

# DETERMINATION DU POUVOIR CALORIFIQUE DE L'ETHANOL

## Comment retrouver expérimentalement le pouvoir calorifique de l'éthanol ?

### Doc 1 :

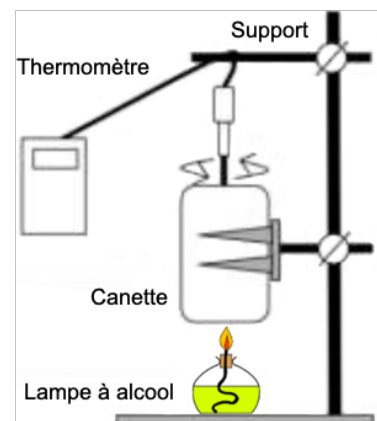
- 1) Extrait de la définition de la calorie donnée par le dictionnaire Le Robert :  
« Ancienne unité de mesure de la quantité de chaleur valant 4,184 Joules ».
- 2) Extrait de la définition de la calorie donnée par le dictionnaire Larousse :  
« Unité de quantité de chaleur, 1 cal équivalant à la quantité de chaleur nécessaire, pour élever de 1 °C la température de 1 g d'eau liquide ».
- 3) 1 calorie (cal) = 4,184 J (Joule)

I. **PRINCIPE** : Schématiquement, il suffit de brûler l'espèce chimique afin de mesurer l'énergie dégagée sous forme de chaleur. On utilise normalement un calorimètre, dispositif permettant d'obtenir un système isolé c'est-à-dire qui n'échange aucune énergie avec le milieu extérieur. Ici, on se contentera d'évaluer l'énergie récupérée par une masse d'eau liquide connue et la canette de soda, énergie qu'on considérera égale à celle dégagée au cours de la réaction (de combustion), en absence de pertes dans l'air.

### II. DISPOSITIF EXPERIMENTAL :

#### 1. LE MODE OPERATOIRE :

- \* Déterminer la masse initiale  $m_{ini}$  de la lampe à éthanol (bouchon fermé).
- \* Déterminer la masse  $m_{canette}$  d'une canette en aluminium vide.
- \* La remplir précisément de 200 g d'eau en mesurant la masse  $m_{totale}$  de la canette et de son contenu avec une balance, en utilisant une éprouvette graduée, un bécher et une pipette pasteur.
- \* Fixer la canette à la potence (support), le bas de la canette se trouvant approximativement à 1,5 cm du haut du capuchon de la lampe à éthanol
- \* Après allumage, vérifier la stabilité de la flamme et sa position (par rapport à l'axe du cylindre formé par la canette)
- \* Relever la température initiale de l'eau  $T_{ini}$
- \* Enflammer le cordon à l'aide d'une allumette.  
Au cours de l'expérience, remuer l'eau et régler éventuellement la distance « flamme-canette » afin d'éviter la présence de fumées noires.
- \* Attendre que la température monte de 20 °C.
- \* Souffler la flamme, fermer la lampe avec son capuchon.  
Continuer d'agiter et relever la température  $T_{fin}$  max atteinte par l'eau
- \* Déterminer la masse finale  $m_{fin}$  de la lampe à éthanol (bouchon fermé).



#### 2. CALCULS :

2.1 L'énergie libérée par la combustion de la masse  $\Delta m$  d'éthanol est transférée à l'eau liquide sous forme de chaleur  $Q$ . La température de l'eau liquide augmente (comme celle de la canette de soda).

**La chaleur reçue par l'eau, est proportionnelle à la masse d'eau et à la variation de la température.**

Le coefficient de proportionnalité, appelé «capacité calorifique massique de l'eau liquide», a pour valeur :  $C_{eau} = 4,184 \text{ J}\cdot\text{C}^{-1}\cdot\text{g}^{-1}$ , d'où la relation permettant d'évaluer l'énergie échangée :

$$Q_{eau} = m_{eau} \times C_{eau} \times (T_{fin} - T_{ini})$$

Pour une détermination plus précise, on peut tenir compte de la chaleur récupérée par la canette d'aluminium sachant que la capacité calorifique massique de l'aluminium solide ( $C_{alu} = 0,92 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{C}^{-1}$ ) :

$$Q_{alu} = m_{alu} \times C_{alu} \times (T_f - T_i)$$

2.2 Les renseignements indiqués dans la littérature scientifique sont souvent ramenés à une masse de 1g ou 1kg brûlée et la grandeur utilisée est appelée pouvoir calorifique ou chaleur de combustion.

