

# Les combustions

## LE PROGRAMME

Constitution et transformations de la matière.  
 Propriétés physico-chimiques, synthèses et combustions d'espèces chimiques organiques.

Conversion de l'énergie stockée dans la matière organique.

Notions et contenus	Capacités exigibles <i>Activités expérimentales support de la formation</i>
<p>Combustibles organiques usuels.</p> <p>Modélisation d'une combustion par une réaction d'oxydo-réduction.</p> <p>Énergie molaire de réaction, pouvoir calorifique massique, énergie libérée lors d'une combustion. Interprétation microscopique en phase gazeuse : modification des structures moléculaires, énergie de liaison.</p> <p>Combustions et enjeux de société.</p>	<p>Citer des exemples de combustibles usuels.</p> <p>Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.</p> <p>Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons.</p> <p><b>Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.</b></p> <p>Citer des applications usuelles qui mettent en œuvre des combustions et les risques associés.</p> <p>Citer des axes d'études actuels d'applications s'inscrivant dans une perspective de développement durable.</p>

## POUR VÉRIFIER LES ACQUIS

■ p. 150

### SITUATION 1

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis les connaissances relatives à l'utilisation des combustibles et aux conditions pour les faire brûler acquises au cours du cycle 4. Les élèves retrouvent ici quelques combustibles usuels, qu'ils ont vu brûler.

#### › Exemple de réponse attendue

Pour faire brûler les combustibles, il faut un comburant, en général le dioxygène de l'air et une énergie d'activation : chauffage, flamme, étincelle. Parmi les autres utilisations essentielles des combustions, on retrouve les moteurs thermiques et l'obtention d'énergie mécanique ou électrique.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans le cadre spiralaire de l'enseignement de physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1**, à propos des combustibles usuels et de la biomasse.

### SITUATION 2

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis les connaissances relatives à l'ajustement des équations chimiques revues en seconde et d'ouvrir le champ aux agrocarburants.

#### › Exemple de réponse attendue

Que ce soit des combustibles d'origine fossile ou de sources renouvelables, les combustions sont modélisées par des équations semblables : combustible + comburant → produits de combustion.

#### › En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans le cadre spiralaire de l'enseignement de physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 1**, en ajustant des équations de combustion complète d'alcane et d'un alcool conduisant à de l'eau et à du dioxyde de carbone.

### SITUATION 3

Il s'agit ici de vérifier que les élèves ont bien acquis les connaissances relatives à l'énergie libérée par une réaction chimique acquises en seconde.

### ›Exemple de réponse attendue

L'énergie de réaction est proportionnelle à la quantité de matière de réactif limitant. Le dioxygène de l'air est en excès dans le cas d'une cheminée, aussi l'énergie produite lors de la combustion est plus importante si plusieurs bûches ont brûlé.

### ›En classe de 1<sup>re</sup> spécialité

Dans le cadre spiralaire de l'enseignement de physique-chimie, cette approche sera retravaillée dans l'**activité 3**, en déterminant l'énergie molaire de combustion du propane dans le cadre d'une démarche différenciée.

## ACTIVITÉS

p. 152 ■ **ACTIVITÉ 1**

### Combustion

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité redonne aux élèves des informations relatives aux conditions de combustion et leur fournit des éléments sur l'utilisation des combustions. L'ajustement des équations chimiques étudié en seconde est réinvesti dans le cadre des combustions complètes des alcanes et des alcools produisant de l'eau et du dioxyde de carbone.

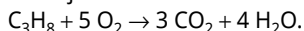
#### ›Exploitation et analyse

1. Le feu et sa maîtrise constituent une des plus grandes conquêtes humaines. Cela a permis à l'Homme de se protéger des animaux dangereux, de s'abriter du froid et d'assurer un lien social. Par ailleurs, la consommation d'aliments cuits a permis de libérer de l'énergie pour le cerveau et d'accroître ses capacités intellectuelles.

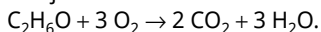
2. **a.** Une combustion nécessite un combustible, un comburant et une énergie d'activation pour s'établir.

**b.** Dans le cas d'un moteur à essence, c'est l'étincelle créée par la bougie d'allumage qui permet l'amorçage de la combustion. Dans le cas d'une lampe à alcool, la flamme d'une allumette permet de mettre le feu aux vapeurs d'éthanol au niveau de la mèche.

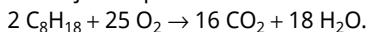
3. **a.** L'équation ajustée est :



**b.** L'équation ajustée est :



**c.** L'équation ajustée pour l'octane est :



4. Les nouveaux combustibles disponibles sont les hydrocarbures.

### ›Synthèse

5. **a.** Une combustion nécessite un combustible, un comburant et une énergie d'activation pour s'établir.

