

exercice 1

L'échauffement d'une mole d'eau de 10°C à 120°C se déroule en 3 étapes :

- ① Chauffage de 10°C à 100°C / (liquide)
- ② Vaporisation à 100°C /
- ③ Chauffage de 100°C à 120°C / (gaz)

Étant donné que les transformations sont isobares, sous pression atmosphérique : $\Delta H = Q$ /

$$\textcircled{1} Q_1 = mc \Delta T = m M c \Delta T$$

$$\text{AN: } Q_1 = 1 \times 0,018 \times 4,18 \times (100 - 10) \\ = 6,8 \text{ kJ} /$$

$$\textcircled{2} Q_2 = m L_v$$

$$\text{AN: } Q_2 = 0,018 \times 2260 \\ = 41 \text{ kJ}$$

$$\textcircled{3} Q_3 = m C_{pM} \Delta T$$

$$\text{AN: } Q_3 = 1 \times 34 \times 10^{-3} \times (120 - 100) \\ = 0,68 \text{ kJ} /$$

$$\text{ainsi } \Delta H = Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 \\ = 48 \text{ kJ} /$$

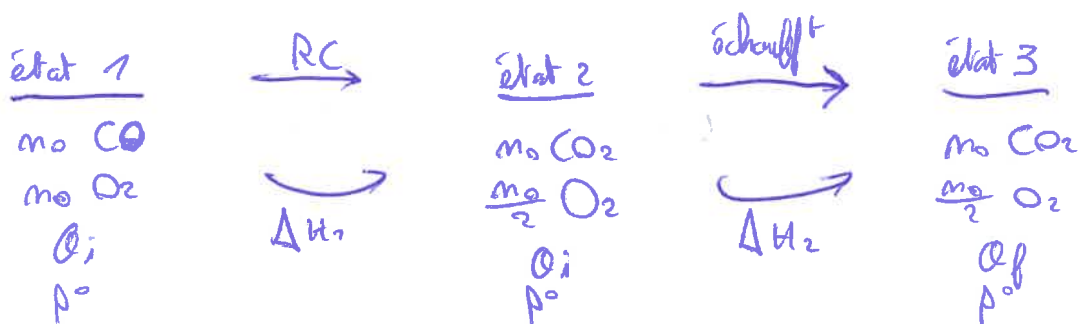
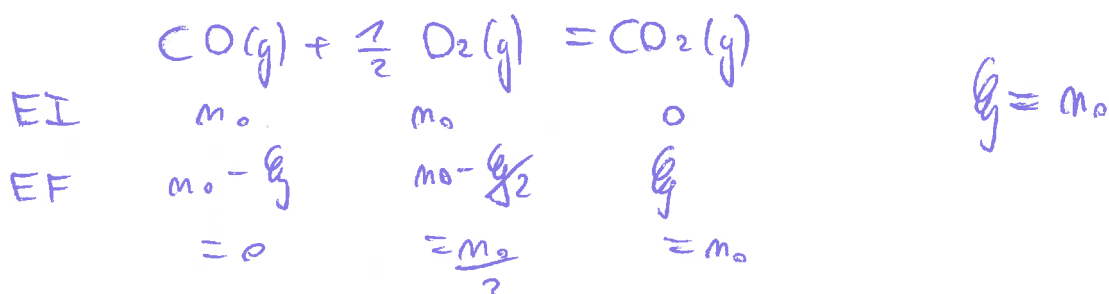
B

$$Q_1, \Delta H_2 = \Delta H - \Delta H_1$$

$$\text{donc } \Delta \theta = \frac{-m_0 \Delta_r H^\circ}{m_0 C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g}))} = \frac{-\Delta_r H^\circ}{C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g}))} = \frac{+283 \cdot 10^3}{37,1}$$

$$\Delta \theta = 7628 \text{ K}$$

b) On applique la même méthode que précédemment.



