



P2 - PROVA DE QUÍMICA GERAL - 16/05/03

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:

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

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

$$c_{\text{H}_2\text{O}} = 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

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

Equações de Cinética:

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

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

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

1ª Questão

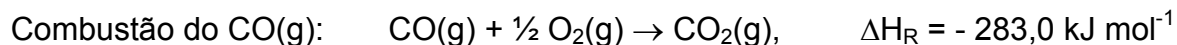
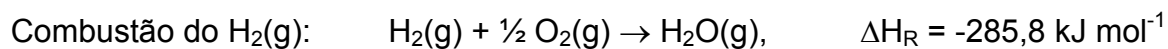
A queima parcial de carvão na presença de O_2 e H_2O produz uma mistura gasosa chamada gás de síntese, composta por $CO(g)$ e $H_2(g)$. Este gás de síntese pode ser usado como combustível e na produção de importantes compostos orgânicos, como por exemplo, o álcool metílico. Um gás de síntese tem a seguinte composição por volume: 55% $CO(g)$, 33% $H_2(g)$, e 11% de gases não combustíveis.

a) Quantos moles de $CO(g)$ e $H_2(g)$ estão presentes numa amostra de 1,00 L deste gás nas CNTP?

b) Qual é o calor de combustão por litro deste gás de síntese medido nas CNTP?

c) Até que temperatura, poderia 1,00 Kg de água a 25 °C, ser aquecida com o calor obtido na combustão de 1,00 litro deste gás de síntese medido nas CNTP?

Reações :



Resolução:

a) moles de gás de síntese em 1 L: n_t

$$PV = n_t \cdot RT$$

$$1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = n_t \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}$$

$$n_t = 4,47 \times 10^{-2}$$

$$n^\circ \text{ moles CO: } n_{\text{CO}} = 0,55 \times 4,47 \times 10^{-2} = 2,46 \times 10^{-2}$$

$$n^\circ \text{ moles H}_2: n_{\text{H}_2} = 0,33 \times 4,47 \times 10^{-2} = 1,47 \times 10^{-2}$$

b) Calor despreendido pela queima de CO (g)

$$2,46 \times 10^{-2} \times 283 = 6,96 \text{ kJ}$$

Calor despreendido pela queima do H₂ (g)

$$1,47 \times 10^{-2} \times 285,8 = 4,21 \text{ kJ}$$

Calor total: 11,2 kJ liberado ou

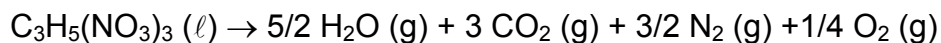
$$\Delta H = -11,2 \text{ kJ}$$

c) $11,2 \times 10^3 \text{ J} = 4,18 \frac{\text{J}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 1000 \text{ g} \times \Delta t$

$$\Delta t = 2,7 \text{ } ^\circ\text{C} \longrightarrow t_f \cong 27,7 \text{ } ^\circ\text{C}$$

2ª Questão

A nitroglicerina (MM = 227) é um líquido que se decompõe de maneira explosiva conforme a reação:



a) Calcule, a partir dos calores de formação, o ΔH° e o ΔU° desta reação a 298 K e 1 atm e comente se o resultado obtido é compatível com a sua expectativa de uma reação explosiva.

Dados:

$$\Delta H_f^\circ [(\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3 (\ell))] = -372,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ [(\text{H}_2\text{O} (\text{g}))] = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ [(\text{CO}_2 (\text{g}))] = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Resolução:

$$\Delta n = 7,25$$

$$\Delta V = (7,25 \times 0,082 \times 298) \text{ L}$$

$$P\Delta V = 177,2 \text{ atm L} = -17,95 \text{ kJ} \quad \text{valor (0,5)}$$

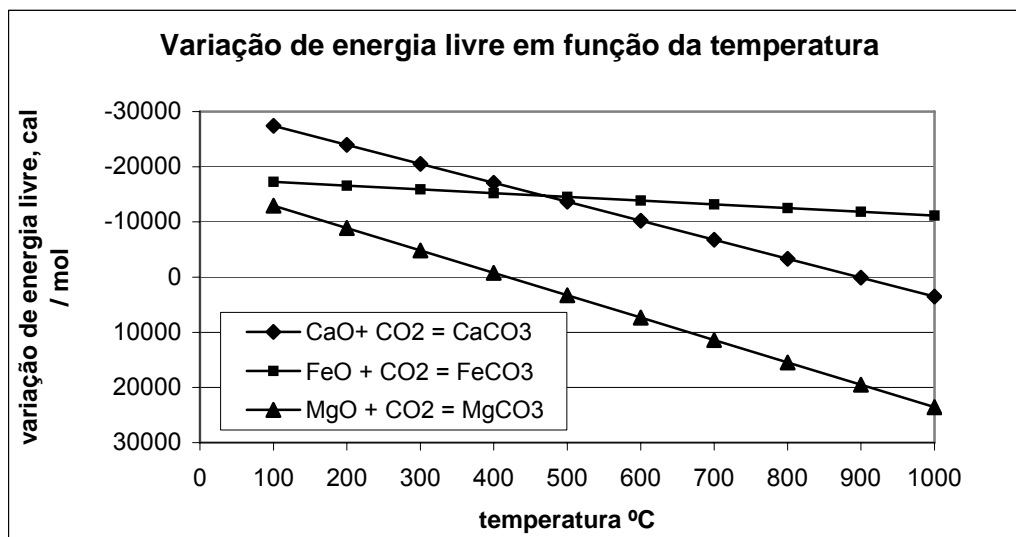
$$\Delta H = -1,39 \times 10^3 \text{ kJ} \quad \text{valor (0,5)}$$

