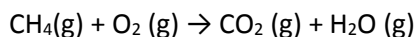
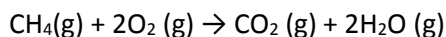


ESERCITAZIONI SULLA TERMOCHIMICA

1 - Quanto calore produce la combustione di 10g di CH₄ in condizioni standard?



Per prima cosa si deve bilanciare la reazione



Il $\Delta H^\circ = -802 \text{ kJ/mol}$

il problema richiede il calore prodotto dalla combustione di 10g di CH₄ si calcolino per prima cosa il numero di moli del metano;

$$PF(\text{CH}_4) = 16.0426 \text{ g/mol} \quad (\text{C}=12; \text{H}=1,007)$$

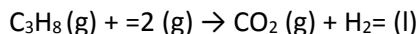
$$n(\text{CH}_4) = 10\text{g} / 16.0426 \text{ g/mol} = 0.623 \text{ mol}$$

dopodiché, poiché il calore q è espresso secondo la relazione: $q = n \Delta H^\circ$

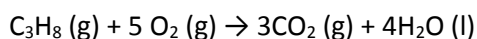
$$q = 0.623 \text{ mol} (-802 \text{ kJ/mol}) = -500 \text{ kJ}$$

il segno negativo indica che la reazione è esotermica

2- Calcolare la massa di propano (C₃H₈) che serve per ricavare -350kJ di calore (una quantità di energia pari a quella necessaria per riscaldare 1L di H₂O da 20°C alla T di ebollizione).



Per la combustione $\Delta H_{\text{reazione}} = -2220 \text{ kJ/mol}$



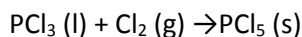
$$N = (-350 \text{ kJ}) / (-2220 \text{ kJ/mol}) = 0.1577 \text{ mol}$$

$$M = n \times MM = 0.1577 \text{ mol} \times 44.0962 \text{ g/mol} = 6.95 \text{ g}$$

3 -In base ai seguenti dati

$$\Delta H_f^\circ \text{PCl}_3(\text{l}) = -319.7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{Cl}_2(\text{g}) = 0$$



$$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = -124 \text{ kJ/mol}$$

Calcolare l'entalpia standard di formazione di PCl₅.

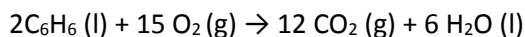
$$\text{Poiché:} \quad \Delta H_{\text{reaz.}} = \Delta H^\circ_{\text{prodotti}} - \Delta H^\circ_{\text{reagenti}}$$

$$-124 \text{ kJ/mol} = \Delta H_f^\circ \text{PCl}_5(\text{s}) - [\Delta H_f^\circ \text{PCl}_3(\text{l}) + \Delta H_f^\circ \text{Cl}_2(\text{g})]$$

$$-124 \text{ kJ/mol} = \Delta H_f^\circ \text{PCl}_5(\text{s}) - [-319.7 + 0] \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{PCl}_5(\text{s}) = -443.7 \text{ kJ/mol}$$

4 – Trovare l'entalpia standard di combustione (reazione) per il benzene C₆H₆



$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{CO}_2 (\text{g}) = -393.51 \text{ kJ/mol}_{\text{CO}_2}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{H}_2\text{O} (\text{l}) = -285.83 \text{ kJ/mol}_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{C}_6\text{H}_6 (\text{l}) = 49 \text{ kJ/mol}_{\text{C}_6\text{H}_6}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{O}_2 (\text{g}) = 0$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reaz.}} = [12 \times (-393.51) + 6 \times (-285.83)] - [2 \times 49] = -6437.1 - 98 = -6535.1 \text{ kJ/mol}$$

Il $\Delta H^\circ_{\text{reaz}}$ è prodotto da 2 moli di C₆H₆, quindi il di combustione di C₆H₆ sarà:

$$6535.1 \text{ kJ/mol}^{-1} / 2 = -3267.6 \text{ kJ/mol}_{\text{C}_6\text{H}_6}$$

5 – In base ai seguenti dati

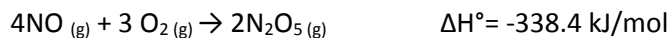
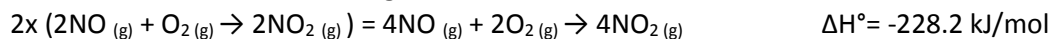
$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO} (\text{g}) = 90.25 \text{ kJ/mol}$$



Calcolare l'entalpia standard di formazione di N₂O₅ (g)

Ci sono due modi per risolvere l'esercizio.

a) Bilancio le semireazioni e ottengo:



$$-338.4 \text{ kJ/mol} = 2 \times \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{N}_2\text{O}_{5(\text{g})} - [4\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{(\text{g})} + 3 \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{O}_{2(\text{g})}]$$

$$-338.4 \text{ kJ/mol} = 2 \times \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{N}_2\text{O}_{5(\text{g})} - [4 \times (90.25) + 0] \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{N}_2\text{O}_{5(\text{g})} = 11.3 \text{ kJ/mol}$$

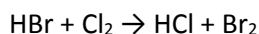
b) Dalla prima reazione si calcola il $\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{2(\text{g})}$

$$\Delta H^\circ_{\text{reaz.}} = 2 \times \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{2(\text{g})} - [2 \times \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{(\text{g})} + \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{O}_{2(\text{g})}]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{2(\text{g})} = (\Delta H^\circ_{\text{reaz}} + 4 \times \Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{2(\text{g})}) / 2$$

$$\Delta H^\circ_{\text{F}} \text{NO}_{2(\text{g})} = (-110.2 \text{ kJ/mol} + 4 \times 33.2 \text{ kJ/mol}) / 2 = 11.3 \text{ kJ/mol}$$

6 – Per la reazione



Date le seguenti energie di legame:

H-Br: 364 kJ/mol

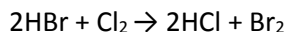
Cl-Cl: 239 kJ/mol

H-Cl: 431 kJ/mol

Br-Br: 190 kJ/mol

Calcolare il valore approssimato di ΔH della reazione.

