



## P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 18/09/04

<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

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

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

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

$$c (\text{água}) = 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$$

### 1ª Questão

Na revelação de chapas fotográficas a base de sais de prata, como por exemplo, o brometo de prata (AgBr), este é removido com uma solução aquosa de tiosulfato de sódio, segundo a reação abaixo:



Considere uma chapa fotográfica que contém 940 mg de AgBr e responda as questões abaixo:

- Qual é a percentagem de AgBr que reage a 250 ml de uma solução com 0,50% em massa de tiosulfato de sódio e densidade 1,01 g mL<sup>-1</sup>?
- Defina reagente limitante e indique qual é o reagente limitante no item (a)
- Qual é a quantidade em mol do reagente que ficou em excesso?

#### Resolução:

a) Número de moles AgBr em 940 mg  $\rightarrow \frac{0,940 \text{ g}}{158 \text{ g/mol}} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ moles}$

Concentração da solução de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

massa de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> em 1,0 L de solução  $\rightarrow m = 1010 \times \frac{0,5}{100} = 5,05 \text{ g.L}^{-1}$

$$\frac{5,05 \text{ g L}^{-1}}{188 \text{ g mol}^{-1}} = 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

nº de moles de em 250 mL:  $0,25 \text{ L} \times 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} = 7,99 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Pela relação estequiométrica:



Logo, reagem  $3,99 \times 10^{-3}$  moles AgBr que corresponde a:

$$\% \text{ AgBr} = \frac{3,99 \times 10^{-3}}{5 \times 10^{-3}} \times 100 \cong 80\%$$

b) Reagente limitante é aquele que numa reação está presente em quantidade inferior à estequiométrica.

No item a o reagente limitante é o Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

c) O reagente em excesso é o AgBr

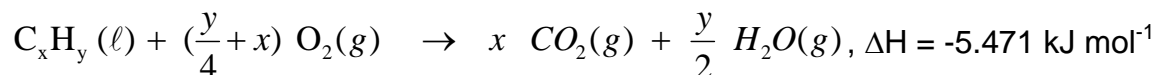
Quantidade inicial:  $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Quantidade que reage:  $3,99 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Quantidade em excesso:  $1,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$

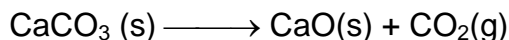
2ª Questão:

A combustão de um hidrocarboneto líquido de fórmula  $C_xH_y$  cuja densidade é  $0,792 \text{ g mL}^{-1}$ , ocorre à  $25 \text{ °C}$  e  $1,0 \text{ atm}$ , segundo a reação abaixo:



a) Determine a fórmula do composto, considerando que:

- O volume de  $CO_2(g)$  liberado na combustão de  $70 \text{ mL}$  do hidrocarboneto é o mesmo produzido na decomposição de  $389,1 \text{ g}$   $CaCO_3(s)$  nas mesmas condições de temperatura e pressão, segundo a reação:



- O volume de oxigênio nas CNTP é de  $136,2 \text{ L}$ .

b) Se os gases liberados na reação acima forem recolhidos em um recipiente fechado com capacidade de  $1,000 \times 10^4 \text{ L}$  a  $25 \text{ °C}$ , qual a pressão total da mistura gasosa?

c) Quais as frações molares e as pressões parciais dos gases na mistura?

d) Calcule a temperatura até a qual um bloco de cobre com  $2,0 \text{ kg}$ , inicialmente a  $25 \text{ °C}$  poderá ser aquecido pelo calor liberado nesta combustão.

Calor específico do cobre =  $0,38 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$

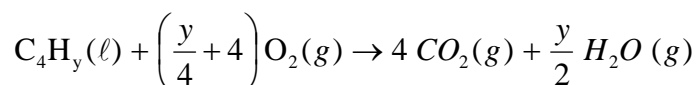
### Resolução:

a)  $70 \text{ mL} \times 0,792 \text{ g/mol} = 55,44 \approx 56 \approx 1 \text{ mol}$

$$m_{\text{CaCO}_3} = \frac{389,1 \text{ g}}{100 \text{ g mol}^{-1}} = 3,89 \text{ moles de CaCO}_3 \cong 4$$

