



## P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 08/04/03

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

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

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

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

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

### 1ª Questão

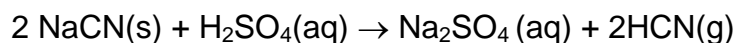
O ácido cianídrico, HCN(g), é um gás venenoso. A dose letal por inalação é de aproximadamente, 300 mg de HCN(g) por quilograma de ar.

(a) Calcule a quantidade de HCN(g) que proporcionaria a dose letal num pequeno laboratório cuja dimensões são de 3,66 x 4,57 x 2,44 m.

dado: densidade do ar =  $1,18 \times 10^3 \text{ gm}^{-3}$

(b) Suponha, que no mesmo laboratório, seja produzido HCN(g) pela reação entre cianeto de sódio, NaCN(s), e 100 mL de uma solução aquosa de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(aq.), 2,50 mol L<sup>-1</sup>

Qual a massa de NaCN(s) que produziria a concentração letal de HCN(g).



(c) Há formação de HCN(g) na combustão de fibras sintéticas contendo Acrilon. A fórmula empírica do Acrilon<sup>®</sup> é CH<sub>2</sub>CHCN. Um tapete com dimensões de 3,66 x 4,57 m contendo 8,50 g de Acrilon<sup>®</sup> por 0,836 m<sup>2</sup> queima totalmente no laboratório. Determine, se a quantidade de HCN(g) liberada na queima, alcança a concentração letal, sabendo que a proporção entre o HCN presente na fibra e o liberado na queima é de 1: 1.

Explique com cálculos.

### Resolução:

Volume do laboratório:  $40,81 \text{ m}^3$

Massa de ar no lab:  $4,816 \times 10^4 \text{ g} = 48,16 \text{ Kg}$

a) massa letal HCN =  $48,16 \text{ Kg ar} \times \frac{0,3 \text{ gHCN}}{1,00 \text{ Kg}}$  **valor: (0,4)**  
 $= 14,5 \text{ g HCN}$

b) nº moles  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,25 \text{ mol}$

$$\text{n}^\circ \text{ moles HCN} = \frac{14,5 \text{ g}}{27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,537 \text{ mol}$$

Relação estequiométrica:



A quantidade de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq.) não produzirá HCN(g) suficiente para que seja alcançada a concentração letal.

$$\begin{aligned} m(\text{NaCN}) &= 0,537 \text{ mol} \times 49 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= 26,31 \text{ g NaCN} \end{aligned}$$

produziriam a dose letal, se o  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq.) não fosse o reagente limitante. **valor: (0,4)**

c) área do tapete =  $16,73 \text{ m}^2$

$$\begin{aligned} \text{massa de Acrilon} &= 8,5 \text{ g} \times 16,73 \text{ m}^2 \times \frac{1}{0,836 \text{ m}^2} \quad \text{valor: (0,4)} \\ &= 170,1 \text{ g} \end{aligned}$$

1 mol Acrilon: 1 mol HCN

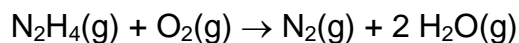
$$170,1 \text{ g} \times 27 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times \frac{1}{53} \text{ mol} \cdot \text{g}^{-1} = 86,65 \text{ g HCN}$$

Sim, a massa de HCN (g) liberada na queima, será superior à concentração letal

**valor: (0,4)**

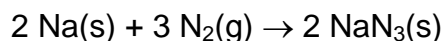
## 2ª Questão

Hidrazina gasosa,  $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g})$ , reage com o oxigênio conforme a equação abaixo:



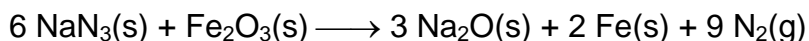
a) Qual a pressão que, uma quantidade de oxigênio equivalente à necessária para a combustão completa de 1,00 kg de hidrazina, exerceria num tanque de 450 L a 23 °C?

Azida de sódio,  $\text{NaN}_3$ , um composto explosivo usado nas bolsas de ar ("air bag") dos automóveis, pode ser obtido conforme a equação:



b) Qual a massa de azida de sódio que pode ser produzida a partir do nitrogênio obtido pela combustão de hidrazina no item a ?

A reação que ocorre no "air bag" no momento da colisão é produzida por uma centelha, conforme a equação:



c) Quantos "air bags" com volume de 25 litros poderiam ser obtidos com a azida de sódio obtida no item b, considerando-se que a pressão do  $\text{N}_2$  no interior do "air bag" é de 1,30 atm a 25 °C?

