LISTA EXERCÍCIOS 2 PARTE A

① $Al(s) + \left(\frac{3}{2}\right) Cl_2(g) = AlCl_3(s)$

$27\ g/mol \quad \frac{3}{2} \cdot 2 \quad 35,5\ g/mol = 133,5\ g/mol$

$106,5$

27 g	106,5 g	$x = 10,65\ g\ Cl_2$
2,7 g	x	

(a) Reagente limitante Cl_2 (claro) 4,05 g

(b)

27	106,5	133,5	$y = 5,08\ g\ AlCl_3(s)$
z	4,05	y	

(c) $z = \frac{27 \cdot 4,05}{106,5} = 1,03\ g\ Al$

Reagente em excesso $Al(s)$

Resta $2,7 - 1,03 \simeq 1,67\ g\ Al(s)$

(2) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

Sulfato cúprico penta hidratado

$\overline{M} = 249,7 \ g/mol$

3,25 g do sal:

(a)

nº mols Cu : $\frac{3,25 \ g}{249,7 \ g/mol} = 0,013$

nº mols S = 0,013

nº mols O = $9 \times 0,013 = 0,117$

nº mols H = $10 \times 0,013 = 0,130$

(b) MOLARIDADE $\frac{\text{nº mols}}{V(L)} = \frac{0,013 \text{ mols}}{0,250}$

MOLARIDADE = $5,2 \times 10^{-2}$ mol/L

(c) % (m/V) Cu 63,5 g/mol

massa Cu = 0,8255 g — 250 mL H_2O solução

x — 100 mL

x = 0,33 % Cobre (m/V)

(3) $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$

SULFATO FERROSO AMONIACAL (Hexa hidratado)

CRISTAL VERDE → SAL DE MOHR

$\bar{M} = 392,14\ g/mol$

(a) $[SO_4^{2-}] = 0,1\ mol/L$; $0,5\ L$

$[sol] = \frac{0,1}{2}\ mol/L = 0,05\ mol/L$

Assim massa do sol $= \frac{\bar{M} \times 0,05}{2} = 9,8g$

9,8 g sol

(b) $Fe(II) \Rightarrow$ **$[Fe(II)] = 0,05\ mol/L$**

% (m/V) com Fe (II)

$0,5L \rightarrow 0,05/2\ mol\ Fe(II) =$

massa $Fe(II) = 55,8 \times 0,025 = 1,395\ g$

$100\ mL \rightarrow \frac{1,395}{5} = 0,279\ g$

ou seja **0,28% Fe(II) m/V**

(4) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ 322,2 g/mol

0,2 mol/L Na^+ CONDIÇÃO

15g SAL $\Rightarrow$ n.º mols sal = $\frac{15}{322,2}$

n.º mols sal = $4,65 \times 10^{-2}$ mols

n.º mols Na^+ = $2 \times 4,65 \times 10^{-2}$

n.º mols Na^+ = $9,31 \times 10^{-2}$ mols

Volume solução:

0,2 mol	1 L
$9,31 \times 10^{-2}$	x

$x = 0,465$ L ou 465 mL

(5) $NaHCO_3$ bicarbonato de sódio

$\bar{M} = 84{,}01\ g/mol$

conc. para 26,3 g em 200 mL

$$[NaHCO_3] = \frac{n.^o\ mols}{V(L)} = \frac{m/\bar{M}}{V(L)} = \frac{26{,}3/84{,}01}{0{,}2}$$

$$\boxed{[NaHCO_3] = 1{,}565\ mol/L}$$

(6) NaCl 58,4 g/mol

$$[NaCl] \cong 0{,}14\ mol/L = \frac{n.^o\ mols}{V(L)}$$

$$V(L) = \frac{n.^o\ mols}{[NaCl]} = \frac{2\ g/58{,}4\ g/mol}{0{,}14}$$

$$\boxed{V(L) \simeq 0{,}24\ L}$$

(7) Redução de Prata e formação de Nanopartículas (NP)

$$AgNO_3 + 2\,NaBH_4 = Ag^0 + B_2H_6 + NaNO_3 + H_2$$

(i) CÁLCULO DA MASSA DE Ag^0

$$n.^o\ mols\ AgNO_3 \equiv n.^o\ mols\ Ag^0 = [AgNO_3] \cdot V$$

$$[AgNO_3] = 10^{-4}\ mol/L \qquad V = 5\ mL$$

$$n.^o\ mols\ Ag^0 = 5 \times 10^{-3}\ L \cdot 10^{-4}\ mol/L$$

$$n.^o\ mols\ Ag^0 = 5 \times 10^{-7}\ mols$$

$$massa\ Ag^0 = \overline{M}_{Ag} \cdot n = 108\ g/mol \times 5 \times 10^{-7}$$

$$massa\ Ag^0 = 5{,}4 \times 10^{-5}\ g$$

$$d = \frac{m}{V} \qquad V_{Ag^0} = \frac{5{,}4 \times 10^{-5}\ g}{10{,}5\ g/cm^3}$$

$$d = 10{,}49\ g/cm^3$$

$$\boxed{V_{Ag^0} = 5{,}14 \times 10^{-6}\ cm^3}$$

Volume total de Prata metálica.

(7) CONTINUAÇÃO:

(ii) Volume NP $\qquad r_{NP} = 6\ nm = 6 \times 10^{-7}\ cm$

$$V_{NP} = \frac{4}{3}\pi r_{NP}^3 \qquad V_{NP} \cong 9 \times 10^{-19}\ cm^3$$

$$n.^{o}\ NP = \frac{V_{total\ Ag^{o}}}{V_{NP}} = \frac{5,14 \times 10^{-6}\ cm^3}{9 \times 10^{-19}\ cm^3}$$

$$n.^{o}\ NP = 5,7 \times 10^{12}\ \text{Nanopartículas.}$$

(iii) CÁLCULO DA CONC. NP mol/L

$$[NP] = \frac{n.^{o}\ mols\ NP}{V_{SOL}\ (L)} \qquad V_{SOL} = 5mL + 5mL$$

$$V_{SOL} = 10^{-2}\ L$$

$$n.^{o}\ mols\ NP = \frac{n.^{o}\ NP}{N} = \frac{5,7 \times 10^{12}}{6,02 \times 10^{23}}$$

$$[NP] = \frac{9,5 \times 10^{-12}}{10^{-2}} = 9,5 \times 10^{-10}\ mol/L$$

conc. g/L $\quad [NP]\ g/L = \frac{5,4 \times 10^{-5}\ g}{10^{-2}\ L} = 5,4 \times 10^{-3}\ g/L$

ppm (partes por milhão) ou mg/L $\qquad 5,4\ ppm$

ppb (parte por bilhão) $10^3 \times ppm$