Per prima cosa si procede al bilanciamento della reazione:



ΔH° Reagenti: $(2 \times 364 + 239) \text{ kJ/mol} = 967 \text{ kJ/mol}$

ΔH° Prodotti: $(2 \times -431 + (-190)) \text{ kJ/mol} = -1052 \text{ kJ/mol}$ (energia di formazione dei legami)

$\Delta H^\circ_{\text{reaz.}} = \Delta H^\circ_{(\text{rottura legami reagenti})} + \Delta H^\circ_{(\text{formazione legami prodotti})}$

$\Delta H^\circ_{\text{reaz.}} = 967 \text{ kJ/mol} + (-1052 \text{ kJ/mol}) = -85 \text{ kJ/mol}$

7- Si calcoli il valore dell'entalpia standard della reazione:



Noti i valori $\Delta H^\circ_{f(\text{SO}_3)} = -395,2 \text{ kJ}$ e $\Delta H^\circ_{f(\text{SO}_2)} = -296,9 \text{ kJ}$

L'entalpia della reazione si calcola secondo la formula generale

$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = \Delta H^\circ_{f(\text{prodotti})} - \Delta H^\circ_{f(\text{reagenti})}$

Ricordando che H°_f degli elementi è nulla per convenzione, nel caso del problema

$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = 2 * (-395,2) - 2 * (-296,9) = -196,6 \text{ kJ}$

8 - Si calcoli il valore di ΔH°_f del metano in base ai seguenti valori

$\Delta H^\circ_{f(\text{CO}_2(\text{g}))} = -393,50 \text{ kJ}$ $\Delta H^\circ_{f(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))} = -241,84 \text{ kJ}$; $\Delta H^\circ(\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -802,20 \text{ kJ}$

Sapendo che l'entalpia della reazione è data da:

$\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = \sum \Delta H^\circ_{f(\text{prodotti})} - \sum \Delta H^\circ_{f(\text{reagenti})}$

Nel nostro caso avremo che

$\Delta H^\circ(\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = 2 * \Delta H^\circ_{f(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))} + \Delta H^\circ_{f(\text{CO}_2(\text{g}))} - 2 * \Delta H^\circ_{f(\text{O}_2(\text{g}))} - \Delta H^\circ_{f(\text{CH}_4(\text{g}))}$

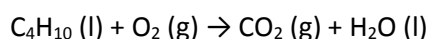
Ricordando che H°_f degli elementi è nulla per convenzione, possiamo evidenziare che l'unica incognita è $\Delta H^\circ_{f(\text{CH}_4(\text{g}))}$ che è appunto ciò che noi cerchiamo. Dunque tramite una semplice sostituzione, si avrà che:

$$-802,20 = 2 * (-241,84) + (393,50) - \Delta H^0_{f(CH_4(g))}$$

$$\Delta H^0_{f(CH_4(g))} = - 74,98 \text{ kJ} * \text{mol}^{-1}$$

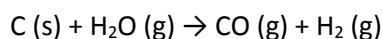
ESERCIZI DA SVOLGERE

1 - Calcolare la massa di butano (C_4H_{10}) quando si dissipano 350 KJ di calore. (-350KJ) Per la combustione $\Delta H_{\text{reazione}} = - 5756 \text{ kJ/mol}$



[soluzione: 7.1 g]

2 - Data la reazione



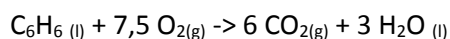
E sapendo che $\Delta H^0_f (H_2O) = -241.82 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta H^0_f (CO) = - 110.53 \text{ kJ/mol}$

Determinare:

- Se la reazione è esotermica o endotermica
- Calcolare il ΔH relativo alla produzione di 200 L di H_2 (a 500 torr e $65^\circ C$)

[soluzione: a) 131.29 kJ/ mol ; b) 624.94 KJ]

3 – La combustione del benzene avviene secondo la reazione

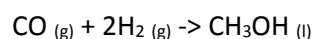


Si calcoli la quantità di calore prodotta dalla combustione di 1,000 l di C_6H_6 (densità a $25^\circ C = 0,88 \text{ g/cc}$) in base ai seguenti dati:

$$\Delta H^0_{f(C_6H_6(l))} = 49,09 \text{ kJ} ; \quad \Delta H^0_{f(H_2O(l))} = - 285,85 \text{ kJ}; \quad \Delta H^0_{f(CO_2(g))} = -393,50 \text{ kJ}$$

[soluzione: $3,68 * 10^4 \text{ kJ}$]

4- Si stabilisca se, a condizioni standard, la reazione



Avviene spontaneamente o meno, in base ai dati riportati:

$$\Delta H^0_{\text{reazione}} = - 141,84 \text{ kJ}; \quad S^0_{(CO(g))} = 197,90 \text{ J} * K^{-1} * \text{mol}^{-1};$$

$$S^0_{(H_2(g))} = 130,58 \text{ J} * K^{-1} * \text{mol}^{-1}; \quad S^0_{(CH_3OH(l))} = 126,78 \text{ J} * K^{-1} * \text{mol}^{-1}$$

[soluzione: Reazione spontanea $\Delta G^0_{\text{reazione}} = -42,77 \text{ kJ}$]