

# LC02 – ENERGIE CHIMIQUE

13 juin 2021

Julie Deleuze & Tristan Jocteur

## Niveau : Tle STL

## Bibliographie

✦ *Physique-Chimie Tle STL*, Nathan

→ Pour les piles

## Prérequis

➤ Fonctionnement d'une pile

## Expériences

✦ Mesures de pH diverses

✦ Détermination du pKa de l'acide éthanoïque

## Table des matières

<b>1</b>	<b>La combustion</b>	<b>2</b>
1.1	Rappels sur la combustion . . . . .	2
1.2	Enthalpie standard de réaction . . . . .	3
1.3	Enthalpie standard de formation . . . . .	3
1.4	Pouvoir calorifique . . . . .	4
<b>2</b>	<b>La pile électrique</b>	<b>4</b>
2.1	Rappels sur la pile : exemple de la pile Daniell . . . . .	4
2.2	Détermination de la puissance maximale d'une pile . . . . .	6
2.3	Capacité d'une pile . . . . .	6
2.4	Énergie délivrée par une pile . . . . .	6

• Énergie chimique		• Réactions d'oxydo-réduction	
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.		Les réactions d'oxydo-réduction sont introduites à l'aide du nombre d'oxydation qui permet d'identifier l'oxydant et le réducteur d'une réaction ainsi que le nombre d'électrons échangés au cours de la réaction. L'étude de la constitution et du fonctionnement d'une pile permet de faire le lien avec la partie « Énergie : conversions et transferts » qui présente la pile comme un outil de stockage d'énergie. De nombreuses réactions d'oxydo-réduction se déroulent en conditions biologiques, par exemple dans la chaîne respiratoire. Ces réactions mettent en jeu des couples redox biochimiques comme NAD <sup>+</sup> /NADH, FAD <sup>+</sup> /FADH <sub>2</sub> ou les cytochromes contenant un ion fer(II).	
Notions et contenus	Capacités exigibles	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.	Oxydant, réducteur, nombre d'oxydation.	- Déterminer le nombre d'oxydation d'un élément dans une espèce inorganique. - Identifier l'oxydant et le réducteur dans une réaction donnée à l'aide du nombre d'oxydation.
Enthalpie de changement d'état.	- Définir une enthalpie de changement d'état. - Prévoir le signe d'une enthalpie de changement d'état lors du passage d'un état physique à un autre.	Couple oxydant / réducteur (redox). Équations de demi-réaction.	- Définir l'oxydant et le réducteur d'un couple redox, dans le cadre du modèle par transfert d'électrons. - Écrire une équation de demi-réaction.
Enthalpie standard de formation.	- Définir une enthalpie standard de formation.	Réaction d'oxydo-réduction.	- Citer et donner la formule de quelques oxydants ou réducteurs usuels, gazeux (dihydrogène, dioxygène, dichlore) ou en solution aqueuse (diode, eau oxygénée, ion fer(II)).
Enthalpie standard de réaction.	- 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.	Demi-pile, pile, pont salin.	- Écrire l'équation d'une réaction d'oxydo-réduction en milieu acide.
Capacité thermique.	- Citer et exploiter la relation entre variation d'enthalpie, capacité thermique et variation de température pour une phase condensée.	Anode, cathode.	- 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). - 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.
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.	Quantité d'électricité.	- Déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile à partir des quantités de matière initiales. <b>Capacité expérimentale :</b> - Réaliser une pile et mesurer la tension pour identifier l'anode et la cathode, l'oxydant et le réducteur.

FIGURE 1 – Programme Tle STL

## Programmes

### Remarques

Nouveau titre donc aucun retour à part la leçon d'Etienne qui était askip très bonne mais a du être raccourcie. On va reprendre son plan remanié si ça te va. Il faut forcément se placer en Tle STL sinon on a pas la notion d'enthalpie et la loi de Hess et on peut faire bcp moins de trucs sur la combustion et ça devient vraiment déséquilibré entre combustion et piles. Faut juste trouver un fil conducteur moins problématique que le briquet là si t'as une idée je prends, je trouverais peut être en regardant dans des bouquins.

Basiquement pour le plan détaillé regarde ce qu'a fait Etienne j'ai mis son CR sur Overleaf

Peut être rajouter la puissance de la combustion de l'éthanol comme expérience ? Comme on avait fait pour le moteur de Stirling t'en penses quoi ?

