

## Correction exercices combustions

### Exercice n°1

• Pour le méthane  $\text{CH}_4$  :

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,016 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc l'énergie de combustion est le produit du pouvoir calorifique massique par la masse molaire est :  
 $50 \times 0,016 = 0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

• Pour l'éthanol  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  :  $M(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH})$

$$= 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,046 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc le pouvoir calorifique massique est le rapport de l'énergie de combustion par la masse molaire est :

$$\frac{1,3}{0,046} = 28 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

• Pour l'octane  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  :

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,114 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$$

donc le pouvoir calorifique massique est le rapport de l'énergie de combustion par la masse molaire est :

$$\frac{5,1}{0,114} = 45 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

### Exercice n°2

1. Le méthane  $\text{CH}_4$  comporte 4 liaisons C—H.

Le dioxygène  $\text{O}_2$  comporte 1 liaison O=O.

Le dioxyde de carbone comporte 2 liaisons C=O.

L'eau  $\text{H}_2\text{O}$  comporte 2 liaisons H—O.

Le butan-1-ol  $\text{H}_3\text{C—H}_3\text{C—H}_3\text{C—H}_3\text{C}$  comporte 9 liaisons C—H, 3 liaisons C—C, 1 liaison C—O et 1 liaison H—O.

Le propane  $\text{C}_3\text{H}_8$  comporte 8 liaisons C—H et 2 liaisons C—C.

2. Pour la première réaction, 4 liaisons C—H et 2 liaisons O=O sont rompues, tandis que 2 liaisons C=O et 4 liaisons H—O sont formées.

L'énergie molaire de la combustion complète du méthane équivaut donc à :

$$\Delta E = (4 E_{\text{C—H}} + 2 E_{\text{O=O}}) - (2 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{H—O}})$$

$$\Delta E = (4 \times 415 + 2 \times 498) - (2 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Delta E = 2\,656 - 3\,460$$

$$\Delta E = -804 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour la deuxième réaction, 4 liaisons C—H, 3 liaisons C—C, 1 liaison C—O, 1 liaison H—O et 6 liaisons O=O sont rompues, tandis que 2 liaisons C=O et 4 liaisons H—O sont formées.

L'énergie molaire de la combustion du butan-1-ol équivaut donc à :

$$\Delta E = (9 E_{\text{C—H}} + 3 E_{\text{C—C}} + E_{\text{C—O}} + E_{\text{H—O}} + 6 E_{\text{O=O}}) - (8 E_{\text{C=O}} + 10 E_{\text{H—O}})$$

$$\Delta E = (9 \times 415 + 3 \times 345 + 358 + 463 + 6 \times 498) - (8 \times 804 + 10 \times 463)$$

$$\Delta E = 8\,579 - 11\,062$$

$$\Delta E = -2\,483 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Pour la troisième réaction, 5 liaisons O=O, de 8 liaisons C—H, 2 liaisons C—C sont rompues, tandis que 6 liaisons C=O et de 8 liaisons O—H sont formées.

### Exercice n°3

1. a. La puissance  $P_{\text{ch}}$  fournie par le moteur vaut :

$$P_{\text{ch}} = \frac{P}{\text{rendement}}$$

$$P_{\text{ch}} = \frac{20}{0,25}$$

$$P_{\text{ch}} = 80 \text{ kW.}$$

b. En prenant la définition de l'énergie produite indiquée en donnée  $\Delta E = P \times \Delta t$ , on obtient :

$$\Delta E = 80 \times 10^3 \times 10 \times 60$$

$$\Delta E = 48 \text{ MJ.}$$

2. La masse d'octane consommée vaut donc :

$$m = \frac{\Delta E}{PC}$$

$$m = \frac{48}{45}$$

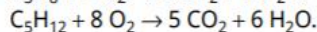
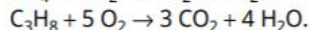
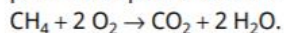
$$m = 0,92 \text{ kg.}$$

3. Le réservoir contient une masse  $m = \rho \times V = 0,70 \times 70 = 49 \text{ kg}$  d'octane. Or ce moteur nécessite 0,92 kg d'octane pour fonctionner pendant 10 minutes, ainsi avec un produit en croix, on détermine la durée totale :

$$49 \times 10 / 0,92 = 5,32 \times 10^2 \text{ min} = 9,5 \text{ h.}$$

### Exercice n°4

Les équations ajustées du méthane, du propane et du pentane sont :



Pour expliquer l'évolution du pouvoir calorifique massique des alcanes en fonction de leur masse molaire, on peut utiliser l'un des deux raisonnements décrits ci-après.