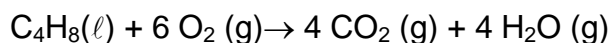


$$4 \text{ moles de CaCO}_3 \cong 4 \text{ moles de CO}_2 \cong x$$



$$m_{\text{O}_2} = 136,2 \text{ L} \times \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 6,08 \text{ moles}$$

$$\frac{y}{4} + 4 = 6,08 \quad y \cong 8$$



b) Número de moles total = n° de moles de CO<sub>2</sub>(g) + n° de moles de H<sub>2</sub>O (g)  
= 8 moles

$$P_T = \frac{8 \times 0,082 \times 298}{10000 \text{ L}} = 0,0195 \text{ atm}$$

c) Cálculo das frações molares de CO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O

$$\chi_{\text{CO}_2} = \frac{4}{8} = 0,5 \quad P_{\text{CO}_2} = 0,5 \times 0,0195 = 0,00975 \text{ atm}$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{4}{8} = 0,5 \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,00975 \text{ atm}$$

d) 1 mol de C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>(ℓ) libera 5471 kJ

$$5471 \times 10^3 \text{ J} = 2,0 \times 10^3 \text{ g} \times 0,38 \frac{\text{J}}{\text{g} \text{ } ^\circ\text{C}} \times \Delta T$$

$$\Delta T = 7200 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$7200 = t_f - t_i$$

$$t_f \cong 7200 \text{ } ^\circ\text{C}$$

### 3ª Questão

Mistura-se benzeno e tolueno a 60 °C e forma-se uma solução que pode ser considerada ideal. Nesta temperatura, as pressões de vapor destes líquidos puros são respectivamente, 385 mm Hg e 139 mm Hg.

- a) Qual dos dois líquidos é mais volátil? Justifique sua resposta.
- b) Calcule a pressão de vapor da mistura quando a fração molar do benzeno é de 0,40?
- c) Determine a composição do vapor acima da solução (anulado).
- d) O gráfico abaixo representa a variação das pressões de vapor do benzeno e do tolueno a uma temperatura arbitrária,  $t_1$ . Represente no gráfico, o que ocorre às retas de pressão de vapor de cada líquido e da mistura quando a temperatura é  $t_2$ , sendo que  $t_2 > t_1$ .

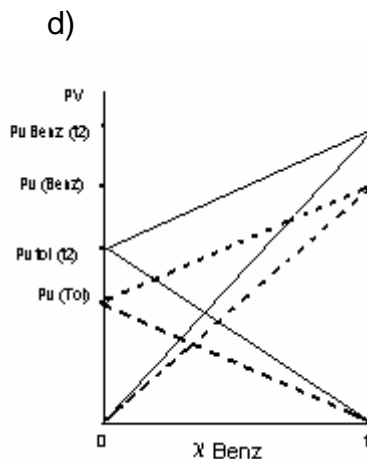
#### Resolução:

a) O benzeno, porque sua pressão de vapor é maior.

b)  $P_t = 0,4 \times 385 + 0,6 \times 139 = 237,2 \text{ mm Hg}$

c)  $\chi_{\text{Benz}}(\text{vapor}) = \frac{0,4 \times 385}{237,2} = 0,65 \rightarrow 65\%$

$\chi_{\text{Tol}}(\text{vapor}) = \frac{0,6 \times 139}{237,2} = 0,35 \rightarrow 35\%$



#### 4ª Questão

A entalpia de hidratação do sulfato de cobre (II) é definida como o calor envolvido quando um mol do sólido anidro,  $\text{CuSO}_4(\text{s})$  é convertido em um mol de sólido hidratado,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ .

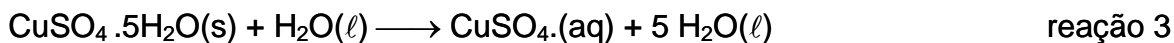


Esta entalpia de hidratação pode ser medida indiretamente através de alguns experimentos em laboratório. Na primeira parte do experimento, mistura-se 4,00 g do sólido anidro com 50,0 g de água num recipiente de capacidade calorífica desprezível e observa-se que a temperatura da água aumenta conforme o gráfico da Figura 1. Na segunda parte do experimento mistura-se a mesma quantidade do sólido hidratado com a mesma quantidade de água em um outro recipiente cuja capacidade calorífica também é desprezível e observa-se que a temperatura diminuiu conforme o gráfico da Figura 2.

