

Libellé de l'UE : UEF26

Intitulé de la Licence :

Semestre : 6

Contenu de la matière : Moteur à combustion

1.1. Combustion et propriétés des combustibles

1.1.1. Combustible

1.1.2. Différents types de carburants :

1.1.3. Caractéristiques d'un carburant :

- a) Pouvoir calorifique :
- b) Pouvoir Calorifique Supérieur (PCS) :
- c) Pouvoir calorifique inférieur (PCI) :
- d) Masse volumique :
- e) Densité
- f) Point éclair
- g) Température d'auto inflammation :

1.2. Indice de cétones et d'octane

1.2.1. Indice d'octane (Pouvoir antidétonant)

1.2.2. Indice de cétane (Inflammabilité)

1.3. Réaction chimique de combustion

1.3.1. Composition de l'air :

1.3.2. Condition de combustion et rapport de combustion :

1.3.3. Equation générale de la combustion:

1.3.4. Combustion complète :

1.3.5. Combustion réel :

1.3.6. Pouvoir calorifique :

1. Chapitre I Introduction :

- 1.1. Combustion et propriétés des combustibles
- 1.2. Indice de cétanes et d'octane
- 1.3. réaction chimique de combustion

Chapitre I : Introduction

1.1. Combustion et propriétés des combustibles

1.1.1. Combustible

Un combustible est un corps susceptible de se combiner à l'oxygène par une réaction d'oxydation exothermique.

L'oxydation doit être assez vive pour se poursuivre normalement après amorçage.

1.1.2. Différents types de carburants :

On distingue 3 types de carburants :

- **Carburants solide** : non employés en automobile.
- **Carburants liquides** : les plus utilisés.
- **Carburants gazeux** : surtout employés dans les régions voisines des centres de production de gaz naturel.

Il existe aussi (comme carburant gazeux de remplacement) le gaz de gazogène obtenu à partir du charbon de bois, et le gaz de pétrole liquéfié (GPL).

1.1.3. Caractéristiques d'un carburant :

a) Pouvoir calorifique :

C'est la quantité de chaleur par unité de masse libéré pendant une réaction exothermique.

Unité S.I

- Carburants liquides ou solides (J/kg) ou en kilojoules par kilogramme (KJ/kg) (unité pratique).
- Carburants gazeux (J/m^3) ou en kilojoules par mètre cube (KJ/m^3) (unité pratique).

Combustible	PC (MJ/Kg)
Essence	47.3
Gazole (carburant Diesel)	44.8
Ethanol	29.7
Propane (C_3H_8)	50.35
Butane C_4H_{10}	49.51

Tableau.1.1 Pouvoir calorifique moyen de quelques combustibles

b) Pouvoir Calorifique Supérieur (PCS) :

Quantité de chaleur exprimée en kWh ou MJ, qui serait dégagée par la combustion complète de $1m^3$ Normal de gaz. L'eau formée pendant la combustion étant ramenée à l'état liquide et les autres produits étant à l'état gazeux.

c) Pouvoir calorifique inférieur (PCI) :

Se calcule en déduisant par convention, du PCS la chaleur de condensation ($L_v = 2511 \text{ KJ/kg}$) de l'eau formée au cours de la combustion et éventuellement de l'eau contenue dans le combustible.

Combustible	PCI (kWh/Kg)	PCI (MJ/Kg)
Gaz naturel	14.10	50.76
Fioul	11.70	42.12
Ethanol	8.30	29.88
Biogaz	5.00	18.00
Essence	11.81	42.50

Tableau.1.2 Pouvoir calorifique inferieur de quelques combustibles

$$PCS = PCI + m \cdot L_v$$

m : Masse du d'eau contenu dans le combustible en Kg

L_v : Chaleur latente de vaporisation de l'eau elle dépend de la pression et de la température

d) Masse volumique :

La masse volumique d'un carburant liquide est la masse de l'unité de volume de ce carburant.

Unité S.I la masse volumique est exprimée en ($\text{Kg/m}^3 \text{ normale}$)

Pour un carburant gazeux, on divise la masse molaire par 22.4 litres

Exemple :

Gaz monoxyde de carbone CO (Masse molaire : $M = 12 + 16 = 28$)

$$\frac{M}{22.4} = \frac{28}{22.4} = 1.25 \text{ g/l}$$

e) Densité

Donne le poids pour un volume de 1 dm³ (ou 1 l) de cette matière par rapport à l'eau qui a un poids de 1 kg pour 1 l. L'essence a un poids de 0,755 kg par litre [22.4].