**b.** L'équilibrage d'une équation de combustion d'un alcane ou d'un alcool se réalise comme tout autre équilibrage d'équation chimique, les produits de combustion étant ici l'eau et le dioxyde de carbone. Il y a conservation du nombre et de la nature des éléments chimiques et il faut d'abord équilibrer les éléments que l'on ne trouve qu'une fois de part et d'autre : le carbone et l'hydrogène.

p. 153 ■ **ACTIVITÉ 2**

### Pouvoir calorifique massique ..... TP

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité expérimentale permet de réinvestir les compétences de mesure de masse et de température ; elle leur fait découvrir de manière autonome comment déterminer un pouvoir calorifique massique. On considère que toute l'énergie de la combustion permet de chauffer l'eau et le bécher (une partie de cette énergie chauffe l'air ambiant).

#### ›Expérience et analyse

1. Mise en œuvre du protocole.

2. La masse  $m_{\text{alcool}}$  d'alcool est voisine de 2 g.

3. L'équation est  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$ .

L'énergie produite par cette réaction sert à chauffer l'ensemble eau et bécher. L'éthanol subit donc une combustion exothermique.

4. Pour augmenter la température d'un kilogramme d'eau de 1,0 °C, il faut lui apporter 4,2 kJ, alors la valeur de l'énergie  $Q_{\text{eau}}$  reçue par l'eau est  $Q_{\text{eau}} = 4,2 \times 0,300 \times 30 = 38 \text{ kJ}$ .

5. Ces deux grandeurs sont opposées s'il n'y a pas eu de pertes thermiques.

6. On peut écrire  $\Delta E = -Q_{\text{eau}}$ , aussi l'énergie transférée par gramme d'éthanol vaut  $-Q_{\text{eau}}/m = 19 \text{ kJ}$ . Pour déterminer le pouvoir calorifique PC par kilogramme, on multiplie le résultat précédent par  $10^3$ .

#### ›Conclusion

7. On peut calculer un écart relatif  $|29 - 19|/29 = 34 \%$ . Ce pourcentage élevé indique que les pertes thermiques sont importantes et que l'on n'a pas tenu compte de l'énergie stockée dans le verre du bécher.

p. 154 ■ **ACTIVITÉ 3**

### Énergie issue d'une combustion

#### Commentaires pédagogiques

Cette activité basée sur la démarche différenciée permet de réinvestir la notion d'ajustement d'une

équation de combustion et de découvrir de manière autonome à partir des énergies de liaison, comment déterminer une énergie de combustion. La difficulté consiste à bien dénombrer les liaisons contenues dans les espèces chimiques tout en tenant compte des nombres stœchiométriques.

### › Démarche experte

L'équation ajustée de la combustion complète du propane est :  $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$ .

On détermine alors les liaisons rompues pour le propane : huit liaisons C—H et deux liaisons C—C et pour le dioxygène, cinq double liaison O=O. On prend en compte les liaisons formées pour le dioxyde de carbone : six doubles liaisons C=O et pour l'eau : huit liaisons O—H.

L'énergie de la réaction est la différence entre l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons et celle pour former les nouvelles, soit  $Q = (8 E_{C-H} + 2 E_{C-C} + 5 E_{O=O} = 8 \times 415 + 2 \times 345 + 5 \times 498) - (6 E_{C=O} + 8 E_{O-H} = 6 \times 804 + 8 \times 463) = -2\,028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Il s'agit d'une combustion, réaction chimique exothermique qui libère de l'énergie, le signe est donc négatif.

### › Démarche avancée

1. L'équation ajustée de la combustion complète du propane est :  $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$ .

2. Les liaisons rompues sont :

– pour le propane, huit liaisons C—H et deux liaisons C—C ;

– pour le dioxygène, cinq double liaison O=O.

L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

$$8 E_{C-H} + 2 E_{C-C} + 5 E_{O=O} = 8 \times 415 + 2 \times 345 + 5 \times 498 = 6\,500 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Les liaisons formées sont :

– pour le dioxyde de carbone, six doubles liaisons C=O ;

– pour l'eau, huit liaisons O—H.

L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

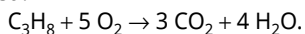
$$6 E_{C=O} + 8 E_{O-H} = 6 \times 804 + 8 \times 463 = 8\,528 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. L'énergie de la réaction est la différence entre l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons et celle pour former les nouvelles, soit  $Q = 6\,500 - 8\,528 = -2\,028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Il s'agit d'une combustion, réaction chimique exothermique qui libère de l'énergie, le signe est donc négatif.

### › Démarche élémentaire

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



2. a. Le propane comporte 8 liaisons C—H et deux liaisons C—C.

Le dioxygène a une double liaison O=O.

Le dioxyde de carbone a deux doubles liaisons C=O.

Enfin, l'eau dispose de deux liaisons O—H.

b. Les liaisons rompues sont :

pour le propane, huit liaisons C—H et deux liaisons C—C ; pour le dioxygène, cinq double liaison O=O. L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

$$8 E_{C-H} + 2 E_{C-C} + 5 E_{O=O} = 8 \times 415 + 2 \times 345 + 5 \times 498 = 6\,500 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

c. Les liaisons formées sont :

pour le dioxyde de carbone, six doubles liaisons C=O ; pour l'eau, huit liaisons O—H.

