



Energie chimique
Niveau : Terminale STL PCM.

Elément imposé : Mettre en oeuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.



Repères de progressivité Prérequis

Niveau	Notions
Seconde générale	<ul style="list-style-type: none">• Equation de réaction, quantité de matière.• Combustions.• Énergie de changement d'état, transformations et réactions endothermiques / exothermiques.
Première STL PCM	<ul style="list-style-type: none">• Ordre de grandeur d'énergie de liaison• Lien entre structure et énergie de changement d'état.
Terminale STL PCM	<ul style="list-style-type: none">• Diagramme P/T du corps pur.



Attendus du programme

• Énergie chimique

En classe de première ont été abordées les énergies de liaisons et de changement d'état. En classe terminale, la transformation chimique est étudiée à pression constante, ce qui permet d'introduire la notion d'enthalpie. La liaison chimique, qu'elle soit intermoléculaire ou intramoléculaire, est ainsi vue comme un réservoir d'énergie permettant de stocker ou de restituer de l'énergie. L'estimation expérimentale du pouvoir calorifique est l'occasion de revenir sur les incertitudes et les sources d'erreur.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Diagramme d'état d'un corps pur.	- Prévoir l'état physique d'un corps pur à température et pression données à l'aide de son diagramme d'état.
Enthalpie de changement d'état.	- Définir une enthalpie de changement d'état.
Enthalpie standard de formation.	- Prévoir le signe d'une enthalpie de changement d'état lors du passage d'un état physique à un autre.
Enthalpie standard de réaction.	- Définir une enthalpie standard de formation.
	- Calculer une enthalpie standard de réaction à partir de données tabulées en utilisant la loi de Hess.
Capacité thermique.	- Identifier le caractère exothermique, endothermique ou athermique d'une réaction.
Pouvoir calorifique.	- Citer et exploiter la relation entre variation d'enthalpie, capacité thermique et variation de température pour une phase condensée.
	- Définir et utiliser le pouvoir calorifique pour comparer différents combustibles.
	Capacité expérimentale :
	- Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.

Objectifs de la leçon



Points clefs :

- ❑ Définir l'enthalpie.
- ❑ Comprendre les transferts énergétiques à l'oeuvre.

Objectifs de la leçon



Points clefs :

- Définir l'enthalpie.
- Comprendre les transferts énergétiques à l'oeuvre.

Capacités travaillées :

- Revenir sur l'équation de combustion.
- Lien entre les grandeurs, homogénéités
- Réaliser des calculs enthalpiques.

Objectifs de la leçon



Points clefs :

- Définir l'enthalpie.
- Comprendre les transferts énergétiques à l'oeuvre.

Capacités travaillées :

- Revenir sur l'équation de combustion.
- Lien entre les grandeurs, homogénéités
- Réaliser des calculs enthalpiques.

Quelques difficultés anticipées des élèves :

- Comprendre la notion d'enthalpie
- Comprendre la construction des enthalpies standard de formation et de réaction.

Objectifs de la leçon



Quelques difficultés anticipées des élèves :

- ❑ Comprendre la notion d'enthalpie
- ❑ Lien entre énergie libérée de la réaction et énergie de liaison.

Solutions apportées :

- ❑ Appui sur des exemples et des expériences.
- ❑ Abordage de quelques notions hors-programme pour aider à l'introduction des notions.



Energie chimique
Niveau : Terminale STL PCM.

Elément imposé : Mettre en oeuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.

