



## P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 19/09/09

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

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

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

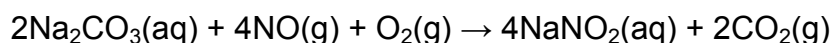
$$1 \text{ atm} = 760,0 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

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

### 1ª Questão

O nitrito de sódio,  $\text{NaNO}_2$ , é usado na fabricação de corantes e também como conservante em carnes processadas para evitar o botulismo. Ele pode ser preparado borbulhando os gases monóxido de nitrogênio,  $\text{NO}$ , e oxigênio,  $\text{O}_2$ , em uma solução aquosa de carbonato de sódio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Após observar a reação abaixo responda as seguintes questões:



- Calcule a massa, em gramas, de  $\text{NaNO}_2$  que resulta ao reagirmos 748 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  com um excesso de  $\text{NO}$  e  $\text{O}_2$ . Considere 100% de rendimento.
- Em outra condição utilizou-se 225 mL de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  1,50 mol  $\text{L}^{-1}$  e 22,1 g de  $\text{NO}$ . Considerando que o  $\text{O}_2$  está em excesso, determine o reagente limitante, mostrando com cálculos.
- Calcule a quantidade de  $\text{NaNO}_2$ , em massa, nas condições do item b, sabendo que o rendimento percentual da reação é de 95%.

### Resolução:

a)

$$748 \text{ g de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_2}}{105,99 \text{ g de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \times \frac{4 \text{ mols de } \cancel{\text{NaNO}_2}}{2 \text{ mols de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \times$$

$$\times \frac{68,99 \text{ g de } \cancel{\text{NaNO}_2}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NaNO}_2}} = 973,76 \approx 974 \text{ g de } \text{NaNO}_2$$

b) Será o  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

$$0,225 \text{ L de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{1,50 \text{ mol de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_2}}{1 \text{ L de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \times \frac{4 \text{ mols de } \cancel{\text{NaNO}_2}}{2 \text{ mols de } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3}} \times$$

$$\times \frac{68,99 \text{ g de } \cancel{\text{NaNO}_2}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NaNO}_2}} = 46,6 \text{ g de } \text{NaNO}_2$$

b) Será o  $\text{NO}$ ?

$$22,1 \text{ g de } \cancel{\text{NO}} \times \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NO}}}{30 \text{ g de } \cancel{\text{NO}}} \times \frac{4 \text{ mols de } \cancel{\text{NaNO}_2}}{4 \text{ mols de } \cancel{\text{NO}}} \times$$

$$\times \frac{68,99 \text{ g de } \cancel{\text{NaNO}_2}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{NaNO}_2}} = 50,8 \text{ g de } \text{NaNO}_2$$

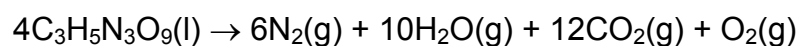
O  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  é o limitante.

$$\text{c) Rendimento percentual} = \frac{\text{Rendimento Real}}{\text{Rendimento teórico}} \times 100$$

$$95 = \frac{X}{46,6} \times 100 \quad \therefore \quad X = 44,3 \text{ g}$$

## 2ª Questão

A nitroglicerina,  $C_3H_5N_3O_9$ , é um líquido sensível ao choque, capaz de detonar liberando uma mistura de gases segundo a reação:



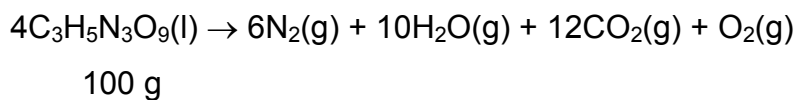
Sabendo que 100 g de nitroglicerina reagem completamente a 1,00 atm e 100 °C, calcule:

- o volume da mistura gasosa.
- a fração molar do  $CO_2$  na mistura gasosa.
- a densidade da mistura de gases resultante.

Considere o comportamento ideal para todos os gases.