## 1 La combustion

### 1.1 Rappels sur la combustion

*Je la squeeze à balle comme suggéré*

Un premier moyen de libérer de convertir de l'énergie chimique est de le faire par l'intermédiaire d'une réaction de combustion d'un hydrocarbure. Comme on l'a déjà vu, la réaction de combustion complète d'un hydrocarbure est la réaction de cet hydrocarbure gazeux avec du dioxygène gazeux pour former du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau. On peut prendre comme modèle la réaction de combustion du butane : **on équilibre l'équation de réaction au tableau**

Pour conduire cette première partie, je vous propose de nous fixer un objectif : étudier la combustion du butane qui a lieu dans un allume gaz pour déterminer quelle énergie totale il peut libérer.

**I** Pour ça nous avons besoin de définir de nouvelles notions, avec tout d'abord l'enthalpie standard de réaction.



## 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 constante et P constante de 1 bar. On la note  $\Delta_r H^\circ$  et elle s'exprime en J/mol, c'est donc bien une énergie libérée par mole d'avancement.

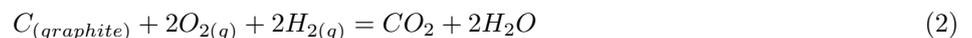
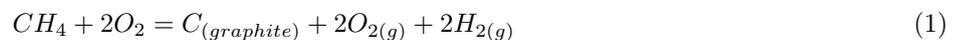
**à l'oral** Par exemple, si on prend la réaction de combustion du méthane, on voit qu'une mole d'avancement de la réaction correspond à la combustion d'une mole de méthane donc si à cette réaction est associée une enthalpie standard de x J/mol alors on en déduit que la combustion d'une mole de méthane libère x J. Pour calculer l'énergie thermique libérée par une réaction il suffit donc de multiplier  $\Delta_r H^\circ$  par l'avancement de celle-ci dans l'état final.

Lorsqu'une réaction admet une enthalpie de réaction négative, cela signifie que son exécution libère de l'énergie thermique, c'est le cas des combustion d'hydrocarbures. On dit alors que cette réaction est exothermique. A l'inverse, si une réaction admet une enthalpie de réaction positive, cela signifie qu'elle capte/absorbe/reçoit/consomme de l'énergie thermique au cours de son exécution (ou alors qu'il faut lui fournir de l'énergie thermique). On parle alors de réaction endothermique. Enfin si elle est nulle on parle de réaction athermique.

Le "standard" dans la dénomination de cette grandeur vient du fait que l'on considère un cas où on est à la pression atmosphérique constante de 1 bar, condition standard de pression.

On ne peut pas cataloguer les valeurs d'enthalpie de réaction pour toutes les réactions chimiques, ce serait bien trop fastidieux. Les scientifiques fabriquant les tables ne publient les enthalpies standard que de certaines réactions seulement, mais en fait c'est largement suffisamment ! Pourquoi ? Eh bien parce que l'enthalpie standard de certaines réactions permettent d'en retrouver d'autre grâce à un eloi simple : la Loi de Hess.

**Loi de Hess** Si une équation chimique est équivalente à la combinaison de deux autres réactions chimiques, alors son enthalpie standard de réaction est la somme des enthalpies standard de ces deux réactions. Par exemple, dans le cas de la réaction du méthane, on peut la décomposer en deux sous-réactions :



La loi de Hess nous dit alors que si l'on somme les enthalpies standard de ces deux réactions on obtient l'enthalpie standard de réaction de la combustion du méthane, pratique non ?



*Bon en réalité on ne tabule pas des enthalpies de réaction au hasard, on tabule les enthalpies standard de formation.*

## 1.3 Enthalpie standard de formation

Pour comprendre ce qu'est une enthalpie standard de formation, il faut déjà comprendre ce qu'est l'état standard de référence d'un élément.

