



P2 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 07/05/05

Nome:	
Nº de Matrícula: Gabarito	Turma:
Assinatura:	

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

Constantes:

$$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

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

$$1 \text{ atm L} = 101,325 \text{ J}$$

Equações de Cinética:

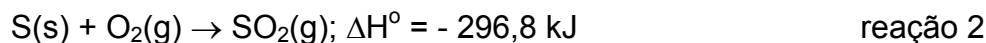
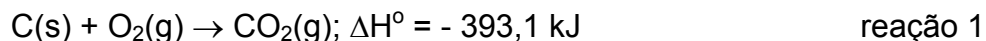
$$\ln[A]_t = -kt + \ln[A]_0$$

$$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

4ª Questão

O calor proveniente da queima de um minério constituído apenas de carbono elementar, C(s), e enxofre elementar, S(s), é utilizado em uma termelétrica como fonte de energia. As reações de combustão do carbono (reação 1) e do enxofre (reação 2) estão representadas abaixo.



- a) Uma determinada massa desse minério reage com exatamente 325,5 mol de $\text{O}_2\text{(g)}$ e libera $1,226 \times 10^5$ kJ de calor. Qual a percentagem de carbono e enxofre no minério, em massa, considerando que as reações têm rendimento de 100%?
- b) Uma amostra de um outro minério contém 16% de enxofre e 84% de carbono em massa. Qual o trabalho envolvido na queima de $1,000 \times 10^3$ g desse minério à temperatura constante?

Resolução:

Se a reação ocorre com exatamente 325,5 mols de O_2 temos

$$n_C + n_S = 325,5 \text{ mols}$$

Como o calor liberado depende do número de mols de C ou S temos:

$$393 n_C + 325,5 n_S = 1,226 \times 10^5 \text{ kJ onde } n_C = 320,5 - n_S$$

$$393 (325,5 - n_S) + 296 n_S = 1,226 \times 10^5 \text{ kJ}$$

$$127921 - 393 n_S + 296 n_S = 1,226 \times 10^5 \text{ kJ}$$

$$-97 n_S = -5306$$

$$n_S = 54,7 \text{ mols}$$

$$\text{Logo } n_C = 325,5 - 54,7 = 270,8 \text{ mols}$$

$$n_C = 270,8 \Rightarrow m_C = 3249,6 \text{ g}$$

$$n_S = 54,7 \Rightarrow m_S = 1750,4 \text{ g}$$

$$m_{\text{total}} = m_C + m_S = 5000 \text{ g}$$

$$\% C = \frac{3249}{5000} \times 100 = 65 \%$$

$$\% S = \frac{1750,4}{5000} \times 100 = 35\%$$

b) Nas duas reações o Δn é igual a zero, levando em consideração os moles de reagentes e produtos gasosos logo $w = 0$

2ª Questão

1) A taxa de decomposição do acetaldeído (CH_3CHO) foi medida na faixa de temperatura de 700 a 1000 K. As constantes de velocidade encontradas estão tabeladas abaixo.

T (K)	700	730	760	790	810	840	910	1000
k ($\text{L mol}^{-1} \text{s}^{-1}$)	0,011	0,035	0,105	0,343	0,789	2,17	20,0	145

a) Qual a ordem da reação de decomposição do acetaldeído. Justifique sua resposta.

b) Determine a energia de ativação e explique qual o seu significado.

2) Segundo a teoria das colisões, a colisão entre moléculas é um dos fatores necessários para que ocorra uma reação química. Como explicar então, segundo essa mesma teoria, que no ar há cerca de um bilhão de colisões por segundo entre as moléculas do gás oxigênio e do gás metano e não ocorre reação? (na explicação cite dois fatores determinantes para a colisão ser efetiva, ou seja, para que ocorra a reação).

Resolução:

1) A reação de decomposição do acetaldeído é de segunda ordem. Esta informação pode ser obtida pela unidade da constante cinética, k , uma vez que para segunda ordem:

$$v = k [A]^2$$

$$\frac{\Delta[]}{\Delta T} = k []^2 \rightarrow \frac{\text{mol}}{\text{L s}} = k \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \rightarrow k = \frac{\text{L}}{\text{mol s}}$$

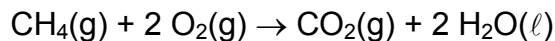
b) Pela equação de Arrhenius tem-se: $\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$

$$\ln \frac{145}{0,011} = \frac{E_a}{8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \left(\frac{1}{700} - \frac{1}{1000} \right) \quad e \quad E_a = 184 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2) Na teoria da colisão os produtos só se formam se a colisão envolver energia suficiente, ou seja, a colisão só será bem sucedida se a energia cinética for maior que um certo valor mínimo, a energia de ativação, E_a , da reação. Porém, nem toda colisão provocará a reação mesmo que as exigências de energia sejam satisfeitas. Os reagentes devem também colidir numa orientação apropriada, é o que se pode chamar de “exigência estérica”. Assim, além da colisão entre as partículas, dois outros fatores para a ocorrência de uma reação química são energia suficiente e orientação adequada.

3ª Questão

A combustão de 1,0 mol de metano, $\text{CH}_4(\text{g})$, libera 820,2 kJ nas condições-padrão, segundo a reação:



Nestas condições, calcule:

- A variação de entalpia quando 0,5 mol de metano queima totalmente na presença de oxigênio.
- O trabalho envolvido na queima.
- A variação de energia interna do sistema decorrente da queima.

Resolução:

a) A variação da entalpia é: $-(0,5 \times 820,2) = -410,1 \text{ kJ}$

b) O trabalho envolvido na queima é dado por $P\Delta V = \Delta n R T$.

