

Série de TD N°4

Exercice 1 :

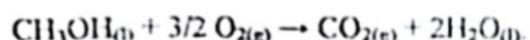
- Calculer l'enthalpie standard de formation du trioxyde de soufre gazeux SO_3 à 25°C.

On donne les réactions suivantes :



Exercice 2 :

La combustion totale d'une mole de méthanol liquide ($\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}$) dans les conditions standards de pression et de température, libère 725,2 Kj selon la réaction suivante :



1. Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthanol liquide.
2. Calculer l'enthalpie de cette réaction à 60°C.
3. Calculer la chaleur de cette réaction à 127°C et à pression d'une atmosphère sachant qu'à cette pression, le méthanol bout à 64,5°C et l'eau à 100°C et que les chaleurs de vaporisations sont : $\Delta H^\circ_{\text{vap}, 373}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 44 \text{ Kj/mol}$
 $\Delta H^\circ_{\text{vap}, 337,5}(\text{CH}_3\text{OH}, \text{l}) = 35,4 \text{ Kj/mol}$.

On donne :

- Les enthalpies molaires standards de formations de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et de $\text{CO}_2(\text{g})$:
 $\Delta H^\circ_{f,298}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,2 \text{ Kj/mol}$ $\Delta H^\circ_{f,298}(\text{CO}_2, \text{g}) = -393,5 \text{ Kj/mol}$
- Les chaleurs molaires à pression constante:
 $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 75,2 \text{ J/mol.K}$ $C_p(\text{CH}_3\text{OH}, \text{l}) = 81,6 \text{ J/mol.K}$
 $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 38,2 \text{ J/mol.K}$ $C_p(\text{CH}_3\text{OH}, \text{g}) = 53,5 \text{ J/mol.K}$
 $C_p(\text{O}_2, \text{g}) = 34,7 \text{ J/mol.K}$ $C_p(\text{CO}_2, \text{g}) = 36,4 \text{ J/mol.K}$
- Les chaleurs de vaporisations sont
 $\Delta H^\circ_{\text{vap}, 373}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 44 \text{ Kj/mol}$
 $\Delta H^\circ_{\text{vap}, 337,5}(\text{CH}_3\text{OH}, \text{l}) = 35,4 \text{ Kj/mol}$
- et les températures de vaporisation sont
 $T_{\text{vap}}(\text{CH}_3\text{OH}) = 64,5^\circ\text{C}$
 $T_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 100^\circ\text{C}$

Exercice 3 :

A/ L'éthanol C_2H_5OH est liquide à 298K,

- Calculer son enthalpie de formation en utilisant les énergies de liaison.

B/ En présence d'oxygène il subi une réaction de combustion égale à

$$\Delta H(\text{comb}) = -1424 \text{ Kj/mol à 298K.}$$

- 1) Ecrire la réaction de combustion de l'éthanol.
- 2). Calculer la chaleur de réaction à volume constant à 298K.

Données à 298K:

$$\Delta H_f^\circ (CO_2, g) = -393,5 \text{ Kj/mol} \quad \Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -285,2 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}} (C_2H_5OH, l) = 39,5 \text{ Kj/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{sub}} (C) = 716 \text{ Kj/mol}$$

Liaison	H-H	C-H	C-C	O-H	C=O	O=O
ΔH°_d (Kj/mol)	434	415	340	460	350	497

Exercice 4 :

Soit la réaction de combustion de l'éthane :



Cette réaction utilise de l'air ambiant (20% de O_2 et 80% de N_2) et se déroule dans une enceinte adiabatique, sous pression constante, le mélange initial est introduit à 298K.

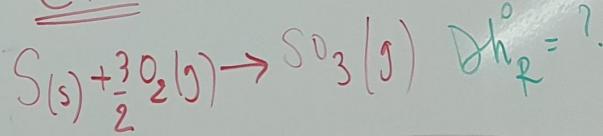
- Calculer la température maximale de la flamme (T_M) produite par cette réaction.

