

Noms :	Prénoms :	Classe :
Première Spécialité TP	<i>Thème</i> : Constitution et transformations de la matière <i>Chapitre 18</i> : Réactions de combustion	
	Energie libérée lors d'une combustion	

But du TP : Mettre en œuvre un protocole pour estimer la valeur de l'énergie libérée lors d'une combustion. Nous allons déterminer ici l'énergie libérée par la combustion de paraffine (constituant des bougies).

I Notions préalables sur les combustions et leur énergie



A) Pouvoir calorifique

- Une **combustion** est une transformation chimique impliquant un **combustible** (qui brûle) et un **comburant**. (qui permet la combustion). Le comburant est généralement le dioxygène de l'air.
- Les combustibles dégagent de l'énergie lors de leur combustion. Pour pouvoir comparer ces combustibles, on détermine leur **pouvoir calorifique PC** qui correspond à l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme de combustible.

B) Transfert thermique

Un transfert thermique peut servir :

- à modifier la température d'un corps (modification de l'agitation thermique des particules) ;
- à modifier l'état physique des corps (modification des interactions entre particules).

L'énergie correspondante, notée Q , est comptée **positivement** si elle est **reçue** (gagnée) par le corps et **négativement** si elle est **libérée** (perdue) par le corps.

Dans le cas d'une **modification de température** d'un corps, l'énergie thermique échangée s'écrit :

$$Q = m \times c \times \Delta\theta$$

Q : énergie thermique échangée en J

m : masse du corps en kg

c : capacité thermique massique en $J.kg^{-1}.^{\circ}C^{-1}$.

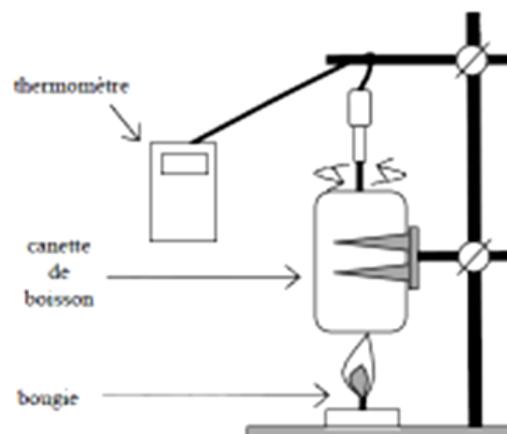
$\Delta\theta$: variation de température en $^{\circ}C$

II Energie libérée lors d'une combustion

A) Protocole

LIRE L'ENSEMBLE DU PROTOCOLE AVANT DE FAIRE LES MANIPULATIONS.

- Peser la canette vide. Noter m_1 dans le tableau de résultats sur la page suivante.
- Mesurer environ 150 mL d'eau avec l'éprouvette graduée. Verser doucement cette eau dans la canette.
- Peser la canette avec l'eau. Noter m_2 .
- Peser la bougie. Noter m_3 .
- Réaliser le montage suivant, sans allumer la bougie :



- Mettre en place le thermomètre et régler la bague en caoutchouc pour que le thermomètre trempe dans l'eau sans toucher le fond. Mesurer la température initiale de l'ensemble eau + canette. Noter θ_1 .
- Allumer la bougie, la flamme doit se situer à quelques centimètres de la canette. Suivre l'évolution de la température en agitant doucement avec l'agitateur.
- Lorsque la température de l'eau atteint environ 30°C , éteindre la bougie en soufflant doucement, pour ne pas projeter de paraffine liquide.
- Continuer d'agiter et noter la valeur maximale atteinte par l'eau et la canette : θ_2 .
- Retirer la bougie délicatement sans perdre de paraffine liquide et la peser de nouveau. Noter m_4 .
- Laisser l'eau dans la canette.

m_1 (en g)	m_2 (en g)	m_3 (en g)	m_4 (en g)	$m_2 - m_1$	$m_3 - m_4$	θ_1 (en $^\circ\text{C}$)	θ_2 (en $^\circ\text{C}$)