Enthalpie



Endothermique

Le système capte un transfert thermique

Exemple : Évaporation de l'eau sur la peau d'un baigneur (sensation de froid)

Exothermique

Le système donne un transfert thermique

Exemple : Combustion

Chauffage d'un thé au micro-onde à 800 W



$$\Delta T = \frac{Q}{mc_{p, eau}} = \frac{P \times \Delta t}{mc_{p, eau}} = \frac{800 \text{ W} \times 30 \text{ s}}{500 \text{ g} \times 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}} = 11,5 \text{ } ^\circ\text{C}$$

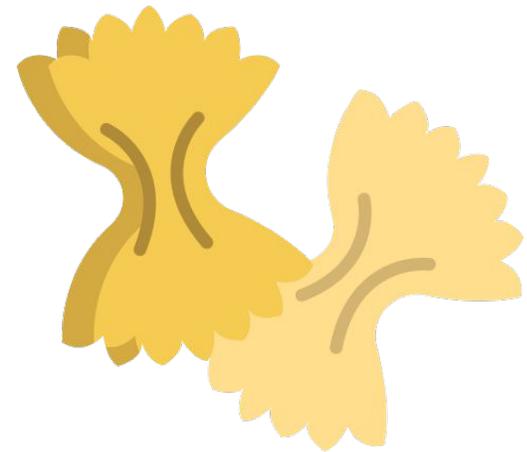


Chauffage d'une casserole d'eau

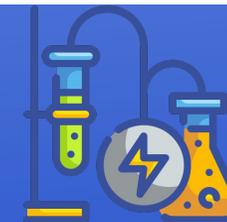


$$Q = mc_{p, eau} \Delta T + \frac{m_{eau}}{M_{eau}} \Delta H_{vap}(H_2O)$$

$$Q = 500g \times 4,18 J \cdot g^{-1} \cdot K^{-1} \times (100^\circ C - 20^\circ C) + \frac{500g}{18 g \cdot mol^{-1}} \times 40,7 kJ \cdot mol^{-1} = 1,3 MJ$$

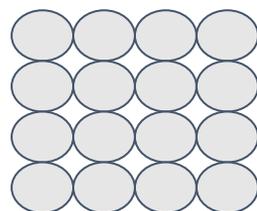


Signes des enthalpies de réactions

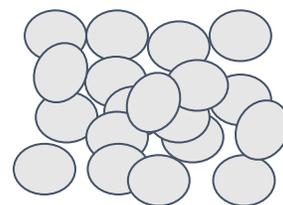


Nom du changement d'état	Changement d'état	Symbole IUPAC et signe
Fusion	Solide \rightarrow liquide	$\Delta H_{\text{Fusion}} > 0$
Solidification	Liquide \rightarrow solide	$\Delta H_{\text{Solidification}} < 0$
Vaporisation	Liquide \rightarrow gazeux	$\Delta H_{\text{Vaporisation}} > 0$
Liquéfaction	Gazeux \rightarrow Liquide	$\Delta H_{\text{Liquéfaction}} < 0$
Sublimation	Solide \rightarrow Gazeux	$\Delta H_{\text{Sublimation}} > 0$
Condensation	Gazeux \rightarrow Solide	$\Delta H_{\text{Condensation}} < 0$

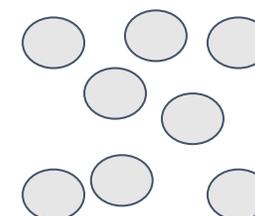
Solide



Liquide



Gazeux



Etat standard, état standard de référence.



Etat standard

L'état standard à **la température T** d'un constituant pur ou en mélange est l'état de ce constituant pur **sous la pression standard** pris dans un état hypothétique (gaz idéal, soluté infiniment dilué,...)

Exemple : L'eau pure à 25°C sous 1 bar.

Etat standard de référence

L'état standard de référence d'un élément à la température T est l'état standard du **corps pur simple** correspondant, dans **l'état physique le plus stable** à la température T considérée.

Exemple : Le carbone graphite à 25°C sous 1 bar.

