

LC 2 : Énergie chimique (Lycée)

Professeur : Étienne Pinard

Technicien : Henry Dumas

Tutrice : Emma Van Elslande

Examinatrice : Amandine Thais

Date : le vendredi 9 octobre 2020

Niveau : Terminale STL

Prérequis : Liaisons chimiques, Avancement, Oxydoréduction, Grandeurs électriques

Plan initial : (en bleu : lignes du programme de Terminale STL)

Introduction : qu'est-ce que l'énergie chimique ?

- Énergie chimique : énergie stockée dans les liaisons chimiques des molécules du système
- Cette énergie varie au cours d'une réaction chimique du fait des changements de la conformation électronique des éléments du système.
- L'énergie ainsi libérée peut être utile.
- Dans ce chapitre, on va chercher à la quantifier.
- Hypothèses : $P = 1 \text{ bar}$ et $T = 298 \text{ K}$ constantes (sauf contre-indications)

I. La combustion

1) Rappels sur la combustion

- Triangle du feu : combustible, comburant, source de chaleur
 - La combustion, une réaction exothermique : conversion de l'énergie chimique en énergie thermique
 - Exemples de combustions : combustion du charbon, combustion des alcools, combustion des hydrocarbures
- $$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$$
- $$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 3 \text{O}_2 = 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 = 4 \text{CO}_2 + 5 \text{H}_2\text{O}$$
- Combustion complète vs. combustion incomplète : attention au monoxyde de carbone
 - Problème de fil rouge : le briquet. Détermination de la quantité de butane n contenue dans un briquet.

2) Enthalpie standard de réaction

Enthalpie standard de réaction : 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.

Notée $\Delta_r H^\circ$ et s'exprime en J/mol.

Libérée ou captée ? Dépend du signe de l'enthalpie standard de réaction.

- *Identifier le caractère exothermique, endothermique ou athermique d'une réaction.*

$\Delta_r H^\circ > 0$: endothermique ; $\Delta_r H^\circ < 0$: exothermique, $\Delta_r H^\circ = 0$: athermique

Standard : pression constante de 1 bar (= pression atmosphérique)

$$E_{\text{thermique}} = \Delta_r H^\circ * \xi_f$$

Ici, c'est une combustion avec le combustible de stœchiométrie 1 donc $\xi_f = n$ donc

$E_{\text{thermique}} = \Delta_r H^\circ * n$. $\Delta_r H^\circ$ peut donc également vu comme l'énergie thermique libérée par la combustion d'une mole de combustible.

- *Calculer une enthalpie standard de réaction à partir de données tabulées en utilisant la loi de Hess.*

On ne peut pas cataloguer les valeurs d'enthalpie de réaction pour toutes les réactions chimiques. Les auteurs des tables ne publient les enthalpies standard que de certaines réactions seulement. Pourquoi ça permet de s'en sortir ? 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. Exemple de la décomposition de la réaction de combustion du butane en deux sous-réactions.

3) Enthalpie standard de formation

- *Définir une enthalpie standard de formation.*

Quelles sont ces enthalpies de réaction tabulées ? Les enthalpies standard de formation. L'état standard de référence d'un élément chimique (à une température donnée) est l'état standard du corps pur de cet élément dans son état physique le plus stable à cette température.

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.

Comment procède-t-on pour obtenir $\Delta_r H^\circ$ à partir des $\Delta_f H^\circ$? On dissocie les réactifs en leurs corps simples, puis on ré-associe ces corps simples pour former les produits.

- Enthalpie standard de la combustion du butane qu'on peut retrouver avec les données projetées (occasion de parler de l'approximation d'Ellingham). Application numérique.

4) Pouvoir calorifique

- *Définir et utiliser le pouvoir calorifique pour comparer différents combustibles.*

$\Delta_r H^\circ$: chaleur libérée par mole de combustible brûlée. Pratique dans le monde de la chimie. Pas pratique dans la vie de tous les jours. On préfère utiliser le pouvoir calorifique, qui est l'énergie libérée par la combustion d'un kilogramme de combustible.

- Calcul du pouvoir calorifique du butane

- Comparaison avec le pouvoir calorifique d'autres combustibles

Transition :

- Utilisation de l'énergie libérée par une combustion : dans certains cas, c'est l'énergie thermique/lumineuse telle quelle qui est recherchée (exemple : une cheminée, une bougie)

- Dans d'autres, utilisation d'un système de conversion de cette énergie thermique en autre chose : moteur thermique pour énergie mécanique, turbine et alternateur pour énergie électrique

- Problème, pollution atmosphérique : gaz à effet de serre (CO_2 , H_2O , N_2O), pluies acides (SO_2 , NO , NO_2)

II. Une autre manière d'utiliser l'énergie chimique : la pile électrique

1) Fonctionnement d'une pile électrique

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).

