

LP02 – ENERGIE CHIMIQUE

26 janvier 2022

Juliette Colombier & Nathan Berrit

Terminale STL

Commentaires du jury

Leçon de 2020 donc peu de retours.

• 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.
	Capacité expérimentale :
	- Mettre en œuvre une expérience pour estimer le pouvoir calorifique d'un combustible.

FIGURE 1 – Programme TSTL

Bibliographie

♣ *Chimie, un accompagnement au quotidien*, **Tristan Ri-beyre** → suffisant pour avoir les définitions rigoureuses.

♣ *La Chimie expérimentale, chimie générale*, **Jean-François Le Maréchal** → Expérience pour déterminer un pouvoir calorifique, section 18.2

Prérequis

- Energie mécanique
- Incertitudes
- Enthalpie de changement d'état
- Capacité thermique

Expériences

- ☞ Réaction endo
- ☞ Mesure du PC d'une bougie à l'éthanol

Table des matières

1	Énergie chimique et combustion	3
2	Quantification des énergies de réaction	3
2.1	Enthalpie standard de réaction	3
2.2	Pouvoir calorifique	4
3	Mesure du pouvoir calorifique de l'éthanol	4
4	Calcul systématique des enthalpies de réaction	5
4.1	Réaction de formation	5
4.2	Loi de Hess	5
5	Questions	6
6	Remarques	7

Introduction

Au jury : Quel est le but de cette leçon ? Introduire la notion d'énergie chimique à travers la réaction de combustion. Dans un premier temps, on va quantifier ces énergies. Ensuite, on va essayer d'en mesurer une expérimentalement, avant d'introduire une méthode de calcul systématique (la loi de Hess).

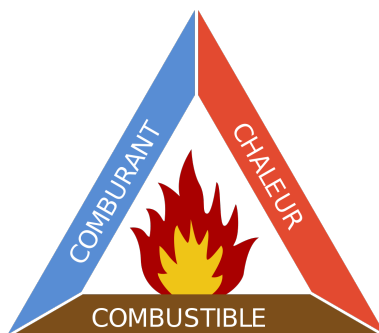
Les liaisons chimiques sont un important réservoir d'énergie (cf énergie de liaison), énergie qui est libérée lors de la destruction des liaisons pendant les réactions chimiques. Cette réorganisation demande un apport ou crée un rejet d'énergie, souvent sous forme de transfert thermique.

1 Énergie chimique et combustion

Dans la leçon précédente, on a vu ce qu'était la capacité thermique. Essayons d'évaluer les énergies en jeu : Combien d'énergie faut-il pour faire bouillir un litre d'eau ? $T_1 = 20^\circ\text{C}$, $T_f = 100^\circ\text{C}$, $C_p = 4,18\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}\text{K}^{-1}$ et on trouve $E_{th} = C_p m \Delta T = 336\text{kJ}$. C'est beaucoup pour une énergie mécanique : c'est l'énergie cinétique d'une voiture à 100 km/h. En revanche, c'est comparable à l'énergie molaire d'une liaison C-C.

Logique : habituellement, on fait la cuisine avec une gazinière, donc une combustion qui correspond en fait à l'énergie libérée par une réaction chimique !

Rappel sur la combustion ; triangle du feu.



Dans cette leçon, on va s'appuyer sur la combustion du méthane (constituant principal du gaz de ville) : $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{2(g)}$

Ces réactions ont un rôle important : principale source d'énergie. On peut reformuler la question préliminaire en : Quelle masse de méthane brûler pour réchauffer l'eau ?

↓ C'est ce qu'on va faire ici. Il est donc important de quantifier les énergies associées, notamment pour pouvoir comparer l'efficacité des combustibles.

2 Quantification des énergies de réaction

Pour comparer efficacement, il faut se placer dans des conditions précises : dans cette leçon, on se étudiera donc des réactions à $T = 25^\circ\text{C}$ et $P = P^\circ = 1\text{ bar}$. Dans ces conditions, on a vu que la grandeur pertinente était l'enthalpie.

2.1 Enthalpie standard de réaction

Définition de l'enthalpie de réaction : bien insister sur les unités en J/mol et pas en J !

Super, on a une grandeur quantitative : donner le $\Delta_r H^\circ$ pour le méthane : on constate que c'est une grandeur qui peut être positive et négative ! Il faut donc pouvoir interpréter son signe.

RÉACTION EXOTHERMIQUE : $\Delta_r H^\circ < 0$. Le système chimique perd de l'énergie, transférée sous forme de transfert thermique à l'extérieur : elle dégage de la chaleur. exemple : combustion.