L'énergie théorique pour transformer les réactifs en atomes à l'état gazeux est donc :

$$6 E_{C=O} + 8 E_{O-H} = 6 \times 804 + 8 \times 463 = 8\,528 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

3. L'énergie de la réaction est la différence entre l'énergie nécessaire pour rompre les liaisons et celle pour former les nouvelles, soit  $Q = 6\,500 - 8\,528 = -2\,028 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Il s'agit d'une combustion, réaction chimique exothermique qui libère de l'énergie, le signe est donc négatif.

p. 155 ■ **ACTIVITÉ 4**

## Les agrocarburants

### Commentaires pédagogiques

Cette activité basée sur l'investigation permet de découvrir deux des trois générations d'agrocarburant et de réfléchir en tant que citoyen à l'implication d'utiliser des plantes comestibles dans ce but, à la nécessité de prolonger les recherches sur d'autres voies et à comprendre que le pétrole ne sera pas remplacé si facilement par les agrocarburants qui demandent des surfaces agraires importantes.

### › Pistes de résolution

1. Il est plus juste d'utiliser le terme « agrocarburant » plutôt que « biocarburant » car ces carburants sont d'origine agricole mais certainement pas biologiques puisque des engrais synthétiques et des pesticides sont employés.

2. a. Les agrocarburants de première génération sont fabriqués à partir de la partie comestible de la plante.

b. L'utilisation des agrocarburants de première génération pose problème car la partie comestible ne sert pas à nourrir les populations mais est détournée pour fabriquer un carburant alors que

des problèmes de ressources alimentaires se manifestent. De plus, cela fait augmenter le prix de ces matières premières alimentaires.

3. Non, ce n'est pas possible puisque le territoire national n'y suffirait pas puisqu'il faudrait plus de 4 fois la surface cultivable pour y parvenir.

4. Cette deuxième génération de biocarburants est venue régler un des problèmes posés par l'utilisation de ceux de la première génération, car ils sont produits à partir de sources végétales non alimentaires. Cependant, les matières premières pour cette génération risquent d'être insuffisantes, et si ce n'est pas le cas, la nécessité de terres spécialement dédiées aux biocarburants de deuxième génération va se faire ressentir. Enfin l'apparition des biocarburants issus des microalgues viennent concurrencer cette génération.

### ➤ Conclusion

5. Les agrocarburants ne constituent pas actuellement une solution efficace, cependant il ne faut pas arrêter les recherches. Un remplacement progressif des carburants issus du pétrole par des agrocarburants limitant la production de gaz à effet de serre et moins toxique pourrait voir le jour à moyen terme avec une volonté politique.

## EXERCICES

### ■ Vérifier l'essentiel | p. 160

- |               |              |      |
|---------------|--------------|------|
| 1 A et C.     | 2 B et C.    | 3 B. |
| 4 A, B et C*. | 5 A et C.    | 6 C. |
| 7 B.          | 8 A, B et C. | 9 C. |
| 10 A, B et C. | 11 B et C.   |      |

\* : la réponse C est possible dans la mesure où les combustibles d'origine fossile sont produits par la nature (mais il y a des transformations).

### ■ Acquérir les notions | p. 161

12 1. Les combustibles organiques sont le papier, le kérosène, le mazout, la houille, le méthanol et l'éther.

2. Le GPL est un combustible organique car il contient du carbone et de l'hydrogène.

13 1. Ce dépôt noir est constitué de carbone.

2. La combustion de cet alcane n'est donc pas complète.

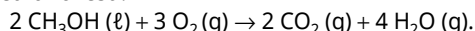
14 1. Faux : la combustion d'un alcane ne produit pas toujours uniquement du dioxyde de carbone et de l'eau si elle n'est pas complète.

2. Faux : la combustion complète d'une mole d'éthane ( $C_2H_6$ ) ne consomme pas la même quantité de dioxygène que celle d'une mole d'éthanol ( $C_2H_5OH$ ) puisque les équations de combustion ne sont pas identiques :

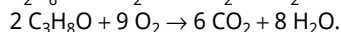
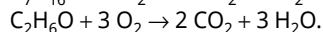
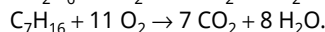
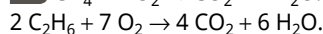
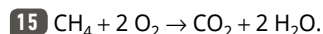
- pour l'éthanol,  $C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$  ;
- pour l'éthane,  $2 C_2H_6 + 7 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 6 H_2O$ .