### Resolução:

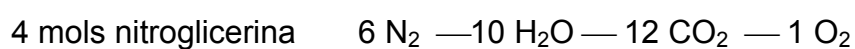
a)  $V=?$                                    $P= 1 \text{ atm}$                                    $T = 100 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 373$



$$\text{MM} (3 \times 12) + 5 + (3 \times 14) + (9 \times 16) = 227$$

$$\frac{100 \text{ g}}{227} = 0,441 \text{ mol}$$

Pela proporção estequiométrica:



$$n = 0,441 \quad \longrightarrow \quad 0,662 \quad \text{---} \quad 1,10 \quad \text{---} \quad 1,32 \quad \text{---} \quad 0,11$$

$$n_{\text{total}} \text{ na mistura final} = 0,662 + 1,10 + 1,32 + 0,11 = 3,19$$

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{3,19 \times 0,082 \times 373}{1} = \boxed{97,6 \text{ L}}$$

$$\text{b) } x_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_t} = \frac{1,32}{3,19} = \boxed{0,41}$$

$$\text{c) } d = \frac{m}{V}$$

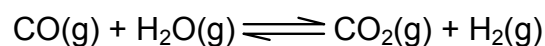
$n$	$\text{N}_2$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2$	$\text{O}_2$	
	0,662	1,10	1,32	0,11	
$\times \text{MM}$	28	18	44	32	
$= m$	$\frac{18,53}{}$	$\frac{19,8}{}$	$\frac{58,8}{}$	$\frac{3,52}{}$	$= 99,9$

g

$$d = \frac{99,9 \text{ g}}{97,6 \text{ L}} = \boxed{1,02 \text{ g L}^{-1}}$$

#### 4ª Questão

Em um estudo de produção de combustíveis sintéticos, foram adicionados 0,100 mol de monóxido de carbono, CO, e 0,100 mol de vapor de água em um container de 20,0 L a 900 °C, formando dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, e gás hidrogênio, H<sub>2</sub>, conforme equação abaixo:



No equilíbrio, a concentração de CO é  $2,24 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ . Calcular:

- K<sub>c</sub> a esta temperatura.
- A pressão total no frasco em equilíbrio.
- A concentração de CO, mol L<sup>-1</sup>, em um novo equilíbrio estabelecido após a adição de 0,200 mol de CO.

### Resolução:

$$\text{CO} = \frac{0,100 \text{ mol}}{20\text{L}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{H}_2\text{O} = \frac{0,100 \text{ mol}}{20\text{L}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

	CO	H <sub>2</sub> O	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>
Início	$5 \times 10^{-3}$	$5 \times 10^{-3}$	0	0
Mudança	-x	-x	+x	+x
Equilíbrio	$2,24 \times 10^{-3}$	$2,24 \times 10^{-3}$	+x	+x

$$\text{a) } K_c = \frac{[\text{CO}_2] [\text{H}_2]}{[\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$5 \times 10^{-3} - x = 2,24 \times 10^{-3}$$

$$X = 2,76 \times 10^{-3}$$

$$K_c \frac{(2,76 \times 10^{-3})^2}{(2,24 \times 10^{-3})^2} = \frac{7,61 \times 10^{-6}}{5,02 \times 10^{-6}} = 1,52$$

$$\text{b) } PV = nRT$$

$$P = \frac{0,01 \times 0,082 \times 1173}{1\text{L}} = 0,9626 \text{ atm}$$

$$[\text{CO}] = \frac{0,2 \text{ mol}}{20\text{L}} = 0,01 \text{ mol L}^{-1} + 2,24 \times 10^{-3}$$

c)

	CO	H <sub>2</sub> O	CO <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>
Início	0,01224	$2,24 \times 10^{-3}$	$2,76 \times 10^{-3}$	$2,76 \times 10^{-3}$
Mudança	-x	-x	+x	+x
Equilíbrio	$0,01224 - x$	$2,24 \times 10^{-3} - x$	$2,76 \times 10^{-3} + x$	$2,76 \times 10^{-3} + x$

$$K_c = \frac{(2,76 \times 10^{-3} + x)^2}{(0,01224 - x)(2,24 \times 10^{-3} - x)}$$

