
ÉNERGIE CHIMIQUE

Niveau

STL

Pré-requis

- Liaisons chimiques
- Etats standards ?
- Avancement
- Oxydo-réduction
- Grandeurs électriques

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.

FIGURE 1 – Programme STL aspect thermo

Bibliographie

—

Demi-pile, pile, pont salin.	- Représenter une pile comme l'association de deux demi-piles reliées par un pont salin. Préciser la polarité, le nom de chaque électrode, le sens de déplacement des électrons, du courant et des ions (y compris dans le pont salin).
Anode, cathode.	- Écrire l'équation de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile à partir de la polarité de la pile et des couples redox impliqués.
Quantité d'électricité.	- Déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile à partir des quantités de matière initiales.
	Capacité expérimentale :
	- Réaliser une pile et mesurer la tension pour identifier l'anode et la cathode, l'oxydant et le réducteur.

FIGURE 2 – Programme STL aspect électrochimie

Expériences

—

Table des matières

1 Combustion	2
1.1 Rappel sur la combustion	2
1.2 Enthalpie standard de réaction	3
1.3 Enthalpie Standard de formation	4
1.4 Pouvoir calorifique	4
2 Pile	4
2.1 Fonctionnement d'une pile	5
2.2 Aspect énergétique d'une pile	6
2.2.1 Capacité d'une pile	6

Introduction

L'énergie chimique :

— Energie contenue dans les liaisons.

On s'intéresse à comment récupérer et utiliser cette énergie.

1 Combustion

1.1 Rappel sur la combustion

Fil rouge de la partie : quantité d'énergie contenue dans un briquet (butane).

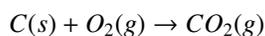
Triangle du feu :

— Combustible

— Chaleur \equiv énergie d'activation

— Comburant

La combustion transforme de l'énergie chimique en thermique



Le triangle du feu

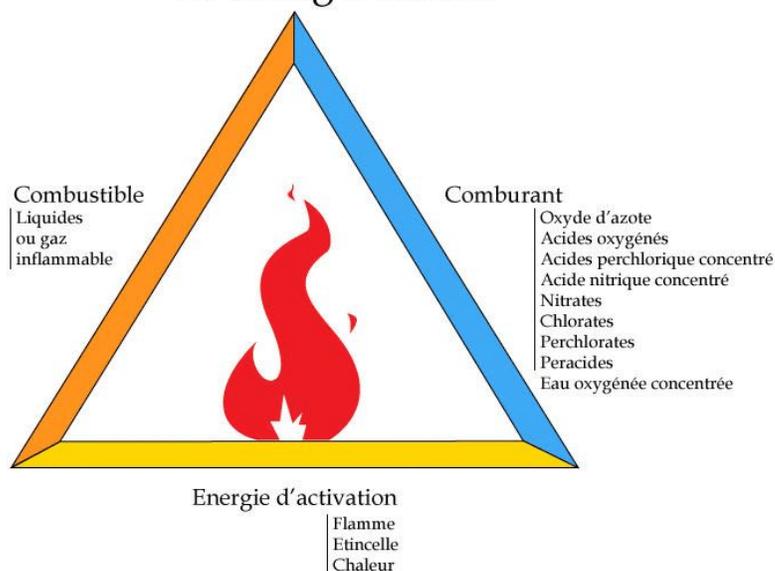
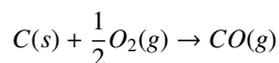


FIGURE 3 – Le triangle du feu

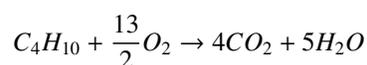
Il arrive qu'il y ait combustion incomplète :



Très dangereux car toxique (intoxication au monoxyde de carbone, inodore et incolore)

Quand on brûle du bois, l'énergie fournie par la réaction suffit à entretenir le feu.

Pour le cas qui nous intéresse : Le briquet, le combustible est le butane. Le comburant est le dioxygène de l'air et l'étincelle permet d'amorcer la réaction.



