

THEME TRANSPORT	CHAPITRE 11 TRANSFERT D'ENERGIE SOUS FORME THERMIQUE	TP22 LA COMBUSTION DE L'ETHANOL
--------------------	--	---------------------------------

1. But

Etudier le bioéthanol et déterminer l'énergie libérée lors de la combustion de l'éthanol.

2. Le superéthanol E85

Le superéthanol E85 est un carburant constitué d'un **mélange d'éthanol et d'essence sans plomb**. Il contient entre **65% et 85% en volume d'éthanol**, cette teneur pouvant varier selon la saison. L'éthanol utilisé dans le superéthanol E85 est du bioéthanol, issu de la fermentation de matières premières renouvelables d'origine agricole, riches en sucre ou en amidon, comme la betterave à sucre ou les céréales (blé, maïs). Le bioéthanol qui entre dans la composition du superéthanol E85 français est issu, en quasi totalité, des productions agricoles nationales (betterave sucrière et céréales).

Le superéthanol E85 est disponible en stations service depuis 2007. Aujourd'hui, plus de 350 stations service distribuent le carburant superéthanol E85 sur le territoire français.

Le superéthanol E85 est un carburant destiné à des véhicules dédiés, appelés « **véhicules à carburant modulable** » ou « **véhicules LECHES x-fuel** ». Ces véhicules disposent des adaptations nécessaires à l'utilisation du superéthanol E85 (système d'injection, réglages du moteur, compatibilité des matériaux et des joints, dispositions spécifiques pour assurer le démarrage à froid).

Les véhicules à carburant modulable présentent l'avantage pour le consommateur de pouvoir choisir son carburant lors du passage à la pompe, parmi le superéthanol E85 et les supercarburants SP95, SP98 et SP95-E10, ou à défaut de superéthanol E85 disponible dans la station service, de pouvoir rouler à l'essence.

Le développement du superéthanol E85 est une des composantes du **plan national de développement des biocarburants** qui fixe des objectifs ambitieux d'incorporation de biocarburants dans les carburants traditionnels d'origine fossile. En effet, les biocarburants constituent une ressource énergétique alternative et renouvelable permettant de réduire les émissions de gaz à effet de serre et de diversifier notre approvisionnement énergétique. Le développement du superéthanol E85, carburant à haute teneur en bioéthanol, permet de contribuer à l'atteinte de ces objectifs.

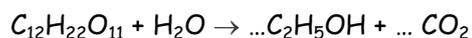
Extrait du site : <http://www.developpement-durable.gouv.fr/Le-superethanol-E85.html>

- ① Le superéthanol est nommé E85. Donner la signification de la lettre « E » et du nombre « 85 ».
- ② Quelle est l'origine du bioéthanol utilisé dans le superéthanol E85 ?
- ③ Quelle est la différence entre le carburant SP95 et SP95-E10 ?
- ④ Quel est la particularité des véhicules leches x-fuel ?
- ⑤ Quels sont les avantages de l'utilisation du bioéthanol ?

3. La synthèse du bioéthanol

La fermentation est sans doute la plus ancienne méthode de synthèse d'un composé organique. C'est un processus qui permet de transformer les sucres contenus dans diverses sources (saccharose (sucre de cuisine), glucose...) en éthanol avec libération de dioxyde de carbone.

La réaction est réalisée par l'action d'enzymes produites par des levures qui utilisent l'énergie dégagée par la réaction pour vivre et se reproduire. La réaction globale est la suivante :



- ① Ecrire la formule développée de l'éthanol et entourer la fonction alcool.
- ② Equilibrer l'équation de la réaction globale ci-dessus.
- ③ La réaction de fermentation est-elle endothermique ou exothermique ? Justifier.
- ④ Un hectare de culture de betterave sucrière produit 13 tonnes de sucre blanc (saccharose). Quelle quantité de matière de saccharose un hectare de betterave sucrière permet-il de produire ?
- ⑤ En déduire la masse d'éthanol produit par hectare de culture de betterave.
- ⑥ En déduire le volume d'éthanol produit par hectare de culture de betterave.

Données : masse volumique de l'éthanol : $0,79 \text{ kg.L}^{-1}$, $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

4. La combustion de l'éthanol

4.1 Expérience

Le tableau de résultats ci-dessous est à reproduire sur le compte rendu et à compléter au cours de la manipulation.

$m_{\text{canette}} \text{ (g)}$	$m_{\text{canette+eau}} \text{ (g)}$	$m_{\text{eau}} \text{ (g)}$	$\theta_i \text{ (}^\circ\text{C)}$	$\theta_f \text{ (}^\circ\text{C)}$	$m_i \text{ (g)}$	$m_f \text{ (g)}$	$m_{\text{éthanol brûlé}} \text{ (g)}$

① Mesurer la masse d'une canette vide. Indiquer la valeur de cette masse notée m_{canette}

② Introduire, dans la canette, 250 mL d'eau. Mesurer la masse de la canette avec l'eau notée $m_{\text{canette+eau}}$. En déduire la masse d'eau m_{eau} .