$$1,52 = \frac{7,62 \times 10^{-6} + 5,52 \times 10^{-3} x + x^2}{2,74 \times 10^{-5} - 0,0148x + x^2}$$

$$0,52 x^2 - 0,028x + 3,39 \times 10^{-5} = 0$$

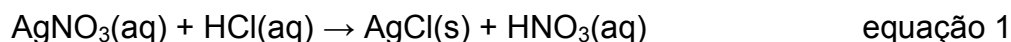
$$x' = \frac{-(-0,028) - 0,0267}{1,04} = 0,00124$$

$$[\text{CO}]_{\text{equilíbrio}} = 0,01224 - 0,00124 = 0,011 \text{ mol L}^{-1}$$

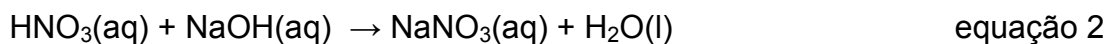


### 3ª Questão

A determinação de prata em solução de nitrato de prata,  $\text{AgNO}_3$ , pode ser feita por reação com ácido clorídrico,  $\text{HCl}$ , de acordo com a equação 1.



- a) Um volume de 100 mL de uma solução de  $\text{AgNO}_3$  com concentração desconhecida precisou exatamente 27,0 mL de uma solução 1,24 mol  $\text{L}^{-1}$  de  $\text{HCl}$  para reagir completamente. Calcule a concentração, em mol  $\text{L}^{-1}$ , de  $\text{AgNO}_3$  na solução inicial.
- b) Calcule o volume, em mL, de  $\text{HCl}$  concentrado ( $d=1,18 \text{ g mL}^{-1}$ ; 37,0% em massa) necessário para reagir com 50,0 mL de outra solução de  $\text{AgNO}_3$  110 g  $\text{L}^{-1}$ .
- c) Um volume de 500 mL de outra solução de  $\text{AgNO}_3$  85,0 g  $\text{L}^{-1}$  foi reagida completamente com quantidade exata de  $\text{HCl}$ . O  $\text{AgCl}$  formado foi retirado por filtração e restaram 800 mL de uma solução aquosa de  $\text{HNO}_3$ . Calcule o volume de solução 1,49 mol  $\text{L}^{-1}$  de  $\text{NaOH}$  necessário para reagir completamente com 800 mL da solução resultante, conforme equação 2.



**Resolução:**

a) HCl 1,24 mol L<sup>-1</sup>: 1,24 mol em 1000 mL

x mol em 27,0 mL

x = 0,0335 mol HCl

que é igual ao n de AgNO<sub>3</sub> nos 100 mL da solução de concentração desconhecida.

0,0335 mol em 100 mL

x mol em 1000 mL

x = **[AgNO<sub>3</sub>] = 0,335 mol L<sup>-1</sup>**

b) Para reagir com 50,0 mL de solução de AgNO<sub>3</sub> 110 g L<sup>-1</sup>:

1 mol AgNO<sub>3</sub> = 170 g

x mol = 110 g

x = 0,647 mol

0,647 mol em 1000 mL

x mol em 50 mL

x = 0,0324 mol

que é tbem o n de HCl para reagir com o AgNO<sub>3</sub>.

Solução de HCl: 100 mL tem 118 g = 100%

x g = 37% x = 43,7 g HCl em 100 mL de solução.

1 mol HCl = 36,5 g

x mol HCl = 43,7 g

x = 1,196 mol

1,196 mol em 100 mL

0,324 mol em x mL

x = **volume de sol. HCl = 2,71 mL**

c) AgNO<sub>3</sub>: 1 mol = 170 g

x mol = 85 g

x = 0,5 mol AgNO<sub>3</sub>

0,5 mol em 1000 mL

x mol em 500 mL

x = 0,25 mol

0,25 mol de AgNO<sub>3</sub> reagiram com 0,25 mol de solução de HCl, formando 0,25 mol de HNO<sub>3</sub> em 800 mL da solução.

São necessários 0,25 mol de NaOH para reagir com todo HNO<sub>3</sub>:

1000 mL = 1,49 mol

x mL = 0,25 mol

x = **volume de sol. NaOH = 168 mL**