

Reaction standard de formation

q1-

a- $\text{CO(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow$ ce n'est pas une réaction de formation car les réactifs ne sont pas tous des corps simples (CO(g) : corps composé).

Conservation: $\text{C}_{\text{(graphite)}} + \text{O}_2(\text{g}) = \text{CO}_2(\text{g})$.

b- $\text{C}_{\text{(diamant)}} + 2\text{H}_2(\text{g}) = \text{CH}_4(\text{g})$: état standard du carbone à 25°C : graphite, et non diamant.

Conservation: $\text{C}_{\text{(graphite)}} + 2\text{H}_2(\text{g}) = \text{CH}_4(\text{g})$.

c- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{l}) = 2\text{HBr}(\text{g}) \rightarrow$ la réaction standard de formation donne un produit dont le coefficient stœchiométrique vaut +1.

Conservation: $\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{Br}_2(\text{l}) = \text{HBr}(\text{g})$

d- $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{g})$: l'état standard de l'eau à 25°C est l'eau liquide.

Conservation: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

q2- On utilise la loi de Hess : $\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ$.

a- $\Delta_r H_i^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - \frac{1}{2} \Delta_f H^\circ(\text{O}_2(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{CO}(\text{g}))$

A.N.: $\Delta_r H_i^\circ = -392,92 - \frac{1}{2} \times 0 - (-110,35)$

$\Rightarrow \Delta_r H_i^\circ = -282,57 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b- $\Delta_r H_i^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}(\text{g})) + \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2(\text{g}))$

Donc: $\Delta_r H_i^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + \Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 0$

$\Delta_r H_i^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}(\text{g})) + \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + \Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))$

A.N.: $\Delta_r H_i^\circ = -110,35 + (-285,33) - (-392,92) + 43,72$.

$\Rightarrow \Delta_r H_i^\circ = 40,96 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Aide supplémentaire : loi de HESS et température de flamme



Q3- $\Delta_r H^\circ(298) = \sum_i \nu_i \Delta_f H^\circ_i$ selon la loi de HESS

$$\Rightarrow \Delta_r H^\circ(298) = 2 \Delta_f H^\circ(SO_3(g)) - 2 \Delta_f H^\circ(SO_2(g)) - \Delta_f H^\circ(O_2(g))$$

A.N: $\Delta_r H^\circ(298) = 2x(-396) - 2x(-297)$

$$\Rightarrow \Delta_r H^\circ(298) = -198 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Q2- On remarque que : $\left| \frac{\Delta_r H^\circ(400K) - \Delta_r H^\circ(298K)}{\Delta_r H^\circ(298K)} \right| \leq 2\%$

La variation d'enthalpie de réaction est donc négligeable entre 298 K et 400 K. On peut donc admettre l'approximation de l'équilibre.

Q3-

	$2SO_2(g) + O_2(g) = 2SO_3(g)$	$N_2(g)$
E.I	$m_{SO_2}^i$	$m_{O_2}^i$
	0	0
E.F	$m_{SO_2}^f - 2Z_f$	$m_{O_2}^f - Z_f$
	$2Z_f = m_{SO_3}^f$	$m_{N_2}^f$

• L'augmentation de la réaction est Z_f kcal que :

$$2Z_f = m_{SO_3}^f = 9 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow Z_f = 4,5 \text{ mol}$$

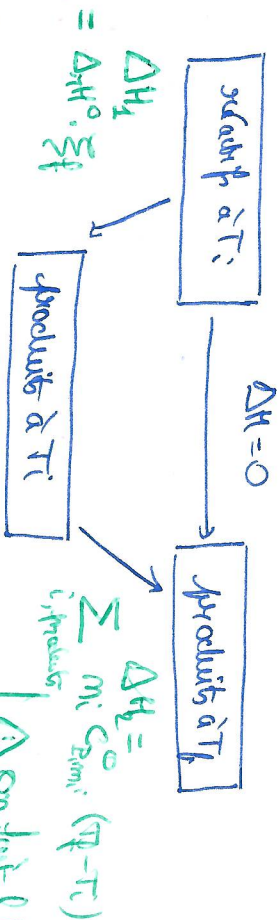
• A l'inverse :

$$m_{SO_2}^f = m_{SO_2}^i - 2Z_f \Rightarrow m_{SO_2}^f = 10 - 9 = 1 \text{ mol}$$

$$m_{O_2}^f = m_{O_2}^i - Z_f \Rightarrow m_{O_2}^f = 10 - 4,5 = 5,5 \text{ mol}$$

