



## P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 18/09/06

<b>Nome:</b>	
<b>Nº de Matrícula: GABARITO</b>	<b>Turma:</b>
<b>Assinatura:</b>	

Questão	Valor	Grau	Revisão
1 <sup>a</sup>	2,5		
2 <sup>a</sup>	2,5		
3 <sup>a</sup>	2,5		
4 <sup>a</sup>	2,5		
<b>Total</b>	<b>10,0</b>		

Dados

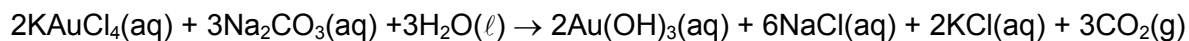
$$R = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

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

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

## 1ª Questão

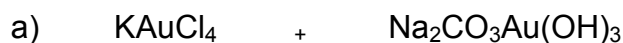
O hidróxido de ouro (III),  $\text{Au}(\text{OH})_3$ , é usado para cobrir a superfície de metais com uma camada de ouro. A reação que representa a obtenção de  $\text{Au}(\text{OH})_3$  é:



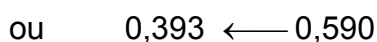
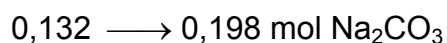
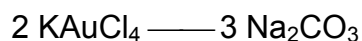
Supondo que foram utilizados 50,00 g de  $\text{KAuCl}_4$  e 62,50 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , responda as questões que se seguem, considerando que  $\text{H}_2\text{O}$  é um dos reagentes que está em excesso.

- Qual é o reagente limitante na reação? Mostre com cálculos.
- Qual é a quantidade (em mol) consumida na reação, do reagente que está em excesso? Considere que este item não se refere ao reagente  $\text{H}_2\text{O}$ .
- Qual é a quantidade máxima (em massa) de  $\text{Au}(\text{OH})_3$  que pode ser obtida na reação?
- Calcule o rendimento da reação considerando que foram obtidos 28,0 g de  $\text{Au}(\text{OH})_3$ .

### Resolução:



A proporção estequiométrica é:



Precisamos de 0,198 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  para reagir com todo  $\text{KAuCl}_4$

ou      0,393 mol de  $\text{KAuCl}_4$  para reagir com todo  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

Só temos 0,132 mol de  $\text{KAuCl}_4$

O reagente limitante é o  $\text{KAuCl}_4$  que está presente em quantidade (mol) menor que a estequiométrica para reagir com todo o  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  disponível

b) Será consumido 0,198 mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  conforme cálculos acima.

c) 0,132 mol  $\text{KAuCl}_4$  pode gerar x mol de  $\text{Au(OH)}_3$

Se 2 mol  $\text{KAuCl}_4$  geram 2 mol de  $\text{Au(OH)}_3$

0,132 mol de  $\text{Au(OH)}_3 \Rightarrow 0,132 \times 248 = 32,74 \text{ g}$

MM = 248

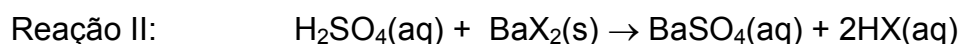
d)  $\frac{28,00}{32,74} \times 100 = 85,52\%$

## 2ª Questão

Uma substância de fórmula geral HX reage com excesso de  $\text{Ba(OH)}_2$  segundo a reação I abaixo:

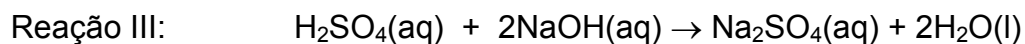


Uma massa de 16,9 g do produto  $\text{BaX}_2$  é colocada em um frasco onde são adicionados 17,9 mL de solução aquosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (reação II).



A solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  utilizada na reação II foi preparada pela mistura de 50,0 mL de ácido sulfúrico comercial ( $d = 1,80 \text{ g mL}^{-1}$ , 70,0 % de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e 30,0% de  $\text{H}_2\text{O}$  ambos em massa) com 200 mL de água, formando um volume final de 250 mL.