**Définition :** L'état standard de référence d'un élément chimique (à une température donnée) est l'état d'agrégation le plus stable du corps pur de cet élément à cette température et à la pression standard de référence de 1 bar. Par exemple, à température ambiante, l'état standard de référence de l'élément oxygène est le dioxygène gazeux. Pour le carbone c'est le carbone graphite (comme dans les mines de crayons) et pour l'hydrogène c'est le dihydrogène gazeux. Chaque élément a un état standard de référence, vous devez connaître les principaux. A partir de là on peut définir la notion d'enthalpie standard de formation d'un composé :

**Définition :** L'enthalpie standard de formation d'un constituant physico-chimique correspond à l'enthalpie standard de la réaction de formation de ce constituant physico-chimique à partir de ses éléments constitutifs pris dans leur état standard de référence à la température considérée.

Exemple du CO<sub>2</sub>.

Comment faire alors pour en déduire l'enthalpie de réaction ? Reprenons l'exemple de la combustion du méthane : au tableau on décompose en 4 réactions auxquelles on associe les enthalpies libres de formation (+ ou -) puis on applique la loi de Hess. On remarque que l'enthalpie de réaction c'est donc la somme algébrique des enthalpie standard de formation pondérées par les nombres stoechiométriques. Cela est généralisable à toute réaction.

**Application numérique** combustion du butane avec les données projetées au tableau.

[https://en.wikipedia.org/wiki/Standard\\_enthalpy\\_of\\_formation](https://en.wikipedia.org/wiki/Standard_enthalpy_of_formation) pour les valeurs numériques

[https://fr.wikipedia.org/wiki/Loi\\_de\\_Hess](https://fr.wikipedia.org/wiki/Loi_de_Hess) pour le cycle

## 1.4 Pouvoir calorifique

C'est bien beau de travailler avec des moles mais dans la vie de tous les jours on fait pas trop ça ! On définit donc le pouvoir calorifique non pas comme l'énergie thermique libérée par une mole de combustible mais par un kilogramme. On le note PCI et on a alors :

$$PCI = \frac{-\Delta_c H^\circ}{M_{\text{combustible}}} \quad (3)$$

Expliquer pourquoi on met un -, ça permet de rappeler le début.

**Application numérique** Pouvoir calorifique du butane. éléments de comparaison :

Combustible	MJ/kg
Dihydrogène	143
Essence	47,3
Gazole (carburant pour Diesel)	44,8
Fioul domestique	----
Éthanol	29,7
Propane	50,35
Butane	49,51
Bois	15
Charbon	15-27

**Réponse au problème** Un allume-gaz c'est 20 mL, la masse volumique c'est 573 g/L, on en déduit l'énergie thermique totale libérée.

Ok c'est cool de récupérer de l'énergie thermique, ça peut servir à chauffer ou encore faire fonctionner des moteurs thermiques. Cependant les réactions de combustion sont limitées par le rejet de gaz à effet de serre, et les ressources nécessaires. Pour certaines applications on préfère utiliser les piles qui convertissent l'énergie chimique en énergie électrique

## 2 La pile électrique

### 2.1 Rappels sur la pile : exemple de la pile Daniell

Slide : Schéma du montage

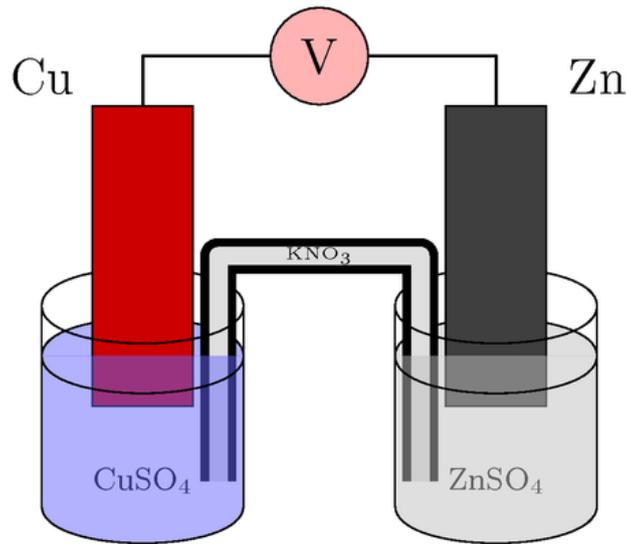


FIGURE 2 – À compléter avec les valeurs de concentration

### Pile Daniell



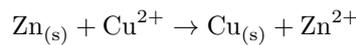
La monter en live. Mesurer la fem, en déduire la polarité et l'équation de fonctionnement.

