



Lista de Exercício 2

Química Geral II – QUI101203

Professor: Jefferson Rodrigues de Souza

e-mail: jefferson@uenf.br

Questão 1 Responda:

- a) Qual é o calor específico da água líquida? R= 4,18 J/g.K
- b) Qual a capacidade calorífica de 185 g de água líquida?

$$R = 4,18 \frac{J}{g K} \times 185g = 773 \frac{J}{K}$$

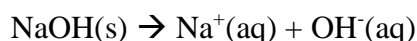
- c) Quantos kJ de calor são necessários para aumentar a temperatura de 10 kg de água líquida de 24,6°C para 46,2°C?

$$q = m \times c \times \Delta T = 10000 g \times 4,18 \frac{J}{g K} \times 21,6K = 902,9 kJ$$

Questão 2 O calor específico do cobre metálico é 0,385 J/g K. Quantos J de calor são necessários para aumentar a temperatura de um bloco de 1,42 kg de cobre de 25 °C para 88,5 °C?

$$q = m \times c \times \Delta T = 1420 g \times 0,385 \frac{J}{g K} \times 63,5K = 3,47 \times 10^4 J$$

Questão 3 Quando 9,55 g de hidróxido de sódio sólido se dissolve em 100 g de água em um calorímetro de copo de isopor a temperatura aumenta de 23,6°C para 47,4°C. Calcule o ΔH (em kJ/mol de NaOH) para o processo de dissolução. Suponha que o calor específico da solução seja o mesmo da água pura.



$$q = -m \times c \times \Delta T = 109,55 g \times 4,18 \frac{J}{g K} \times 23,8K = -10,9 kJ$$

$$qr(\text{mol de NaOH}) = -\frac{10,9 kJ}{9,55 g} \times \frac{40 g}{\text{mol}} = -45,65 \frac{kJ}{\text{mol}} = \Delta H$$

Questão 4 Uma amostra de 2,20 g de quinona (C₆H₄O₂) é queimada em uma bomba calorimétrica cuja capacidade calorífica é 7,854 kJ/°C. A temperatura do calorímetro

aumenta de 23,44 °C para 30,57 °C. Qual é o calor de combustão por a) grama de quinona?
E por b) mol de quinona?

MM (C₆H₄O₂)= 108 g/mol

$$q = -7,854 \times 7.13 = -56 \text{ kJ}$$

$$A) q(\text{grama}) = -\frac{56 \text{ kJ}}{2,2 \text{ g}} = -25,45 \frac{\text{kJ}}{\text{g}}$$

$$B) q(\text{mol}) = -25,45 \frac{\text{kJ}}{\text{g}} \times 108 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = -2749 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Questão 5 Exponha a lei de Hess. Por que ela é importante para a termoquímica?

Se uma reação pode ser descrita como uma série de etapas, o ΔH para a reação é a soma das variações de entalpia para cada etapa. Desde que possamos descrever um caminho onde o ΔH para cada etapa seja conhecido, o ΔH para qualquer processo pode ser calculado.

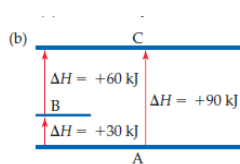
Questão 6 Considere as seguintes reações hipotéticas:



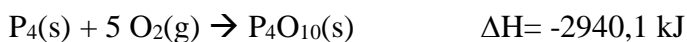
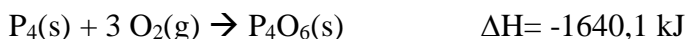
a) Use a lei de Hess para calcular a variação de entalpia para a reação $A \rightarrow C$.

$$\Delta H = +30 + 60 = +90 \text{ kJ}$$

b) Construa um diagrama de entalpia para as substâncias A, B e C e mostre como a lei de Hess se aplica.