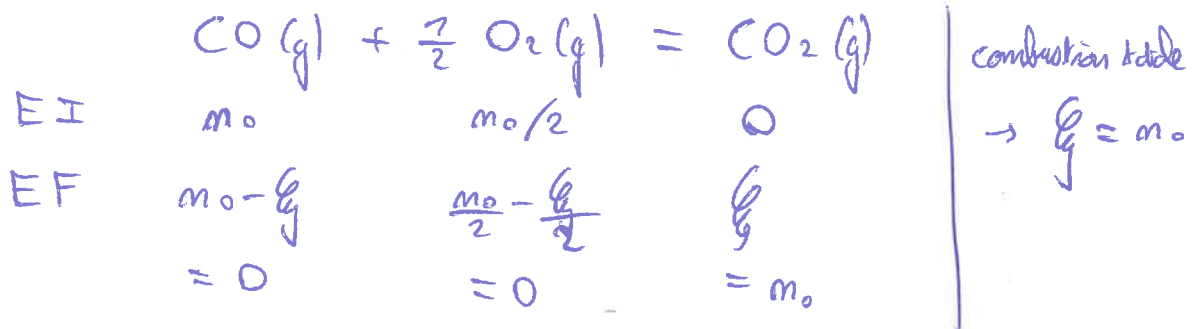
1^{er} principe: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = Q = 0$

$$\Delta H_1 = m_0 \Delta_r H^\circ$$

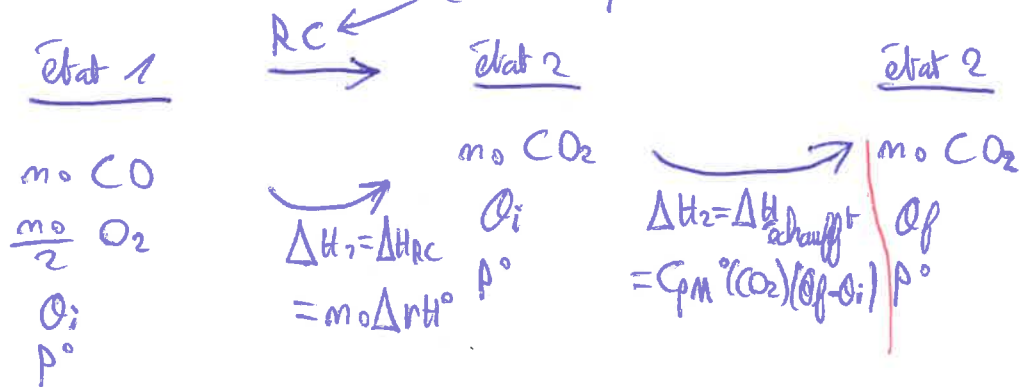
$$\Delta H_2 = \left(m_0 C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \frac{m_0}{2} C_p^\circ(\text{O}_2(\text{g})) \right) \times \Delta \theta$$

$$\text{donc } \Delta \theta = \frac{\Delta H_2}{m_0 \left(C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \frac{C_p^\circ(\text{O}_2(\text{g}))}{2} \right)} = \frac{-\Delta_r H^\circ}{C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \frac{C_p^\circ(\text{O}_2(\text{g}))}{2}}$$

a) On fait un tableau d'avancement.



On modélise la réaction: (réaction chimique)



1^{er} principe de la thermo: (pour une réaction à $P = \text{cte}$)

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = Q = 0 \quad (\text{combustion suffisamment rapide pour être adiabatique})$$

$$\Delta H_1 = m_0 \Delta_r H^0$$

$$\text{avec } \Delta_r H^0 = \Delta_f H^0(\text{CO}_2(\text{g})) - \Delta_f H^0(\text{CO}(\text{g})) - \frac{\Delta_f H^0(\text{O}_2(\text{g}))}{2}$$

$$= -393,5 + 110,5$$

$$\Delta_r H^0 = -283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_2 = m_0 C_{p,m}^0(\text{CO}_2(\text{g}))(\theta_f - \theta_i)$$