a) Calcule a variação de entalpia, em  $\text{kJ mol}^{-1}$ , na primeira parte do experimento.



b) Calcule a variação de entalpia, em  $\text{kJ mol}^{-1}$ , na segunda parte do experimento.



c) Calcule a entalpia de hidratação do sulfato de cobre (II) anidro, conforme a reação 1, em  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

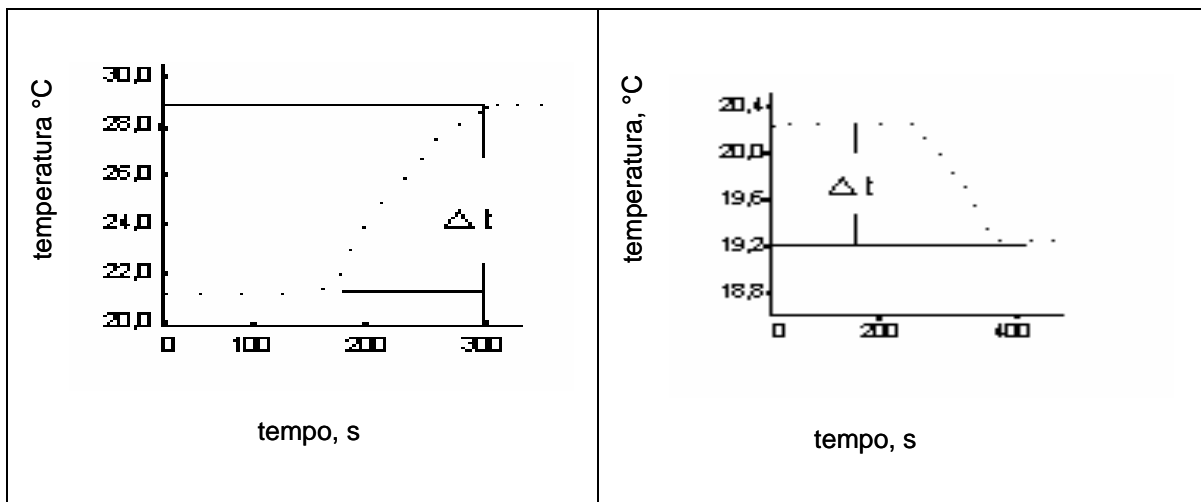


Figura 1

Figura 2

**Resolução:**

a)  $Q = m \cdot C \cdot \Delta T$

$MM_{\text{CuSO}_4} = 159,6 \text{ g mol}^{-1}$

$m = 54 \text{ g}$

$c = 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

$\Delta T = (29-21) \text{ } ^\circ\text{C}$

$Q = 1806 \text{ J}$

$\Delta H_1 = -1806 \text{ J}$

$n^\circ \text{ de moles de CuSO}_4 = 2,5 \times 10^{-2}$

0,025 moles — 1806 J

1 mol — x

$\Delta H_1 = -72,24 \text{ kJ mol}^{-1}$

b)  $Q = m \cdot C \cdot \Delta T$

$MM (\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g mol}^{-1}$

$m = 54 \text{ g}$

$c = 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

$\Delta T = (19,2-20,2) \text{ } ^\circ\text{C}$

$Q = 226 \text{ J (absorvido)}$

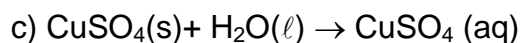
$\Delta H_2 = 226 \text{ J}$

$n^\circ \text{ de moles de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 1,6 \times 10^{-2}$

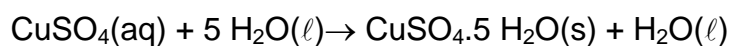
0,016 — 226 kJ

1 mol — x

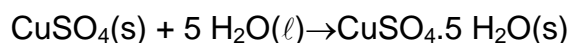
$\Delta H_2 = 14,13 \text{ kJ mol}^{-1}$



$\Delta H_1 = -72,24 \text{ kJ mol}^{-1}$



$(-)\Delta H_2 = -14,13 \text{ kJ mol}^{-1}$



$\Delta H_H = (-72,24) + (-14,13)$

$\Delta H_H = -86,37 \text{ kJ mol}^{-1}$