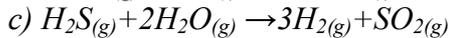
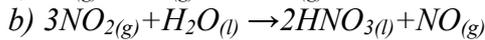
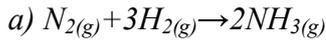


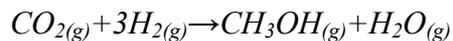
1. Determinare il calore standard di reazione a 25°C delle seguenti reazioni



Ris: -92'220J/mole di N<sub>2</sub> trasf;  
-71'660J/mole di H<sub>2</sub>O trasf;  
207'440J/mole di H<sub>2</sub>S trasf

a)  $\Delta H^\circ_{r298} = 2\Delta H^\circ_{f298}(NH_3) - \Delta H^\circ_{f298}(N_2) - \Delta H^\circ_{f298}(H_2) = 2(-46'110)J/mole - 0 - 0$   
 b)  $\Delta H^\circ_{r298} = 2\Delta H^\circ_{f298}(HNO_3) + \Delta H^\circ_{f298}(NO) - \Delta H^\circ_{f298}(H_2O) - 3\Delta H^\circ_{f298}(NO_2) =$   
 $= 2(-174'100J/mol) + 90'250J/mol - (-285'830J/mol) - 3(33'180) =$   
 $= -71'660J/mol$   
 c)  $\Delta H^\circ_{r298} = 3\Delta H^\circ_{f298}(H_2) + \Delta H^\circ_{f298}(SO_2) - 2\Delta H^\circ_{f298}(H_2O) - \Delta H^\circ_{f298}(H_2S) =$   
 $= 0 + (-296'830J/mol) - 2(-241'818J/mol) - (-20'630J/mol) =$   
 $= 207'440J/mole$

2. Determinare il calore standard di reazione a 250°C della reazione



Ris.  $\Delta H^\circ_{r298} = -57929 J/mol$

$$\Delta H^\circ_{r298} = \Delta H^\circ_{f298}(H_2O) + \Delta H^\circ_{f298}(CH_3OH) - \Delta H^\circ_{f298}(CO_2) - 3\Delta H^\circ_{f298}(H_2) =$$

$$= (-241'818 - 200'660 + 393'509)J/mol = -48'969 J/mol$$

Il calore necessario per raffreddare i reagenti da 250°C a 25°C vale

$$\Delta H_R = C_{p,mH}(CO_2)(298K - 523K) + 3 C_{p,mH}(H_2)(298K - 523K) =$$

$$= (42.764 + 3 \cdot 28.874) J/molK (-225K) = -29'112 J/mol$$

Il calore necessario per riscaldare i prodotti da 25°C a 250°C vale

$$\Delta H_P = C_{p,mH}(CH_3OH)(523K - 298K) + C_{p,mH}(H_2O)(523K - 298K) =$$

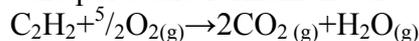
$$= (55.120 + 34.444) J/molK (225K) = 20'152 J/mol$$

$$\Delta H^\circ_{r298} = -57929 J/mol$$

3. Calcolare il potere calorifico inferiore e superiore dell'acetilene

Ris. -1255.60KJ e -1299.61KJ per mole di C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, rispettivamente

La reazione di combustione che porta alla formazione di acqua gassosa è

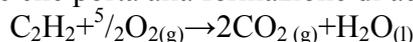


il calore liberato da questa combustione a 1bar e 298K viene chiamato *potere calorifico inferiore*:

$$\Delta H^\circ_{r298} = \Delta H^\circ_{f298}(H_2O_{(g)}) + 2\Delta H^\circ_{f298}(CO_2) - \Delta H^\circ_{f298}(C_2H_2) = (-241.82)KJ/mol + 2(-393.52)$$

$$KJ/mol - (-226.736) KJ/mol = -1255.60 KJ/mol$$

La reazione di combustione che porta alla formazione di acqua liquida è



il calore liberato da questa combustione a 1bar e 298K viene chiamato *potere calorifico superiore*:

$$\Delta H^\circ_{r298} = \Delta H^\circ_{f298}(H_2O_{(l)}) + 2\Delta H^\circ_{f298}(CO_2) - \Delta H^\circ_{f298}(C_2H_2) = (-285.83)KJ/mol + 2(-393.52)$$

$$KJ/mol - (-226.736) KJ/mol = -1299.61 KJ/mol$$

4. Calcolare il calore necessario per portare dell'acqua dallo stato liquido a 25°C a quello vapore a 180°C alla pressione di 3.4bar