Fuel	Densité ρ (kg/m ³)
Gasoil	835
Carburant lourd	930
Kérosène	790

Tableau.1.3 La Densité de quelques combustibles

f) Point éclair

C'est la température la plus basse où la concentration des vapeurs émises est suffisante pour produire une déflagration (**Mode de combustion rapide de matières, avec explosion**) au contact d'une flamme ou d'un point chaud, mais insuffisante pour produire la propagation de la combustion en l'absence de la flamme "pilote".

Produit	Point éclair °C
Alcool Etyl	13
benzène	11
Essence	-43
Gasoil	70
Kérosène	37.8

Tableau.1.4 Point d'éclair de quelques combustibles

g) Température d'auto inflammation :

C'est la température minimale pour laquelle un mélange combustible, de pression et de composition donnée, s'enflamme spontanément sans contact avec une flamme.

Substance	Température °C
Ether	160
Méthanol	455
Hydrogène	571
Huile végétale	350
Gasoil	257
Butane	287
Benzène	555

Tableau.1.5 Température d'Auto inflammation de quelques combustibles

1.2. Indice de cétones et d'octane

L'indice de **cétane** est au moteur Diesel ce que l'indice **d'octane** est au moteur à essence., ils décrivent des qualités de carburant radicalement opposées, adaptées au type de moteur.

$$\text{Moteur} \begin{cases} \text{Essence} \mapsto \text{Indice d'octane} \\ \text{Diesel} \mapsto \text{Indice de cétane} \end{cases}$$

Délai d'allumage : c'est la durée de temps du moment d'injection de combustible jusqu'à son auto-inflammation, elle dépend de plusieurs facteurs, en particuliers, de la nature de combustible ou de son indice de cétane

1.2.1. Indice d'octane (Pouvoir antidétonant)

L'indice d'octane d'un carburant caractérise la résistance de celui-ci à s'auto-enflammer par compression et élévation de température.

Sur un moteur à essence (Allumage commandée) le mélange Air/Essence admis dans la chambre de combustion ne doit s'allumer avant que la bougie ne s'allume.

Dans le cas contraire si le mélange s'enflamme avant le point d'allumage (déclenché par la bougie)

- Le rendement baisse
- La température augmente et
- Le moteur (pistons, soupapes, chemises,...) se détériore.

Il existe deux méthodes (Normalisation international) pour mesurer **indices d'octane** :

- i. *La méthode Recherche RON* : il est déterminant pour le cliquetis à l'accélération
- ii. *La méthode Moteur MON* : il s'intéresse principalement le cliquetis a haute régime.

Remarque :

L'indice d'octane mesure par la méthode RON est supérieur a celui mesuré par la méthode MON

$$IO_{(RON)} > IO_{(MON)}$$

La valeur numérique d L'indice d'octane indique le pourcentage volumique d'octane (C_8H_{18}) additionné d'heptane C_7H_{16}

- a) L'indice d'octane de $C_8H_{18} = 100$ Très peu détonant
- b) L'indice d'octane de $C_7H_{16} = 0$ Très détonant

1.2.2. Indice de cétane (Inflammabilité)

Le moteur diésel fonctionnant sans allumage externe. L'auto-inflammation du carburant doit avoir lieu dans un laps de temps aussi court que possible (délai d'inflammation) après injection dans l'air préchauffé grâce à la compression dans la chambre de combustion (cylindre).

L'indice de cétane est le pourcentage en volume cétane ($C_{16}H_{34}$) dans un combustible de référence qui a le même délai d'allumage que le gazole

- c) L'indice de cétane de $C_{16}H_{35} = 100$ Très inflammable
- d) L'indice de cétane de $C_{11}H_{10}$ (*methylnaphtalene*) = 0 Très peu inflammable

1.3. Réaction chimique de combustion

La combustion est une réaction chimique à la cour de laquelle un combustible est oxydé et la chaleur est libérée. Exemple : $C + O_2 \rightarrow CO_2$

