

TP-cours A9 : Pouvoir calorifique d'un combustible.

Objectifs :



- Estimer le pouvoir calorifique d'un combustible ;
- Estimer l'énergie molaire de réaction à partir des énergies de liaison.

Doc. 1 – Combustion et équation. (A Savoir)

• La réaction de **combustion** est une réaction d'**oxydoréduction** au cours de laquelle :

- un **combustible** s'**oxyde** ;
- un **comburant**, généralement le dioxygène, se **réduit**.

Pour activer une réaction, une énergie (d'activation) doit être apportée.

• Lors de la **combustion** d'une molécule organique (composée de carbone, d'hydrogène et éventuellement d'oxygène), dans le dioxygène, les seuls **produits** sont de l'**eau** et du **dioxyde de carbone**, si la combustion est **complète**.

Remarque : les alcanes, les alcools, les sucres, les lipides, le bois,... sont des combustibles organiques.

Doc. 2 – Pouvoir calorifique. (A Savoir)

Le **pouvoir calorifique** d'un combustible **PC** est l'énergie dégagée par la combustion complète d'un kilogramme de combustible. Il s'exprime en joule par kilogramme (J.kg^{-1}).

L'**énergie libérée Q** par la combustion d'une masse **m** de combustible, peut se calculer par la relation :

$$Q = m.PC$$

Avec : Q en joules (J) ; m en (kg) et PC en (J.kg^{-1}).

Doc. 3 – Energie thermique. (A ne pas connaître)

L'énergie thermique Q échangée par un corps pur de masse m, dont la température varie de θ_i (température initiale) à θ_f (température finale), sans changer d'état, est donnée par la relation :

$$Q = m.c.(\theta_f - \theta_i)$$

Avec : Q en joules (J) ; m en (kg) ; θ_i , θ_f en ($^{\circ}\text{C}$) et c : capacité thermique massique du corps en ($\text{J.}^{\circ}\text{C}^{-1}.\text{kg}^{-1}$).

Données : $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J.}^{\circ}\text{C}^{-1}.\text{kg}^{-1}$; $c_{\text{alu}} = 900 \text{ J.}^{\circ}\text{C}^{-1}.\text{kg}^{-1}$

I) Manipulation.

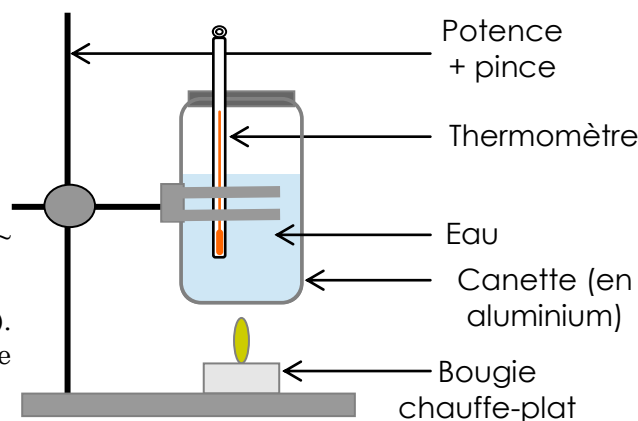
- Peser la masse de la canette : $m_{\text{Can}} =$
- Peser la masse de la bougie : $m_{\text{AV}} =$
- Mesurer un volume d'eau **V = 200 mL** à une température $\theta \sim 10^{\circ}\text{C}$ et la verser dans le récipient.
- Mettre en place le montage, agiter l'eau (pour homogénéiser). Allumer la bougie et noter simultanément la température initiale et l'heure :

$\theta_i =$; $t_i =$

- Agiter en permanence, lorsque la température approche 30°C , éteindre la bougie et noter l'heure ainsi que la température finale : $\theta_f =$; $t_f =$

- Peser à nouveau la masse de la bougie (après refroidissement de celle-ci) :

$m_{\text{AP}} =$



II) Exploitation.

1^o) Pour cette manipulation, calculer les valeurs de l'énergie thermique Q_1 reçue par l'eau, de l'énergie thermique Q_2 reçue par la canette (cf doc. 3). En déduire l'énergie thermique Q reçue par l'ensemble {eau + canette}.

Données : $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$;

2°) Nous faisons l'hypothèse que toute l'énergie libérée par la combustion de la bougie a été absorbée par la canette avec son eau. En utilisant le résultat précédent (et le doc. 2), déterminer la valeur expérimentale du pouvoir calorifique de la bougie PC.

3°) Dans le tableau ci-après, nous allons reporter l'ensemble des résultats de la classe, afin d'améliorer la précision du résultat.

Groupe	1	2	3	4	5	6	7	8	Moyenne PC	Incertitude- type $u(PC)$
PC (MJ.kg ⁻¹)										

- $u(PC) = \frac{\sigma}{\sqrt{N}}$; σ : écart-type (calculé par une calculatrice ou un tableur) ; N : nombre de valeurs.
- L'incertitude-type d'une mesure est écrite avec **un ou deux chiffres significatifs**, avec un arrondi par excès.
- $u(PC)$: pour « uncertainty » sur PC.

4°) Le résultat expérimental est alors donné sous la forme suivante : $PC = \overline{PC} \pm u(PC)$ J.kg⁻¹
ou encore : $\overline{PC} - u(PC) < PC < \overline{PC} + u(PC)$.

Donner le résultat de PC, sous les formes précédentes, mais avec des valeurs numériques et un nombre de chiffres significatifs cohérents.

5°) Une bougie est essentiellement constituée d'acide stéarique. Le pouvoir calorifique de celui-ci, donné par les tables, est $PC_0 = 40 \text{ MJ/kg}$. Conclure par rapport à la valeur expérimentale trouvée et commenter sur les sources d'erreurs possibles.

