

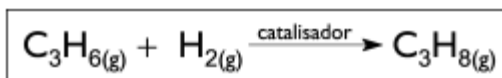


Termoquímica

6 C		8 O	9 F
14 Si	15 P		17 Cl

Termoquímica

1. O propeno ($\Delta H^\circ_{\text{formação}} = + 5 \text{ kcal} \times \text{mol}^{-1}$), um composto utilizado largamente em síntese orgânica, produz propano ($\Delta H^\circ_{\text{formação}} = - 25 \text{ kcal} \times \text{mol}^{-1}$), por redução catalítica, de acordo com a reação abaixo.



Observe, na tabela, os valores aproximados das energias de ligação nas condições-padrão.

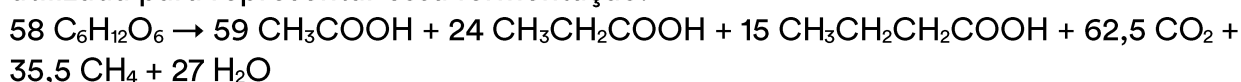
TIPO DE LIGAÇÃO	ENERGIA DE LIGAÇÃO (kcal \times mol ⁻¹)
C – C	- 83
C = C	- 147
C – H	- 99

Calcule o valor da energia de dissociação para um mol de ligações H – H, em kcal \times mol⁻¹.

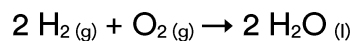
2. Quando se utiliza um biossistema integrado numa propriedade agrícola, a biodigestão é um dos processos essenciais desse conjunto. O biodigestor consiste de um tanque, protegido do contato com o ar atmosférico, onde a matéria orgânica de efluentes, principalmente fezes animais e humanas, é metabolizada por bactérias. Um dos subprodutos obtidos nesse processo é o gás metano, que pode ser utilizado na obtenção de energia em queimadores. A parte sólida e líquida que sobra é transformada em fertilizante. Dessa forma, faz-se o devido tratamento dos efluentes e ainda se obtêm subprodutos com valor agregado.

a) Sabe-se que a entalpia molar de combustão do metano é de $- 803 \text{ kJ/mol}$; que a entalpia molar de formação desse mesmo gás é de $- 75 \text{ kJ/mol}$; que a entalpia molar de formação do CO_2 é de $- 394 \text{ kJ/mol}$. A partir dessas informações, calcule a entalpia molar de formação da água nessas mesmas condições.

No aparelho digestório de um ruminante ocorre um processo de fermentação de hexoses, semelhante ao que ocorre nos biodigestores. A equação abaixo tem sido utilizada para representar essa fermentação:



- b) Considere a seguinte afirmação: “o processo de fermentação digestiva de ruminantes contribui para o aquecimento global”, você concorda? Responda SIM ou NÃO e explique sua resposta.
- c) Qual seria o número de moles de gás metano produzido na fermentação de 5,8 quilogramas de hexose ingeridos por um ruminante? (Dada a massa molar de $C_6H_{12}O_6 = 180 \text{ g/mol}$).
- 3.** Sob certas circunstâncias, como em locais sem acesso a outras técnicas de soldagem, pode-se utilizar a reação entre alumínio (Al) pulverizado e óxido de ferro (Fe_2O_3) para soldar trilhos de aço. A equação química para a reação entre alumínio pulverizado e óxido de ferro (III) é:
- $$2 \text{ Al}_{(s)} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + 2 \text{ Fe}_{(s)}$$
- O calor liberado nessa reação é tão intenso que o ferro produzido é fundido, podendo ser utilizado para soldar as peças desejadas. Conhecendo-se os valores de entalpia de formação para o $Al_2O_{3(s)} = -1676 \text{ kJ/mol}$ e para o $Fe_2O_{3(s)} = -824 \text{ kJ/mol}$, nas condições padrão (25°C e 1 atmosfera de pressão), calcule a entalpia dessa reação nessas condições. Apresente seus cálculos.
- 4.** O nadador Michael Phelps surgiu na Olimpíada de Beijing como um verdadeiro fenômeno, tanto pelo seu desempenho quanto pelo seu consumo alimentar. Divulgou-se que ele ingere uma quantidade diária de alimentos capaz de lhe oferecer uma energia de 50 MJ. Quanto disto é assimilado, ou não, é uma incógnita. Só no almoço, ele ingere um pacote de macarrão de 500 gramas, além de acompanhamentos.
- a) Suponha que o macarrão seja constituído essencialmente de glicose ($C_6H_{12}O_6$), e que, no metabolismo, toda essa glicose seja transformada em dióxido de carbono e água. Considerando-se apenas o metabolismo do macarrão diário, qual é a contribuição do nadador para o efeito estufa, em gramas de dióxido de carbono?
- b) Qual é a quantidade de energia, em kJ, associada à combustão completa e total do macarrão (glicose) ingerido diariamente pelo nadador?
- (Dados de entalpia de formação em kJ/mol: glicose = -1.274, água = -242, dióxido de carbono = -394).
- 5.** Com base nos valores aproximados de ΔH para as reações de combustão do metano (gás natural) e do hidrogênio,
- $$CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l) \quad \Delta H = -900 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = - 600 \text{ kJ/mol}$$

e das massas molares: carbono = 12 g/mol, hidrogênio = 1 g/mol e oxigênio = 16 g/mol, calcule a massa de hidrogênio que fornece, na combustão, energia correspondente a 16 kg de metano

