

II) Température de flamme adiabatique

Δ symbole du Saule J
 de Kelvin K
 du kilo k

a) La réaction est : $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g})$



D'après la loi de Hess : $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{CO(g)}) - \frac{1}{2} \Delta_f H^\circ(\text{O}_2(\text{g}))$
 $= -393,5 - (-110,5) - \frac{1}{2}(-0)$ car O_2 est un corps pur
 $= -283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta_{\text{Hechauff}} = C_p \Delta T = (C_{p,H^\circ}(\text{CO}_2) m) \Delta T$
 $= 37,1 m \Delta T$

De plus $m \Delta_r H^\circ + \Delta_{\text{Hechauff}} = 0$

$\Rightarrow m(-283 \times 10^3) + 37,1 m \Delta T$

$\Rightarrow \Delta T = \frac{283 \times 10^3}{37,1} = 7628 \text{ K}$

b) La réaction est : $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g})$



D'après la loi de Hess : $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{CO(g)}) - \frac{1}{2} \Delta_f H^\circ(\text{O}_2(\text{g}))$
 $= -283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ car O_2 est un corps pur

$\Delta_{\text{Hechauff}} = C_p \Delta T = (C_{p,H^\circ}(\text{CO}_2) m + C_{p,H^\circ}(\text{O}_2) \frac{1}{2} m) \Delta T$

De plus $m \Delta_r H^\circ + \Delta_{\text{Hechauff}} = 0$

$\Rightarrow \Delta T = \frac{-\Delta_r H^\circ}{C_{p,H^\circ}(\text{CO}_2) + C_{p,H^\circ}(\text{O}_2) \frac{1}{2}} = \frac{283 \times 10^3}{37,1 + 29,4 \times \frac{1}{2}} = 5463 \text{ K}$

c) la réaction est : $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2\text{(g)}} \rightarrow \text{CO}_{2\text{(g)}} + \text{N}_{2\text{(g)}}$ appelé spectateur.

E_i	m	$\frac{m}{2}$	0	$\frac{4m}{2} = 2n$
E_{ale}	$m - 5$	$\frac{m}{2} - \frac{5}{2}$	5	$24m$
E_f	0	0	m	$24m$
$5 = m$				

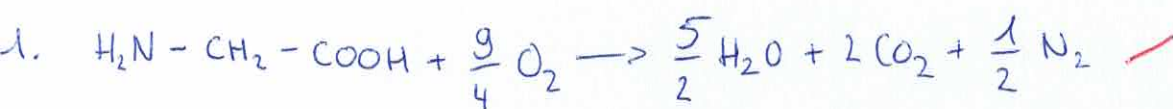
D'après la loi de Hess : $\Delta_n H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + \Delta_f H^\circ(\text{N}_{2\text{(g)}}) - \Delta_f H^\circ(\text{CO}) - \Delta_f H^\circ(\text{O}_2)$
 $= -283 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ car N_2 et O_2 sont des corps purs.

$$\Delta H_{\text{heuff}} = C_p \Delta T = (C_{p_{m_0}}(\text{CO}_{2\text{(g)}}) m + C_{p_{m_0}}(\text{N}_{2\text{(g)}}) 2m) \Delta T$$

Ainsi $m \Delta_n H^\circ + \Delta H_{\text{heuff}} = 0$

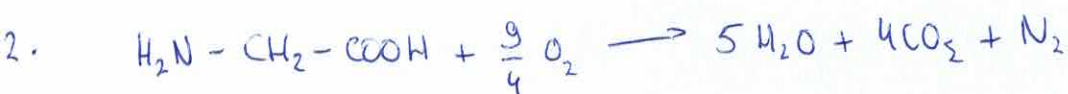
$$\Leftrightarrow \frac{\Delta_n H^\circ}{4C_{p_{m_0}}(\text{N}_{2\text{(g)}}) + C_{p_{m_0}}(\text{CO}_{2\text{(g)}})} = \Delta T$$

$$\Leftrightarrow \Delta T = \frac{283 \times 10^3}{2 \times 29,1 + 37,1} = \frac{283 \times 10^3}{97,2} = 2911 \text{ K}$$



D'après la loi de Hess :

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ &= \frac{5}{2} \Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(g)}) + 2 \Delta_f H^\circ (\text{CO}_{2(g)}) - \Delta_f H^\circ (\text{glycine}) \\ &= \frac{5}{2} (-241,8) + 2(-393,5) - (-504) = -887,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \checkmark \end{aligned}$$



$$\text{EI} \quad \quad \quad 2 \quad \quad \quad 4 \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$\text{EF} \quad \quad \quad 2-x_g \quad \quad \quad 4-\frac{9}{4}x_g \quad \quad \quad 5x \quad \quad \quad 4x \quad \quad \quad x$$

