

Pouvoir calorifique d'un combustible

Ethanol

Nettoyer et ranger la paille à la fin du travail expérimental
On devra détailler et justifier tous les calculs.

1- Objectifs

Les objectifs de ce travail sont:

- De montrer expérimentalement que, lors d'une combustion, un système transfère de l'énergie au milieu extérieur sous forme thermique.
- D'estimer la valeur de cette énergie libérée.
- D'écrire une réaction de combustion.
- D'établir un bilan de matière.

2- La combustion

D'un point de vue microscopique, la température T traduit l'agitation des molécules. La propagation de l'agitation des molécules entraîne un transfert d'énergie de molécules en molécules.

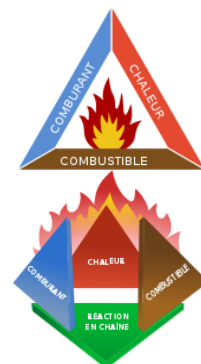
Le déplacement moyen de chaque molécule est nul lors de ce phénomène de propagation. Ce transfert d'énergie est relié à la notion physique macroscopique de chaleur Q définissant un échange d'énergie entre deux corps (ou systèmes) sans mouvement.

Par exemple, si l'on met en contact deux corps qui ont une température différente, l'énergie interne du corps le plus chaud diminue et celle du corps le plus froid augmente d'autant, il y a eu un transfert d'énergie sous forme de chaleur.

La chaleur est une grandeur mesurable, d'unité le Joule (J) par le biais de la mesure d'une différence de température. La calorie (cal) est une unité d'énergie encore très souvent utilisée et correspond à 4,1868 J.



Historiquement, la chimie du feu était basée sur le triangle du feu. Au début des années 1980, une quatrième partie, connue sous le nom de radicaux libres, fut identifiée. Aujourd'hui, il est bien connu que la chimie du feu est basée sur le tétraèdre du feu. La signification du triangle du feu correspond à la combustion sans flammes alors que le tétraèdre du feu correspond à la combustion avec flammes et inclue les radicaux libres, sans lesquels aucune combustion avec flammes n'est possible.



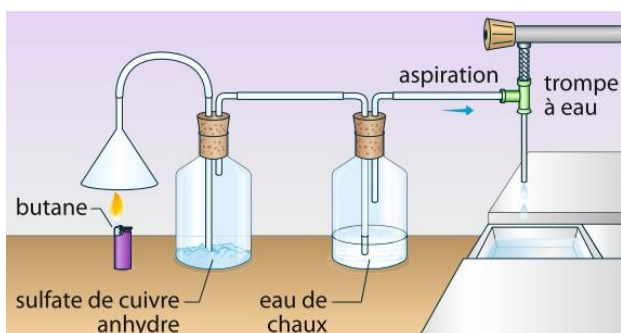
Remarque: Un radical libre est une espèce chimique (atome ou molécule) qui possède un électron célibataire c'est-à-dire non apparié. Cette caractéristique le rend instable et lui procure une grande réactivité vis-à-vis des molécules environnantes. Un radical libre se stabilise au détriment de la molécule voisine qui devient à son tour un radical libre et ainsi de suite. Le phénomène se propage par des réactions en chaîne

3- Les produits de la combustion

On va étudier, dans cette première partie, les espèces chimiques qui entrent en jeu lors de la combustion d'une molécule organique.

L'éthanol, combustible utilisé pour chauffer l'habitat et plus connu sous son nom d'usage d'alcool. On le trouve dans certaines lampes, des chauffe-plats et certains poêles d'appoint.

- Réaliser le montage ci-dessous.

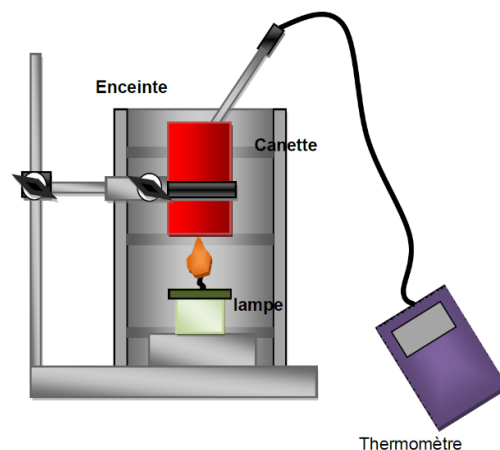


- Placer, sous l'entonnoir, une coupelle contenant un petit morceau de coton imbibé d'éthanol et l'enflammer à l'aide d'une allumette.
- Ouvrir le robinet de la trompe à vide.
- Observer les changements qui interviennent.
- Quelle est le rôle des différents éléments du montage?
- Quels changements observe-t-on pour le sulfate de cuivre anhydre et pour l'eau de chaux?
- Que montrent ces observations?
- En déduire les produits qui se forment lors de la combustion de l'éthanol.
- La formule brute de l'éthanol est $C_2H_6O_{(l)}$. Sachant qu'il réagit avec le dioxygène $O_{2(g)}$ de l'air, écrire l'équation chimique de sa réaction de combustion (on supposera que la combustion est complète).
- Compléter les schémas ci-dessous et rédiger une phrase d'explication utilisant les mots: combustion, transformation chimique, réactifs et produits.

