

*EMD2 (Master I) Energétique Combustion*

**Question de cours : 04 points**

1. Citer les conditions de formations des oxydes d'azote.
2. Donner la désignation des termes suivants : Ozone troposphérique, polluant secondaire, pollution locale.

**Exercice 01 : 06 points**

Un mélange de gaz dont la composition volumique (molaire) est :

CO	H <sub>2</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
0,386	0,118	0,045	0,451

L'analyse des fumées sèches à donnée une teneur en oxygène égale à 6,23 %.

1. Déterminer l'excès d'air de la combustion.

**Exercice 02 : 10 points**

On brûle dans une chaudière, un combustible ayant la composition en masse suivante

Carbone	Hydrogène	Oxygène	Cendres
82 %	4,2 %	4,8 %	9 %

L'analyse des fumées (eau condensée) a donnée le pourcentage en volume suivant:

CO <sub>2</sub>	CO	N <sub>2</sub>
17,5 %	2 %	80,5 %

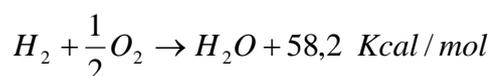
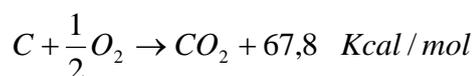
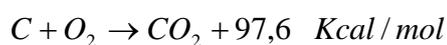
En utilisant la relation suivante :

$$\frac{\text{Masse de CO}_2}{\text{Masse de CO}} = \frac{\text{Volume de CO}_2 \times 44}{\text{Volume de CO} \times 28}$$

Déterminer :

1. La quantité d'air réellement utilisée pour la combustion incomplète de 01 Kg de combustible.
2. La quantité de chaleur perdue par suite d'une combustion incomplète d'un kilogramme de combustible.

Sont données les équations de combustion élémentaires.



## Corrigé type

### Question de cours

Les conditions de formations des NOx sont :

- Température de combustion élevée > 1200°C **0.25 pt**    - Excès d'air. **0.25 pt**
- Structure turbulente de la flamme **0.25 pt**                      - Excès d'azote dans le combustible **0.25 pt**

**Ozone troposphérique** : Ozone qui se forme dans les régions de basses atmosphères ou altitudes proches **01 pt**

**Polluant secondaire** : gaz polluant qui prend naissance est à partir des polluants primaires, telle que l'ozone à partir qui se forme des NOx et des composés organique volatiles lorsque certaines conditions favorables. **01 pt**

**Pollution locale** : c'est le résultat des rejets de gaz provenant des installations thermiques de proximité, son effet est immédiat et instantané. **01 pt**

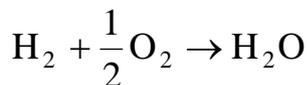
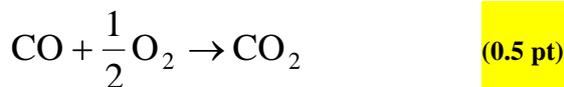
### Solution de l'exercice 01 : 06 points

Déterminons l'excès d'air par la relation suivante :

$$e = 100 \frac{V'_s}{V_a} \frac{O'}{21 - O'} \quad \text{(0.5 pt)}$$

$V_a$  et  $V_s$  sont respectivement le volume d'air strictement nécessaire et le volume des fumées sèches produite lors d'une combustion théorique.  $O'$  représente la teneur en oxygène dans les fumées sèches réelles.

1. Calculons le volume d'air strictement nécessaire, en examinant les équations de combustions élémentaires en présence d'oxygène,



Autrement le volume d'oxygène nécessaire est :

$$V_{O_2} = \frac{co}{2} + \frac{h}{2} \quad \text{(0.5 pt)}$$

Cette quantité correspond à un volume équivalent en air égale à :

$$V_{air} = \left[ \left( \frac{co}{2} + \frac{h}{2} \right) \cdot 4,76 \right] \cdot 22,41 \quad \text{(0.5 pt)}$$

Pour le volume du combustible considéré le volume d'air en  $\text{Nm}^3_{(air)}/\text{mole}_{(comb)}$  est :

$$V_{air} = \left[ \frac{0,386}{2} + \frac{0,118}{2} \right] \cdot 4,76 \cdot 22,41 = 26,881 \left[ \frac{Nm^3_{air}}{mole_{comb}} \right] \quad (01 \text{ pt})$$