Données :

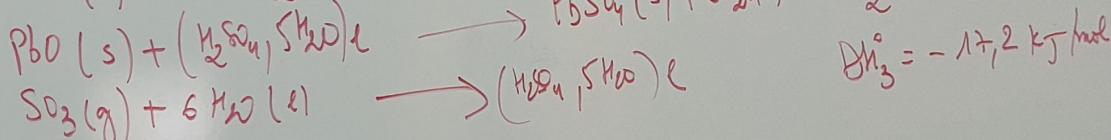
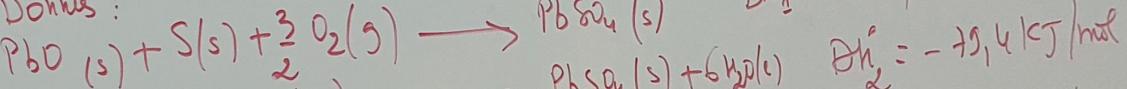
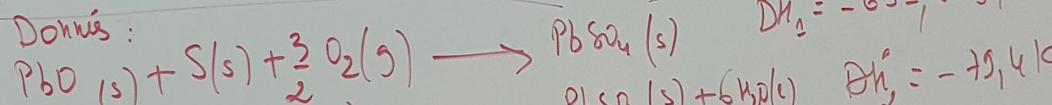
$$C_p(H_2O, g) = 34,23 \text{ J/mol.K} \quad C_p(CO_2, g) = 37,20 \text{ J/mol.K} \quad C_p(N_2) = 29,12 \text{ J/mol.K}$$

Serie 4:

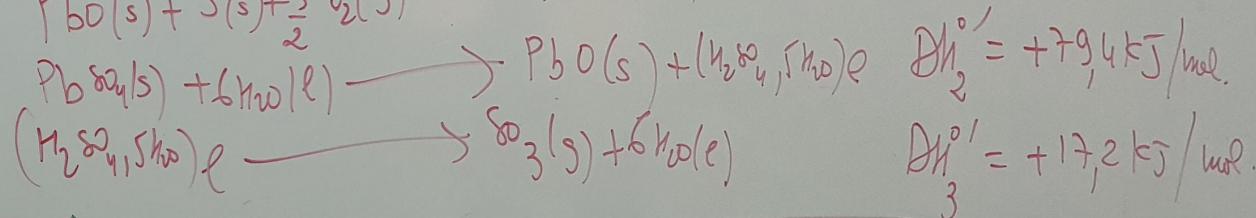
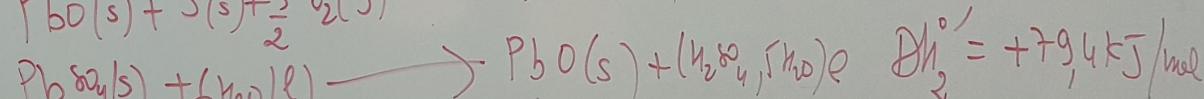
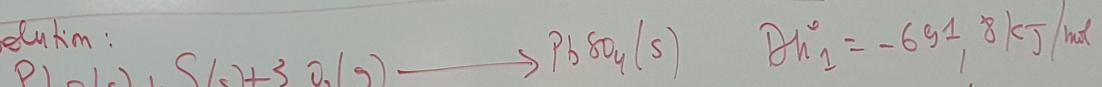
E_{x02}:



Données:

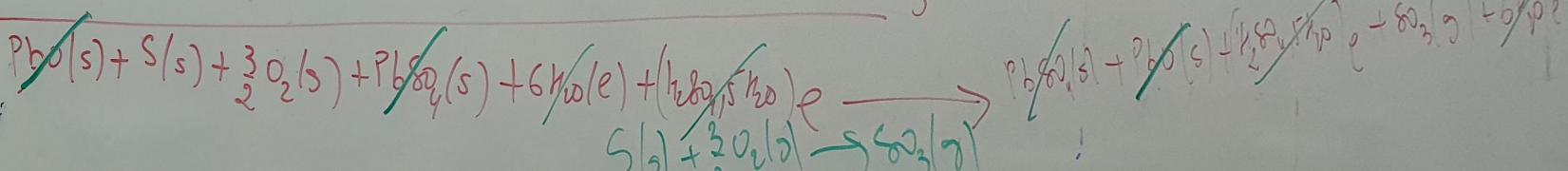


Solution:

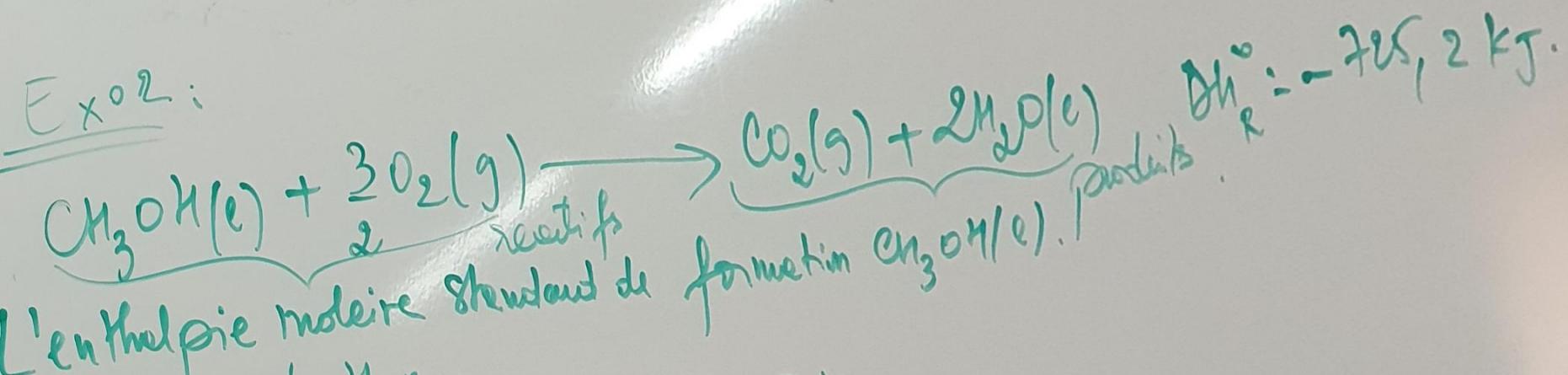


$$\Delta h_R^\circ = \Delta h_1^\circ + \Delta h_2' + \Delta h_3' \\ = -691,8 + 79,4 + 17,2$$

$$\boxed{\Delta h_R^\circ = -595,2 \text{ kJ/mol.}}$$



Exo 2:



Le loi de Hess:

$$\Delta H_f^\circ = \sum_j \Delta H_f^\circ \text{ produits} - \sum_i \Delta H_i^\circ \text{ réactifs}$$

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(g)) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) - \frac{3}{2} \Delta H_f^\circ(\text{O}_2(g)) - (\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(l)))$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(l)) &= -\Delta H_f^\circ + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(g)) + 2 \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) \\ &= +725,2 - 393,5 - 285,2 \times 2, \end{aligned}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(l)) = -238,7 \text{ kJ/mol.}$$

$\Delta H_1 = 2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ L'enthalpie de le rendement à 60°C (333K).
 pas de changement d'état Q nulle
 La loi de Kirchhoff.

$$\Delta H_{T_1} = \Delta H_{T_0} + \int_{T_0}^{T_1} DQ_p dT = \Delta H_{T_0} + DQ_p DT$$

