



P1 - PROVA DE QUÍMICA GERAL – 17/04/10

Nome: GABARITO	
Nº de Matrícula:	Turma:
Assinatura:	

Questão	Valor	Grau	Revisão
1ª	2,5		
2ª	2,5		
3ª	2,5		
4ª	2,5		
Total	10,0		

Dados

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

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

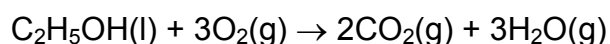
$$1 \text{ atm} = 760,0 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

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

1ª Questão

Etanol, C_2H_5OH ($d = 0,800 \text{ g mL}^{-1}$), queima em presença de oxigênio, segundo a equação:



Considere que os gases têm comportamento ideal, estão a 1,00 atm e 25,0 °C e desconsidere qualquer variação de pressão e temperatura durante os processos descritos.

a) Uma massa de 5,00 g de etanol foi queimada dentro de um recipiente fechado contendo 5,00 L de oxigênio. Mostre com cálculos qual é o reagente limitante e qual é a massa, em gramas, que irá sobrar do reagente em excesso, considerando que a reação é completa.

b) Em outra situação, calcule o rendimento da reação, sabendo que a queima de 500 mL de etanol, em excesso de oxigênio, produziu 700 g de CO_2 .

c) Calcule o volume de CO_2 emitido por um carro movido a álcool, ao percorrer uma distância de 100 km. Considere que o álcool usado como combustível é etanol puro e que o carro está bem regulado, (combustão é completa), e que o carro percorre 10,0 km com 1,00 L de álcool.

Resolução:

a) Para o etanol: $1 \text{ mol etanol} = 46 \text{ g}$
 $x = 5 \text{ g} \quad x = 0,109 \text{ mol etanol}$

Para o oxigênio: $PV = nRT$

$$n = \frac{1,5}{0,082 \cdot 298} = 0,205 \text{ mol O}_2$$

1 mol etanol reage com 3 mol O₂, para reagir com 0,109 mol etanol são necessários 0,327 mol O₂. **Então O₂ é o reagente limitante.**

1 mol etanol — 3 mol O₂
 $x \quad \text{—} \quad 0,205 \text{ mol O}_2 \quad x = 0,0683 \text{ mol etanol}$

Sobram $0,109 - 0,068 = 0,041 \text{ mol etanol} \times 46 \text{ g mol}^{-1} = 1,89 \text{ g etanol}$

b) $0,800 \text{ g etanol} = 1 \text{ mL}$
 $x = 500 \text{ mL}$
 $x = 400 \text{ g}$

$1 \text{ mol etanol} = 46 \text{ g}$
 $y = 400 \text{ g}$
 $y = 8,70 \text{ mol}$

1 mol etanol produz 2 mol CO₂ = 2.44 g
8,70 mol etanol produz ————— x g CO₂ $x = 765 \text{ g CO}_2$

$765 \text{ g CO}_2 = 100\%$
 $700 \text{ g CO}_2 = x$ $x = 91,5\%$

c) $10 \text{ km} \text{ — } 1 \text{ L}$
 $100 \text{ km} \text{ — } x = 10 \text{ L} = 10000 \text{ mL}$

$0,800 \text{ g etanol} = 1 \text{ mL}$
 $y = 10000 \text{ mL}$
 $y = 8000 \text{ g etanol}$

1 mol etanol = 46 g produz 2 mol CO₂
8000 g produz x $x = 347,8 \text{ mol CO}_2$

$PV = nRT$ $V = 347,8 \cdot 0,082 \cdot 298$ $V = 8500 \text{ L}$

2a Questão

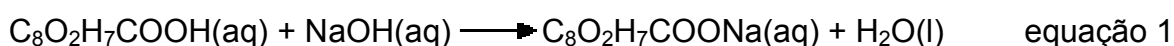
Uma determinada indústria produz comprimidos contendo ácido acetil salicílico (AAS), $C_8O_2H_7COOH$, um dos analgésicos mais utilizados.

Um técnico de controle de qualidade seguiu o procedimento simplificado abaixo, para verificar se um dado comprimido continha a quantidade de AAS especificado no rótulo.

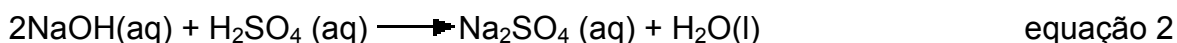
Procedimento

- 1- Foram dissolvidos 0,513 g do comprimido contendo AAS no solvente adequado e o volume completado a 250 mL com água.
- 2- Desta solução foram retirados 25,0 mL e colocados em um frasco de vidro contendo fenolftaleína (um indicador de pH).
- 3- A essa solução foram adicionados 100 mL de uma solução de hidróxido de sódio, NaOH, $0,100 \text{ mol L}^{-1}$.