On sent que plus il y a de butane et plus il y aura potentiellement d'énergie (on va le montrer après) mais on peut commencer par déterminer la quantité de matière de butane pour un briquet de 10cm^3 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{601 \times 1 \times 10^{-2}}{58} = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Transition :

On veut faire le lien entre une réaction chimique et l'énergie libérée

1.2 Enthalpie standard de réaction

Définition : Grandeur énergétique égale à l'énergie thermique libérée ou captée par la réaction chimique considérée quand son avancement augmente d'une mole à T constant et à P = 1bar (P standard)

- Notation : $\Delta_r H^\circ$
- Unité : J/mol

- Convension : on considère le système comme les molécules et les énergies comme rentrante dans le système :
 - $\Delta_r H^\circ > 0$: Energie capté : Réaction endothermique
 - $\Delta_r H^\circ < 0$: Energie libéré : Réaction exothermique
 - $\Delta_r H^\circ = 0$: Pas d'échange : Réaction athermique

Là on a une énergie par mol, donc pour avoir l'énergie libéré par une réaction il faut multiplier par l'avancement $E = \Delta_r H^\circ < 0\xi$

On se dit c'est gagné! le cours est plié, mais non parce que si il faut déterminer $\Delta_r H^\circ$ pour toute réaction on est as sortie : N^p réactions N espèces chimique, p moléularité (a prendre a sesn large : le nombre d'espèce présente dans les réactions) Heureusement on a la loi de Hess : si on peut décomposer une réaction en (1) = (2) + (3) alors $\Delta_r H_1^\circ = \Delta_r H_2^\circ + \Delta_r H_3^\circ$ On a moins de choses a connaitre!

transition :

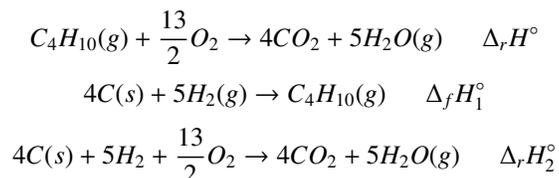
Mais qu'est ce qui est tabulé ?

1.3 Enthalpie Standard de formation

Définition : Enthalpie Standard de réaction pour la réaction de formation à partir des états standard de références :

- $H \rightarrow H_2(g)$
- $He \rightarrow He(g)$
- $C \rightarrow C(s)$
- $N \rightarrow N_2(g)$
- $O \rightarrow O_2(g)$

Application :



La deuxième relation correspond déjà a une somme de réaction de formation.

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H_1^\circ + \Delta_r H_2^\circ \quad (1)$$

$$= 125 - 4 \times 394 - 5 \times 242 \quad (2)$$

$$= -2.66 \times 10^3 \text{ kJ/mol} \quad (3)$$

C'est bien exothermique. Energie libéré :

$$E = \|\Delta_r H^\circ\|n = 2.7 \times 10^2 \text{ kJ}$$

1.4 Pouvoir calorifique

Chaleur que libère 1 gramme de combustible :

$$P_c = \frac{\|\Delta_r H^\circ\|}{M}$$

- Butane : $P_c = 45\text{J/g}$
- Essence : $P_c = 47\text{J/g}$
- Dihydrogène : $P_c = 143\text{J/g}$

Chimie verte ? On relâche du CO_2 gaz a effet de serre ainsi que de $H_2O(g)$ aussi gaz a effet de serre.

2 Pile

Fais suite au cours d'oxydoréduction

2.1 Fonctionnement d'une pile

Une description générale d'une pile fait ressortir les aspects principaux :

- Asymétrique : Il y a un pôle "plus" et un pôle "moins".
- La pile a une certaine tension à vide. Et elle n'alimente que des petits appareils
- Il ne faut pas jeter les piles à la poubelle une fois déchargées.

