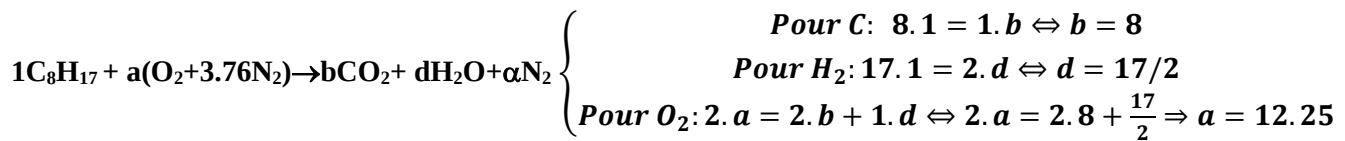


Solution fiche des travaux dirigés No2:

Exercice 1 :

Mélange stœchiométrique :



Donc,

- Le rapport air-fuel stœchiométrique molaire :

$$(AF)_{St-molaire} = \frac{n_{air}}{n_{essence}} = \frac{n_{a(O_2+3.76N_2)}}{n_{1C_8H_{17}}} = \frac{12.25 * (1 + 3.76)}{1} = 58.31 \frac{\text{mole d'air}}{\text{mole d'essence}}$$

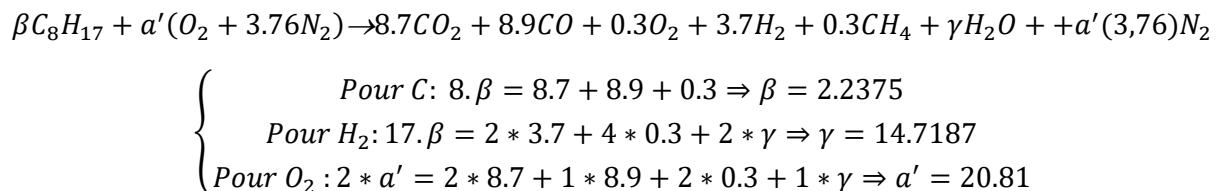
Pour brûler 1 mole de C_8H_{17} , on besoin de 58.31 moles d'air $(O_2+3.76N_2)$

- Le rapport air-fuel stœchiométrique massique :

$$(AF)_{St-massique} = \frac{m_{air}}{m_{essence}} = \frac{n_{air} \cdot M_{molaire-air}}{n_{essence} \cdot M_{molaire-essence}} = 58.31 * \frac{29}{113} = 14.96 \frac{g \text{ d'air}}{g \text{ d'essence}}$$

Pour brûler 1 kg d'essence (C_8H_{17}), on besoin de 14,96 kg d'air $[(O_2+3.76N_2)]$.

Mélange réel :



Donc,

- Le rapport air-fuel molaire :

$$(AF)_{molaire} = \frac{n_{air}}{n_{essence}} = \frac{n_{a'(O_2+3.76N_2)}}{n_{\beta C_8H_{17}}} = \frac{20.81 * (1 + 3.76)}{2.2375} = 44.27 \frac{\text{mole d'air}}{\text{mole d'essence}}$$

Pour brûler 1 mole de C_8H_{17} , on a seulement 44.27 moles d'air $(O_2+3.76N_2)$

- Le rapport air-fuel massique :

$$(A/F)_{massique} = \frac{m_{air}}{m_{essence}} = \frac{n_{air} \cdot M_{molaire-air}}{n_{essence} \cdot M_{molaire-essence}} = 44,27 * \frac{29.87}{113} = 11.36 \frac{kg \text{ d'air}}{kg \text{ d'essence}}$$

Pour brûler 1 kg d'essence (C_8H_{17}), on a seulement 11.36 kg d'air [$(O_2+3.76N_2)$].

$$- \lambda = \frac{(A/F)_{molaire}}{(A/F)_{St-molaire}} = \frac{(A/F)_{massique}}{(A/F)_{St-massique}} = \frac{44.27}{58.31} = \frac{11.36}{14.96} = 0.76 < 1, \phi = \frac{1}{\lambda} = 1.317$$

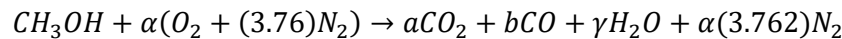
Donc, c'est un mélange riche.