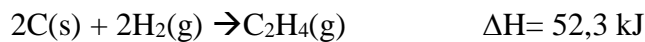
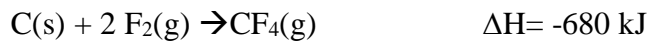
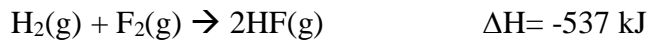
Questão 7 Dadas as seguintes reações:



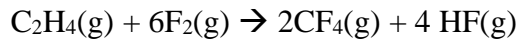
Calcule a variação de entalpia para a reação: $P_4O_6(s) + 2 O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$

$$R = \Delta H = -1300 \text{ kJ}$$

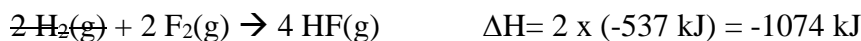
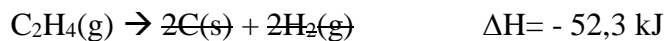
Questão 8 A partir das entalpias de reação:



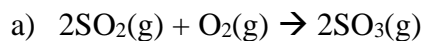
Calcule o ΔH para a reação do etileno com F_2 :



Resposta

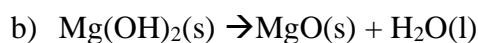


Questão 9 Utilizando os valores de ΔH_f° , calcule a variação de entalpia padrão para cada uma das reações a seguir:

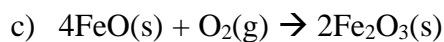


$$\Delta H_r^\circ = \sum n\Delta H_f^\circ(\text{produtos}) - \sum n\Delta H_f^\circ(\text{reagentes})$$

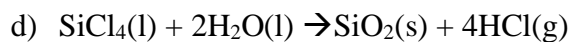
$$\Delta H_r^\circ = 2 \times (-395,2) - [(2 \times -296,9) + 2 \times (0)] = -790,4 + 593,8 = -196,6 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_r^\circ = -601,8 - 285,83 - [-924,7] = -887,63 + 924,7 = 37,07 \text{ kJ}$$

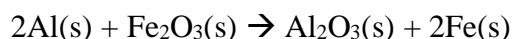


$$\Delta H_r^\circ = 2 \times (-822,16) - [4 \times (-271,9) + 0] = -1644,32 + 1087,6 = -556,72 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_r^\circ = 4 \times (-92,3) - 910,9 - [(-640,1) + 2 \times (-285,83)] = -1280,1 + 1211,76 = -68,34 \text{ kJ}$$

Questão 10 A reação a seguir é conhecida como reação da termita:



Essa reação altamente isotérmica é usada para soldar unidades maciças como hélices para grandes navios. Usando as entalpias de formação padrão calcule o ΔH° para essa reação.

$$\Delta H_r^\circ = -1669,8 + 2 \times (0) - [2 \times (0) - 822,16] = -1669,8 + 822,16 = -847,64 \text{ kJ}$$

Questão 11 Os *air-bags* que fornecem proteção em automóveis no caso de um acidente expandem como resultado de uma reação rápida. Do ponto de vista dos reagentes químicos como o sistema, o que você esperaria para os sinais de q e w nesse processo?

Questão 12

- a) Calcule a entalpia de vaporização do benzeno (C_6H_6) em 298,2 K.



Dados: $\Delta H_f^\circ C_6H_6(g) = +82,93 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f^\circ C_6H_6(l) = +49 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H_f^\circ(298,2) = 82,93 - 49 = + 33,93 \text{ kJ/mol}$$

- b) Calcule a entalpia de vaporização do benzeno no ponto de ebulição (353,2 K)

$\Delta C_{p,m} C_6H_6(l) = 136,1 \text{ J/ K mol}$; $\Delta C_{p,m} C_6H_6(g) = 81,67 \text{ J/ K mol}$

$$\Delta C_p = \sum n C_{p,m}(\text{produtos}) - \sum n C_{p,m}(\text{reagentes})$$

$$\Delta C_p = 81,67 - 136,1 = -54,43 \text{ J/K mol}$$

$$\Delta T = 353,2 - 298,2 = 55 \text{ K}$$

$$\Delta H_r^\circ(T_2) = \Delta H_r^\circ(T_1) + (T_2 - T_1)\Delta C_p$$

$$\Delta H_r^\circ(298,2) = 33,93 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + \left[55 \text{ K} \times \left(-54,43 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \times \frac{1 \text{kJ}}{1000 \text{J}} \right) \right] = 33,93 - 3 =$$

$$30,93 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$