4- Expérience de combustion de l'éthanol

On utilise une boîte métallique de capacité 33 cL ayant contenu une boisson. Cette boîte est remplie d'eau puis est chauffée à l'aide d'une lampe à éthanol. On mesure la masse de la lampe au début et à la fin de la manipulation. On mesure également, l'élévation de température. On en déduit la chaleur de combustion.

La boîte est placée dans une enceinte. L'enceinte permet de limiter l'échange de chaleur avec l'air ambiant.



- Relever la masse m_{B1} de la boîte métallique vide.
- Introduire dans cette boîte environ 200 mL d'eau.
- Relever la masse m_{B2} de la boîte métallique pleine.
- Relever la masse m_{L1} de la lampe à éthanol.

- Réaliser le montage de la figure ci-contre, la lampe doit être placée de façon à ce que sa mèche soit à 2 cm ou 3 cm en dessous du fond de la boîte.
- Relever la température initiale θ_i de l'eau dans la boîte.
- Allumer la lampe et surveiller l'évolution de la température en agitant doucement.
- Lorsque la température arrive aux alentours de 30°C à 40°C, éteindre la lampe et déterminer précisément la température maximale θ_f atteinte.
- Laisser refroidir la lampe puis relever sa masse m_{L2} sa masse.

5- Données numériques

Chaleur massique de l'eau	$C_{\text{eau}} = 4,185 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$
Chaleur massique de l'aluminium	$C_{\text{alu}} = 0,920 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$
Chaleur massique du fer	$C_{\text{fer}} = 0,460 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$
Chaleur latente molaire de vaporisation de l'éthanol	$L_S = 39 \text{ kJ.mol}^{-1}$
Masse molaire atomique du carbone	$M_C = 12 \text{ g/mol}$
Masse molaire atomique de l'hydrogène	$M_H = 1 \text{ g/mol}$
Masse molaire atomique de l'oxygène	$M_O = 16 \text{ g/mol}$

6- Formules

La quantité de chaleur est donnée par la relation:

$Q = m \times c \times \Delta\theta$	Q: Quantité de chaleur (J) m: Masse (kg) c: Capacité thermique massique ($\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) $\Delta\theta$: Variation de température (K)
--------------------------------------	--

La quantité de chaleur de vaporisation est donnée par la relation:

$Q = n \times L_S$	Q: Quantité de chaleur (J) n: Quantité de matière (mol) L_S: Chaleur latente molaire de vaporisation (kJ.mol^{-1})
--------------------	--

Le pouvoir calorifique d'un combustible est donné par la relation:

$PC = \frac{Q}{m}$	PC: Pouvoir calorifique (J.kg^{-1}) Q: Quantité de chaleur (J) m: Masse (kg)
--------------------	---

7- Exploitation des mesures

- Calculer la masse m_{eau} d'eau chauffée.
- Calculer la masse $m_{\text{éthanol}}$ d'éthanol consommée.
- Calculer la masse molaire $M_{\text{éthanol}}$ de l'éthanol de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
- Calculer la quantité de matière $n_{\text{éthanol}}$ consommée.

Quand on allume la mèche, l'éthanol liquide monte dans la mèche. Au contact de la chaleur produite par la mèche qui brûle, l'éthanol se vaporise.

Au contact de l'air l'éthanol gazeux réagit avec le dioxygène contenu dans l'air. Il y a alors combustion de l'éthanol gazeuse.

Lors de cette combustion, il se forme du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

La chaleur de combustion Q_C peut se décomposer en trois quantités de chaleur:

- Q_1 qui est la quantité de chaleur qui sert à vaporiser l'éthanol.
- Q_2 qui est la quantité de chaleur qui sert à chauffer l'eau.
- Q_3 qui est la quantité de chaleur qui sert à chauffer la canette en aluminium.
- Calculer les différentes quantités Q_1 , Q_2 et Q_3 .
- En déduire la chaleur Q_{exp} dégagée par la combustion de l'éthanol en kJ.
- En déduire le pouvoir calorifique PC de l'éthanol en $\text{kJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ et en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

8- Calculs théoriques

On donne les valeurs des énergies de liaison entre les différents atomes qui nous intéressent.

Liaisons	Energies (kJ/mol)	Liaisons	Energies (kJ/mol)
C-C	$E_{C-C} = 345$	C-O	$E_{C-O} = 356$
O-O	$E_{O-O} = 494$	C=O	$E_{C=O} = 795$
C-H	$E_{C-H} = 410$	O-H	$E_{O-H} = 460$

- En s'aidant du cours, calculer la chaleur de combustion théorique $Q_{\text{théo}}$ de l'éthanol.
- Comparer cette valeur théorique $Q_{\text{théo}}$ à la valeur expérimentale Q_{exp} .
- Comment peut-on expliquer l'écart entre la valeur théorique $Q_{\text{théo}}$ et la valeur expérimentale Q_{exp} ?