Gabarito

1. $\Delta H = H_p - H_r$

$$\Delta H = H_{\text{propano}} - H_{\text{propeno}}$$

$$\Delta H = -25 - (5) = -30 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

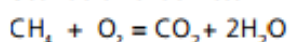
$$\Delta H = -(8H_{\text{C-H}} + 2H_{\text{C-C}}) + (H_{\text{H-H}} + H_{\text{C-C}} + H_{\text{C=C}} + 6H_{\text{C-H}})$$

$$-30 = -958 + H_{\text{H-H}} + 824$$

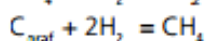
$$H_{\text{H-H}} = 958 - 824 - 30 = 104 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

2. a)

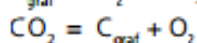
Usando a Lei de Hess:



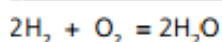
$$\Delta H = -803 \text{ kJ mol}^{-1}$$



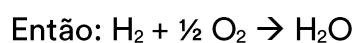
$$\Delta H = -75 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = 394 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = -484 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = -242 \text{ KJ mol}^{-1}$$

b) Sim, contribui para o efeito estufa, pois uma grande quantidade de CO_2 e/ou CH_4 é produzida, e estes são gases causadores do efeito estufa.

$$M_{\text{Hexose}} = 180 \text{ g mol}^{-1}$$

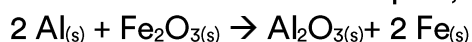
c) Número de mols de hexose em $5,8 \text{ kg} = 5,8 \times 10^3 \text{ g} / 180 \text{ g} = 32,3 \text{ mols}$

58 mols de hexose ---- 35,5 mols de CH_4

32,3 mols ----- x

$$X = 19,8 \text{ mols de } \text{CH}_4$$

3. Como são substâncias simples, a entalpia do Al e Fe é igual a 0.



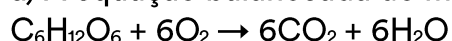
$$0 \quad -824 \text{ kJ} \quad -1676 \quad 0$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = -1676 - (-824)$$

$$\Delta H = -852 \text{ kJ/mol}$$

4. a) A equação balanceada do metabolismo da glicose é dada por:



1 mol

6 mol

Massas molares em g/mol: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180$; $\text{CO}_2 = 44$

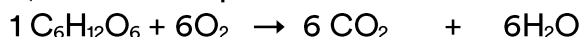
1 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ produz 6 mol de CO_2

$$180\text{g} \text{ ---- } 6 \cdot 44\text{ g}$$

$$500\text{g} \text{ ---- } x$$

$$x = 733\text{g de CO}_2$$

b) Cálculo da quantidade de calor liberada na combustão da glicose:



$$(-1274\text{kJ}) \quad 0 \quad 6 \cdot (-394\text{kJ}) \quad 6 \cdot (-242\text{kJ})$$

$$\Delta H = H_p - H_r$$

$$\Delta H = (6 H_f \text{ CO}_2 + 6 H_f \text{ H}_2\text{O}) - (H_f \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 H_f \text{ O}_2)$$

$$\Delta H = [6 \cdot (-394) + 6 \cdot (-242)] - [(-1274) + 0]$$

$$\Delta H = [-3816] - [-1274]$$

$$\Delta H = -2542\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ ---- } 2542\text{kJ}$$

$$180\text{g} \text{ ---- } 2542\text{kJ}$$

$$500\text{g} \text{ ---- } x$$

$$x = 7061\text{kJ}$$

A energia liberada na combustão é igual a 7061Kj

5. $1 \text{ mol CH}_4 \text{ ---- } 16 \text{ g}$

$$x \text{ mol CH}_4 \text{ ---- } 16 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$x = 1000 \text{ mol CH}_4$$

$$1 \text{ mol CH}_4 \text{ ---- } 900 \text{ kJ}$$

$$1000 \text{ mol CH}_4 \text{ ---- } y$$

$$y = 900 \cdot 10^3 \text{ kJ de energia}$$

$$2 \text{ mol H}_2 \text{ ---- } 600 \text{ kJ}$$

$$z \text{ mol H}_2 \text{ ---- } 900 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

$$z = 3 \cdot 10^3 \text{ mol H}_2$$

$$1 \text{ mol H}_2 \text{ ---- } 2 \text{ g}$$

$$3 \cdot 10^3 \text{ mol H}_2 \text{ ---- } w$$

$$w = 6 \cdot 10^3 \text{ g H}_2$$

Ou seja, a massa de hidrogênio necessária é 6 kg de H₂.