

# TP-cours A9 : Pouvoir calorifique d'un combustible – Valeurs expérimentales

## I) Manipulation.

➤ Peser la masse de la canette :  $m_{\text{Can}} = 13,2 \text{ g}$

➤ Peser la masse de la bougie :  $m_{\text{AV}} = 11,60 \text{ g}$

➤ Mesurer un volume d'eau  $V = 200 \text{ mL}$  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 :

$$\theta_i = 10,3 \text{ }^\circ\text{C} ; t_i = 0 \text{ s}$$

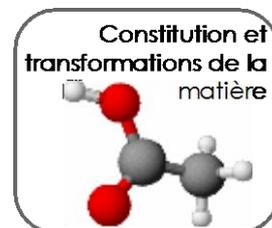
➤ Agiter en permanence, lorsque la température approche  $30^\circ\text{C}$ , éteindre la bougie et noter l'heure ainsi que la température finale :  $\theta_f = 31,0 \text{ }^\circ\text{C} ; t_f = 13 \text{ min } 56 \text{ s}$

➤ Peser à nouveau la masse de la bougie (après refroidissement de celle-ci) :  $m_{\text{AP}} = 11,14 \text{ g}$

## II) Exploitation.

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<br><i>PC</i> | Incertitude-<br>type <i>u(PC)</i> |
|---|------|------|------|------|------|------|------|----|----------------------|-----------------------------------|
| PC ( $\text{MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ ) | 38,1 | 36,2 | 37,3 | 38,3 | 36,5 | 36,9 | 37,8 | 38 | 37,4                 | 0,3                               |



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

## I) Manipulation.

- Peser la masse de la canette :  $m_{\text{Can}} = 13,2 \text{ g}$
- Peser la masse de la bougie :  $m_{\text{AV}} = 11,60 \text{ g}$
- Mesurer un volume d'eau  $V = 200 \text{ mL}$  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 :

$$\theta_i = 10,3^\circ\text{C} ; t_i = 0 \text{ s}$$

- Agiter en permanence, lorsque la température approche  $30^\circ\text{C}$ , éteindre la bougie et noter l'heure ainsi que la température finale :  $\theta_f = 31,0^\circ\text{C} ; t_f = 13 \text{ min } 56 \text{ s}$

- Peser à nouveau la masse de la bougie (après refroidissement de celle-ci) :  $m_{\text{AP}} = 11,14 \text{ g}$

## II) Exploitation.

$$1^\circ) m_{\text{eau}} = \rho_{\text{eau}} \cdot V \Rightarrow m_{\text{eau}} = 1 \times 200 \Rightarrow m_{\text{eau}} = 200 \text{ g} = 0,2 \text{ kg}$$

$$Q_1 = m_{\text{eau}} \cdot c_{\text{eau}} \cdot (\theta_f - \theta_i) \Rightarrow Q_1 = 0,2 \times 4180 \times (31,0 - 10,3) \Rightarrow Q_1 = 17300 \text{ J} = 17,3 \text{ kJ}$$

$$Q_2 = m_{\text{Can}} \cdot c_{\text{alu}} \cdot (\theta_f - \theta_i) \Rightarrow Q_2 = 0,0132 \times 900 \times (31,0 - 10,3) \Rightarrow Q_2 = 246 \text{ J} = 0,246 \text{ kJ}$$

$$Q = Q_1 + Q_2 \Rightarrow Q = 17,3 + 0,246 \Rightarrow Q = 17,5 \text{ kJ}$$

$$2^\circ) Q = m \cdot PC \Rightarrow PC = \frac{Q}{m} \quad \text{Attention : } m \text{ représente la masse de bougie qui a brûlé, donc :}$$

$$\Rightarrow m = m_{\text{AV}} - m_{\text{AP}} \Rightarrow m = 11,60 - 11,14 \Rightarrow m = 0,46 \text{ g} = 4,6 \times 10^{-4} \text{ kg}$$

$$\Rightarrow PC = \frac{17,6}{4,6 \times 10^{-4}} \Rightarrow PC = \frac{17,6}{4,6 \times 10^{-4}} \Rightarrow PC \approx 38155 \text{ kJ.kg}^{-1} \Rightarrow PC \approx 38,2 \text{ MJ.kg}^{-1}$$

(Rq : tous les calculs ont été effectués, avec des valeurs non arrondies (en mémoire), d'où éventuellement un petit écart sur 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 $\overline{PC}$ | Incertitude-type $u(PC)$ |
|---------------------------|------|------|------|------|------|------|------|----|-------------------------|--------------------------|
| PC (MJ.kg <sup>-1</sup> ) | 38,1 | 36,2 | 37,3 | 38,3 | 36,5 | 36,9 | 37,8 | 38 | 37,4                    | 0,3                      |

$$4^\circ) PC = \overline{PC} \pm u(PC) \Rightarrow PC = 37,4 \pm 0,3 \text{ MJ.kg}^{-1}$$

$$\overline{PC} - u(PC) < PC < \overline{PC} + u(PC) \Rightarrow 37,4 - 0,3 < PC < 37,4 + 0,3$$

