



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 04/09/10

Nome:	
Nº de Matrícula: GABARITO	Turma:
Assinatura:	

Questão	Valor	Grau	Revisão
1ª	2,5		
2ª	2,5		
3ª	2,5		
4ª	2,5		
Total	10,0		

Dados

$$R = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

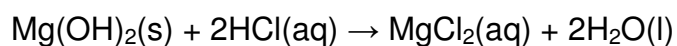
$$T (\text{K}) = T (\text{°C}) + 273,15$$

$$PV = nRT$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

1ª Questão

O ácido clorídrico, HCl, é muito usado para dissolver compostos de magnésio, como representado nas equações abaixo.



- Calcule a concentração, em mol L⁻¹, de uma solução aquosa contendo 26% de HCl, em massa, e densidade igual a 1,15 g mL⁻¹.
- Calcule o volume, em mL, de uma solução aquosa de HCl 0,128 mol L⁻¹ necessário para reagir completamente com 2,87 g de Mg(OH)₂.
- Calcule a quantidade máxima, em massa, de MgCl₂, quando 0,420 mol de MgCO₃ reage com excesso de HCl. Calcule o rendimento percentual desta reação sabendo que foram produzidos 30,0 g de MgCl₂.
- Calcule a quantidade, em gramas, de HCl necessária para reagir completamente com 387 g de uma amostra, contendo, em massa, 32,8% de MgCO₃ e 67,2% de Mg(OH)₂. Considere rendimento teórico (100%).

Resolução:

a)

$$\frac{26,0 \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de solução}} \times \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,46 \text{ g de HCl}} = \frac{0,713 \text{ mol de HCl}}{100 \text{ g de solução}}$$

$$100 \text{ g de solução} \times \frac{1 \text{ mL de solução}}{1,15 \text{ g de solução}} =$$

$$86,96 \text{ mL de solução} = 0,08696 \text{ L de solução}$$

$$\frac{0,713 \text{ mol de HCl}}{0,08696 \text{ L de solução}} = 8,20 \text{ mol L}^{-1}$$

b)

$$2,87 \text{ g de Mg(OH)}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{58,32 \text{ g de Mg(OH)}_2} \times \frac{2 \text{ mols de HCl}}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} =$$

$$= 0,0984 \text{ mol de HCl}$$

$$0,0984 \text{ mol de HCl} \times \frac{\text{L de HCl}}{0,128 \text{ mol de HCl}} = 0,769 \text{ L} = 769 \text{ mL}$$

c)

$$0,420 \text{ mol de MgCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de MgCl}_2}{1 \text{ mol de MgCO}_3} \times \frac{95,21 \text{ g de MgCl}_2}{1 \text{ mol de MgCl}_2} = 39,99 \text{ g de MgCl}_2$$

$$\text{Rendimento Percentual} = \frac{30,0}{39,99} \times 100 = 75,0\%$$

d)

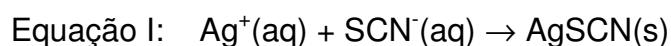
$$387 \text{ g de mistura} \times \frac{32,8 \text{ g de Mg(OH)}_2}{100,0 \text{ g de mistura}} \times \frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{84,3 \text{ g de Mg(OH)}_2} \times \frac{2 \text{ mols de HCl}}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} =$$
$$= 3,01 \text{ mols de HCl}$$

$$387 \text{ g de mistura} \times \frac{67,2 \text{ g de MgCO}_3}{100,0 \text{ g de mistura}} \times \frac{1 \text{ mol de MgCO}_3}{58,3 \text{ g de MgCO}_3} \times \frac{2 \text{ mols de HCl}}{1 \text{ mol de MgCO}_3} =$$
$$= 8,92 \text{ mols de HCl}$$

$$(3,01 + 8,92) \text{ mols de HCl} \times \frac{36,46 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 435 \text{ g de HCl}$$

2ª Questão

Uma massa igual a 1,50 g de uma amostra sólida foi analisada para se determinar a quantidade de prata. A amostra foi dissolvida para transformar toda a prata presente na amostra em íons Ag^+ que, por sua vez, foram reagidos com excesso de tiocianato, SCN^- , como representado na equação I. Considere que foram adicionados 100 mL de solução de SCN^- , $0,150 \text{ mol L}^{-1}$ e que SCN^- reage somente com o Ag^+ na solução da amostra.



O excesso de SCN^- na solução foi determinado pela reação com Fe^{3+} , conforme indicado na equação II. Neste caso um volume igual a 10,0 mL de uma solução contendo $0,500 \text{ mol L}^{-1}$ de Fe^{3+} foram usados para reagir completamente com o SCN^- . Calcule a percentagem de prata, em massa, nesta amostra.



Resolução:

Amostra

1,50 g

↓ dissolução

$\text{Ag}^+ + \text{SCN}^- \rightarrow$

x

100 mL
0,150 mol L⁻¹ } 0,0150 mol SCN^- adicionado

$\text{SCN}^-_{\text{exc}} + \text{Fe}^{3+}$

10,0 mL
0,500 mol L⁻¹ } 0,005

0,015 - 0,005 = 0,010

Adicionado excesso

0,0100 mol SCN^- — 0,0100 mol Ag^+

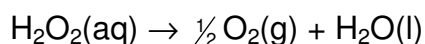
1 — 1

0,010 mol Ag^+ x MM = 1,08 g — x% = 72%

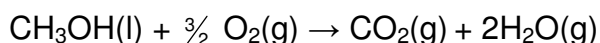
MM=108 1,50 g — 100

3ª Questão

A água oxigenada é uma solução aquosa de peróxido de hidrogênio, H_2O_2 que se decompõe conforme a reação abaixo. A água oxigenada a 10 volumes (10 V) libera 10 litros de oxigênio, O_2 , por cada 1 litro de solução a 0° e 1 atm.



