

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS  
AULA 09 – TURMA INTENSIVA

01. Item B

Teremos em 100 g de água:

$$m_{\text{xilitol}} = 60,8 \text{ g}$$

$$m_{\text{solução}} = 100,0 \text{ g} + 60,8 \text{ g} = 160,8 \text{ g}$$

$$160,8 \text{ g (solução)} \text{ — } 60,8 \text{ g (xilitol)}$$

$$8,04 \text{ g (solução)} \text{ — } m_{\text{xilitol}}$$

$$m_{\text{xilitol}} = 3,04 \text{ g}$$

$$n_{\text{xilitol}} = \frac{m_{\text{xilitol}}}{M_{\text{xilitol}}} \Rightarrow n_{\text{xilitol}} = \frac{3,04}{152} = 0,02 \text{ mol}$$

A entalpia de dissolução do xilitol é de 5,5 kcal/mol, então:

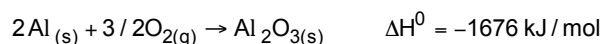
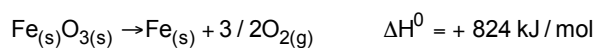
$$1 \text{ mol} \text{ — } 5,5 \text{ kcal}$$

$$0,02 \text{ mol} \text{ — } E$$

$$E = 0,11 \text{ kcal}$$

02. Item E

Pode-se aplicar a Lei de Hess para determinar o valor da variação de entalpia da reação citada. Sendo assim, faz-se uma manipulação matemática das equações parciais para que, quando somadas, seja obtida a equação desejada. Observe:



Observação: A primeira equação foi invertida, invertendo-se também o sinal do  $\Delta H^0$ .

Assim, valor da variação de entalpia de  $2\text{Al}_{(s)} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} \rightarrow 2\text{Fe}_{(s)} + \text{Al}_2\text{O}_{3(s)}$  é obtido pela somatória dos valores de  $\Delta H^0$  das equações acima:

$$\Delta H = +824 - 1676 = -852 \text{ kJ/mol.}$$

### 03. Item A

1 – Cálculo das massas de metais a partir de suas densidades (lembrar que  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ )

Alumínio:

$$1 \text{ mL} \quad \text{-----} \quad 2,7 \text{ g}$$

$$500 \text{ mL} \quad \text{-----} \quad m_{\text{Al}}$$

$$m_{\text{Al}} = 1350 \text{ g}$$

Ferro:

$$1 \text{ mL} \quad \text{-----} \quad 7,9 \text{ g}$$

$$500 \text{ mL} \quad \text{-----} \quad m_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{Al}} = 3950 \text{ g}$$

Pela calorimetria, calcula-se o calor absorvido para um corpo usando-se a seguinte expressão:  $Q = m \times c \times \Delta T$

$$\text{Para o ferro, teremos: } Q = 3950 \times 0,46 \times 1 = 1817 \text{ J.}$$

$$\text{Para o alumínio, teremos: } Q = 1350 \times 0,92 \times 1 = 1242 \text{ J.}$$

04. Item E

1 mol de sacarose = 342 g

342 g de sacarose ————— + 5635 kJ

48 g de sacarose ————— E

E = +790,9 kJ/mol

O sinal positivo do resultado indica que a energia foi absorvida.

---

05. Item A

As equações 2 e 3 se referem às entalpias de formação do gás carbônico e água, respectivamente.

A reação que ocorre na ingestão da glicose é:  $C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$

Para calcular a variação de entalpia solicitada, usamos a definição:

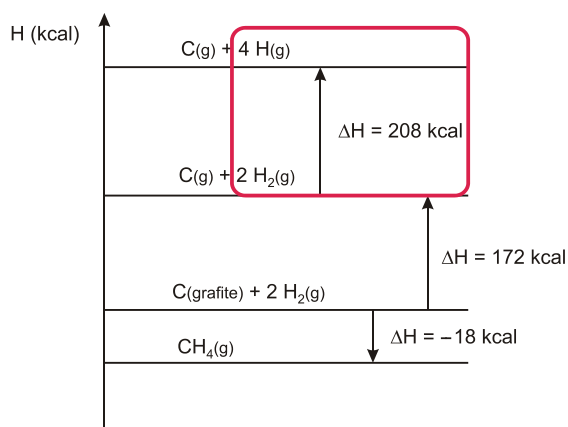
$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{PRODUTOS}} - \sum \Delta H_{\text{REAGENTES}}$$

Cálculo:  $\Delta H = [6x(-394) + 6x(-286)] - [-1275] = -2805 \text{ kJ}$ .