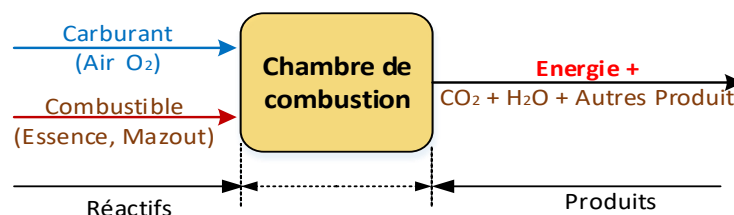


Figure.1.1 : Schématisation de la combustion Carburant avec l'air

On va étudier seulement les réactions chimiques finales entre le combustible et l'oxygène de l'air. Dans le moteur à combustion interne la combustion se réalise avec l'air (comburant)

a) Composition de l'air :

D'une façon générale l'air se compose d'éléments suivants

$$\text{Air} \cong \{ \text{Air sec} \} + \left\{ \begin{array}{c} \text{Humidité} \\ H_2O: \text{Liq/Vap} \end{array} \right\} + \left\{ \begin{array}{c} \text{Elément} \\ \text{polluant} \end{array} \right\}$$

Dans l'air	Elément	Symbole	Volume%
Air sec	Azote	N_2	78,1%
	Oxygen	O_2	20,9%
	Argon	Ar,	0,9%
	Gaz Carbonique	CO_2	0,033%
	(He, Kr, H_2 , N_2O , Xe, O_3 ...)		0,067%
Humidité	Eau (Liquide/vapeur)	H_2O	0 - 4%
Polluants	Gaz divers		
	Polluants naturels et artificiels		
	Germes		

Tableau.1.6 Résumé de Composition de l'air

Hypothèse simplificatrice :

Pour comprendre le principe de la combustion nous nous baserons sur les hypothèses suivant :

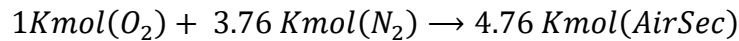
A. Approximative l'air se compose de :

- ☞ Oxygène O_2 : 21%
- ☞ Azote N_2 : 79%

Alors qu'elle est le nombre de mole de l'azote N_2 nécessaire pour $1Kmol(O_2)$

$$\left. \begin{array}{l} 0.21 (O_2) \rightarrow 0.79(N_2) \\ 1Kmol(O_2) \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{0.79}{0.21} = 3.76 Kmol(N_2)$$

Ce qui donne :



C'est-à-dire pour une réaction de combustion qui nécessite $1mol(O_2)$, il nous faut pour la réalisation théorique cette réaction $4.76 mol(d'AirSec)$.

Encore, on sait que :

e) la masse molaire de l'oxygène $M_{(O_2)} = 16 g/mol$

f) la masse molaire de l'air sec $M_{(Air)} = 29 g/mol$

$$m_{(O_2)} = 16 \times 2 = 32 g(O_2), \text{ nécessite } m_{(AS)} 4.76 \times 29 = 138,04g(AS)$$

B. les gaz d'échappement ne contiendraient que du dioxyde de carbone CO_2 , de vapeur d'eau H_2O et de l'azote N_2

Remarque :

Durant la combustion on ne prend pas en considération les points suivants :

- ✓ La combustion à haute température de l'azote N_2 avec de l'oxygène O_2 peut donner de NO_x acide nitrique (N_2O , NO et NO_2).
- ✓ A haute température l'eau H_2O peut donner (H_2 , O_2 , H , O et OH) et au refroidissement avec le SO_4 qui existe dans le gaz d'échappement peut former les acides sulfuriques (Absorbé par le pot d'échappement au véhicule).

b) Condition de combustion et rapport de combustion :

Le déclenchement de la combustion nécessite les deux points importants:

- 1) Température d'inflammation $T \geq T_{inflamm}$
- 2) Concentration (dosage) du combustible dans l'air $C_{C.A}$

Exemple : le gaz naturel ne peut brûler dans l'air hors ce domaine de concentration

$$5\% \leq C_{C.A} \leq 15\%$$

Le rapport air/combustible est défini par

$$AC = \frac{\text{massed'air}}{\text{masse combustible}} = \frac{m_{(Air)}}{m_{(Comb)}}$$

Avec

$$m = N \cdot M = \text{Nombre de mole} \times \text{Masse molaire}$$

Rappelle : Masse molaire de l'air $M_{(Air)} = 28,9 g/mol \cong 29 g/mol$.

