



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 10/09/05

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

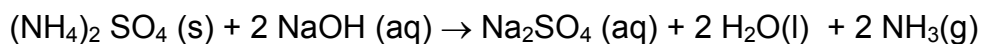
$$R = 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

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

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

1ª Questão

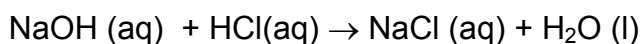
Uma amostra de 0,608 g de um determinado fertilizante contém nitrogênio na forma de sulfato de amônio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s})$. Para determinar a quantidade de nitrogênio, aquece-se a amostra com hidróxido de sódio, segundo a reação:



A amônia produzida é coletada em 46,3 mL de HCl $0,213 \text{ mol L}^{-1}$ e reage segundo a reação:



Esta solução contendo um excesso de HCl (aq) reage finalmente com 44,3 mL de uma solução de NaOH $0,128 \text{ mol L}^{-1}$.



Determine a percentagem do nitrogênio no fertilizante.

Resolução:

$$n_{\text{NaOH}} = [] \quad V = 0,128 \times 0,0443 = 0,00567 \text{ moles}$$

$$\text{excesso de HCl} = 0,00567 \text{ moles}$$

$$n_{\text{inicial}} \text{ de HCl} = 0,213 \times 0,0463 = 0,00986 \text{ moles}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0,00986 - 0,00567 = 0,00419 \text{ moles}$$

$$0,00419 \text{ moles } \text{NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol } \text{NH}_3} \times \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \times \frac{14 \text{ g N}}{1 \text{ mol}} = 0,059 \text{ g}$$

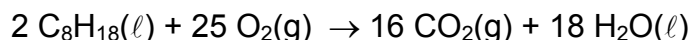
$$0,608 \text{ ———— } 100\%$$

$$0,059 \text{ ———— } x$$

$$X = 9,65\%$$

2ª Questão

A gasolina usada como combustíveis de motores, é uma mistura de hidrocarbonetos, principalmente octanos com a fórmula, C_8H_{18} . Quando a gasolina é queimada em motor de automóveis busca-se a conversão completa destes hidrocarbonetos para CO_2 e H_2O , o que requer usar a razão de massa correta de ar e gasolina. Esta razão ideal de ar/combustível é aquela em que o oxigênio do ar e hidrocarbonetos da gasolina estão em proporções estequiométricas, segundo a reação:



- Qual é o volume de $CO_2(g)$, medido a $22^\circ C$ e 745 mmHg, que é produzido na combustão de 100 g de C_8H_{18} com 100 g de O_2 ?
- Qual a fração molar do $O_2(g)$ no ar considerando sua constituição, em percentagem volume por volume, como sendo: nitrogênio 78,08%; oxigênio, 20,95% e argônio 0,97%? Justifique sua resposta.
- Para 100 g de octano a $22^\circ C$ e 745 mm Hg, calcule a razão entre a massa de ar e octano em uma mistura na qual o octano queima completamente e não há ar em excesso. Sabendo que a percentagem, por massa, do oxigênio no ar é de 23,15%.

Resolução:

$$a) n_{\text{octano}} = (100/114) \text{ mol} = 0,877 \text{ mol}$$

$$n_{\text{oxigênio}} = (100/32) \text{ mol} = 3,125 \text{ mol}$$

2 Octano ——— 25 Oxigênio

0,877 mol ——— X

$$X = (25 \times 0,877 / 2) \text{ mol} = 11,0 \text{ mol}$$

Ou seja, há menos O_2 do que o necessário para consumir todo o octano, conseqüentemente, o oxigênio é o reagente limitante.

Com base no número de mols de oxigênio presente podemos consumir de octano:

2 Octano \rightarrow 25 Oxigênio

Y \rightarrow 3,125 mol

$$Y = (3,125 \times 2 / 25) \text{ mol} = 0,250 \text{ mol}$$

Esta quantidade de octano (0,250 mol) gera de CO_2 (g) = $(16 \times 0,250 / 2) = 2,0$ mol

Este número de mol de CO_2 (g) é, então, utilizado no cálculo do volume:

$$V_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot RT/p = (2,0 \times 0,082 \times 295) / (745/760) \text{ litros} = 49,4 \text{ litros}$$

b) Segundo o princípio de Avogadro (Volume iguais de gases diferentes, nas mesmas condições de temperatura e pressão, possuem o mesmo número de mol), a proporção em volume é igual a proporção em mol. Desta forma 20,95% v/v, representa uma fração molar de 0,2095.

