

Analyse d'un brûleur flexible à combustible laminaire pour la décarbonisation

Valentine Boudailliez, Fares Boujedaini, Yanis Delamare, Emma Lagnel-Gros

Novembre 2023



FIGURE 1 – Chaudière domestique à combustible dihydrogène

Introduction

Dans le cadre de notre formation au sein du département Énergétique et Propulsion les sujets environnementaux sont abordés sous de multiples aspects, en particulier dans le domaine de la combustion. Il est important de se pencher sur les problématiques environnementales liées à ce domaine afin de trouver des solutions durables. Ces solutions ont pour but de pouvoir utiliser de l'énergie à faible émissions de gaz à effet de serre tout en limitant l'impact sur la santé des usagers et sur l'environnement.

Ce travail a pour objectif d'étudier l'introduction d'hydrogène en temps que carburant à faible émission carbone dans les systèmes de chauffage domestique. Cette introduction de nouveau combustible peut être totale ou bien partielle. Le sujet sera porté sur cette introduction dans un système fonctionnant avec une combustion de flamme laminaire à pré-mélange de méthane.

L'impact de l'ajout de dihydrogène au méthane ainsi que celui de la richesse du mélange sera donc au coeur de cette étude. Celle-ci est réalisée en 3 parties :

- Première partie :
Cette partie sera dédiée à apprendre à utiliser la bibliothèque Cantera afin de calculer la température de flamme adiabatique d'une réaction de combustion.
- Deuxième partie :
La température de la flamme sera calculée à l'aide de cette bibliothèque et comparée avec la température de la flamme adiabatique.
- Troisième partie :
La structure interne d'une flamme laminaire pré-mélangée sera étudiée à travers différentes caractéristiques telles que la vitesse de la flamme, l'épaisseur de la flamme, etc.

Table des matières

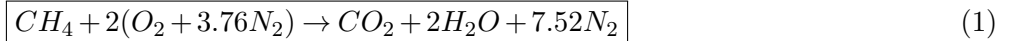
I	Température de flamme adiabatique	1
1	Équation de combustion d'un mélange Méthane/Dihydrogène/Air	1
2	Évolution de la température adiabatique	2
II	Chimie de la combustion	3
1	Évolution de la température finale	3
2	Évolution de la composition des gaz brûlés	4
3	Étude de la vitesse de réaction	5
III	Flamme laminaire pré-mélangée	6
1	Vitesse de déflagration S_L	6
2	Étude du taux de production net du radical H	7
3	Étude de la vitesse de réaction	8
4	Détermination de l'épaisseur de flamme	9
IV	Annexes	11
A	Notations	11
B	Composition des gaz brûlés	12

Première partie

Température de flamme adiabatique

1 Équation de combustion d'un mélange Méthane/Dihydrogène/Air

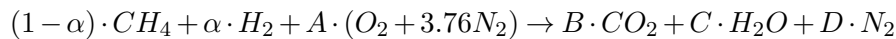
Mélange Méthane/Air Dans un premier temps il est important de définir la réaction de combustion qui sera étudiée. Initialement l'équation de combustion pour un mélange méthane/air à la stoechiométrie est la suivante :



Introduction coefficient α Le coefficient α est donc introduit, définissant la proportion de méthane CH_4 par rapport au dihydrogène H_2 dans une mole de carburant :

$$1mol_{fuel} = (1 - \alpha)CH_4 + \alpha H_2$$

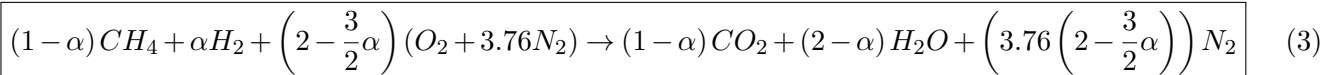
Mélange Méthane/Dihydrogène/Air L'équation s'écrit sous la forme :



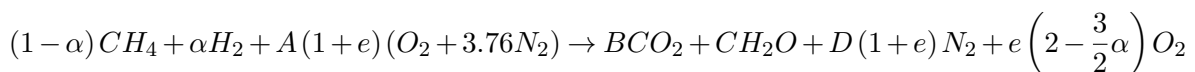
Il faut donc résoudre le système suivant :

$$\left\{ \begin{array}{ll} 1 - \alpha = B & \text{Pour l'atome de carbone } C \\ 4(1 - \alpha) + 2\alpha = 2C & \text{Pour l'atome d'hydrogène } C \\ 2A = 2B + C & \text{Pour l'atome d'oxygène } O \\ 2 \cdot 3.76 \cdot A = 2D & \text{Pour l'atome d'azote } N \end{array} \right. \iff \left\{ \begin{array}{l} A = 2 - \frac{3}{2}\alpha \\ B = 1 - \alpha \\ C = 2 - \alpha \\ D = 3.76(2 - \frac{3}{2}\alpha) \end{array} \right. \quad (2)$$

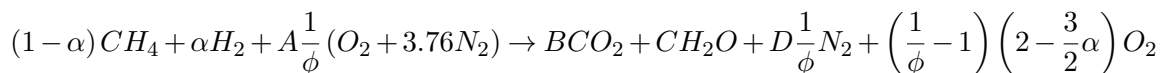
L'équation de réaction obtenue est :



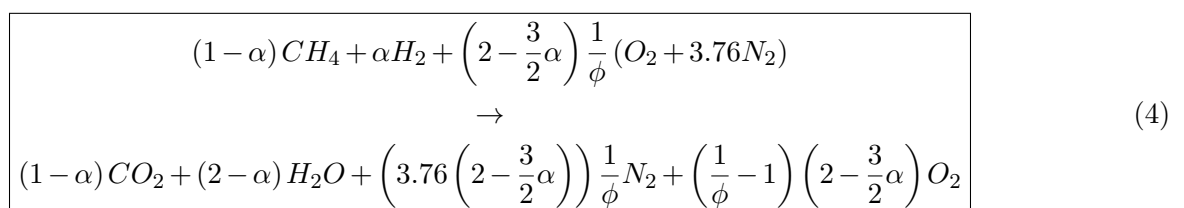
Introduction de l'excès d'air e Celui-ci correspond à la proportion d'air supplémentaire non consommée au cours de la réaction de combustion qui ne sera donc plus à la stoechiométrie. L'équation simplifiée prend alors cette forme :



Introduction de la richesse ϕ Cette richesse peut être définie à partir de l'excès d'air tel que $\phi = \frac{1}{(1+e)}$.



Forme finale dépendante du coefficient α et de la richesse ϕ



2 Évolution de la température adiabatique

Définition de la grandeur étudiée La température adiabatique T_{ad} correspond à la température des gaz brûlés c'est à dire du mélange après réaction de combustion.

Hypothèses réalisées L'hypothèse réalisée pour déterminer cette température adiabatique est que la réaction de combustion est isenthalpique. De cette manière $dh = 0 \iff h_{reactifs} = h_{produits}$.

Méthode pour déterminer T_{ad} Ainsi à partir de la température des gaz frais T_{init} il est possible de déterminer son enthalpie, l'enthalpie des gaz brûlés et la température correspondante.

Application au problème Cette méthode a été appliquée pour la réaction étudiée à différentes valeurs d' α et de richesse ϕ . Le résultat obtenu a été représenté de la manière ci-contre.

