

Table des matières

1	Objectifs pédagogiques de la LC	1
2	Objectifs et messages forts de la LC (aspect disciplinaire)	1
3	Introduction pédagogique de la leçon	1
4	Introduction générale de la leçon	2
5	Proposition de plan	2
5.1	Caractériser une combustion	2
5.2	Enjeux de la combustion.	3
6	Ouvertures possibles, prolongements et conclusion de la leçon	3
7	Expériences illustratives et exploitation pédagogique	4
8	Exercices de base et applications intéressantes pour la leçon	5
9	Subtilités et points disciplinaires essentiels de la leçon, critique des choix pédagogiques de la leçon	5
10	Questions posées	5
11	Bibliographie pour construire la leçon	8

1 Objectifs pédagogiques de la LC

- ▷ Citer les exemples de combustibles usuels
- ▷ Écrire l'équation de réaction de combustion complète d'un alcane et d'un alcool.
- ▷ Expliciter et Estimer l'énergie molaire de réaction pour une transformation en phase gazeuse à partir de la donnée des énergies des liaisons.
- ▷ Citer des applications usuelles qui mettent en œuvre des combustions et les risques associés.
- ▷ Citer des axes d'étude actuels d'applications s'inscrivant dans une perspective de développement durable.

2 Objectifs et messages forts de la LC (aspect disciplinaire)

- ▷ Connaître les éléments nécessaires à une combustion afin de comprendre quand elle peut avoir lieu ou l'éviter.
- ▷ Connaître les produits d'une réaction de combustion afin d'en connaître les conséquences (santé, écologique) et y remédier
- ▷ Comprendre qu'une combustion est une conversion de l'énergie stockée dans les liaisons chimiques en énergie exploitable

3 Introduction pédagogique de la leçon

- ▷ Les élèves ont vu en seconde les notions de réactions chimiques et d'équation de réaction, ils ont alors vu des exemples de réaction et notamment la combustion carbone méthane.

- ▷ La notion de réaction chimique et d'équation de réaction est consolidée en classe de première notamment avec les réactions d'oxydoréduction. Après avoir compris ce qu'était une réaction chimique et une équation de réaction, les élèves de première étudient l'évolution et l'avancement d'une réaction. La notion de réaction en chimie est couplée en première avec la cohésion de la matière et passe notamment par l'apprentissage de la constitution de la matière organique (famille et groupe caractéristique). Ce chapitre permet alors de lier oxydoréduction et chimie organique pour étudier les réactions de combustion
- ▷ De plus, ce chapitre réutilise l'aspect énergétique d'une réaction chimique vu en seconde (endothermique et exothermique) afin de montrer la conversion d'énergie chimique en énergie thermique. Il permet notamment de quantifier cette énergie pour une combustion et donner une explication microscopique à cette énergie de réaction.
- ▷ Enfin, la discussion et la compréhension énergétique d'une réaction chimique permet à l'élève de se rendre compte de l'importance dans la vie quotidienne de la conversion d'énergie chimique. Ainsi le chapitre accentue son discours sur les enjeux énergétiques et environnementaux des combustions. Les enjeux énergétiques de l'énergie chimique sera approfondit en terminale par l'étude des piles chimiques.

4 Introduction générale de la leçon

- ▷ Faire craquer une allumette devant les élèves et montrer que l'on crée de l'énergie et on peut s'en servir. On l'utilise pour allumer des gâteaux ou chauffer sa maison. La combustion crée une énergie utile.
- ▷ Mais comment l'a-t-on créée ? On a rassemblé les trois éléments du triangle du feu à savoir un combustible, un comburant et une énergie d'activation.
- ▷ On connaît donc ce qui est nécessaire pour démarrer une combustion mais on veut toutes ses caractéristiques, à savoir quels sont ses produits ? et comment peut-elle libérer de l'énergie ?

5 Proposition de plan

5.1 Caractériser une combustion

► Conditions et équation de combustion

On veut définir les éléments nécessaires à la réalisation d'une combustion. Rappel : le triangle du feu. Il faut donc un combustible, un comburant et de l'énergie pour démarrer une combustion. Qu'est ce qu'elle produit alors ? (expérience de mise en évidence des produits d'une combustion avec test eau de chaux et sulfate de cuivre anhydre et à la fin confiner la flamme pour montrer la nécessité de O_2)

On peut donc équilibrer l'équation de réaction de combustion de la paraffine. On peut donc définir la réaction de combustion comme réaction d'oxydoréduction, le combustible s'oxyde et le comburant est réduit.