3. Vrai.

4. Faux : l'équation de la combustion complète du méthanol est :



5. Le dihydrogène brûle très facilement avec le dioxygène de l'air, mais ce n'est pas un combustible organique.



16 Les équations ajustées sont :

- pour l'hexane,  $2 C_6H_{14} (\ell) + 19 O_2 (g) \rightarrow 12 CO_2 (g) + 14 H_2O (g)$  ;

- pour l'hexanol,  $C_6H_{13}OH (\ell) + 9 O_2 (g) \rightarrow 6 CO_2 (g) + 7 H_2O (g)$  ;

- pour le propanol,  $2 C_3H_7OH (\ell) + 9 O_2 (g) \rightarrow 6 CO_2 (g) + 8 H_2O (g)$ .

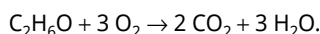
17 La combustion complète de l'éthanol

L'éthanol est un liquide volatile, incolore, appelé aussi « alcool de grain », puisqu'il est produit par la fermentation de différents fruits (raisin, pomme...). Sa formule chimique est  $C_2H_5OH (\ell)$ .

1. Écrire l'équation de la combustion complète de l'éthanol.

2. Calculer la masse d'eau produite par la combustion totale de 50 g d'éthanol.

1. L'équation de la combustion complète de l'éthanol est :



2. Pour trouver la masse d'eau produite lors de la combustion complète de 50 grammes d'éthanol, on commence par déterminer la quantité d'éthanol présent à l'état initial :

$$n_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{M(\text{éthanol})} = \frac{50}{46} = 1,1 \text{ mol.}$$

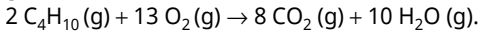
En tenant compte des coefficients stœchiométriques, on établit la quantité de matière d'eau formée à l'issue de la combustion :

$$n_{\text{eau}} = 3 \times n_{\text{éthanol}} = 3 \times 1,1 = 3,3 \text{ mol.}$$

Enfin, on calcule la masse d'eau produite :

$$m_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} \times M(\text{eau}) = 3,3 \times ((2 \times 1,0) + 16,0) = 3,3 \times 18 = 59 \text{ g.}$$

**18** 1. L'équation de la combustion complète du gaz butane est :



2. Pour trouver la masse d'eau formée lors de la combustion complète de 10 mL de butane, on commence par déterminer la masse de butane contenu dans le briquet :

$$m = \rho \cdot V = 580 \times 0,010 = 5,8 \text{ g}.$$

Puis, on détermine la quantité de matière de butane présent dans le briquet :

$$n_{\text{butane}} = \frac{m_{\text{butane}}}{M(\text{butane})} = \frac{5,8}{58} = 0,10 \text{ mol} ;$$

Puis, en tenant compte des coefficients stœchiométriques, on établit la quantité de matière d'eau formée à l'issue de la combustion :

$$n_{\text{eau}} = 13 \times n_{\text{éthanol}} = 13 \times 0,10 = 1,3 \text{ mol}.$$

Enfin, on calcule la masse d'eau produite :

$$m_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} \times M(\text{eau}) = 1,3 \times ((2 \times 1,0) + 16,0) = 1,3 \times 18 = 23 \text{ g}.$$

**19** 1. La combustion du butane de ce chauffage en terrasse est une combustion incomplète car la flamme est jaune éclairante et non bleue.

2. Les réactifs consommés lors cette combustion sont le butane et le dioxygène de l'air.

3. Les produits formés dans le cas d'une combustion complète sont l'eau et le dioxyde de carbone. Dans ce cas, l'équation de combustion est :

$$2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}.$$

4. Si la combustion est incomplète, du monoxyde de carbone CO et du carbone C peuvent se former. Il est déconseillé, voire dangereux, d'utiliser ces chauffages à l'intérieur d'un bâtiment, car dans le cas d'une combustion incomplète, les teneurs en monoxydes de carbone peuvent provoquer l'asphyxie des êtres vivants présents.

**20** a. Faux. Il est nécessaire d'établir le bilan des liaisons rompues et formées au cours de la réaction.

b. Faux. En partant des unités de ces deux grandeurs, on voit que le pouvoir calorifique d'un combustible s'exprime en joule par kilogramme alors que l'énergie molaire s'exprime en joule par mole. Les deux grandeurs ne sont donc pas « égales ».

c. Vrai et pas seulement dans le cas des alcanes et alcools.

d. Faux. C'est l'inverse : une énergie de liaison correspond à l'énergie à fournir à l'état gazeux pour dissocier la liaison à partir des atomes assemblés.

e. Faux. Le pouvoir calorifique massique est lié à la différence entre les énergies des liaisons rompues et celles des produits formées... pas seulement au nombre de liaisons rompues.

**21**

• 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 :

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

**22** 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.

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

$$\Delta E = (5 E_{\text{O}=\text{O}} + 8 E_{\text{C}-\text{H}} + 2 E_{\text{C}-\text{C}}) - (6 E_{\text{C}=\text{O}} + 8 E_{\text{O}-\text{H}})$$

$$\Delta E = (5 \times 498 + 8 \times 415 + 2 \times 345) - (6 \times 804 + 8 \times 463)$$

$$\Delta E = 6\,500 - 8\,528$$

$$\Delta E = -2\,027 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

**23** 1. Pour calculer l'énergie nécessaire pour décomposer le méthanol gazeux, on utilise les énergies de liaison. Le méthanol gazeux comporte 3 liaisons C—H, 1 liaison C—O et 1 liaison O—H. On peut alors déterminer l'énergie de réaction :  $3 E_{\text{C}-\text{H}} + E_{\text{C}-\text{O}} + E_{\text{O}-\text{H}} = 2\,066 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ . L'énergie nécessaire pour décomposer le méthanol gazeux est donc de  $2\,066 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

2. L'éthane nitrile  $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}$  (g) comporte 3 liaisons C—H, 1 liaison C—C et 1 liaison  $\text{C}\equiv\text{N}$ , il faut donc une énergie :

$$\Delta E = 3 E_{\text{C}-\text{H}} + E_{\text{C}-\text{C}} + E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 2\,480 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ainsi  $E_{\text{C}\equiv\text{N}} = \Delta E - (3 E_{\text{C}-\text{H}} + E_{\text{C}-\text{C}})$

$$E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 2\,480 - (3 \times 415 + 345)$$

$$E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 2\,480 - 1\,590$$

$$E_{\text{C}\equiv\text{N}} = 890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

L'énergie de la liaison triple  $E_{\text{C}\equiv\text{N}}$  vaut donc  $890 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**24** 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  $0,92 \text{ kg}$  d'octane pour fonctionner pendant 10 minutes, ainsi avec un produit en croix, on détermine la durée totale :

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

**25** 1. Le pouvoir calorifique massique inférieur est l'énergie produite par la combustion d'un kilogramme de combustible conduisant de l'eau à l'état gazeux.

2. La quantité de matière  $n$  de propane contenue dans un mètre cube de propane est :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$$n = \frac{1\,000}{24}$$

$$n = 42 \text{ mol}.$$

3. La masse molaire  $M$  du propane est :

$$M = 3 \times M_{\text{C}} + 8 \times M_{\text{H}}$$

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

$$M(\text{propane}) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Ainsi, un mètre cube de propane a une masse  $m$  :

$$m = n \times M$$

$$m = 42 \times 44$$

$$m = 1,8 \text{ kg}.$$

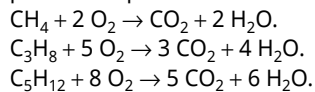
Le pouvoir calorifique massique inférieur du propane, qu'on peut noter  $PC$ , vaut donc :

$$PC = \frac{PCI}{m}$$

$$PC = \frac{84}{1,8}$$

$$PC = 45 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

**26** 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 :

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

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

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

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

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 :

$-46 \times 0,044 = -2,02 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  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

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.

**27 1.** Ce schéma représente l'énergie utilisée dans les transports selon le type de carburant.

**2. a.** Les carburants d'origine fossile représentent  $100 - (3,7 + 0,5) = 95,8 \%$  de la consommation totale. Il faut enlever les agrocarburants et l'électricité.

**b.** Ce n'est pas possible actuellement car ils sont trop présents.

**28 1.** La part de carburant contenant de l'éthanol augmente régulièrement au cours des années.

**2.** SP 95 E10 signifie super sans plomb contenant 10 % d'éthanol. On ne peut pas incorporer plus d'éthanol dans l'essence car il faudrait réaliser des réglages au préalable.

**29 1.** Les agrocarburants de deuxième génération sont des carburants synthétisés à partir de végétaux issus des parties non comestibles des plantes ou de déchets agricoles.

**2.** Les ressources employées pour fabriquer des agrocarburants sont constituées de matières agricoles non comestibles : des résidus agricoles (paille) et forestiers ou des cultures dédiées.

**3.** Ces nouveaux agrocarburants ne sont pas issus de terres arables.

**30** Les agrocarburants de troisième génération constituent l'avenir : leurs rendements sont excellents sur des surfaces réduites, tout en consommant du dioxyde de carbone atmosphérique : il n'y a pratiquement pas de création de gaz à effet de serre. Des problèmes d'extraction de lipides inclus dans la structure organique des algues sont progressivement levés et les meilleures souches sont sélectionnées.

### Exercices résolus - exercices similaires

■ p. 164 et 165

**32 1.** En considérant la température d'ébullition du lait égale à  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ , alors il y a une élévation de température de  $90 \text{ }^\circ\text{C}$ .

La masse de lait est  $m_{\text{lait}} = 10 \text{ kg}$  puisque la masse volumique du lait vaut  $1,0 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'énergie à apporter au lait est  $Q = 10 \times 4,18 \times 90 = 3,8 \text{ MJ}$ .

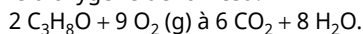
**2.** On considère que l'énergie de combustion  $\Delta E$  est l'opposée de l'énergie thermique  $Q$  s'il n'y a pas de perte lors du transfert thermique. Ainsi  $\Delta E = -Q = -3,8 \text{ MJ}$ .

D'autre part, l'énergie de combustion est liée au pouvoir calorifique massique :

$$|\Delta E| = m \times PC \text{ ainsi } m = \frac{|\Delta E|}{PC} = \frac{3,8}{46} = 8,3 \times 10^{-2} \text{ kg},$$

soit  $m = 83 \text{ g}$ .

**34 1.** Le propan-1-ol a comme formule brute  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$  et son équation de combustion ajustée dans le dioxygène de l'air est :



**2.** Au cours de la réaction :

- pour le propan-1-ol, on dénombre 7 liaisons C—H, 2 liaisons C—C, 1 liaison C—O et 1 liaison O—H sont brisées par molécule or la réaction met en jeu 2 molécules donc 14 liaisons C—H, 4 liaisons C—C, 2 liaisons C—O et 2 liaisons O—H sont rompues,

- pour le dioxygène, 1 liaison O=O est brisée par molécule, or la réaction met en jeu 9 molécules de dioxygène, il y donc 9 liaisons O=O brisées ;

- pour le dioxyde de carbone, 12 liaisons C=O sont formées en tout puisqu'il y a 6 molécules de dioxyde de carbone ;

- pour l'eau, 8 liaisons O—H sont formées puisqu'il y a 4 molécules d'eau.

On calcule alors l'énergie dégagée par différence :

$$\Delta E = (14 E_{\text{C-H}} + 4 E_{\text{C-C}} + 2 E_{\text{C-O}} + 2 E_{\text{H-O}} + 9 E_{\text{O=O}}) - (6 E_{\text{C=O}} + 8 E_{\text{H-O}})$$

$$\Delta E = (14 \times 415 + 4 \times 345 + 2 \times 358 + 2 \times 463 + 9 \times 498) - (12 \times 804 + 16 \times 463)$$

$$\Delta E = 13\,314 - 17\,056$$

$$\Delta E = -3\,742 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Le résultat est ici donné par mol d'avancement. Comme la réaction met en œuvre 2 molécules de propanol, l'énergie de combustion du propanol est la moitié de la valeur trouvée, soit  $1\,871 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

3. Si l'on compare avec la valeur tabulée, on note une différence absolue de  $27 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  soit une différence relative égale à  $39/1\,844$ , soit  $1,5 \%$ . Ce résultat est très satisfaisant.

### ■ Croiser les notions | p. 166

**35** 1. Avec 500 €, on peut se procurer :  
 -  $500/950 = 0,526 \text{ m}^3$  de fioul, soit  $0,526 \times 840 = 444 \text{ kg}$  de fioul ;  
 -  $500/290 = 1,72 \text{ t}$  de granulés ;  
 -  $500/2\,000 = 250 \text{ kg}$  de propane.

2. Pour déterminer l'énergie théorique fournie par chaque combustible, on multiplie la masse précédente par le pouvoir calorifique :

- pour le fioul :  $444 \times 40,5 = 18,0 \text{ GJ}$  ;  
 - pour les granulés :  $1,72 \times 10^3 \times 20,2 = 34,7 \text{ GJ}$  ;  
 - pour le propane :  $250 \times 50 = 12,5 \text{ GJ}$ .

3. Le résultat précédent est multiplié par le rendement :

- pour le fioul  $18,5 \times 85 \% = 15,7 \text{ GJ}$ ,  
 - pour le propane  $12,5 \times 85 \% = 10,6 \text{ GJ}$  ;  
 - pour les granulés de bois :  $34,7 \times 80 \% = 27,8 \text{ GJ}$ .

4. Les granulés de bois permettent d'obtenir une énergie thermique presque deux fois plus importante que le fioul ou presque trois fois plus que le gaz. Ils font de plus partie de la filière biomasse et génèrent nettement moins de gaz à effet de serre que les deux autres combustibles. On ne pourrait que recommander ce choix, si on ne prenait pas en compte l'émission importante de particules lors de la combustion du bois.

**36** 1. La consommation vaut  $4,8 \text{ L}$  pour  $100 \text{ kilomètres}$  et la masse volumique est  $\rho = 0,70 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$ , aussi la masse  $m = 4,8 \times 0,70 = 3,4 \text{ kg}$  de carburant.

2. La masse molaire de la molécule  $M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,114 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$  aussi la quantité de matière se calcule par  $n = m/M = 3,4/0,114 = 30 \text{ mol}$ .

3. L'équation de combustion est :  
 $2 \text{ C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{ O}_2 \rightarrow 18 \text{ H}_2\text{O} + 16 \text{ CO}_2$ .

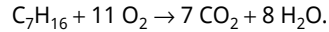
4. D'après l'équation de combustion, on produit 9 fois plus d'eau que de  $\text{C}_8\text{H}_{18}$  soit  $9 \times 30 = 270 \text{ mol}$ , et 8 fois plus de dioxyde de carbone soit  $8 \times 30 = 240 \text{ mol}$ .