Il reste également du $N_2(g)$, de quantité de molaire 40 mol

Q4- La réaction se déroule dans un système fermé adiabatique, donc $\Delta H = 0$.
 addition sur chemin fermé pour obtenir T_f :



A l'inverse: $\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 0$

$$\Rightarrow \Delta_r H^\circ Z_f + \sum_i m_i C_{pmi} (T_f - T_i) = 0$$

$$\Rightarrow T_f = T_i - \frac{\sum_i m_i \Delta_r H^\circ}{\sum_i m_i C_{pmi}}$$

Or : $\sum_i m_i C_{pmi} = m_{SO_2} C_{pm}^{SO_2} + m_{O_2} C_{pm}^{O_2} + m_{N_2} C_{pm}^{N_2}$

Avec $T_i = 700K$ et les valeurs trouvées précédemment,

on a : $T_f \approx 1200K$

($T_f \approx 1130K \rightarrow 1800K$ car méthode pour précision).

On fait l'hypothèse que l'énergie de réaction sert à chauffer tous les composants du système.

Combustion d'isooctane

q1 - Combustion de l'isooctane :



Soit on a des de Hess :

$$\Delta_r H^0 = \sum \Delta_f H_i^0$$

Soit :

$$\Delta_r H^0 = 8 \cdot \Delta_f H^0(CO_2(g)) + 9 \Delta_f H^0(H_2O(g)) - \Delta_f H^0(C_8H_{18}(g))$$

$$\Delta_r H^0 \Rightarrow \Delta_r H^0 \approx -5,06 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

q3 - L'énergie libérée sur une telle distance

Soit : $Q = m \cdot |\Delta_r H^0|$

$$Q = 2331 \times 10^6 \text{ J}$$

q4 - Le temps nécessaire pour parcourir 100 km à $v = 125 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}$ soit : $\Delta t = \frac{D}{v}$ avec $D = 100 \text{ km}$.

* q2 - La voiture consomme 7,3 L d'isooctane aux 100 km.

Soit : $\rho = \frac{m}{V} = \frac{mV}{V} \Rightarrow m = \rho \cdot V$

A.N. : $m = \frac{740 \times 7,3}{1000} \approx 5,4 \text{ kg}$

Pendant ce temps, l'énergie libérée par le moteur est : $W = P_R \cdot \Delta t = P_R \cdot \frac{D}{v} \cdot \frac{A \cdot N}{v}$ avec $P_R = 60 \text{ ch} = 736 \times 60 = 44172 \times 10^3 \text{ J}$

$$W \approx 1773 \times 10^6 \text{ J}$$

$$\eta = \frac{W}{Q} \Rightarrow \boxed{\eta \approx 55\%}$$

Soit : La machine n'est donc pas idéal. (100%
 • Δ l'énergie thermique est dans l'air
 • L'énergie est perdue par frottement

À propos de l'ammoniac

NH₃ ①

a - NH₃ gaz parfait :

$$PV = n_{\text{NH}_3} RT$$

$$\Rightarrow \boxed{n_{\text{NH}_3} = \frac{PV}{RT}}$$

$$n_{\text{NH}_3} \approx 8,2 \times 10^{-2} \text{ mol.}$$

A.N.:

b - On rajoute de l'eau dans le ballon (recrue jusqu'à dans la réaction). Pour obtenir une solution d'ammoniacale (NH₃(g) dissous dans l'eau) à la concentration $C = 1,0 \text{ mol.l}^{-1}$, il faut un volume V_0 tel que :

$$C = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V_0}$$

$$\Leftrightarrow \boxed{V_0 = \frac{n_{\text{NH}_3}}{C}}$$

$$V_0 \approx 82 \text{ ml.}$$

• On dissout 82 L de NH₃ dans 82 ml d'eau ; cela servant, on proportions, à dissoudre 82,4 L de NH₃ dans 1 L d'eau : on n'est donc loin de la solubilité des NH₃, de 690 L/L d'eau. Cette dissolution est donc envisageable.

c - L'eau est une phase condensée ; elle occupe un volume de 82 ml dans le ballon. L'ammoniac NH₃ se trouve dissous dans l'eau, le ballon au bit une variation de volume $\Delta V = V - V_0$.