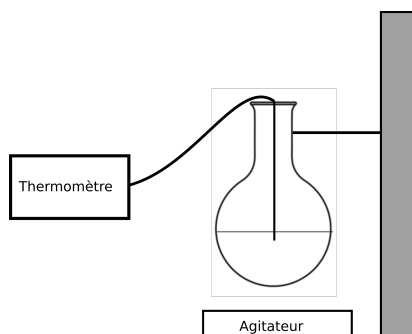
RÉACTION EXOTHERMIQUE : $\Delta_r H^\circ > 0$. Ici, c'est l'inverse : le système chimique reçoit du transfert thermique, refroidissant ce qui l'entoure.

C'est moins facile de comprendre, mais on connaît un exemple simple de réaction endothermique : fonte d'un glaçon. Faisons un exemple qualitatif pour bien le voir.



On mélange simultanément dans un ballon 250mL rempli d'environ 100mL d'eau du chlorure d'ammonium (6g) et d'hydroxyde de baryum octahydraté (2g) et on constate une diminution de température d'environ 10 °C. ^a

a. Réaction spectaculaire mais un peu complexe par rapport au budget d'un lycée : on peut en prendre une moins bien mais plus simple à faire



On peut maintenant relier efficacement des quantités de matières aux énergies (on sait combien de moles de méthane il faut pour réchauffer l'eau. Cependant, ce n'est pas une grandeur très naturelle au quotidien : on va se ramener à des masses qui sont plus naturelles.

2.2 Pouvoir calorifique

DEF : C'est la variation d'énergie associée à la combustion d'un kilogramme de combustible (s'exprime en J/kg).

$$PC = \frac{\text{énergie libérée avec 1 mole de réaction}}{\text{masse d'une mole de combustible}} \quad (1)$$

D'où

$$PC = \frac{|\Delta_r H^\circ|}{M_c} \quad (2)$$

Pour le méthane, application numérique au gaz de ville pour faire bouillir de l'eau : $m = 7\text{g}$. Comparaison en odg à la masse contenue dans un bidon (3kg).

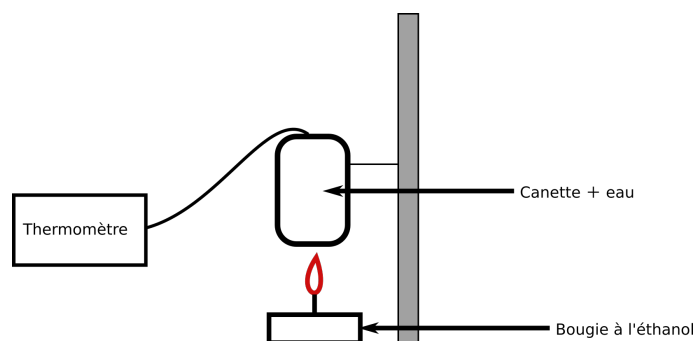
On peut maintenant comparer rapidement des combustibles à partir de leur P_c : par exemple, il faut brûler environ 4 fois plus de bois en masse que de méthane pour fournir la même énergie.

Maintenant qu'on a de bonnes grandeurs, on a envie de pouvoir les tabuler ! On va tenter de mesurer un P_c expérimentalement, celui de l'éthanol.

3 Mesure du pouvoir calorifique de l'éthanol



Avec le matériel du schéma et du papier alu pour calorifuger un peu, on allume la bougie pour réchauffer l'eau, puis on mesure la variation de température et la masse de bougie qui a brûlée, on en déduit le P_c de l'éthanol.



Pour traiter cette expérience avec nos outils, on doit faire deux hypothèses très fortes :

- L'intégralité du transfert thermique créé sert à réchauffer la canette et son contenu
- La réaction a lieu à (T, P) constantes.

Traitement théorique :

- On calcul le transfert thermique créé avec le P_c
- On calcul la variation de température du système, en calculant sa capacité thermique d'abord, puis la variation de température.

Discussion sur les incertitudes : On identifie des sources d'incertitudes sur la mesure des masses et de la température, mais on comprend avec nos hypothèses qu'il va y avoir une source d'erreur systématique : on choisit donc de faire du type A. En plus c'est pratique : vous pourrez le faire en TP avec chaque groupe qui fait une mesure.



Faire la manip maintenant : c'est rapide avec la bougie à l'éthanol. Ne garder que les mesures qui ne peuvent pas être fait avant. Préparer les mesures précédentes dans un tableur. Calculer le Z-score (c'est le truc que les programmes aiment en ce moment d'après Martin Vérot).

