



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 15/09/2012

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

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

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

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

$$V_m = 22,414 \text{ L mol}^{-1}$$

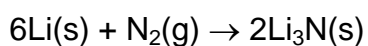
$$PV = nRT$$

$$P_i = \chi_i P$$

$$S = K_H P$$

1ª Questão

O elemento lítio, Li, e o gás nitrogênio, N₂, reagem para produzir nitreto de lítio, Li₃N, conforme representado na equação abaixo:



- a) Calcule o rendimento teórico de Li₃N, em gramas, quando 125 g de Li, com uma pureza de 95,0%, são colocados para reagir com 65,0 g de N₂.
- b) Por que as quantidades de produtos formados em uma reação são determinadas somente pela quantidade de reagente limitante?
- c) Calcule a massa, em gramas, de Li₃N obtida a partir de 5,00 g de cada um dos reagentes, considerando que o rendimento real (experimental) da reação foi de 80,5%.
- d) Por que o rendimento real de uma reação é quase sempre menor do que o rendimento teórico (100%)?

Resolução:

a) $M(\text{Li}) = 6,941 \text{ g mol}^{-1}$
 $M(\text{N}) = 14,0067 \text{ g mol}^{-1}$
 $M(\text{N}_2) = 28,0134 \text{ g mol}^{-1}$
 $M(\text{Li}_3\text{N}) = 34,830 \text{ g mol}^{-1}$

1 mol Li — 6,941 g
x — 125 g
x = 18,0 mol Li — 100%
x — 95,0%
x = 17,1 mol Li

1 mol N_2 — 28,0134 g
x — 65,0 g
x = 2,32 g de N_2

1 mol N_2 — 6 mol de Li
2,32 mol — x
x = 13,9 mol Li

Então: N_2 é o reagente limitante.

1 mol N_2 — 2 mol Li_3N
2,32 mol — x
x = 4,64 mol de Li_3N

1 mol Li_3N — 34,830 g
4,64 mol — x

x = 162 g de Li_3N

b) O reagente limitante regula a quantidade de produto porque é completamente usado durante a reação; nenhum produto pode ser obtido quando um dos reagentes estiver indisponível.

c)

1 mol N_2 — 28,0134 g
x — 5,00 g
x = 0,178 mol de N_2

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol Li} &\text{ — } 6,941 \text{ g} \\
 x &\text{ — } 5,00 \text{ g} \\
 x &= 0,720 \text{ mol de Li}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol N}_2 &\text{ — } 6 \text{ mol Li} \\
 x &\text{ — } 0,720 \text{ mol Li} \\
 x &= 0,120 \text{ mol de N}_2
 \end{aligned}$$

Então: Li é o reagente limitante.

$$\begin{aligned}
 6 \text{ mol Li} &\text{ — } 2 \text{ mol Li}_3\text{N} \\
 0,720 \text{ mol} &\text{ — } x \\
 x &= 0,240 \text{ mol de Li}_3\text{N}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol Li}_3\text{N} &\text{ — } 34,830 \text{ g} \\
 0,240 \text{ mol} &\text{ — } x \\
 x = 8,36 \text{ g} &\text{ — } 100\% \text{ (teórico)} \\
 x &\text{ — } 80,5\% \text{ (real)}
 \end{aligned}$$

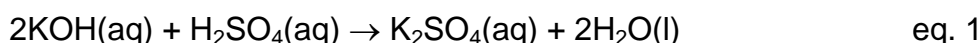
$x = 6,73 \text{ g de Li}_3\text{N}$

d) Nenhuma reação é perfeita, pois, nem todas as moléculas reagentes formam produtos. Reações paralelas podem formar produtos secundários e reduzir a quantidade de produto desejada; ou então também nem sempre é possível isolar completamente o produto desejado da mistura. Outros fatores que afetam o rendimento são condições ambientais (T, P), a pureza dos reagentes, perdas durante as etapas de reação e contaminações.