En supposant que la pression dans le ballon soit restée la même (dissolution isobare) :

$$nV_0 = -P(V_f - V_i) = +P\Delta V \quad \left(\begin{array}{l} V_i: \text{Initial} \\ \Rightarrow V_i = V \\ V_f: V_{\text{final}} \\ \Rightarrow V_f = V_0 \end{array} \right)$$

$$A.N.: \quad \boxed{nV_0 \approx 1,9 \times 10^2 \text{ J}}$$

d - La dissolution est supposée adiabatique et isobare. La variation d'enthalpie au cours de la dissolution est donc :

$$\Delta H = 0$$

Pour pouvoir mesurer le chemin fictif suivant :

• la dissolution a lieu à la température initiale

$$T_i = 298 \text{ K} : \quad \Delta H_1 = \sum_f \Delta_{\text{diss}} H^\circ = n_{\text{NH}_3} \cdot \Delta_{\text{diss}} H^\circ$$

• l'énergie thermique produite par la dissolution

sert à chauffer les composants servant dans le milieu après dissolution, c'est à dire l'eau (cf. énoncé) : $\Delta H_2 = m_{\text{H}_2\text{O}} \sum_m (T_f - T_i)$

Ainsi :

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

$$\Leftrightarrow \boxed{T_f = T_i - \frac{n_{\text{NH}_3} \Delta_{\text{diss}} H^\circ}{m_{\text{H}_2\text{O}} \sum_m C_{\text{pm}}}}$$

$$A.N.: \quad \boxed{T_f \approx 307 \text{ K}}, \text{ soit environ } 34^\circ \text{C.}$$

92-

NH₃ (2)

a - N₂(g) et O₂(g) sont des corps simples : leurs enthalpies standard de formation sont donc nulles.

b - L'approximation d'équilibre est consistante à supposer que l'enthalpie standard de réaction est constante sur une intervalle de température modéré, en l'absence de changement d'état :

$$\Delta_r H^\circ(T) \approx \Delta_r H^\circ(298 \text{ K})$$

Ainsi, à T = 500°C soit T = 723 K :

$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ(723) &\approx \Delta_r H^\circ(298) \\ &= \sum \nu_i \Delta_f H^\circ_i \quad (\text{loi de Hess}) \end{aligned}$$

$$\Rightarrow \Delta_r H^\circ(723) = 2 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3(g))$$

$$\underline{\text{A.N.:}} \quad \Delta_r H^\circ(723) \approx -98,285 \text{ mol}^{-1}$$

c - Soit m_{NH₃} = 1 kg, P = 250 × 10⁵ Pa, T = 723 K.

On suppose que :

$$m_{\text{NH}_3} = \frac{M_{\text{NH}_3}}{T_{\text{NH}_3}} \Rightarrow m_{\text{NH}_3} \approx 58,8 \text{ mol}$$

La quantité d'énergie libérée lors de la synthèse de NH₃ est donc :

$$Q = \sum \nu_i \times \Delta_r H^\circ(723) = \frac{m_{\text{NH}_3}}{2} \Delta_r H^\circ(723)$$

A.N.:

$$Q \approx -2,7 \times 10^3 \text{ J} \text{ soit } 2,7 \text{ kJ}$$

Trausformierte der Luft

On cherche $\Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{SiO}_2(\text{s}))$, la réaction associée est :

(1) $\text{SiO}_2(\text{s}) = \text{Si}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \quad \Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{SiO}_2(\text{s}))$