- a) Calcule a concentração, em gramas por 100 mL de H_2O_2 na água oxigenada 10 V, a 0°C e 1 atm.
- b) Um volume de 25,0 mL de água oxigenada 10 V foi aquecido dentro de uma garrafa de vidro, que está conectada a um balão elástico vazio. Calcule o volume de O_2 , em mL, a 0°C e 1 atm que será coletado no balão após a decomposição do H_2O_2 . Considere que o rendimento percentual da reação foi de 90,0% e que todo o O_2 formado foi coletado no balão.
- c) Numa outra situação, o O_2 liberado na decomposição do H_2O_2 , foi completamente utilizado para reagir com exatamente 100 g metanol, CH_3OH , conforme reação abaixo. Calcule o volume total da mistura gasosa e a fração molar de CO_2 ao final da reação a 1 atm e 100°C .



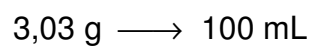
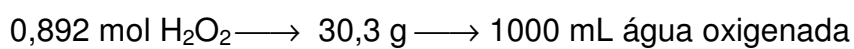
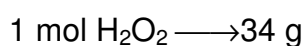
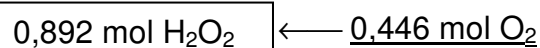
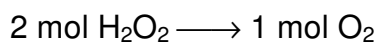
Considere o comportamento ideal dos gases.

Resolução:

a)

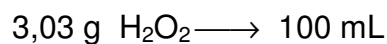
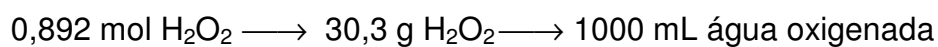
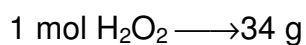
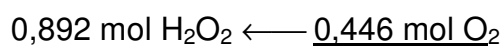
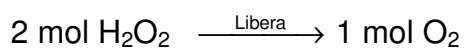
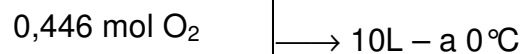
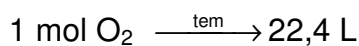


$$n \text{ O}_2 = \frac{1 \times 10}{0,082 \times 273,15} = 0,446 \text{ mol O}_2$$

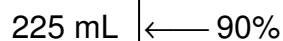
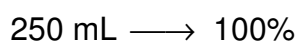
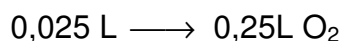


$$\boxed{3,03 \text{ g\%}}$$

Alternativa:

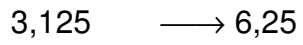
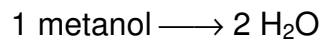
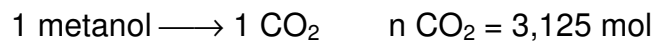


$$\boxed{3,03 \text{ g\%}}$$



c)

$$n \text{ metanol} = \frac{100}{32,0} = 3,125 \text{ mol}$$



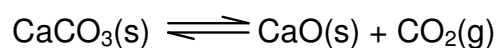
$$n \text{ total} = n \text{ CO}_2 + n \text{ H}_2\text{O} = 9,375$$

$$V = \frac{9,375 \times 0,082 \times 373,15}{1} = 286,8 \approx 287 \text{ L}$$

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{n \text{ CO}_2}{n \text{ total}} = \frac{3,125}{9,375} = \boxed{0,34}$$

4ª Questão

Uma quantidade igual a 0,100 mol de carbonato de cálcio, CaCO_3 , foi adicionada a um recipiente fechado de 10,0 L que, em seguida, foi aquecido a 385 K. O CaCO_3 , nessas condições, se decompõe em óxido de cálcio, CaO , e gás carbônico, CO_2 , conforme o equilíbrio indicado na equação abaixo. Sabendo que no equilíbrio a pressão parcial de CO_2 é 0,220 atm, faça o que se pede.



- Calcule o valor da constante de equilíbrio, K_c , da reação.
- O sistema em equilíbrio foi perturbado pela adição de mais 0,300 atm de CO_2 . Calcule a quantidade, em gramas, de CaCO_3 no recipiente quando o equilíbrio for restabelecido.

Resolução:

$$a) K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$\Delta n = 1 \quad \therefore \quad K_p = K_c (RT) \quad \therefore \quad K_c = \frac{K_p}{RT} = \frac{0,220}{0,082 \times 385} = 7 \times 10^{-3}$$

$$b) \text{ mol de CO}_2 = PV/nRT$$

$$n = (0,220 \text{ atm})(10,0 \text{ L}) / (0,0821 \text{ Latm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 385 \text{ K})$$

$$n = 0,0696 \text{ mol CO}_2$$

$$1 \text{ mol de CaCO}_3 = 1 \text{ mol de CO}_2$$

$$0,100 \text{ mol CaCO}_3 - 0,0690 \text{ mol CaCO}_3 \text{ (decomp\~{o}s)}$$

Mols de CO₂ adicionado:

$$n = (0,300 \text{ atm})(10,0 \text{ L}) / (0,0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 385 \text{ K})$$

$$n = 0,0941 \text{ mol CaCO}_3 \text{ formado}$$

$$\text{Massa de CaCO}_3 = [(0,100 - 0,0696 + 0,0941) \text{ mol CaCO}_3] (100,09 \text{ g/mol CaCO}_3)$$

$$m = 12,5 \text{ g CaCO}_3$$