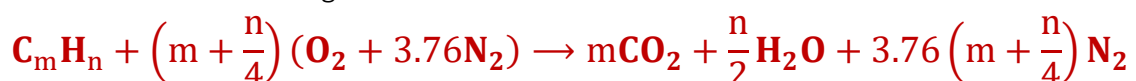
On trouve aussi l'inverse de AC définie par

$$CA = \frac{1}{AC} = \frac{m_{(Comb)}}{m_{(Air)}}$$

Généralement $AC > 1$ et $CA > 1$

c) Equation générale de la combustion:

Avec les hypothèses simplificatrices citées ci-dessus, la combustion complète (théorique) d'un avec l'oxygène de l'air suit la formule générale suivante :



m: Nombre d'atome du carbone
n: Nombre d'atome de l'hydrogène

Exemple :

Un kilomole d'octane (C_8H_{18}) est brûlée dans l'air qui contient 20 Kmol d'oxygène O_2 . Déterminez le nombre de moles de chacun des gaz qui constituent les produits de combustion et le rapport Air – Combustible AC .

Supposons que les produits de la combustion sont le CO_2 , H_2O , O_2 et N_2 avec la masse molaire de l'air $M_{air} = 29 \text{ Kg/mol}$

Solution

Ci-dessous un schéma d'éclaircissement de la réaction chimique de

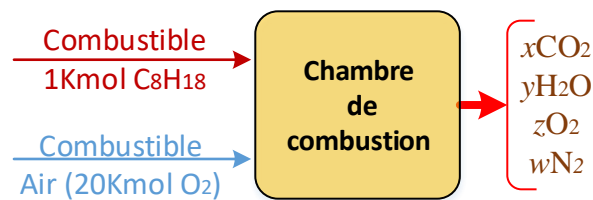
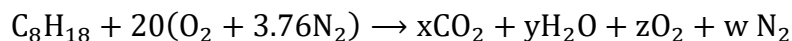


Figure.1.2 : Schématisation de la réaction de la combustion du C_8H_{18} avec l'air

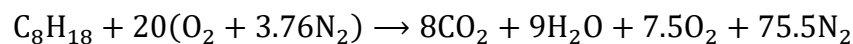
L'équation de la combustion est



Principe de conservation de la masse à chaque élément

- g) $C : 8 = x \rightarrow x = 8$
- h) $H : 18 = 2y \rightarrow y = 9$
- i) $O : 40 = 2x + y + 2z \rightarrow z = 7.5$
- j) $N : 20 \times 2 \times 3.76 = 2w \rightarrow w = 75.2$

L'équation de la combustion devient



Rapport Air/Combustible AC

$$AC = \frac{m_{Air}}{m_{Comb}}$$

La masse molaire de l'air $M_{Air} = 29 \text{ Kg/mol}$

Le nombre de mole d'air nécessaire N_{Air} pour obtenir 20Kmol (O_2)

$$N_{Air} = N_{O_2} + N_{N_2} = 20 + 20 \times 3.76 = 95.2 \text{ mol}$$

k) Masse d'air :

$$m_{Air} = N_{Air} M_{Air} = 95.2(\text{mol}) \times 29(\text{Kg/mol}) = 2760.8 \text{ Kg}$$

l) Masse combustible :

$$m_{Comb} = 8 \times 12 + 18 \times 1 = 96 + 18 = 114 \text{ Kg}$$

Donc

$$AC = \frac{m_{Air}}{m_{Comb}} = \frac{2760.8}{114} = 24.2 \text{ Kg}_{Air} / \text{Kg}_{Comb}$$

C'est-à-dire 24.2 Kg d'air sont utilisée pour brûler 1Kg d'octane.

d) Combustion complète :

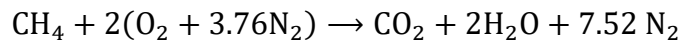
C'est la quantité d'air requise pour fournir l'oxygène nécessaire à la combustion complète du carbone et de l'hydrogène (et toute autre élément oxydable présent dans le combustible) s'appelle :

Air théorique ou **Air stœchiométrique**

$$\left(\begin{array}{c} \text{Combustion} \\ \text{complète} \end{array} \right) \Rightarrow \left(\begin{array}{c} \text{Combustion} \\ \text{parfaite} \end{array} \right) \Rightarrow \left(\begin{array}{c} \text{Combustion complète} \\ \text{réalisé avec l'air théorique} \end{array} \right)$$

Exemple :

Soit la réaction d'oxydation complète du gaz de méthane (CH_4)



Pour une combustion complète

- ✓ CH_4 et O_2 : n'existant pas après la combustion (impossible en pratique)
- ✓ $1\text{mol}(\text{CH}_4) \rightarrow 2\text{mol}(\text{O}_2)$ Théorique
- ✓ En masse d'air
- ✓ Dans la pratique (réel) pour brûler $1\text{mol}(\text{CH}_4)$ le nombre de mole de l'oxygène est supérieur à $2\text{mol}(\text{O}_2)$

e) Combustion réel :