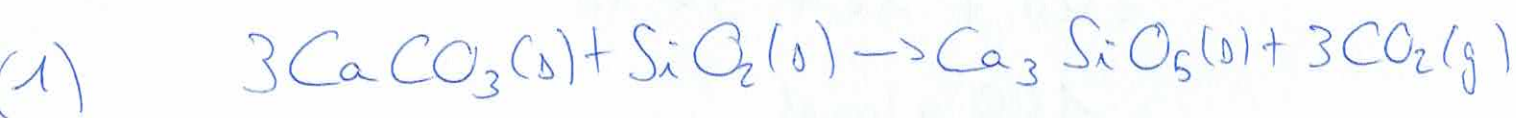
$$m; (\text{glycine}) = \frac{m}{M_{\text{glycine}}} = \frac{m}{5M(\text{H}) + M(\text{N}) + 2M(\text{C}) + 2M(\text{O})} = 2 \text{ mol} \quad \checkmark$$

Abs si on suppose la réaction totale soit $\begin{cases} 2-x_g=0 \Rightarrow x_g=2 \text{ mol} \\ 4-\frac{9}{4}x_g=0 \Rightarrow x_g=\frac{16}{9} \text{ mol} \end{cases}$
les combustions sont toujours des réactions totales.

Ainsi le glycine est le réactif limitant et $x_g = \frac{16}{9} \text{ mol}$. $\checkmark$

$$\text{Finalement } \Delta_{\text{RCH}} = x_g \Delta_r H^\circ = -1577 \text{ kJ} \quad \checkmark$$

B



1) D'après la loi de Hess :

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ_1 &= \Delta_f H^\circ(\text{Ca}_3\text{SiO}_5(l)) + 3\Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(g)) \\ &\quad - (\Delta_f H^\circ(\text{SiO}_2(l)) + 3\Delta_f H^\circ(\text{CaCO}_3(s))) \\ &= 419 \text{ kJ/mol} > 0 \end{aligned}$$

$\Delta_r H^\circ_1 > 0$ alors la réaction est endothermique

2) Faisons un tableau d'avancement :

	$3\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{SiO}_5 + 3\text{CO}_2$			
Si (mol)	m_0	m_1	0	0
Eq	$m_0 - 3x$	$m_1 - x$	x	$3x$

On nous dit qu'on veut transformer 1000 kg de CaCO_3 , donc CaCO_3 est consommé entièrement, ainsi à l'état

final : $m_0 - 3x = 0$

$$\Leftrightarrow x = \frac{m_0}{3}$$

(l'état final n'est pas un état d'équilibre puisque CaCO_3 est absent)

Maintenant, on veut déterminer m_0 .

$$m_0 = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{10^6}{M_{\text{CaCO}_3}}$$

$$\begin{aligned} \text{Or, } M_{\text{CaCO}_3} &= M_{\text{Ca}} + M_{\text{C}} + 3M_{\text{O}} \\ &= 40 + 12 + 3 \times 16 \\ &= 100 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\text{Donc } n_0 = \frac{10^6}{10^2} = 10^4 \text{ moles}$$

$$\text{Finalement, } \underline{\cancel{7.49} = \frac{n_0}{3} = \frac{10^4}{3} \text{ moles}}$$

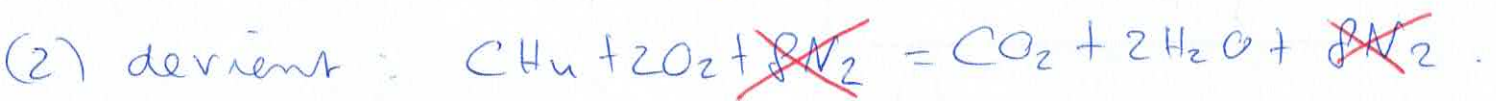
$$\begin{aligned} \text{Enfin, } \Delta H_{\text{r}} = Q_{\text{r}} &= \cancel{7.49} \Delta_r H_{\text{r}}^\circ \\ &= \frac{1}{3} (419 \times 10^3 \times 10^4) \\ &= 1,4 \times 10^9 \text{ J} = 1,4 \text{ GJ} \end{aligned}$$

3a) L'équation de combustion du méthane s'écrit :