O excesso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na reação II reage com exatamente 31,0 mL de solução aquosa de  $\text{NaOH } 0,100 \text{ mol L}^{-1}$ , conforme a reação III:



- Calcule a fração molar de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  no ácido sulfúrico comercial.
- Calcule a concentração molar ( $\text{mol L}^{-1}$ ) da solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  utilizada na reação II.
- Calcule a massa molar de HX.

### Resolução:

a) Considerando 1000 mL de solução de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  comercial, a massa obtida é:

$$m_{\text{solute}} = V_{\text{solução}} \times d = 1000 \text{ mL} \cdot 1,8 \text{ g mL}^{-1} = 1800 \text{ g}$$

desses 1800g, 70% é ácido sulfúrico (1260g) e 30% é água (540g)

logo:

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{1260 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}{\frac{1260 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} + \frac{540 \text{ g}}{18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}} = 0,299$$

b) Para 1000 mL de solução tem-se 1260g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , logo a molaridade de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  na solução comercial é:

$$M = \frac{m}{\text{MM} \cdot V} = \frac{1260 \text{ g}}{98 \text{ g mol}^{-1} \cdot 1 \text{ L}} = 12,9 \text{ mol L}^{-1}$$

Diluindo 50 mL dessa solução com água para formar 250 mL de volume final de solução, temos que a molaridade da solução resultante é:

$$M = \frac{12,9 \text{ mol L}^{-1} \times 50 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} = 2,58 \text{ mol L}^{-1}$$

c) Para se obter a massa molar do HX, precisa-se saber a massa molar do  $\text{BaX}_2$ . Assim precisa-se saber a quantidade de  $\text{BaX}_2$ , em mol, que equivale os 16,9 g da substância.

Como a reação entre  $\text{BaX}_2$  e  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é 1 para 1 tem-se que:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{reagido})} = n_{\text{BaX}_2}$$

mas

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{reagido})} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{adicionado})} - n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{excesso})}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{adicionado})} = M \cdot V = 0,179 \text{ L}^{-1} \times 2,58 \text{ mol L}^{-1} = 0,046 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{excesso})} = \frac{1}{2} \text{NaO}_4 = \frac{1}{2} (0,100 \times 0,0031) = 1,55 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{reagido})} = 0,0046 - 0,00155 = 0,00446 \text{ mol}$$

$$n_{\text{BaX}_2} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{reagidos})} = 0,00446 \text{ mol}$$

$$\text{MM}_{\text{BaX}_2} = \frac{16,9 \text{ g}}{0,00446 \text{ mol}} = 378,9 \text{ g mol}^{-1}$$

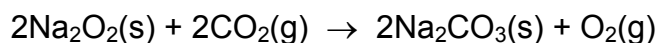
$$\text{MM}_{\text{BaX}_2} - \text{MM}_{\text{Ba}} = \text{MM}_{\text{X}_2} = 378,9 - 137,3 = 241,6$$

$$\text{MM}_{\text{X}} = \frac{\text{MM}_{\text{X}_2}}{2} = 120,8 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Logo, } \text{MM}_{\text{HX}} = 120,8 + 1 = 122 \text{ g mol}^{-1}$$

### 3ª Questão

A reação de peróxido de sódio ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) com dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) para a formação de carbonato de sódio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e oxigênio ( $\text{O}_2$ ) ocorre conforme a equação abaixo:



Esta reação é usada em submarinos e veículos espaciais para eliminar o  $\text{CO}_2$  expirado e para gerar o  $\text{O}_2$  necessário para a respiração. Considerando:

- que a taxa de troca dos gases nos pulmões é de  $4,0 \text{ L min}^{-1}$ ;
- que a quantidade de  $\text{CO}_2$  no ar expirado é de 3,8% em volume;
- que tanto o  $\text{CO}_2$  quanto o  $\text{O}_2$  na reação acima são medidos a  $25^\circ\text{C}$  e  $0,967 \text{ atm}$ .