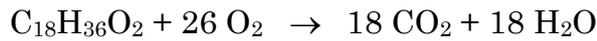
$$\Rightarrow 37,1 \text{ MJ.kg}^{-1} < PC < 37,7 \text{ MJ.kg}^{-1}$$

5°) La valeur expérimentale est légèrement inférieure à la valeur théorique ( $PC_0 = 40 \text{ MJ/kg}$ ). Cet écart s'explique par :

- L'existence de pertes lors cette manipulation (principalement). Toute l'énergie produite par la combustion de la bougie n'est pas récupéré par la canette et l'eau. Une partie est perdue dans le milieu extérieur et une partie sert à faire fondre la paraffine de la bougie ;
- le fait que la combustion soit éventuellement incomplète (dans ce cas le pouvoir calorifique sera plus faible) ;
- des erreurs lors de la mesure de la température (précision du thermomètre, manque d'homogénéité) ;

- une erreur sur les **mesures** de **masse** de la bougie ;
- une erreur sur le volume d'eau.

6°)



7°)

$$n_A = \frac{m}{M_A} \quad \text{et} \quad m = 0,46 \text{ g} \quad (m = m_{AV} - m_{AP} \quad \Rightarrow m = 11,60 - 11,14)$$

$$\Rightarrow n_A = \frac{0,46}{284} \quad \Rightarrow n_A = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

=> La quantité de matière  $n_A$  d'acide stéarique ayant réagi est  $1,6 \times 10^{-3}$  mol.

8°) D'après l'équation de la réaction, 1 mole de  $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$  produit 18 moles de  $\text{CO}_2$ . Donc

$$n_B = 18.n_A \quad (n_B = n_{\text{CO}_2}) \quad \Rightarrow \quad n_B = 18 \times 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad \Rightarrow n_B = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

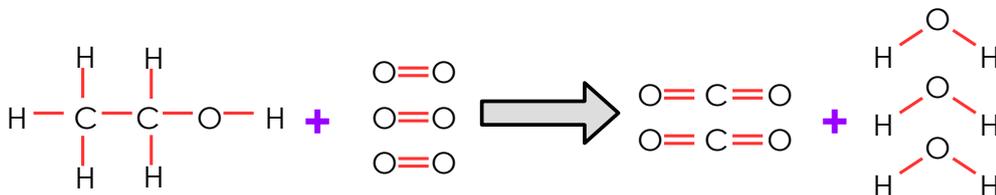
$$m_B = n_B.M_{\text{CO}_2} \Rightarrow m_B = 2,9 \times 10^{-3} \times 44 \quad \Rightarrow m_B = 1,3 \text{ g}$$

La **masse de  $\text{CO}_2$**  qui a été produit, lors de la manipulation est de **1,3 g**

#### IV) Complément de COURS : Énergie molaire de réaction.

**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 son pouvoir calorifique.

Données :  $M_C = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M_H = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ; et  $M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$  ;



**Remarque :** L'écriture des formules développées n'est pas obligatoire, mais elle facilite beaucoup le décompte de liaisons.

$$\Rightarrow \Delta E = (5 E_{\text{C-H}} + E_{\text{C-C}} + E_{\text{C-O}} + E_{\text{O-H}} + 3 E_{\text{O=O}}) - (4 E_{\text{C=O}} + 6 E_{\text{O-H}})$$

$$\Rightarrow \Delta E = (5 \times 415 + 345 + 358 + 463 + 3 \times 498) - (4 \times 804 + 6 \times 463)$$

$$\Rightarrow \Delta E = -1259 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

L'énergie molaire de combustion de l'éthanol est de  **$-1259 \text{ kJ.mol}^{-1}$** .

PC = ?

$$\Delta E = -PC \times M \quad \text{et} \quad M = 2.M_C + 6.M_H + M_O \quad \Rightarrow M = 46 \text{ g.mol}^{-1} = 0,046 \text{ kg.mol}^{-1}.$$

$$PC = \frac{-\Delta E}{M} \Rightarrow PC = \frac{-(-1259)}{0,046} \Rightarrow PC = 27370 \text{ kJ.kg}^{-1} \Rightarrow \boxed{PC = 27,4 \text{ MJ.kg}^{-1}}$$

Le **pouvoir calorifique** de l'éthanol est (d'environ)  **$27,4 \text{ MJ.kg}^{-1}$** .