



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 03/09/07

Nome:	
Nº de Matrícula:	Turma:
Assinatura:	

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

Dados

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

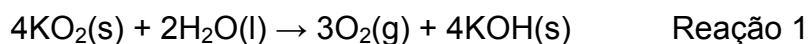
$$T (\text{K}) = T (^\circ\text{C}) + 273,15$$

$$1 \text{ atm} = 760,0 \text{ mmHg}$$

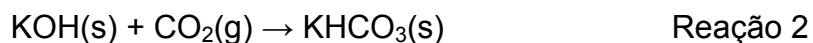
$$PV = nRT$$

1ª Questão

O superóxido de potássio, KO_2 , é utilizado em submarinos e naves espaciais para remover dióxido de carbono, CO_2 , e água do ar exalado. A remoção de água gera oxigênio, O_2 , segundo a reação:



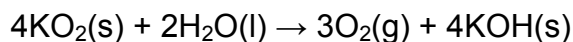
O hidróxido de potássio, KOH , formado na reação 1 remove dióxido de carbono segundo a reação 2:



- Qual é o reagente limitante, quando 60,0 g de KO_2 reagem com 15,5 g de H_2O ? Mostre com cálculos.
- Calcule a quantidade máxima, em grama, de CO_2 que poderia ser removido utilizando-se 100,0 g de KO_2 ?
- Calcule o rendimento da reação nas condições do item b, sabendo que foram produzidos 25,0 g de O_2 .

Resolução:

a)



KO_2 (MM = 71,0 g mol⁻¹)

H_2O (MM = 18,0 g mol⁻¹)

$$71,0 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$60,0 \text{ g} \text{ ————— } x$$

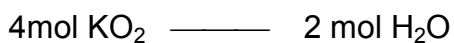
$$x = 0,845 \text{ mol KO}_2$$

$$18,0 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$15,5 \text{ g} \text{ ————— } x$$

$$x = 0,861 \text{ mol H}_2\text{O}$$

A proporção estequiométrica é:

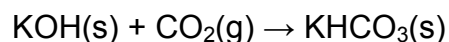
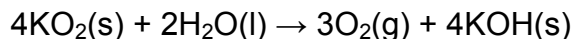


$$0,845 \text{ mol} \text{ ————— } x$$

$$x = 0,422 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Para reagir com 0,845 mol de KO_2 seriam necessários 0,422 mol de H_2O . Como temos 0,861 mol de H_2O , esse é o reagente que está em excesso. Logo, **KO_2 é o reagente limitante**, pois, está presente em quantidade inferior à necessária pela estequiométrica, para reagir com toda água.

b)



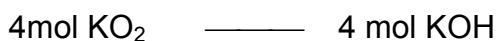
KO_2 (MM = 71,0 g mol⁻¹)

$$71,0 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$100,0 \text{ g} \text{ ————— } x$$

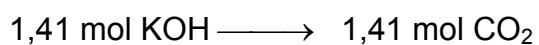
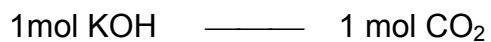
$$x = 1,41 \text{ mol KO}_2$$

Na reação 1, a proporção estequiométrica é:

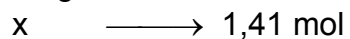
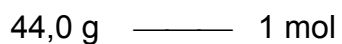


$$1,41 \text{ mol KO}_2 \text{ ————— } 1,41 \text{ mol KOH}$$

Na reação 2, a proporção estequiométrica é:

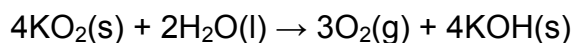


CO₂ (MM = 44,0 g mol⁻¹)

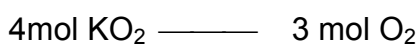


$$\boxed{x = 61,97 \text{ g CO}_2}$$

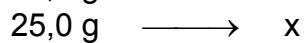
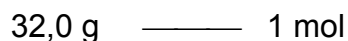
c)



