

TP N°23 : Vers l'énergie thermique



L'objectif de ce TP est de quantifier l'échange d'énergie qui peut avoir lieu entre une source et un milieu. On cherchera ensuite à déterminer l'énergie chimique fournie par la combustion de votre biocarburant (ou de l'éthanol)

Plusieurs unités d'énergie ont été inventées avant qu'on se rende compte que de l'énergie, c'est de l'énergie, peu importe sous quelle forme elle se trouve. La première unité d'énergie est la calorie, qui faisait surtout référence à l'énergie thermique. Une calorie (1 cal), c'est l'énergie qu'il faut fournir à 1g d'eau pour élever sa température de 1°C. Une autre unité d'énergie formulée un peu plus tard est le Joule, qui fait plutôt référence à l'énergie mécanique. Un joule (1 J) est l'énergie qu'il faut fournir pour soulever un objet de 100g sur une hauteur d'1m. Comme les deux unités décrivent de l'énergie, il y a une équivalence entre les deux : $1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$ (en gros, en lâchant un objet de 100g d'une hauteur de 4,18m, on est sensé pouvoir faire chauffer 1g d'eau de 1°C).

Etape 1 : Mesurer l'énergie transférée à un système

Lorsqu'on parvient à donner de l'énergie à un système fermé (dont la quantité ne varie pas au cours du temps) on augmente l'agitation des molécules à l'intérieur du système. Cette augmentation conduit à une élévation de la température. Chaque système possède une capacité thermique massique c qui correspond à l'énergie qu'il faut fournir à un gramme du système pour pouvoir augmenter sa température de 1°C . Par exemple pour l'eau, il faut $4,18 \text{ J}$ d'énergie pour augmenter la température d'un gramme d'eau de 1°C . On dit que $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J}\cdot^{\circ}\text{C}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$.

- On dispose d'un bec électrique qu'on fait préchauffer à thermostat 4. Proposer un protocole expérimental pour montrer que l'énergie transférée à un bécher d'eau chaque seconde par le bec électrique est constante, et en estimer sa valeur.
- Réalisez votre protocole et analyser les résultats obtenus

Etape 2 : Energie de changement d'état

Si on donne « trop » d'énergie à un système, il peut changer d'état. Par exemple, si on donne beaucoup d'énergie à de l'eau liquide, elle finit par entrer en ébullition et se vaporiser. Ainsi, lorsqu'on chauffe de l'eau, l'énergie transmise sert d'abord à augmenter sa température. Lorsque l'eau atteint 100°C , l'énergie transmise ne sert plus à augmenter la température, mais à vaporiser l'eau. On appelle enthalpie de vaporisation l'énergie qu'il faut fournir pour vaporiser un gramme d'un système. (il existe aussi l'enthalpie de fusion, si on fait fondre un solide)

- ❑ Réaliser une expérience permettant de déterminer l'enthalpie de vaporisation de l'eau



Etape 3 : Energie chimique (combustion)

Le pouvoir calorifique d'un combustible est l'énergie libérée par la combustion d'une mole de ce combustible. Le terme d'énergie vient du grec « en ergos » qui signifie « en réserve ». Lorsqu'on fait brûler un combustible, on transforme son énergie chimique (en réserve dans les molécules) en énergie thermique.

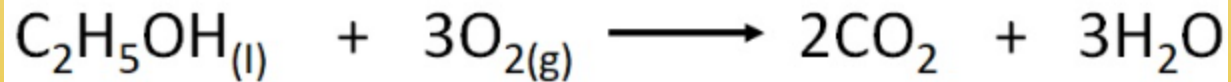


- Proposer un protocole expérimental sous forme d'un schéma légendé permettant de déterminer le pouvoir calorifique de votre biocarburant (ou à défaut de l'éthanol).
- Réaliser votre expérience en respectant les règles de sécurité et noter les mesures réalisées et la résultat obtenu.
- La valeur théorique de combustion d'un biocarburant à base d'huile de colza est de 37700 kJ.kg^{-1} . (28865 kJ.kg^{-1} pour l'éthanol). Comparer (correctement) avec la valeur trouvée expérimentalement.

Complément théorique :

L'énergie chimique d'un composé est liée à l'énergie des liaisons chimiques qui le constituent. Lors d'une réaction de combustion, des mécanismes réactionnels ont lieu au cours desquels les liaisons sont d'abord rompues, puis les atomes se réagencent pour former de nouvelles liaisons. L'énergie théorique produite par la combustion d'une mole de combustible est donc la différence entre la dissociation de toutes les liaisons des réactifs et la formation de toutes les liaisons des produits :

❑ On donne l'équation de la réaction de combustion de l'éthanol :



- ❑ Ecrire les formules de Lewis de chaque molécule.
- ❑ Calculer alors l'énergie nécessaire à la dissociation de toutes les liaisons des réactifs
- ❑ Calculer ensuite l'énergie nécessaire à la formation de toutes les liaisons des produits
- ❑ En déduire le pouvoir calorifique théorique de l'éthanol.

Liaison	Énergie de liaison (kJ.mol ⁻¹)
C - H	413
C - C	348
C - O	360
O = O	496
O - H	463
C = O	804
C = O dans CO ₂	796

En procédant de la même façon, déterminer le pouvoir calorifique théorique de l'oléate d'éthyle.