- Pile : système qui utilise une réaction d'oxydoréduction pour convertir de l'énergie chimique en énergie électrique. Un exemple de pile : la pile Daniell (1836)

- Composants d'une pile : 2 demi-piles (= métal + électrolyte), un séparateur.

- Force électromotrice d'une pile

- Réaction aux électrodes, polarité de la pile

Capacité expérimentale : - *Réaliser une pile et mesurer la tension pour identifier l'anode et la cathode, l'oxydant et le réducteur.*

- *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.*

- Intérêt du dispositif : transfert direct d'électrons (oxydoréduction classique) vs. transfert indirect d'électrons (oxydoréduction dans une pile)

2) Aspects énergétiques de la pile

- Puissance délivrée par une pile (expérience quantitative)

- *Déterminer la quantité d'électricité disponible dans une pile à partir des quantités de matière initiales.*

- Capacité d'une pile à partir des quantités de matière initiales

- Temps de vie et énergie totale délivrée dans l'optimum de puissance

- Comparaison de l'énergie de la pile avec celle du briquet

Conclusion : énergie chimique et monde du vivant

Photosynthèse et respiration cellulaire

Utilisation du support numérique : tout au long du I

Expérience quantitative : réaliser le montage de la pile Daniell et, à l'aide de deux multimètres (l'un branché en voltmètre, l'autre en ampèremètre) et d'une résistance variable, établir le profil de puissance de la pile et ainsi déterminer la puissance maximale délivrée. J'ai réalisé le montage de la pile Daniell pendant le II.1) et effectué les mesures des grandeurs électriques pendant le II.2).

Questions posées par l'examinatrice : (en violet le résumé de la réponse que j'ai fournie)

- Pourquoi avoir choisi la filière STL ? *En Générale, si la partie sur l'oxydoréduction est toute aussi riche, celle sur la combustion est beaucoup plus pauvre.*

- Niveau lycée, tu as juste posé la formule $E_{\text{thermique}} = \Delta rH^\circ * \xi_f$. Comment ferais-tu au niveau prépa ? *J'expliquerai que cette formule n'est que la conséquence du premier principe de la thermodynamique et de la définition de l'enthalpie, dans le cas où le système est monobare, monotherme et sans travail utile.*

- Qu'est-ce que tu aurais voulu expliquer pendant le temps qu'il te manquait ? *Là où pendant les 40 minutes, j'ai dû rusher mon II. B), cette question a été l'occasion de le refaire proprement.*

- Quelles autres types de réactions aurais-tu pu choisir pour illustrer l'énergie chimique ?

Conformément au programme de STL, j'aurais pu choisir les réactions de changement d'état.

- Pour illustrer la loi de Hess, on peut utiliser la réaction de réticulation d'un cristal. Monter-moi comment. *On utilise la décomposition du cycle de Born-Haber. J'ai pris l'exemple de la réticulation du chlorure de sodium.*

- Pouvait-on faire une expérience quantitative basée sur ton I. ? *Oui, faire brûler une bougie sous une cannette d'eau, mesurer l'élévation de la température, remonter à l'énergie thermique libérée par $Q = C * \Delta T$, puis estimer la masse/la quantité de matière de paraffine consommée pendant l'expérience par différence de pesée. J'ai envisagé de choisir cette expérience mais j'ai préféré me rabattre sur la Pile Daniell pour des raisons de sécurité et de paraître devant le jury. Vous avez à l'ENS les appareils nécessaires pour le faire plus élégamment qu'avec une bougie et une cannette de Coca, me répond l'examinatrice.*

- Vous avez utilisé au cours de votre leçon l'approximation d'Ellingham. Soit. Mais si vous ne l'utilisez pas, que vaut la variation de l'enthalpie standard de réaction en fonction de la température ? *J'ai donné la formule de Kirschhoff, mais je n'ai pas réussi à me rappeler de son nom...*

- En Seconde générale et technologique, on introduit la notion d'énergie de liaison. Peux-tu en rappeler la définition ? **Énergie qu'il faut fournir à la liaison pour la rompre, qui est également l'énergie relâchée par la liaison lors de sa formation.** Que peux-tu dire de la valeur tabulée vis-à-vis de la réalité chimique ? **C'est une valeur moyenne.** Comment fait-on pour la déterminer, cette valeur ? **On considère des réactions dont tous les produits et tous les réactifs sont à l'état gazeux, pour qu'il n'y ait ainsi aucune interaction inter-moléculaire (interactions qui modifient l'énergie de la liaison)**

- VALEURS DE LA RÉPUBLIQUE : Comment réagiras-tu à une élève que tu connais bien qui du jour au lendemain se met à porter le hidjab ?