La combustion d'un alcane ou d'un alcool se fera généralement avec du dioxygène en excès et formera si elle est complète du CO_2 et H_2O .

Quand on réalise une combustion on observe et on sent un dégagement de chaleur comment l'expliquer ?

► Conversion d'énergie et origine microscopique

Une combustion dégage de la chaleur, c'est donc une transformation exothermique. Le système chimique libère de l'énergie thermique notée Q avec $Q < 0$ en Joules. Cette énergie est utilisée dans notre vie quotidienne, pour faire cuire des aliments et faire avancer nos voitures.

La combustion convertie de l'énergie chimique en énergie thermique (écriture de la combustion de l'éthanol), on veut quantifier cette conversion. (explication et démarrage de la bombe calorifugée) Avec l'équation de réaction on voit que plus la quantité de combustible est grande, plus l'énergie thermique libérée sera grande. On définit alors l'énergie libérée lors de la combustion d'une mole de combustible : l'énergie molaire de réaction notée $E_{comb} < 0$ en $J.mol^{-1}$ et $Q = n * E_{comb}$

L'énergie de combustion est intimement liée à l'équation de combustion, on peut réaliser un diagramme énergétique avec réactifs et produits. On peut imaginer un chemin fictif avec destruction de toutes les

liaisons des réactifs puis création des liaisons des produits. On peut donc estimer l'énergie de combustion microscopiquement à partir de l'énergie molaire de chaque liaison :

$$E_{comb} = [\text{somme des énergies de liaisons rompues}] - [\text{sommes énergies de liaisons formées}]$$

(Faire au fur et à mesure l'exemple de la combustion de l'éthanol)

Seulement quand on utilise un combustible de manière courante dans les machines on ne contrôle pas la quantité de matière mais la masse du combustible.

► Pouvoir calorifique

On définit le pouvoir calorifique d'un combustible qui est l'énergie que l'on peut récupérer lors de la combustion d'un kilogramme de combustible (comme dans la bombe calorifugée). Attention ici on regarde l'énergie récupérée de la combustion donc $PC > 0$ en $J.kg^{-1}$ et $Q = -m.PC$

On veut calculer le pouvoir calorifique de l'éthanol. Il faut donc connaître la masse d'éthanol consommée (on pèse) et l'énergie libérée (la formule de Q donnée en fonction de ΔT sur diapo). On compare avec la valeur tabulée du pouvoir calorifique et vite fait discuter des sources d'incertitudes qui sont pas trop quantifiables.

Transition didactique : Tous les combustibles n'ont pas le même pouvoir calorifique (On donne des exemples sur diapo). Quel combustible choisir ? La combustion de ces combustibles est-elle respectueuse de l'environnement ?

5.2 Enjeux de la combustion

► Défis écologiques

Les combustibles sont utilisés comme source d'énergie notamment pour se chauffer et faire fonctionner les voitures. Mais comment choisir son combustible en fonction de son utilisation : application à la voiture. Comparaison des pouvoirs calorifiques du gazole (dodécane) et de l'éthanol. On préfère utiliser le gazole mais est-ce plus écologique ?

La combustion rejette du CO_2 qui est un gaz polluant à effet de serre. On calcule à l'aide d'un tableau d'avancement la masse produite de CO_2 avec les deux carburants (diesel et éthanol). Le diesel est certes meilleur énergétiquement mais il est plus polluant que l'éthanol. Il y a donc un enjeu énergétique et environnemental, il faut des combustibles avec un fort pouvoir calorifique mais respectueux de l'environnement. Aujourd'hui on veut se détacher des combustibles fossiles, issus de ressources non renouvelables, pour utiliser des biocarburants issus de matière végétale qui permettent la revalorisation de CO_2 .

► Dangers de la combustion

Les réactions de combustions impliquent le stockage des combustibles et des élévations de températures. Ces réactions impliquent des risques accrus d'incendies et d'explosion. En effet, c'est pourquoi des précautions sont prises comme ne pas apporter de flammes proche d'une station essence ou la séparation du stockage des combustibles et l'endroit d'utilisation (la cuisine).

Enfin, on a étudié des réactions de combustions complètes, une combustion incomplète, donc pour un manque de comburant, peut entraîner la formation d'espèces toxiques comme le monoxyde de carbone. Il faut donc être conscient de ces risques pour les prévenir.

