

DOSSIER 2 EFFICACITÉ ÉNERGÉTIQUE DES COMBUSTIBLES

David Soissons

Objectif Définir les énergies engagées dans une réaction de combustion et les associer aux énergies mises en jeu lors des ruptures et formations de liaisons.

1^{ère} générale - **Constitution et transformation de la matière**
enseignement de spécialité

Thème 2 • Propriétés physico-chimiques, synthèses et combustions d'espèces chimiques organiques.

Partie C • Conversion de l'énergie stockée dans la matière organique.

Notions et contenus Énergie molaire de réaction, pouvoir calorifique massique, énergie libérée lors d'une combustion.

Compétences mobilisées S'approprier **APP**
Analyser / Raisonner **ANA/RAI**
Réaliser **REA**
Valider **VAL**
Communiquer **COM**

LA COMBUSTION : UNE RÉVOLUTION SCIENTIFIQUE MAJEURE

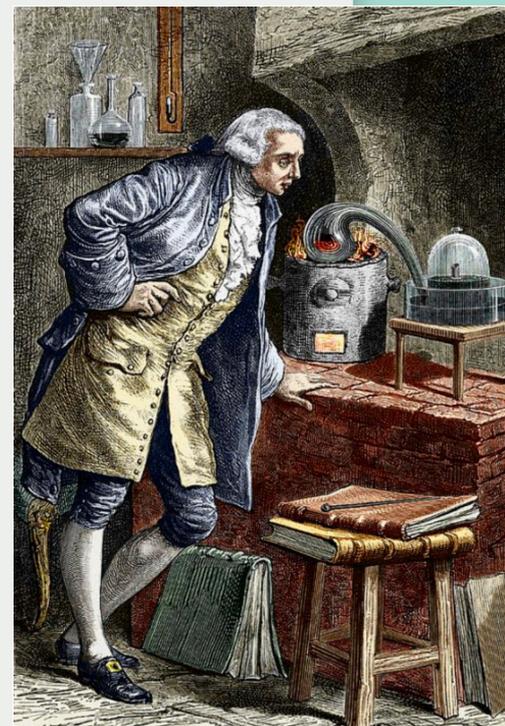
La découverte de la combustion par le dioxygène est imputable au chimiste français Lavoisier, en 1775.

Selon le philosophe des sciences Thomas Samuel Kuhn, la découverte de la combustion par le dioxygène constitue une révolution scientifique majeure dans l'histoire des sciences. Elle a constitué un changement de modèle, en remplaçant l'ancienne théorie chimique, qui expliquait la combustion par la présence d'un fluide présent au sein des corps combustibles.

La combustion par le dioxygène a eu au XIX^e siècle, et plus encore au XX^e siècle, de nombreuses applications industrielles.

Elle a cependant conduit pendant l'ère industrielle à l'émission massive de dioxyde de carbone, qui est un gaz à effet de serre contribuant pour une large part aux phénomènes de dérèglement climatique.

Comment maintenir les besoins en matière d'énergie tout en préservant notre environnement ?



Expérience de Lavoisier sur la combustion dans l'air.

Partie A : Combustions complètes et énergies

De nombreuses réactions chimiques permettent de produire de l'énergie, ce qui est le cas des réactions de combustion.

Qu'est-ce qu'une réaction de combustion et quelles sont les énergies produites ?

Document 1 : Déroulement d'une réaction de combustion et domaines d'application

Voir la vidéo suivante :

<https://www.futura-sciences.com/sciences/videos/kezako-deroule-combustion-907/>



Domaines d'application :

Transports	Moteur à explosion pour la propulsion des véhicules (automobiles, camions, bateaux...), pour les outils mobiles (tondeuses à gazon, tronçonneuses...).	
À la maison	Faire cuire des aliments (cuisinière à gaz, barbecue ...); se chauffer (feu de cheminée, chauffage au gaz); s'éclairer (bougies, chandelles, feu de cheminée).	
Production d'électricité	Centrales thermiques (à combustibles fossiles, renouvelables ou différents types de déchets) pour dégager de la chaleur qui produit de l'électricité grâce à des turbo-alternateurs.	
Métallurgie	Pyrométallurgie (réduction des minerais en métaux par un gaz issu d'une combustion); laminage ou forgeage (chauffer un métal pour le déformer); fonderie, soudage...	
Autres domaines	Cimenterie (énergie de combustion utilisée pour fabriquer le ciment); astronautique (propulsion des véhicules spatiaux).	