On constitue deux demies-piles contenant chacune un couple Red/Ox, ici celui du Zinc et celui du Cuivre. Les deux bornes sont réalisées par les deux lames métalliques, et un pont salin assure la conduction du courant entre chaque demi-pile et leur électroneutralité.

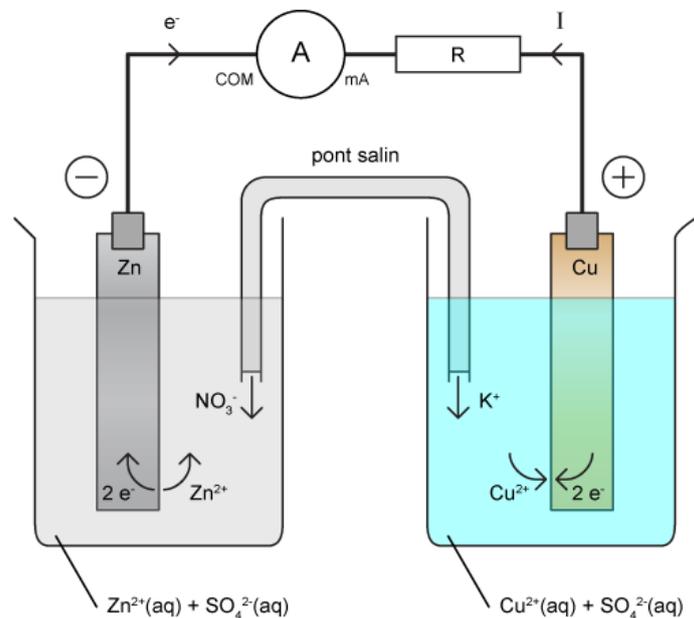
Mesure de la fem : cathode du côté de la lame de cuivre et anode du côté de la lame de zinc. On en déduit qu'il y a réduction du cuivre et oxydation du zinc.



D'où l'équation de fonctionnement :



Slide : schéma complet de la pile Daniell.



Et le sens de circulation des électrons et des ions. La réaction de fonctionnement de la pile est une réaction d'oxydoréduction et entraîne la circulation d'un courant à l'extérieur de la pile. On a conversion d'énergie chimie en énergie électrique. Caractérisons cette conversion d'énergie.

## 2.2 Détermination de la puissance maximale d'une pile



### Puissance max de la pile Daniell



Pile précédente avec un voltmètre et un ampèremètre, branchée sur une résistance variable. Faire varier  $R$ , on a un max de la puissance. Attention à ne pas faire bouger le pont salin. On travaille à 0,1 M

Comparaison avec la puissance du brûleur d'éthanol si on a fait l'expérience

**ODG pour comparer :** pour une pile AA  $e = 1,5$  V et  $I_{\max} = 1$  A donc  $P = 1,5$  W.

## 2.3 Capacité d'une pile

La capacité disponible  $Q$  (ou quantité d'électricité disponible) d'une pile est la charge de la quantité maximale d'électrons pouvant circuler.

$$Q = n_e \mathcal{F}$$

Dans le cas de la pile Daniell 2 électrons circulent à chaque atome de Zn (ou ion Cu) consommé.  $Q$  va donc dépendre de la quantité de matière du réactif limitant de la réaction de fonctionnement de la pile.

**AN :** en fonction de la concentration de la solution de Cu qu'on aura choisie pour l'expérience

$$Q = 2[\text{Cu}]_0 V_0 \mathcal{F}$$

## 2.4 Énergie délivrée par une pile

On a déterminé la puissance de la pile mais cela ne suffit pas à la caractériser comme convertisseur d'énergie : si on fournit une grande puissance pendant un temps très court ça sert à rien pour faire fonctionner une calculatrice à piles par exemple (aide moi j'ai pas d'inspi pour l'application, hmm jsp une montre sinon). Il faut aussi connaître la durée d'utilisation sous la puissance maximale, ou de manière équivalente l'énergie totale délivrée par la pile.

La durée de fonctionnement de la pile se calcule à l'aide de l'intensité de courant débitée et de la capacité déterminée précédemment. On utilise le courant qui correspond à la puissance max

$$\Delta t = \frac{Q}{I}$$

et on peut en déduire l'énergie  $E = P \Delta t$

## Conclusion

énergie chimique et monde du vivant (c'est du couplage chimio-chimique en général) Photosynthèse et respiration cellulaire