

Exercice VIII-6 : Température de flamme**Énoncé**

On considère la réaction d'oxydation en phase gazeuse de l'ammoniac en monoxyde d'azote par le dioxygène selon :



- 1- Calculer l'enthalpie standard de réaction à 298 K.
- 2- Cette réaction se déroule dans une enceinte adiabatique, sous une pression de 5 bar; le mélange initial stœchiométrique est introduit à 298 K. Calculer la température atteinte en fin de réaction.

Données :

- Enthalpies standard de formation en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 298 K :

$$\Delta H^\circ_f (\text{NH}_3 \text{ g}) = - 46,19 ;$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{H}_2\text{O g}) = - 241,83 ;$$

$$\Delta H^\circ_f (\text{NO g}) = 90,37 ;$$

- Capacité standard à pression constante en $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$:

$$C_p^\circ (\text{gaz diatomiques}) = 27,2 + 0,004 T ;$$

$$C_p^\circ (\text{H}_2\text{O g}) = 34,3 + 0,008 T$$

Correction :

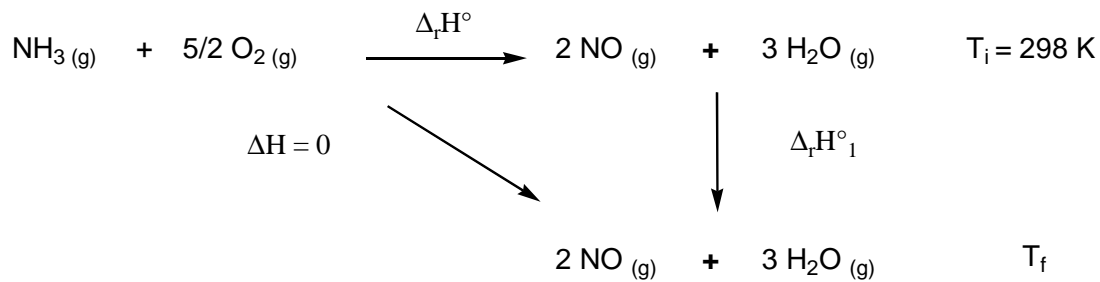
On réalise un cycle thermochimique, faisant intervenir des transformations pour lesquelles on sait évaluer les variations d'enthalpie. En considérant que l'enthalpie est une fonction d'état, c'est-à-dire que toutes variations d'enthalpie est indépendante du chemin suivi, on en déduit classiquement la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

Dans cet exercice, les capacités thermiques à pression constante dépendent de la température ; il faut donc prendre soin d'intégrer et résoudre une équation du 2nd degré.

1- L'enthalpie de réaction se calcule en appliquant la loi de Hess :

$$\Delta_{\text{comb}}H_{298\text{K}}^{\circ} = \sum_i v_i \cdot \Delta_f H_{298}^{\circ} = -452,37 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

2- Sur le cycle établi, on obtient :



$$0 = n_{\text{totale}} \cdot \Delta_{\text{comb}}H_{298\text{K}}^{\circ} + n_{\text{totale}} \cdot \int_{298}^{T_f} [2 \cdot c_p(\text{NO}(\text{g})) + 3 \cdot c_p(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))] \cdot dT$$

Soit à résoudre :

$$0,016 \cdot T_f^2 + 157,3 \cdot T_f - 500,7 \cdot 10^3 = 0$$

On trouve alors :

$$T_f = 2531 \text{ K.}$$