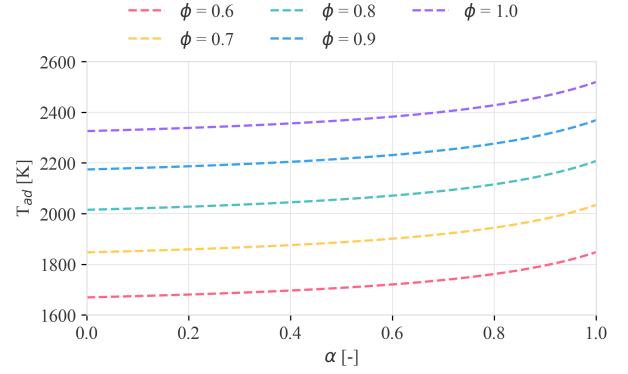


FIGURE 2 – Évolution de la température adiabatique $T_{ad} = f(\alpha, \phi)$

Une augmentation du coefficient α entraîne pour toutes richesses une augmentation de la température T_{ad} . Le PCS (Pouvoir Calorifique Supérieur) correspond à la quantité d'énergie dégagée par la combustion complète d'une unité de combustible, la vapeur d'eau étant supposée condensée et la chaleur récupérée.

Molécule	Symbole	PCS [MJ/kg]	PCS [MJ/mol]
Méthane	CH_4	55.5	0.890
Dihydrogène	H_2	141.9	0.286

TABLE 1 – Valeurs de PCS

De plus, plus la valeur de la richesse ϕ augmente, plus la température adiabatique est élevée. Ceci s'explique par l'impact de la capacité thermique de l'air présent en excès. En effet, celui-ci ne participe pas à la réaction et absorbera donc de l'énergie sous forme thermique diminuant ainsi la température adiabatique.

Étude pour 50% de pouvoir calorifique L'idée d'introduire du dihydrogène dans un système au méthane n'est pas de changer le fonctionnement nominal de ce système mais de remplacer le méthane pour décarboner son cycle. Ainsi, le choix a été fait de fournir 50% du pouvoir calorifique à partir du méthane et 50% à partir du dihydrogène. Il est désormais possible de déterminer ce nouveau coefficient α :

$$\alpha^m = \frac{PCS_{H_2}}{PCS_{H_2} + PCS_{CH_4}} \approx 0.281$$

$$\alpha = \frac{PCS_{H_2} \cdot M_{CH_4}}{PCS_{H_2} \cdot M_{H_2} + PCS_{CH_4} \cdot M_{CH_4}} \approx 0.757$$

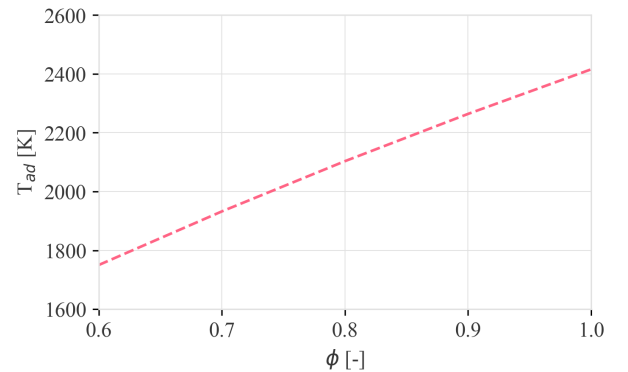


FIGURE 3 – Évolution de la température adiabatique $T_{ad} = f(\alpha = 0.757, \phi)$

Cette étude complète l'analyse précédente sur l'influence de la richesse ϕ sur la température adiabatique. Il peut être relevé que cette évolution ne suit pas une loi linéaire, ceci peut s'expliquer par la prise en compte des gaz brûlés en plus de l'air en excès devant être chauffé.

Pertinence du PCS Il est observé que le PCS molaire du dihydrogène est inférieur à celui du méthane donc moins d'énergie sera libérée avec la combustion du premier. Cependant, la température finale suit l'inverse de cette tendance. Ainsi le PCS seul ne peut pas être utilisé pour justifier la température finale plus élevée avec du dihydrogène. Cela peut être expliqué par le fait que l'ajout de carbone impliquerait des réactions supplémentaires carbonées consommant plus d'énergie que les réactions impliquant uniquement du dihydrogène. Ainsi, beaucoup d'énergie sera consommée par les réactions carbonées entraînant une diminution de l'énergie finale qui se manifestera par une élévation de la température.

Conclusion D'un point de vue apport énergétique, la substitution du méthane par du dihydrogène permet d'obtenir, pour une quantité de matière donnée, plus d'énergie sous forme thermique ce qui représente un atout pour un système de chauffage.

Deuxième partie

Chimie de la combustion

1 Évolution de la température finale

Définition de la grandeur étudiée La température finale T_f contrairement à la température adiabatique n'est pas obtenue par la méthode d'isenthalpicité des gaz au cours de la réaction de combustion.

Méthode et Avantages Cette température a été déterminée avec la bibliothèque Cantera. Une composition de gaz frais est fixée ainsi qu'une température et pression initiale. La fonction d'équilibre chimique est ensuite utilisée pour simuler toutes les réactions intermédiaires à pression et enthalpie constantes jusqu'à stabilité chimique. Cette méthode a donc l'avantage de tenir compte de toutes les réactions intermédiaires, tandis que la méthode adiabatique considèrerait la réaction comme élémentaire. Cette méthode serait en théorie plus juste car l'air en excès contribue à ces réactions intermédiaires.

Comparaison des deux méthodes Les mêmes comportements sont observés avec les deux méthodes. Les valeurs obtenues peuvent donc être comparées entre elles pour déterminer si la méthode adiabatique est pertinente ou non.

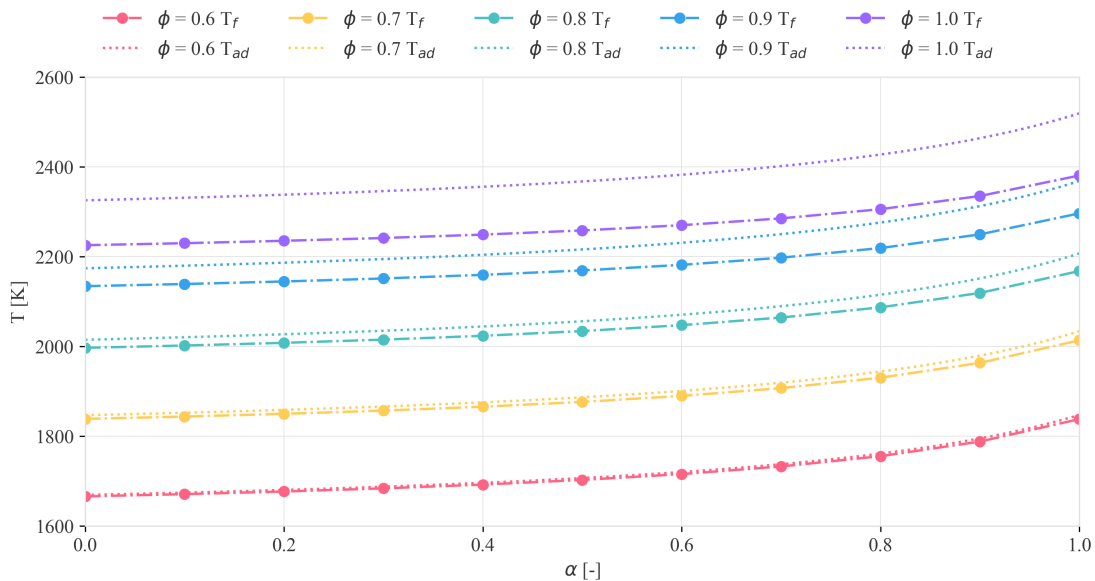


FIGURE 4 – Comparaison de la température finale $T_f = f(\alpha, \phi)$ et adiabatique $T_{ad} = f(\alpha, \phi)$