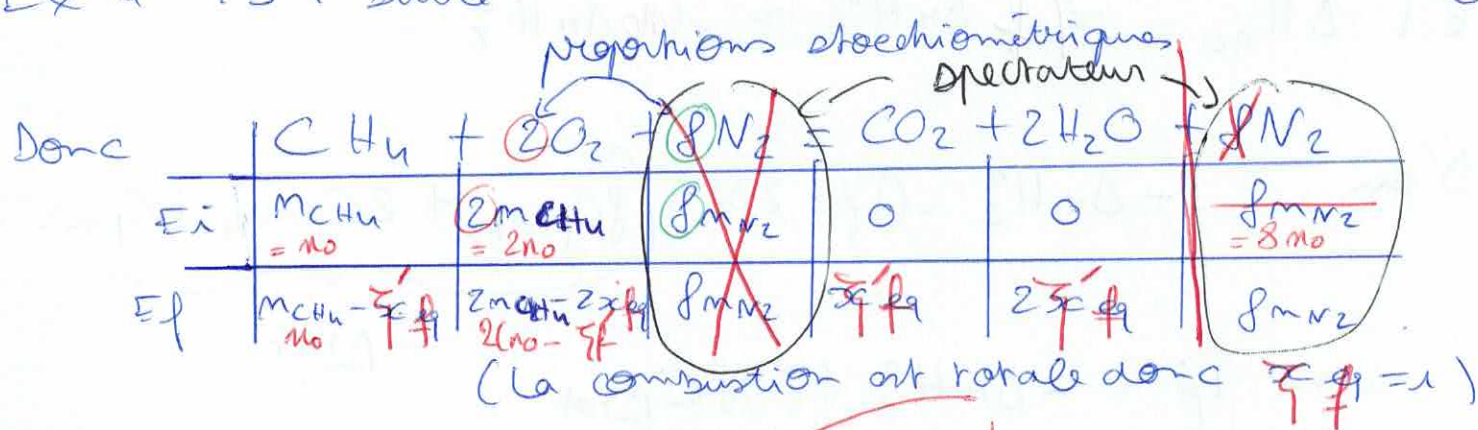


et $\Delta_r H_{\text{r}}^\circ = -830 \text{ kJ/mol} < 0 \Rightarrow$ réaction exothermique.

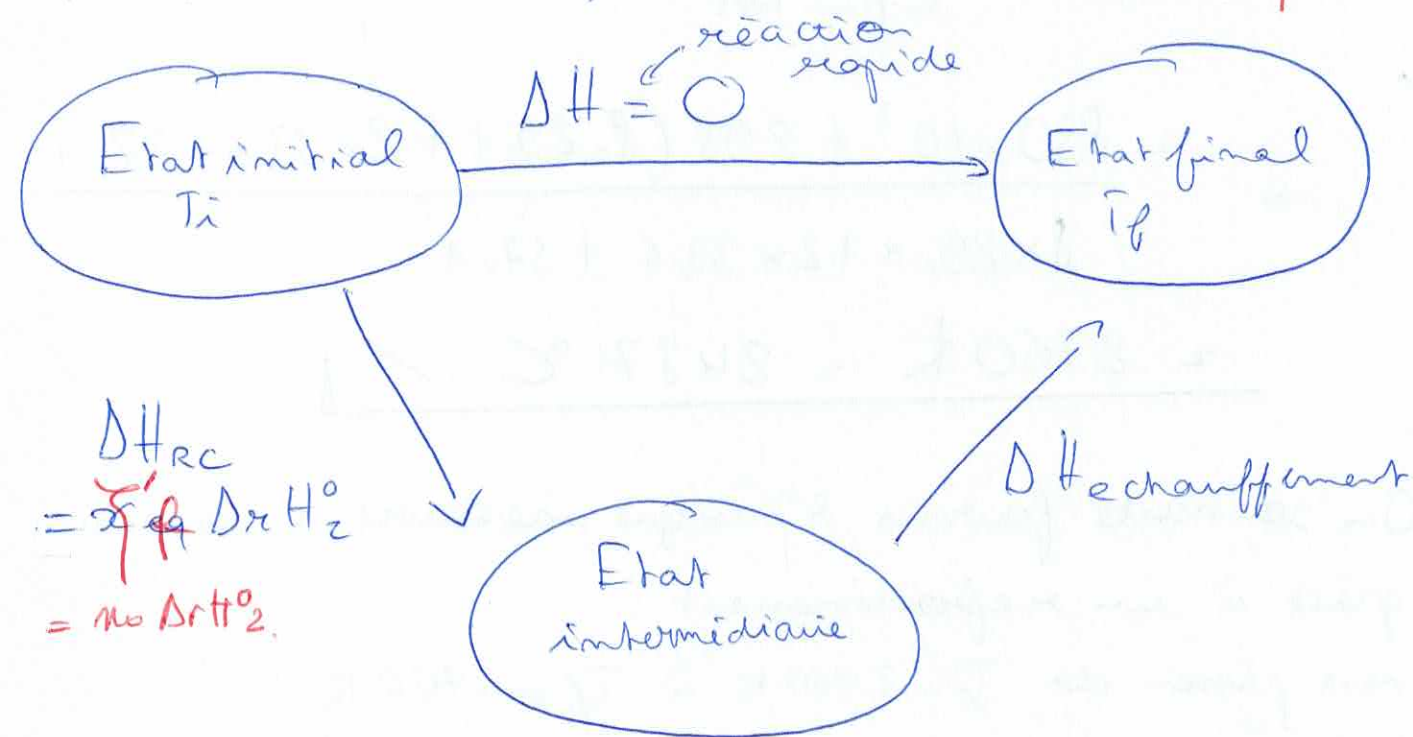
b) L'air est composé à 80% de N_2 et 20% de O_2 .
Pour une mole de O_2 on a 4 moles de N_2 .