Como $\Delta n = 2$ para cada mol de $\text{CH}_4(\text{g})$ queimado, tem-se $\Delta n = 1,0$ para 0,5 mol de $\text{CH}_4(\text{g})$ queimado. Assim, o trabalho é positivo e $P\Delta V = 1,0 \times 0,082 \times 298 = 24,46 \text{ atm L}$ que corresponde a $24,46 \text{ atm L} \times 101,325 \text{ J atm}^{-1} \text{ L} = +2,48 \text{ kJ}$

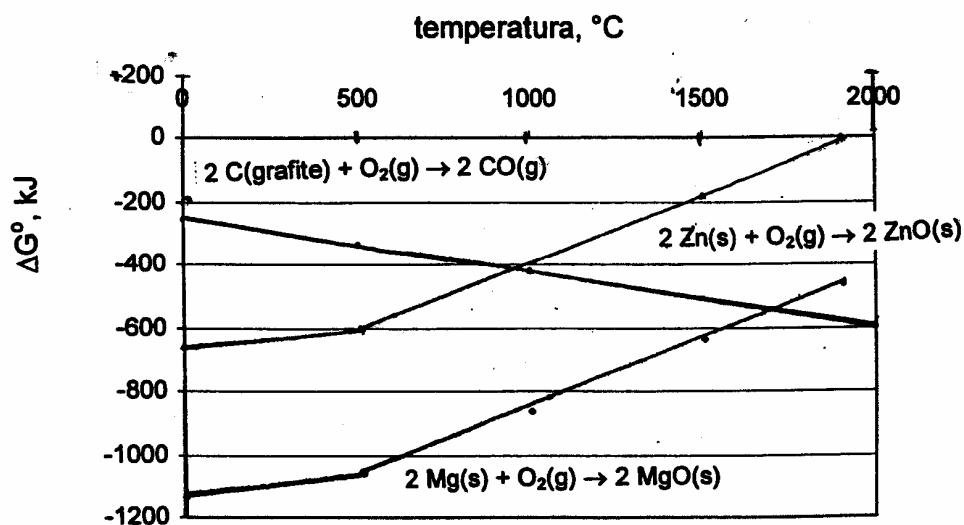
c) A variação da energia interna é: $\Delta U = w + q = 2,48 - 410,1 = -407,6 \text{ kJ}$

5ª Questão

O gráfico abaixo mostra a variação da energia livre de Gibbs em função da temperatura para as reações de C(grafite), Mg(s) e Zn(s) com oxigênio, conforme está indicado no gráfico.

Use o gráfico e responda:

- Por que a reação $\text{Mg(s)} + \text{ZnO(s)} \rightarrow \text{MgO(s)} + \text{Zn(s)}$ ocorre e a reação $\text{MgO(s)} + \text{Zn(s)} \rightarrow \text{Mg(s)} + \text{ZnO(s)}$ não ocorre no intervalo de temperatura mostrado no gráfico?
- A partir de que temperatura a reação $\text{C(grafite)} + \text{ZnO(s)} \rightarrow \text{Zn(s)} + \text{CO(g)}$ ocorre? Justifique.
- A partir de que temperatura é possível produzir Zn(s) pela decomposição de ZnO(s)?
- É possível que a reação de decomposição de CO(g) em C(grafite) e O₂(g) seja espontânea no intervalo de temperaturas mostrado no gráfico? Justifique.



Resolução:

- a) Porque para as temperaturas do intervalo estudado, a energia livre da reação de formação de MgO tem um valor sempre mais negativo do que para a formação de ZnO.
- b) A partir de 1000 °C quando os valores da energia livre da reação de formação de CO(g) é menor do que de formação do ZnO.
- c) A partir de 1900 °C quando o valor de ΔG para esta reação torna-se negativo.
- d) Não, porque $\Delta G > 0$ para todo o intervalo de temperaturas mostrado.

1ª Questão

Considere a reação abaixo:



Foram realizados dois experimentos com diferentes concentrações iniciais de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$.

Experimento	Concentração inicial de N_2O_5 , mol L ⁻¹	Velocidade inicial, mol L ⁻¹ s ⁻¹
1	$1,0 \times 10^{-2}$	$4,8 \times 10^{-6}$
2	$2,0 \times 10^{-2}$	$9,6 \times 10^{-6}$

- Qual a ordem da reação? Justifique.
- Calcule a constante de velocidade e escreva a equação da lei da velocidade da reação.
- Calcule o percentual de $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ restante após 10 min do início dos experimentos acima. Compare e explique os resultados obtidos.

Resolução:

a) $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]^n$

(2) $9,6 \times 10^{-6} = k (2,0 \times 10^{-2})^n$

(1) $4,8 \times 10^{-6} = k (1,0 \times 10^{-2})^n$

$\frac{(2)}{(1)} = 2 = 2^n \rightarrow n = 1$ 1ª ordem

b) $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]$

$4,8 \times 10^{-4} \text{ mol/L.s} = k (1,0 \times 10^{-2}) \text{ mol/L}$

$k = 4,8 \times 10^4 \text{ s}^{-1}$

c) a equação integrada para a reação de 1ª ordem é: $[\text{A}]_t = [\text{A}]_0 e^{-kt}$ ou $\ln \frac{[\text{A}]_t}{[\text{A}]_0} = -kt$

onde $t = (60 \times 10) \cdot \text{s} = 600 \text{ s}$

$\frac{[\text{A}]_t}{[\text{A}]_0} \times 100\% = 100 \cdot e^{-kt} = 100 \cdot e^{-4,8 \times 10^4 \times 600} = 74,9\% \approx 75\%$