



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 09/09/11

Nome:	
Nº de Matrícula: GABARITO	Turma:
Assinatura:	

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

Dados

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

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

$$1,00 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

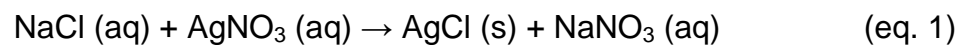
$$P_i = \chi_i P$$

$$S_i = k_H P_i$$

CONSIDERE O COMPORTAMENTO IDEAL PARA TODOS OS GASES.

1ª Questão

Uma amostra de 1,000 g, contém uma mistura dos seguintes sais: cloreto de sódio, NaCl, nitrato de potássio, KNO₃, e sulfato de sódio, Na₂SO₄. Esta amostra foi dissolvida completamente em uma solução aquosa de nitrato de prata, AgNO₃. Considere que somente o NaCl reagiu com o AgNO₃, como representado na equação 1, e que esta reação foi completa. O precipitado formado de cloreto de prata, AgCl, possui massa de 1,435 g.



O AgCl foi removido por filtração e a solução restante reagiu com uma solução aquosa de nitrato de bário, Ba(NO₃)₂, como representado na equação 2. Considere que somente o sulfato de bário, BaSO₄, precipitou e que sua massa foi de 0,2330 g.



Calcule o percentual, em massa, de cada componente da amostra inicial.

$$\text{MM (NaCl)} = 58,443 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{MM (AgCl)} = 143,321 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{MM (Na}_2\text{SO}_4) = 142,04 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{MM (BaSO}_4) = 233,39 \text{ g mol}^{-1}$$

Pela eq. 1:

$$1 \text{ mol de NaCl (aq)} \text{ --- } 1 \text{ mol AgCl (s)}$$

$$58,443 \text{ g} \text{ --- } 143,321 \text{ g}$$

$$x \text{ --- } 1,435 \text{ g}$$

$$x = 0,5852 \text{ g de NaCl}$$

Pela eq. 2:

$$1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} \text{ --- } 1 \text{ mol de BaSO}_4 \text{ (s)}$$

$$142,04 \text{ g} \text{ --- } 233,39 \text{ g}$$

$$y \text{ --- } 0,2330 \text{ g}$$

$$y = 0,1418 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

Para KNO_3 :

$$1,0000 - (0,5852 + 0,1418) = m \text{ KNO}_3$$

$$m \text{ KNO}_3 = 0,2730 \text{ g}$$

Calculando o percentual:

$$1,0000 \text{ g} \text{ --- } 100\%$$

$$0,5852 \text{ g} \text{ --- } x$$

$$x = 58,52 \%$$

de NaCl

$$1,0000 \text{ g} \text{ --- } 100\%$$

$$0,1418 \text{ g} \text{ --- } y$$

$$y = 14,18 \%$$

de Na_2SO_4

$$1,0000 \text{ g} \text{ --- } 100\%$$

$$0,2730 \text{ g} \text{ --- } z$$

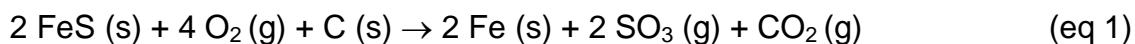
$$z = 27,30 \%$$

de KNO_3

2ª Questão

Parte A

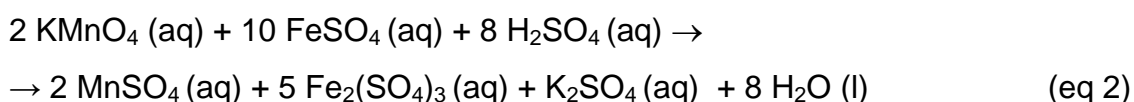
O reagente sulfeto ferroso, FeS, com grau de pureza 90,00% foi oxidado e posteriormente reduzido para a obtenção do ferro metálico, Fe. A reação global do processo pode ser representada pela equação 1.



a) Calcule o rendimento percentual da reação, sabendo que se obteve 2,00 kg de Fe, a partir de 4,395 kg do reagente FeS.