A proporção estequiométrica é:

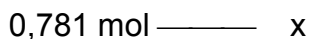
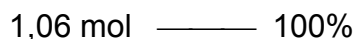


O₂ (MM = 32,0 g mol⁻¹)



$$x = 0,781 \text{ mol O}_2$$

1,06 mol é a quantidade máxima de O₂ que poderia ser obtida e 0,781 mol é a quantidade obtida experimentalmente. Logo, o rendimento será:

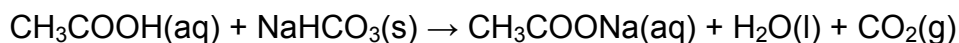


$$\boxed{x = 73,7 \%}$$

2ª Questão

O vinagre é uma solução que além do ácido acético, CH_3COOH , possui vários outros componentes. Uma amostra de vinagre, com densidade igual a $1,10 \text{ g mL}^{-1}$ possui 4% em massa de ácido acético.

- Calcule a concentração, em mol L^{-1} , de ácido acético no vinagre.
- Responda por que não é possível calcular a fração molar do ácido acético em uma amostra de vinagre somente com os dados fornecidos.
- Uma cozinheira misturou 1,0 g de bicarbonato de sódio, NaHCO_3 , em um copo contendo 100,0 mL do vinagre. O NaHCO_3 reagiu com o CH_3COOH segundo a reação abaixo:



Sabendo que o rendimento da reação acima é de 90%, calcule a quantidade, em mol, de ácido acético que não reagiu.

Observação: Considere que o volume da mistura é igual ao volume de vinagre no copo, ou seja, 100 mL.

Resolução:

a) Considerando 1 L (1000 mL) de vinagre, temo-se que a massa de solução é:

$$m_{\text{vinagre}} = V_{\text{vinagre}} \times d_{\text{vinagre}} = 1000 \text{ mL} \times 1,10 \text{ g mL}^{-1} = 1.100 \text{ g}$$

Desta massa, 4% em massa, ou seja 44,00 g é ácido acético. Logo, a concentração em mol L⁻¹ pode ser calculada por:

$$M = m / (MM \times V) = 44,00 \text{ g} / (60 \text{ g mol}^{-1} \times 1 \text{ L}) = \mathbf{0,733 \text{ mol L}^{-1}}$$

b) Como o cálculo da fração molar de qualquer componente de uma solução envolve computar a quantidade em mol de todos os componentes da solução (vinagre neste caso), é impossível fazer tal cálculo, pois é dada a natureza nem a quantidade de todas as substâncias que fazem parte do vinagre.

c) A quantidade, em mol, de bicarbonato de sódio adicionado foi:

$$n_{\text{bicarb. de sódio}} = m_{\text{bicarb. de sódio}} / MM_{\text{bicarb. de sódio}} = 1,00 \text{ g} / 84 \text{ g mol}^{-1} = 0,012 \text{ mol.}$$

á a quantidade, em mol, de ácido acético no copo é dada por:

$$n_{\text{ac. acético}} = M_{\text{ac. acético}} \times V_{\text{ac. acético}} = 0,733 \text{ mol L}^{-1} \times 0,100 \text{ L} = 0,0733 \text{ mol.}$$

Como a estequiometria da reação é 1 CH₃COOH para 1 NaHCO₃, sendo este último o reagente limitante, o rendimento deve ser calculado em função deste reagente:

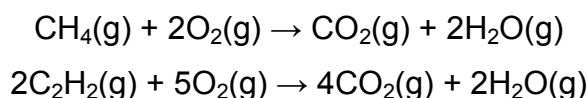
$$n_{\text{bicarb de sódio reagido}} = 0,90 \times 0,012 \text{ mol} = 0,011 \text{ mol} = n_{\text{ac acético reagido}}$$

Logo:

$$n_{\text{ac acético restante}} = n_{\text{ac acético inicial}} - n_{\text{ac acético reagido}} = 0,0733 - 0,011 = \mathbf{0,0623 \text{ mol}}$$