③ Fixer la canette avec une pince aux mâchoires isolées. Puis insérer un capteur de température. Noter la valeur de la température initiale θ_i .

④ Mesurer la masse du brûleur à éthanol et indiquer sa masse m_i .

⑤ Allumer le brûleur à éthanol puis agiter régulièrement. Arrêter la combustion de l'éthanol lorsque la température a augmenté de 20° C. Indiquer la température finale θ_f . (La mèche du brûleur doit être à 1 cm du fond de la canette)

⑥ Mesurer la masse finale m_f du brûleur et en déduire la masse d'éthanol brûlé $m_{\text{éthanol brûlé}}$.

4.2 Exploitation

① Calculer l'énergie reçue Q_{eau} par l'eau. ($c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$)

② Calculer l'énergie reçue Q_{canette} par la canette. ($c_{\text{alu}} = 0,90 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$ et $c_{\text{acier}} = 0,47 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$)

③ En faisant l'hypothèse que l'énergie libérée par la combustion de l'éthanol est entièrement utilisée pour le chauffage de l'eau et du métal, déduire des résultats précédents l'énergie libérée E par la combustion d'une masse $m_{\text{éthanol brûlé}}$.

④ Calculer l'énergie E' pour la combustion d'une masse d'1 g d'éthanol

⑤ La masse molaire de l'éthanol est $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 46,0 \text{ g.mol}^{-1}$. Calculer la valeur expérimentale de l'énergie libérée pour une mole d'éthanol c'est-à-dire l'enthalpie de combustion de l'éthanol $\Delta_c H^0_{\text{exp}}$ en J.mol^{-1} puis en kJ.mol^{-1} .

⑥ Ecrire et équilibrer l'équation bilan de la combustion complète de l'éthanol dans le dioxygène.

⑦ En utilisant la relation ci-dessous, déterminer la valeur théorique de l'enthalpie de combustion de l'éthanol $\Delta_c H^0_{\text{th}}$. On donne : $\Delta_c H^0_{\text{th}} = |2\Delta_f H^0_{\text{CO}_2(\text{g})} + 3\Delta_f H^0_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} - \Delta_f H^0_{\text{C}_2\text{H}_5\text{O}(\text{l})} - 3\Delta_f H^0_{\text{O}_2(\text{g})}|$

Espèce chimique	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
$\Delta_f H^0 \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$	- 285,2	- 241,6	- 393,5	0	- 277,6

⑧ Comparer avec la valeur expérimentale (calcul de l'écart relatif) et justifier l'écart obtenu.

4.3 Incertitude de répétabilité

① A l'aide d'un tableur, compléter un tableau avec les différents résultats de $\Delta_c H^0$ des groupes

② Calculer la valeur moyenne de l'enthalpie standard de combustion $\Delta_c H^0_{\text{moy}}$ et l'écart type σ . Noter ces deux valeurs.

③ L'incertitude de répétabilité associée à la mesure est : $\Delta(\Delta_c H^0) = k_{95\%} \times \frac{\sigma}{\sqrt{n}}$ elle dépend du

nombre de mesures indépendantes réalisées, de l'écart-type de la série de mesure et d'un coefficient k appelé facteur d'élargissement. Ce coefficient dépend du nombre de mesures effectuées n et du niveau de confiance choisi. Sa valeur figure dans un tableau issu de la loi statistique dite « loi de Student ». Un extrait de ce tableau est donné ci-dessous pour des niveaux de confiance de 95% et 99%.

n	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	14	20
$k_{95\%}$	12,7	4,3	3,18	2,78	2,57	2,45	2,37	2,31	2,26	2,2	2,16	2,13	2,09
$k_{99\%}$	63,2	9,93	5,84	4,6	4,03	3,71	3,5	3,36	3,25	3,11	3,01	2,95	2,86

Calculer $\Delta(\Delta_c H^0)$ en tenant compte du nombre de mesures réalisées pour un niveau de confiance de 95%.

④ Ecrire ensuite le résultat sous la forme : $\Delta_c H^0 = \Delta_c H^0_{\text{moy}} \pm \Delta(\Delta_c H^0)$

⑤ L'incertitude relative est donnée par $\frac{\Delta(\Delta_c H^0)}{\Delta_c H^0}$. Calculer cette incertitude relative pour votre valeur de l'enthalpie de combustion de l'éthanol $\Delta_c H^0$.