

 INTRODUCTION

L'énergie contenue dans une molécule organique peut être libérée par une réaction chimique : on parle alors d'énergie chimique. Le chimiste Lavoisier fut le premier, au XVIII^e siècle, à entreprendre la mesure de cette énergie. On appelle réaction de combustion, la réaction entre un combustible et un comburant (en général le dioxygène). Cette réaction libère de l'énergie (on dit qu'elle est exothermique). On utilise ce type de réaction dans les moteurs de voiture, qui réalisent la combustion d'hydrocarbures, dans différents types de chauffage (fioul, gaz, bois...), mais aussi dans notre organisme pour produire l'énergie nécessaire au maintien des fonctions vitales, la thermorégulation ou l'activité musculaire (glucides, lipides et protéides apportent des composés organiques qui vont être brûlés par l'organisme). Lors d'une combustion complète, les seuls produits sont l'eau et le dioxyde de carbone.

Ce TP comporte 3 Appels**Matériels et produits disponibles**

- Balance
- Éprouvette graduée de 250 mL
- Canette en aluminium
- Support avec 2 pinces
- Lampe à alcool
- Sonde thermométrique
- Gant de protection thermique
- Bougie
- Allumettes
- Éthanol
- Eau distillée

ALLER À LA PAGE SUIVANTE

Q1. Réaliser le protocole suivant :

**Protocole 1.**

- Peser la masse m_{can} de la canette en aluminium.
- Introduire approximativement 100 mL d'eau distillée dans la canette.
- Peser la masse $m_{\text{can+eau}}$ de la canette avec l'eau distillée.
- Remplir la lampe à alcool avec environ 10 mL d'éthanol.
- Peser la masse $m_{\text{lam,ini}}$ de la lampe à alcool.
- Relever la température T_{ini} de l'eau distillée en s'assurant que le thermomètre plonge dans l'eau.
- Réaliser un montage judicieux permettant de faire chauffer l'eau contenue dans la canette avec la lampe à alcool tout en mesurant la température de l'eau.
- Allumer la lampe à alcool, sans que la flamme touche la canette.
- Agiter régulièrement la canette avec le gant thermique.
- Lorsque la température atteint 45°C, éteindre la lampe à alcool.
- Continuer d'agiter et noter la température maximale T_{max} atteinte.
- Peser la masse $m_{\text{lam,fin}}$ de la lampe à alcool après chauffage.

**Matériels et produits disponibles**

- Balance
- Éprouvette graduée de 250 mL
- Canette en aluminium
- Support avec 2 pinces
- Lampe à alcool
- Sonde thermométrique
- Gant de protection thermique
- Bougie
- Allumettes
- Éthanol
- Eau distillée

APPEL N°1 :

Compétences évaluées : Réa Réa Réa

ALLER À LA PAGE SUIVANTE

Q2. Quelle est la masse m_{eau} d'eau qui s'est échauffée ? **Quelle** est la masse $m_{\text{éth}}$ d'éthanol qui a réagi ? **Quelle** est alors la quantité de matière $n_{\text{éth}}$ correspondante ?

Document 1.

Formule brute de l'éthanol : $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

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

Q3. Écrire l'équation de combustion de l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ dans le dioxygène.

Q4. Déterminer la valeur de l'énergie Q_{rec} reçue par l'eau au cours de l'expérience calculée à l'aide de la formule suivante : $Q_{\text{rec}} = m_{\text{eau}} c_{m,\text{eau}} (T_{\text{max}} - T_{\text{ini}})$

Document 2.

Masses volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg.L}^{-1}$.

Capacité calorifique massique de l'eau liquide : $c_{m,\text{eau}} = 4\,185,5 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

Q5. Quelle est, d'après vous, la **relation** entre cette énergie Q_{rec} et l'énergie E_{lib} libérée par la combustion de l'éthanol, en considérant un échange thermique parfait ?

Q6. Déterminer la valeur de l'énergie massique $E_{m,\text{comb}}$ puis molaire E_{comb} de combustion de l'éthanol calculée à l'aide de la formule suivante : $E_{\text{lib}} = m_{\text{éth}} E_{m,\text{comb}} = n_{\text{éth}} E_{\text{comb}}$

Q7. Les valeurs expérimentales se **rapprochent**-elles des valeurs théoriques ? **Quel** est alors l'**écart relatif** ? D'où peuvent provenir les différences ? Que proposeriez-vous pour améliorer les résultats ?

Document 3.

L'énergie massique de combustion de l'éthanol vaut $28,8 \text{ kJ.g}^{-1}$ et l'énergie molaire de combustion de l'éthanol vaut 1326 kJ.mol^{-1} .

APPEL N°2 : **Compétences évaluées :** A/R A/R A/R A/R Val

ALLER À LA PAGE SUIVANTE

Q8. Reprendre le Protocole 1. pour **déterminer** cette fois les énergies massiques et molaires de combustion de la paraffine et de l'acide stéarique.

Document 4.

*Masse molaires : $M(H) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$, $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$.
Une bougie est constituée à 90% de paraffine (alcane de formule brute $C_{25}H_{52}$;
température de fusion : 60°C) et de 10% d'un additif appelé stéarine (appelé aussi
acide stéarique de formule brute $C_{18}H_{36}O_2$; température de fusion : 70°C).*

APPEL N°3 : **Compétences évaluées : Réa Réa A/R A/R**

NE PAS ALLER À LA PAGE SUIVANTE, IL N'Y EN A PLUS !