Parte B

A massa de Fe produzida na reação foi convertida a sulfato ferroso, FeSO₄, pela dissolução do sólido em uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H₂SO₄. A uma alíquota desta solução, contendo 2,000 g de FeSO₄, adicionou-se 15,0 mL de uma solução aquosa de permanganato de potássio, KMnO₄, ocorrendo a reação representada pela equação 2. A solução de KMnO₄ foi previamente preparada pela dissolução de 3,95 g do KMnO₄ em um balão volumétrico de 250 mL que foi completado com água.



b) Mostre, com cálculos, qual é o reagente limitante na equação 2, levando em consideração que o H₂SO₄ está em excesso.

c) Calcule as quantidades, em mol, de KMnO₄ e de FeSO₄, após o término da reação. Considere que a reação é completa.

Dados:

$$MM_{(\text{FeSO}_4)} = 151,9 \text{ g mol}^{-1}$$

$$MM_{(\text{KMnO}_4)} = 158,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$MM_{(\text{Fe})} = 55,85 \text{ g mol}^{-1}$$

$$MM_{(\text{FeS})} = 87,91 \text{ g mol}^{-1}$$

3ª Questão

Uma mistura de gás combustível é produzida pela passagem do ar através de um leito de carvão quente. A composição percentual, em volume, da mistura, a 25 °C e 760 mmHg, foi de 8,00% CO₂, 23,2% CO, 17,7% H₂, 1,10% CH₄, e 50,0% N₂.

- a) Calcule a fração molar de cada componente da mistura.
- b) Calcule a pressão parcial do CO₂, em mmHg, nesta mistura.
- c) Calcule a massa de um mol da mistura.
- d) Calcule a densidade da mistura, em g L⁻¹.
- e) Como se expressa a Lei de Dalton para essa mistura gasosa?

Resolução:

a)

$$\chi_{\text{CO}_2} = \frac{8,00}{100} = 0,0800$$

$$\chi_{\text{CO}} = \frac{23,2}{100} = 0,232$$

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{17,7}{100} = 0,177$$

$$\chi_{\text{CH}_4} = \frac{1,10}{100} = 0,0110$$

$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{50,0}{100} = 0,500$$

b) $P_{\text{CO}_2} = \chi_{\text{CO}_2} \cdot P_T$

$$P_{\text{CO}_2} = 0,0800 \cdot 760 = 60,8 \text{ mmHg}$$

c) Em um mol da mistura gasosa ($n_{\text{total}} = 1,0$), os números de mol dos gases individuais são: 0,0800 mol CO_2 ; 0,232 mol CO ; 0,177 mol H_2 ; 0,0110 mol CH_4 ; 0,500 mol N_2 .

$$\begin{aligned} \text{Massa: } & \left(0,0800 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44,0}{1 \text{ mol CO}_2} \right) + \left(0,232 \text{ mol CO} \times \frac{28,0}{1 \text{ mol CO}} \right) \\ & + \left(0,177 \text{ mol H}_2 \times \frac{2,02}{1 \text{ mol H}_2} \right) + \left(0,0110 \text{ mol CH}_4 \times \frac{16,05}{1 \text{ mol CH}_4} \right) \\ & + \left(0,500 \text{ mol N}_2 \times \frac{28,0}{1 \text{ mol N}_2} \right) = 24,6 \text{ g mol}^{-1} \text{ da mistura gasosa} \end{aligned}$$

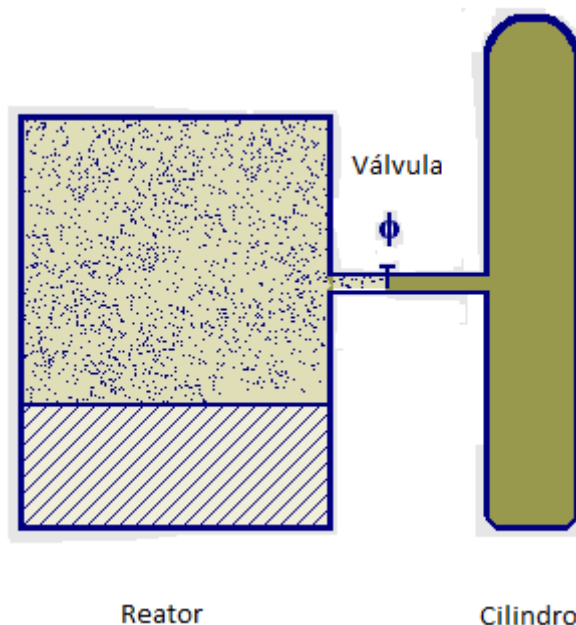
d) $d = \frac{M}{V} = \frac{MM \cdot P}{RT} = \frac{24,6 \times 1}{0,082 \times 298} = 1,01 \text{ g L}^{-1}$

