

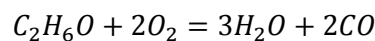
L'objectif est de calculer le rendement de notre système.

L'alcool à brûler est un mélange d'éthanol, de méthanol (3,3 %), de propane (1%).

Pour cela nous allons commencer par calculer l'enthalpie standard de réaction, puis calculer la température de flamme de l'alcool, et la puissance délivrée par le ventilateur.

A) Enthalpie standard de réaction :

L'éthanol (C_2H_6O) subit une combustion incomplète : la couleur de la flamme est jaune, orange. Ainsi l'équation de la combustion s'écrit :



D'après la loi de Hess,

$$\Delta_r H^o = -\Delta_f H^o(C_2H_6O) - 2 * \Delta_f H^o(O_2) + 3 * \Delta_f H^o(H_2O) + 2 * \Delta_f H^o(CO)$$

On a pris les différentes constantes de formation pour une température $T=298K$.

Le dioxygène gazeux étant dans son état standard de référence : $\Delta_f H^o(O_2) = 0$

$$\Delta_r H^o = 84,7 + 0 - 3 * 241,8 - 2 * 110,58$$

$$\Delta_r H^o = -861,86 \text{ kJ/mol}$$

On a bien $\Delta_r H^o < 0$. La réaction est exothermique. C'est cohérent puisque la combustion de l'alcool permet de chauffer notre module Peltier.

D'après les relations de Kirchhoff,

$$\frac{d \Delta_r H^o}{d T} = \Delta_r C_p^o$$

$$\text{Ainsi } \Delta_r H^o(T_f) = \Delta_r H^o(298K) + \Delta_r C_p^o(T_f - 298)$$

T_f représente la température de flamme.

B) Température de flamme :

La température de flamme représente la température atteinte lors de l'inflammation d'un mélange gazeux dans des conditions isobares en supposant l'inflammation tellement rapide que le système n'a pas le temps d'échanger de la chaleur. On suppose donc la transformation adiabatique.

Appliquons le premier principe de la thermodynamique au système, évoluant de façon isobare :

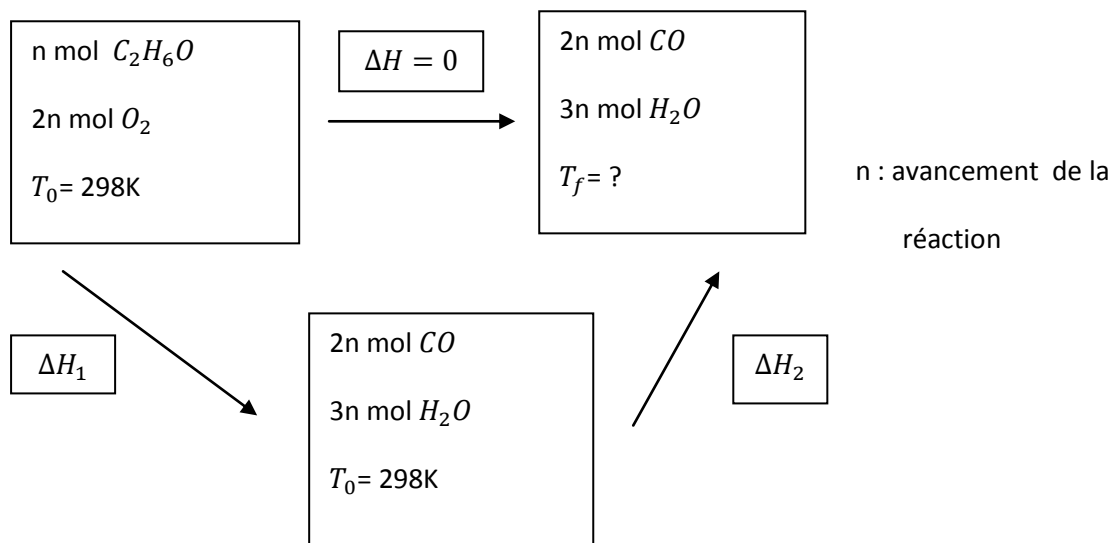
$$\Delta H = Q + W_u = 0$$

Où Q est la chaleur reçue par le système et W_u le travail utile (autre que celui des forces de pression).

L'enthalpie étant une fonction d'état, sa variation ne dépend pas de la transformation suivie. On décompose la transformation en 2 étapes :

- ➔ Réaction chimique totale à la température constante $T_0 = 298\text{K}$. On note ΔH_1 la variation d'enthalpie associée.
- ➔ Un échauffement des espèces présentes après réaction, de 298K à la température T_f . On note ΔH_2 la variation d'enthalpie associée.

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



- Pendant la phase 1, la variation d'enthalpie n'est due qu'à la réaction chimique, la température et la pression restant fixées. On peut considérer que l'enthalpie s'identifie à l'enthalpie standard, obtenue pour $P = P_0 = 1 \text{ bar}$.

On obtient donc

$$\Delta H_1 = \Delta_r H^\circ * n \approx \Delta_r H^\circ * n$$

- A la fin de la phase 1, seuls $\text{CO}(g)$ et $\text{H}_2\text{O}(g)$ sont présents. La variation d'enthalpie du système, due à l'échauffement de $T_0 = 298\text{K}$ à $T = T_f$ vaut

$$\Delta H_2 = C_p^0 \Delta T$$

$$\Delta H_2 = [2 * n * C_p^0(\text{CO}, g) + 3 * n * C_p^0(\text{H}_2\text{O}, g)] * (T_f - T_0)$$

La relation $\Delta H_1 + \Delta H_2 = 0$ devient

$$\Delta_r H^\circ * n + [2 * n * C_p^0(\text{CO}, g) + 3 * n * C_p^0(\text{H}_2\text{O}, g)] * (T_f - T_0) = 0$$

$$\text{On en déduit } T_f = T_0 - \frac{\Delta_r H^\circ}{2 * C_p^0(\text{CO}, g) + 3 * C_p^0(\text{H}_2\text{O}, g)}$$

Numériquement on trouve $T_f = 298 - \frac{-861,86 \cdot 10^3}{2 \cdot 28,6 + 3 \cdot 36,7}$

$$T_f = 5450\text{K}$$