

**Exercice VIII-5 : Température de flamme d'un chalumeau au propane****Énoncé**

Quelle est la température maximale obtenue à la sortie d'un chalumeau propane-oxygène fonctionnant à l'*air libre*, les gaz étant pris initialement à 298 K ?

**Données à 298 K :**

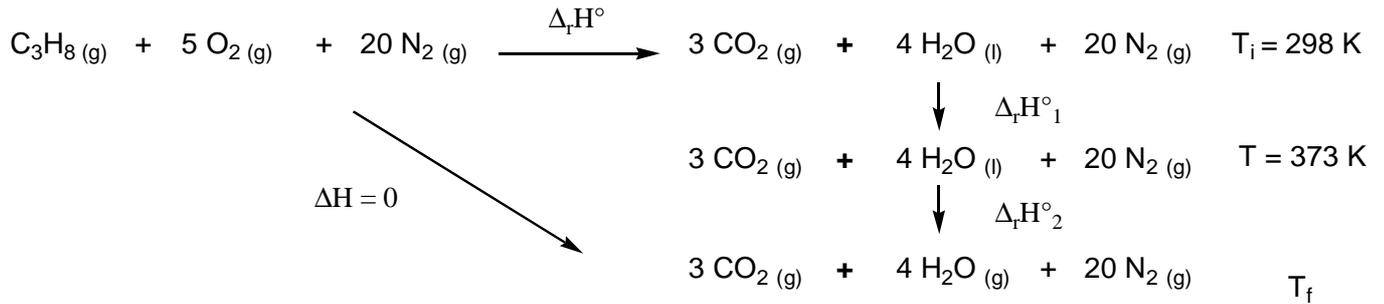
- Enthalpie standard de formation :

	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>l</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>g</sub>	CO <sub>2</sub>
$\Delta_f H^\circ$ en kJ . mol <sup>-1</sup>	- 103, 75	- 285,55	- 241,59	- 393,14
$C_p$ en J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>		75,23	33,5	37,0

- $\Delta_{\text{vap}} H^\circ$  (H<sub>2</sub>O) = 43,97 kJ . mol<sup>-1</sup> à 373 K.

**Correction :**

On réalise un cycle thermochimique, faisant intervenir des transformations pour lesquelles on sait évaluer les variations d'enthalpie. En considérant que l'enthalpie est une fonction d'état, c'est-à-dire que toutes variations d'enthalpie est indépendante du chemin suivi, on en déduit classiquement la température de flamme.



avec  $\Delta H^\circ = 0$  (système adiabatique) ;

$$\Delta_r H^\circ_2 = \int_{298}^{373} [4 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) + 20 \cdot c_p(\text{N}_2(\text{g})) + 3 \cdot c_p(\text{CO}_2(\text{g}))] \cdot dT ;$$

$$\Delta_r H^\circ_3 = 4 \cdot \Delta_{\text{vap}} H^\circ_{373\text{K}}(\text{H}_2\text{O}) + \int_{373}^{T_f} [4 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + 20 \cdot c_p(\text{N}_2(\text{g})) + 3 \cdot c_p(\text{CO}_2(\text{g}))] \cdot dT$$

$$\text{et } \Delta_{\text{comb}} H^\circ_{298\text{K}} = \sum_i v_i \cdot \Delta_{\text{form}} H^\circ_{298} = -2217,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

on trouve  $T_f = 2733 \text{ K}$ .