

Fundação Centro de Ciências e Educação Superior a Distância do Estado do Rio de Janeiro
 Centro de Educação Superior a Distância do Estado do Rio de Janeiro
 Curso de Licenciatura em Química
 Exercício Programado 11
 Disciplina: Química B
 Coordenador: Prof. Dr. Adolfo Horn Jr.

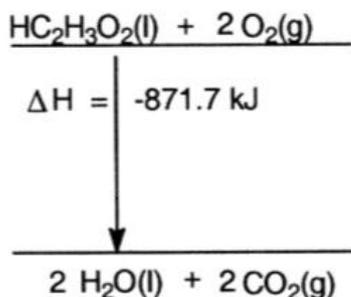
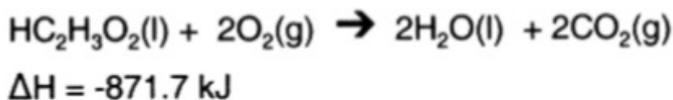
1 - (a) Sob quais condições a variação de entalpia de um processo será igual à quantidade de calor transferido para dentro ou para fora do sistema? (b) Entalpia é considerada uma função de estado. O que faz as funções de estado serem particularmente úteis? (c) Durante um processo à pressão constante o sistema absorve calor da vizinhança. A entalpia do processo aumenta ou diminui durante o processo?

R: Quando um processo ocorre sob pressão externa constante, a variação de entalpia (ΔH) é igual à quantidade de calor transferida ($\Delta H = q_p$).

(b) As funções do estado são particularmente úteis porque são totalmente definidas pelas condições atuais (estado) do sistema, e não pela história de como o sistema chegou ao seu estado atual. Alterações das funções de estado, como ΔH , podem ser calculadas a partir do conhecimento dos estados inicial e final, sem detalhes de como a mudança acontece.

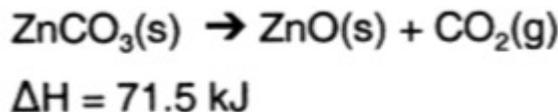
(c) $\Delta H = q_p$. Se o sistema absorve o calor, q e ΔH são positivas e a entalpia do sistema aumenta.

2- A combustão completa do ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{l})$, para formar $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ e $\text{CO}_2(\text{g})$ à pressão constante libera 871,1 kJ de calor por mol de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (a) Escreva uma equação termoquímica balanceada para essa reação. (b) Desenhe um diagrama de entalpia para a reação.

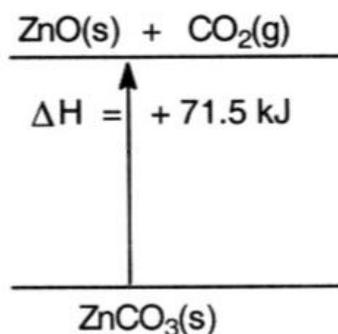


3- A decomposição do carbonato de zinco, $\text{ZnCO}_3(\text{s})$, em óxido de zinco, $\text{ZnO}(\text{s})$, e $\text{CO}_2(\text{g})$ a pressão constante necessita da adição de 71,5 kJ de calor para cada mol de ZnCO_3 . (a) Escreva uma reação termoquímica balanceada para a reação. (b) Desenhe um diagrama de entalpia para a reação.

a)



b)



4- Considere a seguinte reação:



(a) A reação é endotérmica ou exotérmica? (b) Calcule a quantidade de calor transferida quando 2,4 g de $\text{Mg}(\text{s})$ reagem a pressão constante. (c) Quantos gramas de MgO são produzidos durante uma variação de entalpia de 96,0 kJ? (d) Quantos quilojoules de calor são absorvidos quando 7,50 g de $\text{MgO}(\text{s})$ se decompõem em $\text{Mg}(\text{s})$ e $\text{O}_2(\text{g})$ a pressão constante?

