

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 12 – TURMA ANUAL

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:

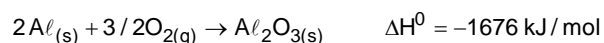
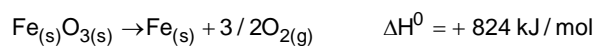
$$1 \text{ mol} \text{ — } 5,5 \text{ kcal}$$

$$0,02 \text{ mol} \text{ — } E$$

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

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 ΔH^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 ΔH^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: $C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$

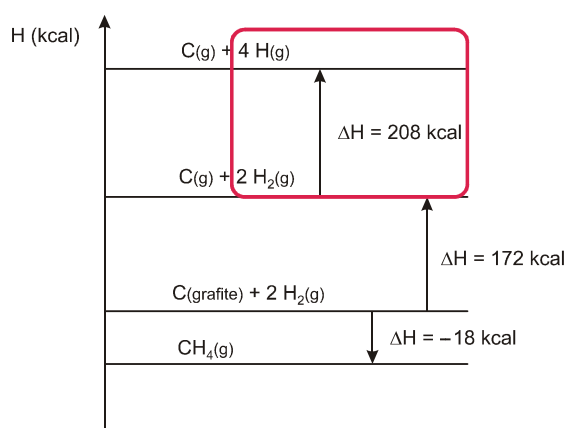
Para calcular a variação de entalpia solicitada, usamos a definição:

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

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

06. Item B

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

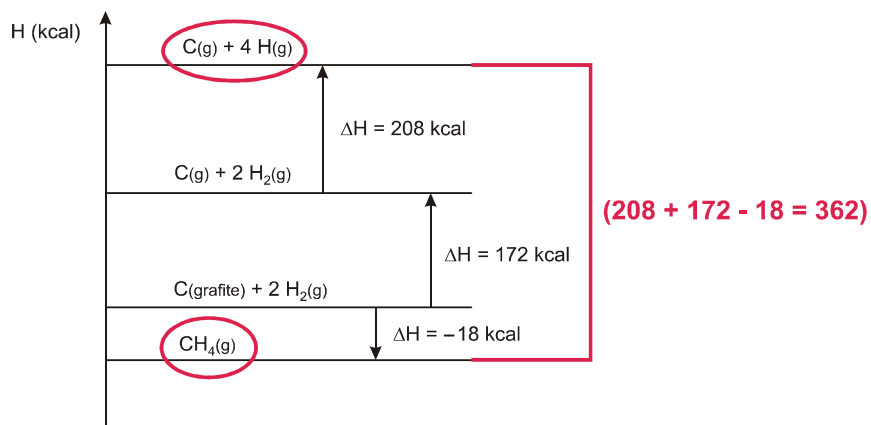


2 mol H – H ——— 208 kcal

1 mol H – H ——— $E_{\text{H-H}}$

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

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:



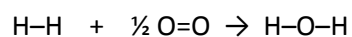
4 mol C – H ——— 362 kcal

1 mol C – H ——— $E_{\text{C-H}}$

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

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:

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

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

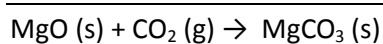
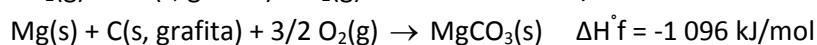
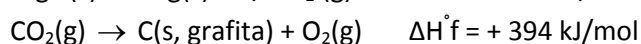
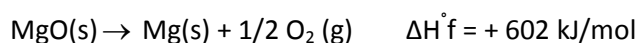
$$m = 1000 \text{ kg} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg}$$

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



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

11. Item C

Para a reação $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s}) + 12\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 12\text{CO}_2(\text{g}) + 11\text{H}_2\text{O}(\ell)$ $\Delta H < 0$

A entalpia de combustão da sacarose é $\Delta H = 12(-394) + 11(-286) - (-2222) = -5652 \text{ kJ/mol}$.

$$m(\text{g}) = 314 \text{ kJ} \times \frac{342 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{5652 \text{ kJ}} = \mathbf{19 \text{ g}}$$

12. Item B

$$\Delta H = +612 + 436 - 412 - 412 - 348 = -124 \text{ kJ/mol}$$

13. Item B

Supondo que a gasolina custe R\$ G por litro, o valor pago pela energia E (kJ) no percurso seria

$$V(\text{R}\$) = \frac{\text{R}\$ G}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1,0 \text{ mL}}{0,70 \text{ g}} \times \frac{114 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{5100 \text{ kJ}} \times E \text{ kJ}$$