c) Vimos no item 2ª que, para 100 g de octano (0,877 mol) necessita-se de 11,0 mol de O_2 , ou seja, 352 grama. Como o oxigênio representa 23,15% em massa, temos que:

$$\text{massa de ar} = (352 / 0,2315) \text{ g} = 1520 \text{ g}$$

Portanto, a mistura ar/octano deve ser 1520/100 ou cerca de 15:1

3ª Questão

Um estudante em férias estava em uma barraca, no deserto, com problemas para dormir: a umidade relativa do ar era muito baixa (portanto pode ser desprezada nos cálculos dessa questão). Lembrando das aulas sobre líquidos, teve uma idéia: colocar toda a água que possuía 1,00 litro, em uma bacia, dentro da barraca (que era completamente vedada). Sabendo que o volume do interior da barraca era de 12.650 litros, que a temperatura era de 35° C e que a pressão de vapor da água nesta temperatura é de 42,18 mmHg, responda:

- Qual a quantidade, em mol, de H₂O estará no estado gasoso?
- Qual o volume de H₂O líquida que sobrá na bacia?
- A adição de 900,0 g de sal, NaCl, no volume de água inicial, ajudaria o estudante aumentar a umidade relativa do ar no interior da barraca? Por quê? (Explique sua resposta e mostre com cálculos).

Dado: $d_{\text{água}} = 1,00 \text{ g/ml}$

Resolução:

$$\text{a) } \left. \begin{array}{l} 1 \text{ atm} \text{ — } 760 \text{ mmHg} \\ P \quad \quad 42,18 \text{ mmHg} \end{array} \right\} P = 0,0555 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$0,0555 \text{ atm} \cdot (12.650 \text{ L} - \approx 1 \text{ L} \approx 12.650 \text{ L}) = n_{\text{H}_2\text{O(g)}} \cdot 0,082 \text{ L atm/K mol} \cdot (35 + 273)$$
$$n_{\text{H}_2\text{O(g)}} = \mathbf{27,8 \text{ mol}}$$

$$\text{b) } \begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{O} - 18 \text{ g} \\ n_{\text{H}_2\text{O total}} \quad 1000 \text{ g (1L)} \\ n_{\text{H}_2\text{O total}} = 55,56 \text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} n_{\text{H}_2\text{O total}} - n_{\text{H}_2\text{O(g)}} = n_{\text{H}_2\text{O(l)}} \\ 55,56 - 27,8 = 27,76 \text{ mol} \end{array}$$

$$d = 1 \text{ g/mL}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ g} \text{ — } 1 \text{ mL} \\ \approx 500 \text{ g} \quad \approx 500 \text{ mL} \end{array}$$

Resp. 500 mL

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{O} - 18 \text{ g} \\ 27,76 \text{ mol} \quad \quad x \end{array} \right\} \begin{array}{l} x = 499,68 \text{ g} \\ \approx 500 \text{ g} \end{array}$$

- Não. Porque segundo a Lei de Raoult, a adição de um soluto não volátil abaixa a pressão de vapor do líquido.

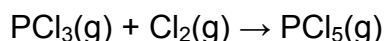
$$X_{\text{solv.}} = \frac{55,56 \text{ mol}}{55,56 \text{ mol} + 15,38 \text{ mol}} = 0,78$$

$$\text{Lei de Raoult: } P = x \cdot P^\circ$$

$$P = 0,78 \cdot 42,18 \text{ mm Hg} = 33,04 \text{ mm Hg}$$

4ª Questão

Considere a reação abaixo em um reator de 10 L, onde as pressões parciais iniciais dos gases PCl_3 e Cl_2 são 0,73 e 0,49 atm respectivamente.



- a) Calcule o rendimento da reação quando 0,08 mol de PCl_5 é formado numa temperatura de 25 °C.
- b) Qual a pressão total no reator quando o rendimento da reação aumenta para 75% devido um aumento na temperatura para 200 °C?

Resolução:

	PCl_3	+	Cl_2	→	PCl_5
Inicial	0,3		0,2		0
Final	(0,3 – 0,08)		(0,2 – 0,08)		0,08

$$n_{\text{PCl}_3} = \frac{0,73 \times 10}{0,082 \times 298} = \frac{7,3}{24,4} = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{0,49 \times 10}{0,082 \times 298} = \frac{4,9}{24,4} = 0,2 \text{ mol}$$

O reagente limitante é o Cl_2 , logo 0,2 mol de Cl_2 deveriam produzir 0,2 mol de Cl_2

$$\begin{array}{l} 0,2 \text{ mol} \text{ — } 100\% \\ 0,08 \text{ — } x \end{array} \quad x = 40\% \text{ de rendimento}$$

b)

	PCl_3	Cl_2	PCl_5
Início	0,3	0,2	0
Fim	0,15	0,05	0,15

$$P_{\text{total}} = \frac{(0,15 + 0,15 + 0,05) \cdot 0,082 \cdot 473}{10} = 1,36 \text{ atm}$$