

# LC1 - ÉNERGIE CHIMIQUE

1<sup>er</sup> juin 2021

Corentin Naveau & Simon Jeanne

## Niveau : Terminale STL

### Prérequis

- Liaison chimique
- Oxydoréduction
- Avancement

### Expériences

- 🔥 Pile Daniell

## Table des matières

<b>1</b>	<b>Énergie d'une combustion</b>	<b>2</b>
1.1	Enthalpie de réaction . . . . .	2
1.2	Enthalpie de formation . . . . .	3
1.3	Loi de Hess . . . . .	3
<b>2</b>	<b>Énergie d'une pile électrique</b>	<b>3</b>
2.1	La pile Daniell . . . . .	3
2.2	Puissance et rendement . . . . .	3

## • 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.
	- Identifier le caractère exothermique, endothermique ou athermique d'une réaction.
Capacité thermique.	- Citer et exploiter la relation entre variation d'enthalpie, capacité thermique et variation de température pour une phase condensée.
Pouvoir calorifique.	- Définir et utiliser le pouvoir calorifique pour comparer différents combustibles.
	<b>Capacité expérimentale :</b>
	- Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.

FIGURE 1 – Programme terminale STL

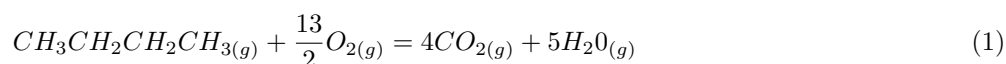
## Introduction

On sait que changer la hauteur d'une balle de masse  $m$  consomme de l'énergie (si on la monte) ou en libère (si on la descend). Cela est dû aux changements de l'énergie potentielle d'interaction entre la Terre et la balle.

Il se produit la même chose en chimie : les liaisons entre les atomes correspondent à une certaine énergie potentielle (on parle d'énergie de liaison). Changer l'arrangement des atomes (ie faire une réaction chimique) va changer ces énergies de liaison. Une réaction peut donc soit libérer de l'énergie, soit en consommer.

## 1 Énergie d'une combustion

Une des énergies chimiques les plus utilisées est l'énergie libérée par la combustion de bois, de charbon, de pétrole, de gaz, etc. Par exemple la combustion du butane sortant d'une bouteille de gaz ou d'un briquet :



### 1.1 Enthalpie de réaction

L'enthalpie standard de réaction (notée  $\Delta_r H^0$ ) correspond à la quantité d'énergie captée par la réaction chimique lorsque son avancement avance d'une mole à  $P$  et  $T$  constants. Cette enthalpie s'exprime en MJ/mol.

Si  $\Delta_r H^0 > 0$ , la réaction capte de l'énergie extérieur, on dit qu'elle est endothermique.

Si  $\Delta_r H^0 < 0$ , la réaction libère de l'énergie, on dit qu'elle est exothermique.

Si  $\Delta_r H^0 = 0$ , on dit qu'elle est athermique.

## 1.2 Enthalpie de formation

L'enthalpie standard de formation correspond à l'enthalpie standard de réaction pour former une mole de ce composé à partir des corps purs simple qui le compose.

Par exemple pour l'eau :



Remarque : par définition, l'enthalpie de formation des corps simples est nulle.

## 1.3 Loi de Hess

Si certaines enthalpies standards de formation et de réaction sont tabulées, ce n'est pas le cas de toutes. Dans ce cas, la loi de Hess nous dit que si une réaction chimique (1) peut être exprimée sous la forme d'une suite d'autres réactions chimiques : (1)=(2)+(3)+(4), alors l'enthalpie standard de la réaction (1) est égale à la somme des enthalpies standards des réactions (2), (3) et (4).

En particulier, l'enthalpie standard d'une réaction est égale à la somme des enthalpie de formation des espèces y intervenant.

$$\sum_i \nu_i A_i = 0 \quad \Delta_r H^0 = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^0 \quad (3)$$

Reprenons l'exemple de la combustion du butane. Les tables nous disent que, dans des conditions de pression et de température standard, l'enthalpie de formation du butane est de -126.2 kJ/mol et celle du  $CO_2$  est de -393.5 kJ/mol.