Il est observé que pour des faibles valeurs de richesse ϕ la méthode adiabatique donne des résultats proche de la méthode d'équilibre chimique. Cependant, plus la composition du mélange est proche de la stoechiométrie plus la différence entre les modèles est importante, indépendamment du coefficient α . Cette différence peut s'expliquer par le fait que cet écart est toujours présent mais moins visible avec un excès d'air important car l'impact de la réaction est atténué par la quantité de matière d'air en excès. Ainsi, le modèle adiabatique est valide pour une richesse faible mais imprécise lorsque l'on se rapproche d'un mélange stoechiométrique.

2 Évolution de la composition des gaz brûlés

Objectif Pour rappel, la substitution du méthane par du dihydrogène a pour objectif de réduire les émissions de gaz à effets de serre. Dans cette partie l'impact du coefficient α ainsi que de la richesse ϕ sur la composition des gaz brûlés sera étudiée.

Méthode Cette partie a été réalisée à l'aide de la même méthode d'équilibre chimique utilisée précédemment. Les compositions des gaz brûlés ont ainsi été sauvegardées.

Résultats Pour chaque espèce a été tracé l'évolution de sa concentration en fonction du coefficient α et de la richesse ϕ . Il a été choisi de tracer la concentration en ppm (partie par million) afin d'appréhender plus aisément les résultats obtenus. L'ensemble des graphiques est disponible en Annexe B.

Impact sur les molécules carbonées Il est intéressant de s'attarder sur la production de molécules carbonées. En effet le but premier de la substitution du méthane par du dihydrogène est de diminuer leur émission.

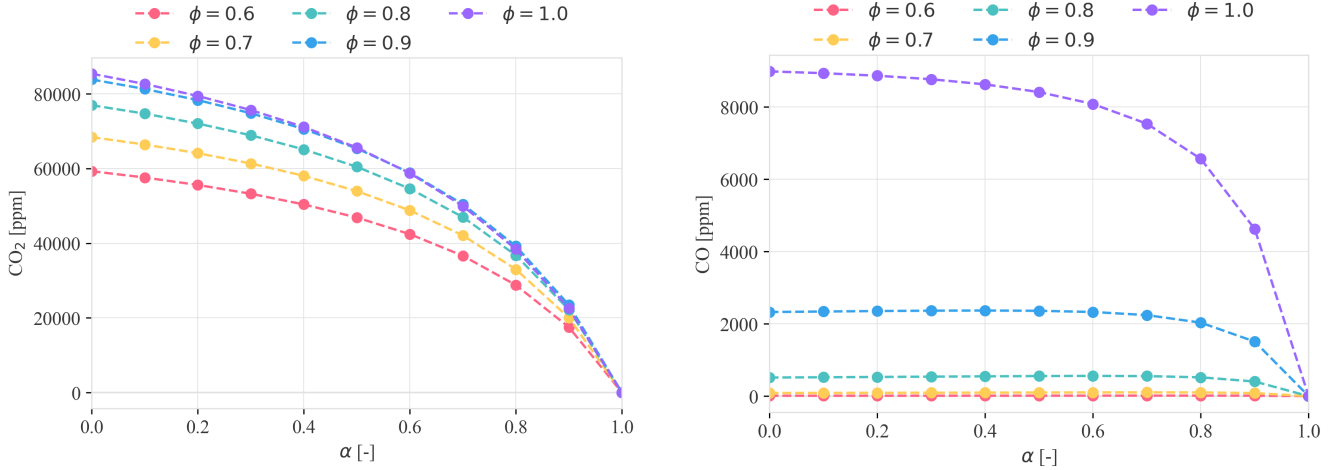
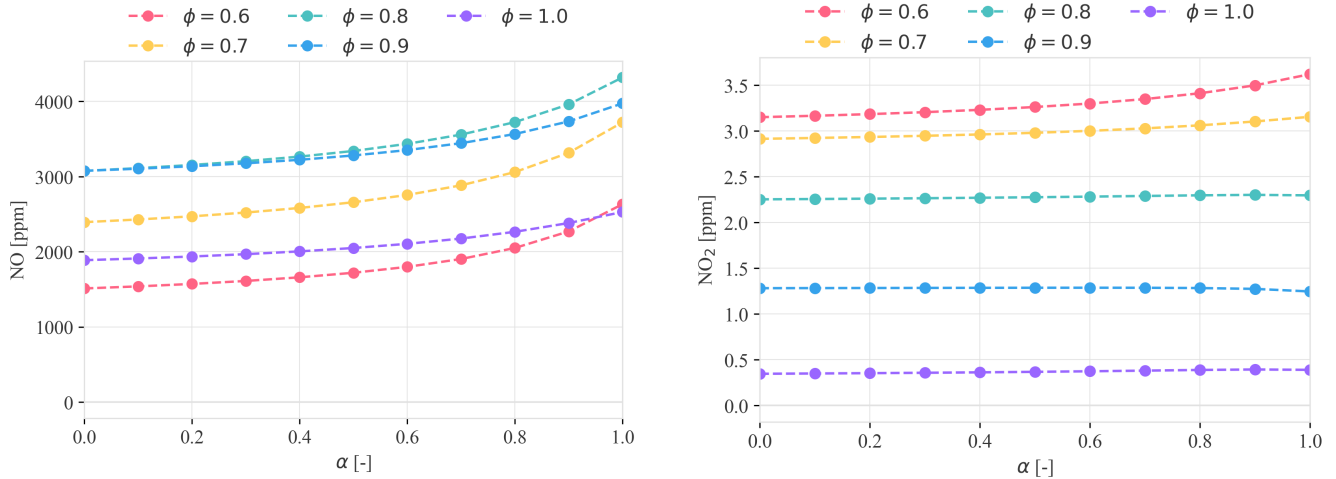


FIGURE 5 – Évolution des molécules carbonées CO_x avec $X = f(\alpha, \phi)$

L'augmentation du coefficient α entraîne une diminution drastique de la production de molécules carbonées, expliquée par la diminution d'atomes de carbones présent initialement dans le mélange au profit d'atomes d'hydrogène. Cependant, il est observé que cette évolution n'est pas linéaire avec le coefficient α . La production de monoxyde de carbone CO est quant à elle très sensible à la variation de la richesse ϕ . (*cf explications 2*)

Impact sur les molécules d'oxydes d'azote Cependant, cette substitution entraîne la production de molécules d'oxydes d'azote. En effet bien que la quantité de molécules carbonées diminue drastiquement, d'autres molécules nocives pour la santé sont au contraire émises.