A reação entre o AAS e o NaOH pode ser representada pela equação 1:



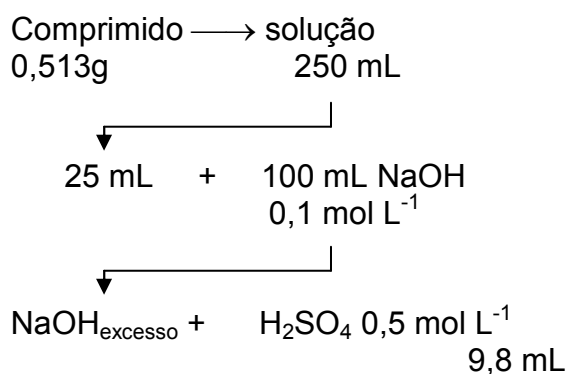
- 4- O excesso de NaOH foi reagido com 9,8 mL de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , $0,500 \text{ mol L}^{-1}$, segundo a equação 2:



a) Calcule a massa de AAS em cada comprimido de 1,00 g.

b) Sabendo que o rótulo do produto indica que seu conteúdo é de 900 mg de AAS, por 1 g de comprimido, mostre com cálculos se o medicamento contém a quantidade de AAS descrita no rótulo.

Resolução:



a)

$$MM_{\text{AAS}} = 180 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{NaOH adicionado} = 0,1 \text{ mol L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,5 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0,0098 \text{ L} = 0,0049 \text{ mol}$$

$$\text{Foram gastos } 0,0049 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ — } n_{\text{NaOH}} = 0,0098 \text{ NaOH em excesso}$$

1 — 2

$$n_{\text{NaOH reagiu}} = n_{\text{NaOH adicionado}} - n_{\text{NaOH excesso}} = 0,0100 - 0,0098 = 0,0002 \text{ mol}$$



$$0,0002 \text{ mol} \rightarrow 0,0002 \text{ mol} \text{ — } 25 \text{ mL da solução diluída}$$

$0,002 \text{ mol} \leftarrow 250 \text{ mL}$

$$m = n \times MM = 0,002 \times 180 = 0,36 \text{ g AAS} \text{ — } 0,513 \text{ g comprimido}$$

$$\boxed{702 \text{ mg}} = \boxed{0,702 \text{ g}} \leftarrow 1 \text{ g}$$

b)

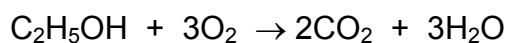
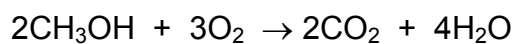
$$900 \text{ mg} \text{ — } 100\%$$

$$702 \text{ — } 77,97\%$$

Não. Contém 78% do conteúdo descrito no rótulo.

3ª Questão

Um determinado líquido orgânico pode ser constituído somente por álcool metílico (CH₃OH), somente por álcool etílico (C₂H₅OH) ou por uma mistura dos dois álcoois. Uma amostra de 0,220 g deste líquido foi queimada em um laboratório com um excesso de oxigênio, conforme as reações abaixo.



Considerando um rendimento de 100%, responda as questões abaixo.

- Qual seria a massa de CO₂ produzida, em gramas, se a amostra fosse somente de CH₃OH?
- Qual seria a massa de O₂, em gramas, necessária para reagir com toda a amostra, se esta fosse somente de C₂H₅OH?
- Sabendo que a queima de uma massa de 0,220 g da amostra produziu 0,352 g de CO₂, mostre se o líquido é constituído apenas de CH₃OH, C₂H₅OH ou ambos. Calcule a(s) fração(ões) molar(es) do(s) constituinte(s) do líquido orgânico.

Resolução:

a)

$$0,220 \text{ g de CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g de CH}_3\text{OH}} \times \frac{2 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \times \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 0,303 \text{ g}$$

b)

$$0,220 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{3 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 0,459 \text{ g}$$

c) É uma mistura $0,352 \text{ g} > 0,303 \text{ g}$

$0,352 \text{ g de CO}_2 =$

$$\left\{ \begin{aligned} & [(0,220 \text{ g} - X) \text{ de CH}_3\text{OH}] \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32 \text{ g de CH}_3\text{OH}} \times \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \times \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \\ & + [X \text{ g de C}_2\text{H}_5\text{OH}] \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \end{aligned} \right\}$$

$$X = 0,092$$

Massa do $\text{CH}_3\text{OH} = 0,220 - 0,092 = 0,128 \text{ g}$

Massa do $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 0,092 \text{ g}$

$$n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{0,128}{32} = 0,004$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{0,092}{46} = 0,002$$

$$\chi_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{OH}}}{n_{\text{T}}} = \frac{0,004}{0,006} = 0,67$$

$$\chi_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{n_{\text{T}}} = \frac{0,002}{0,006} = 0,33$$

4ª Questão

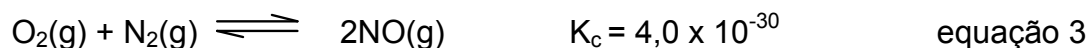
O tetróxido de dinitrogênio, N_2O_4 , é um gás incolor que pode se formar a partir da dimerização do NO_2 (de coloração castanha), ou seja, cada duas moléculas de NO_2 se juntam, formando uma molécula de N_2O_4 , conforme representado na equação 1:



A tabela abaixo apresenta os resultados de 3 experimentos realizados a 100 °C. Após um determinado tempo, a coloração do gás estabilizou dentro de cada recipiente e as concentrações de NO_2 e de N_2O_4 foram medidas.

