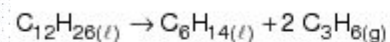




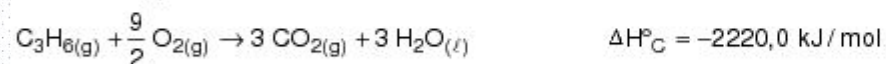
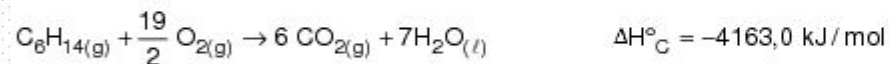
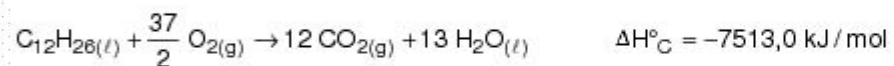
Aula de Exercícios I

Gases e Termoquímica

O craqueamento (cracking) é a denominação técnica de processos químicos na indústria por meio dos quais moléculas mais complexas são quebradas em moléculas mais simples. O princípio básico desse tipo de processo é o rompimento das ligações carbono-carbono pela adição de calor e/ou catalisador. Um exemplo da aplicação do craqueamento é a transformação do dodecano em dois compostos de menor massa molar, hexano e propeno (propileno), conforme exemplificado, simplificado, pela equação química a seguir:



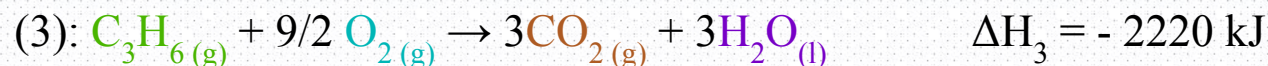
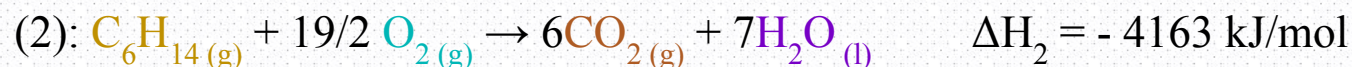
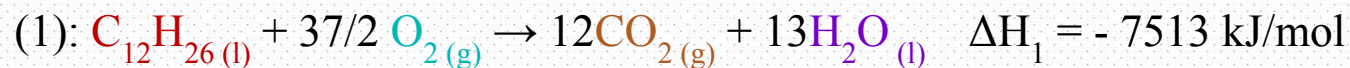
São dadas as equações termoquímicas de combustão completa, no estado-padrão para três hidrocarbonetos:



Utilizando a Lei de Hess, pode-se afirmar que o valor da variação de entalpia-padrão para o craqueamento do dodecano em hexano e propeno, será

- a) - 13896,0 kJ/mol.
- b) - 1130,0 kJ/mol.
- c) + 1090,0 kJ/mol.
- d) + 1130,0 kJ/mol.
- e) + 13896,0 kJ/mol.

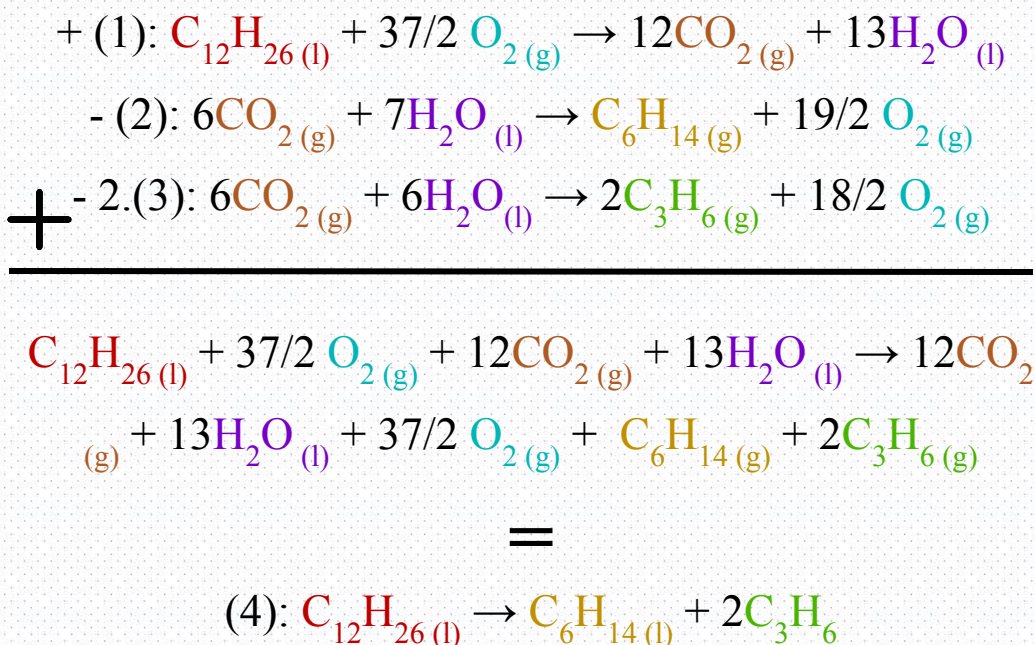
Vamos reescrever as equações e pensar em uma hipótese:



Pelas posições dos hidrocarbonetos, podemos pensar assim:

$$(4) = (1) - (2) - 2.(3)$$

Testando a hipótese:



Portanto, a hipótese estava correta e podemos utilizá-la!

$$\Delta H_4 = \Delta H_1 - \Delta H_2 - 2.\Delta H_3$$

$$\Delta H_4 = -7513 - (-4163) - 2.(-2220)$$

$$\Delta H_4 = -7513 + 4163 + 4440 = -7513 + 8603$$

$$\Delta H_4 = 1090 \text{ kJ (Letra C)}$$

Uma alternativa à utilização de combustíveis fósseis pelos automóveis são os motores a hidrogênio. Um dos desafios enfrentados no início das pesquisas sobre motores a hidrogênio, quando se pensava em tanques de gás como fonte do combustível, era minimizar o volume e ao mesmo tempo maximizar a quantidade de hidrogênio armazenado. Em um tanque de combustível cilíndrico, com volume igual a 120 L, que armazena o hidrogênio a uma temperatura de $-253\text{ }^{\circ}\text{C}$ e 3115 mmHg de pressão, o número de mols e massa de hidrogênio armazenados são respectivamente (dado

$R = 62,3\text{ mmHg}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ e $H = 1$):

- a) 300 mols e 0,6 kg
- b) 30 mols e 60 kg
- c) 300 mols e 0,3 kg
- d) 23,71 mols e 47,42 kg
- e) 73,19 mols e 0,146 kg

Como a questão forneceu pressão (unidade diferente, mas ok), volume e temperatura, nós podemos utilizar a Equação de Clapeyron para descobrir o número de mols (n) e, com ele, a massa de hidrogênio! Note que, apesar da unidade de pressão não ser atm, como de costume, a constante universal dos gases é diferente. Ela está, agora, com a unidade de mmHg também, por isso tem um valor diferente do 0,082, porque este valor é para quando a pressão está em atm!

$$T = -253\text{ }^{\circ}\text{C} = (-253 + 273)\text{ K} = 20\text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$3115 \cdot 120 = n \cdot 62,3 \cdot 20$$

$$n = (3115 \cdot 120) / (62,3 \cdot 20) = 3115 \cdot 6 / 62,3$$

$$n = 18690 / 62,3 = 186900 / 623$$

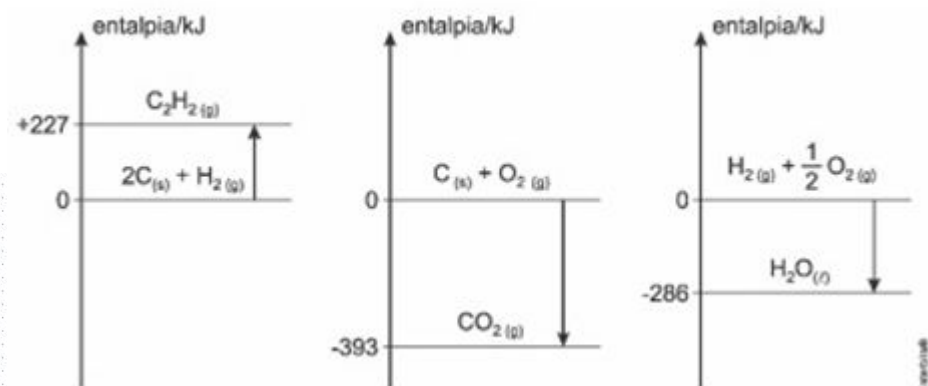
$$n = 300\text{ mols}$$

A massa molar do Hidrogênio (H_2) é: $2 \cdot 1 = 2\text{ g/mol}$. Assim, a sua massa vale: $m = n \cdot \text{MM} = 300 \cdot 2 = 600\text{ g} = 0,6\text{ kg}$ (Letra A)

O ΔH da combustão completa de 1 mol de acetileno, $C_2H_{2(g)}$, produzindo $CO_{2(g)}$ e $H_2O_{(l)}$ é

- a) +1.140 kJ.
- b) +820 kJ.
- c) -1.299 kJ.
- d) -510 kJ.
- e) -635 kJ.

Analisar os três diagramas de entalpia.



Essa questão de entalpia é interessante, porque traz uma forma diferente de mostrar as reações e as suas entalpias. Analisando os diagramas, temos:



Olhando as reações, é possível perceber que são reações de formação!!

Então, as entalpias também são de formação.

Com isso em mente, fica mais fácil de calcular a entalpia de combustão, porque é só fazer:

$$\text{Total} = \text{Produtos} - \text{Reagentes}$$

Reação de combustão:



$$\Delta H = 2.\Delta H_2 + \Delta H_3 - \Delta H_1 - (5/2).\Delta H_{\text{oxigênio}}$$

$$\Delta H = 2.(- 393) + (- 286) - (227) - (5/2).0$$

$$\Delta H = - 786 - 286 - 227 - 0$$

$$\Delta H = - 1299 \text{ kJ (Letra C)}$$

Um grão de milho de pipoca, visto a olho nu, apresenta duas regiões distintas, representadas por **A** e **B** na figura. Em **A**, ocorre o tecido acumulador de amido, usado, pela planta, para nutrir o embrião. Em **B**, os tecidos vegetais possuem maior teor de água. Ao ser aquecida, parte da água transforma-se em vapor, aumentando a pressão interna do grão. Quando a temperatura atinge 177°C , a pressão se torna suficiente para romper o grão, que vira uma pipoca.

Um estudo feito por um grupo de pesquisadores determinou que o interior do grão tem $4,5\text{ mg}$ de água da qual, no momento imediatamente anterior ao seu rompimento, apenas 9% está na fase vapor, atuando como um gás ideal e ocupando $0,1\text{ mL}$. Dessa forma, foi possível calcular a pressão P_{final} no momento imediatamente anterior ao rompimento do grão.

A associação correta entre região do milho e P_{final} é dada por:

Note e adote:

- Constante universal dos gases: $R = 0,082\text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{K} \cdot \text{mol})$;

- $K = ^{\circ}\text{C} + 273$;

- Massas molares (g/mol): $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

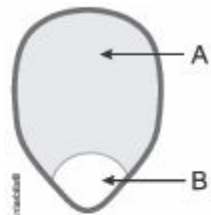
a) A = endosperma e $P_{\text{final}} = 8,3\text{ atm}$.

b) B = endosperma e $P_{\text{final}} = 5,9\text{ atm}$.

c) A = xilema e $P_{\text{final}} = 22,1\text{ atm}$.

d) B = xilema e $P_{\text{final}} = 5,9\text{ atm}$.

e) B = endosperma e $P_{\text{final}} = 92,0\text{ atm}$.



O enunciado afirma que temos $4,5\text{mg}$ de água no milho. No entanto, antes de virar pipoca, somente 9% está na forma de vapor, ocupando $0,1\text{mL}$. Assim, é possível calcular a pressão por meio da Equação de Clapeyron (gases ideais):

$$m_{\text{água total}} = 4,5\text{mg} = 4,5 \cdot 10^{-3}\text{g}$$

$$m_{\text{água vapor}} = m_{\text{água total}} \cdot 9\% = 4,5 \cdot 10^{-3} \cdot (9/100) = 40,5 \cdot 10^{-3}/100$$

$$m_{\text{água vapor}} = 40,5 \cdot 10^{-3} \cdot 10^{-2} = 40,5 \cdot 10^{-5}\text{ g}$$

$$MM_{\text{água}} = 2 \cdot MM_{\text{hidrogênio}} + MM_{\text{oxigênio}} = 2 \cdot 1 + 16 = 18\text{ g/mol}$$

$$n = m/MM = 40,5 \cdot 10^{-5}/18 = 2,25 \cdot 10^{-5}\text{ mols}$$

$$T = 177^{\circ}\text{C} = (177 + 273)\text{ K} = 450\text{K}$$

$$V = 0,1\text{ mL} = 0,1 \cdot 10^{-3}\text{ L} = 10^{-1} \cdot 10^{-3} = 10^{-4}\text{ L}$$

$$PV = nRT$$

$$P \cdot 10^{-4} = 2,25 \cdot 10^{-5} \cdot 0,082 \cdot 450$$

$$P \cdot 10^{-4} = 2,25 \cdot 10^{-5} \cdot 36,9$$

$$P \cdot 10^{-4} = 83,025 \cdot 10^{-5}$$

$$P = 83,025 \cdot 10^{-5}/10^{-4}$$

$$P = 83,025 \cdot 10^{-5} \cdot 10^4$$

$$P = 83,025 \cdot 10^{-1}$$

$$P = 8,3025\text{ atm}$$

$$P \cong 8,3\text{ atm (Letra A)}$$