 FIGURE 6 – Évolution des oxydes d'azote NO_x avec $X = f(\alpha, \phi)$

Contrairement aux molécules carbonées, la production de ces molécules est très peu dépendante du coefficient α . Il est intéressant de remarquer que la production de monoxyde d'azote évolue de manière parabolique avec la richesse ϕ (*cf explications 2*).

Explications Ces variations non linéaires peuvent être expliquées d'un point de vue cinétique chimique. La dépendance au coefficient α est expliquée par le fait que son augmentation entraîne une augmentation de la température finale T_f . Toutes les réactions chimiques ayant lieu au cours d'une combustion sont amorcées à des températures différentes. Ainsi en fonction de la température des réactions intermédiaires deviendront prépondérantes par rapport à d'autres produisant ainsi certaines molécules au dépend d'autres. C'est là que réside la différence principale avec un acte élémentaire, de nombreux procédés intermédiaires complexes interviennent dépendant de nombreux paramètres.

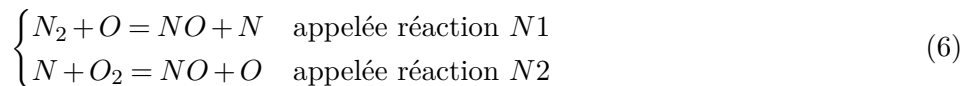
Ouverture Il est donc pertinent de s'intéresser aux réactions élémentaires et de déterminer l'évolution de leurs vitesses de réaction en fonction de la température finale.

3 Étude de la vitesse de réaction

Définition de la grandeur étudiée La vitesse de réaction k d'une réaction élémentaire N possède une forte dépendance à la température du milieu. Elle peut être approximée avec une loi d'Arrhenius qui prend la forme suivante :

$$k_N(T) = AT^b \exp \frac{-E_a}{RT} \quad (5)$$

Réactions élémentaires étudiées Dans cette partie deux réactions élémentaires seront étudiées contribuant à la production de monoxyde d'azote qui est l'oxyde d'azote principalement produit au cours de cette réaction de combustion :



Vitesse de réaction Respectivement pour les réactions étudiées, les constantes associées à la loi d'Arrhenius de ces réactions élémentaires sont :

$$k_{N_i,f} = \begin{cases} 1.8 \cdot 10^{11} \exp \left(\frac{-38370}{T} \right) & \text{pour } i = 1 \\ 1.8 \cdot 10^{10} \exp \left(\frac{-4680}{T} \right) & \text{pour } i = 2 \end{cases} \quad (7)$$

Représentation graphique des résultats Cette vitesse est couramment représentée avec en axe y la vitesse de réaction en échelle log et un axe x correspondant à la valeur $1000/T$. Le résultat obtenu est le suivant et permet d'obtenir graphiquement une droite ce qui sera plus pratique à des fins comparatives.

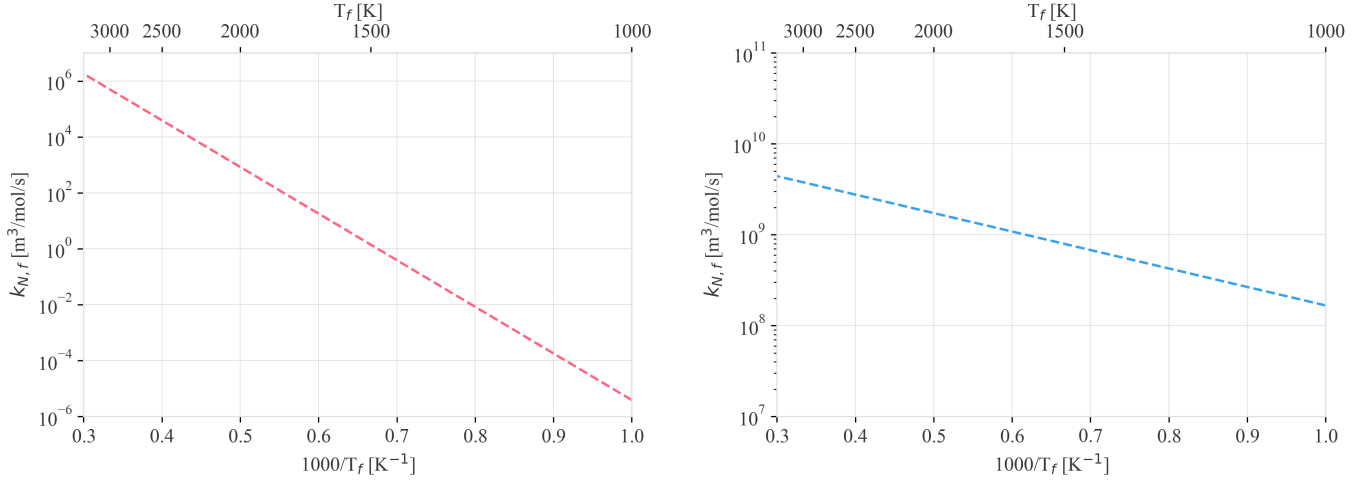


FIGURE 7 – Évolution de la vitesse de réaction respectivement $k_{N1} = f(T_f)$ et $k_{N2} = f(T_f)$

Conclusion Il est constaté que ces deux réactions élémentaires prennent place à de hauts niveaux de température. La réaction $N1$ contribue peu à la production de monoxyde de carbone NO comparée à la réaction $N2$. Ceci ne suffit pas à expliquer l'évolution parabolique de la présence de NO dans les produits en fonction de la richesse ϕ . Il faudrait certainement étudier toutes ces réactions élémentaire pour mieux comprendre ce phénomène. Ainsi substituer le méthane par du dihydrogène diminue la production de molécules carbonées, mais augmente la température finale des gaz brûlés ce qui induit une production d'oxydes d'azote accrue. L'enjeu réside donc dans le fait de rajouter du dihydrogène sans augmenter la température finale de combustion et ainsi se prémunir de l'émission de ces gaz nocifs pour l'Homme.

Troisième partie

Flamme laminaire pré-mélangée

1 Vitesse de déflagration S_L

Définition de la grandeur étudiée La vitesse de déflagration est la vitesse de l'extension du front de flamme dans une réaction de combustion. Elle peut être associée à différentes expressions, conduisant à la même valeur numérique pour les flammes 1D stationnaires : l'approche cinématique et l'approche cinétique.

Approche cinématique La vitesse de déflagration peut-être vue comme la vitesse de l'écoulement des gaz frais qui stabilise la flamme de pré-mélange.

Approche cinétique Quand on dit que la vitesse de déflagration est égale (au signe prêt) à la vitesse des gaz frais qui traverse le front de flamme, on sous-entend que cette vitesse à le sens d'une vitesse de

consommation des gaz frais. Ainsi, on retrouve l'expression suivante pour la vitesse de déflagration :

$$S_L = \frac{-1}{\rho_1 (Y_{F,1} - Y_{F,2})} \int_{-\infty}^{+\infty} \dot{\omega}_F dx \quad (8)$$

Méthode Pour ce faire, une simulation numérique a été réalisée à l'aide de la classe FreeFlame de Cantera sur un maillage 1D avec hypothèse d'écoulement stationnaire tout en résolvant l'équation de l'énergie. Ainsi nous avons le point 1 à l'entrée du domaine [0] et le point 2 à la sortie [-1].