La vision de Hess



Germain Henri Hess
(1802-1850)

Etat intermédiaire (hypothétique)

Carbone (graphite)
Dihydrogène (gazeux)
Dioxygène (gazeux)

$$\sum_j \nu_j \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$$

$$\sum_i \nu_i \Delta_f H^\circ(\text{produits})$$

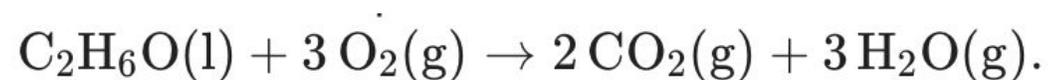
Etat initial

Ethanol
Dioxygène (en excès)

$$\Delta_r H^\circ$$

Etat final

Dioxyde de carbone
Eau



Pouvoir calorifique

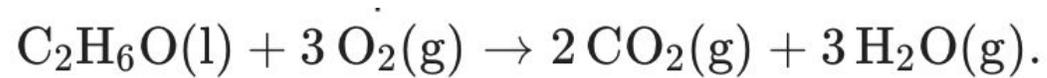


Définition

On appelle **pouvoir calorifique (PC)** la chaleur dégagée par la combustion d'un kilogramme de combustible.

$$PC_{\text{combustible}} = - \frac{\Delta_r H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})}{M_{\text{combustible}} (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

Pouvoir calorifique de l'éthanol



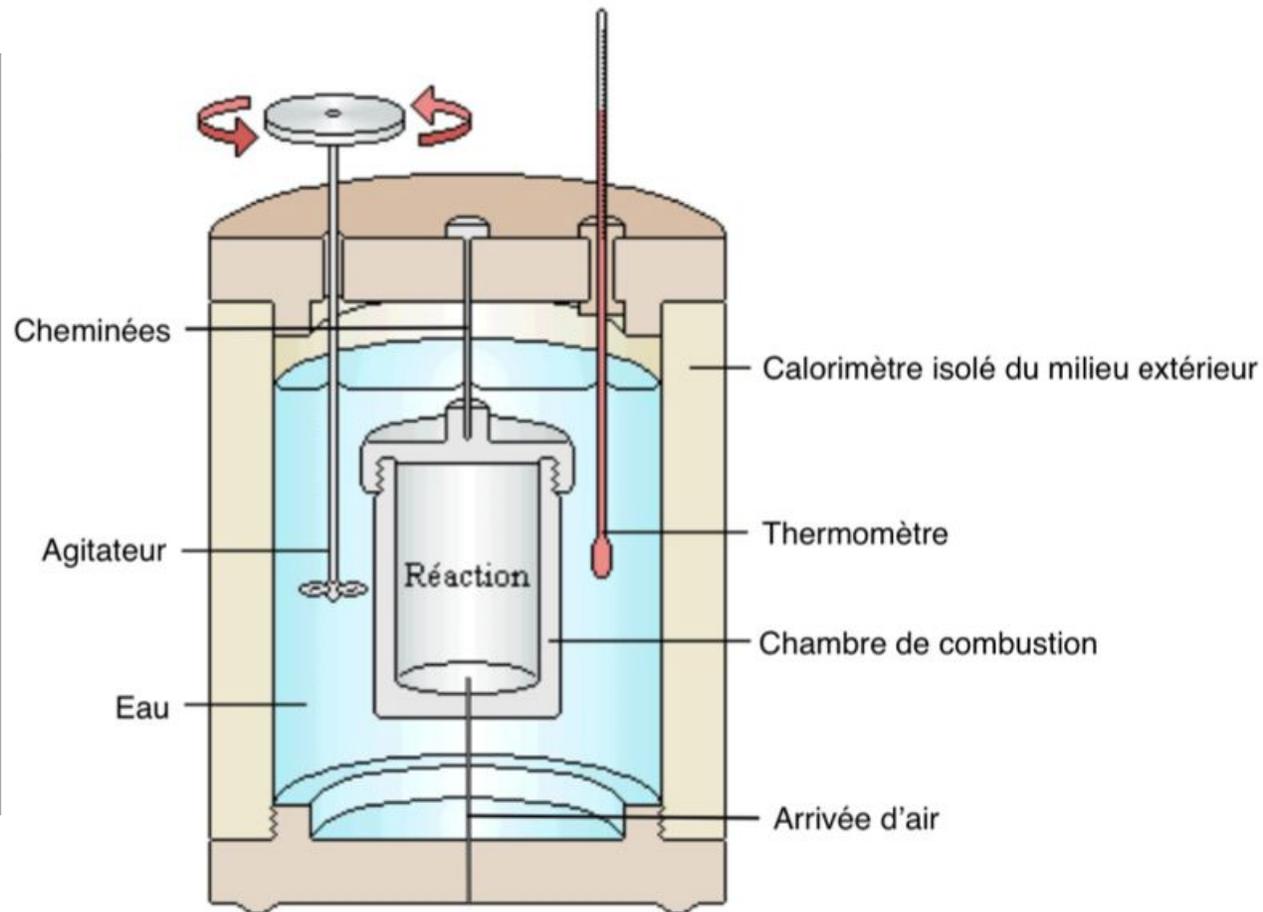
Que se passe-t-il ?