Responda:

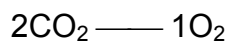
- Qual é o volume (em mL) de  $\text{O}_2$  produzido por minuto, considerando que a fonte do  $\text{CO}_2$  é o ar expirado?
- Qual é a taxa de consumo de  $\text{Na}_2\text{O}_2$  (em  $\text{g h}^{-1}$ ), assumindo que a reação acima é instantânea e tem um rendimento de 100%?
- Calcule a massa de  $\text{Na}_2\text{O}_2$  necessária para reagir com 50 L de  $\text{CO}_2$ .

Obs. Considere que os gases se comportam idealmente.

### Resolução:

25°C e 0,967 atm → volume molar = 25,3 L

$$\begin{aligned} \text{a) } 4,0 \text{ min}^{-1} &\rightarrow \text{CO}_2 = 0,152 \text{ L min}^{-1} \text{ ou } 152 \text{ mL min}^{-1} \\ &= 6 \times 10^{-3} \text{ mol min}^{-1} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} 6,0 \times 10^{-3} \text{ mol min}^{-1} &\rightarrow \text{O}_2 = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol min}^{-1} \\ &\approx 76 \text{ mL min}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{array}{l} \text{b) CO}_2 \quad 6 \times 10^{-3} \text{ mol min}^{-1} \quad = 360 \times 10^{-3} \text{ mol h}^{-1} \\ \quad \quad \quad \downarrow \\ \text{N}_2\text{O}_2 \quad 0,360 \text{ mol h}^{-1} \quad = 28,1 \text{ g h}^{-1} \end{array}$$

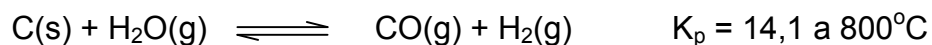
c) 25°C e 0,967 atm → volume molar = 25,3 L

$$50,0 \text{ L} / 25,3 = 1,98 \text{ mol} = \text{mols N}_2\text{O}_2$$

$$m_{\text{Na}_2\text{O}_2} = 154 \text{ g}$$

#### 4ª Questão

Em temperaturas próximas de 800°C o vapor d'água reage com o coque (uma forma de carbono obtida a partir do carvão) para formar os gases CO e H<sub>2</sub>, conforme a equação abaixo:



A mistura de gases resultante é um importante combustível industrial chamado *gás d'água*.

- Quais as pressões parciais de H<sub>2</sub>O, CO e H<sub>2</sub> na mistura em equilíbrio, a 800°C, quando a pressão inicial de H<sub>2</sub>O for 8,81 atm?
- Qual é a pressão total no recipiente quando a mistura está em equilíbrio?
- O que ocorre com o valor de K<sub>p</sub> quando a quantidade de C(s) é aumentada? Explique. (Considere que não houve alteração significativa do volume da mistura de gases).
- Calcule o valor de K<sub>c</sub> para a reação.

Obs. Considere que os gases se comportam idealmente.



### Resolução:

a)

	C(s)	+	H <sub>2</sub> O(g)	$\rightleftharpoons$	CO(g)	+	H <sub>2</sub> (g)
Início (atm)			8,81		0		0
Reagem (atm)			-x		x		x
Equilíbrio (atm)			8,81-x		x		x

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \cdot P_{\text{H}_2}}{P_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$14,1 = \frac{x \cdot x}{8,81 - x}$$

$$x^2 + 14,1x - 124 = 0$$

$$\Delta = 695$$

$$x = \frac{-14,1 \pm 26,4}{2}$$

$$x_1 = 6,13$$

$$x_2 = -20,3$$

$$P_{\text{CO}} = P_{\text{H}_2} = 6,13 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 2,68 \text{ atm}$$

b)  $P_{\text{total}} = P_{\text{CO}} + P_{\text{H}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} = 14,9$

c) O valor de  $K_p$  não se altera. As concentrações de quaisquer reagentes e produtos sólidos são omitidos na expressão da constante de equilíbrio.

d)

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

$$\Delta n = 1$$

$$K_c = \frac{K_p}{RT} = \frac{14,1}{88,1} = 0,160$$