Exception, ne sera pas simulée la vitesse avec l'approche cinétique pour :

- Les molécules ayant à l'état final une présence inférieure à 1000 ppm, à l'exception des molécules présentes à l'état initial.
- Les molécules carbonées avec un coefficient $\alpha = 1$ car aucun atome de carbone ne sera présent dans le système.
- La molécule de dihydrogène avec un coefficient $\alpha = 0$ car aucun atome de H_2 ne sera présent dans le système.

Résultats Dans un premier temps l'évolution de la vitesse de déflagration a été tracée. Et dans un deuxième, la comparaison de ces vitesses à la vitesse de déflagration des gaz frais a été faite $\Delta S_{L,i} = S_{L,i} - S_{L,freshgases}$.

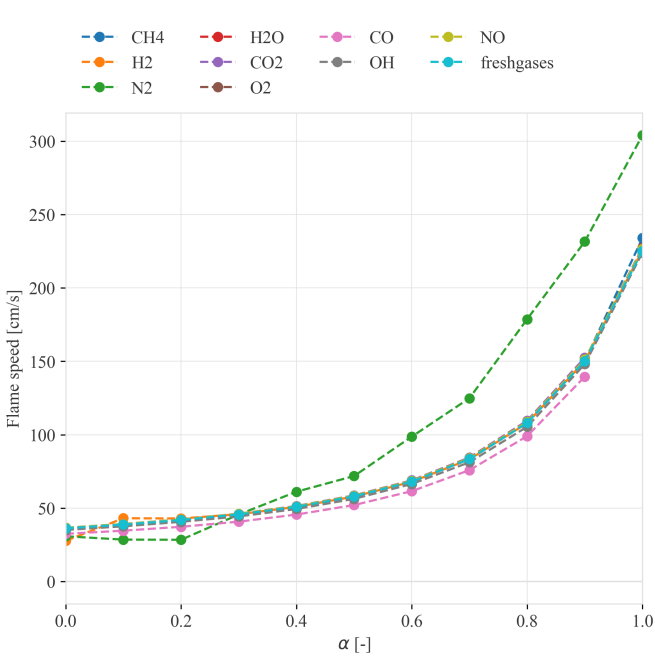


FIGURE 8 – Évolution de la vitesse de déflagration $S_{L,i} = f(\alpha)$

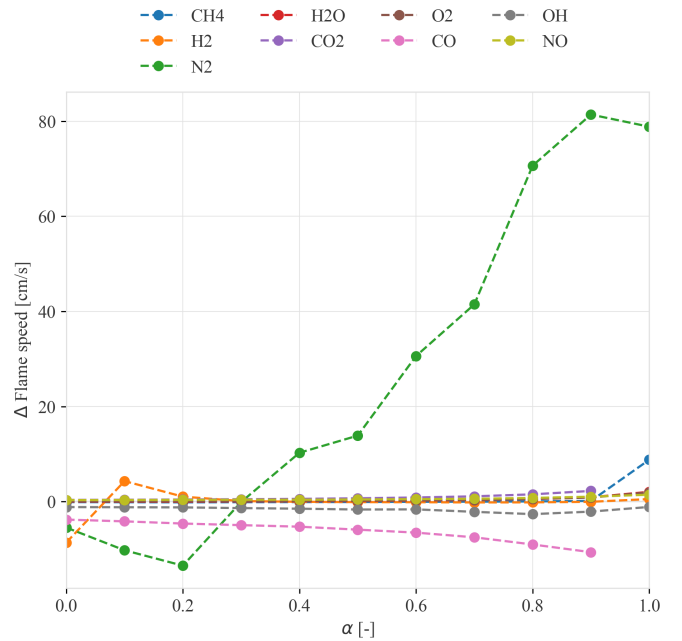


FIGURE 9 – Évolution de la variation de la vitesse de déflagration par rapport à celle des gaz frais $\Delta S_{L,i} = f(\alpha)$

2 Étude du taux de production net du radical H

Méthode et Résultat Le taux de production net de l'hydrogène H a donc été récupéré et tracé pour différentes valeurs de coefficient α en considérant une réaction à la stoechiométrie $\phi = 1$.

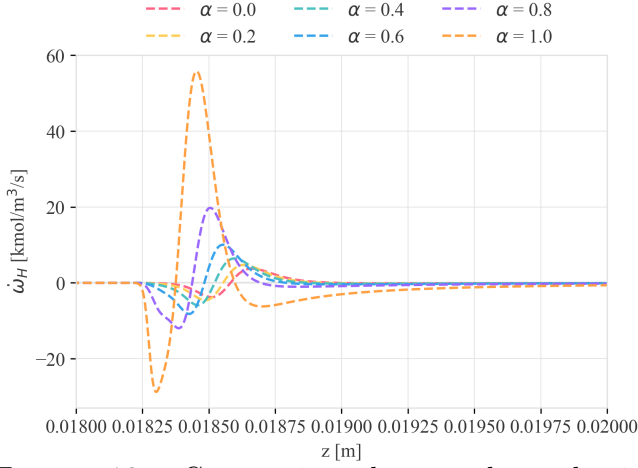
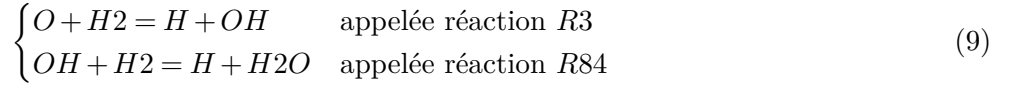


FIGURE 10 – Comparaison du taux de production net de l'hydrogène $\dot{\omega}_H = f(z, \alpha, \phi = 1)$

3 Étude de la vitesse de réaction

Réactions élémentaires étudiées Dans cette partie deux réactions élémentaires contribuant à la production d'hydrogène H seront étudiées :



Résultats Il est observé que la réaction $R3$ est plus rapide pour une température environ supérieure à 1670 K. Ainsi, la réaction $R3$ sera responsable de la production d'hydrogène H au niveau de la flamme où la température est supérieure à 1670 K et la réaction $R84$ partout ailleurs. Cependant, il est observé que cette température atteinte au niveau du front de flamme. Ainsi, la réaction $R84$ sera à l'origine de la production d'hydrogène H avant que cette température ne soit atteinte puis la réaction $R3$ aura lieu avec un pic localisé à partir du front de flamme là où la température est la plus haute et sur une faible distance car toutes les molécules de H_2 seront rapidement consommées. Cependant cette température est très rapidement atteinte ainsi la réaction $R3$ sera limitante et majoritaire.