5. La masse de dioxyde de carbone formée est  $m = n \times M(\text{CO}_2) = 270 \times 44,0 = 1,19 \times 10^4 \text{ g}$  pour  $100 \text{ kilomètres}$ , soit  $119 \text{ g}$  pour un kilomètre.

6. L'énergie chimique transformée est  $|\Delta E| = m \times PC = 3,4 \times 45 = 153 \text{ MJ}$  pour ce parcours de  $100 \text{ kilomètres}$ . Cette énergie ne sert pas uniquement à la

propulsion du véhicule : une partie sert à l'éclairage, à recharger la batterie mais la majeure partie est rejetée sous forme thermique dans l'atmosphère.

**37** 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  $PCI = \frac{|\Delta E|}{M(\text{heptane})}$ ,  
 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 :

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

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  $4,48 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

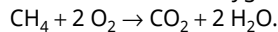
Il faut donc faire brûler une quantité  $n = \frac{108}{4,48} = 24,1$  mol d'heptane.

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  $31,8 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$ .

**38** 1. L'équation de combustion complète du méthane dans le dioxygène s'écrit :



2. L'énergie de la réaction de combustion, avec l'eau formée à l'état gazeux, est la différence de la somme des énergies de liaison rompues moins la somme des énergies de liaison formées :

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

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

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

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



3. Si on prend l'énergie de combustion en considérant l'eau à l'état liquide (chaudière à condensation),  $\Delta E = -0,804 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Puisque la quantité de chaleur doit être au moins égale à 100 MJ, il faut une quantité de méthane :

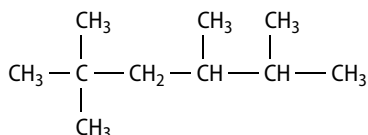
$$n = \frac{100}{0,804} = 124 \text{ mol et un débit molaire de méthane égal à } 124 \text{ mol} \cdot \text{h}^{-1}.$$

4. On obtient alors le débit volumique en multipliant le débit molaire par le volume molaire :

$$Q_v = 124 \times 22,4 \times 10^{-3} = 2,79 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}.$$

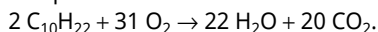
Le coût horaire est le produit du débit volumique par le prix d'un mètre cube de gaz, soit :  $2,79 \times 0,0267 = 0,067 \text{ euro} = 7,4 \text{ centimes d'euro}$ .

**39 1. a.** La formule semi-développée du 2,2,4,5-tétraméthylhexane est :



b. Sa formule brute est donc bien  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ .

2. a. L'équation correspondant à la combustion complète du kérosène est :



b. Un kilogramme d'alcane de formule  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$  contient une quantité de matière :

$$n = \frac{m}{M(\text{C}_{10}\text{H}_{22})}$$

$$n = \frac{1000}{142}$$

$$n = 7,0 \text{ mol}.$$

D'après l'équation de combustion, on produit 10 fois plus de dioxyde de carbone que de  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$  consommés, soit  $10 \times 7,0 = 70 \text{ mol}$ .

La masse de dioxyde de carbone formée au cours de la combustion complète d'un kilogramme de kérosène est donc :

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.

$$m = n \times M(\text{CO}_2) = 70 \times 44,0 = 3,1 \times 10^3 \text{ g, soit } m = 3,1 \text{ kg}.$$

3. On commence par déterminer le volume  $V$  de kérosène consommé par voyageur sur ce trajet de

$$6000 \text{ km} : V = \frac{6000 \times 2,9}{100}, \text{ soit } V = 174 \text{ L}.$$

On calcule ensuite à quelle masse  $m'$  de kérosène par voyageur cela correspond, en se servant de la masse volumique du kérosène :

$$m' = V \times \rho$$

$$m' = 174 \times 0,70$$

$$m' = 122 \text{ kg}.$$

Or, l'Airbus A380 emporte 525 passagers. La masse  $m''$  de kérosène rejetée dans l'atmosphère au cours de ce vol par l'A380 est donc :

$$m'' = 525 \times 122 = 525 \times 122 = 6,4 \times 10^4 \text{ kg, soit } m'' = 64 \text{ t}.$$

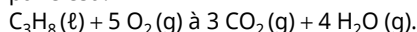
Enfin, on utilise le résultat obtenu à la question précédente sur la masse  $m$  de dioxyde de carbone formée au cours de la combustion complète d'un kilogramme de kérosène :  $m = 3,1 \text{ kg}$ .

Ce qui donne une masse  $m(\text{CO}_2)$  rejetée :

$$m(\text{CO}_2) = 3,1 \times 64 = 199 \text{ t}.$$

La masse de dioxyde de carbone rejetée par un A380 complet au cours d'un trajet Paris-New York est donc de 199 tonnes.

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



2. La quantité de matière de propane est :

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

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

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

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

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

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

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

$m = 68,1 \times 44,0$   
 $m = 3\,000\text{ g}$ .  
 Soit  $m = 3,00\text{ kg}$ .

