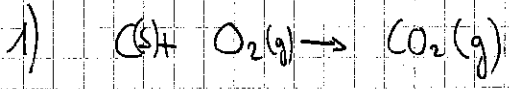
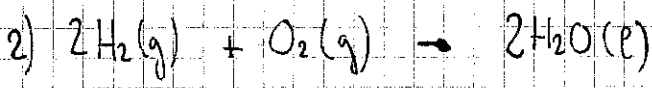


Corrigé exercices Thermochimie



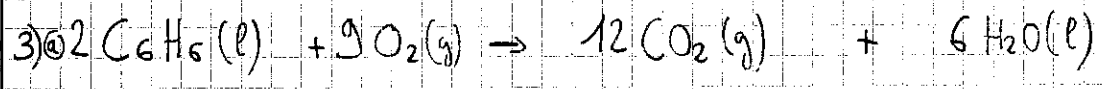
Hess: $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = \Delta H^\circ_f(CO_2) - \Delta H^\circ_f(O_2) - \Delta H^\circ_f(C)$
 $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = -393,8 - 0 - 0 = -393,8 \text{ kJ}$

Pour 1 mol de combustible, il y a 0,9 mol de C $\Rightarrow -393,8 \cdot 0,9 = \underline{\underline{-345,42 \text{ kJ/mol}}}$



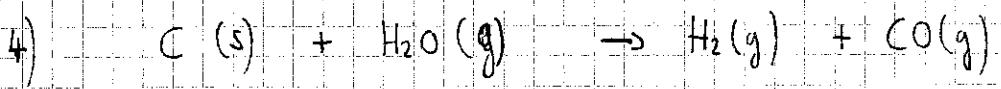
$\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = 2 \cdot \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(O_2) - 2\Delta H^\circ_f(H_2)$
 $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = -571,8 - 0 - 0 = -571,8 \text{ kJ / 2 mol H}_2O$

\Rightarrow pour 3 mol H₂O : $\frac{-571,8 \cdot 3}{2} = \underline{\underline{-857,7 \text{ kJ}}}$



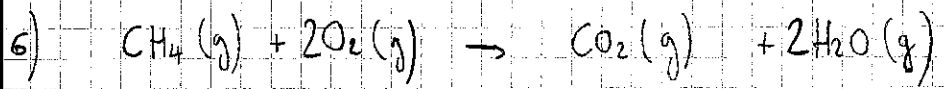
$\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = 12\Delta H^\circ_f(CO_2) + 6\Delta H^\circ_f(H_2O) - 2\Delta H^\circ_f(C_6H_6) - 9\Delta H^\circ_f(O_2)$
 $-41,9 = 12(-393,8) + 6(-285,9) - 2\Delta H^\circ_f(C_6H_6) - 9 \cdot 0$
 $-41,9 = -6441 - 2\Delta H^\circ_f(C_6H_6)$
 $\Rightarrow \underline{\underline{\Delta H^\circ_f(C_6H_6) = -3199,5 \text{ kJ/mol}}}$

ⓐ Pouvoir calorifique du C₆H₆ = $\underline{\underline{-20,95 \text{ kJ/mol}}}$



$\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = \Delta H^\circ_f(H_2) + \Delta H^\circ_f(CO) - \Delta H^\circ_f(H_2O(g)) - \Delta H^\circ_f(C)$
 $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = 0 - 110,5 - (-241,9) - 0$
 $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = \underline{\underline{131,4 \text{ kJ}}}$

5) problème de stoechiométrie + lois des gaz parfaits! \neq thermochimie!



$\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = \Delta H^\circ_f(CO_2) + 2 \cdot \Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(CH_4) - 2\Delta H^\circ_f(O_2)$
 $\Delta H^\circ_{\text{réaction}} = -393,8 + 2(-241,9) - (-74,6) + 2 \cdot 0 = \underline{\underline{-749 \text{ kJ}}}$

1 mol CH₄ pèse 16g ⇒ 3,23 g ⇒ $m(\text{CH}_4) = \frac{3,23}{16,0} = 0,202 \text{ mol}$

⇒ 0,202 mol CH₄ produisant $0,202 \cdot (-749) = \underline{\underline{-151,3 \text{ kJ}}}$

7) (**)

• Etape 1: Chauffage glace de -10°C à 0°C ⇒ endothermique!

$Q = 2,09 \cdot 40 \cdot 10 = 836 \text{ J} = \underline{\underline{0,836 \text{ kJ}}}$

• Etape 2: H₂O(s) → H₂O(l) (fusion glace)

$\Delta H^{\circ}_{\text{réaction}} = \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}(l)) - \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}(s)) = -285,9 - (-295) = 9,1 \text{ kJ/mol}$

pour 40g glace ⇒ $m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{40}{18} = 2,2 \text{ mol}$

⇒ pour la fusion de 2,2 mol H₂O(s) ⇒ $2,2 \cdot 9,1 = \underline{\underline{20 \text{ kJ}}}$

• Etape 3: H₂O(l) à 0°C → H₂O(l) à 100°C

$Q = 4,18 \cdot 100 \cdot 40 = 16720 \text{ J} \Rightarrow \underline{\underline{16,72 \text{ kJ}}}$

• Etape 4: Vaporisation H₂O ⇒ H₂O(l) → H₂O(g)

$\Delta H^{\circ}_{\text{réaction}} = \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}(g)) - \Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}(l)) = -241,9 - (-285,9) = 44 \text{ kJ/mol}$

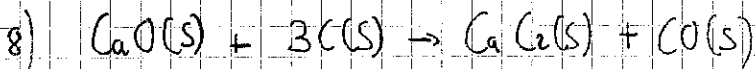
pour 40g eau ⇒ $m(\text{H}_2\text{O}) = 2,2 \text{ mol}$

⇒ pour la vaporisation de 2,2 mol H₂O ⇒ $2,2 \cdot 44 = \underline{\underline{96,8 \text{ kJ}}}$

• Etape 5: H₂O(g) de 100 à 120°C

$Q = 1,8 \cdot 20 \cdot 40 = 1440 \text{ J} = \underline{\underline{1,44 \text{ kJ}}}$

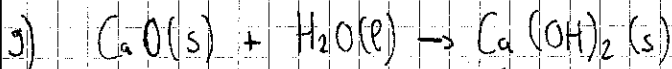
TOTAL = $0,836 + 20 + 16,72 + 96,8 + 1,44 \approx \underline{\underline{135,8 \text{ kJ}}}$



$\Delta H^{\circ}_{\text{réaction}} = -62,8 + (-110,5) - (-635,7) - 3 \cdot 0 = \underline{\underline{462,4 \text{ kJ}}}$

1kg CaC₂ = ? mol $m(\text{CaC}_2) = \frac{1000}{64} \approx 15,63 \text{ mol CaC}_2$

⇒ $15,63 \cdot 462,4 = \underline{\underline{7227 \text{ kJ}}}$



$\Delta H^{\circ}_{\text{réaction}} = -986,8 - (-285,9) - (-635,7) = \underline{\underline{1908,4 \text{ kJ}}}$

1000g CaO = ? mol $m(\text{CaO}) = \frac{1000}{56} = 18,86 \text{ mol}$

⇒ $18,86 \cdot 1908,4 = \underline{\underline{35992 \text{ kJ}}}$