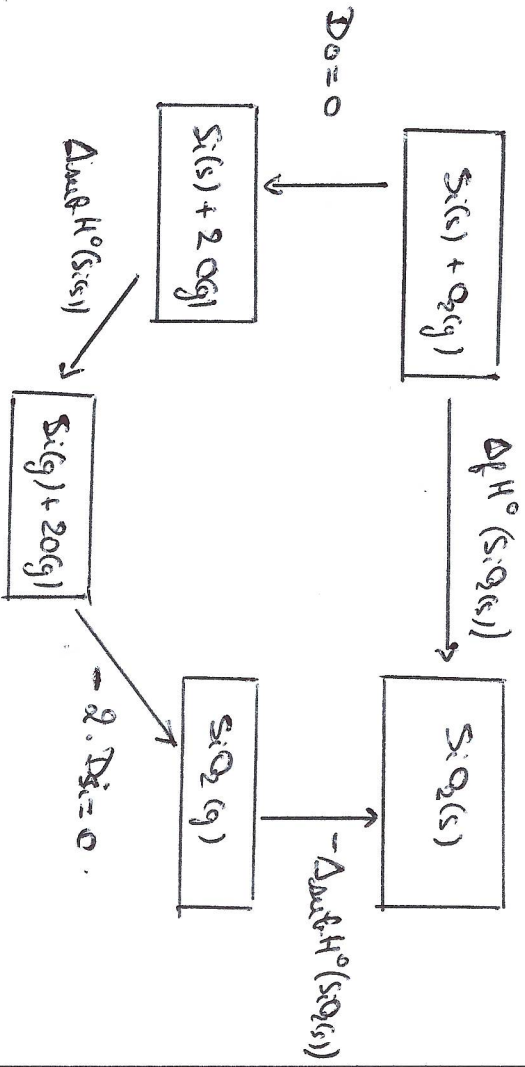
On donne :

(2) $\text{Si} = \text{O}(\text{g}) = \text{Si}(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \quad D_{\text{Si}} = 0$

(3) $\text{O} = \text{O}(\text{g}) = 2\text{O}(\text{g}) \quad D_{\text{O}} = 0$
 (ou $\text{O}_2(\text{g}) = 2\text{O}(\text{g})$)

(4) $\text{Si}(\text{s}) = \text{Si}(\text{g}) \quad \Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{Si}(\text{s}))$

(5) $\text{Si}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) = \text{SiO}_2(\text{s}) \quad \Delta_f H^\circ(\text{SiO}_2(\text{s}))$



Rq : Soit chose de l'un de SiO_2 :



$\text{SiO}_2(\text{s})$ est donc constitué de 2 double liaisons $\text{Si} = \text{O}$.

H étant une fonction d'état, on peut écrire :

$\Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{SiO}_2(\text{s})) = D_{\text{O}} = 0 + \Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{Si}(\text{s})) - 2 D_{\text{Si}} = 0 - \Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{Si}(\text{s}))$

$\Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{SiO}_2(\text{s})) = D_{\text{O}} = 0 + \Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{Si}(\text{s})) - 2 D_{\text{Si}} = 0 - \Delta_f H^\circ(\text{SiO}_2)$

A.N. :

$\Delta_{\text{air}} H^\circ(\text{SiO}_2(\text{s})) = 296 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Dans $H^\circ(\text{SiO}_2) > 0$: la réaction est endothermique, comme attendu pour une oxydation.

Rq : on pourrait également écrire la combustion inverse :

(1) $= -(5) + (4) + (3) - 2 \times (2)$

et on retrouve le résultat précédent.

Réaction exotherme

Q1 - Equation de la réaction :



Q2 - La transformation est adiabatique et irréversible. On en déduit qu'elle s'effectue à énergie interne constante :

$$\Delta U = 0$$

Démonstration : Pour une transformation entre deux états

t et $t + dt$ infinitésimaux proches :

$$dU = \delta W + \delta Q = -P_{\text{ext}} dV + \delta Q$$

• Transformation irréversible : $dU = 0$

• Transformation adiabatique : $\delta Q = 0$

Donc : $dU = 0 \Rightarrow U = \text{cte}$.

Q3 - On a : $\Delta U^\circ = \left(\frac{\partial U}{\partial \xi} \right)_{S, V}$. Pour une transformation infinitésimale, on peut écrire :

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_{S, \xi} dV + \left(\frac{\partial U}{\partial S} \right)_{V, \xi} dS + \left(\frac{\partial U}{\partial \xi} \right)_{S, V} d\xi$$

$$\text{avec } \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_{S, \xi} = -P_{\text{ext}}, \quad \left(\frac{\partial U}{\partial S} \right)_{V, \xi} = T \quad \text{et} \quad \left(\frac{\partial U}{\partial \xi} \right)_{S, V} = \Delta U^\circ$$

Pour une transformation irréversible : $dU = 0$ et ainsi :

$$dU = T dS + \Delta U^\circ d\xi$$

La transformation écarte l'équilibre et irréversible :

$$dS = C_V \frac{dT}{T} + nR \frac{dV}{V} = 0$$

Ainsi :

$$dU = \Delta U^\circ d\xi$$

Q4 : $dU \neq C_V dT$ car il y a la transformation chimique.