- La combustion de l'éthanol crée de la chaleur.

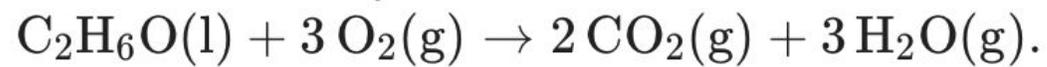
$$n \Delta_r H^\circ = Q$$

- L'eau capte cette chaleur et sa température augmente :

$$-Q = m_{\text{eau}} c_{p,\text{eau}} \Delta T > 0$$



Pouvoir calorifique de l'éthanol



$$m_{\text{calorimètre}} = 184,5 \pm 9,3 \text{ g}$$

$$m_{\text{eau}} = 1701 \pm 1 \text{ g}$$

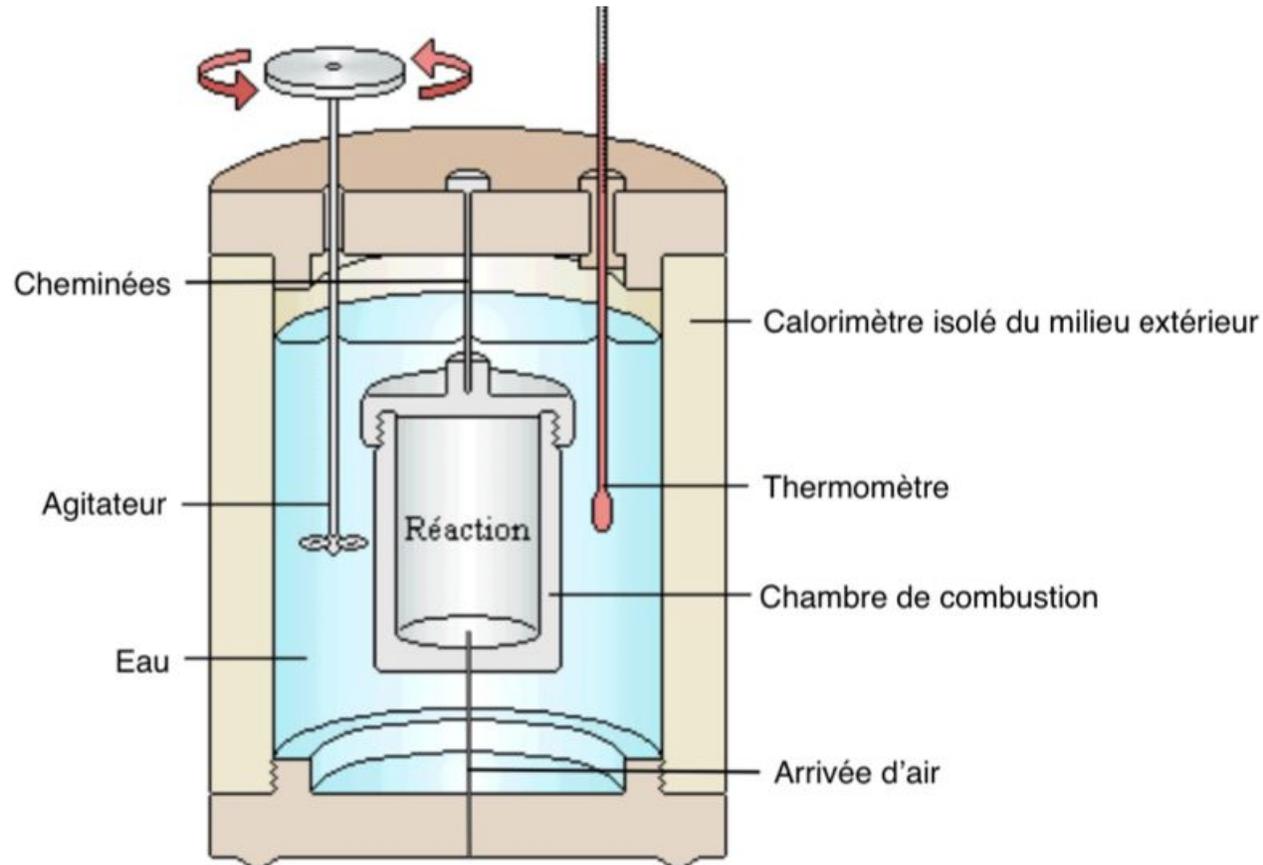
$$m_{\text{éthanol}} = m_{\text{brûleur avant}} - m_{\text{brûleur après}} = ? \pm 0,002 \text{ g}$$