1 APP Préciser ce qui est nécessaire pour amorcer une réaction de combustion.

2 RAI Définir la notion « réaction de combustion complète » et préciser les produits formés.

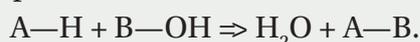
3 APP Préciser quelles sont les deux formes d'énergie possibles produites lors d'une réaction de combustion et donner quelques domaines d'application en précisant la conversion d'énergie engagée.

On a vu que les énergies émises lors d'une réaction de combustion sont valorisées dans de nombreux domaines notamment dans le milieu de l'automobile, le domaine domestique (se chauffer, s'éclairer), de la production d'électricité...

Mais d'où viennent les énergies issues de la réaction de combustion ?

Document 2 : De l'énergie de liaison à l'énergie thermique

Au cours d'une transformation chimique, certaines liaisons entre atomes sont rompues au sein des molécules de réactifs (ces liaisons sont dites intramoléculaires car elles se situent dans une même molécule), d'autres liaisons se reforment alors entre les atomes ainsi libérés pour donner les produits de la réaction. La transformation suivante obéit à ce processus :



On s'aperçoit que les liaisons A—H et B—OH sont rompues pour assurer la formation de nouvelles molécules.

Pour rompre une liaison covalente AB, simple ou multiple, entre deux atomes A et B d'une molécule de réactif, il est nécessaire de fournir une certaine quantité d'énergie au système. Plus la liaison à casser est forte, plus la quantité d'énergie à apporter est importante. On appelle ainsi **énergie de liaison** entre deux atomes A et B l'énergie à apporter pour dissocier une mole de gaz AB en une mole de gaz A et une mole de gaz B. Par exemple, la molécule de dihydrogène H₂ possède une énergie de liaison égale à 436 kJ.mol⁻¹. Elle est donc beaucoup plus difficile à rompre, donc beaucoup plus stable qu'une molécule comme le dibrome Br₂, dont l'énergie de liaison vaut 193 kJ.mol⁻¹.

Si l'on considère une molécule formée de plus de deux atomes (NH₃, CH₄, H₂O...), toute l'énergie que représente l'ensemble des liaisons entre les différents atomes de cette molécule est appelée **énergie de cohésion intramoléculaire**. Dans le cas d'une molécule diatomique comme le dihydrogène H₂, l'énergie de cohésion intramoléculaire est équivalente à l'énergie de liaison.

Puisqu'elle modifie l'énergie chimique des corps, une réaction chimique s'accompagne d'une transformation de cette énergie en une autre forme d'énergie, le plus souvent en chaleur.

Un réchaud à gaz produit ainsi une certaine quantité d'énergie thermique, appelée **énergie de réaction**, égale à la différence entre l'énergie de cohésion intramoléculaire du gaz et du dioxygène consommés et celle des produits de combustion.

D'après CNRS, *L'énergie en chimie*

<https://www.cnrs.fr/cnrs-images/chimieaulyce/THEMES/energie/energie.htm>



D'après CEA, *Les différentes formes d'énergie*

<http://www.cea.fr/comprendre/Pages/energies/energie.aspx?Type=Chapitre&numero=2>



4 APP Donner une définition des trois énergies écrites en gras dans le Document 2.

5 APP/RAI Exprimer la relation entre les énergies de cohésion intramoléculaires des réactifs et des produits, $E_{\text{cohésion}}$ (réactifs) et $E_{\text{cohésion}}$ (produits), et l'énergie de réaction, $E_{\text{réaction}}$, qui permet de calculer l'énergie libérée par mole lors d'une réaction chimique.

Partie B : Des moteurs à essence verte

Nos sociétés occidentales doivent continuer à satisfaire les besoins et les usages auxquels elles ne sauraient renoncer, dont la mobilité. Pour cela, les chimistes travaillent sur des moyens alternatifs à l'utilisation des moteurs classiques.

Quelles sont les sources et filières énergétiques possibles dans le domaine des transports afin de préserver les énergies fossiles et de minimiser les impacts sur l'environnement ?

