2p_z^1$ (π)

O_1, N_1, C_3, O_2 — $\angle 120°$

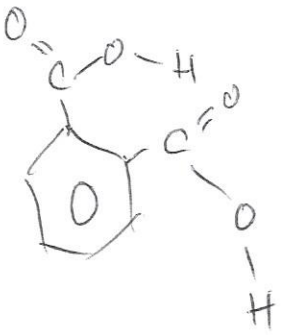
C_1 e C_2 — $\angle 180°$

3 (a)



$\mu = 0$

L, pH



$\mu \neq 0$

K, D, L, pH

(b) Porque em A os pH ~~são~~ intramoleculares e em B são intermoleculares, ~~[illegible]~~, para além disso A tem interação de Debye e Keesom.
Logo a energia das forças intermoleculares em A é menor do que em B.

4 (a) Cr, Mo

	Cr	Mo	
1)	~~r[illegible]~~ 124,9	~~[illegible]~~ = 136,3	9,1% ✓
2) Estrutura	CCC	CCC	✓
3) nº e valência	6	6	✓
4) X semelhantes	1,66	2,16	Não

Não ~~[illegible]~~ podem formar ligas em toda a gama de solubilidades mas podem formar numa gama elevada

4 b

Mo – $[Kr]\,4d^5 5s^1$

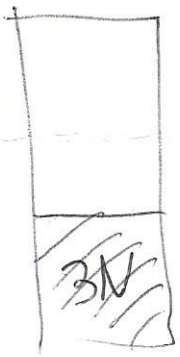
Cd – $[Kr]\,4d^{10} 5s^2$

Sn – $(Kr)\,4d^{10} 5s^2 5p^2$

Mo – 6e valencia → 6Ne – 3N prendidos

Cd = 12e valencia → 12Nē – 3N + 3N* prendidos

Sn = 14e valencia → 14Nē – 3N + 4N* prendidos

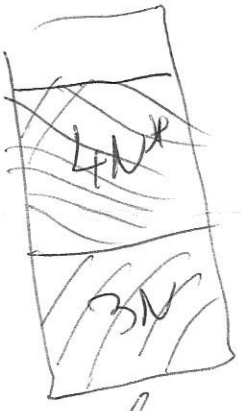


Mo

GO = 3N

Cd

GO = 3N – 3N* = 0



Sn

GO = 3N – 4N* = –N

GO ↑ Pfusão ↑

Logo Pfusão Mo > Pf Cd > Pf Sn

~~4~~ 5

CsCl

$$d = \frac{M_A Cs + M_A Cl}{N_A} = \frac{}{\left(2\,(r_c + r_a)/\sqrt{3}\right)^3}$$

$CCC = 1 + 8 \times \frac{1}{8} = 2$

$r_c = Cs^+ = 181\ pm$

$r_a = Cl^- = 181\ pm$

$M_A Cs = 132,905$

$M_A Cl = 35,453$

$$d = \frac{132,905 + 35,453}{\dfrac{6,022 \times 10^{23}}{\left[2\,(181 \times 10^{-10} + 181 \times 10^{-10})/\sqrt{3}\right]^3}}$$

$$= \frac{2,796 \times 10^{-22}}{\left(7,24 \times 10^{-8}/\sqrt{3}\right)^3} = \frac{}{\left(4,180 \times 10^{-8}\right)^3}$$

$$= \frac{}{7,304 \times 10^{-23}} = 3,828\ g/cm^3$$

6 (a)

	$2HBr$	$\longrightarrow$	H_2	+	Br_2
$t=0$	2 moles/l		0		0
	$2-2x$		x		x

$$K_p = \frac{P_{H_2} P_{Br_2}}{(P_{HBr})^2} = \frac{C_{H_2} C_{Br_2}}{(C_{HBr})^2} \frac{(RT)^2}{(RT)^2} = K_c$$

K_c

$$P = \frac{n}{V} RT = C RT$$

$$K_c = K_p = 6{,}13 \times 10^{-7} = \frac{x^2}{2-2x} \approx \frac{x^2}{2}$$

porque K_c muito pequeno logo Equilíbio está deslocado p/ esquerda e formam-se poucos produtos $2x \ll 2$

$$x^2 = 2 \times 6{,}13 \times 10^{-7}$$

$$= 1{,}107 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

Confirmação

$$\frac{1{,}107 \times 10^{-3}}{2} \times 100 = 5{,}5\% < 15\%$$

No equilíbio

$$[Br_2] = [H_2] = 1{,}107 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HBr] = 2 - 2x = 1{,}998 \text{ M}$$

(b) $\Delta G = -RT \ln K_p$

$$= -8{,}314 \times 1000 \ln 6{,}13 \times 10^{-7} = 118931 \text{ J/mol}$$

7a

$Mg(OH)_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$

$[OH^-] = 2[Mg^{2+}]$ $\quad 1,31\times10^{-4}M \quad 2,62\times10^{-4}M$

$$K_S = [Mg^{2+}][OH^-]^2 = 1,31\times10^{-4} \times (2,62\times10^{-4})^2 = 8,992\times10^{-12}$$

b) $pH = 14 - pOH$

$pOH = -\log[OH^-] = -\log(2,62\times10^{-4}) = 3,58$

(8) $Cu(s) | Cu^{2+}(0,1M) || Ag^{+}(0,1M) | Cu(s)$

~~$\Delta E = \Delta E^{\circ} - \frac{0,059}{2}$~~

(a) Cátodo (maior potencial de redução) Ag

$$Ag^{+} + 1e \rightarrow Ag^{0}$$

Ânodo (menor potencial de redução) Cu

~~Ag^{+}~~ $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}$

R. Global

$$2Ag^{+} + Cu \rightarrow 2Ag + Cu^{2+}$$

(b)

$$\Delta E = \Delta E^{\circ} - \frac{0,059}{2} \log \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^{+}]^2}$$

$$= 0,46 - \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{(0,1)^2}$$

$$= 0,46 - \frac{0,059}{2} = 0,4305\ V$$

(c)

- $E^{\circ}_{Ag^{+}/Ag} > E^{\circ}_{Cu^{2+}/Cu}$ A prata reduz-se e o Cu oxida-se

- $E^{\circ}_{Ag^{+}/Ag} > E^{\circ}_{Fe^{2+}/Fe}$ Ag reduz-se e Fe oxida-se

(9) A protecção catódica por potencial imposto consiste em impor uma sobretensão exterior para que o potencial de corrosão fique abaixo do potencial do metal a proteger.

Aplica-se ligando o metal a queremos proteger ao pólo negativo de uma bateria e o metal a sacrificar como ânodo (ou um eléctrodo inerte) ao pólo positivo.

Reacções

(a) no Fe ligado ao pólo negativo

$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

($H^+ + 1e^- \rightarrow \frac{1}{2} H_2$) em menor quantidade

no Fe ligado ao pólo positivo

$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

(b) No Fe ligado ao pólo negativo

$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

($H^+ + 1e^- \rightarrow \frac{1}{2} H_2$) em menor quantidade

No eléctrodo de grafite

$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$