Valeur obtenu : on devrait avoir une grosse incertitude, et une valeur inférieur à la théorique, avec un Z-score pas super.

On a obtenu le bon ordre de grandeur, mais on a vu que c'était une mesure dure à faire expérimentalement. De manière générale, c'est dur de tabuler toute les réactions existantes (potentiellement une infinité). On a donc adopté une méthode de calcul systématique qu'on va voir maintenant. Pour cela, on va se ramener à un type d'équation précis : les réactions de formation.

4 Calcul systématique des enthalpies de réaction

4.1 Réaction de formation

ÉTAT STANDARD DE RÉFÉRENCE : Pour un constituant chimique, l'état standard de référence correspond à l'état standard sous lequel l'élément est stable à une température T donnée, et à pression standard P° .

RÉACTION DE FORMATION : Pour une espèce physico-chimique, on appelle réaction de formation la réaction permettant de la créer à partir de ses éléments pris dans leur état standard de référence. L'enthalpie de réaction associée est appelée enthalpie de formation, et notée $\Delta_f H^\circ(T)$.

4.2 Loi de Hess

Pas facile à énoncer, le faire avec un exemple et une définition littérale nous paraît être le mieux. J'ai réutilisé la réaction de combustion du méthane qu'ils connaissent bien maintenant. Bien insister sur le fait qu'on somme sur les produits et soustrait sur les réactifs. Quand on fait l'AN pour le méthane avec les valeurs tabulées, on retombe bien sur la valeur numérique que j'ai donnée au début.

Conclusion

Conclure sur les réactions de combustion : on peut parler de l'enjeu écologique, en constatant que ces réactions dégagent des gaz à effet de serre dans l'atmosphère.

On peut aussi ouvrir en parlant des énergies chimiques associées aux piles, et en expliquant qu'on aura l'occasion d'en parler plus tard dans l'année.

Remarque : traitement possible de la pile dans la leçon

Écrite comme ça, la leçon durait 40min pour moi. Dans le rapport précédent, Étienne Pinard avait fait une leçon en deux temps : un premier sur la combustion, et un deuxième sur la pile en utilisant un montage de pile Daniel. Allez voir son rapport pour vous faire un avis. On peut aussi allonger la leçon en ne mettant pas les capacités thermiques en prérequis (je pense qu'on peut l'ajouter en gardant un fil directeur cohérent, plus qu'avec la pile). Par contre, la partie sur les diagrammes P,T de l'eau et les enthalpie de changement d'état, ça s'inclut pas super bien dans la leçon, c'est dur à traiter pédagogiquement, et je conseille de ne pas s'y attaquer.

5 Questions

- Tu mets l'enthalpie de changement d'état en prérequis, mais tu la redéfinis quand tu en parles.
- La séquence s'appelle "énergie chimique". Ça ne vous choque pas qu'on parle d'énergie chimique quand on parle de changement d'état ? *changement d'état = réorganisation de la matière donc changement de liaison donc non* Mais du coup quel types de liaison ? Quand on change d'état on brise des liaisons covalentes ? *En fait on brise des liaisons intermoléculaires* Oui par exemple les liaisons hydrogènes.
- Ok c'est quoi les liaisons hydrogènes ? Création d'un dipole ? Van der Waals ?
- C'est quoi les interactions de Van der Waals ? *Debye, London et Keesom*
- Ordre de l'énergie de ces liaisons ? *qq kJ/mol* Et par rapport aux liaisons covalentes ? *Plutôt qq centaines*
- Du coup est-ce que ça pose un pb pour les élèves ? et en fait pour vous, qu'est-ce que c'est que la chimie ? *Il y a un problème conceptuel pour les élèves puisque à la fois des liaisons inter et intramoléculaires entrent en jeu (liaison H dans l'eau liquide par exemple)*
- Mais quand tu passes de gazeux à liquide, pas de transformation chimique ! Les élèves se posent des questions sur ça. *Moi je parlerai d'énergie associée à l'organisation de l'espèce et à sa stabilité.*
- Tu peux remonter ta def de l'enthalpie standard de réaction ? C'est compliqué pour un étudiant non ? Il ne pourrait pas penser qu'on fait que des réactions à pression standard ?
- Triangle du feu : quelle modification pourriez vous apporter à ce triangle : *Il faut rajouter des radicaux libres qui ont des électrons et qui servent à entretenir la réaction, mais pas la peine d'en parler au niveau lycée.*
- Terme à modifier à part ça : *Chaleur* Il y a pas un autre moyen d'initier une réaction de combustion que d'apporter de la chaleur ?
- Le comburant c'est toujours le dioxygène *Peroxyde, ozone, halogènes... Mais principalement dioxygène en pratique.*
- La réaction de combustion du méthane comment ça s'appelle ? Quand on rejette que de l'eau et du carbone ? *Combustion complète*
- Qu'est-ce qu'il se passe quand la combustion n'est pas complète ? *ça peut rejeter du monoxyde de carbone*
- On rejette de l'eau sous quelle forme ? *Alors ça dépend, cf pouvoir calorifique inférieur et supérieur si liquide ou gaz. On rejette tjrs de l'eau sous forme gazeuse, mais on peut la condenser pour récupérer de l'énergie supplémentaire - Applications : centrale à Bouchain centrale thermique à gaz à cycles combinée qui réutilise les vapeurs d'eau avec une turbine à vapeur en plus de celle à combustion.*
- Pourquoi tu as enlevé la dépendance en température de ton enthalpie standard ? *j'ai appliqué l'approx d'Ellingham sans faire exprès mais c'est HP donc...*
- Pourquoi parler des incertitudes avant même de commencer la manip ? *Pour pouvoir anticiper et se rendre compte que la modélisation ne prend pas en compte les sources systématiques*

