

TRASFORMAZIONI

Data la reazione fatta avvenire a pressione costante:



La quantità di calore sviluppata è pari a 890 KJ/mole.

Ciò vuol dire $\Delta H = -890$ KJ/mole.

Se la reazione viene condotta a 25°C e alla P di 1 atm con ogni sostanza presente nello stato di aggregazione più stabile in queste condizioni si parla di ΔH^0 (variazione di **entalpia standard**). In questo caso $\Delta H = \Delta H^0 = -890$ KJ/mole.

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ Quale differenza c'è tra questa equazione e quella scritta sopra?



a che T avviene questa trasformazione se la P = 1atm? L'apice 0 descrive, in questo caso, solo il valore della pressione standard.

....Continua dal lucido precedente...

Come calcolare la quantità di calore in gioco nella reazione



Punto di partenza:



Per passare da questa a quella sopra bisogna effettuare 2 trasformazioni fisiche:

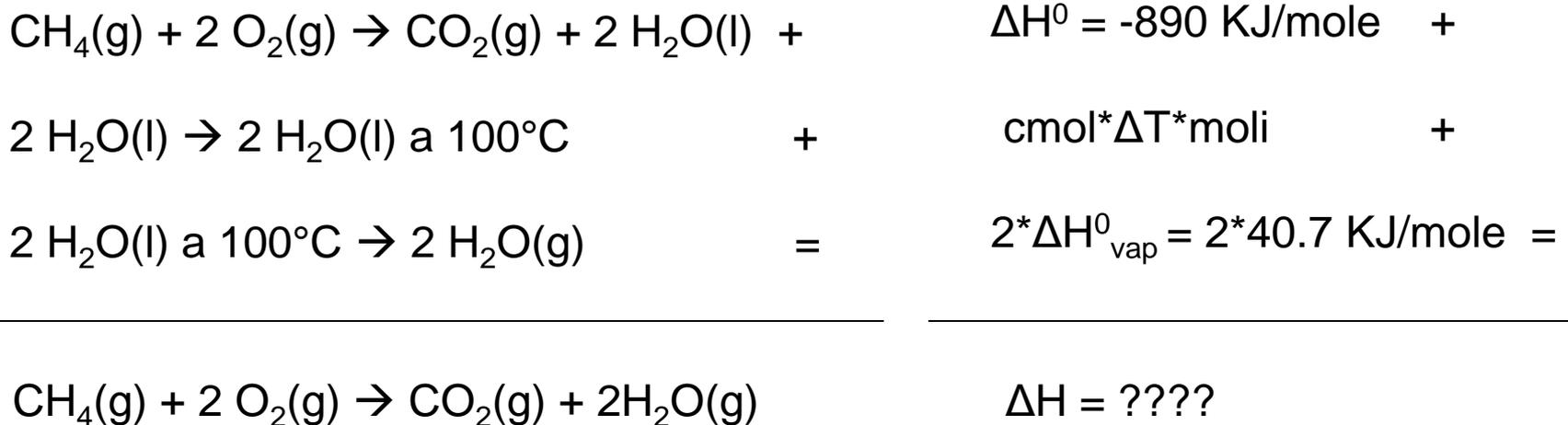
- 1) Portare 2 moli di $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ da 25°C a 100°C . $\rightarrow c_m * m * \Delta T$ (cm in $\text{J/K}^*\text{g}$ e m in grammi)
- 2) Evaporare 2 moli di $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. $\rightarrow \Delta H^0_{\text{vap}} 40.7 \text{ KJ/mole}$

$$c_m (\text{J/K}^*\text{g}) \rightarrow c_{\text{mol}} (\text{J/K}^*\text{mole}) ??$$

Per acqua $4.18 \text{ J/K}^*\text{g}$

$$c_m * m.m. = C \text{ mol}$$

Si sommano le seguenti equazioni:

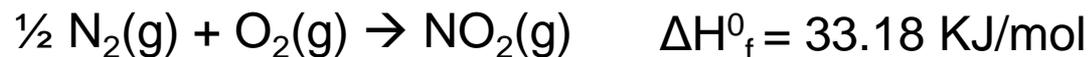


Se si sommano le equazioni si possono sommare le funzioni di stato!!!

ENTALPIA STANDARD di FORMAZIONE

Rappresenta la variazione di entalpia connessa con la reazione di formazione di una sostanza (molecola) alla T di 25°C e alla P di 1 atm a partire dagli elementi costituenti nei rispettivi stati standard.

Stato standard per un elemento = stato di aggregazione più stabile per quell'elemento alla T di 25°C e alla P di 1 atm.



Per convenzione l'entalpia degli elementi negli stati standard è uguale a 0.

Si crea una sorta di scala relativa delle entalpie per le sostanze...