**Resolução:**

a) MM hidrazina = 32

**valor: (0,6)**

nº moles de O<sub>2</sub> para combustão de 1,00 Kg

$$\frac{1000 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}} = 31,3 \text{ mol}$$

a) P . 450 L = 31,3 mol x 0,082 atm . L . mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup> x 296 K = 1,69 atm

b) 31,3 moles N<sub>2</sub> ≅ 20,87 moles NaN<sub>3</sub>

**valor: (0,6)**

$$m_{NaN_3} = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \times 20,87 \text{ mol} = 1,36 \times 10^3 \text{ g}$$

c) nº moles N<sub>2</sub> .

**valor: (0,8)**

$$n = \frac{P \cdot V}{RT} =$$

$$= 1,3 \text{ atm} \times 25 \text{ L} \times \frac{1}{0,082} \text{ mol} \cdot \text{K} \cdot \text{atm}^{-1} \cdot \text{L}^{-1} \times \frac{1}{298} \text{ K}^{-1} =$$

= 1,33 moles N<sub>2</sub> por "air bag"

$$20,87 \text{ moles NaN}_3: \frac{20,87 \times 9}{6} \text{ moles N}_2$$

nº moles N<sub>2</sub> = 31,31

$$\text{Logo: } \frac{31,31}{1,33} = 23 \text{ "air Bags"}$$

### 3ª Questão

Sabe-se que a pressão de vapor de um líquido puro é uma característica físico-química de cada substância e depende da temperatura . A presença de impurezas afeta a pressão de vapor. Quando dois líquidos são misturados e formam uma solução ideal, a pressão de vapor de cada um dos líquidos na mistura é proporcional à sua fração molar na mistura.

a) O que ocorre, à pressão de vapor de um líquido quando à ele é adicionado uma substância solúvel e não volátil? Explique.

b) Dois líquidos A e B são aquecidos até a ebulição. As pressões de vapor dos líquidos puros são  $P^{\circ}_A$  e  $P^{\circ}_B$ , sendo  $P^{\circ}_A > P^{\circ}_B$ . Qual dos dois líquidos entra em ebulição primeiro na mesma pressão atmosférica? Explique.

Uma solução ideal é composta por 10,0 g de hexano ( $C_6H_{14}$ ) e 10,0 g de ciclohexano ( $C_6H_{12}$ ). A pressão de vapor do hexano puro é de 151 Torr e a do ciclohexano puro, 98 Torr a 25 °C.

c) Calcule a pressão de vapor da mistura.

d) Calcule a composição percentual do vapor acima da mistura líquida.

### Resolução:

a) Sua pressão de vapor abaixa, obedecendo à lei de Raoult que diz: a pressão de vapor da solução é igual ao produto da pressão de vapor do líquido puro pela sua fração molar na solução.  $P_v(\text{solução}) = P_v^0 \cdot \chi$

onde:  $P_v(\text{solução})$  é a pressão de vapor da solução.

$P_v^0$  é a pressão de vapor do solvente puro.

$\chi$  é a fração molar do solvente na solução.

**valor: (0,5)**

b) Entra em ebulição primeiro o líquido que tem a maior pressão de vapor, isto é, o mais volátil.

**valor: 0,5)**

c)  $n^\circ \text{ moles hexano} = \frac{10}{86} = 0,1163$

**valor: (0,5)**

$n^\circ \text{ moles ciclohexano} = \frac{10}{84} = 0,1190$

$n^\circ \text{ moles total: } 0,235$

Na mistura:  $\chi_{\text{hexano}} = 0,49$

$\chi_{\text{ciclohexano}} = 0,51$

$P_T = P_{v(\text{hexano})}^0 \cdot \chi_{\text{hexano}} + P_{v(\text{ciclohexano})}^0 \cdot \chi_{\text{ciclohexano}}$ , onde  $P_T$  = pressão de vapor da mistura

$P_T = 123,6 \text{ torr}$

d) As frações molares dos vapores na mistura são:

$\chi_{\text{hexano no vapor}} = \frac{0,49 \times 151}{123,6} = 0,59$

**valor: (0,5)**

→ ~ 60%

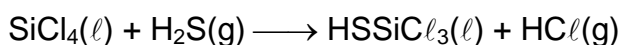
$\chi_{\text{ciclohexano no vapor}} = \frac{0,51 \times 98}{123,6} = 0,396$

→ ~ 40%

Composição percentual do vapor: 60% hexano e 40% em ciclohexano.

#### 4ª Questão

Um volume de 50,00 mL de tetracloreto de silício,  $\text{SiCl}_4(\ell)$ , cuja densidade é de  $1,483 \text{ g mL}^{-1}$ , reage com excesso de gás sulfídrico,  $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ , formando um composto de fórmula  $\text{HSSiCl}_3$  e ácido clorídrico gasoso,  $\text{HCl}(\text{g})$ , conforme a reação:



O ácido clorídrico gasoso formado é dissolvido em água. A solução formada é neutralizada com 8 mL de  $\text{NaOH}(\text{aq.})$ , que tem  $d = 1,16 \text{ g mL}^{-1}$  e 13,8% em massa.