Dans la pratique la réalisation de la combustion théorique (parfait) est impossible. Pour réaliser une combustion au moins très proche à la combustion théorique il faut qu'on ajoute une quantité d'air supplémentaire ou encore un pourcentage d'air en excès à la quantité théorique.

$$\left(\begin{array}{c} \text{Masse d'air} \\ \text{réel} \end{array} \right) = \left(\begin{array}{c} \text{Masse d'air} \\ \text{théorique} \end{array} \right) + \left(\begin{array}{c} \text{Masse d'air} \\ \text{en excès} \end{array} \right)$$

$$m_{a,r} = m_{a,th} + m_{a,xc}$$

Remarque :

Dans les résultats de la combustion réelle à cause de l'excès d'air on trouve toujours de l'oxygène libre et une augmentation de la quantité de l'azote

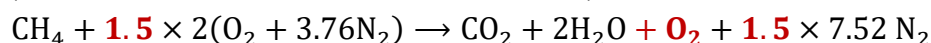
Exemple:

Soit la combustion réelle du méthane CH_4 avec l'oxygène de l'air qui se réalise avec 50% d'air en excès à la combustion théorique. Alors

- a) Théorique : (100% pas d'excès d'air à la quantité théorique)



- b) Pratique : (100 + 50 = 150% = 1.5 Avec Excès d'air)



- c) Calcul du rapport Air/Combustible AC

- Théorique (Stœchiométrique masse d'air = masse théorique)

$$AC = \frac{m_{\text{Air}}}{m_{\text{Comb}}} = \frac{2 \times (1 + 3.76) \times 29}{1 \times (1 \times 12 + 4 \times 1)} = \frac{276.08}{16} = 17.255 \text{ Kg}_{\text{Air}}/\text{Kg}_{\text{Comb}}$$

- Pratique (Réel masse d'air théorique avec une quantité supplémentaire de 50%)

$$m_a = m_{a.th} + m_{a.xc}$$

$$AC = \frac{m_a}{m_{Comb}} = \frac{3 \times (1 + 3.76) \times 29}{1 \times (1 \times 12 + 4 \times 1)} = \frac{276.08}{16} = 17.255 \text{ Kg}_{Air}/\text{Kg}_{Comb}$$

f) Pouvoir calorifique :

C'est la quantité de chaleur libérée lorsqu'un combustible est brûlé entièrement durant une évolution avec écoulement permanent et que les produits sont ramenés à l'état des réactifs. (Ajouté autre définition)

$$PC = |\bar{h}_c| = |\bar{h}_f| \equiv [kJ/Kg (\text{combustible})]$$

h_c Représente l'enthalpie de combustion et h_f l'enthalpie de formation.

On distingue deux types de PC selon l'état de l'eau (Liquide/Vapeur) qui se trouve dans les résultats de la combustion.

- ✓ PCS : Pouvoir calorifique supérieur lorsque l'eau se trouve sous forme liquide
- ✓ PCI : Pouvoir calorifique inférieur lorsque l'eau se trouve sous forme vapeur (gazeuse)

$$PCS = PCI + (m \cdot h_{fg})_{H_2O}$$

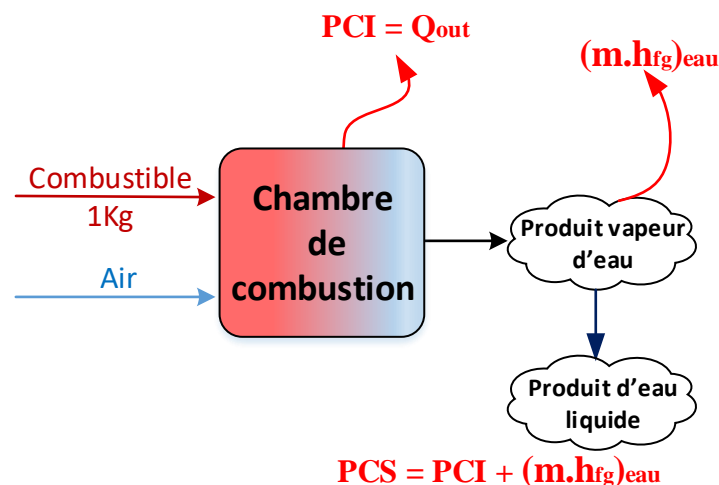


Figure.1.3 : Schéma explicative du pouvoir calorifique supérieur et inférieur

Avec

m : La masse d'eau présente dans les produits par kg combustible

h_{fg} Représente la chaleur latente de l'eau (ou Enthalpie de vaporisation/condensation) à la température et la pression de saturation donnée.