3ª Questão

Um recipiente de volume V , a uma determinada temperatura, contém uma mistura gasosa de metano, CH_4 , acetileno, C_2H_2 , e oxigênio, O_2 . Inicialmente, a pressão parcial do O_2 é de 200 mmHg e a soma das pressões parciais do CH_4 e do C_2H_2 é igual a 63 mmHg. A reação de combustão da mistura produz CO_2 e H_2O , no mesmo recipiente, conforme as reações abaixo:



Considere que as reações completas produzem CO_2 , cuja pressão parcial é de 96 mmHg, na mesma temperatura.

Calcule a fração molar do CH_4 , na mistura inicial, considerando que os gases se comportam idealmente.

Resolução:

No início a pressão é de: $P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{CH}_4} + P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 263 \text{ mmHg}$

Após a reação a pressão do CO_2 é igual a pressão do CH_4 , mais duas vezes a pressão do C_2H_2 :

$$P_{\text{CO}_2} = 96 = P_{\text{CH}_4} + 2P_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

$$96 = (63 - P_{\text{C}_2\text{H}_2}) + 2P_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

$$96 = 63 + P_{\text{C}_2\text{H}_2}$$

$$P_{\text{C}_2\text{H}_2} = 33$$

$$P_{\text{CH}_4} = (63 - 33) = 30 \text{ mmHg}$$

Finalmente, calcular a fração molar do CH_4

$$\chi_{\text{CH}_4} = \frac{P_{\text{CH}_4}}{P_T} = \frac{30}{263} = 0,114 \approx 0,11$$

4ª Questão

O tetróxido de dinitrogênio, N_2O_4 , se decompõe segundo a reação abaixo:



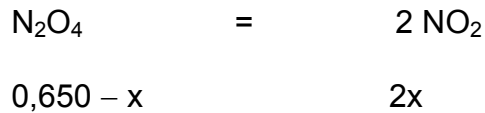
O progresso da reação pode ser facilmente monitorado uma vez que o N_2O_4 é um gás incolor e o NO_2 apresenta coloração marrom escuro. Considere um recipiente, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, contendo inicialmente apenas N_2O_4 a uma pressão de $0,650 \text{ mmHg}$ e responda aos itens abaixo:

- Escreva a expressão da constante de equilíbrio, K_P , para a reação acima.
- Calcule a pressão parcial de N_2O_4 e NO_2 , no equilíbrio, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$.
- Quando o equilíbrio for atingido, nesta mesma temperatura, a pressão total da mistura será igual, maior ou menor que a pressão inicial no recipiente? Mostre com cálculos e justifique.

Resolução:

$$a) K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = 4,63 \times 10^3$$

b)



$$K_p = \frac{[2X]^2}{0,650 - X} = 4,63 \times 10^3$$

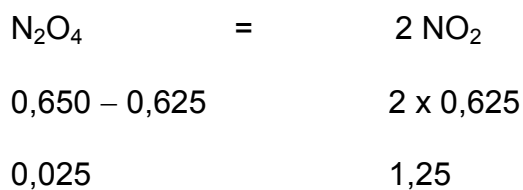
$$4X^2 = 4,63 \times 10^3 \times 0,650 - 4,63 \times 10^3 X$$

$$4X^2 + 4,63 \times 10^3 X - 3,01 \times 10^3 = 0$$

$$X = \frac{-4,63 \times 10^3 \pm \sqrt{21436900 + 48160}}{8}$$

$$X = \frac{-4,63 \times 10^3 \pm \sqrt{21485060}}{8}$$

$$X = \frac{-4630 \pm 4635}{8} = \frac{5}{8} = 0,625$$



c)

$$P_{\text{total}} = 0,025 + 1,25 = 1,275 \text{ mmHg} > P_{\text{inicial}} = 0,650 \text{ mmHg}$$

A pressão total do sistema aumenta porque essa dissociação se dá com o aumento do número de moles. (1→2)