$$\Delta U = -17,95 - 1,39 \times 10^3 = -1,41 \times 10^3 \text{ kJ} \quad \text{valor (0,5)}$$

A variação de entalpia, ΔH , é negativa e tem módulo grande. Logo, espera-se uma reação altamente exotérmica. O trabalho é de expansão e Δn tem um valor grande (1 mol substância no estado líquido gerando vários moles no estado gasoso), logo, espera-se que a variação da energia interna, ΔU , negativa.

3ª Questão

Uma das possibilidades de redução de CO_2 , um dos gases responsáveis pelo efeito estufa na atmosfera, é a carbonatação de óxidos, isto é, a sua transformação em carbonatos. A figura abaixo apresenta a variação de energia livre, ΔG , para a reação de carbonatação de três tipos de óxidos:



Responda: **(Obs.: Só serão aceitas as respostas devidamente justificadas)**

a) Qual dos três óxidos seria o mais eficiente no processo de redução de CO_2 à temperatura de $200\text{ }^\circ\text{C}$? Justifique.

b) A partir de que temperatura, a carbonatação do MgO deixa de ser espontânea? Justifique.

c) Qual dos carbonatos formados é o mais estável a altas temperaturas? Justifique

d) Sabendo que a variação de entropia, ΔS^0 , da reação de carbonatação do MgO é $40,6\text{ cal mol}^{-1}$, qual o valor de ΔH^0 para esta reação? Esta reação é exotérmica ou endotérmica?

Considere que os valores de S e ΔH não variam com a temperatura

Resolução:

a) CaO - Porque nessa temperatura o ΔG da reação de carbonatação é o menor.

valor (0,4)

b) A partir de $\sim 450^\circ\text{C}$ quando o valor de ΔG passa a ser positivo

valor (0,4)

c) FeCO_3 . Porque tem o maior ΔG de decomposição. Ou: porque os valores de ΔG da reação de carbonatação em altas temperaturas ($> 800^\circ\text{C}$) são os menores

valor (0,4)

d) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$

por exemplo:

a $T = 573 \text{ k}$

$\Delta G = -5000 \text{ cal}$ e $\Delta S = 40,6$

$-5000 = \Delta H - 40,6 \times 573$

e $\Delta H = 18,26 \text{ kcal}$

a $T = 400^\circ\text{C}$ $\Delta G^\circ = 0$ e $\Delta H^\circ = T\Delta S^\circ$

$\Delta H^\circ = (400 + 273) \cdot \Delta S^\circ$

$\Delta H^\circ = 27,3 \text{ kcal}$

O mesmo raciocínio poderá ser aplicado a quaisquer temperaturas absolutas.

4ª Questão

Existe um tipo especial de ovo cozido, o chamado “3 minutos”. Neste tipo de ovo cozido, ocorre a precipitação da albumina, contida na clara do ovo, enquanto a gema é preservada. Este tempo de 3 minutos foi estimado baseado na temperatura de ebulição da água a 1 atmosfera (100 °C).

Suponha que você esteja num local elevado onde a temperatura de ebulição da água seja de 90 °C.

Uma vez que, a velocidade de uma reação é proporcional a sua constante de velocidade, k , qual deveria ser o novo tempo de cozimento do ovo?

Dado: $E_a = 52,0 \text{ kJ/mol}$

Resolução:

$$v(100 \text{ °C}) = \frac{[album]}{3 \text{ min}}$$

$$v(90 \text{ °C}) = \frac{[album]}{\text{tempo}}$$

Se $v \propto k$, então:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \ln \frac{v_2}{v_1} = \ln \frac{3}{\text{tempo}} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{363} - \frac{1}{373} \right)$$

$$\ln \frac{3}{\text{tempo}} = -\frac{52}{8,314 \times 10^{-3}} (2,75 \times 10^{-3} - 2,68 \times 10^{-3})$$

$$\ln \frac{3}{\text{tempo}} = -0,438$$

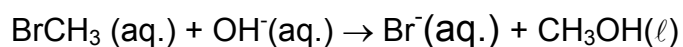
$$\text{tempo} = 3 \times 1,55 = 4,6 \text{ minutos}$$