Remarques sur la prestation :

- Très bonne leçon
- Malheureusement, en l'état, elle fait 50 minutes au lieu des 40 réglementaires.
- Pour parvenir à la bonne taille, virer le II. 1) (qu'on peut considérer inclus dans les prérequis) pour ainsi faire tenir le II. 2) (et la conclusion) dans les 40 minutes.

Nouveau plan

Identique à l'ancien pour le I., l'introduction et la conclusion. Pour le II, il est maintenant structuré ainsi :

- 1) Rappels sur la pile : exemple de la pile Daniell
- 2) Détermination de la puissance maximale d'une pile
- 3) Capacité d'une pile
- 4) Énergie délivrée par la pile

Les trois dernières sous-parties sont nées de la découpe de mon II. 2) « Aspects énergétiques de la pile ». La première sous-partie, très courte, est une réduction à l'extrême de l'ancien II.1).

Détail des calculs, ainsi que valeurs de résistance à prendre pour déterminer efficacement le profil de puissance

$Zn_{(s)} | Zn^{2+} || K^+, NO_3^- || Cu^{2+} | Cu_{(s)}$

0	10 000
500	20 000
1000	50 000
2000	100 000
5000	∞

$$n_{Zn} = \frac{P_{Zn} L P_{\rho}}{n_{Zn}} = \frac{7,134 \times 3,0 \times 1,0 \cdot 10^{-1}}{65,4} = 3,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

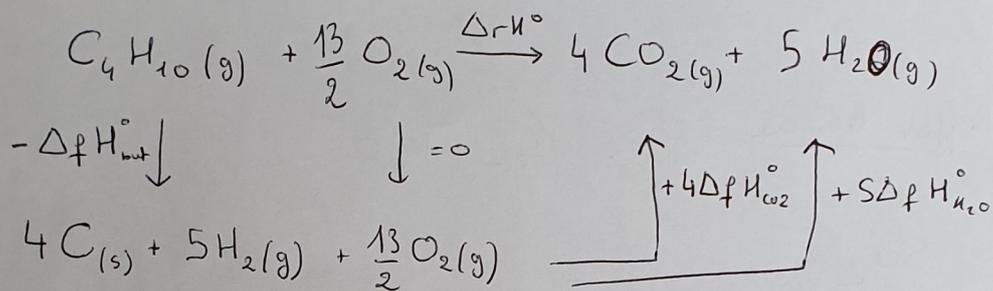
$$Q = \frac{n_{Zn} \times F}{2} = 1,6 \cdot 10^3 \text{ C} \cdot \omega^{-1} \times \omega \quad \left| \quad \begin{aligned} \Delta t &= \frac{Q}{I_{opt}} \\ \bar{\epsilon} &= \rho \times \Delta t \end{aligned} \right.$$

Quantité de butane dans un briquet: 1)

A.F.L.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho V}{M} = \frac{601 \times 7,5 \cdot 10^{-3}}{58} = 7,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Enthalpie standard de combustion du butane: 3)



$$\begin{aligned} \Delta_r H^\circ &= -\Delta_f H^\circ_{\text{but}} + 4\Delta_f H^\circ_{\text{CO}_2} + 5\Delta_f H^\circ_{\text{H}_2\text{O}} \\ &= 125 - 4 \times 394 - 5 \times 242 = -2,66 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Energie totale délivrée par un briquet 3)

$$\begin{aligned} Q &= \Delta_r H^\circ \xi = \Delta_r H^\circ n = 2,66 \cdot 10^6 \times 7,8 \cdot 10^{-2} = 2,1 \cdot 10^5 \text{ J} \\ &= 0,21 \text{ MJ} \end{aligned}$$

Pouvoir calorifique du butane: 4)

$$P_c \times M = \Delta_r H^\circ \text{ d'où } P_c = \frac{\Delta_r H^\circ}{M} = \frac{2,66 \cdot 10^6}{58} = 46 \text{ kJ/g}$$

→ écart faible mais présent à la valeur expérimentale
1500°C zone où → approx° Ellingham comme à ne plus convenir