a) exotérmica

b)

$$2.4 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.305 \text{ g Mg}} \times \frac{-1204 \text{ kJ}}{2 \text{ mol Mg}} = -59 \text{ kJ}$$

c)

$$-96.0 \text{ kJ} \times \frac{2 \text{ mol MgO}}{-1204 \text{ kJ}} \times \frac{40.30 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol Mg}} = 6.43 \text{ g MgO}$$

d)

$$7.50 \text{ g MgO} \times \frac{1 \text{ mol MgO}}{40.30 \text{ g MgO}} \times \frac{1204 \text{ kJ}}{2 \text{ mol MgO}} = +112 \text{ kJ}$$

5- Dois objetos, A e B, são colocados em água fervente e deixados chegar à temperatura da água. Cada um é retirado e colocado em béqueres contendo 1000 g de água a 10,0 °C. O objeto A aumenta a temperatura da água em 3,50 °C; O B aumenta a temperatura da água em 2,60 °C. (a) Qual objeto tem a maior capacidade calorífica? (b) O que você pode dizer sobre os calores específicos de A e B?

a) Ambos os copos de água contêm a mesma massa de água, de modo que ambos têm a mesma capacidade de calor. O objeto A aumenta a temperatura da água mais do que o seu objeto B, de modo mais calor foi transferido do objeto A. Uma vez que ambos os objetos foram aquecidos da mesma temperatura, inicialmente, um objeto tem de ter absorvido mais calor para atingir os 100 °C de temperatura. Quanto maior for a capacidade calorífica de um objeto, maior o calor necessário para produzir um dado aumento da temperatura. Assim, o objeto A tem a maior capacidade calorífica.

(b) Uma vez que nenhuma informação sobre as massas dos objetos é dada, não podemos comparar ou determinar o calor específico dos objetos.

6- (a) Qual é o calor específico da água líquida? (b) Qual é a capacidade calorífica de 185 g de água líquida? (c) Quantos kJ de calor são necessários para aumentar a temperatura de 10,00 kg de água líquida de 24,6 para 46,2 °C?

a)

$$\frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ g} \cdot \text{K}} \text{ or } \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}}$$

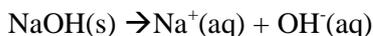
b)

$$\frac{185 \text{ g H}_2\text{O} \times 4.184 \text{ J}}{1 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}} = 774 \text{ J}/^\circ\text{C}$$

c)

$$10.00 \text{ kg H}_2\text{O} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} \times (46.2^\circ\text{C} - 24.6^\circ\text{C}) = 904 \text{ kJ}$$

7- Quando uma amostra de 9,55 g de hidróxido de sódio sólido se dissolve em 100,0 g de água em um calorímetro de copo de isopor, a temperatura aumenta de 23,6 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.

$$R: \Delta T = (47,4 - 23,6)^\circ\text{C} = 23,8^\circ\text{C}$$

$$109.55 \text{ g solution} \times \frac{4.184 \text{ J}}{1 \text{ g} \cdot ^\circ\text{C}} \times 23.8^\circ\text{C} \times \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}} = 10.909 = 10.9 \text{ kJ}$$

10,9kJ é o calor perdido pelo hidróxido de sódio na dissolução. Logo:

$$\frac{-10.909 \text{ kJ}}{9.55 \text{ g NaOH}} \times \frac{40.00 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = -45.7 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H = q_p = -45.7 \text{ kJ/mol NaOH}$$

8- Sob condições de volume constante o calor de combustão da glicose (C₆H₁₂O₆) é 15,57 kJ/g. Uma amostra de 2,500 g de glicose é queimada em uma bomba calorimétrica. A temperatura do calorímetro aumenta de 20,55 para 23,25°C. (a) Qual é a capacidade calorífica total do calorímetro? (b)

Se o tamanho da amostra de glicose fosse duas vezes maior, qual seria a variação de temperatura do calorímetro?

