



Lista de Exercício 1

Química Geral II – QUI101203

Professor: Jefferson Rodrigues de Souza

e-mail: jefferson@uenf.br

Questão 1 Quais as duas formas nas quais um objeto pode possuir energia? Em que essas duas formas se diferem?

Resposta Um objeto pode possuir energia em virtude de seu movimento ou posição. A energia cinética depende da massa do objeto e de sua velocidade. A energia potencial depende da posição do objeto em relação ao corpo com o qual ele interage.

Questão 2 Qual é o significado, em termodinâmica, do termo sistema?

Resposta O *sistema* é a parte bem definida do universo cujas alterações de energia estão sendo estudadas.

Questão 3 Defina sistema aberto, fechado e isolado.

Questão 4 O que é fronteira de um sistema e como ela pode ser classificada?

Questão 5 O que é trabalho e como pode ser definido em termos matemáticos?

Questão 6 Explique a primeira lei da termodinâmica.

Resposta Em qualquer alteração física ou química, a energia não pode ser criada nem destruída; a energia é conservada.

Questão 7 Qual o significado de energia interna (E) de um sistema?

Resposta A *energia interna* (E) de um sistema é a soma de todas as energias cinética e potencial dos componentes do sistema.

Questão 8 Quais os meios pelos quais a energia interna de um sistema pode aumentar?

Resposta A energia interna aumenta quando o trabalho é realizado no sistema e quando o calor é transferido ao sistema.

Questão 9 Calcule a variação de energia interna e determine se o processo é endotérmico ou exotérmico para os seguintes casos:

- A) Um sistema libera 113 kJ de calor para a vizinhança e realiza 39 kJ de trabalho na vizinhança;
- B) $q = 1,62$ kJ e $w = -874$ kJ;
- C) O sistema absorve 63,5 kJ de trabalho da vizinhança

Resposta

A) $\Delta E = q + w = -113 - 39 = -152$ kJ, exotérmico

B) $\Delta E = q + w = +1,62 - 874 = -872,4$ kJ, exotérmico

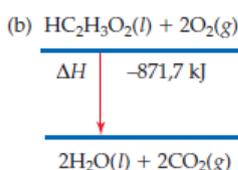
C) O enunciado não fornece informações a quantidade de calor envolvido no processo, entretanto o trabalho positivo denota um trabalho de compressão (vizinhança sobre sistema), endotérmico.

Questão 10 A combustão completa do ácido acético $C_2H_4O_2(l)$ para formar $CO_2(g)$ e $H_2O(l)$ à pressão constante libera 871,1 kJ de calor por mol de ácido acético.

- A) Escreva uma equação termoquímica balanceada para essa reação;



- B) Desenhe um diagrama de entalpia para a reação



Questão 11 Considere a seguinte reação que ocorre a temperatura e pressão ambientes:



Quem tem a maior entalpia sob essas condições, $2Cl(g)$ ou $Cl_2(g)$?

Resposta O reagente, $2Cl$, tem a entalpia mais alta

Questão 12 Considere a seguinte reação:



- A) A reação é endotérmica ou exotérmica? **Resposta** exotérmica
- B) Calcule a quantidade de calor transferida quando 2,4 g de Mg(s) reagem a pressão constante.

$$n = \frac{m}{MM} = \frac{2,4 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} = 0,098 \text{ mol de Mg}$$

$$\text{Variação de entalpia molar} = \frac{-1204 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = -602 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H = -602 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 0,098 \text{ mol} = -59 \text{ kJ}$$

- C) Quantos gramas de MgO são produzidos durante uma variação de entalpia de 96 kJ?

$$-96 \text{ kJ} = -602 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times n$$

$$n = \frac{96 \text{ kJ}}{602 \text{ kJ/mol}} = 0,159 \text{ mol de MgO}$$

$$n = \frac{m}{MM} = 0,159 = \frac{m}{40,3} = m = 6,41 \text{ g}$$

- D) Quantos quilojoules de calor são absorvidos quando 7,5 g de MgO(s) se decompõe em Mg(s) e O₂(g) a pressão constante?



$$\text{Variação de entalpia molar} = \frac{+1204 \text{ kJ}}{2 \text{ mol}} = +602 \text{ kJ/mol}$$

$$n = \frac{7,5}{40,3} = 0,186 \text{ mol}$$

$$\Delta H = +602 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 0,186 \text{ mol} = +112 \text{ kJ}$$

Questão 13 Quando soluções contendo íons prata e íons cloreto são misturadas, precipita cloreto de prata:



A) Calcule o ΔH para formação de 0,540 mol de AgCl por essa reação.

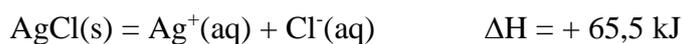
$$\Delta H = -65,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 0,54 \text{ mol} = -35,4 \text{ kJ}$$

B) Calcule o ΔH para a formação de 1,66 g de AgCl

$$n = \frac{m}{MM} = \frac{1,66 \text{ g}}{143,4} = 0,0116 \text{ mol}$$

$$\Delta H = -65,5 \text{ kJ} \times 0,0116 \text{ mol} = -0,759 \text{ kJ}$$

C) Calcule ΔH quando 0,188 mmol de AgCl se dissolve em água



$$n = 0,188 \text{ mmol} = 0,188 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\Delta H = +65,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times 0,188 \times 10^{-3} \text{ mol} = + 0,0123 \text{ kJ ou } +12,3 \text{ J}$$