Experimento	Concentrações iniciais (mol L ⁻¹)		Concentrações no equilíbrio (mol L ⁻¹)	
	NO_2	N_2O_4	NO_2	N_2O_4
1	0	0,100	0,120	0,040
2	0,100	0,100	0,160	0,070
3	0,100	0	0,071	0,014

- a) Responda em qual(is) experimento(s) a cor se intensifica com o tempo e em qual(is) experimento(s) a cor fica mais clara, explicando o porquê.
- b) Escreva a expressão para a constante de equilíbrio, K_c , e calcule o seu valor.
- c) Compare o valor de K_c calculado no item anterior com os apresentados para as equações 2 e 3 e explique o significado químico de cada um dos 3 valores de K_c para as respectivas reações.



- d) Calcule o valor de K_p para a dimerização do NO_2 (equação 1) na temperatura do experimento.
- e) Um reator de 50,0 L tem 0,10 mol de NO_2 e 0,90 mol de N_2O_4 , a 100 °C. Quando a mistura tiver alcançado o equilíbrio, haverá mais ou menos NO_2 no reator? Justifique sua resposta e mostre com cálculos.

Resolução:

a) Se o NO₂ é um gás que tem coloração castanho-avermelhada, podemos considerar que as moléculas desse gás são responsáveis pela coloração. Então, quanto mais moléculas estiverem presentes em um determinado recipiente, mais concentrado estará o gás e mais “forte” será a sua coloração. Assim, podemos admitir que a diminuição da concentração de NO₂ estaria associada com a diminuição da coloração e que o processo de “perda” de NO₂ parou de ocorrer, na medida em que a tonalidade da cor estabilizou. Na medida em que outras moléculas de NO₂ fossem reagindo, a sua concentração iria diminuir e, conseqüentemente, a concentração de N₂O₄ iria aumentar. Dessa forma, a coloração resultante da mistura NO₂ e N₂O₄ ficaria mais fraca, pois o N₂O₄ é um gás incolor.

O inverso, ou seja, a decomposição do N₂O₄ após um determinado tempo poderíamos observar a formação de uma coloração no frasco até estabilizar num tom castanho bem suave.

Em ambos os casos observaríamos, inicialmente, uma mudança na coloração em decorrência do consumo de NO₂ (caso a cor desapareça) ou da formação de NO₂ (caso a cor se intensifique). Também em ambos os casos observaríamos que, no estado final, a cor se estabilizaria, indicando que o equilíbrio químico foi atingido, já que nenhuma mudança aparente estaria ocorrendo.

Assim, a coloração se intensifica com o tempo no experimento 1 e fica mais clara com o tempo no experimento 3.

b)

$$K_c = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \qquad K_c = \frac{0,040}{(0,120)^2} = \frac{0,070}{(0,160)^2} = \frac{0,014}{(0,071)^2} \approx 2,7$$

c) K_c tem um valor específico para uma dada reação química e temperatura. Observe que os produtos estão no numerador e os reagentes no denominador e que, matematicamente, quanto maior o valor do numerador, maior o valor de K_c , isto é, maior a tendência de formação de produtos. Então, se o valor da constante de equilíbrio for muito alto ($K_c \gg 1$) significa que o equilíbrio está deslocado para a direita da seta indicada pela reação, favorecendo a formação dos produtos.

Assim, a reação de formação do anidrido sulfúrico em meio gasoso a partir do anidrido sulfuroso e do oxigênio a 25°C é altamente favorecida, significando que

pelo menos um dos reagentes será “quase” que completamente consumido no final do processo.



Por outro lado, se a constante de equilíbrio for muito pequena ($K_c \ll 1$) significa que os produtos “quase” não foram formados, como na reação de formação do monóxido de nitrogênio a partir do nitrogênio e do oxigênio.



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

$$K_p = 2,7(0,082.373)^{-1}$$

$$K_p = 0,088$$

e)

$$Q_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{\left(\frac{0,90 \text{ mol}}{50,0 \text{ L}}\right)}{\left(\frac{0,10 \text{ mol}}{50,0 \text{ L}}\right)^2} = 4500$$

$$Q_c \times K_c$$

$$4500 \times 2,7$$

Como Q_c é muito maior que K_c , quando a mistura atingir o equilíbrio haverá mais NO_2 no reator.