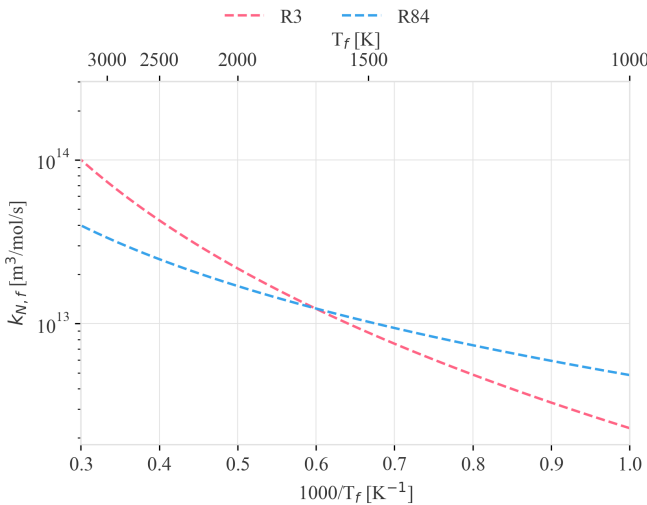


FIGURE 11 – Évolution de la vitesse de réaction respectivement $k_{R3} = f(T_f)$ et $k_{R84} = f(T_f)$

Analyse Il est observé que le taux de production net de l'hydrogène H est environ nul sur tout le domaine sauf sur une petite portion qui doit correspondre au front de flamme où la température est la plus élevée. Pour des valeurs de coefficient $\alpha \in [0, 0.5]$ l'intégrale du taux de production d'hydrogène est nulle. Ainsi il n'y aurait pas de production d'hydrogène dans la composition des gaz brûlés, ce qui est confirmé par le graphique B.

Ouverture Il pourrait être pertinent d'étudier quelles réactions élémentaires sont impliquées. Mais également visualiser l'évolution de la température le long du domaine afin de déterminer si ce pic de production est bien situé au niveau du front de flamme.

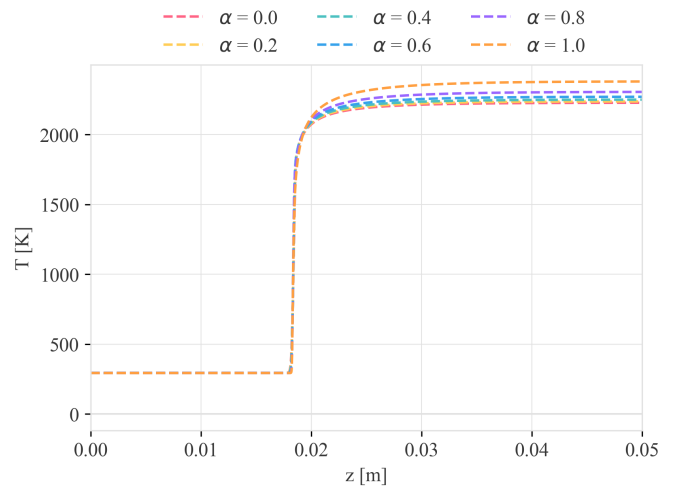


FIGURE 12 – Évolution de la température des gaz $T_f = f(z, \alpha)$

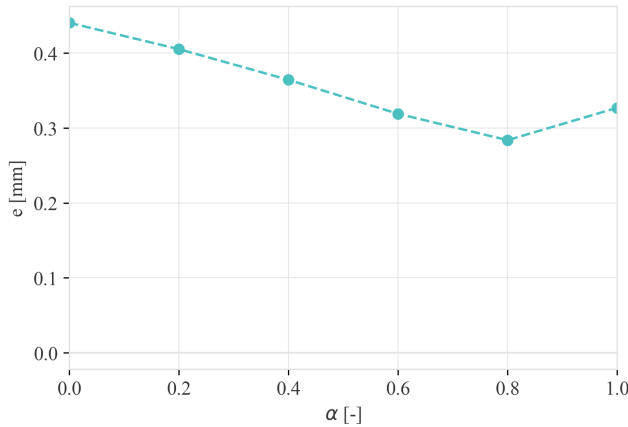
4 Détermination de l'épaisseur de flamme

Définition de la grandeur étudiée L'épaisseur de flamme peut être définie comme le rapport entre la différence de température entre les gaz brûlés et frais et la valeur maximale de gradient de température.

Application à la stoechiométrie $\Delta T = 2380 - 293 = 2087$ K et $\max\left(\frac{dT}{dz}\right) = 6382040$ K/m.

$$e = \frac{\Delta T}{\max\left(\frac{dT}{dz}\right)} = \frac{2087}{6382040} \approx 0.000327 \text{ m} = 0.327 \text{ mm}$$

Ce résultat est cohérent. En effet, à partir de l'évolution du taux de production net de l'hydrogène il peut être déduit une épaisseur du front de flamme située entre 0.01825 et 0.01875 m, soit une épaisseur d'environ 0.5 mm. Cette valeur est dans le même ordre de grandeur que la celle déduite précédemment.



Application à différents coefficients

α Il peut être constaté que globalement l'épaisseur de flamme diminue avec l'augmentation du coefficient α . En effet, l'augmentation de ce coefficient entraîne une diminution du nombre d'atome de carbone introduit initialement dans le système et ainsi une diminution du nombre de réactions chimiques carbonées et donc, par conséquence, de l'épaisseur de la zone réactionnelle.

FIGURE 13 – Évolution de l'épaisseur de flamme $e = f(\alpha, \phi = 1)$

Conclusion

En conclusion, la réalisation de cette série de TP a permis une approche approfondie de la combustion, en se concentrant sur différents aspects tels que la température de flamme adiabatique et son évolution, la chimie de la combustion, la température finale, la composition des gaz brûlés, la flamme laminaire pré-mélangée, ou encore la vitesse de déflagration. Les résultats obtenus ont fourni des insights significatifs sur le comportement des réactions de combustion, en particulier lors de la substitution du méthane par du dihydrogène qui a été au centre de cette étude.

L'analyse de la température adiabatique a révélé l'impact du coefficient α et de la richesse ϕ sur cette grandeur, soulignant l'influence significative du dihydrogène sur la production d'énergie thermique. L'étude de la température finale a mis en évidence les différences entre la méthode adiabatique et la méthode d'équilibre chimique, soulignant la pertinence de chacune en fonction de la richesse du mélange. De plus, l'impact de la substitution du méthane par du dihydrogène sur la composition des gaz brûlés a été examiné, mettant en évidence les avantages et les inconvénients en termes d'émissions de gaz à effet de serre.

Enfin, l'analyse de la flamme laminaire pré-mélangée a permis de comprendre la vitesse de déflagration en adoptant une approche cinématique et cinétique. Les résultats ont montré l'influence significative du coefficient α sur la vitesse de déflagration, soulignant l'importance de la composition du mélange sur la propagation de la flamme.

En somme, ces travaux pratiques ont fourni des informations cruciales pour comprendre les aspects théoriques et pratiques de la combustion, ouvrant ainsi des perspectives intéressantes pour l'optimisation des processus de combustion dans divers contextes industriels et environnementaux. L'introduction de dihydrogène comme combustible à faible émission carbone au sein des systèmes de chauffage domestique permet d'obtenir une plus grande quantité d'énergie sous forme thermique. La combustion du dihydrogène permet de réduire les émissions de molécules carbonées, mais entraîne la production de NO_x , polluants nocifs pour la santé. Cela montre une certaine limite à l'utilisation de dihydrogène comme alternative de combustible décarboné.