6 Ouvertures possibles, prolongements et conclusion de la leçon

- ▷ La combustion d'un composé chimique est une source d'énergie efficace et courante mais nécessite des précautions et induit des enjeux écologiques forts
- ▷ Dans cette leçon l'énergie est libérée en brisant des liaisons chimiques. Allons plus loin en brisant des liaisons interatomiques : liaisons nucléaires d'énergie plus grande. Ainsi les énergies engagées dans la réaction et donc l'énergie libérée sont plus grandes

7 Expériences illustratives et exploitation pédagogique

- ▷ Expérience introductive : craquage d'une allumette afin de faire réfléchir les élèves sur ce qu'est une combustion.
- ▷ Expérience de caractérisation des produits d'une combustion : combustion de la paraffine d'une bougie chauffe plat au dessus d'un dispositif récupérant les vapeurs par aspiration et les entraînant dans une cuve avec du sulfate de cuivre anhydre et les faisant barboter dans de l'eau de chaux. (figure 1) Avec le cuivre anhydre on met en évidence de la production d'eau et avec l'eau de chaux on met en évidence la production de CO_2 . Le test de l'eau de chaux marche très bien au bout de 30s-1min mais celui au sulfate de cuivre est beaucoup plus long, il faut le faire tourner pendant la préparation et pendant l'oral on peut récupérer l'eau qui se liquéfie sur les parois de l'entonnoir avec un coton tige et tamponner ce dernier dans du sulfate de cuivre pour voir la couleur très bleue. Pour optimiser le montage, on a essayé de calorifuger le passage de l'entonnoir vers le sulfate de cuivre anhydre pour ne pas que l'eau se liquéfie, mais le résultat n'est pas exceptionnel. On pourrait peut être refroidir le contenant du sulfate de cuivre anhydre pour que la liquéfaction se fasse à cet endroit et on pourrait utiliser deux bougies pour former et récupérer plus d'eau dans le système. Après avoir analysé les résultats des deux tests, on peut éteindre la bougie en la recouvrant d'un bécher, montrant la nécessité du comburant (O_2).

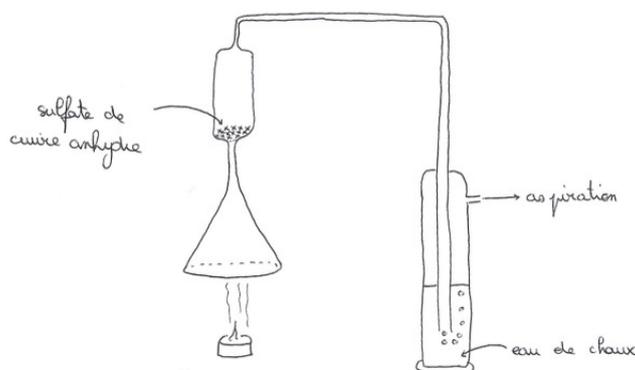


Fig. 1 – Système d'analyse des fumées d'une combustion

- ▷ Expérience de calorimétrie (élément imposé) : on peut faire deux manip, la bombe calorimétrique ou la canette. Dans le cas de la canette on fait brûler une bougie en dessous et on mesure l'élévation de la température de l'eau introduite dans la canette. La bombe calorimétrique donne de meilleurs résultats car elle est mieux calorifugée mais la manip de la canette est celle qui est faite en lycée et permet de discuter des importantes pertes thermiques du système. On a choisi la bombe calorifugée. (figure 2) Dans notre cas, on fait brûler de l'éthanol. On mesure la masse d'éthanol introduite dans la chambre de combustion. On réalise la combustion pendant environ 5min (il ne faut pas brûler tout l'éthanol par risque de brûler la mèche en suivant). On mesure l'élévation de température de l'eau dans le calorimètre (attention à ne pas allumer le calorimètre à vide). On vide le calorimètre pour mesurer la masse d'éthanol restant et donc la masse d'éthanol brûlée. On peut remonter à l'énergie thermique émise par la combustion avec la mesure de l'élévation en température de l'eau, puis à l'énergie molaire de réaction et le pouvoir calorifique de l'éthanol.
- ▷ En préparation, on a mesuré la masse équivalente en eau du calorimètre. Pour cela on introduit une masse d'eau à température connue dans le calorimètre puis on y ajoute une masse connue d'eau à température élevée connue. On mesure la température finale du système et on a la masse équivalente en eau du calorimètre. (voir diapos) Cette expérience permet alors de discuter des pertes thermiques de la bombe calorifugée.
- ▷ Une expérience possible pour mieux déterminer les pertes du calorimètre : quand on fait la masse en eau équivalente du calorimètre on n'observe pas d'équilibre final mais une décroissance linéaire de la température au sein du calorimètre ; En analysant cette diminution, on doit pouvoir remonter aux pertes supplémentaires du calorimètre.