Pour une transformation adiabatique :

$$\Delta U_2 = \Delta U^\circ \cdot \xi$$

avec ξ l'avancement de la réaction.

Q4 - Pour définition, traiter les espèces étant supposées se comporter comme des gaz parfaits :

$$\Delta U_2 = \sum_{j, \text{constituants}} n_j C_{V, m, j} (\tau_f - \tau_i)$$

$$\text{Or : } n_{\text{H}_2, f} = n_{\text{H}_2, i} - \xi = 0,2 \cdot \frac{P_i V}{RT_i} - \xi$$

$$\cdot n_{\text{Br}_2, f} = n_{\text{Br}_2, i} - \xi = 0,8 \cdot \frac{P_i V}{RT_i} - \xi$$

$$\cdot n_{\text{HBr}, f} = 2\xi$$

Ainsi, en notant que pour une espèce gazeuse diatomique, $C_{V, m} = \frac{5}{2} R$:

$$\Delta U_2 = \left(0,2 \frac{P_i V}{RT_i} - \xi + 0,8 \frac{P_i V}{RT_i} - \xi + 2\xi \right) \times \frac{5}{2} R \times (\tau_f - \tau_i)$$

$$\Rightarrow \Delta U_2 = \frac{5P_i V}{2T_i} (\tau_f - \tau_i)$$

95- On décompose la réaction en deux étapes :

- réaction chimique à température constante T_i :

$$\Delta U_1 = \sum \nu_i \cdot \Delta_i U_i^0 = \sum \nu_i \cdot \Delta_i H_i^0.$$

- Équilibrement des espèces chimiques au fin de réaction :

$$\Delta U_2 = \frac{5P_i V}{2T_i} (T_f - T_i).$$

La réaction écarte adiabatique et irréversible, entre l'état initial et l'état final :

$$\Delta U = 0$$

$$\Rightarrow \Delta U_1 + \Delta U_2 = 0.$$

De plus, la réaction est totale. La réaction équilibre est $H_2(g)$, donc :

$$\sum \nu_i = n_{H_2}, \nu_i = 0,8 \frac{P_i V}{RT_i}.$$

Alors :

$$\frac{5P_i V}{2T_i} (T_f - T_i) = -0,2 \cdot \frac{P_i V}{RT_i} \cdot \Delta_i H_i^0.$$

$$\Rightarrow T_f = T_i - \frac{0,4}{5R} \Delta_i H_i^0.$$

$$\Rightarrow T_f = T_i - \frac{2 \Delta_i H_i^0}{25R}.$$

A.N. : $T_f = 298 - \frac{2 \times (-72,45) \times 10^3}{25 \times 8,314} = \underline{995 \text{ K}}.$

96- À l'état final, il reste :

$$\begin{cases} m_{O_2, f} = 0,6 \frac{P_i V}{RT_i} \\ m_{H_2, f} = 2x = 0,4 \frac{P_i V}{RT_i} \end{cases}$$

Alors :

$$P_f \cdot V = (m_{O_2, f} + m_{H_2, f}) R T_f = \frac{P_i V}{T_i} \cdot T_f.$$

$$\Rightarrow T_f = T_i \cdot \frac{P_i}{P_f}$$

A.N. : $P_f = 3,14 \text{ bar}.$

Equilibre chimique de conversion et d'équation.

Q1-



Selon la loi de HESS :

$$\Delta_r H_i^\circ = \sum x_i \Delta_f H_i^\circ$$

$$\Leftrightarrow \Delta_r H_i^\circ = \Delta_f H_i^\circ(\text{CO}_2\text{g}) - \Delta_f H_i^\circ(\text{H}_2\text{Og}) - \Delta_f H_i^\circ(\text{COg})$$

A.N.: $\Delta_r H_i^\circ = -394 - (-242) - (-110)$

$$\Leftrightarrow \Delta_r H_i^\circ = -142 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



car (2) : $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ $\Delta_r H_i^\circ$
est la somme de (1) et :



A.N.: $\Delta_r H_i^\circ = 285 \cdot \text{mol}^{-1}$



E-I. $m_{\text{CO}} \quad m_{\text{H}_2\text{O}} \quad 0 \quad 0$ $m_{\text{tot}} = m_{\text{CO}} + m_{\text{H}_2\text{O}}$
 $= 2m_{\text{H}_2\text{O}}$

E-F. $m_{\text{CO}} - \xi \quad m_{\text{H}_2\text{O}} - \xi \quad \xi \quad \xi$ $m_{\text{tot}, f} = m_{\text{CO}} + m_{\text{H}_2\text{O}}$
 $= 2m_{\text{H}_2\text{O}}$

avec ξ l'avancement final de la réaction.

