

RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 05 – TURMA FMJ

01. Item D

Sabendo-se que $1 \text{ cal} \cong 4,2 \text{ J}$, iremos fazer a conversão para encontrar a unidade desejada.

$$\frac{33.900 \text{ kcal}}{\text{Kg}} \times \frac{4,2 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = \mathbf{142.380 \text{ kJ/kg}}$$

02. Item D

A reação do processo descrito é $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -800 \text{ KJ/mol}$

$$\frac{2,4 \times 10^9 \text{ kJ}}{1 \text{ h}} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{800 \text{ kJ}} \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{1 \text{ ton}}{10^6 \text{ g}} = \mathbf{132 \text{ ton CO}_2/\text{h}}$$

03. Item A

$$10.000 \text{ kcal} \times \frac{1 \text{ mol sal}}{20 \text{ kcal}} \times \frac{322 \text{ g sal}}{1 \text{ mol sal}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = \mathbf{161 \text{ kg sal}}$$

04. Item E

O que o veículo precisa para se movimentar é a energia liberada pelo combustível. Vamos então determinar o custo desta energia para o etanol (R\$/kcal).

$$\frac{\text{R\$ } 0,60}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ L}}{0,80 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ g}}{6,0 \text{ kcal}} = \text{R\$ } 0,125/\text{kcal}$$

Para terem despesas idênticas, a energia liberada pela gasolina deve ter o mesmo custo daquela liberada pelo etanol. Assim, vamos determinar o preço do litro da gasolina.

$$\frac{\text{R\$ } 0,125}{\text{Kcal}} \times \frac{11,5 \text{ kcal}}{1 \text{ g}} \times \frac{0,70 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \mathbf{\text{R\$ } 1,00/\text{L}}$$

05. Item E

Vamos determinar o poder calorífico por mol de CO₂.

$$\text{Álcool} = \frac{30 \text{ kJ}}{1 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{2 \text{ mol CO}_2} = \mathbf{690 \text{ kJ/mol CO}_2}$$

$$\text{gasolina} = \frac{47 \text{ kJ}}{1 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{114 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{8 \text{ mol CO}_2} = \mathbf{670 \text{ kJ/mol CO}_2}$$

$$\text{Gás natural} = \frac{54 \text{ kJ}}{1 \text{ g CH}_4} \times \frac{16 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \times \frac{1 \text{ mol CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2} = \mathbf{864 \text{ kJ/mol CO}_2}$$

Considerando os resultados anteriores, em ordem decrescente, teremos gás natural, álcool e gasolina.

06. Item D

$$232,48 \text{ kcal} \times \frac{2 \text{ mol H}_2(\text{g})}{116,24 \text{ kcal}} \times \frac{2 \text{ g H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol H}_2(\text{g})} = \mathbf{8,0000 \text{ g H}_2(\text{g})}$$

07. Item C

$$\frac{100 \%}{2000 \text{ kcal}} \times \frac{1,4 \times 10^3 \text{ kcal}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{342 \text{ g}} \times 34 \text{ g} \cong \mathbf{7,0\%}$$

08. Item C

$$\Delta H = H_p - H_R = [(-1206,9) + (-241,8)] - [(-986,1) + (-393,50)] = \mathbf{-69,1 \text{ kJ/mol}}$$

09. Item C

Vamos calcular a energia para aquecer a água.

$$50 \text{ kg} \times \frac{4 \text{ kJ}}{\text{kg} \times ^\circ\text{C}} \times 30^\circ\text{C} = 6000 \text{ kJ}$$

Agora usaremos este valor entálpico para determinar o calor de combustão do butano.

$$\frac{6000 \text{ kJ}}{120 \text{ g}} \times \frac{60 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{3000 \text{ kJ/mol}}$$

10. Item C

Vamos calcular a energia para aquecer a água.

$$5 \times 10^4 \text{ kg} \times \frac{4 \text{ kJ}}{\text{kg} \times ^\circ\text{C}} \times 20^\circ\text{C} = 400 \times 10^4 \text{ kJ}$$

Usaremos o valor encontrado para determinar a massa de combustível a ser queimada.

$$400 \times 10^4 \text{ kJ} \times \frac{1 \text{ kg}}{4 \times 10^4 \text{ kJ}} = \mathbf{100 \text{ kg}}$$

11. Item D

O gráfico mostra que, durante a síntese do C_2H_2 , houve um aumento no nível energético do sistema, portanto se constituindo de uma mudança com caráter **endotérmico**.