Document 3 : Les enjeux de la R&D en chimie pour le domaine des carburants et des biocarburants

Exposé de Sophie Jullian au colloque du 3 avril 2013, Fondation de la Maison de la chimie :

<https://www.mediachimie.org/ressource/vers-des-transports-décarbonés-carburants-combustion-et-post-traitement-pour-les>



Résumé de l'exposé de Sophie Jullian :

<https://www.mediachimie.org/ressource/les-enjeux-de-la-rd-en-chimie-pour-le-domaine-des-carburants-et-des-biocarburants-0>

6 APP À l'aide des ressources du Document 3, évoquer les enjeux de l'utilisation de biocarburant.

7 APP Préciser ce que l'on appelle biocarburant de deuxième génération.

L'éthanol de formule chimique C_2H_5OH est de loin le premier biocarburant au monde. Peu coûteux et respectueux de l'environnement, il est pourtant peu utilisé. Quels sont les avantages de l'éthanol à l'utilisation d'un carburant classique ?

Document 4 : L'essence verte

L'éthanol est actuellement proposé aux automobilistes, soit pur (comme au Brésil), soit mélangé avec l'essence (entre 5 et 10 % en Europe), ou encore transformé en éther d'éthyle et de tertio-butyle, souvent désigné par le terme anglo-saxon ETBE. Depuis 2007, on peut utiliser en France le superéthanol (E85) qui comporte 85 % d'alcool ou l'ETBE qui présente des caractéristiques techniques plus intéressantes car moins volatile.

Les moteurs à essence utilisent classiquement des carburants légers comme l'octane C_8H_{18} par exemple. La combustion de l'éthanol dégage une énergie du même ordre de grandeur que celle de l'essence : **un litre et demi d'éthanol équivaut à un litre d'essence.**

D'après *L'essence verte*

<https://www.mediachimie.org/sites/default/files/sk-fiche9.pdf>



8 RAI Donner les formules développées de l'éthanol et de l'octane.

.....

.....

9 APP/RAI Écrire les réactions de combustion complètes de l'éthanol et de l'octane.

.....

.....

Document 5 : Définition et données

Définition : On appelle pouvoir calorifique massique noté PC d'un combustible l'énergie libérée à l'environnement lors de la combustion d'un kilogramme de ce combustible.

Données :

Énergies de liaison : $E(C-H) = 415 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E(C-C) = 348 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E(C-O) = 350 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E(O-H) = 463 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Énergies de cohésion intramoléculaires : $E(CO_2) = 1448 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E(H_2O) = 926 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E(O_2) = 498 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Pouvoir calorifique : $PC(\text{octane}) = 42,5 \text{ MJ.kg}^{-1}$.

Masses molaires : $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

Masse volumique : $\rho(\text{octane}) = 735 \text{ kg.m}^{-3}$; $\rho(\text{éthanol}) = 789 \text{ kg.m}^{-3}$.

10 REA Calculer l'énergie molaire E_r (éthanol) de réaction de combustion complète de l'éthanol à partir de la définition proposée à la question 5 et commenter son signe.

.....

.....

11 REA/RAI/VAL Justifier alors la phrase écrite en gras dans le Document 5.

.....

.....

Document 6 : Détermination expérimentale du pouvoir calorifique de l'éthanol

Matériels à disposition : lampe à éthanol, balance de précision, canette de soda, aluminium, thermomètre, eau.

Données et définition :

Lorsqu'une masse m d'un système passe d'une température θ_1 à une température θ_2 supérieure à θ_1 , celui-ci reçoit une énergie thermique Q telle que :

$$Q = m \times c_m \times (\theta_2 - \theta_1)$$

Avec :

- m , masse du système en kg
- c_m capacité calorifique massique en $\text{J.kg}^{-1}.\text{C}^{-1}$
- θ température en $^{\circ}\text{C}$
- Q énergie thermique en J.

Données :

- Capacité calorifique massique de l'eau $C_{m,\text{eau}} = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{C}^{-1}$;
- capacité calorifique massique de l'aluminium $C_{m,\text{Al}} = 897 \text{ J.kg}^{-1}.\text{C}^{-1}$.

12 RAI/COM Proposer un mode opératoire permettant de déterminer le pouvoir calorifique de l'éthanol.

.....

.....

.....

13 REA Mettre en œuvre le protocole après validation du professeur.

.....

.....

14 REA/RAI En précisant votre démarche, calculer le pouvoir calorifique expérimental de l'éthanol noté PC_{exp} (éthanol).

.....

.....

15 REA En déduire l'énergie molaire expérimentale de la réaction de combustion notée $E_{r,\text{exp}}$ (éthanol).

.....