De la même sorte on détermine le volume des fumées sèches produites d'une combustion théorique :

$$V_s = [CO_2 + CO + n] \cdot 22,41 + 0,79 \cdot V_a \quad (01 \text{ pt})$$

Autrement le volume des fumées obtenues par un  $Nm^3$  de ce gaz de haut fourneau est :

$$V_s = [0,045 + 0,386 + 0,451] \cdot 22,41 + 0,79 \cdot 26,881 \approx 41 \left[ \frac{Nm^3_{f-sèches}}{mole_{comb}} \right] \quad (01 \text{ pt})$$

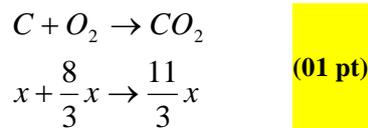
En définitive l'excès d'air est :

$$e = 100 \frac{V_s}{V_a} \left[ \frac{O'}{21 - O'} \right] = 100 \frac{41}{26,881} \left[ \frac{6,23}{21 - 6,23} \right] \approx 64,33 \% \quad (01 \text{ pt})$$

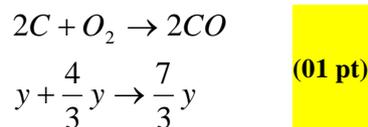
### **Solution de l'exercice 02 : 08 points**

1. Déterminons la quantité d'air réellement utilisée par la combustion incomplète d'un 01 Kg de combustible. L'analyse des équations de combustion élémentaires, en désignant x masse de carbone donnant CO<sub>2</sub> et y masse de carbone donnant Co permis d'écrire :

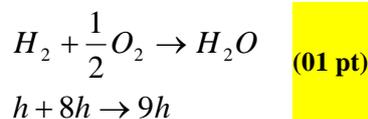
- Réaction du carbone sous forme de CO<sub>2</sub> :



- Réaction du carbone sous forme de CO :



- Réaction de l'hydrogène donnant H<sub>2</sub>O :



Compte tenu les équations de combustion élémentaires, la quantité d'air utilisée par la combustion incomplète sera ;

$$A_r = \frac{100}{23} \left( \frac{8}{3}x + \frac{4}{3}y + 8h - o \right) \quad (01 \text{ pt})$$

D'après cette dernière équation, h et o sont connus, par contre les quantités x et y sont inconnus, pour cela on devra établir deux équations :

$x + y = 0,82$  d'après la composition du combustible pour 01 Kg.

La deuxième équation provient de l'égalité donnée par l'énoncé, tel que ;

$$\frac{\text{Masse CO}_2}{\text{Masse CO}} = \frac{\text{Volume} \cdot \text{CO}_2 \times 44}{\text{Volume} \cdot \text{CO} \times 28} \Rightarrow \frac{\frac{11}{3}x}{\frac{7}{3}y} = \frac{17,5 \times 11 \times 4}{2 \times 7 \times 4} \Rightarrow \frac{x}{y} = \frac{17,5}{2} = 8,75 \quad (01 \text{ pt})$$

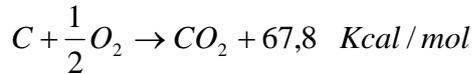
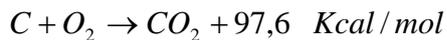
Finalement on aura un système d'équation :

$$\begin{cases} x + y = 0,82 \\ \frac{x}{y} = 8,75 \end{cases} \quad (01 \text{ pt}) \quad \text{dont la solution nous donne} \quad \begin{cases} x = 0,736 \\ y = 0,084 \end{cases} \quad (01 \text{ pt})$$

Par conséquent la masse d'air réellement fournit pour la combustion sera :

$$A_r = \frac{100}{23} \left( \frac{8}{3} \cdot 0,736 + \frac{4}{3} \cdot 0,084 + 8 \cdot 0,042 - 0,048 \right) = 10,27 \left[ \frac{\text{Kg}_{\text{air}}}{\text{Kg}_{\text{comb}}} \right] \quad (01 \text{ pt})$$

2. Quantité de chaleur perdue par suite d'une combustion incomplète : c'est la différence entre la chaleur produite par la combustion complète du carbone sous forme de  $\text{CO}_2$  et la combustion incomplète du carbone sous forme de  $\text{CO}_2$  et  $\text{CO}$ , ce qui revient à analyser les équations de combustion élémentaires :



$$Q_{\text{perdue}} = \left( \frac{820}{12} \right)_{\text{mol}} \times 97,6 - \left[ \left( \frac{736}{12} \right)_{\text{mol}} \times 97,6 + \left( \frac{84}{12} \right)_{\text{mol}} \times 67,8 \right] = 208,6 \left[ \frac{\text{Kcal}}{\text{Kg}} \right] \quad (02 \text{ pts})$$