N_2 est une espèce spectatrice, vous ne pouvez pas le mettre dans l'écriture de la réaction chimique.



En schématisant :



Ainsi, $\Delta H = 0$

$$\Leftrightarrow \Delta H_{\text{RC}} + \Delta H_{\text{chauff}} = 0$$

$$\Leftrightarrow \Delta H_{\text{RC}} = -\Delta H_{\text{chauff}}$$

$$\text{Or, } \Delta H_{\text{chauff}} = \sum_i \tilde{m}_i \tilde{C}_{p,i} \Delta T = \sum_i \tilde{m}_i \tilde{C}_{p,i} (T_f - 298)$$

$$= m_{\text{CO}_2} C_{p,\text{CO}_2} (T_f - 298) + m_{\text{H}_2\text{O}} C_{p,\text{H}_2\text{O}} (T_f - 298)$$

$$+ m_{\text{N}_2} C_{p,\text{N}_2} (T_f - 298)$$

$$= 10 \times C_{p,\text{CO}_2} (T_f - 298) + 20 C_{p,\text{H}_2\text{O}} (T_f - 298)$$

$$+ 8 C_{p,\text{N}_2} (T_f - 298) \times 10$$

$$\text{Et } \Delta H_{\text{rc}} = \cancel{9} \Delta H_{\text{H}_2} = 110 \Delta H_{\text{H}_2}$$

$$\text{D'où, } -\Delta H_{\text{H}_2} = (T_f - 298) \underbrace{\left(8C_{p,m,N_2} + 2C_{p,m,H_2O} + C_{p,m,CO_2} \right)}_{C_{p,m,\text{tot}}}$$

$$\Leftrightarrow T_f = \frac{-\Delta H_{\text{H}_2} + 298 C_{p,m,\text{tot}}}{C_{p,m,\text{tot}}}$$

$$= \frac{830 \times 10^3 + 298 (8 \times 29,1 + 2 \times 33,6 + 37,1)}{8 \times 29,1 + 2 \times 33,6 + 37,1}$$

$$\approx 2760 \text{ K} = 2487^\circ \text{C} \quad \checkmark$$

c) On souhaite fournir l'énergie nécessaire à la réaction
(1) grâce à un refroidissement.

On veut passer de $T_i = 2760 \text{ K}$ à $T_f = 1700 \text{ K}$

la chaleur ainsi cédée pourra être utilisée pour la réaction (1)

$$\begin{aligned} \bullet \Delta H_{\text{refroidissement}} &= \sum_i n_i C_{p,i,m} (1700 - 2760) \\ \text{pour 1 mole} & \\ \text{de } C_4H_{10} \text{ brûlée} &= (1700 - 2760) \underbrace{\left(C_{p,m}(CO_2) + 2C_{p,m}(H_2O) + 8C_{p,m}(N_2) \right)}_{C_{p,m,\text{tot}}} \\ &= (1700 - 2760) 337,1 \text{ J/mol} \\ &= -3,57 \times 10^5 \text{ J} \end{aligned}$$

$$\text{Ainsi, } Q_{\text{refroidiss}} = -\Delta H_{\text{rc}} = 357 \text{ kJ/mol (pour 1 mole de } C_4H_{10} \text{ brûlée)}$$

Or, maintenant on veut ~~transformer 1 tonne de~~
connaître la masse de méthane nécessaire.

D'après la q2), $Q_p = 1,4 \times 10^9 \text{ J}$

$$\text{donc } m_{\text{CH}_4} \times Q_{1, \text{refroid}} = Q_p$$

$$\text{d'où } m_{\text{CH}_4} = \frac{Q_p}{Q_{1, \text{refroid}}} = \frac{1,4 \times 10^9}{3,57 \times 10^5} \approx 4 \times 10^3 \text{ mole}$$

$$\begin{aligned} \text{Or } m_{\text{CH}_4} &= n_{\text{CH}_4} M_{\text{CH}_4} \\ &= 4 \times 10^3 (12 + 4 \times 1) = 64 \text{ kg} \end{aligned}$$

Finalement, il faut brûler 64 kg de méthane ici
pour refroidir les produits jusqu'à $T = 1700 \text{ K}$

on peut raisonner avec $\Delta H_{\text{refroidissement}} = n_0 \Delta_r H_2^\circ$

$$\text{et } \boxed{\Delta H_{\text{refroid}} + \Delta H_1 = 0.}$$