- Que devient la variation d'enthalpie en phase condensée? Sur un système fermé, différentielle. *On peut écrire $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$. Pour un système condensé, la volume ne varie pas et on l'identifie à la variation d'énergie interne.*
- Qu'est ce que ça apporte l'enthalpie par rapport à l'énergie interne? *Pas évident niveau lycée...* En fait l'apport de l'enthalpie c'est la prise en compte de la pression : c'est plus complet
- Vous pouvez me tracer le profil de vaporisation de l'eau à 20 degrés?
- Pourquoi il y a un pallier? (vulgariser ce qui se passe)
- La manip avec le barium tu dois obtenir de l'eau solide, est-ce que tu le vois en pratique?
- Ça coûte combien le complexe?
- Vous avez présenté les enthalpies standard de formation, comment on les obtient? *Metal très conducteur avec un fil pour déclencher la combustion et on obtient le transfert thermique puis l'enthalpie standard de formation(bombe calorimétrique)*
- Vous nous avez dit qu'on trouve les enthalpies standard de formation on les trouve sur internet, donc quelles ont été vos sources sur internet? *pas facile de trouver des sources fiables, chemistry handbook*
- Valeurs de la République : Un élève vient vous voir et vous dit qu'il subit bcp d'insultes et de brimades de la part d'un camarade depuis 2 ans et vous demande de ne pas en parler ni à la direction ni à ses parents car il ne veut pas de problème, que faites vous? *Il faut avoir une bonne connaissance du fonctionnement de la vie dans un collège, lycée pour savoir comment le rediriger : ça peut être très grave il faut absolument en parler même si c'est pas évident.*

6 Remarques

- Tu écris pas très bien attention
- Principale difficulté dans cette leçon pour les élèves? Faire le lien avec ce qui se passe au niveau microscopique et homogénéité.
- C'est bien d'avoir fait des choix et d'avoir positionner la leçon comme ça. Après sur l'enthalpie standard de réaction quand tu en parles tu parles d'enthalpie standard de liquéfaction et moi je pense qu'un changement d'état c'est pas une transformation chimique. D'où la question qu'est-ce-que la chimie? Frontière floue entre physique et chimie
- Attention au couplage entre combustion et changement d'état pour l'eau des pâtes.
- Définition du PC dans le cas d'une combustion complète sinon non
- Problème de CO : on meurt asphyxié : ça se fixe sur l'hémoglobine. Comment on fait? Première chose c'est de respirer à l'extérieur : sinon on vous monte la concentration en O₂ à fond pour faire un effet de remplacement dans des pièces spéciales.
- Expliquer le plateau de température de changement d'état : d'abord augmentation de l'agitation thermique puis elle casse des liaisons et quand il n'y en a plus elle reprend.
- Évoque les difficultés des élèves dans ton intro pédagogique.
- Marquer les objectifs pour les élèves aussi ça peut être cool
- En terme de choix du vocabulaire : flux thermique "pour réchauffer" un peu bizarre plutôt dire un apport d'énergie
- Article sur JCE (Journal of Chemistry Education) expliquant pourquoi on note la chaleur Q.
- Bien insister sur la définition du système et les signes des transferts.
- Plutôt lister les sources d'incertitudes après la manip psq sinon on sent que ça va pas bien marcher et du coup un peu bof...
- Définitions projetées : discutable. Attention à ne pas faire un "cours diapo", le jury déteste.