

TP20 - Energie libérée lors d'une combustion

✋ = expérience

✍ = compte-rendu

L'énergie contenue dans une molécule organique peut être libérée par une réaction chimique : on parle d'**énergie chimique**. Le chimiste **Lavoisier**, au XVIII^e siècle, fût le premier à mesurer cette énergie.

Objectif : Evaluer l'énergie thermique libérée lors de la combustion d'une mole de paraffine et d'une mole d'éthanol.

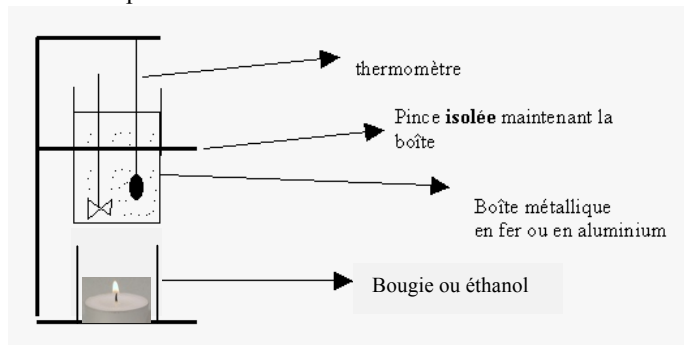
A/ Manipulation

On utilise une canette en aluminium ayant contenue une boisson (33 cL).

Expérience 1 : Combustion d'un alcool

✋ Noter la masse m_c de la canette vide. Introduire environ 200 mL d'eau froide dans la canette. Peser l'ensemble (canette + eau), en déduire la masse d'eau m_{eau} introduite précisément.

- ✋ Fixer la canette à l'aide du support isolant. **Pince en haut de la boîte !**
- ✋ Introduire le thermomètre dans la canette. Noter la température de l'eau : T_i (°C).
- ✋ Positionner la canette 1 cm au dessus de la petite coupelle métallique
- ✋ Placer $m_{éthanol} = 2,0$ g d'éthanol dans la coupelle (noter la masse précise).
- ✋ Allumer, agiter l'eau doucement et régulièrement à l'aide du thermomètre.
- ✋ Laisser brûler tout l'éthanol. Relever la température finale T_f (°C).



Expérience 2 : Combustion d'une bougie

- ✋ **Changer l'eau de la canette !!!** Noter la masse m_{eau} introduite précisément.
- ✋ Noter la masse m_1 de l'ensemble (bougie + boîte métallique). m_1 sera déterminée avec précision (à 0,01 g) car la variation de masse de la bougie est faible au cours de sa combustion.
- ✋ Positionner la canette 1 cm au dessus de la boîte métallique
- ✋ Introduire le thermomètre dans la canette. Noter la température de l'eau : T_i (°C).
- ✋ Allumer la bougie, agiter l'eau doucement et régulièrement à l'aide du thermomètre.
- ✋ Lorsque la température atteint environ 40 °C éteindre la bougie et relever la température finale T_f (°C) précise.
- ✋ Déterminer la nouvelle masse m_1' de l'ensemble (bougie + boîte métallique).
- ✋ En déduire la masse m_{bougie} de la bougie consommée.

Données :

- On supposera que la bougie est constituée uniquement d'hydrocarbures mais avec atomes d'oxygène, ayant pour formule brute $C_{18}H_{36}O_2$ (ou $C_{17}H_{35}-COOH$) (en fait la bougie est constituée d'un mélange d'hydrocarbures).
- Ethanol : C_2H_5-OH
- $C_{eau} = 4,18 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1} = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$
- $C_{Al} = 0,900 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1}$
- Masses molaires (en g.mol^{-1}) : H: 1,0 C: 12 O: 16

B/ Questions

On suppose que la chaleur fournie par la combustion de la bougie (ou de l'éthanol) a été intégralement transmise à la boîte métallique et à l'eau.

- ✍ Ecrire l'équation de réaction de combustion complète de la bougie **et** de l'éthanol, avec états physiques.
- ✍ Déterminer l'énergie thermique libérée E_{lib} par cette combustion, au cours de l'expérience.
- ✍ Exprimer en kJ.mol^{-1} l'énergie libérée par la combustion d'une mole de paraffine ou d'éthanol.
- ✍ Comparer avec les valeurs théoriques des énergies molaires de combustion : $E_{m,comb}$ paraffine (= $E_{sublimation}$ paraffine) = $10,8.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E_{m,comb}$ éthanol (= L_{vap} éthanol) = $1,4.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- ✍ Faire l'inventaire des sources d'erreurs lors de cette manipulation.