Qual o rendimento percentual da reação?

#### Resolução:

$$50\text{mL} \cong 74,15 \text{ g SiCl}_4(\ell)$$

$$n^\circ \text{ moles SiCl}_4(\ell) = 74,15 \text{ g} \cdot \frac{1}{170} \text{ mol} \cdot \text{g}^{-1} = 0,436 \text{ mol} \quad \text{valor: (0,5)}$$

$$\text{Massa de NaOH} \rightarrow 1160 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,13 \text{ g} = 160,1 \text{ g}$$

$$n^\circ \text{ de moles NaOH em 1 L} = \frac{160,1}{40} = 4,00 \text{ moles} \quad \text{valor: (1,0)}$$

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ moles NaOH que reagem} &= 4,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 8 \times 10^{-3} \text{ L} \\ &= 3,2 \times 10^{-2} \text{ mol.} \end{aligned}$$

$$100 \text{ ————— } 0,436 \qquad 0,032 \text{ mol} \cdot 100 \cdot \frac{1}{0,436 \text{ mol}} = 7,3\%$$

$$X \text{ ————— } 0,032$$

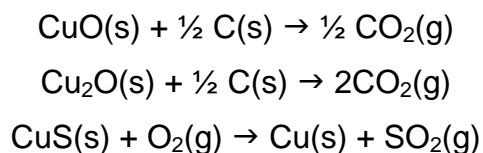
$$\text{Rendimento: } 7,34\%$$

**valor: (0,5)**



### 5ª Questão

Uma tonelada de um minério de cobre, constituído de  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$  e  $\text{CuS}$ , foi utilizado para produção de cobre metálico em escala industrial. As reações envolvidas são:



Os gases  $\text{CO}_2$  e  $\text{SO}_2$ , produzidos são recolhidos a  $35^\circ\text{C}$  em um recipiente de aço de 20.000 L onde a pressão resultante é de 9,67 atm. A mistura gasosa passa por um duto contendo uma substância oxidante que retém o  $\text{SO}_2\text{(g)}$ . O gás restante é recolhido, à mesma temperatura, em um outro recipiente com o mesmo volume cuja pressão medida é de 3,69 atm.

Calcule:

- A composição, em massa, do minério de cobre.
- A massa de cobre que pode ser obtida do minério. considerando que o processo tem eficiência de 100 %.

**Resolução:**

a) nº moles de gás:  $9,67 \text{ atm} \times 20 \times 10^3 \text{ L} = n_T \cdot 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 308 \text{ K}$

$$n_T = 7,66 \times 10^3$$

nº moles de  $\text{CO}_2$ :  $3,69 \times 20 \times 10^3 = n_{\text{CO}_2} \cdot 0,082 \times 308$

$$n_{\text{CO}_2} = 2,92 \times 10^3$$

Logo:  $n_{\text{SO}_2} = 4,74 \times 10^3$

Como  $n_{\text{SO}_2} = 4,74 \times 10^3$ ,  $n_{\text{CuS}} = 4,74 \times 10^3$  e

$$m_{\text{CuS}} = 4,53 \times 10^5 \text{ g} = 45,3 \times 10^2 \text{ Kg}$$

Como  $n_{\text{CO}_2} = 2,92 \times 10^3$ ,  $n_{\text{CuO}} + n_{\text{Cu}_2\text{O}} = 2 \times 2,92 \times 10^3$

$$m_{\text{CuO}} + m_{\text{Cu}_2\text{O}} = 5,47 \times 10^5 \text{ g}$$

$$n_{\text{CuO}} + n_{\text{Cu}_2\text{O}} = 2 \times 2,92 \times 10^3$$

$$m_{\text{Cu}_2\text{O}} = 1,29 \times 10^3 \text{ g} \rightarrow 0,13 \% \text{ Cu}_2\text{O}$$

$$m_{\text{CuO}} = 5,46 \times 10^5 \text{ g} \rightarrow 54,6 \% \text{ CuO}$$

$$m_{\text{CuS}} = 4,53 \times 10^5 \text{ g} \rightarrow 45,3 \% \text{ CuS}$$

**valor: (1,5)**

$$\text{b) } m_{\text{Cu}} = 1,29 \times 10^3 \text{ g} \times \frac{127}{143} + 5,46 \times 10^5 \text{ g} \times \frac{63,5}{79,5} + 4,53 \times 10^5 \text{ g} \times \frac{63,5}{95,5}$$

$$= 7,39 \times 10^5 \text{ g} = 7,39 \times 10^2 \text{ Kg Cu(s)}$$

**valor: (0,5)**