$$\Delta T = T_{\text{final}} - T_{\text{initial}} = ? \pm 0,05 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$PC = \frac{Q}{m_{\text{éthanol}}} = \frac{(m_{\text{eau}} + m_{\text{calorimètre}})c_p \Delta T}{m_{\text{éthanol}}} = ? \text{ MJ.kg}^{-1}$$

Expérience

- Pouvoir calorifique théorique : 24,6 MJ/kg.



Conclusion : des enjeux énergétiques



Combustible	Pouvoir calorifique <i>PC</i> (en MJ·kg ⁻¹)
Méthane	55,6
Butane	47,6
Octane (essences)	42,5
Dodécane (gazole)	44,5
Paraffine	46,0
Charbon	28
Bois	17,5



Plan de cours



I. Enthalpie de changement d'état.

1. Notion d'enthalpie.
2. Transfert d'énergie sans changement d'état ; capacité thermique .
3. Changement d'état.

II. Enthalpie de réaction.

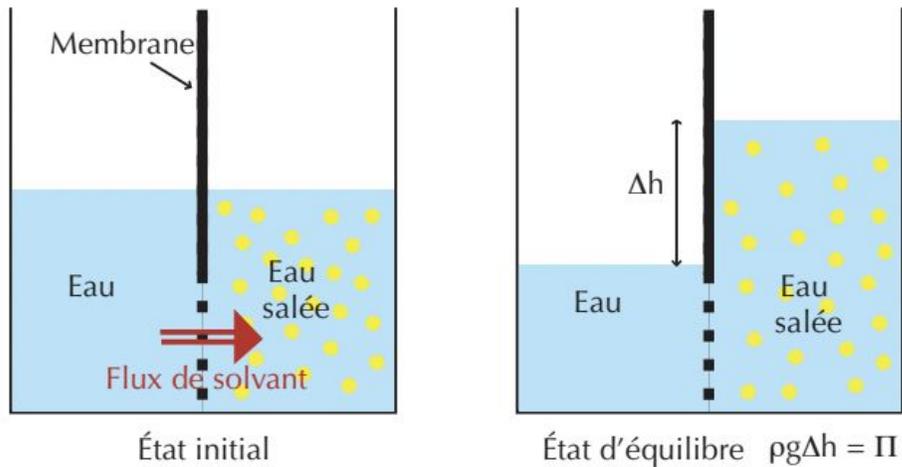
1. Etat standard, état standard de référence.
2. Enthalpie standard de formation.
3. Enthalpie standard de réaction.