---

06. Item B

De acordo com o diagrama, para a quebra de 2 mols de ligações H–H são necessários 208 kcal, então:

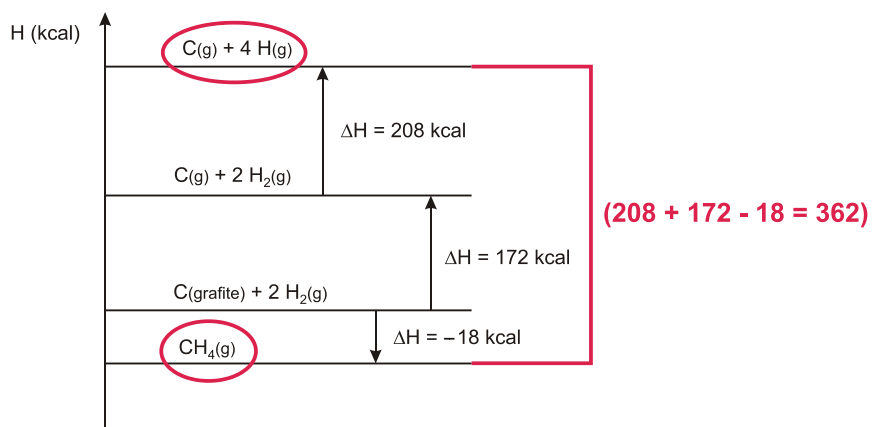


2 mol H – H ——— 208 kcal

1 mol H – H ———  $E_{H-H}$

$E_{H-H} = 104 \text{ kcal}$

De acordo com o diagrama, para a quebra de quatro mols de ligações C–H são necessários 362 kcal (+208 kcal + 172 kcal – 18 kcal), então:



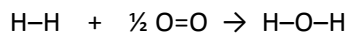
4 mol C – H ——— 362 kcal

1 mol C – H ———  $E_{C-H}$

$E_{C-H} = 90,5 \text{ kcal}$

07. Item B

Teremos:



$$+(104,2) + \frac{1}{2}(119,1) - 2(110,6) = -57,45 \text{ kcal}$$

08. Item A

Fazendo:

Q = quantidade de calor

m = massa de chumbo

c = calor específico do chumbo

$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{inicial}}$  = variação de temperatura

Teremos:

$$Q = m \times c \times \Delta T$$

$$1300 = m \cdot 0,13 \times (30 - 20)$$

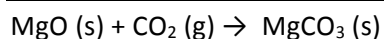
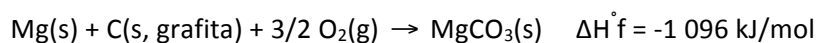
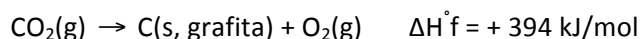
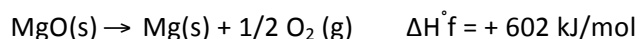
$$m = 1000 \text{ kg} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg}$$

09. Item B

$$m(\text{O}_2) = 1200 \text{ kcal} \times \frac{1 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{4 \text{ kcal}} \times \frac{6 \times 32 \text{ g O}_2}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 320 \text{ g O}_2$$

10. Item B

A reação desejada é  $\text{MgO (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{MgCO}_3 \text{ (s)}$ . Sua montagem pode ser efetuada como abaixo.



$\Delta H = 602 + 394 - 1096 = -100 \text{ kJ/mol}$ , sendo assim uma reação exotérmica.

---