Quatrième partie

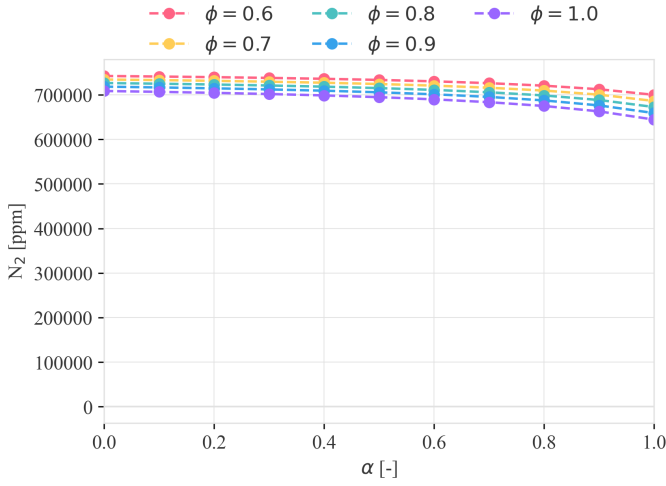
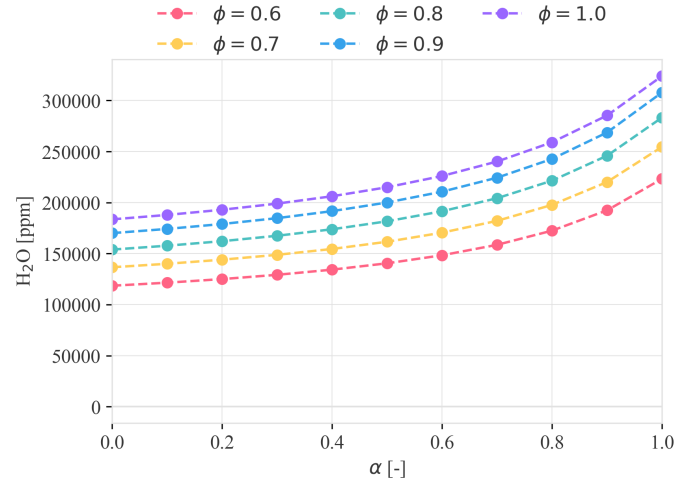
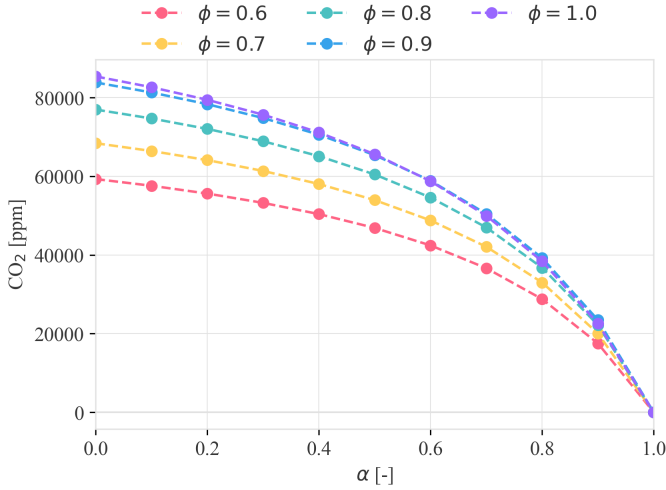
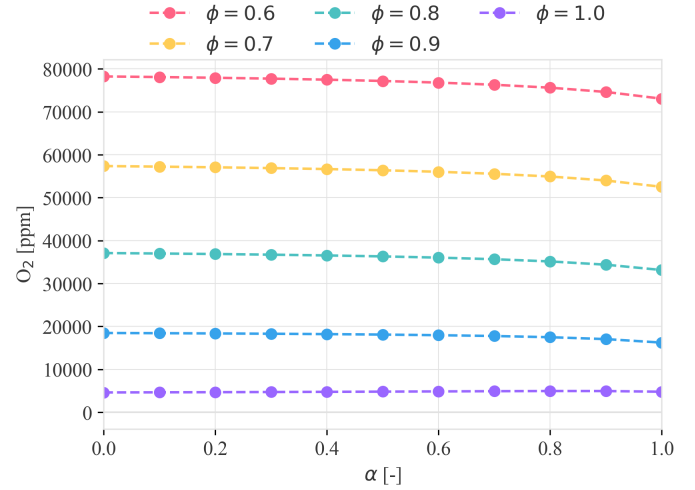
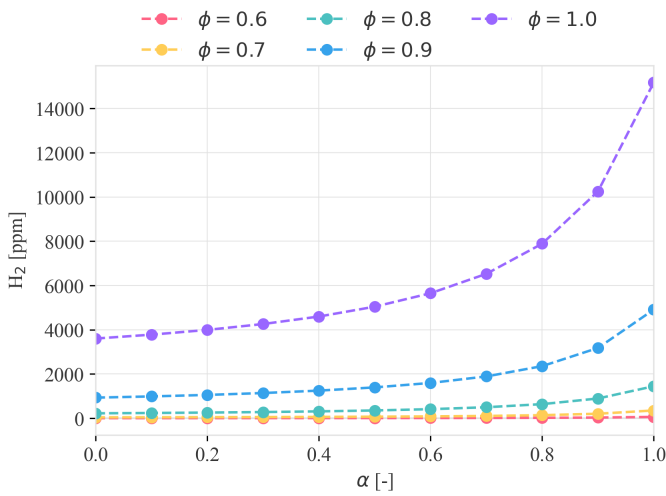
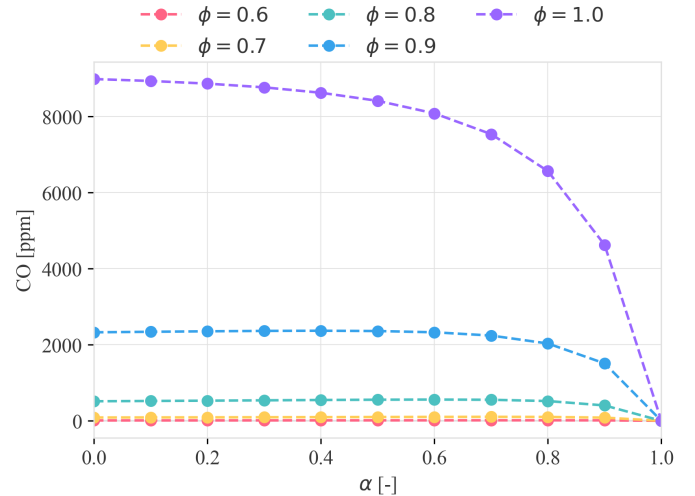
Annexes