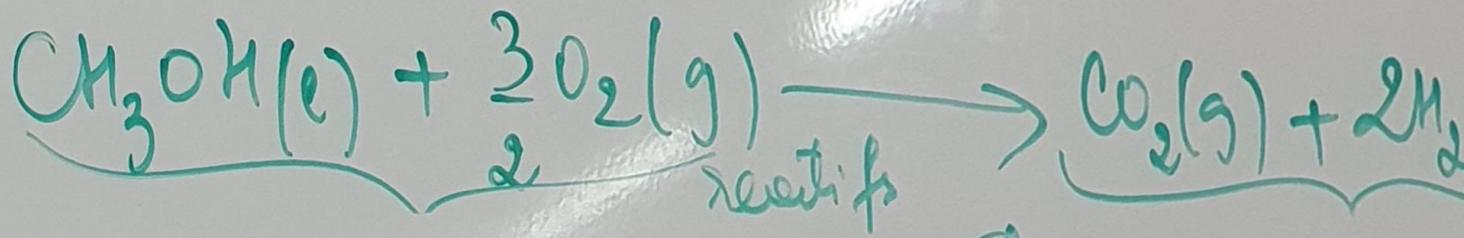
$$DQ_p = \sum Q_j C_p - \sum Q_i C_p$$

$$DQ_p = C_{P, \text{air}, 2}(g) + 2 C_{P, \text{mol}, 0} - \frac{3}{2} C_{P, \text{air}, 1}(g) - C_{P, \text{air}, 0}$$

$$\Delta H_p = 36,4 + 2 \times 75,2 - \frac{3}{2} \times 34,7 = 81,1 \text{ kJ}$$

$$DQ_p = 81,1 \text{ kJ / mol} \cdot \text{K}$$

Ex 02:

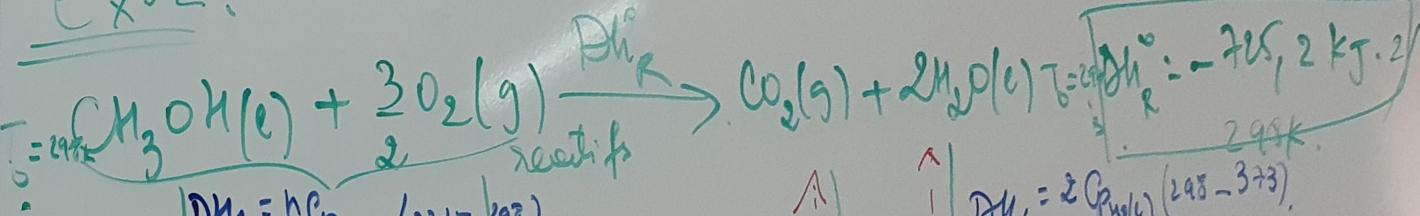


$$\Delta H_{T_1} = -725,2 + 53,15 \cdot 10^{-3} (333 - 298)$$

$$\boxed{\Delta H_{T_1} = -723,34 \text{ kJ}}$$

333 K.

Ex 2:



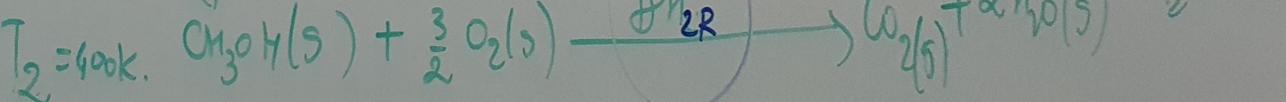
$$\Delta H_1 = h C_{p,\text{CH}_3\text{OH}}(337,5 - 298)$$