2ª Questão

Parte A

A potassa comercial é constituída de hidróxido de potássio, KOH, e impurezas inertes. Uma amostra de potassa com massa de 8,3334 g foi dissolvida com água pura em balão volumétrico de 500,0 mL. A um volume de 25,00 mL desta solução foi adicionado 0,5010 g de ácido sulfúrico, H₂SO₄ (eq. 1). O excesso de H₂SO₄ reagiu exatamente com 40,92 mL de hidróxido de sódio, NaOH, 0,1003 mol L⁻¹ (eq. 2).



a) Determine a percentagem em massa (% m/m) de KOH na amostra de potassa.

Parte B

b) Determine o volume de uma solução concentrada de H₂SO₄ 98,0% em massa (densidade igual a 1,80 g mL⁻¹) necessário para preparar 900,0 mL de uma solução de H₂SO₄ 0,200 mol L⁻¹.

c) Em um laboratório, encontrou-se uma solução de H₂SO₄ com densidade 1,16 g mL⁻¹. Neste caso, podemos afirmar que g mL⁻¹, refere-se a uma unidade de concentração? Justifique a sua resposta.

DADOS:

$$M(\text{KOH}) = 56,11 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40,00 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,07 \text{ g mol}^{-1}$$

Resolução:

$$(n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_{\text{T}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{NaOH}} + n_{\text{H}_2\text{SO}_4 - \text{KOH}}$$

$$(n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_{\text{T}} = n_1 + n_2$$

$$98,07\text{g} \text{ — } 1 \text{ mol}$$

$$0,510 \text{ g} \text{ — } (n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_{\text{T}}$$

$$(n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_{\text{T}} = \frac{0,5010 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{98,07 \text{ g}}$$

$$(n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_{\text{T}} = 5,109 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

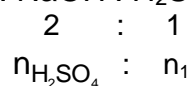
$$1000 \text{ mL} \text{ — } 0,1003 \text{ mol}$$

$$40,92 \text{ mL} \text{ — } n_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{40,92 \text{ mL} \times 0,1003 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 4,104 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Pela reação (2): NaOH : H₂SO₄

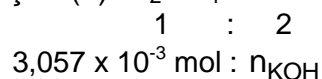


$$n_{\text{NaOH}} = 2 n_1 \rightarrow n_1 = \frac{n_{\text{NaOH}}}{2}$$

$$n_1 = \frac{4,104 \times 10^{-3} \text{ mol}}{2} = 2,052 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_2 = (n_{\text{H}_2\text{SO}_4})_{\text{T}} - n_1 = 5,109 \times 10^{-3} \text{ mol} - 2,052 \times 10^{-3} \text{ mol} = 3,057 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Pela reação (1): H₂SO₄ : KOH



$$n_{\text{KOH}} = 2 \times 3,057 \times 10^{-3} \text{ mol} = 6,114 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 25,00 \text{ mL} \text{ — } 6,114 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ 500,0 \text{ mL} \text{ — } x \end{array}$$

$$x = \frac{500,0 \text{ mL} \times 6,114 \times 10^{-3} \text{ mol}}{25,00 \text{ mL}} = 0,1223 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ — } 56,11 \text{ g} \\ 0,1223 \text{ mol} \text{ — } m_{\text{KOH}} \end{array}$$

$$m_{\text{KOH}} = \frac{0,1223 \text{ mol} \times 56,11 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 6,862 \text{ g}$$

KOH : Amostra

$$6,862 \text{ g} : 8,3334 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} \% : 100\% \qquad \% = \frac{6,862 \text{ g} \times 1100}{8,3334 \text{ g}} \qquad \% = 82,34\% \end{array}$$

b)

$$\begin{array}{l} (\text{H}_2\text{SO}_4)_f \text{ 1000 mL} \text{ — } 0,200 \text{ mol} \\ \text{dil 900 mL} \text{ — } n \end{array} \qquad n = \frac{900,0 \text{ mL} \times 0,200 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 0,180 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ — } 98,07 \text{ g} \\ 0,180 \text{ mol} \text{ — } m \end{array} \qquad m = \frac{0,180 \text{ mol} \times 98,07 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 17,65 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} 98,0 \% \text{ — } 17,7 \text{ g} \\ 100\% \text{ — } m_{\text{solução}} \end{array} \qquad m_{\text{solução}} = \frac{100 \times 17,7 \text{ g}}{98,0} = 18,1 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} 1,80 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mol} \\ 18,1 \text{ g} \text{ — } v \end{array} \qquad v = \frac{18,1 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{1,80 \text{ g}} = 10,1 \text{ mL}$$

C) Não, g mL^{-1} não se refere a unidade de concentração, porque se refere a uma relação entre massa da solução e volume da solução.