12. Item C

Vamos determinar o poder calorífico em kJ/g de cada combustível.

$$\text{CH}_3\text{OH} = \frac{768,0 \text{ KJ}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 24,00 \text{ kJ/g}$$

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \frac{1380,0 \text{ KJ}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} = 30,000 \text{ kJ/g}$$

$$\text{CH}_4 = \frac{896,0 \text{ KJ}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 56,00 \text{ kJ/g}$$

$$\text{C} = \frac{396,0 \text{ KJ}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 33,00 \text{ kJ/g}$$

$$\text{H}_2 = \frac{286,0 \text{ KJ}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 143,0 \text{ kJ/g}$$

Respectivamente, o melhor e o pior desempenho são de hidrogênio e metanol.

13. Item B

$$\Delta H = H_p - H_R$$

$$- 1365,9 = [2(-393,5) + 3(-285,8)] - [\Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 0] \quad \text{.....} \quad \Delta H_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = - 278,5 \text{ kJ/mol}$$

14. Item C

Cálculo da energia envolvida na combustão do etanol.

$$\Delta H = H_p - H_R$$

$$[(2(-394) + 3(-286))] - [1(-278) + 0] = - 1368 \text{ kJ/mol}$$

Vamos determinar a energia envolvida na queima do óleo BTE.

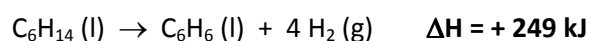
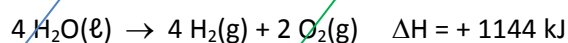
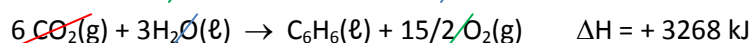
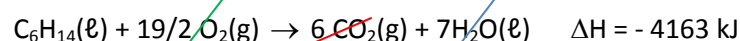
$$1 \text{ ton BTE} \times \frac{44 \text{ kJ}}{1 \text{ g BTE}} \times \frac{10^6 \text{ g}}{1 \text{ ton}} = 44 \times 10^6 \text{ kJ}$$

Usando esta mesma quantidade de energia, vamos encontrar a massa de etanol que sofreria combustão.

$$44 \times 10^6 \text{ kJ} \times \frac{1 \text{ mol}}{1368 \text{ kJ}} \times \frac{46 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ ton}}{10^6 \text{ g}} \cong \mathbf{1,48 \text{ ton}}$$

15. Item B

A reação requisitada é $\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$. Para chegar à mesma, faremos a seguinte montagem.



16. Item D

Na reação inversa, o ΔH do processo equivale a **+ 225 kJ/mol**.

17. Item A

A reação descrita no processo é $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Vamos então calcular sua variação de entalpia.

$$\Delta H = H_p - H_R = [2(-94,10) + (-68,30)] - [(+54,20) + 0] = - 310,7 \text{ kcal/mol}$$

Por fim, vamos encontrar a energia envolvida para a massa citada.

$$221,0 \text{ g C}_2\text{H}_2(\text{g}) \times \frac{1 \text{ mol}}{26 \text{ g C}_2\text{H}_2(\text{g})} \times \frac{- 310,7 \text{ kcal}}{1 \text{ mol}} = - \mathbf{2640,95 \text{ kcal}}$$

18. Item B

$$1 \text{ h} \times \frac{1800 \text{ kJ}}{\text{h}} \times \frac{1 \text{ mol}}{5400 \text{ kJ}} \times \frac{342 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{114 \text{ g}}$$

19. Item B

Vamos determinar a variação de entalpia da reação.

$$\Delta H = H_p - H_R = [3(-26,4)] - [(-196,2)] = \mathbf{+ 117 \text{ kcal/mol}}$$