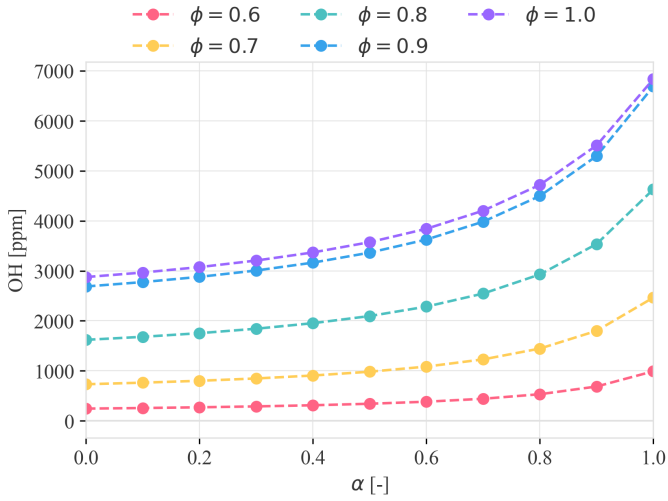
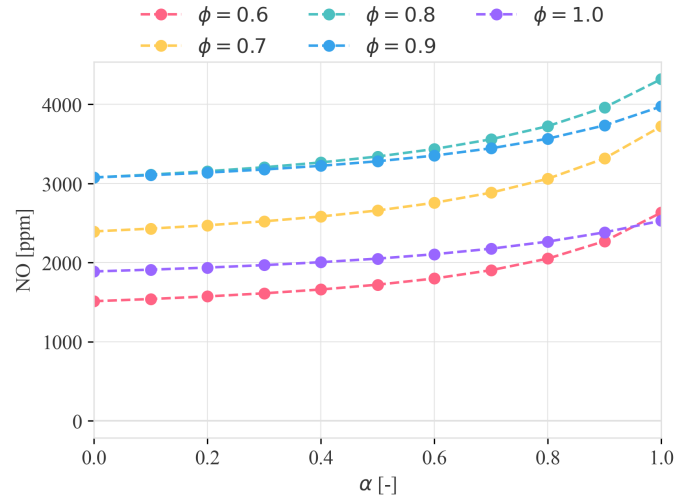
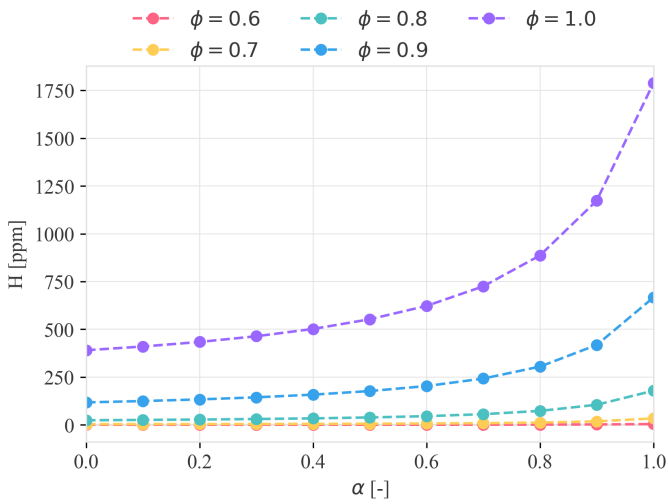
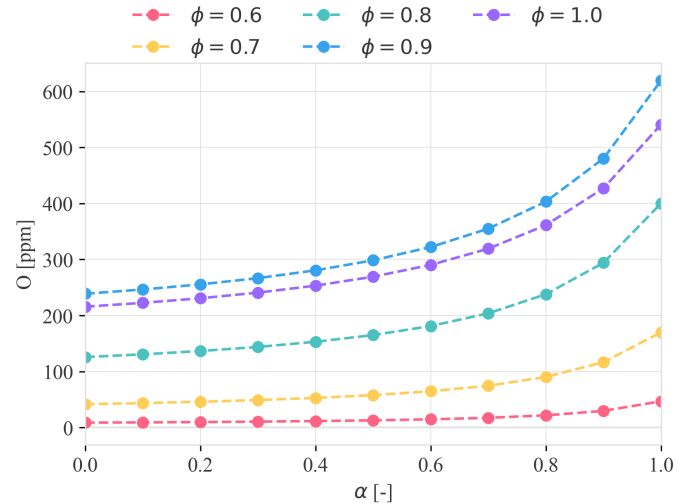
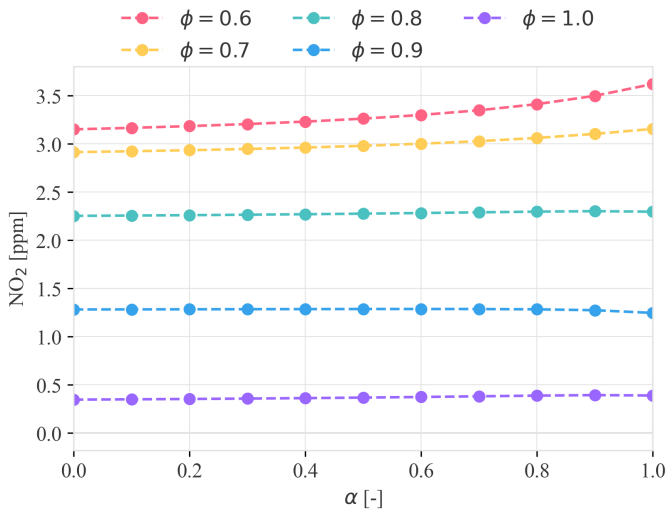
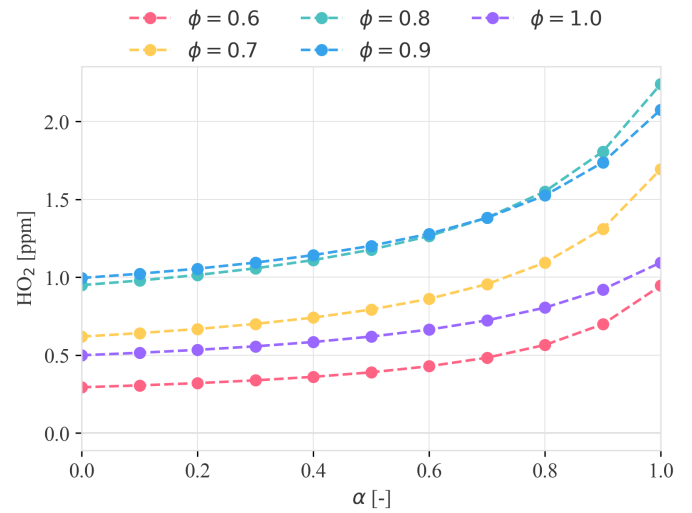
A Notations

Grandeurs	Notations	Unités
Proportion de CH_4 par rapport au H_2 pour 1 mole de fuel	α	-
Richesse d'air	ϕ	-
Excès d'air	e	-
Température	T	K
Pouvoir Calorifique Supérieur	PCS	J/kg
Fraction Molaire	X	-
Fraction Massique	Y	-
Vitesse de réaction	k	$m^3/mol/s$
Vitesse de déflagration	S_L	m/s
Masse volumique	ρ	kg/m^3
Taux de production net	$\dot{\omega}$	$mol/m^3/s$
Position dans le domaine	z	m
Épaisseur de flamme	e	m

TABLE 2 – Tableau des grandeurs utilisées, notations associées et unités.

B Composition des gaz brûlés

FIGURE 14 – N_2 FIGURE 15 – H_2O FIGURE 16 – CO_2 FIGURE 17 – O_2 FIGURE 18 – H_2 FIGURE 19 – CO FIGURE 20 – Évolution de la composition des gaz brûlés $X = f(\alpha, \phi)$ - Partie 1/2

FIGURE 21 – OH FIGURE 22 – NO FIGURE 23 – H FIGURE 24 – O FIGURE 25 – NO_2 FIGURE 26 – HO_2 FIGURE 27 – Évolution de la composition des gaz brûlés $X = f(\alpha, \phi)$ - Partie 2/2