En appliquant la loi de Hess à l'équation de combustion, on trouve :

$$\Delta_r H^0 = -1 \times (-126.2) - \frac{13}{2} \times 0 + 4 \times (-393.5) + 5 \times (-285.8) = -2657 \text{ kJ/mol} \quad (4)$$

L'énergie libérée par la combustion d'une mole de butane est donc de 2657 kJ/mol. On dit que c'est le pouvoir calorifique du butane. Celui de l'essence est de 4200 kJ/mol, celui du gazole est de 7600 kJ/mol

## 2 Énergie d'une pile électrique

Une autre utilisation quotidienne de l'énergie chimique est l'énergie des piles électriques ou des batteries, présentes dans tous nos téléphones et tablettes.

### 2.1 La pile Daniell

On présente le principe d'une pile à travers la pile la plus célèbre : la pile Daniell.

On présente la réaction totale :



L'enthalpie standard de cette réaction est de  $-64.4 + (-152.4) = 217 \text{ kJ/mol}$ .

Comment récupérer cette énergie ? En séparant cette réaction en deux demi-réaction. Les électrons seront obligé de voyager par un fil électrique pour passer d'une demi-pile à l'autre. Sur son chemin, on peut placer une ampoule ou un moteur : on récupère l'énergie de la réaction.

### 2.2 Puissance et rendement

On utilise une boîte à décade pour faire varier la charge  $R$  sur la pile. On trace la tension effective  $U_{eff}$  (mesurée au borne de la résistance) en fonction de l'intensité  $I$ . On obtient une droite de la forme  $U_{eff} = U_0 - rI$  où  $U_0$  est la tension à vide de la pile (on s'attend à trouver 1.1V) et  $r$  la résistance interne, principalement dû à l'énergie consommée par la mise en mouvement des ions dans le pont salin.

La puissance utile délivrée par la pile vaut  $P_u = E_{eff} I = U_0 I - rI^2$ .

On en déduit que la puissance maximale est atteinte pour une certaine valeur  $I_{opt} = U_0/2r$ . La puissance délivrée vaut alors  $U_0^2/4r \text{ J/s}$ .

L'énergie fournit pendant un temps  $\Delta t$  est donc  $\Delta E = \frac{U_0^2}{4r} \Delta t$  J.

Pendant le même temps, la réaction avance de  $\Delta \xi = \frac{I_{opt}}{2F} \Delta t$  mol.

Le rapport entre les deux nous fournit l'énergie récupérer par mol d'avancement de la réaction :  $U_0 F = 106$  kJ/mol. On compare à l'enthalpie standard de réaction : on trouve un rendement d'un peu moins de 50%

Remarque : L'énergie fournit par mol d'avancement s'écrit de manière générale :  $2F(U_0 - rI)$ . Elle est maximale pour  $I$  nulle (aucune énergie dissipée dans la résistance interne, mais aucune puissance fournie non plus) ; et minimale pour  $I$  maximum (toute l'énergie est dissipée dans la résistance interne). Le rendement maximum est légèrement inférieur à 1.

Remarque : La tension à vide de la pile  $U_0 = \Delta_r G^0 / nF$ . Or  $\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T \Delta_r S^0$ . Le fait qu'on obtienne un rendement inférieur à 50% est directement lié à la création d'entropie, c'est à dire à l'irréversibilité de la pile. Si la réaction était réversible, le rendement serait pile de 50%.

## Conclusion

Nous avons vu deux manières de récupérer de l'énergie de réaction chimique : la combustion et la pile.

Cela nous a permis de définir des éléments importants : l'enthalpie de réaction, l'enthalpie de formation et la loi de Hess. Cela nous a permis d'étudier la pile Daniell, et notamment son rendement.