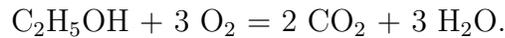


### Pouvoir calorifique de l'éthanol

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction [1] de combustion, en présence de dioxygène, d'une mole d'éthanol liquide ( $C_2H_5OH$ ) en dioxyde de carbone gazeux et en vapeur d'eau.

**Solution:** L'équation bilan de la réaction [1] est :



2. Calculer l'enthalpie standard à 25 °C de la réaction [1].

**Solution:** On utilise la loi de Hess pour déterminer l'enthalpie standard à 25 °C de la réaction [1] :

$$\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \cdot \Delta_f H_i^\circ$$

L'application numérique donne :  $\Delta_r H^\circ = -1236$  kJ/mol.

3. On appelle pouvoir calorifique inférieur (*PCI*) d'un combustible, la chaleur libérée, à 25 °C et 1 bar, lors de la réaction de combustion quand l'eau est formée à l'état vapeur. Calculer le *PCI* de l'éthanol exprimé en kJ/kg.

**Solution:** Le *PCI* s'exprime :  $PCI = \frac{\Delta_r H^\circ}{M(\text{ethanol})}$ .

L'application numérique donne :  $PCI = -26868$  kJ/kg.

*Un brûleur est alimenté à pression constante ( $P^\circ = 1$  bar) et à 25 °C par 4 moles d'éthanol liquide et par 100 moles d'air. La réaction de combustion est totale et conduit à la formation de dioxyde de carbone et de vapeur d'eau.*

4. Calculer le nombre de moles de chaque composé dans le mélange sortant du brûleur.

**Solution:** Le tableau d'avancement s'écrit pour la réaction [1] (en faisant apparaître le diazote même s'il ne réagit pas) :

	$C_2H_5OH$	$3 O_2$	$2 CO_2$	$3 H_2O$	$N_2$
$t = 0$	4	20	0	0	80
$t$	$4 - \xi$	$20 - 3.\xi$	$2.\xi$	$3.\xi$	80
$t_{final}$	0	8	8	12	80

5. Calculer la pression partielle de l'eau dans ce mélange.

**Solution:** La pression partielle de l'eau s'écrit :

$$P_{eau} = \frac{n_{eau}}{n_{tot}} P_{tot} = \frac{12}{8 + 8 + 12 + 80} 1 = 0,11 \text{ bar.}$$

6. En considérant que l'intégralité de la chaleur de combustion est reçue par les gaz de combustion, déterminer la température  $T_1$  des gaz sortant du brûleur.

**Solution:** La chaleur reçue par les gaz s'écrit :

$$\Delta H_{gaz} = (\sum_i n_i \cdot C_{P,i}) \Delta T.$$

On obtient :  $\Delta H_{gaz} = 3326 \cdot (T_1 - 25)$ .

La chaleur de combustion s'écrit :  $\Delta_{comb}H = n_{ethanol} \cdot \Delta_r H^\circ$ .

On obtient  $\Delta_{comb}H = -4944 \text{ kJ}$ .

L'intégralité de la chaleur de combustion est reçue par les gaz de combustion, on a donc :  $\Delta_{comb}H = -\Delta H_{gaz}$ .

On peut donc exprimer  $T_1$  :  $T_1 = 25 + \frac{4944 \cdot 10^3}{3326} = 1511 \text{ }^\circ\text{C}$ .

7. Calculer la quantité de chaleur échangée par les gaz de combustion.

**Solution:** Les gaz de combustion échangent la chaleur :

$$Q_{gaz} = (\sum_i n_i \cdot C_{P,i}) \Delta T = 3326 \cdot (110 - 1511) = -4660 \text{ kJ.}$$

8. Calculer la masse d'eau liquide chauffée par les gaz de combustion.

**Solution:** L'eau reçoit la chaleur :

$$Q_{eau} = m_{eau} \cdot c_{P,eau} \cdot \Delta T = m_{eau} \cdot 4180 \cdot 25 = 104500 \cdot m_{eau}.$$

L'eau reçoit cette chaleur par les gaz de combustion :

$$Q_{eau} = -Q_{gaz}.$$

La masse d'eau s'écrit donc :  $m_{eau} = \frac{4660.10^3}{104500} = 44,6 \text{ kg}.$