B) Exploitation des résultats

- 1) *Que représente $m_2 - m_1$?*
- 2) *Que représente $m_3 - m_4$?*
- 3) *Calculer l'énergie thermique Q_{eau} reçue par l'eau. Attention : il faut convertir les masses en kg !*
- 4) *Calculer l'énergie thermique Q_{canette} reçue par la canette. On considère la température initiale de la canette identique à celle de l'eau.*
- 5) *On note Q_{bougie} l'énergie cédée par la combustion de la bougie. En admettant que le système est isolé, on obtient : $Q_{\text{eau}} + Q_{\text{canette}} + Q_{\text{bougie}} = 0$. Calculer l'énergie cédée Q_{bougie} par la bougie.*
- 6) *En déduire le pouvoir calorifique PC de la paraffine (de la bougie).*
- 7) *Calculer le pourcentage d'erreur relative par rapport à la valeur officielle : $\text{PC} = 46 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.*

$$\% \text{ erreur} = \frac{|\text{valeur officielle} - \text{valeur mesurée}|}{\text{valeur officielle}} \times 100$$
- 8) *L'écart avec la valeur officielle est parfois important. Identifier les éventuelles sources d'erreurs ou d'imprécisions.*

Données :

Capacités thermiques massiques :

$$c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

$$c_{\text{acier}} = 460 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

C) Questions complémentaires

La paraffine constituant la bougie peut être considérée comme un hydrocarbure de formule brute $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$.

- 9) *Compte-tenu de la formule brute de la paraffine, est-elle un alcane, un alcool, un aldéhyde, une cétone ou un acide carboxylique ?*

- 10) *Justifier à l'aide des valeurs ci-dessous l'état physique de la paraffine à la température ambiante.*

Températures de changement d'état du pentacosane de formule brute $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$:

$$\textbf{Fusion} : \theta_{\text{fus}} = 54^\circ\text{C}$$

$$\textbf{Ebullition} : \theta_{\text{éb}} = 403^\circ\text{C}$$

La combustion complète des hydrocarbures de cette famille donne lieu à la formation de **dioxyde de carbone** et d'**eau**.

- 11) *Ecrire l'équation de la combustion complète de la paraffine dans le dioxygène de l'air et l'équilibrer.*

- 12) *Calculer la quantité de matière en mol correspondant à une masse de 1 kg de paraffine.*

Données : $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

13) Remplir le tableau d'avancement suivant. On notera « en excès » pour la quantité de matière de dioxygène.

Equation de la transformation		+	→	+	
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	$x = 0$				
En cours	x				
Etat final	x_{\max}				

14) La réaction est considérée comme totale (toute la paraffine disparaît). Calculer x_{\max} en mol.

15) Calculer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone produites par la combustion d'un kilogramme de paraffine.

16) En déduire la masse d'eau et de dioxyde de carbone produites par la combustion d'un kilogramme de paraffine.

III Exercice : le bioéthanol

Depuis les années 1970, au Brésil, certains véhicules utilisent l'éthanol de formule C_2H_6O comme carburant plutôt que l'essence. Cet alcool est élaboré à partir de matières agricoles, comme la canne à sucre ou les céréales.

Devant la diminution des ressources en combustibles fossiles, l'éthanol apparaît comme une source d'énergie alternative possible. Son emploi s'étend actuellement à d'autres pays, où il est mélangé à de l'essence ordinaire.

17) Ecrire l'équation de sa combustion complète dans le dioxygène. Il se forme toujours du dioxyde de carbone et de l'eau.

18) Calculer la quantité de matière correspondant à 1 kg d'éthanol.

19) Remplir le tableau d'avancement suivant. On notera « en excès » pour la quantité de matière de dioxygène.

Equation de la transformation		+	→	+	
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	$x = 0$				
En cours	x				
Etat final	x_{\max}				

20) La réaction est considérée comme totale. Calculer x_{\max} en mol.

21) Calculer les quantités de matière d'eau et de dioxyde de carbone produites par la combustion d'un kilogramme d'éthanol.

22) En déduire la masse d'eau et de dioxyde de carbone produites par la combustion d'un kilogramme d'éthanol.