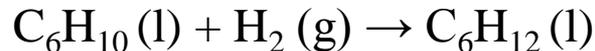


ESERCIZIO 1

A 25°C, l'entalpia standard di idrogenazione del cicloesene a cicloesano:



vale $-93,83 \text{ kJ mol}^{-1}$, mentre l'entalpia standard di combustione del cicloesene e dell'idrogeno valgono rispettivamente $-3731,7$ e $-285,83 \text{ kJ mol}^{-1}$. Si calcoli la **quantità di calore** sviluppata nella combustione di 150 kg di cicloesano. (m.a.r. H=1,01; C=12,01)

La reazione di cui si vuole calcolare il calore di combustione, correttamente bilanciata, è:



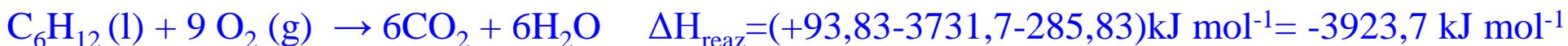
Le reazioni di cui si conoscono i valori di entalpia, correttamente bilanciate, sono:



Si scrive la reazione di idrogenazione del cicloesene nel verso opposto (cicloesano tra i reagenti):



Consideriamo il cicloesene come un intermedio. Sommando:



$$\Delta H = \Delta H_{\text{reaz}} \cdot n \quad n = m / \text{P.M.} \quad \text{P.M. C}_6\text{H}_{12} = 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 = 84,18$$

$$\Delta H = -3923,7 \text{ kJ mol}^{-1} \cdot 150 \cdot 10^3 \text{ g} / 84,18 \text{ g mol}^{-1} = -6991,625 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

$$\mathbf{Q = 6991,625 \cdot 10^3 \text{ kJ}}$$

ESERCIZIO 2

Si calcoli il valore dell'**entalpia molare** standard di formazione del ciclopentano gassoso C_5H_{10} , noto che le entalpie molari standard di combustione del ciclopentano gassoso, del carbonio grafite e dell'idrogeno gassoso valgono rispettivamente $-3099,3$, $-393,5$ e $-241,8$ kJ mol^{-1} .

La reazione di cui si vuole determinare l'entalpia, correttamente bilanciata, è:



Le reazioni di cui si conoscono i valori di entalpia, correttamente bilanciate, sono:



Si scrive la reazione (1) nel verso opposto (ciclopentano tra i prodotti):



Consideriamo CO_2 e H_2O come intermedi. La reazione di cui si vuole determinare l'entalpia può essere ottenuta dalla combinazione delle altre 3, moltiplicate per gli opportuni coefficienti stechiometrici:

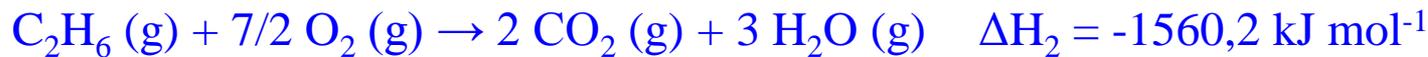


$$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = 5 \cdot \Delta H^\circ_2 + 5 \cdot \Delta H^\circ_3 - \Delta H^\circ_1 = -77,2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ESERCIZIO 3

Una miscela di metano ed etano, contenente il 35% in volume di metano, occupa un volume di 10,00 L alla temperatura di 20°C e alla pressione di 710,0 mmHg. Noto che l'entalpia di combustione del metano e dell'etano valgono rispettivamente -890,6 e -1560,2 kJ mol⁻¹, si calcoli l'effetto termico (o quantità di calore) associato alla combustione completa della miscela. (R=0,0821 L atm /K mol)

Le reazioni di cui si conoscono i valori di entalpia, correttamente bilanciate, sono:



I gas si comportano come gas ideali, perciò vale l'equazione $PV = nRT$

$$\Rightarrow n_{\text{totali}} = PV / RT$$

$$760 \text{ mmHg} : 710 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm} : x \quad \Rightarrow \quad P = 0,934 \text{ atm}$$

$$n_{\text{totali}} = (0,934 \text{ atm} \cdot 10,00 \text{ L}) / (0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293,15 \text{ K}) = 0,388 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = 0,35 \cdot n_{\text{totali}} = 0,136 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = n_{\text{totali}} - n_{\text{CH}_4} = 0,252 \text{ mol}$$

$$\Delta H_{\text{combustione miscela}} = n_{\text{CH}_4} \cdot \Delta H_1 + n_{\text{C}_2\text{H}_6} \cdot \Delta H_2 = [0,136 \cdot (-890,6) + 0,252 \cdot (-1560,2)] \text{ kJ} = -514,29 \text{ kJ}$$

$$\mathbf{Q = 514, 29 \text{ kJ}}$$

ESERCIZIO 4

Le entalpie molari standard di formazione del diossido di carbonio gassoso, dell'acqua liquida e dell'aldeide acetica liquida C_2H_4O valgono rispettivamente $-393,50$, $-285,85$ e $-192,30$ kJ mol^{-1} . Si calcoli la **quantità di calore** ceduta o assorbita nella combustione di $5,0$ L di aldeide acetica liquida ($\rho = 0,788$ g mL^{-1}). m.a.r.: H=1,01; C=12,01; O=16,00

La reazione in esame è:



$$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = \sum \Delta H^\circ f_{\text{prodotti}} - \sum \Delta H^\circ f_{\text{reagenti}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = 2 \Delta H^\circ f_{CO_2} + 2 \Delta H^\circ f_{H_2O} - \Delta H^\circ f_{C_2H_4O} - 5/2 \Delta H^\circ f_{O_2}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = [2 \cdot (-393,50) + 2 \cdot (-285,85) - (-192,30) - 0] \text{ kJ mol}^{-1} = -1166,40 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H = n \cdot \Delta H^\circ_{\text{reazione}}$$

$$n = m / \text{P.M.}$$

$$\text{P.M.}_{C_2H_4O} = 2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 16,00 = 44,06$$

$$\rho = m / V \quad \Rightarrow \quad m = \rho \cdot V = 0,788 \text{ g mL}^{-1} \cdot 5,0 \cdot 10^3 \text{ mL} = 3940 \text{ g}$$

$$\Delta H = (m / \text{P.M.}) \cdot \Delta H^\circ_{\text{reazione}} = (3940 \text{ g} / 44,06 \text{ g mol}^{-1}) \cdot (-1166,40 \text{ kJ mol}^{-1}) = -104303 \text{ kJ}$$

$$\mathbf{Q = 104303 \text{ kJ}}$$

ESERCIZIO 5

Le energie di legame di N_2 e O_2 valgono rispettivamente 945 e 498 kJ/mol. Le entalpie di formazione in condizioni standard di NO_2 e NO valgono rispettivamente +33,20 e +90,31 kJ/mol. Calcolare le energie del legame tra N e O nelle due molecole.

$$\Delta H_{\text{reazione}} = \sum E_{\text{legami rotti}} - \sum E_{\text{legami formati}}$$

Molecole biatomiche: E_{legame} equivale a $E_{\text{dissociazione}}$

Per NO_2 :



$$\Delta H^\circ \text{f}_{\text{NO}_2} = +33,20 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ \text{f}_{\text{NO}_2} = \frac{1}{2} E_{\text{legame N}_2} + E_{\text{legame O}_2} - 2 E_{\text{legame N-O}}$$

$$E_{\text{legame N-O}} = (\frac{1}{2} E_{\text{legame N}_2} + E_{\text{legame O}_2} - \Delta H^\circ \text{f}_{\text{NO}_2}) / 2$$

$$E_{\text{legame N-O}} = \left(\frac{945}{2} + 498 - 33,20 \right) / 2 \text{ kJ mol}^{-1} = \mathbf{468,65 \text{ kJ mol}^{-1}}$$

Per NO :



$$\Delta H^\circ \text{f}_{\text{NO}} = +90,31 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ \text{f}_{\text{NO}} = \frac{1}{2} E_{\text{legame N}_2} + \frac{1}{2} E_{\text{legame O}_2} - E_{\text{legame N-O}}$$

$$E_{\text{legame N-O}} = \frac{1}{2} E_{\text{legame N}_2} + \frac{1}{2} E_{\text{legame O}_2} - \Delta H^\circ \text{f}_{\text{NO}}$$

$$E_{\text{legame N-O}} = \left(\frac{945}{2} + \frac{498}{2} - 90,31 \right) \text{ kJ mol}^{-1} = \mathbf{631,19 \text{ kJ mol}^{-1}}$$