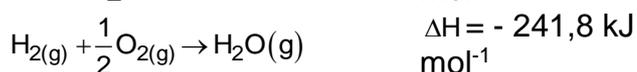
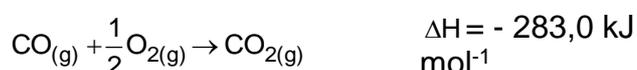
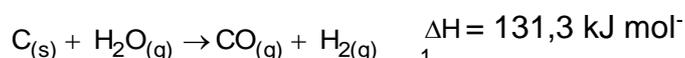


Termoquímica – Lei de Hess e Entalpia de ligação

1. O gás metano pode ser utilizado como combustível, como mostra a equação 1:



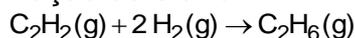
Utilizando as equações termoquímicas abaixo, que julgar necessário, e os conceitos da Lei de Hess, obtenha o valor de entalpia da equação 1.



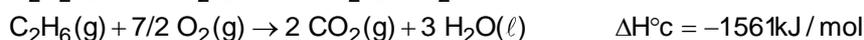
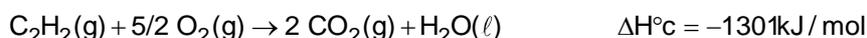
O valor da entalpia da equação 1, em kJ, é

- a) -704,6
- b) -725,4
- c) -802,3
- d) -524,8
- e) -110,5

2. Para projetar um reator um engenheiro precisa conhecer a energia envolvida na reação de hidrogenação do acetileno para a formação do etano



Embora não tenha encontrado esse dado tabelado, ele encontrou as seguintes entalpias padrão de combustão:

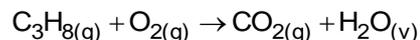


A energia liberada na obtenção de 12,0 t de etano a partir dessa reação de hidrogenação é de

- a) 312 kJ.
- b) 260 kJ.
- c) $1,25 \times 10^8$ kJ.
- d) $1,04 \times 10^8$ kJ.
- e) $1,04 \times 10^7$ kJ.

3. O gás propano é um dos integrantes do GLP (gás liquefeito de petróleo) e, desta forma, é um gás altamente inflamável.

Abaixo está representada a equação química não balanceada de combustão completa do gás propano.



Na tabela, são fornecidos os valores das energias de ligação, todos nas mesmas condições de pressão e temperatura da combustão.

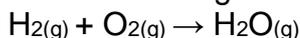
Ligação	Energia de Ligação (kJ.mol ⁻¹)
C – H	413
O = O	498
C = O	744
C – C	348
O – H	462

Assim, a variação de entalpia da reação de combustão de um mol de gás propano será igual a

- a) – 1670 kJ.
- b) – 6490 kJ.
- c) + 1670 kJ.
- d) – 4160 kJ.
- e) + 4160 kJ.

4. As células combustível constituem uma alternativa promissora para substituir os derivados do petróleo na produção de energia, ao utilizarem o hidrogênio como fonte energética. A água é o produto obtido por meio dessa tecnologia, ao invés do dióxido de carbono, principal responsável pelo efeito estufa.

A seguir são representadas a equação não balanceada da combustão do gás hidrogênio e a tabela de energia das ligações envolvidas no estado padrão.



LIGAÇÕES	ENERGIAS (kcal/mol)
H–H	104,2
O=O	119,1
H–O	110,6

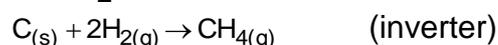
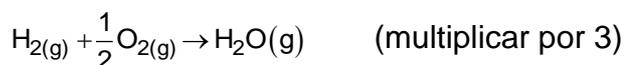
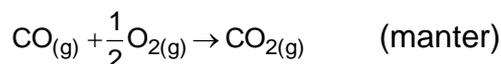
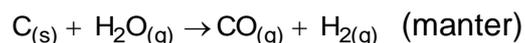
A entalpia de combustão padrão do hidrogênio é, em kcal/mol, aproximadamente, igual a

- a) –114,9
- b) –57,5
- c) +2,1
- d) +106,3

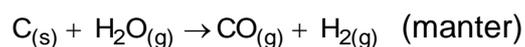
Gabarito

1. C

Teremos:



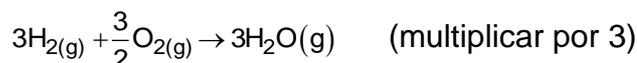
Então:



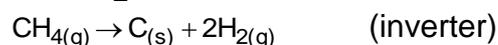
$$\Delta H = 131,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$



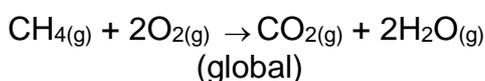
$$\Delta H = -283,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H = -3(241,8 \text{ kJ mol}^{-1})$$



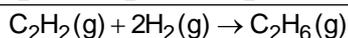
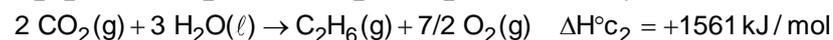
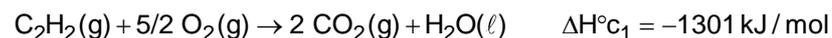
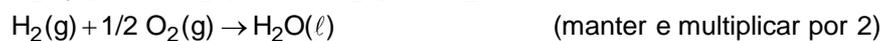
$$\Delta H = +74,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta H_{\text{final}} = +131,3 + (-283,0) + 3(-241,8) + 74,8 = -802,3 \text{ kJ}$$

2. C

Aplicando a Lei de Hess, vem:



$$\Delta H = \Delta H^\circ_{\text{c}_1} + \Delta H^\circ_{\text{c}_2} + \Delta H^\circ_{\text{c}_3} = -1301 + 1561 + 2(-286) = -312 \text{ kJ}$$

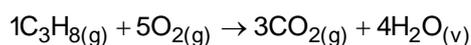
$$30 \text{ g (C}_2\text{H}_6) \text{ ————— } 312 \text{ kJ liberados}$$

$$12,0 \times 10^6 \text{ g (C}_2\text{H}_6) \text{ ————— } E$$

$$E = 1,25 \times 10^8 \text{ kJ (liberados)}$$

3. A

Teremos:



$$\left. \begin{array}{l} \text{C}_3\text{H}_8 \left\{ \begin{array}{l} 2(\text{C}-\text{C}); 8(\text{C}-\text{H}) = +2 \times 348 + 8 \times 413 = +4000 \text{ kJ} \\ \text{O}_2 \left\{ \begin{array}{l} 5 \times 1(\text{O}=\text{O}) = +5 \times 498 \text{ kJ} = +2490 \text{ kJ} \end{array} \right. \end{array} \right\} \text{Quebra (processo endotérmico)}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} 3 \times 2(\text{C}=\text{O}) = 3 \times (-2 \times 744) = -4464 \text{ kJ} \\ \text{H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} 4 \times 2(\text{H}-\text{O}) = 4 \times (-2 \times 462) = -3696 \text{ kJ} \end{array} \right. \end{array} \right\} \text{Formação (processo exotérmico)}$$

$$\Delta H = +4000 + 2490 - 4464 - 3696 = -1670 \text{ kJ}$$

4. B

Teremos:

