

Chapitre 18 Combustion et énergie chimique

Manuel pages 312 à 325

Choix pédagogiques. Dans ce chapitre, l'étude des réactions de combustion permet non seulement d'aborder la notion d'énergie chimique, mais aussi de se placer au cœur d'une problématique du monde contemporain : le stockage et la conversion de l'énergie chimique. Nous avons choisi de ne pas algébriser la variation d'énergie d'un système au cours d'une transformation. Pour une transformation exothermique comme la combustion, on détermine expérimentalement l'énergie libérée par le système chimique (et non la variation d'énergie du système chimique).

Double page d'ouverture de chapitre

Le moteur de cette voiture peut utiliser aussi bien de l'éthanol que de l'essence

Le débat peut être organisé en deux temps :

- une réflexion sur les causes de la pollution automobile (et en particulier sur l'émission de dioxyde de carbone) ;
- une discussion sur les avantages et les inconvénients de l'utilisation du bioéthanol comme carburant, d'un point de vue écologique.

Avant de pouvoir répondre à la question posée (« Le bioéthanol est-il un carburant plus écologique que l'essence ? »), le débat peut être plus général et porter sur la pollution automobile : quelles espèces chimiques en sont responsables ?

Les élèves connaissent la problématique du réchauffement climatique, dû à l'augmentation de l'émission de gaz à effet de serre. Ils ont sans doute entendu parler du projet de taxe carbone, ou encore du bonus/malus écologique à l'achat d'une voiture neuve, calculé selon les émissions en dioxyde de carbone du véhicule acheté. La lutte contre le réchauffement climatique passe par l'utilisation d'automobiles émettant moins de dioxyde de carbone.

Un lien avec les connaissances du collège peut alors être établi : la combustion complète du méthane et du butane a été étudiée, les élèves savent que les produits formés sont le dioxyde de carbone et l'eau. La combustion du carburant dans un moteur (essence, gasoil, GPL, éthanol...) produit aussi de l'eau et du dioxyde de carbone, gaz à effet de serre.

Au cours du débat, certains élèves peuvent faire remarquer que l'émission de dioxyde de carbone n'est pas la seule cause de la pollution atmosphérique : les gaz d'échappement contiennent aussi des particules en suspension (surtout dans le cas des moteurs diesel), et encore du monoxyde de carbone et des oxydes d'azote, nocifs (par inhalation).

Une fois que le dioxyde de carbone est identifié comme produit de la combustion dans les moteurs et comme gaz à effet de serre, il devient plus aisé pour les élèves de proposer des pistes pour conclure sur le cas du bioéthanol.

Première piste possible : la combustion de l'éthanol produit-elle aussi du dioxyde de carbone ? Le professeur peut donner la formule brute de l'éthanol, et les élèves peuvent proposer l'écriture de l'équation de sa combustion.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur

Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

Deuxième piste : sachant que la combustion de l'éthanol produit du dioxyde de carbone, en quoi ce carburant pourrait-il être plus écologique que l'essence ?

Une indication est donnée dans l'appellation de « bioéthanol » ainsi que dans une précision de la question : le bioéthanol est de l'éthanol (c'est la même molécule que l'éthanol des boissons alcoolisées) produit à partir d'espèces végétales comme la betterave à sucre ou la canne à sucre (au Brésil).

Or, les plantes ayant servi à produire l'éthanol ont absorbé du dioxyde de carbone dans leur existence (pour leur photosynthèse). On peut considérer que l'émission de dioxyde de carbone lors de la combustion du bioéthanol dans les moteurs est compensée par la consommation de dioxyde de carbone par les végétaux utilisés pour fabriquer le bioéthanol.

Les élèves peuvent alors remarquer que, malgré cet avantage, le bioéthanol n'a pas remplacé les autres carburants (même s'il est très utilisé au Brésil notamment). Son intérêt est en fait controversé. Pourquoi ?

Si la contribution à l'effet de serre est moindre, les pratiques agricoles peuvent avoir des impacts sur l'environnement : utilisation d'engrais et de pesticides, déforestation, érosion... De plus, l'utilisation à grande échelle de bioéthanol sous-entend l'utilisation de très grandes surfaces agricoles pour la production de maïs ou de canne à sucre. Il y a un risque certain de compétition entre les besoins alimentaires et les besoins énergétiques.

Décollage de la fusée Ariane V

Cette photographie permet de faire le lien entre deux phénomènes connus des élèves : la combustion du carburant dans un moteur et la propulsion.

Dans les moteurs d'une fusée, du carburant subit une combustion, de même que dans le moteur d'une voiture, même si le carburant n'est pas le même. Les moteurs des fusées utilisent des ergols, qui sont des mélanges de plusieurs espèces chimiques. Les gaz chauds produits lors de la combustion s'échappent à grande vitesse de la fusée.

Pour interpréter le décollage de la fusée, on peut faire des analogies avec des phénomènes plus aisément observables. Par exemple, la propulsion d'une fusée à eau est basée sur un principe bien connu dans la vie courante : lorsque de l'eau est éjectée violemment d'un récipient, le récipient est propulsé dans le sens opposé. De même, lorsqu'une balle part à grande vitesse d'un fusil, le tireur subit le recul de son arme (c'est-à-dire son mouvement en sens inverse). C'est, de la même façon, l'éjection des gaz à grande vitesse qui permet à la fusée de décoller : c'est donc l'énergie cinétique des gaz produits par la combustion qui est utilisée pour faire décoller la fusée. Et cette énergie cinétique est produite à l'issue de la réaction de combustion, qui est une réaction chimique. On peut donc dire que de l'énergie chimique a été convertie en énergie cinétique.

Forage d'une nappe de pétrole dans l'Ouest de la Sibérie

On peut d'abord se demander de quoi est constitué le pétrole. Les élèves connaissent le terme « hydrocarbures » : le pétrole est essentiellement constitué de molécules formées d'atomes de carbone et d'hydrogène.

Les élèves savent aussi que le pétrole n'est pas utilisé à l'état brut, mais traité dans des raffineries. Ils savent également que l'essence consommée par les moteurs de voiture est issue du pétrole, de même que le kérosène des moteurs d'avions. Le raffinage du pétrole permet donc d'en séparer divers constituants, selon les utilisations souhaitées.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

Or, dans le moteur d'une voiture se produit la combustion du carburant : cette réaction chimique produit de l'énergie qui va être convertie en énergie mécanique.

L'essence est l'un des réactifs de la réaction de combustion, qui libère de l'énergie : cette énergie libérée provient des réactifs, et entre autres de l'essence. On peut donc dire que les molécules constituant l'essence contiennent de l'énergie, et qualifier celle-ci d'énergie chimique.

Plus généralement, une nappe de pétrole constitue un stock d'énergie chimique, que l'on peut convertir en réalisant sa combustion. Tant que la combustion n'est pas effectuée, l'énergie reste stockée dans le pétrole.

Découvrir et réfléchir

Activité expérimentale 1 : Aspects énergétiques d'une combustion

Commentaires. Cette activité a pour objectif de mettre en évidence le fait que certaines transformations libèrent de l'énergie, et que d'autres en captent.

Les expériences mettent en jeu des réactions chimiques du saccharose : la même espèce chimique (couramment utilisée dans la vie quotidienne) peut, selon les conditions expérimentales, être engagée dans une réaction qui capte de l'énergie ou qui en consomme.

Réponses

1. Observer

Boîte de Petri	contenant uniquement du sucre	contenant uniquement des cendres	contenant un mélange de sucre et de cendres
Observation	Caramélisation progressive du sucre, tant que la flamme est à proximité du sucre.	Pas de transformation.	Le petit tas de sucre et de cendres s'enflamme, et la flamme persiste lorsqu'on éloigne la flamme.

2. Interpréter

- a. On observe une combustion dans le cas du mélange de sucre et de cendres.
b. La caramélisation observée dans la coupelle contenant uniquement du sucre est aussi une transformation chimique.

3. Interpréter

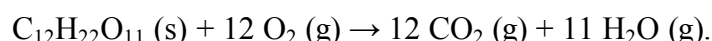
- a. Le trouble de l'eau de chaux met en évidence la formation de dioxyde de carbone lors de la combustion du saccharose.

Au contact de la paroi intérieure de l'entonnoir, le sulfate de cuivre anhydre devient bleu, ce qui met en évidence la formation d'eau lors de la combustion. Avant de déposer le sulfate de cuivre anhydre, on observe sur l'entonnoir des gouttelettes incolores, qui sont donc bien de l'eau.

- b. Les réactifs sont le saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) et le dioxygène (O_2), et les produits sont le dioxyde de carbone (CO_2) et l'eau (H_2O).

On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments hydrogène (« 11 » devant H_2O) et carbone (« 12 » devant CO_2), avant d'assurer la conservation de l'élément oxygène (« 12 » devant O_2).

On obtient :



Le rôle de la cendre de papier est de permettre la combustion du saccharose. En l'absence de cendre de papier, le saccharose ne subit pas une combustion mais une caramélisation. Il ne s'agit pas non plus de la combustion de la cendre, puisque la cendre toute seule ne donne pas lieu à une réaction lorsqu'on approche une flamme.

Le rôle de la cendre peut dans un premier temps être comparé à celui de la mèche d'une bougie : sans mèche, la bougie ne brûle pas. Lorsqu'on allume la bougie, la mèche brûle, et la stéarine de la cire à proximité fond. La stéarine fondue monte le long de la mèche où elle se vaporise et subit une réaction de combustion. Dans le cas de la cendre, le rôle n'est pas exactement le même : contrairement à la mèche, la cendre ne brûle pas. Peut-être la cendre joue-t-elle un rôle de catalyseur de la réaction de combustion du sucre. Des expériences complémentaires seraient nécessaires pour conclure.

5. Conclusion

La combustion du sucre libère de l'énergie (la température au niveau de la flamme observée est très élevée), tandis que la caramélisation utilise l'énergie fournie par la flamme de l'allumette.

Activité expérimentale 2 : Énergie libérée lors d'une combustion

Commentaires. Cette expérience classique permet de mesurer l'énergie libérée lors de la combustion d'une bougie, cette énergie étant transférée à de l'eau. La difficulté principale est de limiter les pertes thermiques, que ce soit de la bougie en combustion ou de l'eau qu'elle réchauffe vers l'air extérieur.

Une autre difficulté, d'un autre ordre, est la composition de la bougie : une bougie est constituée d'une mèche, entourée de stéarine, elle-même entourée de paraffine. À l'allumage de la bougie, c'est la mèche qui commence à brûler et la stéarine de la cire à proximité fond. La stéarine fondue monte le long de la mèche où elle se vaporise et subit une réaction de combustion. C'est donc principalement la stéarine qui subit la combustion, et non la paraffine. La stéarine est un triglycéride formé à partir d'un acide gras, l'acide stéarique. Dans un but de simplification, on considère la bougie formée d'acide stéarique.

Réponses

1. Observer

La température de l'eau s'est élevée de $\Delta\theta = 11,2\text{ }^{\circ}\text{C}$.

2. Interpréter

a. La masse d'eau dans la canette est : $m = \rho \times V$.

A.N. : $m = 1,0 \times 150 = 1,5 \times 10^2\text{ g}$.

L'énergie reçue par le volume V d'eau dans la canette est : $\mathcal{E}_{\text{reçue}} = m \times \Delta\theta \times 4,18 = 7,0 \times 10^3\text{ J}$.

b. L'énergie reçue par l'eau dans la canette est fournie par la combustion de la bougie.

3. Conclure

a. La formule brute de l'acide stéarique est $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$.

Sa masse molaire est donc : $M = 18 \times M(\text{C}) + 36 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{O})$.

A.N. : $M = 18 \times 12,0 + 36 \times 1,0 + 2 \times 16,0 = 284,0\text{ g.mol}^{-1}$.

La masse d'acide stéarique consommée lors de la combustion est : $m' = m_1 - m_2 = 0,80\text{ g}$.

La quantité de matière d'acide stéarique consommée lors de la combustion est : $n = m' / M$.

On en déduit l'énergie libérée par la combustion : $\mathcal{E}_{\text{ib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m' / M) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{ib}} = (0,80 / 284) \times 10,8 \times 10^3 = 38\text{ kJ} = 3,0 \times 10^4\text{ J}$.

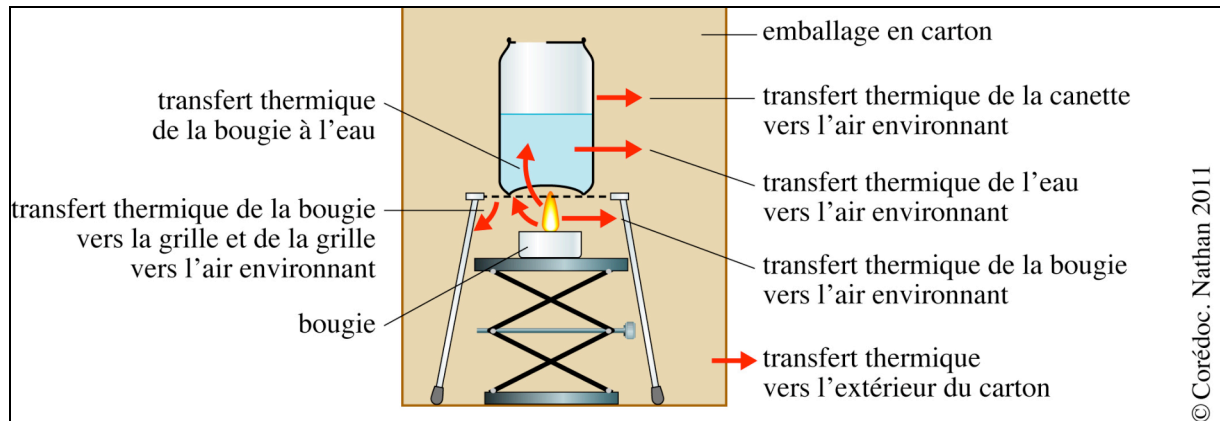
b. L'énergie reçue par l'eau dans la canette est donc environ le quart de l'énergie libérée par la combustion de la bougie.

L'énergie libérée par la combustion de la cire n'a donc pas été intégralement transmise à l'eau :

- le carton recouvert d'aluminium entourant la bougie et la canette limite le transfert thermique vers l'atmosphère extérieure au cylindre en carton, mais ne l'empêche pas complètement ;
- lors de l'expérience, la température de la grille sur laquelle est posée la canette s'élève beaucoup : il y donc un transfert thermique de la bougie en combustion vers la grille, et cette énergie reçue par la grille est transférée seulement en partie à l'eau de la canette, elle se dissipe surtout dans l'air environnant ;
- l'énergie libérée par la combustion de la bougie est en partie transférée à l'air autour de la bougie ;
- la température de la canette augmente aussi : il y a donc aussi un transfert thermique vers la canette, cette énergie reçue par la canette n'étant là non plus pas intégralement donnée à l'eau dans la canette ;
- un transfert thermique se produit aussi de l'eau de la canette vers l'air qui l'entoure.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

Le schéma suivant résume ces transferts thermiques.



Remarque : si l'on attendait que l'eau de la canette atteigne une température bien supérieure à 30 °C, le transfert thermique vers l'air ambiant serait encore plus important au niveau de la canette.

Activité documentaire 3 : Stockage et conversion d'énergie chimique

Commentaires. Le texte de cette activité permet de découvrir un point de vue original sur le stockage de l'énergie chimique dans la nature, et les conversions d'énergie chimique faites par l'Homme au fur et à mesure du développement de la civilisation.

Réponses

1. Raisonner à partir de documents

- a.** Le charbon, le bois, les tiges de lin ou encore le pétrole sont susceptibles de donner lieu à des réactions de combustion, qui libèrent de l'énergie. Tant que la combustion n'a pas lieu, l'énergie reste dans ces différents éléments, qui peuvent donc être considérés comme des stocks d'énergie chimique. Lorsque leur combustion se produit, l'énergie stockée dans les molécules, que l'on peut qualifier d'énergie chimique, est convertie en une autre forme d'énergie.
- b.** L'énergie chimique peut être convertie en énergie cinétique (dans les moteurs des voitures ou lors du décollage d'une fusée).

2. Comprendre le texte

- a.** Toute l'énergie chimique stockée sur Terre et actuellement utilisée par les hommes est issue de la conversion d'énergie provenant du Soleil.
- b.** C'est la photosynthèse qui permet aux plantes de convertir l'énergie solaire en énergie chimique : en exploitant la lumière du Soleil, les plantes synthétisent de la matière organique dans leurs parties chlorophylliennes (programme de la classe de Seconde en SVT). L'énergie lumineuse est utilisée pour faire réagir du dioxyde de carbone et de l'eau, pour former du glucose et du dioxygène ($6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$), c'est-à-dire pour constituer un stock d'énergie chimique.
- c.** Le charbon et le pétrole sont qualifiés de combustibles fossiles car ils sont issus de la fossilisation (et donc de la décomposition) de matière organique issue d'anciens organismes vivants (animaux ou végétaux). Le texte indique par exemple que les grandes réserves de pétrole sont des « résidus partiellement dégradés de la vie sous-marine ».

Remarques. Dans le corps humain, l'énergie est stockée sous forme d'énergie chimique dans des molécules organiques : cette énergie chimique est libérée pour permettre le fonctionnement des cellules, que ce soit au repos ou lors d'un effort.

Il y a trois grands types de stocks d'énergie chimique dans l'organisme : les glucides (sucres), les lipides et les protéines.

La source d'énergie la plus rapidement utilisable vient des sucres (glucides) procurés par l'alimentation. Quand ce stock est consommé (pendant le sommeil par exemple), ce sont les lipides qui sont ensuite dégradés pour produire l'énergie nécessaire au fonctionnement des organes, du cerveau... Enfin, dans des cas extrêmes (famine, anorexie...), quand les stocks de glucides et de lipides sont épuisés, les protéines constituant les muscles peuvent aussi être dégradées.

Comme à l'échelle de la Terre, l'énergie est stockée dans le corps humain sous différentes formes d'énergie chimique plus ou moins accessibles et utilisables plus ou moins rapidement, grâce à des réactions de dégradation analogues à des combustions.

3. Conclure

L'utilisation presque exclusive des énergies fossiles, c'est-à-dire des énergies issues de la combustion de combustibles fossiles, a deux inconvénients majeurs :

- le réchauffement climatique, avec l'émission de dioxyde de carbone, produit de la réaction de combustion ;
- l'épuisement progressif des réserves d'énergie chimique ; des tentatives de développement d'énergies renouvelables sont en cours, mais pas seulement... Une technique d'extraction non conventionnelle du gaz naturel de schiste (par fragmentation des roches contenant ce gaz) est actuellement développée aux États-Unis, et à l'étude en Europe. (Voir le documentaire *Gasland*, sorti en 2010 aux États-Unis.)

Exercices

Exercices d'application

5 minutes chrono !

1. Mots manquants

- dioxyde de carbone ; de l'eau
- 5
- mol ; J.mol⁻¹
- chimique
- libère ; exothermique
- 1000 à 10 000

2. QCM

- $2 \text{C}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 7 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$.
- Libère de l'énergie.
- $n' = 10,0 \text{ mol}$.
- $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = 1,6 \times 10^6 \text{ J}$.
- Ils libèrent de l'énergie lors de leur combustion complète.

Mobiliser ses connaissances

Réactions de combustion (§1 du cours)

- $\text{C}_3\text{H}_8 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_6\text{H}_{14} (\text{g}) + 19 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 12 \text{CO}_2 (\text{g}) + 14 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_3\text{H}_8\text{O} (\text{g}) + 9 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_8\text{H}_{18} (\text{g}) + 25 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2 (\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- $2 \text{C}_{12}\text{H}_{26} (\text{g}) + 37 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 24 \text{CO}_2 (\text{g}) + 26 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

4. a. Dressons le tableau d'évolution correspondant à la combustion de la quantité de matière n d'octane en présence d'un excès de dioxygène.

Équation		$2 \text{C}_8\text{H}_{18} (\text{g}) + 25 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2 (\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	n	excès	0	0
en cours	x	$n - 2x$	excès	$16x$	$18x$
final	x_{max}	$n - 2x_{\text{max}}$	excès	$16x_{\text{max}}$	$18x_{\text{max}}$

À l'état final, l'octane est totalement consommé : $n - 2x_{\text{max}} = 0$, soit $x_{\text{max}} = n / 2$.

La quantité de matière de dioxyde de carbone formée par kilomètre est donc :

$$n' = 16 x_{\text{max}} = 16 \times (n / 2) = 8 n.$$

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur

Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

On en déduit la masse m de dioxyde de carbone émis par kilomètre :

$$m = n' \times M = 8 \, n \times M.$$

A.N. : $m = 8 \times 0,43 \times 44,0 = 1,5 \times 10^2 \text{ g}$.

b. Le dioxyde de carbone est un gaz à effet de serre, son rejet dans l'atmosphère participe donc au réchauffement climatique.

Aspect énergétique d'une combustion (§2 du cours)

5. La quantité de matière de méthane est : $n = m / M$.

L'énergie libérée par la combustion de la quantité de matière n de méthane est donc :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m / M) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}.$$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = (32,0 / 16,0) \times 820 = 1,64 \times 10^3 \text{ kJ}$.

6. a. On appelle « énergie chimique » l'énergie stockée dans les molécules : cette énergie peut être libérée (ou captée) au cours de réactions chimiques.

b. Les nappes de pétrole, les gisements de gaz naturel, de charbon ou de lignite, le bois sont des exemples de stocks d'énergie chimique exploités par l'Homme.

7. L'énergie libérée par la combustion de la quantité de matière n de méthanol en présence d'un excès de dioxygène est : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$, où $\mathcal{E}_{\text{m, comb}}$ est l'énergie molaire de combustion du méthanol.

On en déduit : $\mathcal{E}_{\text{m, comb}} = \mathcal{E}_{\text{lib}} / n$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (1,7 \times 10^6) / (2,5 \times 10^3) = 6,8 \times 10^2 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

8. a. La quantité de matière n d'éthanol est donnée par : $n = m / M$.

L'énergie libérée par la combustion de la masse m d'éthanol est donc :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m / M) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}.$$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = (1,0 / 46,0) \times 1,3 \times 10^3 = 28 \text{ kJ}$.

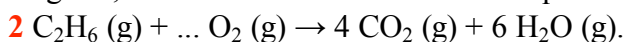
b. Convertissons en calorie l'énergie libérée par la combustion d'une masse $m = 1,0 \text{ g}$ d'éthanol :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = 28 / 4,18 = 6,7 \text{ kcal}.$$

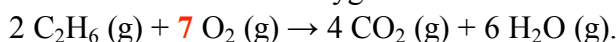
(Valeur proche de celle donnée par la table des calories, qui ne donne que des valeurs entières.)

Utiliser ses compétences

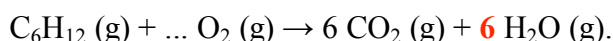
9. a. On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments carbone et hydrogène ; on écrit le nombre stœchiométrique « 2 » devant C_2H_6 :



On assure ensuite la conservation de l'élément oxygène :

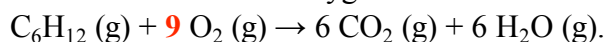


b. On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments carbone et hydrogène ; on écrit le nombre stœchiométrique « 1 » devant C_6H_{12} , « 6 » devant H_2O :

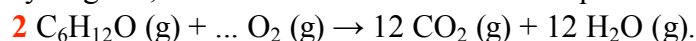


Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

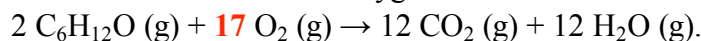
On assure ensuite la conservation de l'élément oxygène :



c. On commence par ajuster les nombres stœchiométriques pour assurer la conservation des éléments carbone et hydrogène ; on écrit le nombre stœchiométrique «2» devant $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$:



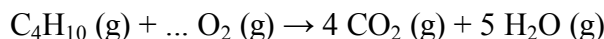
On assure ensuite la conservation de l'élément oxygène :



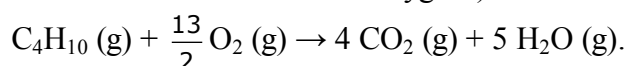
10. $m' = m \times V' / V.$

A.N. : $m' = 150 \times 5,0 / 7,0 = 1,1 \times 10^2 \text{ g}.$

11. a. Il faut commencer par ajuster les nombres stœchiométriques devant le dioxyde de carbone et l'eau, en veillant à la conservation de l'élément carbone et à celle de l'élément hydrogène.

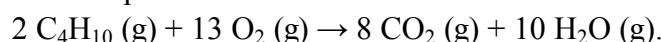


On ajuste ensuite le nombre stœchiométrique devant le dioxygène (en n'oubliant pas qu'une molécule de dioxygène est formée de deux atomes d'oxygène) :



Enfin, pour n'avoir que des nombres stœchiométriques entiers, il suffit de multiplier par 2 tous les nombres stœchiométriques de l'équation (sans oublier celui devant le butane).

L'équation de combustion complète du butane s'écrit donc :



b.

Équation		$2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$			
État	Avancement	Quantités de matière en mol			
initial	0	n	excès	0	0
en cours	x	$n - 2x$	excès	$8x$	$10x$
final	$x_{\max}$	$n - 2x_{\max}$	excès	$8x_{\max}$	$10x_{\max}$

À l'état final, $n - 2x_{\max} = 0$, soit $x_{\max} = n / 2$.

La quantité de matière de dioxyde de carbone émise est donc : $n' = 8x_{\max} = 8 \times (n / 2) = 4n$.

A.N. : $n' = 4n = 3,0 \times 10^2 \text{ mol}.$

On en déduit la masse de dioxyde de carbone rejeté sur 100 kilomètres :

$$m' = n' \times M'.$$

A.N. : $m' = 3,0 \times 10^2 \times 44 = 1,3 \times 10^4 \text{ g} = 13 \text{ kg}.$

12. a. La quantité de matière n de butane dans la bouteille est : $n = m_{\text{butane}} / M_{\text{butane}}.$

L'énergie libérée par la combustion de tout le butane de la bouteille (le dioxygène étant en excès) est : $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = (m_{\text{butane}} / M_{\text{butane}}) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}.$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{libérée}} = (13 \times 10^3 / 58) \times 2,7 \times 10^3 = 6,1 \times 10^5 \text{ kJ}.$

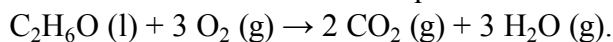
b. Convertissons en kWh l'énergie calculée à la question précédente :

$$\mathcal{E}_{\text{libérée}} = (6,1 \times 10^5) / 3600 = 1,7 \times 10^2 \text{ kWh}.$$

Cette valeur est inférieure de 5 % à la valeur affichée par le fabricant.

13. a. Lors de sa combustion complète, l'éthanol liquide réagit avec le dioxygène gazeux, pour former de l'eau et du dioxyde de carbone gazeux.

L'équation s'écrit donc, avec les nombres stoechiométriques correctement ajustés :



b. La quantité de matière n dans le volume V d'éthanol est : $n = (d \times \rho_{\text{eau}} \times V) / M$.

L'énergie libérée par la combustion du volume V d'éthanol est donc $\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

On a donc $\mathcal{E}_{\text{lib}} = [(d \times \rho_{\text{eau}} \times V) / M] \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = [(0,79 \times 1,0 \times 1,0 \times 10^3) / 46,0] \times 1,3 \times 10^3 = 2,2 \times 10^4 \text{ kJ}$.

Remarque : attention aux unités dans l'application numérique. Si la masse volumique ρ_{eau} est exprimée en g.mL^{-1} , il faut penser à convertir le volume V en mL !

Exercices d'entraînement

15. Le Proche-Orient possède 50 % des réserves mondiales de pétrole. Les réserves mondiales peuvent donc être estimées à environ $750 \times 2 = 1500$ milliards de barils de pétrole.

Le volume V d'un baril est environ 159 L.

Les réserves mondiales sont donc d'environ $1500 \times 159 = 2,38 \times 10^5$ milliards de litres, soit :

$$V' = 2,38 \times 10^5 \times 10^9 = 2,38 \times 10^{14} \text{ L}.$$

En considérant le pétrole comme exclusivement constitué d'octane, on en déduit la quantité de matière d'octane dans les réserves mondiales : $n = (\rho \times V') / M$.

On en déduit l'énergie libérée par la combustion de cette quantité de matière n d'octane, en présence d'un excès de dioxygène : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = n \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}} = [(\rho \times V') / M] \times \mathcal{E}_{\text{m, comb}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib}} = [(700 \times 2,38 \times 10^{14}) / 114] \times 5,2 \times 10^3 = 7,6 \times 10^{18} \text{ kJ}$.

Attention : la masse molaire étant donnée en g.mol^{-1} , il faut convertir la masse volumique en g.L^{-1} lorsqu'on pose l'application numérique.

16. a. $2 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + 5 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

b. Dans les bouteilles, l'acétylène et le dioxygène sont sous pression, à l'état liquide ; à température et pression ambiantes, ils sont à l'état gazeux. En sortie de bouteille, ils passent par un manodétendeur qui leur permet de passer à l'état gazeux.

c. Les volumes indiqués sur le descriptif correspondent aux volumes occupés à température et pression ambiante par le dioxygène et l'acétylène à l'état gazeux.

d. Notons n_1 la quantité de matière de dioxygène dans la bouteille, qui contient une masse :

$$m_1 = 5,6 \times 10^3 \text{ g}.$$

Notons n_2 la quantité de matière d'acétylène dans la bouteille, qui contient une masse :

$$m_2 = 3,2 \times 10^3 \text{ g}.$$

Construisons le tableau d'évolution du système formé par les gaz des deux bouteilles lors de la réaction de combustion de l'acétylène, pour déterminer le réactif limitant.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

Équation		$2 \text{ C}_2\text{H}_2 (\text{g}) + 5 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	n_2	n_1	0	0
en cours	x	$n_2 - 2x$	$n_1 - 5x$	$4x$	$2x$
final	$x_{\max}$	$n_2 - 2x_{\max}$	$n_1 - 5x_{\max}$	$4x_{\max}$	$2x_{\max}$

- Si l'acétylène est le réactif limitant :

$$n_2 - 2x_{\max} = 0$$

$$x_{\max} = n_2 / 2 = (m_2 / [2 M(\text{C}) + 2 M(\text{H})]) / 2$$

$$x_{\max} = 0,5 \times [(3,2 \times 10^3) / (2 \times 12,0 + 2 \times 1,0)] = 62 \text{ mol}$$

- Si le dioxygène est le réactif limitant :

$$n_1 - 5x_{\max} = 0,$$

$$x_{\max} = n_1 / 5 = (m_1 / [2 M(\text{O})]) / 5$$

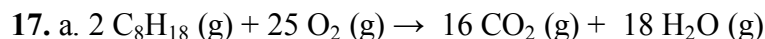
$$x_{\max} = ([5,6 \times 10^3] / [2 \times 16,0]) / 5 = 35 \text{ mol}$$

Le dioxygène est donc le réactif limitant et $x_{\max} = 35 \text{ mol}$.