Pour passer du méthane au propane, ainsi que pour passer du propane au pentane, on allonge la chaîne de deux carbones, auxquels sont associés des atomes d'hydrogène, qu'on peut représenter par leur formule  $\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2$ .

On ajoute donc à l'alcane deux liaisons C—C et quatre liaisons C—H, qui vont se dissocier, auxquelles il faut ajouter trois liaisons O=O supplémentaires pour les trois molécules de dioxygène supplémentaires nécessaires à la combustion.

Il y a formation de deux molécules de dioxyde de carbone en plus, soit quatre liaisons C=O supplémentaires, ainsi que deux molécules d'eau, soit quatre liaisons O—H supplémentaires.

Si l'on fait le bilan énergétique par chaîne de deux carbones ajoutés, cela correspond à une variation de l'énergie de combustion  $\Delta E$  équivalente à :

$$\Delta E = (4 E_{\text{C-H}} + 2 E_{\text{C-C}} + 3 E_{\text{O=O}}) - (4 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{O-H}})$$

$$\Delta E = (4 \times 415 + 2 \times 345 + 3 \times 498) - (4 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Delta E = 3\,844 - 5\,068$$

$$\Delta E = -1,2 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ainsi, la combustion du propane est plus exothermique que celle du méthane et moins que celle du pentane.

L'énergie de combustion du méthane est le produit de son pouvoir calorifique massique par sa masse molaire, soit :  $-50 \times 0,016 = -0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

De même pour le propane :

$$-46 \times 0,044 = -2,02 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ et le pentane } -45 \times 0,072 = -3,20 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

L'énergie de combustion du méthane est le produit de son pouvoir calorifique massique par sa masse molaire, soit :  $-50 \times 0,016 = -0,80 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . De même pour le propane :  $-46 \times 0,044 = -2,0 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et le pentane  $-45 \times 0,072 = -3,2 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Les variations d'énergies de combustion sont proches de la valeur trouvée précédemment.

- Au niveau du pouvoir calorifique massique, on peut expliquer les variations en tenant compte des quantités de matière par kilogramme : la quantité de propane est plus petite que celle de méthane dans un kilogramme mais plus grande que celle de

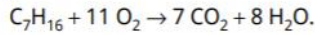
$$\text{pentane. } n_{\text{méthane}} = \frac{1000}{16,0} = 62,5 \text{ mol, } n_{\text{propane}} = \frac{1000}{44,0}$$

$$= 22,7 \text{ mol, } n_{\text{pentane}} = \frac{1000}{72,0} = 13,9 \text{ mol.}$$

Même si l'énergie de combustion augmente de 150 % du méthane au propane, comme la quantité de matière est réduite de 65 %, le pouvoir calorifique diminue.

## Exercice n°5

1. L'équation de la réaction de combustion totale est :



2. L'énergie de la réaction de combustion est la différence de la somme des énergies de liaison rompues moins la somme des énergies de liaison formées :

$$\Delta E = (11 E_{\text{O}=\text{O}} + 6 E_{\text{C}-\text{C}} + 16 E_{\text{C}-\text{H}}) - (14 E_{\text{C}=\text{O}} + 16 E_{\text{O}-\text{H}})$$

$$\Delta E = (11 \times 498 + 6 \times 345 + 16 \times 415) - (14 \times 804 + 16 \times 463)$$

$$\Delta E = 14\,188 - 18\,664$$

$$\Delta E = -4\,476 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Soit } \Delta E = -4,48 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. Le pouvoir calorifique inférieur  $PCI = \frac{|\Delta E|}{M(\text{heptane})}$ ,

$$\text{or } M(\text{heptane}) = 100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,100 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$\text{Ainsi } PCI = \frac{4,48}{0,100} = 44,8 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

4. Pour l'heptane,  $n = 7$ , ainsi le pouvoir calorifique inférieur est :

$$PCI = 220 + 606 \times 7 = 4\,462 \text{ en kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 44,6 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Les deux résultats sont proches, à 0,4 % près.