.....

16 REA Comparer à la valeur calculée à la question 10 en calculant un écart relatif puis justifier les différences observées entre ces deux valeurs.

.....

.....

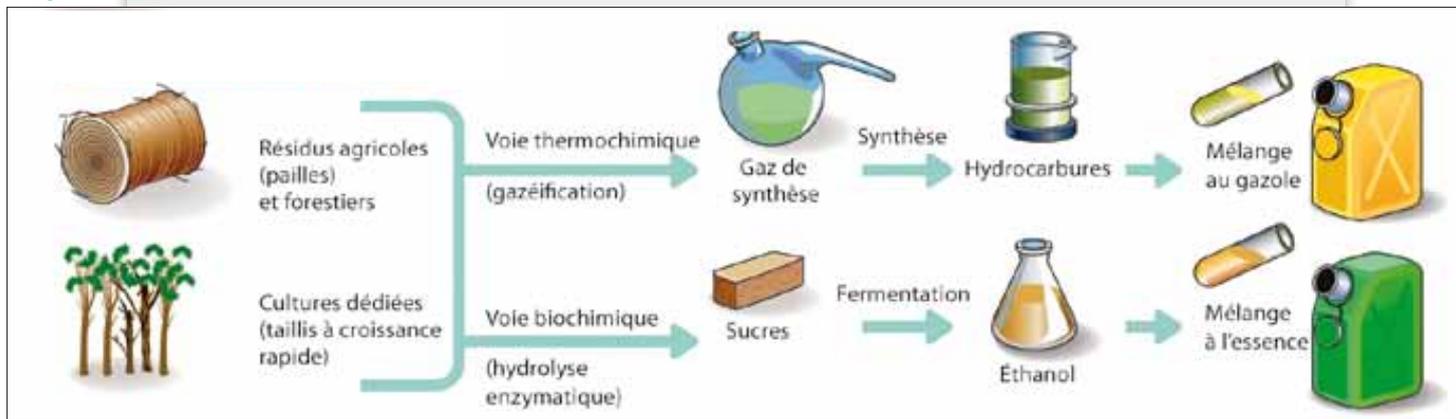
Document 7 : Pourquoi de l'éthanol dans l'essence ?

Lire l'article : Question du mois « Pourquoi met-on de l'alcool dans l'essence ? » :

<https://www.mediachimie.org/actualite/pourquoi-met-de-lalcool-dans-lessnesse>

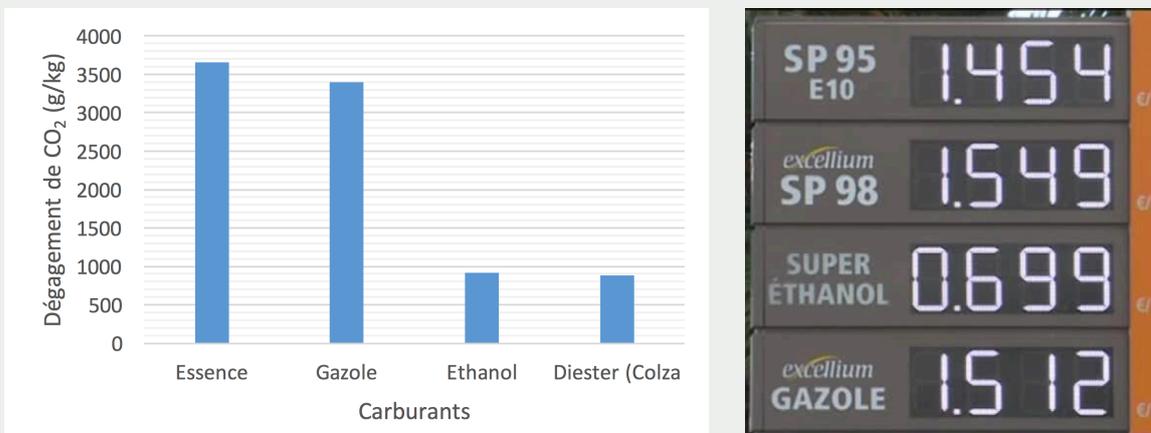


Figure a- filières de production vers un carburant de deuxième génération.



D'après le résumé de l'exposé de Sophie Jullian.

Figure b- dégagement de CO₂ en g par kg d'air pour différents carburants et prix à la pompe.