L'énergie libérée par la combustion de l'acétylène jusqu'à épuisement du dioxygène dans la bouteille est l'énergie libérée par la combustion d'une quantité de matière $2x_{\max} = 70 \text{ mol}$ d'acétylène :

$$\mathcal{E}_{\text{lib}} = 2x_{\max} \times \mathcal{E}_{\text{m, comb.}}$$

$$\text{A.N. : } \mathcal{E}_{\text{lib}} = 70 \times 1,2 \times 10^3 = 8,4 \times 10^4 \text{ kJ.}$$



b. Le volume d'essence consommé par kilomètre est : $V'' = V' / 100$.

En considérant l'essence comme exclusivement constituée d'octane, on en déduit l'expression de la quantité de matière n' d'octane consommé par kilomètre : $n' = (\rho \times V'') / M_{\text{octane}}$.

Construisons un tableau d'évolution correspondant à la combustion de la quantité de matière n' d'octane.

Équation		$2 \text{ C}_8\text{H}_{18} (\text{g}) + 25 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 16 \text{ CO}_2 (\text{g}) + 18 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$			
État	Avancement	Quantités de matière (mol)			
initial	0	n'	excès	0	0
en cours	x	$n' - 2x$	excès	$16x$	$18x$
final	$x_{\max}$	$n' - 2x_{\max} = 0$	excès	$16x_{\max}$	$18x_{\max}$

La quantité de matière de dioxyde de carbone émise est donc :

$$n = 16x_{\max} = 16 \times (n' / 2) = 8n' = 8 \times (\rho \times V'') / M_{\text{octane}}$$

$$\text{A.N. : } n = 8 \times (700 \times [5,8 / 100]) / (8 \times 12,0 + 18 \times 1,0) = 2,8 \text{ mol.}$$

On en déduit la masse de dioxyde de carbone émise :

$$m' = n \times M(\text{CO}_2) = n \times (M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O})).$$

A.N. : $m' = 2,8 \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 1,2 \times 10^2 \text{ g}$.

c. L'émission de dioxyde de carbone (gaz à effet de serre) n'est pas la seule cause de la pollution automobile. Si les émissions de dioxyde de carbone d'un moteur diesel et d'un moteur essence sont comparables, une voiture diesel émet plus de gaz nocifs (comme les oxydes d'azote), mais surtout plus de particules en suspension dans les gaz d'échappement.

18. a. La formule brute du glucose est $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. L'équation de la réaction de combustion du glucose s'écrit : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{g}) + 6 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$.

La formule brute de l'oléine est $\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6$. L'équation de la réaction de combustion de l'oléine s'écrit : $\text{C}_{57}\text{H}_{104}\text{O}_6 (\text{g}) + 80 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 57 \text{CO}_2 (\text{g}) + 52 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$.

b. Une masse $m = 1,0 \text{ g}$ de glucose contient une quantité de matière de glucose :

$$n = m / M_{\text{glucose}}.$$

L'énergie libérée par la combustion de la masse m de glucose (en présence d'un excès de dioxygène) est donc : $\mathcal{E}_{\text{lib, glucose}} = (m / M_{\text{glucose}}) \times \mathcal{E}_{\text{m, comb, glucose}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib, glucose}} = (1,0 / [6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0]) \times 2,7 \times 10^3 = 15 \text{ kJ}$.

Une masse $m = 1,0 \text{ g}$ d'huile contient une quantité de matière d'oléine $n' = m / M_{\text{oléine}}$.

L'énergie libérée par la combustion de la masse m d'huile (en présence d'un excès de dioxygène) est donc : $\mathcal{E}_{\text{lib, huile}} = (m / M_{\text{oléine}}) \times E_{\text{m, comb, huile}}$.

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib, huile}} = (1,0 / [57 \times 12,0 + 104 \times 1,0 + 6 \times 16,0]) \times 3,2 \times 10^4 = 36 \text{ kJ}$.

c. Convertissons en kcal les énergies calculées à la question précédente.

L'énergie libérée par une masse $m = 1,0 \text{ g}$ de glucose est : $\mathcal{E}_{\text{lib, glucose}} = (15 / 4,18) = 3,6 \text{ kcal}$.

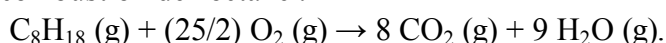
100 g de glucose apportent donc une énergie de $3,6 \times 10^2 \text{ kcal}$. La table indique 400 kcal.

L'énergie libérée par une masse $m = 1,0 \text{ g}$ d'huile est : $\mathcal{E}_{\text{lib, huile}} = (36 / 4,18) = 8,6 \text{ kcal}$.