Mais on rencontre également le pouvoir calorifique molaire (en kiloJoules par mole, kJ/mol)

**Déterminer  $E_{exp}$  qui devrait correspondre au pouvoir calorifique de l'éthanol.**

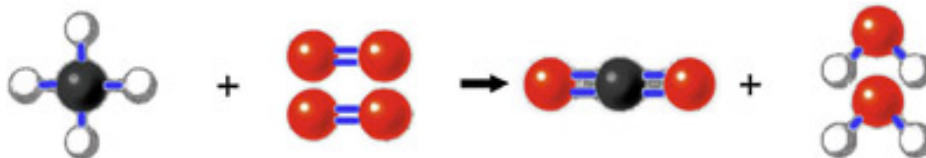
	$Q_{combustion}$ (J)	$E_{exp}$ (kJ/g)	Ecart relatif
éthanol			

Données scientifiques trouvées sur internet : Pouvoir calorifique (inférieur) de combustibles

[https://fr.wikipedia.org/wiki/Pouvoir\\_calorifique](https://fr.wikipedia.org/wiki/Pouvoir_calorifique)

Combustible	kJ / kg	kJ / mol
<a href="#">éthanol</a>	28865	1330
<a href="#">butane</a>	45752	2653

**Les modifications des liaisons . . .**



Pour les réactifs : il a fallu **rompre** 4 liaisons C-H et 2 liaisons O=O  
 Pour les produits : il a fallu **former** 2 liaisons C=O et 4 liaisons O-H

Energie absorbée pour détruire des liaisons simples en kJ/mol

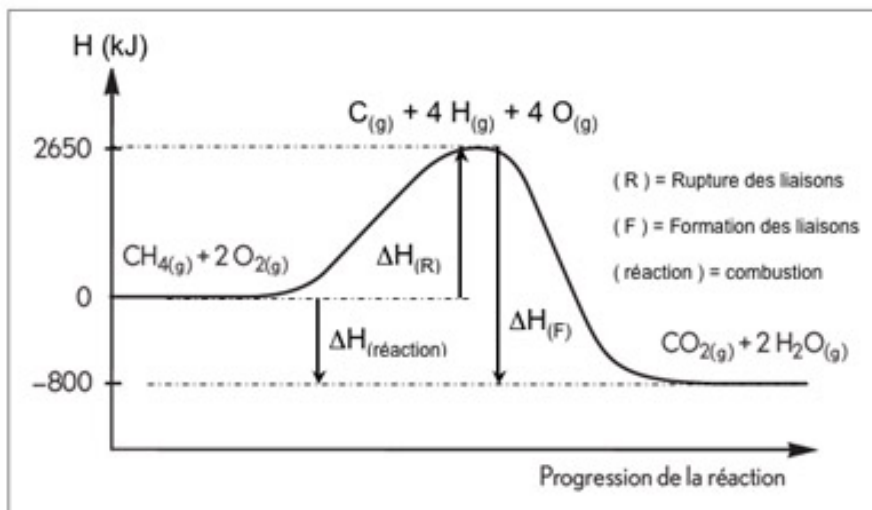
H	C	O	
435	414	464	H
	347	351	C
		138	O

Energie nécessaire pour détruire des liaisons doubles en kJ/mol :

C	O	
611	798 *	C
	498	O

\* dans le dioxyde de carbone

Diagramme énergétique (combust° de **1 mol** de méthane)



On retrouve les différentes valeurs d'énergies - ou enthalpies H - calculées à partir des énergies de liaisons moyennes associées. Par choix de la référence arbitraire des énergies (0 kJ) prise pour l'ensemble des réactifs, l'enthalpie H de l'ensemble des produits est alors plus faible \* après combustion. **Complément d'information :** [L'énergie d'activation et le complexe activé](#)

**Pour 1 mol** de **méthane** (réactif limitant) brûlé en présence de **dioxygène** (en excès)

	<b>1 CH<sub>4</sub>(g) + 2 O<sub>2</sub>(g) → CO<sub>2</sub>(g) + 2 H<sub>2</sub>O(g)</b>		
Énergie absorbée (kJ)	4 × 414	2 × 498	
Énergie dégagée ou émise (kJ)			2 × - 798    4 × - 464
Bilan énergétique (kJ)	2652		- 3452
Bilan énergétique total (kJ)	- 800 *		

. . . permet de **prévoir** la valeur approchée du **pouvoir calorifique** (en **kJ/mol**) de la combustion du **méthane** (ou d'une autre espèce organique)

- 1) En raisonnant de manière analogue pour l'éthanol, prévoir son pouvoir calorifique molaire (en kJ/mol)
  - 2) Dans les mêmes conditions que l'expérience réalisée précédemment, pour élever de 20°C une masse de 100 g d'eau contenue dans la canette, il faut 0,26 g de butane.  
Ce résultat expérimental est-il en accord avec les données scientifiques trouvées sur internet ?
  - 3) Pour chauffer de l'eau pour le thé, faut-il une masse plus élevée d'éthanol ou de butane ?
- On pourra, si le temps est disponible, répondre aux questions suivantes après l'expérience

- 1) Peut-on qualifier une combustion comme une réaction d'oxydoréduction ?
- 2) Peut-on qualifier la combustion réalisée en activité expérimentale de totalement « complète » ?
- 3) Qu'est ce qui caractérise une réaction exothermique ?