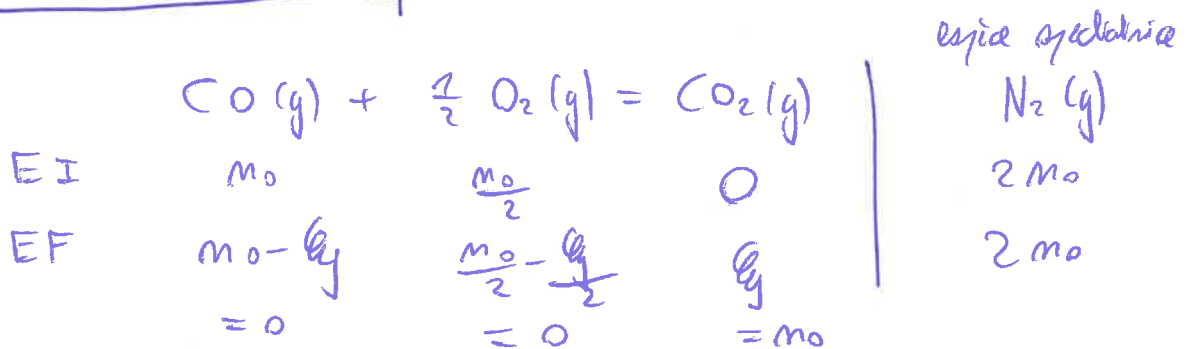
$$\text{donc } \theta_f - \theta_i = \Delta \theta = \frac{\Delta H_2}{m_0 C_{p,m}^0(\text{CO}_2(\text{g}))}$$

$$\Delta \theta = \frac{-m_0 \Delta_r H^\circ}{m_0 (C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \frac{C_p^\circ(\text{O}_2(\text{g}))}{2})} = \frac{-\Delta_r H^\circ}{C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \frac{C_p^\circ(\text{O}_2(\text{g}))}{2}}$$

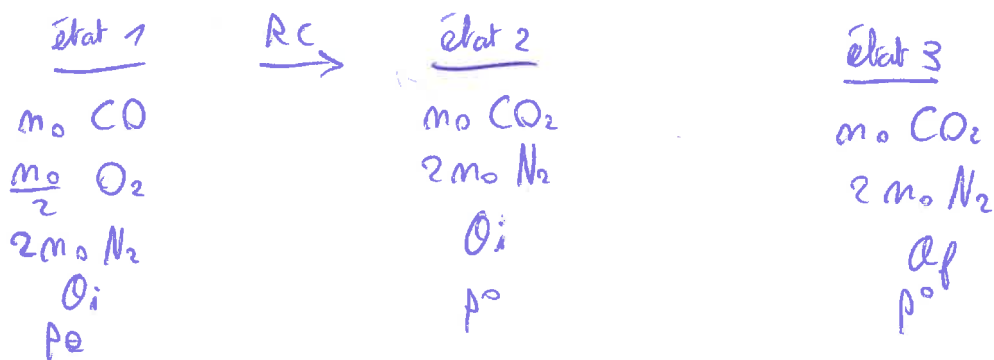
$$= \frac{283 \cdot 10^3}{32,1 + \frac{29,4}{2}}$$

$$\Delta \theta = 5463 \text{ K}$$

c)



$$\cancel{m_0} = m_0$$

1^{er} principe :

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = Q = 0$$

$$\Delta H_1 = m_0 \Delta_r H^\circ$$

$$\Delta H_2 = (m_0 C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 2m_0 C_p^\circ(\text{N}_2(\text{g}))) \Delta \theta$$

$$\Delta \theta = \frac{\Delta H_2}{m_0 (C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 2C_p^\circ(\text{N}_2(\text{g})))} = - \frac{\Delta_r H^\circ}{C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + C_p^\circ(\text{N}_2(\text{g}))}$$

TD 14 ex II

group 6

page 7

$$\Delta Q = \frac{283 \cdot 10^3}{37,1 + 2 \times 29,1} = \boxed{2951 \text{ k}}$$

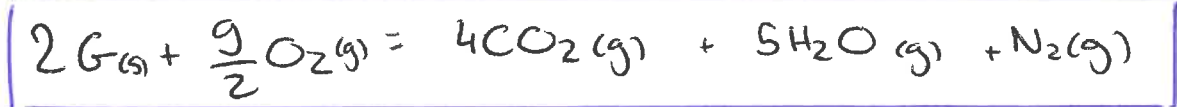
Exercice III TD 14

B

Combustion de la glycine

1. Enthalpie standard de combustion de la glycine solide:

Réaction de combustion:



Avec $G_{(s)} = H_2N-CH_2-COOH_{(s)} = C_2H_5NO_2_{(s)}$ la glycine

Ainsi, d'après la loi de Hess:

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(N_{2(g)}) + 5 \Delta_f H^\circ(H_2O_{(g)}) + 4 \Delta_f H^\circ(CO_{2(g)}) - \frac{9}{2} \Delta_f H^\circ(O_{2(g)}) - 2 \Delta_f H^\circ(G_{(s)})$$

$$= 0 + 5(-241,8) + 4(-393,5) - \frac{9}{2}(0) - 2(-504)$$

$$= -1209 - 1574 + 1008$$

d'après les
tables
et d'après

$$= -1775 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ainsi l'enthalpie standard de combustion de la glycine solide à 298 K est de $\boxed{-1775 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$

l'enthalpie standard de combustion correspond à l'enthalpie standard de réaction de la combustion d'une mole du composé.

Ainsi, elle vaut $\boxed{-887,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$ B

2. Calculer les quantités initiales de glycine et d'oxygène

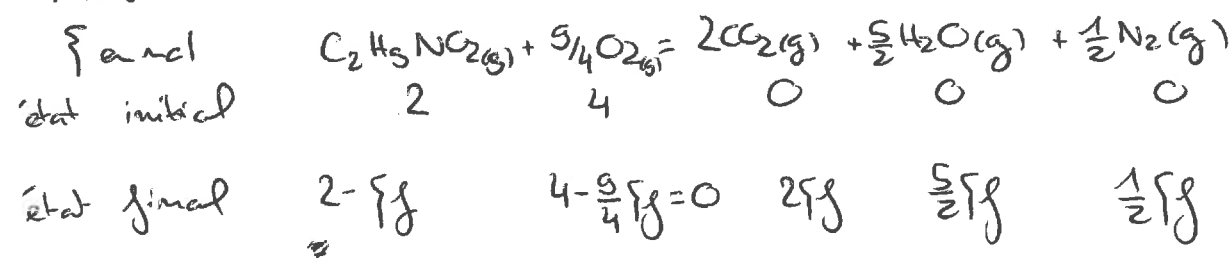
$$\left. \begin{array}{l} n_0(\text{O}_2) = 4 \text{ mol} \\ n_0(\text{G(s)}) = \frac{150}{M(\text{G})} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{On la masse molaire de glycine } M(\text{G(s)}) \\ \text{vaut } M(\text{G(s)}) = 2 \cdot 12 + 5 \cdot 1 + 2 \cdot 16 + 14 \\ = 75 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{array}$$

Ainsi $n_0(\text{G(s)}) = \frac{150}{75} = 2 \text{ mol}$ ✓

On a comme $\frac{n_0(\text{O}_2)}{5/4} = \frac{4 \text{ mol}(\text{O}_2)}{5} = \frac{16}{5} < 2 = \frac{n_0(\text{G(s)})}{1}$

(En considérant la réaction $\text{G(s)} + \frac{5}{4} \text{O}_2(\text{g}) = 2 \text{CO}_2(\text{g}) + \frac{5}{2} \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g})$),
le dioxygène est le réactif limitant)

Ainsi considérons le tableau d'avancement suivant :



On $4 - \frac{5}{4}\xi = 0 \Leftrightarrow \xi = \frac{16}{5}$ ✓ B

Ainsi, la variation d'enthalpie vaut ici $\xi \cdot \Delta_r H^\circ$.

Donc elle vaut $\frac{16}{5} (-887,5) \approx -1578 \text{ kJ}$

$\approx 1,6 \text{ MJ}$ B

SEYFELU
YANIS
AGODY
ANTOINE
PSI 7



1) d'après la loi de Hess:

$$\Delta_r H^\circ_1 = \sum_{i=1}^4 \gamma_i \Delta_f H^\circ_i$$

$$= \Delta_f H^\circ(\text{Ca}_3\text{SiO}_5(\text{s})) + 3\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) - (3\Delta_f H^\circ(\text{CaCO}_3) + \Delta_f H^\circ(\text{SiO}_2))$$

$$= -2930 + 3 \times (-393) - (3 \times (-1206) + (-910))$$

$$= -2930 - 1179 - (-3618 - 910)$$

$$= -4190 + 4528 = \underline{419 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

2) $M(\text{CaCO}_3) = n(\text{Ca}) + n(\text{C}) + 3n(\text{O})$

$$= 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Donc la quantité de matière par une tonne de $\text{CaCO}_3(\text{s})$ est:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{10^6}{100} = 10^4 \text{ mol}$$

Abs:



état initial	n	$\frac{n}{3}$		
état final	$n - 3\xi = 0$	$\frac{n}{3} - \xi = 0$	ξ	3ξ

Comme la réaction est totale $\xi = \frac{n}{3} = \frac{10^4}{3} \text{ mol}$.