III. Chauffage par combustion.

1. Pouvoir calorifique.
2. Mesure.

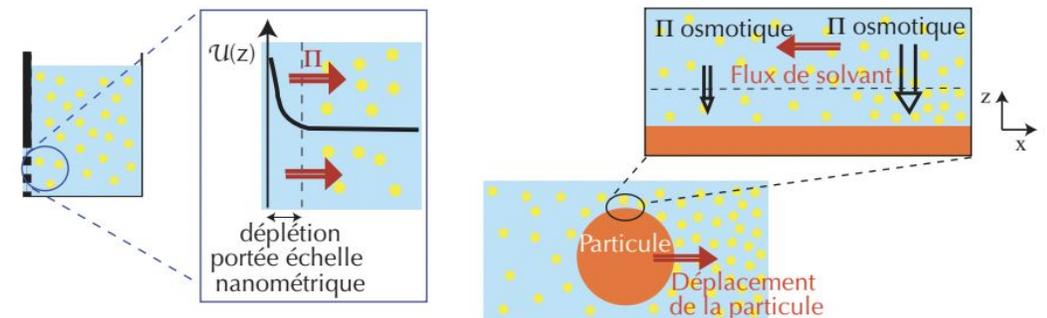
Conclusion : des enjeux énergétiques.

Les centrales osmotiques



Le premier prototype de centrale osmotique au monde, construit à Tofte (Hurum) dans le fjord d'Oslo (Norvège) par la compagnie Statkraft. Inauguré en 2009, ce prototype utilise la différence de concentration saline entre l'eau de mer et l'eau douce d'un estuaire.

1. Expérience d'équilibre osmotique entre deux compartiments séparés par une membrane semi-perméable.



▲ E1. Equilibre osmotique : rôle de la membrane semi-perméable.

▼ E2. Diffusio-osmose près d'une surface solide, et migration diffusio-phorétique de particules solides (points jaunes) dispersées.