17 APP Indiquer les filières de production de l'éthanol et indiquer plusieurs avantages quant à celle issue de déchets végétaux.

.....

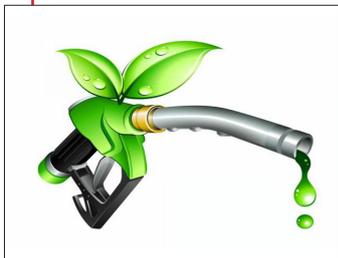
.....

18 APP/RAI Préciser d'autres avantages quant à l'utilisation de l'éthanol à partir de l'analyse de la Figure b du Document 7.

.....

.....

Pour aller plus loin



Vers un nouvel « or vert » : les carburants de troisième génération

<http://www.lactualitechimique.org/Les-algocarburants-de-nouveaux-diesels-miracles>



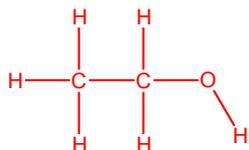
Chimie du végétal fer de lance de la chimie durable

https://www.mediachimie.org/sites/default/files/Chimie%20et%20nature_277.pdf

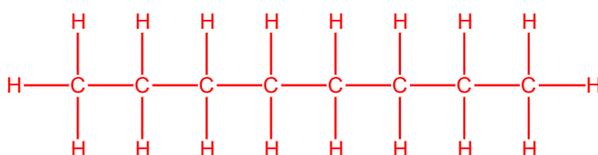


- Il est nécessaire de fournir une énergie extérieure (souvent thermique) afin d'amorcer une réaction de combustion.
- Réaction de combustion avec une quantité de comburant suffisante pour consommer tout le combustible. Il se forme dans ce cas de l'eau et du dioxyde de carbone.
- Il se produit de l'énergie thermique et souvent de l'énergie lumineuse. Ces énergies peuvent être elles-mêmes transformées en une autre énergie comme dans les exemples du Document 1. Dans la maison, l'énergie lumineuse est utilisée pour s'éclairer; l'énergie thermique pour se chauffer, faire cuire des aliments ... La propulsion des véhicules (terrestres et spatiaux) : conversion de l'énergie thermique en énergie mécanique. Production d'électricité dans les centrales thermiques où l'énergie thermique fournie est convertie en énergie électrique...
- Énergie de liaison** : énergie à fournir pour rompre une liaison entre deux atomes.
Énergie de cohésion intramoléculaire : énergie à fournir pour rompre l'ensemble des liaisons intramoléculaires d'une molécule.
Énergie de réaction : énergie produite lors d'une réaction chimique.
- Cette énergie provient de la différence d'énergie entre l'énergie de cohésion intramoléculaire des réactifs et celle des produits.
On peut proposer la formule :
$$E_R = \sum E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(\text{réactifs}) - \sum E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(\text{produits})$$
- Diminuer l'émission des gaz à effet de serre.
Éviter la décroissance des réserves des énergies fossiles.
Minimiser la consommation de carburant par km pour minimiser l'impact sur l'environnement.
- Un carburant de deuxième génération est en effet produit à partir du bois, de la paille, des débris végétaux voire des déchets ménagers.

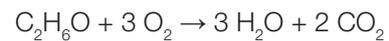
8. Éthanol :



Octane :



9. Combustion complète de l'éthanol :



Combustion complète de l'octane :



10. D'après notre définition et l'équation de combustion :

$$E_r(\text{éthanol}) = (E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(\text{éthanol}) + 3 E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(O_2)) - (3 E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(H_2O) + 2 E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(CO_2))$$

mais d'après la formule développée de l'éthanol :

$$E_{\text{cohésion intramoléculaire}}(\text{éthanol}) = 5 \times E(C-H) + E(C-C) + E(C-O) + E(O-H) = 5 \times 415 + 348 + 350 + 463 = 3236 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Alors } E_r(\text{éthanol}) = (3236 + 3 \times 498) - (3 \times 926 + 2 \times 1608) = -1264 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La valeur est négative. En effet la réaction étant exothermique, elle libère de la chaleur.

11. Énergie libérée pour un 1 L d'essence notée E (octane, 1L) :

$$\text{on a } E(\text{octane, 1L}) = m(\text{octane}) \times PC(\text{octane}) \text{ et } m(\text{octane}) = \rho(\text{octane}) \times V$$

$$\text{alors } E(\text{octane, 1L}) = \rho(\text{octane}) \times V \times PC(\text{octane}) = 735 \times 1 \times 10^{-3} \times 42,5 = 31,2 \text{ MJ}$$

Énergie libérée pour un 1,5 L d'éthanol notée E (éthanol, 1,5 L) :

$$\text{on a } PC(\text{éthanol}) = |E_r(\text{éthanol})| / M(\text{éthanol}) \text{ et } E(\text{éthanol, 1,5L}) = \rho(\text{éthanol}) \times V \times PC(\text{éthanol})$$

$$\text{alors } E(\text{éthanol, 1,5L}) = 789 \times 1,5 \times 1264 / 46 = 32,5 \times 10^3 \text{ kJ} = 32,5 \text{ MJ}$$

On observe bien que $E(\text{octane, 1L}) \approx E(\text{éthanol, 1,5L})$.

12. - Peser la lampe à éthanol et noter sa masse m_1 puis celle de la canette notée m_{canette} .

- Introduire une masse $m = 100 \text{ g}$ d'eau dans la canette de soda et relever la température θ_1 de l'ensemble.

- Chauffer la canette avec la lampe à alcool pour une variation d'environ $10 \text{ }^\circ\text{C}$ et relever la température finale θ_2 .

- Peser la lampe à éthanol et noter sa masse m_2 , mesurer la masse d'éthanol brûlée $m_{\text{éthanol}}$.

13. On mesure $m_{\text{éthanol}} = m_2 - m_1 = 0,23 \text{ g}$;
 $m_{\text{canette}} = 28,9 \text{ g}$; $\theta_1 = 20,5 \text{ }^\circ\text{C}$ et $\theta_2 = 30,6 \text{ }^\circ\text{C}$.

14. On suppose que l'énergie thermique Q sert à chauffer l'eau et la canette.

$$\text{Alors } Q = m_{\text{eau}} \times c_{m \text{ eau}} \times (\theta_2 - \theta_1) + m_{\text{canette}} \times c_{m \text{ Al}} \times (\theta_2 - \theta_1)$$

$$Q = 0,100 \times 4180 \times (30,6 - 20,5) + 0,0289 \times 897 \times (30,6 - 20,5) = 4,48 \text{ kJ pour } 0,23 \text{ g d'éthanol brûlé.}$$

On en déduit alors

$$\text{PC}_{\text{exp}}(\text{éthanol}) = \frac{Q}{m_{\text{éthanol}}} = \frac{4,48}{0,23} = 19 \text{ kJ.g}^{-1} \\ = 19 \text{ MJ.kg}^{-1}$$

$$\text{15. } E_{r,\text{exp}}(\text{éthanol}) = - \text{PC}_{\text{exp}}(\text{éthanol}) \times M(\text{éthanol}) \\ = - 19 \times 46 \\ = - 874 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

16. On trouve une valeur beaucoup plus faible avec un écart relatif de 30%. On observe que $E_{r,\text{exp}}(\text{éthanol})$ est plus faible en valeur absolue que $E_r(\text{éthanol})$. Ceci est cohérent car il y a une perte thermique car la flamme chauffe aussi l'air extérieur. De plus, comme évoqué dans la vidéo du Document 1, une partie de l'énergie de réaction produite sert également à entretenir la combustion.

17. L'éthanol est principalement synthétisé lors de la fermentation du sucre, soit de canne à sucre, soit de betterave ou à partir d'amidon de blé ou de maïs, préalablement hydrolysé en sucre (procédés dits de première génération).
Sa production issue de déchets végétaux (procédé de deuxième génération) présente les avantages suivants :

- une utilisation des matières non utilisées dans la filière alimentaire ;
- captation d'une grande partie du CO_2 émis lors de sa combustion par les plantes dédiées à sa propre production par photosynthèse. Ceci contribue à la diminution de l'effet de serre et du réchauffement climatique.

18. On observe que la combustion d'éthanol dégage beaucoup moins de quantité de CO_2 , gaz à effet de serre : autour de 900 g/kg d'air contre environ 3 400 g/kg pour la combustion du gazole et 3 600 g/kg pour celle de l'essence.
Le prix est moins élevé. Même si 1,5 L d'éthanol équivaut à 1L d'essence (document 4), le coût reste inférieur : environ 1,049 € pour 1,5 L d'éthanol contre 1,454 € pour 1L d'essence la moins chère.