Ris.  $2.7 \cdot 10^6 \text{ J}$

Calcoliamo la temperatura a cui bolle l'acqua a  $P=3.4\text{bar}$ . Dall'eq. di Antoine si ottiene  $T_{\text{ev}}=138^\circ\text{C}$

Il calore necessario a riscaldare l'acqua liquida da 25°C a 138°C vale

$$Q_\alpha = C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(298,411) (411-298)\text{K}$$

dove  $C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(298,411)$  è il Cp medio entalpico dell'acqua liquida calcolato fra 298K e 411K, che è pari a:

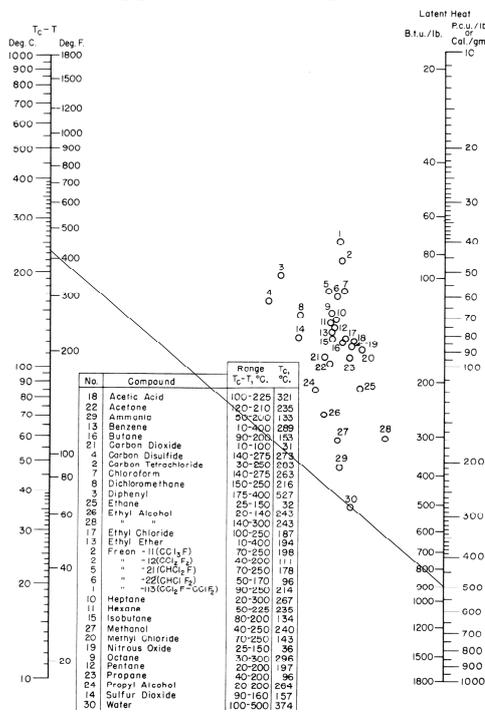
$$C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(298,411) = R \left( A + \frac{B}{2}(411+298)\text{K} + \frac{C}{3}(411^2+298 \cdot 411+298^2)\text{K}^2 \right)$$

in cui R è la costante dei gas e A, B e C sono pari a 8.712, 0.00125/K e  $-1.8 \cdot 10^{-7}/\text{K}^2$

il risultato è:  $C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(298,411) = 75.926\text{J/moleK}$  e  $Q_\alpha = 8579.64\text{J/mole}$

Osserviamo che, essendo il liquido poco sensibile alla pressione, abbiamo usato i dati tabellati senza preoccuparci della pressione a cui erano stati ottenuti.

Il calore necessario a far evaporare l'acqua a 138°C si può calcolare o dall'eq. di Watson oppure dal nomogramma:



entrando nella scala di sinistra con  $T_C-138^\circ\text{C}$  dove  $T_C$  è la temperatura critica di  $374^\circ\text{C}$

si traccia una linea che passa per il punto rappresentativo dell'acqua che è 30 e quindi si intercetta la scala di destra nel punto 500cal/g che sono 37.7KJ/mole.

$$Q_\beta = 37.7\text{KJ/mole}$$

Il calore necessario a riscaldare l'acqua vapore da 138°C a 180°C vale

$$Q_\gamma = C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(411,453) (453-411)\text{K}$$

dove  $C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(411,453)$  è il Cp medio entalpico dell'acqua vapore calcolato fra 411K e 453K. Tale valore è ricavabile dalla relazione

$$C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(411, 453) = R \left( A + \frac{B}{2}(453/411+1) 411\text{K} + \frac{C}{3}(453^2/411^2+453/411+1) 411^2\text{K}^2 + D/(411\text{K} 453\text{K}) \right)$$

in cui R è la costante dei gas e A, B, C e D sono pari a 3.47, 0.000593/K, 0 e 12100K<sup>2</sup>

il risultato è:  $C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(411, 453) = 34.60\text{J/moleK}$

Praticamente lo stesso risultato si poteva ottenere usando la tabella dei  $C_{p_{\text{mH}}}$  considerando che

$$C_{p_{\text{mH}_2\text{O}}}(411,453) =$$

$$=[C_{p_{mH,H_2O}}(298,453)(453-298)-C_{p_{mH,H_2O}}(298,411)(411-298)]/(453-411)$$

Prendendo in tabella i valori relativi a 125°C (invece che a 138°C) e a 175°C (invece che a 160°C) si ottiene 34.4J/moleK.

$$Q_\gamma=1453.2\text{J/mole}$$

Il calore necessario è in definitiva  $Q=Q_\alpha+Q_\beta+Q_\gamma=47.7\text{KJ/mole}$

Il calore necessario per 1Kg di acqua è  $2.7 \cdot 10^6\text{J}$