$$T_v = 337,5 \text{ K}$$

$$\Delta H_2 = h \Delta H_v$$

$$T_v = 337,5 \text{ K}$$

$$\Delta H_3 = C_{p,\text{CH}_3\text{OH}(g)}(400 - 337,5)$$



$$\Delta H_4 = 2 C_{p,\text{H}_2\text{O}(l)}(298 - 373)$$

$$2\text{H}_2\text{O}(l) \quad T_v = 373 \text{ K}$$

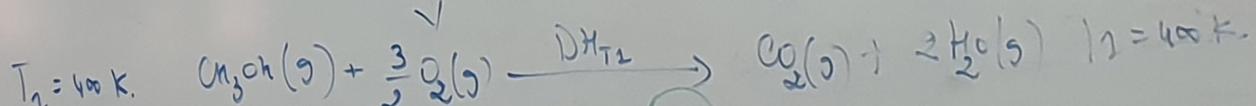
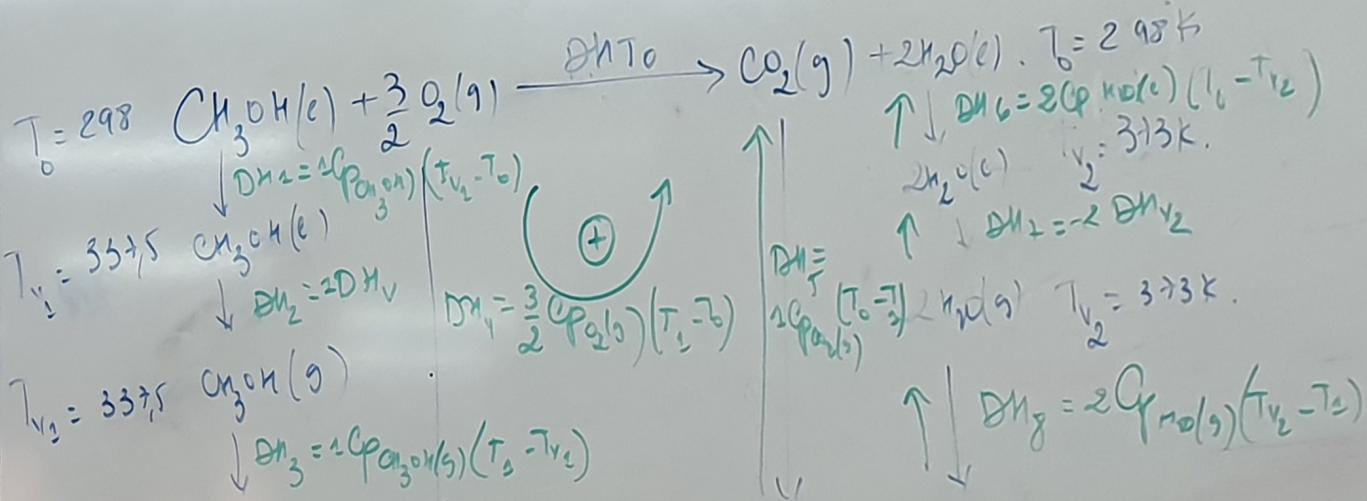
$$\Delta H_5 = 2 C_{p,\text{O}_2(g)}(298 - 400)$$

$$2\text{H}_2\text{O}(g) \quad T_v = 373 \text{ K}$$

$$\Delta H_6 = 2 C_{p,\text{H}_2\text{O}(g)}(40 - 373)$$

Rekenen

$$\Delta H_R = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 + \Delta H_6$$



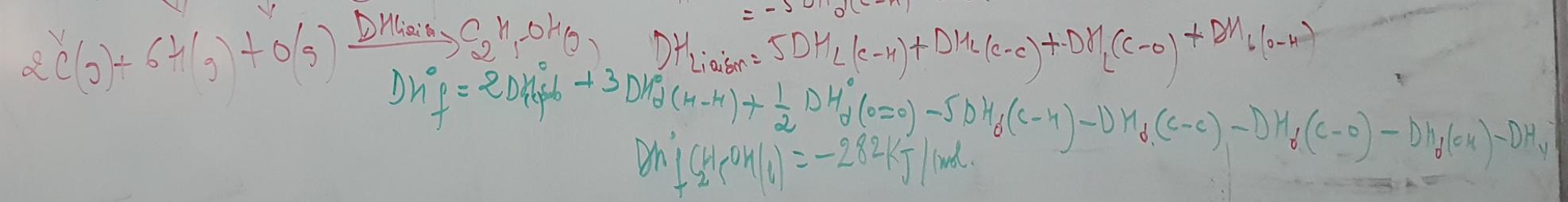
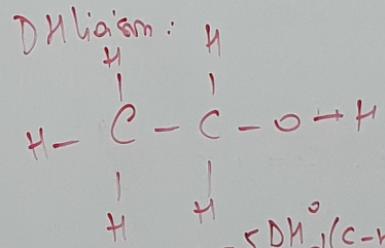
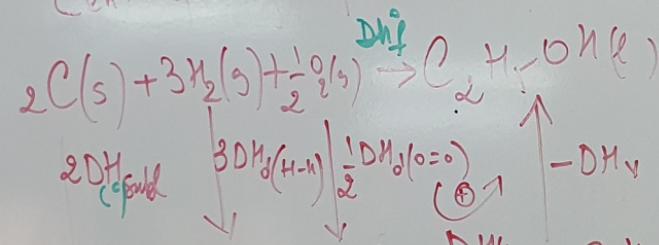
Berechnen: $\Delta H_{T_0} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_{T_2} + \Delta H_5 + \Delta H_6 + \Delta H_7 + \Delta H_8$