Exercice 2 :

1. la réaction de combustion avec équivalence

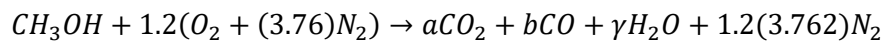
Combustion par réaction stœchiométrique : $CH_3OH + 1.5O_2 + 1.5(3.76)N_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 1.5(3.762)N_2$

Réaction de combustion avec équivalence $\Phi = 1.25$:



$$\Phi = \frac{(AF)_{steo}}{(AF)_{réel}} = \frac{(n_a)_{steo}}{(n_a)_{réel}} = \frac{1.5(1 + 3.762)}{\alpha(1 + 3.762)}$$

$$\alpha = 1.2$$



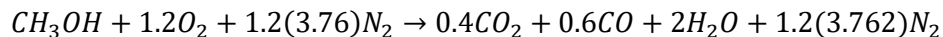
Conservation du carbon : $a + b = 1$

Conservation d'oxygene : $2a + b + \gamma = 1 + 2.2$

Conservation d'hydrogene : $2\gamma = 4$

$$a = 0.4 \quad b=0.6 \quad \text{et } \gamma=2$$

Reaction réel de combustion est :



1. la fraction molaire de CO dans les gaz d'échappement

$$x_{CO} = \frac{n_{CO}}{n_{tot}} = \frac{0.6}{0.4 + 0.6 + 2 + 1.2(3.762)} = 0.0799 = 7.99\%$$

1. $\dot{M}_{CO}$ dans les gaz d'échappement

$$\dot{M}_{CO} = n_{CO} * \dot{M}_{CH_3OH}$$

$$\dot{M}_f = \dot{M}_{CH_3OH} = \dot{m}_{CH_3OH} / M_{CH_3OH}$$

$\dot{m}_{CH_3OH}$: Débit massique du carburant ;

M_{CH_3OH} : Masse molaire du carburant.

$$\dot{m}_f = \dot{m}_{CH_3OH} = \frac{\dot{m}_a}{AF}$$

$$AF = ?$$

$$\Phi = \frac{(AF)_{steo}}{(AF)_{réel}}$$

$$(AF)_{réel} = \frac{(AF)_{steo}}{\Phi} = \frac{6.5}{1.25} = 5.2$$

$$\dot{m}_a = ?$$

$$\eta_v = \frac{\dot{m}_a}{\rho_a} \frac{n}{V_h N}$$

$n = 2$ pour les moteur à 4 temps

$n = 1$ pour les moteur à 2 temps

$$\dot{m}_a = \frac{\eta_v \rho_a V_h N}{n} = \frac{1.181 * 0.885 * 0.0028 * 2300}{2 * 60}$$

$$\dot{m}_a = 0.0561 \text{ kg/sec}$$

$$\dot{m}_{CH_3OH} = \dot{m}_f = \frac{\dot{m}_a}{(AF)_{réel}} = \frac{0.0561}{5.2}$$

$$\dot{m}_{CH_3OH} = 0.0107 \text{ kg/sec}$$

$$\dot{M}_{CH_3OH} = \dot{m}_{CH_3OH} / M_{CH_3OH} = \frac{0.0107}{32} = 0.00033 \text{ kmol/sec}$$

$$\dot{M}_{CO} = n_{CO} \dot{M}_{CH_3OH} = 0.6 * 0.00033 = 0.000198 \text{ kmol/sec}$$

Exercice 03:

1. Émissions spécifiques de HC en amont du convertisseur catalytique :

$$(ES)_{HC} = \dot{m}_{HC} / \dot{W}_b$$

$$\dot{m}_{HC} = 1.4 * 100 = 140 \text{ g/h}$$

$$(ES)_{HC} = \frac{140}{32} = 4.4 \left(\frac{\text{g}}{\text{kW.h}} \right)$$

1. Émissions spécifiques de CO en aval du convertisseur catalytique, avec le convertisseur chauffé

$$(ES)_{CO} = \dot{m}_{CO} / \dot{W}_b$$

$$\dot{m}_{CO} = 12 * 100 = 1200 \text{ g/h}$$

$$\dot{m}_{CO} = 1200 * 0.05 = 60 \text{ g/h}$$

$$(ES)_{CO} = \frac{60}{32} = 1.875 \left(\frac{\text{g}}{\text{kW.h}} \right)$$

1. Concentration de NOx à l'échappement en amont du catalytique

$$x_{NOx} = \frac{N_{NOx}}{N_{tot}} = \frac{(\dot{m}_{NOx} / M_{NOx})}{(\dot{m}_{tot} / M_{air})}$$

$$\dot{m}_{NOx}=?$$

$$\dot{m}_{NOx} = 1.1 * 100 = 110 \text{ g/h}$$

$$\dot{m}_{tot}=?$$

$$\dot{m}_{tot} = \dot{m}_e = \dot{m}_a + \dot{m}_f = \dot{m}_f(AF + 1)$$

$$\dot{m}_{tot} = \frac{6}{100} * 100 * (14.6 + 1) = 93.6 \frac{kg}{h} = 93600 \frac{g}{h}$$

$$x_{NOx} = \frac{110/46}{93600/29} = \mathbf{0.000744}$$