Exemple la chaleur latente à Etat de référence standard ($T = 25^\circ C$ et $P = 1atm$)

$$h_{fg(H_2O)} = 2441.7 \text{ kJ/Kg} = 4400 \text{ kJ/Kmol}$$

Exemple (Calcul de l'enthalpie de combustion) :

Déterminez l'enthalpie de combustion de l'octane liquide C_8H_{18} à 1atm et à 25°C en utilisant les valeurs de l'enthalpie de formation donnée ci-dessous. Supposez que l'eau se trouve sous forme liquide dans les produits de la combustion.

Solution

Il faut déterminer l'enthalpie de combustion de l'octane liquide (C_8H_{18}) à 1atm et à 25°C. On utilise les valeurs de l'enthalpie de formation **dess Table A26 en annexe**

Variables thermodynamiques	Enthalpie de formation à 1atm et 25°C
CO_2	-393520 kJ/Kmol
$H_2O(\text{liquide})$	-285830 kJ/Kmol
$C_8H_{18}(\text{liquide})$	-249950 kJ/Kmol

Tableau.1.6 Enthalpie de formation [Réf]

Analyse : la combustion de l'octane est illustrée dans le schéma de la figure ci-dessous. L'équation stœchiométrique pour la réaction est

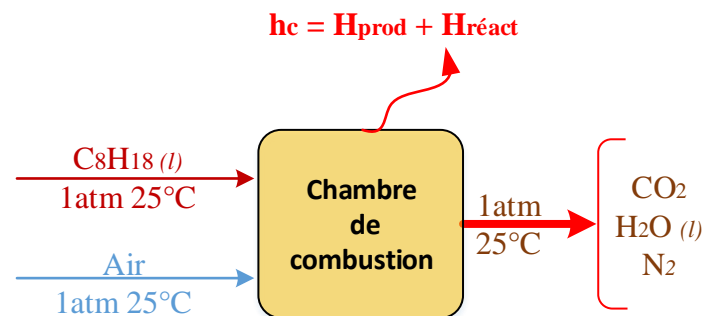
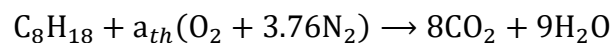


Figure.1.4 : Schéma explicative de la combustion du C_8H_{18} avec l'air

Les réactifs et les produits se trouvent à 1atm et 25°C (Etat de référence standard). L'oxygène O_2 et l'azote N_2 sont des éléments stables. Par conséquent leurs enthalpie de formation est de zéro. Enthalpie de formation est définie par l'équation suivante

$$\bar{h}_C = H_{prod} - H_{réact}$$

On utilise cette équation pour estimer l'enthalpie de combustion de l'octane C_8H_{18}

$$\begin{aligned} \bar{h}_C &= H_{prod} - H_{réact} \\ &= \sum N_p \bar{h}_{fp} - \sum N_R \bar{h}_{fR} = \\ &= (N_p \bar{h}_{fp})_{CO_2} + (N_p \bar{h}_{fp})_{H_2O} - (N_p \bar{h}_{fp})_{C_8H_{18}} \end{aligned}$$

Soit, en substitution les valeurs numériques

$$\begin{aligned} \bar{h}_C &= (8Kmol)(-393520 \text{ kJ/Kmol}) + (9Kmol)(-285830 \text{ kJ/Kmol}) \\ &\quad - (1Kmol)(-249950 \text{ kJ/Kmol}) \\ &= -5471000 \text{ kJ/Kmol } C_8H_{18} \\ &= -47891 \text{ kJ/Kmol } C_8H_{18} \end{aligned}$$

Cette valeur est presque identique à la valeur de l'enthalpie de combustion de 47890 kJ/Kmol , l'enthalpie de combustion calculée ici correspond au pouvoir calorifique supérieur du C_8H_{18} car l'eau se présente sous forme liquide dans les produits de la combustion

Remarque :

Si les calculs sont refaits pour l'octane gazeux l'enthalpie de combustion devient -5512200 kJ/Kmol , soit -48255 kJ/Kg .