Or : $m_{\text{H}_2\text{O}}^f = 0,3 m_{\text{H}_2\text{O}}^i$ donc :

$$m_{\text{H}_2\text{O}}^i - \xi = 0,3 m_{\text{H}_2\text{O}}^i$$

$$\Leftrightarrow \xi = 0,7 m_{\text{H}_2\text{O}}^i$$

Donc : $m_{\text{CO}}^i = m_{\text{H}_2\text{O}}^i$ (mélange équi-molaire).

Le taux de conversion est x tel que :

$$x = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}^f}{m_{\text{H}_2\text{O}}^i} = 0,3$$

donc $\xi = (1-x) m_{\text{H}_2\text{O}}^i$. Les pressions partielles finales des

constituants sont donc :

$$p_{\text{H}_2\text{O}}^f = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}^f}{m_{\text{tot}, f}} P = \frac{x m_{\text{H}_2\text{O}}^i}{2 m_{\text{H}_2\text{O}}^i} P = \frac{x}{2} P$$

A.N.: $p_{\text{H}_2\text{O}}^f = 0,15 \text{ bar}$

$$p_{\text{CO}}^f = \frac{m_{\text{CO}}^f}{m_{\text{tot}, f}} P = \frac{m_{\text{CO}}^i}{2 m_{\text{H}_2\text{O}}^i} P = p_{\text{H}_2\text{O}}^f = 0,15 \text{ bar}$$

$$p_{\text{CO}_2}^f = p_{\text{H}_2}^f = \frac{\xi}{2 m_{\text{H}_2\text{O}}^i} P = \frac{1-x}{2} P \Rightarrow p_{\text{CO}_2}^f = p_{\text{H}_2}^f = 0,35 \text{ bar}$$

Q2-

a- Combustion du $\text{H}_2\text{(g)}$:



Donc $\Delta_r H_i^\circ = \Delta_f H_i^\circ(\text{H}_2\text{Og}) \Rightarrow \Delta_r H_i^\circ = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Rq : en partant $2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2\text{H}_2\text{O(g)}$,

on obtient $(\Delta_r H_i^\circ) = 2\Delta_f H_i^\circ(\text{H}_2\text{Og})$.
 \rightarrow à l'échelle spécifique de pesanteur $\text{H}_2\text{(g)}$, on entend $+142 \text{ kJ}$.

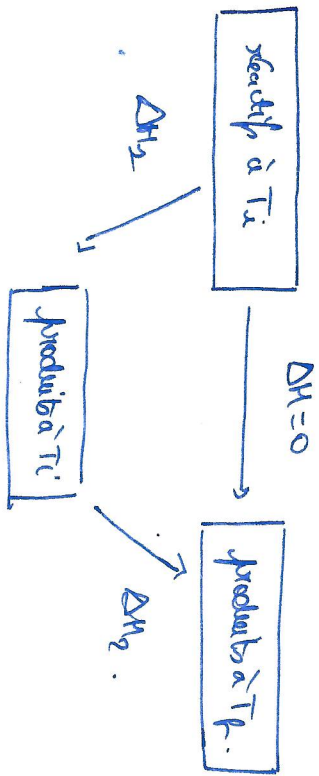
Combustion de CO(g) :



Donc : $\Delta_r H_i^\circ = \Delta_f H_i^\circ(\text{CO}_2\text{g}) - \Delta_f H_i^\circ(\text{COg})$

A.N.: $\Delta_r H_i^\circ = -284 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

B - On considère la combustion totale, adiabatique et isobare. On peut donc appliquer le modèle de la température de flamme.