III) Pour aller plus loin – masse de CO₂ produite.

6°) La formule brute de l'acide stéarique est C₁₈H₃₆O₂. Écrire l'équation de la réaction de combustion (complète) de l'acide stéarique.

7°) Calculer la quantité de matière n_A d'acide stéarique ayant réagi lors de la manipulation.

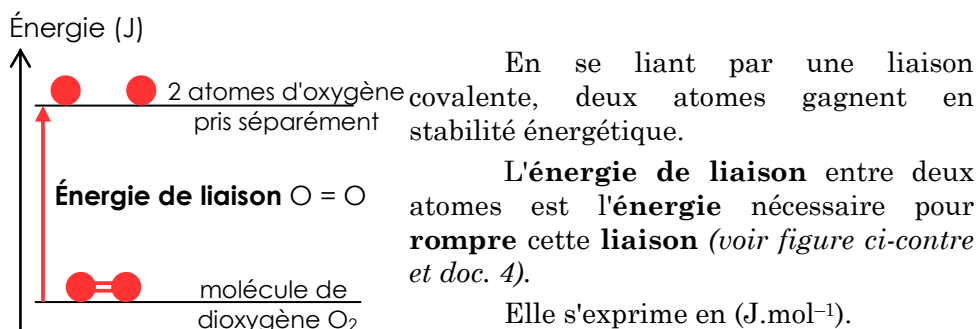
Donnée – masse molaire de l'acide stéarique : $M_A = 284 \text{ g.mol}^{-1}$.

8°) Lors d'une combustion, le dioxygène est en excès (le plus souvent), le réactif limitant est donc le combustible, ici l'acide stéarique. En utilisant l'équation de la réaction, déterminer la quantité de matière n_B de dioxyde de carbone produit lors de la manipulation. Puis, en déduire la masse correspondante m_B . (L'usage d'un tableau d'avancement est ici superflu).

Donnée – masse molaire du dioxyde de carbone : $M_{CO_2} = 44 \text{ g.mol}^{-1}$.

IV) Complément de COURS : Énergie molaire de réaction.

1°) Énergie de liaison.



Doc. 4 – Exemples d'énergies de liaison.

Liaison	Énergie de liaison en (kJ.mol^{-1})
C – C	345
C – O	358
C – H	415
H – H	436
O – H	463
O = O	498
C = C	615
C = O	804

2°) Énergie molaire de réaction.

L'énergie molaire de réaction ΔE est l'énergie libérée par la combustion d'une mole de combustible. Elle peut être calculée à partir des énergies de liaisons comme suit, si l'équation de la réaction est écrite avec un nombre stœchiométrique égal à 1 pour le combustible :

$$\Delta E = \sum E_{\text{liaisons rompues}} - \sum E_{\text{liaisons formées}}$$

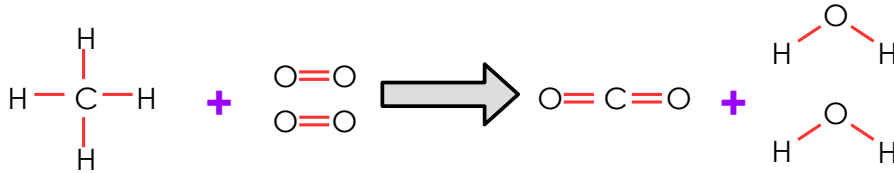
Énergie molaire de réaction en (J.mol^{-1}) .

somme des énergies des liaisons rompues en (J.mol^{-1}) .

somme des énergies des liaisons formées en (J.mol^{-1}) .

Remarque 1 : $\Delta E < 0$, car les combustions sont exothermiques, le système chimique perd de l'énergie.

Exemple : Énergie molaire de combustion du méthane (CH_4).



$$\Rightarrow \Delta E = (4 E_{\text{C-H}} + 2 E_{\text{O=O}}) - (2 E_{\text{C=O}} + 4 E_{\text{O-H}})$$

$$\Rightarrow \Delta E = (4 \times 415 + 2 \times 498) - (2 \times 804 + 4 \times 463)$$

$$\Rightarrow \Delta E = -804 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

L'énergie molaire de combustion du méthane est de -804 kJ.mol^{-1} .

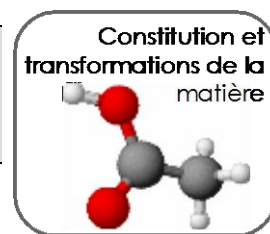
Remarque 2 : Pouvoir calorifique PC et énergie molaire de réaction ΔE sont liés par la relation :

$$\Delta E = -PC \times M \quad \text{avec } \Delta E \text{ en } (\text{J.mol}^{-1}) ; PC \text{ en } (\text{J.kg}^{-1}) \text{ et } M : \text{masse molaire en } (\text{kg.mol}^{-1}).$$

Application : Montrer que l'énergie molaire de combustion de l'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) est de $-1259 \text{ kJ.mol}^{-1}$, puis calculer son pouvoir calorifique.

Données : $M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$; et $M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

TP A9 : Pouvoir calorifique d'un combustible – Fiche matériel.



Au bureau :

- balance(s) ;
- grand cristalliseur, avec de l'eau réfrigérée à $\sim 10^{\circ}\text{C}$ (avec des glaçons) : 200 mL par groupe
- Bécher 400 mL pour prélever l'eau dans le cristalliseur ;
-

Par groupe :

- cannette soda (vide) ;
- potence avec pince pour tenir la canette ;
- thermomètre (*électronique, si possible*) ;
- bougie chauffe-plat ;
- éprouvette 250 mL (ou 100 mL), pour mesurer les volumes d'eau ;
- petit entonnoir ;
- allumettes ;