TP20 - Energie libérée lors d'une combustion

✋ = expérience

✍ = compte-rendu

L'énergie contenue dans une molécule organique peut être libérée par une réaction chimique : on parle d'**énergie chimique**. Le chimiste **Lavoisier**, au XVIII^e siècle, fût le premier à mesurer cette énergie.

Objectif : Evaluer l'énergie thermique libérée lors de la combustion d'une mole de paraffine et d'une mole d'éthanol.

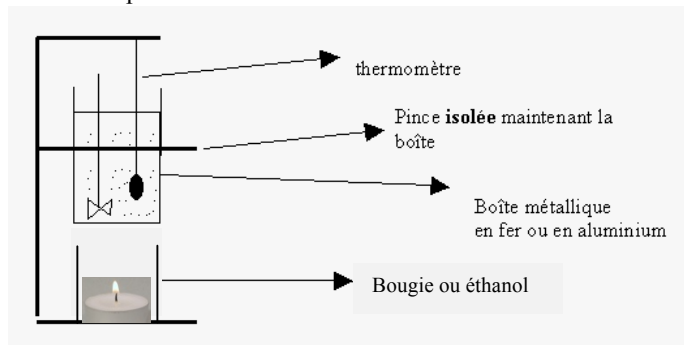
A/ Manipulation

On utilise une canette en aluminium ayant contenue une boisson (33 cL).

Expérience 1 : Combustion d'un alcool

✋ Noter la masse m_c de la canette vide. Introduire environ 200 mL d'eau froide dans la canette. Peser l'ensemble (canette + eau), en déduire la masse d'eau m_{eau} introduite précisément.

- ✋ Fixer la canette à l'aide du support isolant. **Pince en haut de la boîte !**
- ✋ Introduire le thermomètre dans la canette. Noter la température de l'eau : T_i (°C).
- ✋ Positionner la canette 1 cm au dessus de la petite coupelle métallique
- ✋ Placer $m_{éthanol} = 2,0$ g d'éthanol dans la coupelle (noter la masse précise).
- ✋ Allumer, agiter l'eau doucement et régulièrement à l'aide du thermomètre.
- ✋ Laisser brûler tout l'éthanol. Relever la température finale T_f (°C).



Expérience 2 : Combustion d'une bougie

- ✋ **Changer l'eau de la canette !!!** Noter la masse m_{eau} introduite précisément.
- ✋ Noter la masse m_1 de l'ensemble (bougie + boîte métallique). m_1 sera déterminée avec précision (à 0,01 g) car la variation de masse de la bougie est faible au cours de sa combustion.
- ✋ Positionner la canette 1 cm au dessus de la boîte métallique
- ✋ Introduire le thermomètre dans la canette. Noter la température de l'eau : T_i (°C).
- ✋ Allumer la bougie, agiter l'eau doucement et régulièrement à l'aide du thermomètre.
- ✋ Lorsque la température atteint environ 40 °C éteindre la bougie et relever la température finale T_f (°C) précise.
- ✋ Déterminer la nouvelle masse m_1' de l'ensemble (bougie + boîte métallique).
- ✋ En déduire la masse m_{bougie} de la bougie consommée.

Données :

- On supposera que la bougie est constituée uniquement d'hydrocarbures mais avec atomes d'oxygène, ayant pour formule brute $C_{18}H_{36}O_2$ (ou $C_{17}H_{35}-COOH$) (en fait la bougie est constituée d'un mélange d'hydrocarbures).
- Ethanol : C_2H_5-OH
- $C_{eau} = 4,18 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1} = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$
- $C_{Al} = 0,900 \text{ J.g}^{-1}.\text{°C}^{-1}$
- Masses molaires (en g.mol^{-1}) : H: 1,0 C: 12 O: 16

B/ Questions

On suppose que la chaleur fournie par la combustion de la bougie (ou de l'éthanol) a été intégralement transmise à la boîte métallique et à l'eau.

- ✍ Ecrire l'équation de réaction de combustion complète de la bougie **et** de l'éthanol, avec états physiques.
- ✍ Déterminer l'énergie thermique libérée E_{lib} par cette combustion, au cours de l'expérience.
- ✍ Exprimer en kJ.mol^{-1} l'énergie libérée par la combustion d'une mole de paraffine ou d'éthanol.
- ✍ Comparer avec les valeurs théoriques des énergies molaires de combustion : $E_{m,comb}$ paraffine (= $E_{sublimation}$ paraffine) = $10,8.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $E_{m,comb}$ éthanol (= L_{vap} éthanol) = $1,4.10^3 \text{ kJ.mol}^{-1}$
- ✍ Faire l'inventaire des sources d'erreurs lors de cette manipulation.