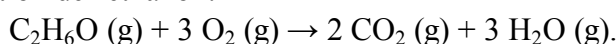
100 g d'huile apportent donc une énergie de $8,6 \times 10^2 \text{ kcal}$. La table indique 900 kcal.

Les écarts avec les valeurs de la table peuvent être dus au fait que les espèces dans l'organisme ne sont pas en phase gazeuse ; il peut aussi s'agir d'un simple arrondi.

19. a. Équation de la combustion de l'octane :



Équation de la combustion de l'éthanol :



b. La quantité de matière n_{octane} dans le volume V d'octane est : $n_{\text{octane}} = (\rho_{\text{octane}} \times V) / M_{\text{octane}}$.

L'énergie libérée par la combustion du volume V d'octane, en présence d'un excès de dioxygène est :

$$\mathcal{E}_{\text{lib, octane}} = n_{\text{octane}} \times \mathcal{E}_{\text{comb, octane}} = [(\rho_{\text{octane}} \times V) / M_{\text{octane}}] \times \mathcal{E}_{\text{comb, octane}}.$$

A.N. : $\mathcal{E}_{\text{lib, octane}} = [(700 \times 6,0) / (8 \times 12,0 + 18 \times 1,0)] \times 5,2 \times 10^3 = 1,9 \times 10^5 \text{ kJ}$.

c. Pour un trajet de 100 km avec un moteur à l'éthanol analogue, l'énergie libérée par la combustion du combustible est : $\mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} = \mathcal{E}_{\text{lib, octane}} = 1,9 \times 10^5 \text{ kJ}$.

La quantité de matière d'éthanol consommée est alors : $n_{\text{éthanol}} = \mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} / \mathcal{E}_{\text{comb, éthanol}}$.

On en déduit le volume d'éthanol consommé :

$$V_{\text{éthanol}} = m_{\text{éthanol}} / \rho_{\text{éthanol}} = (n_{\text{éthanol}} \times M_{\text{éthanol}}) / \rho_{\text{éthanol}} \\ = [(\mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} / \mathcal{E}_{\text{comb, éthanol}}) \times M_{\text{éthanol}}] / \rho_{\text{éthanol}}.$$

A.N. : $V_{\text{éthanol}} = [(1,9 \times 10^5) / (1,3 \times 10^3)] \times [2 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0] / 790 = 8,5 \text{ L}$.

d. En présence d'un excès de dioxygène, la combustion de la quantité de matière n_{octane} d'octane entraîne l'émission d'une quantité de matière de dioxyde de carbone $8 \times n_{\text{octane}}$.

La masse de dioxyde de carbone émis est :

$$m = 8 \times n_{\text{octane}} \times M(\text{CO}_2) = 8 \times [(\rho_{\text{octane}} \times V) / M_{\text{octane}}] \times (M(\text{C}) + 2 M(\text{O})).$$

A.N. : $m = 8 \times [(700 \times 6,0) / (8 \times 12,0 + 18 \times 1,0)] \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 1,3 \times 10^4 \text{ g}$.

Sirius 1^{ère} S - Livre du professeur
Chapitre 18. Combustion et énergie chimique

En présence d'un excès de dioxygène, la combustion de la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ d'éthanol entraîne l'émission d'une quantité de matière de dioxyde de carbone $2 \times n_{\text{éthanol}}$.

La masse de dioxyde de carbone émis est :

$$m = 2 \times n_{\text{éthanol}} \times M(\text{CO}_2) = 2 \times [\mathcal{E}_{\text{lib, éthanol}} / \mathcal{E}_{\text{comb, éthanol}}] \times [M(\text{C}) + 2 M(\text{O})].$$

A.N. : $m = 2 \times [(1,9 \times 10^6) / (1,3 \times 10^3)] \times (12,0 + 2 \times 16,0) = 1,3 \times 10^4 \text{ g}.$



Culture scientifique et citoyenne

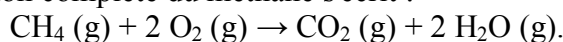
Exercer son esprit critique

- Si, sur un parcours de 100 kilomètres, un moteur à essence consomme 5,0 L d'essence, un moteur au GNV de même rendement énergétique consomme 5,0 m³, soit $5,0 \times 10^3$ L de méthane.

- Une mole de méthane gazeux occupe un volume de 24 L. Le moteur au GNV consomme donc une quantité de matière $n = (5,0 \times 10^3) / 24 = 2,1 \times 10^2$ mol de méthane pour 100 kilomètres.

La quantité de matière de méthane consommée par kilomètre est donc : $n' = 2,1$ mol.

- L'équation de combustion complète du méthane s'écrit :



La quantité de matière de CO₂ émise par kilomètre par un moteur GNV est donc égale à la quantité de matière de méthane consommée, soit $n' = 2,1$ mol.

On en déduit la masse de CO₂ émise par kilomètre par le moteur GNV :

$$m' = n' \times M(\text{CO}_2) = 2,1 \times 44 = 92 \text{ g}.$$

- L'écart relatif par rapport à l'émission d'une voiture à essence analogue est donc :

$$(110 - 92) / 92 = 0,20, \text{ soit } 20 \ \%.$$

Ce résultat est cohérent avec l'information donnée par le texte.