Supondo que o álcool custe R\$ A por litro, o valor pago pela energia E (kJ) no percurso seria

$$V(\text{R}\$) = \frac{\text{R}\$ A}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1,0 \text{ mL}}{0,80 \text{ g}} \times \frac{46 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{1200 \text{ kJ}} \times E \text{ kJ}$$

Para que ocorra de maneira independente economicamente, a energia deverá ter o mesmo custo nos dois processos, então:

$$\frac{G \times 114 \times E}{1000 \times 0,70 \times 5100} = \frac{A \times 46 \times E}{1000 \times 0,80 \times 1200}$$

$$\frac{A}{G} \cong 0,67 \text{ ou } 2/3$$

14. Item B

I – Falso. O valor de 2500 cal ou 2,5 kcal corresponde a uma dieta de 10,45 kJ.

II – Falso. Três porções do produto II têm 150 kcal, enquanto que quatro porções do produto I apresentam 300 kcal.

III – Verdadeiro. Para uma mesma massa dos três produtos, há mais carboidratos na embalagem do produto III.

15. Item B

A redução da hidrazina é representada por $\text{N}_2\text{H}_4 (\text{l}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$.

$$\Delta H = 2 (-46) - (+50) = - 142 \text{ kJ}$$

16. Item B

Energia presente na gordura

$$E (\text{kcal}) = 250\text{g leite} \times \frac{39\text{g gordura}}{1000\text{g leite}} \times \frac{9,0 \text{ kcal}}{1\text{g gordura}} = 87,75 \text{ kcal}$$

Energia presente na proteína

$$E (\text{kcal}) = 250\text{g leite} \times \frac{32,5\text{g proteína}}{1000\text{g leite}} \times \frac{5,2 \text{ kcal}}{1\text{g proteína}} = 42,25 \text{ kcal}$$

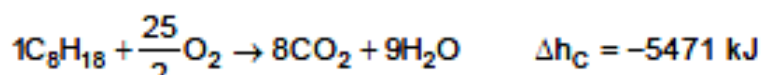
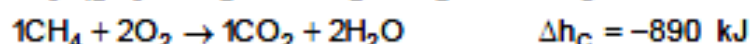
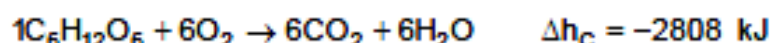
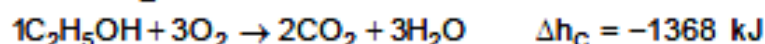
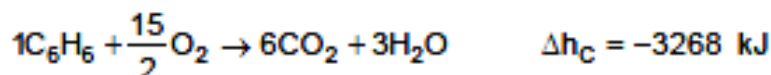
Energia presente no carboidrato

$$E (\text{kcal}) = 250\text{g leite} \times \frac{46\text{g lactose}}{1000\text{g leite}} \times \frac{4,0 \text{ kcal}}{1\text{g lactose}} = 46 \text{ kcal}$$

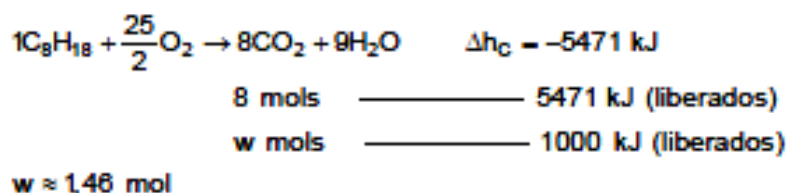
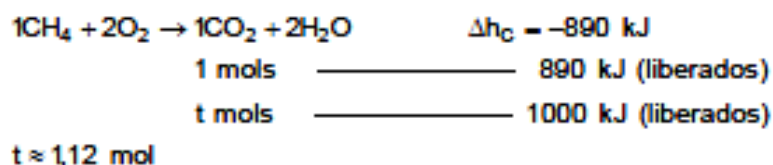
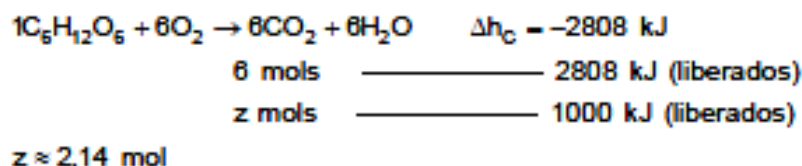
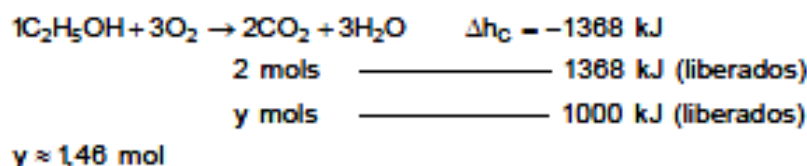
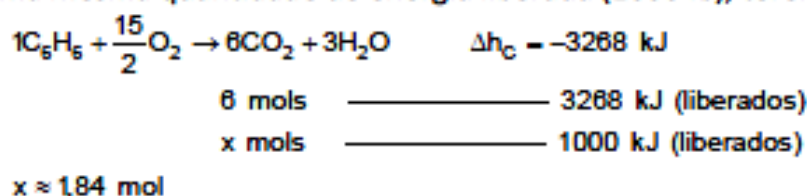
O total de energia armazenada no copo de leite é **176 kcal**.