5. La chaudière doit fournir en une heure une énergie  $E = P \times \Delta t = 30 \times 10^3 \times 3\,600 = 108 \text{ MJ}$ .

6. L'énergie de combustion vaut  $4,48 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

$$\text{Il faut donc faire brûler une quantité } n = \frac{108}{4,48} = 24,1$$

mol d'heptane.

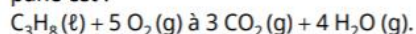
D'après l'équation bilan, il faut 11 fois plus de dioxygène que d'heptane, soit  $24,1 \times 11 = 265 \text{ mol}$ , et donc un volume  $V(\text{O}_2) = 265 \times 24 = 6\,364 \text{ L}$ , soit  $V(\text{O}_2) = 6,36 \text{ m}^3$ .

Or le dioxygène ne représente que 20 % de l'air en volume, il faut donc un volume d'air 5 fois plus important, soit  $31,8 \text{ m}^3$ .

Le débit d'air est alors de  $31,8 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$ .

## Exercice n°6

1. L'équation de combustion complète du propane est :



2. La quantité de matière de propane est :

$$n_{\text{propane}} = \frac{m}{M(\text{C}_3\text{H}_8)}$$

$$n_{\text{propane}} = \frac{m}{(3 \times 12,0) + (8 \times 1,0)}$$

$$n_{\text{propane}} = \frac{1000}{44}$$

$$n_{\text{propane}} = 22,7 \text{ mol.}$$

Le tableau d'avancement est :

Équation de la réaction		$\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$			
État du système	Avancement $x$ (en mol)	Quantités de matière présentes dans le système (en mol)			
initial	$x = 0$	22,7	excès	0	0
en cours	$x$	$22,7 - x$	excès	$3x$	$4x$
final	$x_{\text{max}} = 22,7 \text{ mol}$	0	excès	68,1	90,8

3. La valeur de  $x_{\text{max}}$  vaut 22,7 mol puisque le propane est le réactif limitant.

4. L'état final est déterminé dans le tableau.

$$m = 68,1 \times 44,0$$

$$m = 3000 \text{ g.}$$

$$\text{Soit } m = 3,00 \text{ kg.}$$

5. La masse de dioxyde de carbone rejetée dans l'atmosphère vaut :

$$m = n \times M(\text{CO}_2)$$

$$m = 68,1 \times (12,0 + (2 \times 16,0))$$

## Exercice n°7

1. La combustion réalisée n'est pas une combustion complète puisqu'il ne se forme pas que de l'eau et du dioxyde de carbone.

2. La masse molaire du butanol est  $M(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}) = 74,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et une mole de butanol contient 4 mol de carbone soit 48,0 g.

Le pourcentage de carbone dans le butanol est

$$\text{donc } \frac{48,0}{74,0} = 64,8 \%, \text{ ainsi les } 3,00 \text{ g de butanol}$$

contiennent  $3,00 \times 0,648 = 1,95 \text{ g}$  de carbone.

Lors de la combustion, le butanol brûle avec le comburant dioxygène qui ne contient pas de carbone, aussi la conservation de l'élément carbone stipule que l'on doit retrouver 1,95 g de carbone dans les produits.

Par raisonnement analogue, les 4,00 g de dioxyde de carbone contiennent  $\frac{4,00 \times 12,0}{44,0} = 1,09 \text{ g}$  de carbone.

Aussi, par différence, il doit y avoir  $1,95 - (1,09 + 0,300) = 0,56 \text{ g}$  de carbone dans le monoxyde de carbone formé.

La masse de monoxyde de carbone formé lors de cette réaction est obtenue par raisonnement inverse :

$$m_{\text{CO}} \times \frac{12,0}{28,0} = 0,56 \text{ g de carbone,}$$

$$\text{ainsi } m_{\text{CO}} = \frac{28,0}{12,0 \times 0,56} \text{ g} = 1,31 \text{ g.}$$

3. Le volume de cette pièce vaut  $9,00 \times 3,00 = 27,0 \text{ m}^3$ , ainsi la concentration en monoxyde de carbone est :

$$\frac{1,31}{27,0} = 0,0484 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 48,4 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3} \text{ ce qui est}$$

inférieur à la norme fixée à  $60,0 \text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}$ .