???

Ex 3

C_2H_5OH est liquide à 298 K.

L'enthalpie de formation de C_2H_5OH à partir des énergies d'liaison.





$$\Delta H_{\text{comb}} = -1424 \text{ kJ/mol} \approx 298 \text{ K}$$

Le chaleur de réaction à volume constant :

$$\Delta H_R^\circ = \Delta U_R^\circ + nRT$$

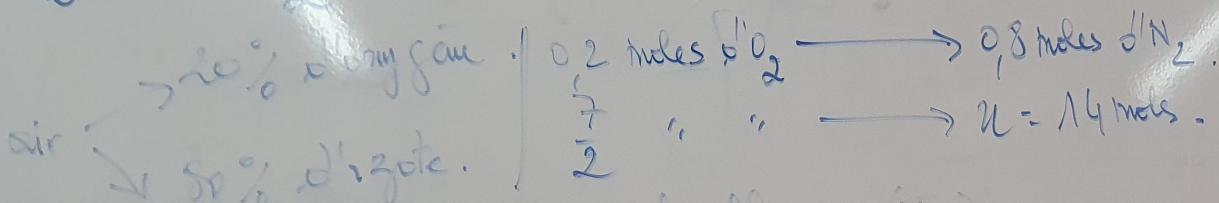
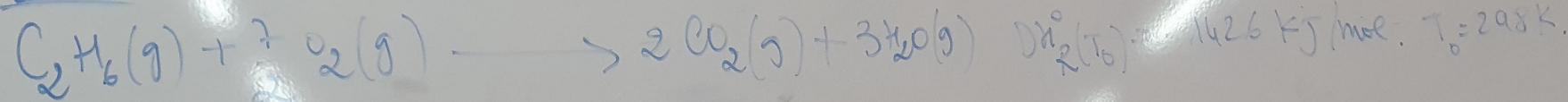
$$\Delta U_R^\circ = \Delta H_R^\circ - nRT \Rightarrow \Delta U_R^\circ = -1424 \text{ kJ} - (-1) \times 8,31 \times 10^{-3} \times 298$$

$$\Delta n = \sum n_j - \sum n_i \quad (\text{nez})$$

$$\boxed{\Delta U_R^\circ = -1421,52 \text{ kJ/mol}}$$

$$\Delta n = 2 - 3 = 1.$$

Exo 4:



La température maximale de la flamme (T_K)

adiabatique :

$$\Delta H_r^\circ(T_0) + \int_{T_0}^{\infty} DCP(\text{produits}) dT = 0 \Rightarrow \Delta H_r^\circ(T_0) + Dp_{\text{produits}} \underbrace{(T_K - T_0)}_{?} = 0.$$

$$DCP(\text{produits}) = 2C_{p,\text{CO}_2(g)} + 3C_{p,\text{H}_2\text{O}(g)} + 2C_{p,\text{N}_2(g)} = 2C_{p,\text{CO}_2(g)} + 3C_{p,\text{H}_2\text{O}(g)} + 14C_{p,\text{N}_2(g)} =$$