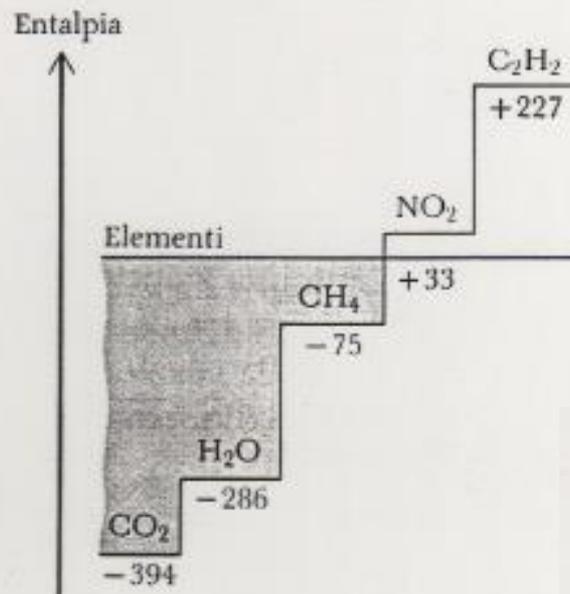


Figura 6.22

Gli elementi chimici definiscono il «livello del mare» termochimico a cui possono essere riferite le entalpie dei composti. Alcuni composti hanno entalpia di formazione positiva, altri negativa.

Tabella 6.4 Entalpie standard di formazione a 25°C

Sostanza*	Formula	ΔH_f° , kJ/mol	Sostanza*	Formula	ΔH_f° , kJ/mol
<i>Composti inorganici</i>			<i>Composti inorganici</i>		
Ammoniaca	$\text{NH}_3(\text{g})$	-46,11	Triossido di zolfo	$\text{SO}_3(\text{g})$	-395,72
Nitrato di ammonio	$\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$	-365,56	Acido solforico	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$	-813,99
Biossido di carbonio	$\text{CO}_2(\text{g})$	-393,51	Acqua	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	-285,83
Biosolfuro di carbonio	$\text{CS}_2(\text{l})$	+89,70		$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241,82
Monossido di carbonio	$\text{CO}(\text{g})$	-110,53	<i>Composti organici</i>		
Ossido di diazoto	$\text{N}_2\text{O}(\text{g})$	+82,05	Acetilene	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$	+226,73
Tetrossido di diazoto	$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	+9,16	Benzene	$\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$	+49,0
Acido cloridrico	$\text{HCl}(\text{g})$	-92,31	Etano	$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-84,66
Acido fluoridrico	$\text{HF}(\text{g})$	-271,1	Etanolo	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	-277,69
Solfuro di idrogeno	$\text{H}_2\text{S}(\text{g})$	-20,63	Etilene	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	+52,26
Acido nitrico	$\text{HNO}_3(\text{l})$	-174,10	Glucosio	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$	-1268
Ossido nitrico	$\text{NO}(\text{g})$	+90,25	Metano	$\text{CH}_4(\text{g})$	-74,81
Biossido di azoto	$\text{NO}_2(\text{g})$	+33,18	Metanolo	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$	-238,66
Cloruro di sodio	$\text{NaCl}(\text{s})$	-411,15	Saccarosio	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$	-2222
Biossido di zolfo	$\text{SO}_2(\text{g})$	-296,83			

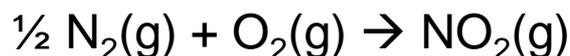
* Un elenco più dettagliato è riportato in Appendice 2A.

PREVISIONE DI ENTALPIE DI REAZIONE

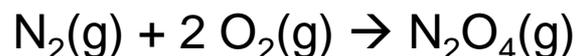
Si voglia calcolare la variazione di entalpia per la reazione:



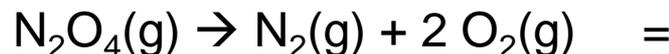
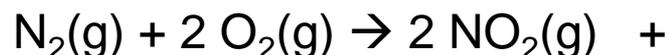
Una strategia potrebbe essere quella di sfruttare le entalpie di formazione standard



$$\Delta H_f^0 = 33.18 \text{ KJ/mol}$$



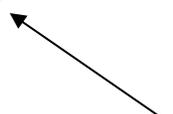
$$\Delta H_f^0 = 9.16 \text{ KJ/mol}$$



$$2 \cdot \Delta H_f^0 = 2 \cdot 33.18 \text{ KJ/mol} +$$

$$- \Delta H_f^0 = - 9.16 \text{ KJ/mol} \quad =$$

Invertiamola
e
sommiamola
alla
precedente
moltiplicata
per due



$$\Delta H^0 = 57.20 \text{ KJ}$$

Dalla precedente esercizio si evince che...

$$\Delta H^{\circ} = \sum \Delta H^{\circ}_f (\text{prodotti}) - \sum \Delta H^{\circ}_f (\text{reagenti})$$

Cioè la variazione di entalpia standard associata ad una qualunque reazione è uguale alla somma di tutte le entalpie standard di formazione dei prodotti a cui viene sottratta la somma di tutte le entalpie standard di formazione dei reagenti.



$$\Delta H^{\circ} = c \Delta H^{\circ}_f (C) + d \Delta H^{\circ}_f (D) - a \Delta H^{\circ}_f (A) - b \Delta H^{\circ}_f (B)$$