3ª Questão

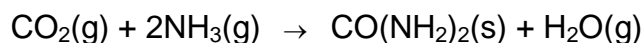
Parte A

Um sistema fechado é constituído pela mistura dos gases hidrogênio, H₂, nitrogênio, N₂, e oxigênio, O₂, a uma temperatura de 27 °C e pressão de 4,0 atm. Considere o comportamento ideal para todos os gases.

- a) Calcule a quantidade de matéria, em mol, de cada um dos gases considerando um volume total igual a 36,5 L e pressões parciais para o H₂ e N₂ de 2,0 e 1,0 atm, respectivamente.
- b) Calcule a fração em mol do gás H₂ na mistura gasosa.
- c) Explique o efeito da compressão e resfriamento simultâneos na pressão total desta mistura gasosa.

Parte B

d) A ureia, CO(NH₂)₂, substância utilizada como fertilizante, é obtida pela reação entre o gás carbônico, CO₂, e a amônia, NH₃, conforme a equação abaixo. Calcule a massa, em gramas, da CO(NH₂)₂ formada pela reação entre 89,6 L de NH₃ e excesso de CO₂, a 0 °C e 1,00 atm. Considere a reação completa e o comportamento ideal para todos os gases.



DADOS:

$$M(\text{NH}_3) = 17,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60,1 \text{ g mol}^{-1}$$

Resolução:

a) $T = 27\text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 300\text{ K}$ $P = 4,0\text{ atm}$
 $V_t = V_{H_2} + V_{N_2} + V_{O_2} = 36,5\text{ L}$
 $P_{H_2} = 2,0\text{ atm}$ $P_{N_2} = 1,0\text{ atm}$
 $P_{O_2}?$ $P_{O_2} = 1,0\text{ atm}$
 $PV = nRT$ $4,0 \times 36,5 = n \cdot 0,0821 \times 300$ $n_{\text{total}} = 6,0\text{ mol}$

Para cada um dos gases:

$n_{N_2} = n_{O_2}$ $1,0 \times 36,5 = n \cdot 0,0821 \times 300$ **$n_{N_2} = n_{O_2} = 1,5\text{ mol}$**
 n_{H_2} $2,0 \times 36,5 = n \cdot 0,0821 \times 300$ **$n_{H_2} = 3,0\text{ mol}$**

b) fração em mol do gás H_2 na mistura gasosa.

$x_A = 3,0 / 6,0 = 0,50$

c) Efeito da compressão e resfriamento simultâneos na pressão desta mistura gasosa:

Considerando a lei dos gases perfeitos combinada:

$$\frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

T_i T_f

onde P_i = pressão inicial, V_i = volume inicial, T_i = temperatura inicial,

P_f = pressão final, V_f = volume final, T_f = temperatura final

Sendo $P_i = 4,0\text{ atm}$, $V_i = 36,5\text{ L}$ e $T_i = 300\text{ K}$, tem-se que:

$$\frac{P_f V_f}{T_f} = \frac{4,0 \times 36,5}{300}$$

T_f 300

$$P_f = 0,49 T_f / V_f$$

A compressão aumenta a pressão, mas o resfriamento abaixa a pressão.

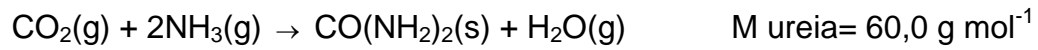
No caso desta mistura gasosa, quando a compressão e resfriamento simultâneos obedecerem a relação T_f / V_f igual a 8,2, a pressão final será igual a 4,0 atm (igual à pressão inicial). Quando a relação T_f / V_f for maior do que 8,2, a pressão final será maior do que 4,0 atm. (maior do que a pressão inicial). E, quando a relação T_f / V_f for menor do que 8,2, a pressão final será menor do que 4,0 atm (menor do que a pressão inicial).