Ainsi, par le premier principe à $T = 1700 \text{ K}$ et $P = P^0$ constant:

$$Q_p = \Delta H = \xi \Delta_r H^\circ_1 = \frac{n}{3} \cdot \Delta_r H^\circ_1 = \frac{10^4}{3} \cdot 419 = 1396 \cdot 10^6 \text{ kJ}$$

$$\approx \underline{1,4 \cdot 10^6 \text{ kJ}}$$

de transfert Q_p à fournir pour transformer une tonne de CaCO_3 en de $1,4 \cdot 10^6 \text{ kJ}$.

3) a) la réaction totale (2) qui correspond à la combustion du méthane est:



$$\Delta_r H^\circ_2 = -830 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. b) Comme la réaction est réalisée avec de l'air, il faut prendre en compte la réaction spectante. /

Abs: $\Delta H_2^* = C_{mélange} (\theta_f - \theta_i) = \Delta H_{\text{échauffement}}$
(ce n'est pas une réaction chimique)

Or, on peut par la composition de l'air et par la stoechiométrie de la réaction qui pour 1 mole de méthane brûlé, cela libère 1 mole de CO_2 , 2 moles de H_2O et comme il y a 2 moles d' O_2 , Ne sera présente sous 8 moles.
écrire un bilan de matière

D'où: $\Delta H_2^* = C_{mélange} (\theta_f - \theta_i) = - \Delta_r H_2^0$
 $= (1 \cdot C_{p,m}(\text{CO}_2) + 2 C_{p,m}(\text{H}_2\text{O}) + 8 C_{p,m}(\text{N}_2)) (\theta_f - \theta_i)$

D'où, $\theta_f = \frac{- \Delta_r H_2^*}{C_{p,m}(\text{CO}_2) + 2 C_{p,m}(\text{H}_2\text{O}) + 8 C_{p,m}(\text{N}_2)} + \theta_i$

Alors, AN: $\theta_f = \frac{+ 830 \cdot 10^3}{37,1 + 2 \times 33,6 + 8 \times 29,1} + 298$
 $\frac{2760 \text{ K}}$

$\approx 2164 \text{ K}$. *On suppose l'ensemble adiabatique $\Delta H = 0 \Rightarrow 0$
 $\Delta H = \sum_i \Delta_r H_i^0 + \Delta H_{\text{échauf}} = 0$ avec $\dot{m}_f = 1 \text{ mol}$.*

2. c) Pour transformer une tonne de CaCO_3 par (1), $1,4 \cdot 10^6 \text{ kg}$ est nécessaire. Par la combustion d'1 mole de méthane

- 830 kJ est libéré. *ce n'est pas ce transfert thermique qu'on cherche à utiliser, mais celui libéré par la réaction*
 $\Delta_r H_2^0 = C_{mélange} (\theta_f - \theta_i)$

D'où, $m(\text{CH}_4) = \frac{Q}{\Delta_r H_2^0 C_{mélange} (\theta_f - \theta_i)}$ où Q correspond ici à l'énergie nécessaire le retour des produits de la réaction de T_{flamme} à $1700 \text{ K} = \theta_i$

D'où, $m(\text{CH}_4) = 1,4 \cdot 10^6 \approx 3,97 \cdot 10^3 \text{ mol}$

Or $n(\text{CH}_4) = n(\text{C}) + 4 n(\text{H}) = 12 + 4 = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$

Alors, $m(\text{CH}_4) = m(\text{CH}_4) \cdot n(\text{CH}_4) = 3,97 \cdot 10^3 \times 1,6 \cdot 10^{-2}$
 $= \frac{62,5}{27,2} \text{ kg}$

Pour transformer une tonne de CaCO_3 selon le réacteur (1), il faut brûler 27,2 kg de méthane.
 $\frac{62,5}{27,2}$