On va essayer de comprendre tout cela. Pour cela on va utiliser un exemple de pile : la pile Daniell. Pourquoi la pile Daniell ? Car c'est un exemple historique (1836), et puis c'est pas trop compliqué pour commencer :

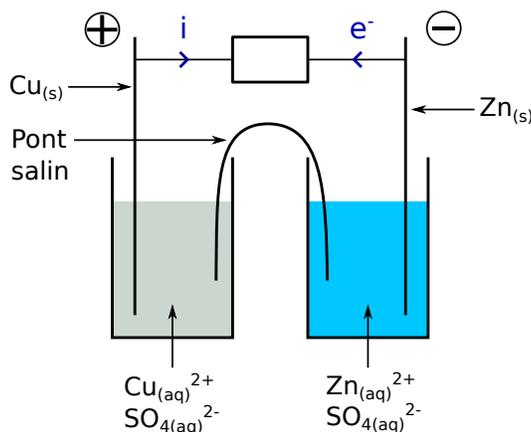


FIGURE 4 – Schéma de principe de la pile Daniell (source De la salle)

On représente schématiquement les piles de la manière suivante :



Commençons par du vocabulaire :

La pile dans son ensemble est appelée **Cellule électrolytique**. Elle est constituée de deux demi-piles ou **électrodes** (conducteur électrique + bain électrolytique (solution)) reliées par un pont salin.

On va en plus nommer différemment chaque électrode en fonction de son rôle :

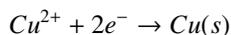
- L'anode : l'électrode où a lieu l'oxydation
- La cathode : l'électrode où a lieu la réduction.

Montage de la pile Daniell Cachau Expérience de la famille Red-Ox page 243 (540.76/CACH).

On met un ampère mètre et un voltmètre pour placer le sens du courant et de la tension.

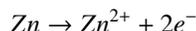
Exercice : Associons à chaque électrode son nom à partir de la connaissance des constituants de la pile et des observations expérimentales :

- On observe qu'au pôle + il y a : $Cu^{2+} SO_4^{2-}$, et Cu , du plus le courant sort de cette électrode, donc les électrons y arrivent : on a donc la réaction



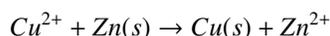
C'est donc une réduction. Cette électrode est la cathode.

- Avec le même raisonnement on trouve que



C'est donc l'anode. Pour s'en rappeler : Anode et Oxydation commencent par des voyelles, Cathode et Réduction par des consonnes.

On peut alors déduire l'équation bilan :



Le pont salin sert à fermer électriquement le circuit. Cependant il est à noter que ce sont des ions qui y circulent, pas des électrons. (Le plus souvent, on imbibe du papier d'une solution concentrée (1 mol/L) de KNO_3)

2.2 Aspect énergétique d'une pile

$$P = U \times I$$

Expérience quantitative : Puissance optimale (Il trouve : $P_{opt} = 29\mu W$ et $I_{opt} = 54\mu A$).

Il s'agit de mesurer la tension et le courant délivrés par la pile en fonction de la résistance de charge, pour trouver la puissance optimale en fonction de R . On en déduit le courant et la tension au fonctionnement optimal.

2.2.1 Capacité d'une pile

La capacité Q d'une pile correspond à la quantité d'électricité (charge en coulomb) qui a circulé dans le circuit extérieur entre le début de fonctionnement de la pile et son équilibre chimique ($\Delta E = 0$).

Ici on a $Q = 2F\xi_{max}$. On fait un tableau d'avancement, on observe que Cu^{2+} et le réactif limitant et que $K^\circ = \exp\left(\frac{2F}{RT}(\Delta E^\circ)\right) = 2 \times 10^{37}$ donc on considère la réaction totale.

$$K^\circ = \frac{x}{c-x} \quad \text{donc} \quad x = \frac{K^\circ}{1+K^\circ}c \simeq c$$

Donc en prenant $c = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ et $V = 1\text{L}$ on obtient : $Q = 2FcV = 193C = 54mAh$. Capacité pile AAA : $Q = 1250mAh$ (source Wiki).

Pour avoir l'énergie totale que délivre la pile on fait :

$$E = P \times \tau = P_{opt} \times \frac{Q}{I_{opt}}$$

Conclusion

On peut comparer les deux source d'énergie, et leurs utilisations. Aujourd'hui, le combustible utilisé dans les fusées est bien plus performant que du butane... Mais il pollue beaucoup plus. L'important c'est d'économiser l'énergie !