Le calorimètre

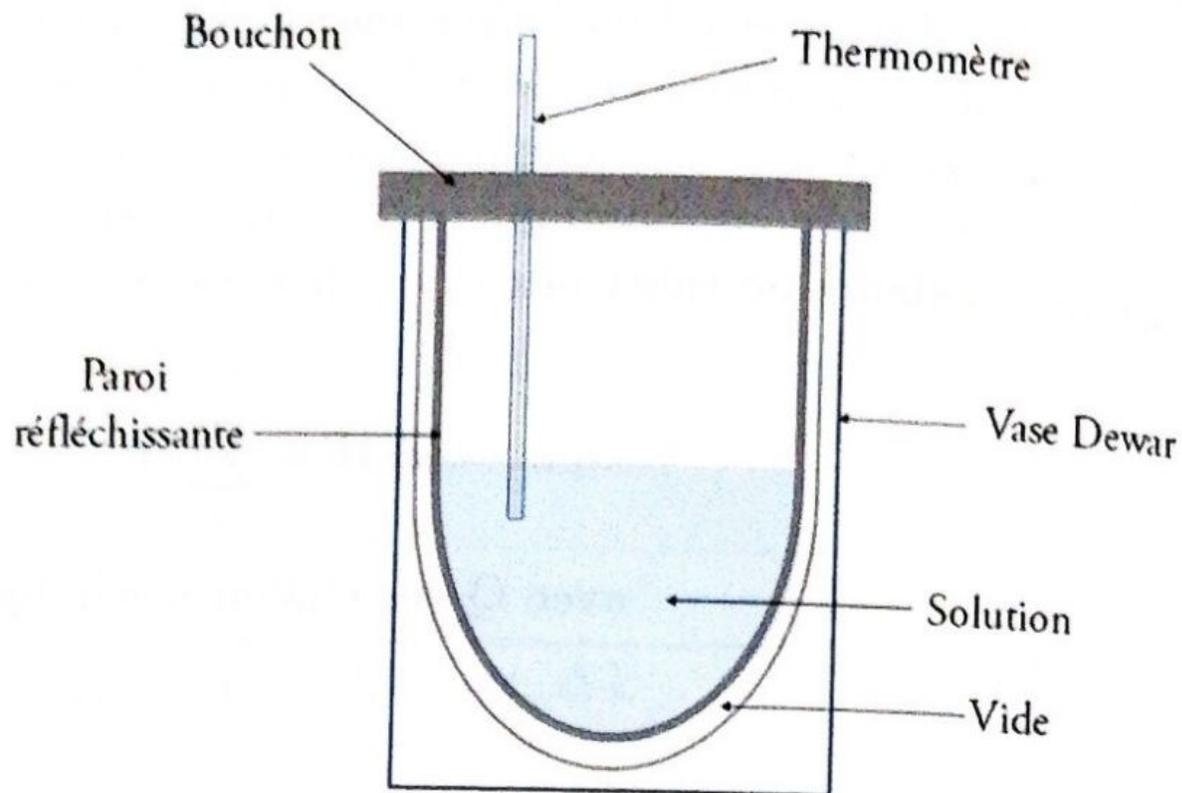


Masse en eau

- **Vase de Dewar** : fournit une très bonne isolation thermique (bouteille en verre ou en métal double-couche) : deux bouteilles à parois mince imbriquées séparées par du vide empêchant les mouvements de convection ou conduction de l'air.
- **Thermomètre**
- **Bouchon** : Matière isolante pour éviter les échanges thermiques.

Le système est totalement isolé :

$$\Delta H = \sum_i Q_{i, \text{échangé}} = 0$$



Valeur en eau du calorimètre : méthode des mélanges



Masse en eau

Constante propre à chaque calorimètre et correspond à la quantité d'eau susceptible d'absorber la même quantité de chaleur que celle absorbée par l'ensemble des différents éléments du calorimètre.

$$Q_1 + Q_{\text{cal}} + Q_2 = 0$$

$$m_1 c_{\text{eau}} (T_f - T_1) + \mu_{\text{cal}} c_{\text{eau}} (T_f - T_1) + m_2 c_{\text{eau}} (T_f - T_2) = 0$$

$$\mu_{\text{cal}} = \frac{m_2 c_{\text{eau}} (T_f - T_2) + m_1 c_{\text{eau}} (T_f - T_1)}{c_{\text{eau}} (T_1 - T_f)}$$

$$C_{\text{cal}} = \frac{m_2 c_{\text{eau}} (T_f - T_2) + m_1 c_{\text{eau}} (T_f - T_1)}{(T_1 - T_f)}$$

Pouvoir calorifique théorique de l'éthanol



Méthode des énergies de liaison

On détermine l'énergie de réaction à l'aide de l'énergie de formation des produits et de l'énergie de dissociation des réactifs. Après avoir repéré les liaisons cassées et formées lors de la réaction on trouve :

$$E_d = E_1(\text{C} - \text{C}) + E_1(\text{C} - \text{O}) + E_1(\text{O} - \text{H}) + 5E_1(\text{C} - \text{H}) + 3E_1(\text{O} = \text{O}).$$

$$E_d = 346 + 358 + 459 + 5 \times 411 + 3 \times 494 = 4,70 \times 10^3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

$$E_f = 4E_1(\text{C} = \text{O}) + 6E_1(\text{O} - \text{H}) = 4 \times 795 + 6 \times 459 = 5,93 \times 10^3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

$$\text{Soit } E_r = E_d - E_f = 4,70 \times 10^3 - 5,93 \times 10^3 = -1,23 \times 10^3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

En prenant en compte la masse molaire de l'éthanol, on trouve $PC = 24,6 \text{ MJ/kg}$

Energie (kJ/mol)	H	C	O=O
H	-436		
C	-415	-344	
O	-463	-350	
O=O			-494