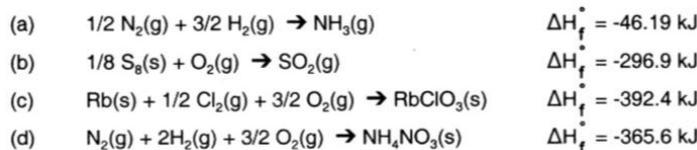
a)

$$C_{\text{total}} = 2.500 \text{ g glicose} \times \frac{15.57 \text{ kJ}}{1 \text{ g glicose}} \times \frac{1}{2.70^\circ\text{C}} = 14.42 = 14.4 \text{ kJ}/^\circ\text{C}$$

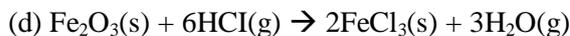
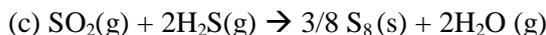
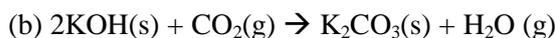
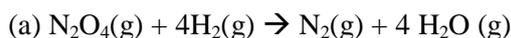
b)

$$5.000 \text{ g glicose} \times \frac{15.57 \text{ kJ}}{1 \text{ g glicose}} \times \frac{1^\circ\text{C}}{14.42 \text{ kJ}} = 5.40^\circ\text{C}$$

9- Para cada um dos seguintes compostos, escreva a equação termoquímica balanceada representando a formação de 1 mol do composto a partir de seus elementos em seus estados padrão e pesquise na literatura para obter os valores de seus ΔH_f^o: (a) NH₃(g); (b) SO₂(g); (c) RbClO₃(s); (d) NH₄NO₃(s).



10- Usando os valores de ΔH_f^o (pesquise em livros ou na internet), calcule os valores de ΔH^o para cada uma das seguintes reações:



a)

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = 2\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) + \Delta H_f^\circ \text{ N}_2(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{ N}_2\text{O}_4(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{ H}_2(\text{g})$$

$$= 2(-241.82) + 0 - (9.66) - 0 = -493.30 \text{ kJ}$$

b)

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = \Delta H_f^\circ \text{ K}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) - 2\Delta H_f^\circ \text{ KOH}(\text{s}) - \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2(\text{g})$$

$$= -1150.18 \text{ kJ} - 241.82 \text{ kJ} - 2(-424.7) \text{ kJ} - (-393.5 \text{ kJ}) = -149.1 \text{ kJ}$$

c)

$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = 3/8\Delta H_f^\circ \text{ S}_8(\text{s}) + 2\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{ SO}_2(\text{g}) - 2\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{S}(\text{g})$$

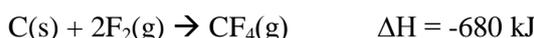
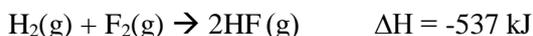
$$= 3/8(0) + 2(-241.82) - (-269.9) - 2(-20.17) = -173.4 \text{ kJ}$$

d)

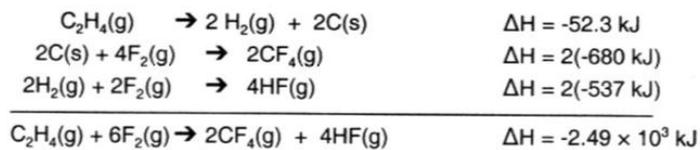
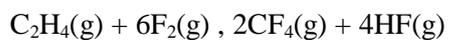
$$\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = 2\Delta H_f^\circ \text{ FeCl}_3(\text{s}) + 3\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) - \Delta H_f^\circ \text{ Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) - 6\Delta H_f^\circ \text{ HCl}(\text{g})$$

$$= 2(-400 \text{ kJ}) + 3(-241.82 \text{ kJ}) - (-822.16 \text{ kJ}) - 6(-92.30 \text{ kJ}) = -149.5 \text{ kJ}$$

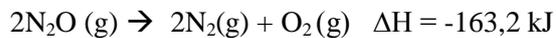
11- A partir das entalpias de reação:



calcule o ΔH para a reação do etileno com F₂:



12- Considerando os dados abaixo:



Use a lei de Hess para calcular o ΔH para a reação:

