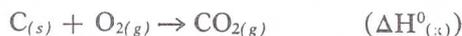
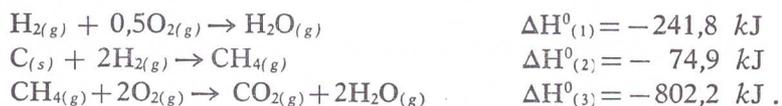


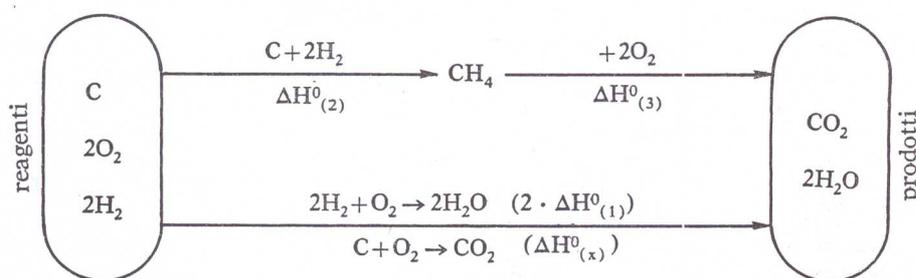
Si calcoli la quantità di calore, espressa in calorie, sviluppata nella combustione di una tonnellata di coke con contenuto del 90% di carbonio, secondo la reazione



in base ai seguenti dati:



Vanno considerati i due percorsi di reazione mostrati nello schema



Il valore del  $\Delta H^0$  totale del primo percorso (formazione e poi combustione del metano) è noto dai dati del problema e vale  $\Delta H^0_{(2)} + \Delta H^0_{(3)}$ ; il valore del  $\Delta H^0$  totale del secondo percorso, uguale a quello del  $\Delta H^0$  totale del primo percorso, è dato da  $2\Delta H^0_{(1)} + \Delta H^0_x$ . Pertanto

$$\Delta H^0_{(x)} + 2\Delta H^0_{(1)} = \Delta H^0_{(2)} + \Delta H^0_{(3)} .$$

Sostituendo i valori numerici dati dal problema ed eseguendo le operazioni è

$$\Delta H^0_{(x)} = -393,5 \text{ kJ} .$$

Tale valore, espresso in calorie (1 cal = 4,184 J), vale

$$\Delta H^0_{(x)} = -\frac{393,5}{4,184} = -94,05 \text{ kcal} .$$

Una tonnellata di coke al 90% di carbonio equivale a 900 kg C, che a loro volta equivalgono (p.a. C = 12,00) a

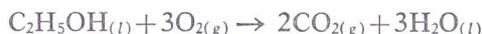
$$\frac{900 \cdot 10^3}{12} = 75 \cdot 10^3 \text{ moli} .$$

Pertanto la quantità di calore sviluppato (entalpia cambiata di segno) nella combustione della tonnellata di coke vale

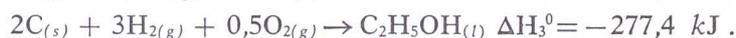
$$75 \cdot 10^3 \cdot 94,05 = 7,05 \text{ Mcal} (*) .$$

(\*) 1 Mcal (leggi megacaloria) =  $10^6$  cal.

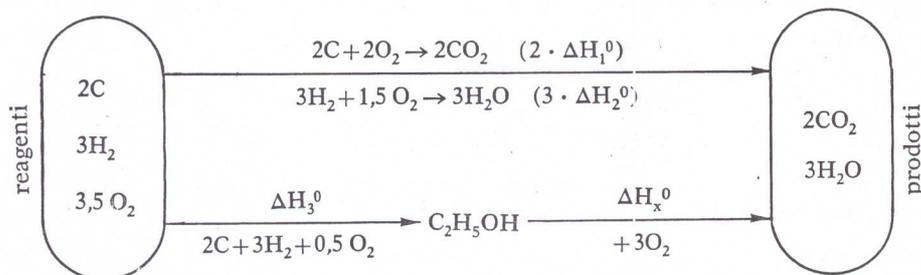
Si calcoli il calore di combustione di 100,0 cc di etanolo, di densità 0,788 g/cc, secondo la reazione



in base ai seguenti dati:



Per risolvere il problema è necessario stabilire due diversi percorsi di reazione, che partano ambedue dagli stessi reagenti e giungano ambedue agli stessi prodotti di reazione: uno dei percorsi di reazione dovrà essere costituito da reazioni a  $\Delta H$  noto, l'altro deve contenere come unica reazione a  $\Delta H$  incognito la reazione di combustione del  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ . Tali percorsi di reazione sono indicati nello schema



In base a tale schema è immediata la relazione  $\longrightarrow \Delta H_3^0 + \Delta H_x^0 = 2\Delta H_1^0 + 3\Delta H_2^0$ .

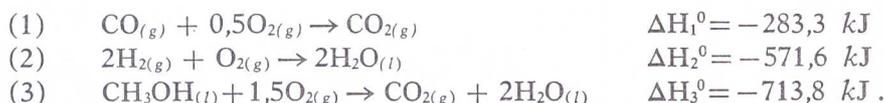
Sostituendo i valori numerici dati nel problema, ed eseguendo  $\longrightarrow \Delta H_x^0 = -1367,0 \text{ kJ}$ .

Tale valore è l'entalpia di combustione di 1 mole di  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ; la quantità di calore sviluppato (cioè persa dal sistema e ceduta all'esterno) è pari al valore della entalpia cambiato di segno  $\longrightarrow Q = 1367,0 \text{ kJ}$ .

100 cc di etanolo ( $p.f. = 46,05$ ) di densità 0,788 g/cc pesano 78,8 g e costituiscono  $\longrightarrow \frac{78,8}{46,05} = 1,711 \text{ moli}$ .

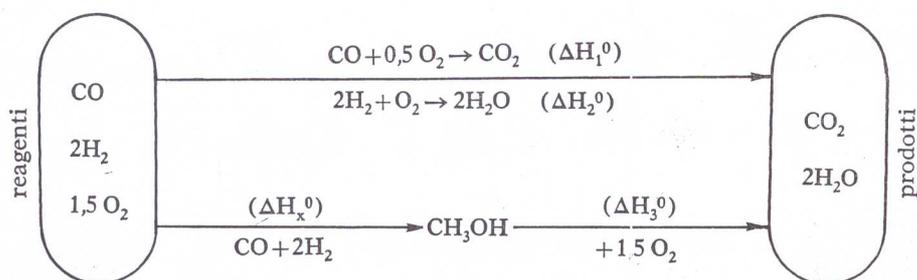
Pertanto il calore sviluppato nella combustione di 100 g di etanolo vale  $\longrightarrow 1367,0 \cdot 1,711 = 2339 \text{ kJ}$ .

Si calcoli l'entalpia standard ( $\Delta H_x^0$ ) della reazione di sintesi del metanolo  $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ , in base ai valori delle entalpie standard di combustione del CO ( $\Delta H_1^0$ ), dell' $\text{H}_2$  ( $\Delta H_2^0$ ) e del metanolo stesso ( $\Delta H_3^0$ ):



Il problema può essere risolto considerando la possibilità di ossidare CO e  $2\text{H}_2$  a  $\text{CO}_2$  e  $2\text{H}_2\text{O}$ , una volta direttamente, e separatamente, e una volta con formazione del composto intermedio  $\text{CH}_3\text{OH}$ , che, successivamente ossidato, porta alla formazione degli stessi prodotti finali  $\text{CO}_2$  e  $2\text{H}_2\text{O}$ .

Ciò è chiaramente illustrato nel diagramma che segue



I due diversi percorsi di ossidazione partono dagli stessi reagenti ( $\text{CO}$ ,  $2\text{H}_2$ ,  $1,5\text{O}_2$ ) e giungono agli stessi prodotti di reazione ( $\text{CO}_2$ ,  $2\text{H}_2\text{O}$ ) e poiché l'entalpia è una funzione di stato deve essere

$$\Delta H_x^0 + \Delta H_3^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 .$$

Sostituendo in questa espressione i valori  $\Delta H^0$  dati nel testo del problema si ottiene

$$\Delta H_x^0 - 713,8 = -283,3 - 571,6 .$$

Il richiesto valore  $\Delta H^0$  della reazione  $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$  risulta perciò

$$\Delta H_x^0 = -141,1 \text{ kJ} .$$

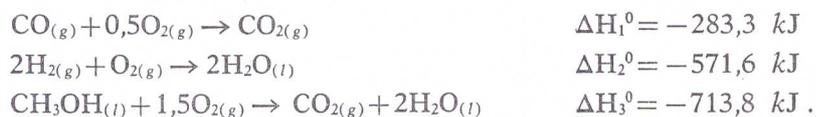
esi del me-  
e standard  
sso ( $\Delta H_3^0$ ):

33,3 kJ  
71,6 kJ  
13,8 kJ.

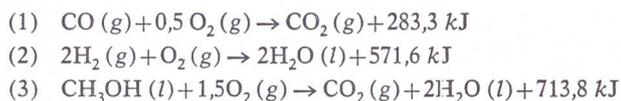
sidare CO e  
lta con for-  
o, porta alla

CO<sub>2</sub>  
H<sub>2</sub>O  
prodotti

Si calcoli l'entalpia standard ( $\Delta H_x^0$ ) della reazione di sintesi del metanolo  $\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$ , in base ai valori delle entalpie standard di combustione del CO ( $\Delta H_1^0$ ), dell' $\text{H}_2$  ( $\Delta H_2^0$ ) e del metanolo stesso ( $\Delta H_3^0$ ):



Il testo di questo problema è identico a quello del precedente problema n. 159, che è stato risolto in base alla legge di Hess; viene ora risolto in base alla proprietà delle equazioni chimiche di poter essere trattate, agli effetti dei calcoli, come equazioni matematiche. Va ricordato che il valore della *tonalità termica* di una reazione (cioè del calore scambiato con l'ambiente) è uguale in valore assoluto a quello dell'entalpia della stessa reazione, ma con segno contrario. Ciò perché il segno dell'entalpia viene determinato prendendo a soggetto *il sistema*, quello della tonalità termica prendendo a soggetto *l'esterno*. In base a quanto ora esposto, le 3 equazioni chimiche date nel testo del problema possono scriversi, operando nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, cioè a condizioni standard,



Addizionando membro a membro, compresi i valori numerici, le (1) (2) e sottraendo poi la (3) si ha:



Semplificando (come nelle equazioni matematiche) ed eseguendo il calcolo numerico, si ha

$$\text{CO} + 2\text{H}_2 - \text{CH}_3\text{OH} = 141,1 \text{ kJ}$$

cioè anche



da cui

$$\Delta H_x^0 = -141,1 \text{ kJ} .$$

Il risultato ovviamente coincide con quello del problema precedente.

Si calcoli il  $\Delta H^0$  della reazione



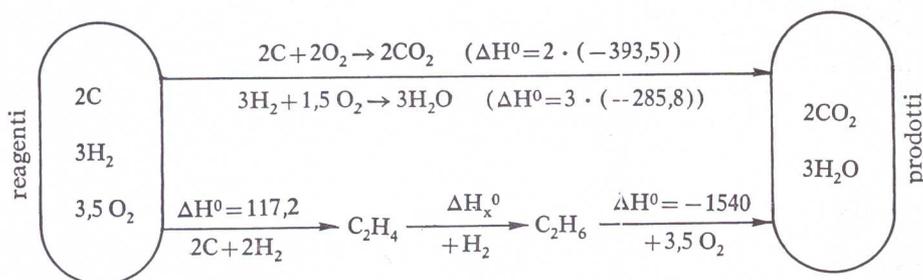
in base ai valori delle entalpie di formazione di  $\text{CO}_2(g)$ ,  $\text{H}_2\text{O}(l)$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4(g)$  e dell'entalpia di combustione del  $\text{C}_2\text{H}_6(g)$

$$\Delta H_{f(\text{CO}_2, g)}^0 = -393,5 \text{ kJ} \quad ; \quad \Delta H_{f(\text{H}_2\text{O}, l)}^0 = -285,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{f(\text{C}_2\text{H}_4, g)}^0 = 117,2 \text{ kJ} \quad ; \quad \Delta H_{(\text{C}_2\text{H}_6 + 3,5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O})}^0 = -1540 \text{ kJ}.$$

Vanno stabiliti due diversi percorsi di reazione che partano da uguali quantità degli stessi reagenti, e giungano alle stesse quantità dei prodotti di reazione. Uno dei percorsi deve essere costituito da reazioni a  $\Delta H$  noto, e l'altro deve contenere come unica reazione a  $\Delta H$  incognito, la reazione proposta nel problema.

Tali percorsi di reazione sono indicati nello schema



In base a tale schema può scriversi la relazione  $\xrightarrow{\hspace{10em}} -787 - 857,4 = 117,2 + \Delta H_x^0 - 1540$

dalla quale, effettuando le operazioni indicate è  $\xrightarrow{\hspace{10em}} \Delta H_x^0 = -221,6 \text{ kJ}.$