

On va calculer, à l'aide d'une expérience, l'énergie libérée par la combustion d'une mole d'une bougie pour élever la température d'une quantité d'eau.

A Procédé, mesures et données

- On fait chauffer un peu d'eau dans une canette à l'aide d'une bougie en paraffine (type chauffe-plat).
- L'énergie dégagée par la combustion de la bougie sert à faire fondre la paraffine, la vaporiser puis à élever la température de l'eau contenue dans la canette. Pour limiter les déperditions, on entoure le montage d'un isolant (ici, du papier d'aluminium).

- On procède aux mesures suivantes :

- masse de la canette m_c (g) : 16,36 ;
- masse d'eau m (g) : 150 ;
- température initiale de l'eau dans la canette θ_i (°C) : 13 ;
- masse initiale de la bougie $m_{i \text{ bougie}}$ (g) : 12,34 ;
- masse finale de la bougie $m_{f \text{ bougie}}$ (g) : 11,83 ;
- température finale θ_f (°C) : 40.

- Données :

- capacité thermique massique de l'eau C_{eau} : 4,18 J/g/°C ;
- capacité thermique massique de l'aluminium C_{alu} : 0,897 J/g/°C ;
- masse molaire de l'hydrogène M_H : 1 g/mol ;
- masse molaire du carbone M_C : 12 g/mol ;
- formule brute de la paraffine (qui est un alcane) : $C_{25}H_{52}$.

- La quantité de chaleur émise lors d'une combustion est donnée par la formule :

$$Q = m \times C \times (\theta_f - \theta_i).$$

B Mode opératoire

- On calcule la variation de masse Δm , c'est-à-dire la masse de bougie brûlée :

$$\Delta m = m_{f \text{ bougie}} - m_{i \text{ bougie}}. \quad 12,34 - 11,83 = 0,47 \text{ g}$$

- On calcule la masse molaire moléculaire de la paraffine $C_{25}H_{52}$: $M(C_{25}H_{52}) = 352 \text{ g/mol}$

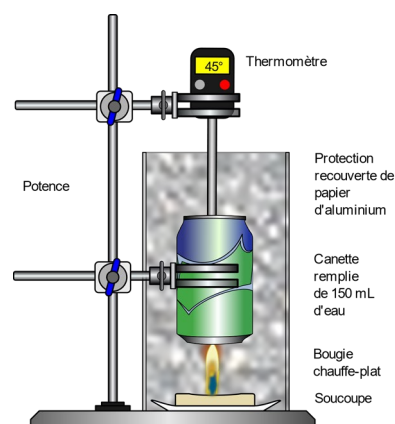
- On calcule le nombre n de moles de paraffine consommées, avec $n = \frac{\Delta m}{M} = 0,00133 \text{ mol}$

- On calcule ensuite la variation de température $\Delta \theta$:

$$\Delta \theta = \theta_f - \theta_i = 40 - 13 = 27^\circ\text{C}$$

- On calcule la quantité de chaleur :

- reçue par la canette en aluminium : $Q_{\text{canette}} = m_c \times C_{\text{alu}} \times (\theta_f - \theta_i) = 16,36 \times 0,897 \times 27 = 396 \text{ J}$;



– reçue par l'eau : $Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} \times C_{\text{eau}} \times (\theta_f - \theta_i) = 150 \times 4,18 \times 27 = 16\,929 \text{ J}$;

– fournie par l'ensemble de la combustion : $Q_{\text{ens}} = Q_{\text{canette}} + Q_{\text{eau}} = 16929 + 396 = 17\,325 \text{ J}$.

■ Pour n moles brûlées, on a fourni une quantité de chaleur de Q_{ens} , donc pour 1 mole, on devrait fournir $Q = 17\,325 / 0,00133 \approx 13\,000\,000 \text{ J}$ soit $13 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$.

■ La valeur théorique est de $15,2 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$. La différence avec la valeur théorique vient du fait que :

– l'intégralité de la chaleur dégagée par la combustion n'est pas transmise à la canette (une partie part dans l'air malgré le papier d'aluminium) ;

– la canette n'est pas calorifugée, elle transmet une partie de sa chaleur à l'extérieur, car celui-ci est plus froid ;

– on a négligé l'énergie nécessaire à la fusion puis la vaporisation de la paraffine ;

– la paraffine peut contenir d'autres produits ;

– les mesures de masse et de température peuvent manquer de précision.