5ª Questão

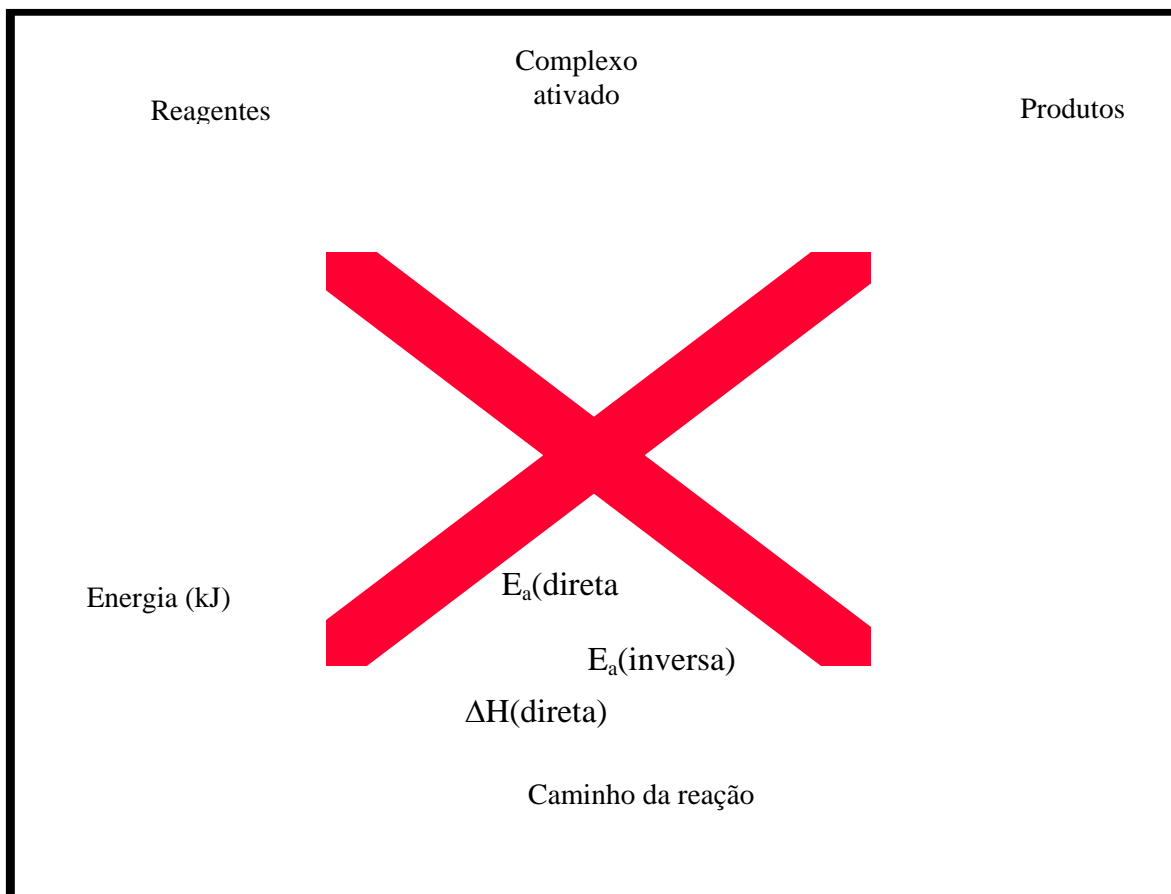
A lei da velocidade da reação abaixo no sentido direto é:

$$\text{velocidade de reação} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1} [\text{BrCH}_3], \text{ a } 20 \text{ }^\circ\text{C}.$$

O calor liberado quando 100 mg de BrCH_3 reagem com íons hidroxila, OH^- é de 3,15 J e a energia de ativação da reação inversa é de 8000 J mol^{-1} .



- a) Calcule o tempo necessário para que 99% da reação ocorra a $300 \text{ }^\circ\text{C}$.
- b) Explique por que a velocidade e a constante de velocidade de uma reação química variam com a temperatura.



Resolução:

a) MM $\text{CH}_3\text{Br} = 95$

$$\Delta H \text{ mol}^{-1} \cong 3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$k = 2,5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1} \text{ a } 20 \text{ }^\circ\text{C} \quad E_a \text{ (reação direta)} = 5000 \text{ J}$$

$$\ln \frac{k_2}{2,5 \times 10^{-3}} = \frac{5000}{8,3} \left(\frac{1}{293} - \frac{1}{573} \right) = 1,005$$

$$\ln k_2 - \ln 2,5 \times 10^{-3} = 1,005 \quad \ln K_2 = -4,99$$

$$k_2 = 6,8 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

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

$$[A]_t = 0,01 [A]_0$$

$$\ln \frac{0,01[A]_0}{[A]_0} = -6,8 \times 10^{-3} \times t \quad t = 677 \text{ s}$$

b) Porque, à medida que a temperatura aumenta, as moléculas se movimentam mais aumentando o número de choques entre elas com energia maior que a energia de ativação. Pela equação de Arrhenius, o valor de k cresce com a temperatura, logo, como a velocidade da reação é proporcional a k, também cresce.