e) Dalton descobriu que “a pressão de uma mistura de gases é igual à soma das pressões que cada gás teria se ocupasse sozinho o volume da mistura” Sendo P_t a pressão total e $P_{\text{CO}_2}, P_{\text{CO}}, P_{\text{H}_2}, P_{\text{CH}_4}$ e P_{N_2} as frações parciais dos gases na mistura, a

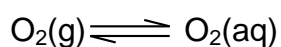
Lei de Dalton se escreve: $P_t = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{CH}_4} + P_{\text{N}_2}$

4ª Questão

Um cilindro de 1,50 L contendo gás oxigênio, O_2 , está conectado a um reator de 5,00 L que contém 2,00 L de água líquida em equilíbrio com seu vapor, a 20 °C, sendo este o único componente na atmosfera do reator inicialmente. Ao abrir a válvula (ϕ), o O_2 alcançará o reator, estabelecendo uma nova situação de equilíbrio.



- Calcule a pressão no reator, em atm, antes da abertura da válvula.
- Calcule a pressão de O_2 no sistema (reator + cilindro), em atm, após a abertura completa da válvula ϕ , quando um novo equilíbrio ocorrer, sabendo que a pressão inicial do O_2 era 10,0 atm. Desconsidere, neste caso, a solubilização do O_2 na água.
- Se inicialmente houvesse 1,00 mol de O_2 no cilindro, qual seria a quantidade desse gás, em mol, dissolvido nos 2,00 L de água, quando o equilíbrio abaixo for estabelecido, após a abertura da válvula. Considere que o volume da água se manteve constante.



Dados à 20 °C:

Pressão de vapor da água = 17,54 mmHg

$k_H(O_2)$ a 20°C = $1,30 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$

Resolução:

a) Como só temos vapor d'água na fase gasosa,

$$\begin{array}{rcl} a) P_{\text{vapor}} \text{ da água} = P^0 = 17,54 \text{ mmHg} & - & y \\ & & 760 & - & 1,00 \text{ atm} \end{array}$$

$$y = 0,0231 \text{ atm}$$

b) No início a $P_{\text{O}_2} = 10,0 \text{ atm}$, logo podemos calcular o número de mols de oxigênio: $n = PV/RT = (10,0 \times 1,50)/(0,0821 \times 293) = 0,624 \text{ mol de O}_2$

Após a abertura da válvula o gás escapará se distribuindo uniformemente na fase gasosa (4,50L). Assim $P = nRT/V = 0,624 \times 0,0821 \times 293 / 4,50 = 3,34 \text{ atm}$

$$P_{\text{O}_2} = 3,34 \text{ atm}$$

c) Temos inicialmente 1,00 mol de O_2 . Após o equilíbrio ser alcançado, parte do O_2 ficará dissolvido no líquido e parte ficará na fase gasosa:

$$P_{\text{O}_2 \text{ no início}} = nRT/V = 1,00 \times 0,0821 \times 293 / 4,50 = 5,35 \text{ atm}$$

A solubilidade do O_2 pode ser calculada da seguinte forma

$$s = K_H \times P = 1,30 \times 10^{-3} \times 5,35 = 6,96 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$1\text{L} \quad - \quad 6,96 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2\text{L} \quad \rightarrow \quad 1,39 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Logo temos **$1,39 \times 10^{-2} \text{ mol}$** de O_2 dissolvido na água contida no cilindro