Para $P_f = 4,0$ $T_f / V_f = 4,0 / 0,49 = 8,2$

Para $P_f > 4,0$ $T_f / V_f > 8,2$

Para $P_f < 4,0$ $T_f / V_f < 8,2$

d) massa, em gramas, de ureia:



$$PV = nRT$$

$$1,00 \times 89,6 = n \cdot 0,0821 \times 273 \quad n_{\text{NH}_3} = 4,00$$

Pela proporção estequiométrica $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2$

$$4,00 \rightarrow 2,00 \text{ mol}$$

$$2,00 \times 60,0 \text{ g mol}^{-1} = 120 \text{ g} \quad \mathbf{m = 120 \text{ g}}$$

4ª Questão

Um determinado mergulhador de águas submarinas possui 5,00 L de sangue e durante os seus mergulhos costuma respirar ar com uma composição, em volume, ao nível do mar, 1,000 atm e 298,15 K, de 78,084% de nitrogênio, N₂, 20,9476% de oxigênio, O₂, 0,934% de argônio, Ar, 0,0344% de dióxido de carbono, CO₂.

- Calcule a densidade, em g L⁻¹, do ar ao nível do mar.
- Calcule a quantidade de matéria, em mol, do N₂ no sangue do mergulhador a 1,000 atm e a 50,0 atm.
- Calcule o volume do gás N₂ liberado da corrente sanguínea do mergulhador, quando ele sobe abruptamente do fundo do mar (50,0 atm) para a superfície (1,000 atm).

DADOS:

$K_H \text{ N}_2 \text{ no sangue} = 6,15 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ atm}^{-1}$ a 298,15 K (ou $9,04 \times 10^4 \text{ atm}$)

$M (\text{N}_2) = 28,013 \text{ g mol}^{-1}$

$M (\text{O}_2) = 31,999 \text{ g mol}^{-1}$

$M (\text{Ar}) = 39,90 \text{ g mol}^{-1}$

$M (\text{CO}_2) = 44,00 \text{ g mol}^{-1}$

Resolução:

a) Inicialmente devemos calcular a massa de um mol de AR, incluímos a quantidade de matéria em mol de cada participante da mistura (AR) com suas respectivas massas molares.

$$(0,78084 \times 28,013) + (0,209476 \times 31,999) + (0,00934 \times 39,90) + (0,000344 \times 44,00) = 29,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Aplicando a equação $\frac{PV}{T} = \frac{P'V'}{T}$ podemos calcular o volume molar, V_m , da

mistura gasosa, utilizando o $V_m = 22,414 \text{ L. mol}^{-1}$ (Capa da prova).

O valor obtido é de $24,465 \text{ L mol}^{-1}$ a (1,000 atm e 298,15 K)

Sabendo que a densidade é a massa pelo volume, chegamos a nossa resposta.

$$d = \frac{M}{V} = \frac{28,9}{24,646} = 1,18 \text{ g L}^{-1}$$

Outra maneira de calcular a densidade é usar a seguinte formula:

$$d = \frac{P \cdot MM}{RT} = \frac{1,000 \times 29,0}{0,0821 \times 298,15} = 1,18 \text{ g L}^{-1}$$

b) Para este cálculo devemos utilizar a lei de Henry, $S = K_H P$ (Capa da prova)

→ A 1,000 atm

$$S = K_H P = 6,15 \times 10^{-4} \times 0,78084 = 4,80 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Em um volume de 5,00 L

$$4,80 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 5,00 \text{ L} = 2,40 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

→ A 50,0 atm

$$50,0 \times 2,40 \times 10^{-3} = 1,20 \times 10^{-1} \text{ mols}$$

ou

$$S = K_H P = 6,15 \times 10^{-4} \times 39,042 = 0,0240 \text{ mol L}^{-1}$$

$$0,0240 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 5,00 \text{ L} = 1,20 \times 10^{-1} \text{ mols}$$

c) Neste caso devemos aplicar a equação dos gases ideais, $PV = nRT$, e calcular o valor do volume.

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{[(1,20 \times 10^{-1}) - (2,40 \times 10^{-3})] \times 0,0821 \times 298,15}{1,000} = 2,88 \text{ L}$$