On a : $\Delta H_2 = \sum_{i=3}^2 \Delta h_{f,i}^0 + \sum_{i=1}^2 \Delta h_{f,i}^0$
 avec $\sum_{i=3}^2 \dot{m}_{H_2} = \dot{m}_{H_2}$ et $\sum_{i=1}^2 \dot{m}_{O_2} = \dot{m}_{O_2}$. On considère un volume total V_0 de gaz dans l'enceinte :

$$\begin{cases} \dot{m}_{H_2} = \frac{P \cdot V_0}{RT_0} \times 0,01 & \text{avec } T_0 = 298K \\ \dot{m}_{O_2} = \frac{P \cdot V_0}{RT_0} \times 0,92 & \\ \dot{m}_{N_2} = \frac{P \cdot V_0}{RT_0} \times 0,14 & \end{cases}$$

Sur 100 moles de gaz, le réactif initial, le système est donc composé de :

$$\begin{cases} \dot{m}_{H_2} = 1 \text{ mol} = \dot{m}_{H_2} \\ \dot{m}_{O_2} = 9,2 \text{ mol} = \dot{m}_{O_2} \\ \dot{m}_{N_2} = 1,4 \text{ mol} = \dot{m}_{N_2} \end{cases}$$

A l'état final :

$$\begin{cases} \dot{m}_{O_2} = \dot{m}_{O_2} + \frac{1}{2} \dot{m}_{H_2} = 9,9 \text{ mol} ; \dot{m}_{H_2O} = \dot{m}_{H_2} = 1 \text{ mol} \\ \dot{m}_{H_2} = \dot{m}_{H_2} + 4 \times (\dot{m}_{O_2}) + \dot{m}_{N_2} \\ \dot{m}_{N_2} = \dot{m}_{N_2} + 4 \times (\frac{\dot{m}_{H_2}}{2} + \dot{m}_{O_2}) \\ = \dot{m}_{N_2} + 2 \times (\dot{m}_{H_2} + \dot{m}_{O_2}) \end{cases}$$

est : $\dot{m}_{H_2O} = 66 + 2 \times (1 + 22) = 112 \text{ mol}$.
 et $\dot{m}_{O_2} = \dot{m}_{O_2} = 0$ car les réactifs sont utilisés dans les proportions stoechiométriques.

Alors :

$$\dot{m}_{H_2O} \Delta h_{f,H_2O}^0 + \dot{m}_{O_2} \Delta h_{f,O_2}^0 + \Delta H_2 = 0$$

$$\text{Or : } \Delta H_2 = \sum_{\text{produits}} \dot{m}_i \int_{T_0}^{T_f} C_{p,m,i}^0(T) dT$$

$$\Leftrightarrow \Delta H_2 = \dot{m}_{H_2O} \int_{T_0=298K}^{T_f} C_{p,m}(H_2O) dT + \dot{m}_{N_2} \int_{T_0=298K}^{T_f} C_{p,m}(N_2) dT + \dot{m}_{O_2} \int_{T_0=298K}^{T_f} C_{p,m}(O_2) dT$$

$$\begin{aligned} &= \dot{m}_{H_2O} \left[30(T_f - T_0) + \frac{0,010}{2}(T_f^2 - T_0^2) \right] \\ &+ \dot{m}_{N_2} \left[28(T_f - T_0) + \frac{0,004}{2}(T_f^2 - T_0^2) \right] \\ &+ \dot{m}_{O_2} \left[44(T_f - T_0) + \frac{0,020}{2}(T_f^2 - T_0^2) \right] \\ &= (30\dot{m}_{H_2O} + 28\dot{m}_{N_2} + 44\dot{m}_{O_2})(T_f - T_0) \\ &+ (0,005\dot{m}_{H_2O} + 0,002\dot{m}_{N_2} + 0,010\dot{m}_{O_2})(T_f^2 - T_0^2) \end{aligned}$$

$$\Delta H_2 = 4648(T_f - T_0) - 0,101(T_f^2 - T_0^2)$$

A.N. : $\Delta h_{f,H_2O}^0 + \dot{m}_{O_2} \Delta h_{f,O_2}^0 + \Delta H_2 = 0$

$$\Leftrightarrow -0,101(T_f^2 - T_0^2) + 4648(T_f - T_0) + 6490 \times 10^3 = 0$$

Résolution :

$$\begin{cases} T_{f,1} \approx 1440K \\ T_{f,2} \approx 44000K \rightarrow \text{à éliminer} \end{cases}$$