17. Item C

Reações de combustão:



Para uma mesma quantidade de energia liberada (1000 kJ), teremos;

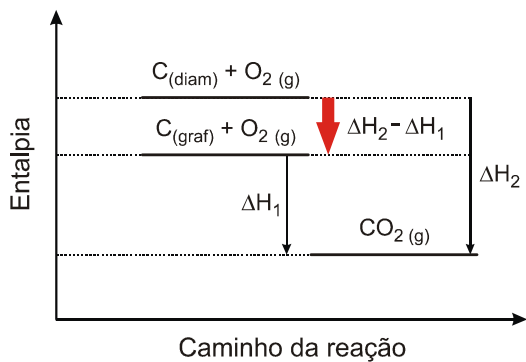


Conclusão: Para uma mesma quantidade de energia liberada (1000 kJ) a glicose libera maior quantidade de CO_2 .

18. Item A

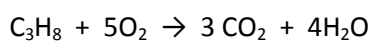
[B]

Teremos:



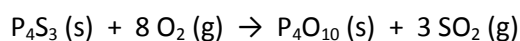
$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = -395,0 - (-393,1) = -1,9 \text{ kJ (liberação de energia).}$$

19. Item B



$$\Delta H = H_p - H_R = 3(-94,1) + 4(-68,3) - (24,8) = -530,7 \text{ kcal/mol}$$

20. Item A

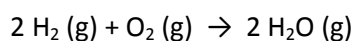


$$\Delta H = H_p - H_R = (-2940) + 3(-296,8) - (-151) = -3679,4 \text{ kJ/mol}$$

Logo, a energia liberada é de quase 3680 kJ/mol de P_4S_3 (220 g/mol).

$$E(\text{kJ}) = 22\text{g } \text{P}_4\text{S}_3 \times \frac{3680 \text{ kJ}}{220\text{g } \text{P}_4\text{S}_3} = \mathbf{368 \text{ kJ}}$$

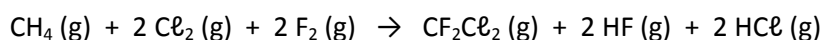
21. Item C



$$\Delta H = H_p - H_R = 2(+437) + (+494) + 4(-463) = -484 \text{ kJ/mol}$$

$$E(\text{KJ}) = 1000\text{g H}_2(\text{g}) \times \frac{-484 \text{ kJ}}{2 \times 2\text{g H}_2(\text{g})} = -121 \times 10^3 \text{ kJ}$$

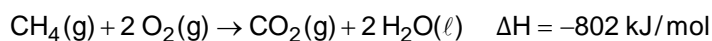
22. Item C



$$\Delta H = 4(+413) + 2(+239) + 2(+154) + 2(-485) + 2(-339) + 2(-565) + 2(-427) = -1194 \text{ kJ/mol}$$

23. Item [C]

O valor máximo de oxigênio utilizado na combustão implica num maior valor de ΔH (calor liberado).



$$16 \text{ g} \text{ ————— } 802 \text{ kJ liberados}$$

$$1 \text{ g} \text{ ————— } E$$

$$E = 50,125 \text{ kJ}$$

24. Item B

Veículo a álcool

$$E(\text{kJ}) = 700 \text{ cm}^3 \times \frac{0,80 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{420 \text{ kcal}}{60 \text{ g}} = 3920 \text{ kcal}$$

Veículo à gasolina

$$V(\text{cm}^3) = 3920 \text{ kcal} \times \frac{60 \text{ g}}{696 \text{ kcal}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{0,80 \text{ g}} = 422 \text{ cm}^3$$

25. Item [B]

Gráfico 1: Mostra que na dissociação do CaCl_2 a entalpia dos produtos é menor, indicando então uma liberação de calor para as vizinhanças, promovendo o aquecimento da água.

Gráfico 2: Mostra que na dissociação do NH_4NO_3 a entalpia dos produtos é maior, indicando então uma absorção de calor das vizinhanças, promovendo o resfriamento da água.