**41** 1. Les équations de combustion complète sont dans l'air :

Carburant	Formule	Conso (L/100 km)	Masse volumique (kg · L <sup>-1</sup> )	Masse (kg)	M (kg · mol <sup>-1</sup> )	n (mol)	n <sub>CO<sub>2</sub></sub> (mol)	Masse CO <sub>2</sub> 100 km 1 km
propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	9,3	0,55	5,1	0,0440	116	348	15,3 kg 153 g
octane	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	7,5	0,70	5,25	0,114	46	368	16,2 kg 162 g
heptadécane	C <sub>17</sub> H <sub>36</sub>	5,5	0,84	4,6	0,240	19,2	326	1,43 kg 143 g

Dans le cas de l'octane : la masse de carburant utilisée sur un parcours de 100 km est :

$m = \rho \times V = 7,5 \times 0,70 = 5,25\text{ kg}$ , ce qui permet de calculer la quantité de matière correspondant :

$n = m/M(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 46\text{ mol}$ .

D'après l'équation bilan, pour 2 mol d'octane consommées, 16 mol de dioxyde de carbone sont produites donc pour 46 mol d'octane, il y a 8 fois plus de dioxyde de carbone produit soit 368 mol. On en déduit alors la masse de dioxyde de carbone produit :

$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \times M(\text{CO}_2) = 368 \times 0,044 = 16,2\text{ kg}$  pour 100 km, soit 162 g par kilomètre.

**4.** Le moteur diesel produit le moins de gaz à effet de serre.

**42** 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 donc  $\frac{48,0}{74,0} = 64,8\%$ , ainsi les 3,00 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.

- pour le propane,  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{ O}_2 \rightarrow 3\text{ CO}_2 + 4\text{ H}_2\text{O}$  ;
- pour l'octane,  $2\text{ C}_8\text{H}_{18} + 25\text{ O}_2 \rightarrow 18\text{ H}_2\text{O} + 16\text{ CO}_2$  ;
- pour l'heptadécane,  $\text{C}_{17}\text{H}_{36} + 26\text{ O}_2 \rightarrow 17\text{ CO}_2 + 18\text{ H}_2\text{O}$ .

**2. et 3.** On regroupe les résultats dans un tableau :

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 :

$$\frac{1,31}{27,0} = 0,0484\text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 48,4\text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}\text{ ce qui est inférieur à la norme fixée à } 60,0\text{ mg} \cdot \text{m}^{-3}.$$

**43** Les agrocarburants de troisième génération, lorsqu'ils seront mis au point industriellement, pourront solutionner les problèmes d'énergie, car :

- leur production sera entre 3 et 6 fois plus importante par hectare que les meilleures huiles actuellement ;
- n'utiliseront pas de sols cultivables ;
- ne sont pas consommables ;
- utilisent du CO<sub>2</sub> atmosphérique ou capté à cet effet.

Ils n'ont donc pas les inconvénients des agrocarburants actuels tout en développant leurs avantages.

**44** Cette flamme vive de couleur orange en sortie de réacteur correspond à une combustion de kérosène qui est fortement consommé au décollage lorsque l'avion doit prendre de la vitesse et s'élever.

## Acquérir des compétences p. 168

### 45 >Analyse

**1.** La légende du schéma correspond à :

- A : le foyer où le charbon brûle ;
- B : la vapeur créée par l'eau chauffée ;
- C : l'alternateur pour produire de l'électricité ;
- D : la cheminée pour évacuer les fumées.

2. La société EDF conserve cette centrale pour pallier aux pics de consommation d'électricité. Les foyers restent allumés en permanence afin de pouvoir répondre immédiatement à la demande.

3. Le charbon est un combustible solide, facile à transporter sans danger.

4. L'équation de combustion complète est  $C + O_2$

5. Ce gaz à effet de serre libéré est le dioxyde de carbone.

### › Synthèse

Une centrale thermique à flamme peut démarrer facilement en faisant brûler un combustible solide ou liquide, qui va chauffer de l'eau pour former de la vapeur sous pression, entraînant un alternateur qui produit de l'électricité. Son intérêt majeur est de répondre quasiment instantanément à la demande, cependant le coût de production est

élevé et cela entraîne une pollution par des fumées et par un gaz à effet de serre.

**46** En ordonnée, on retrouve l'énergie exprimée ici en Mtep (million de tonnes équivalent pétrole) et en abscisse les années depuis 1850 jusqu'à nos jours. C'est donc l'évolution de la consommation des différentes énergies dans le monde au cours du temps (depuis la seconde révolution industrielle). D'après le graphe, plus de 80 % de l'énergie dans le monde est apportée par les combustibles fossiles. L'énergie blanche, issue de l'hydroélectricité est exploitée depuis les années 1930 tandis que l'énergie nucléaire est employée depuis le premier choc pétrolier. Progressivement de l'énergie est tirée de la biomasse et d'autres énergies renouvelables. Cette évolution est lente et la part des énergies fossiles restera majoritaire encore de nombreuses années sans modification majeure de notre mode de vie.