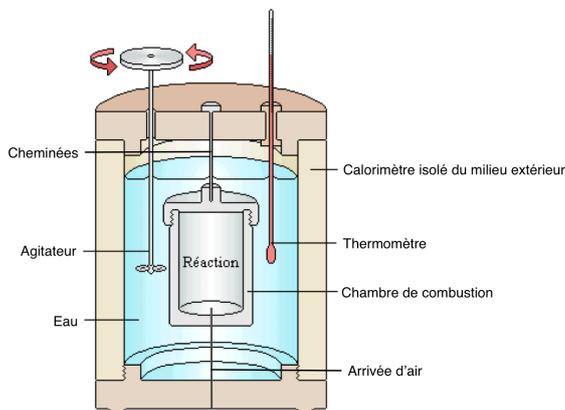


Fig. 2 – Schéma de la bombe calorifugée

8 Exercices de base et applications intéressantes pour la leçon

- ▷ Ecrire une équation de combustion complète (et aussi incomplète mais pas au programme) avec un alcane ou un alcool
 - ▷ Calculer une énergie de réaction à partir des énergies de liaisons ou un pouvoir calorifique
 - ▷ Faire un tableau d'avancement pour montrer l'impact écologique de l'utilisation d'un combustible. (production de CO_2)
- connaître des applications directes de combustions (moteur thermique, cuisson des aliments ...) et en connaître les impacts écologiques directs avec leurs alternatives (biocarburant à partir de végétaux (première et deuxième espèce), carburant à partir de micro algues)

9 Subtilités et points disciplinaires essentiels de la leçon, critique des choix pédagogiques de la leçon

- ▷ Manque de temps pour faire les deux parties prévues, il aurait peut être été préférable d'intégrer la seconde partie dans la première. On peut donc imaginer un plan sous la forme :
 - I) Combustion et énergie libérée

Les dangers des combustions avec la première expérience, caractérisation d'une combustion, pouvoir calorifique d'un combustible avec la bombe calorifugée
 - II) Interprétation microscopique

Énergie molaire de réaction, interprétation microscopique avec les énergies de liaison puis enjeux énergétiques et écologiques des combustions
- ▷ Les phases des espèces dans les équations de réaction (liquide, aqueux, gazeux) sont extrêmement importantes dans cette leçon. L'énergie de combustion pour une réaction est défini à partir de la réaction du combustible à l'état liquide. Seulement au programme des premières spécialités, les énergies de combustion doivent être calculées qu'en phase gaz, il faudrait donc prendre en compte l'énergie de vaporisation (c'est un peu le merdier pour le leur expliquer mais le programme est mal fichu). Donc il faut faire un choix pour la leçon : soit on le passe sous le tapis soit on explique tout et on y passe plus de temps.
- ▷ La sécurité lors d'une réaction de combustion : insister sur les précautions avant de faire une manip (cheveux attachés, rien d'inflammable à proximité, pas de gants). On peut se servir de l'expérience de mise en évidence des produits d'une combustion pour mettre en lumière les dangers (précautions à prendre avant et pendant puis dangers des gaz produits (monoxyde de carbone notamment).

10 Questions posées

Par les élèves :

- ▷ Comment fonctionne une allumette?

Sur le côté de la boîte il y a un dépôt de poudre de verre et de phosphore rouge (forme non toxique). La friction avec l'allumette provoque un échauffement qui provoque la transformation du phosphore rouge en phosphore blanc. Ce dernier est très volatil et inflammable, il s'enflamme immédiatement en présence du

dioxygène de l'air. Les bouts des allumettes sont enduits de cire de paraffine pour qu'elles s'enflamment plus facilement. Sur le bout de l'allumette il y a aussi présence du chlorate, un oxydant, qui libère de l'oxygène pour entretenir la flamme. Enfin, l'allumette est enduite de phosphate d'ammonium qui est un inhibiteur et retarde la combustion (pour pas se brûler les doigts trop vite) et permet de réduire les fumées quand l'allumette s'éteint.

▷ Pourquoi l'eau de chaux se trouble-t-elle ?

L'eau de chaux est composée de $Ca(OH)_2$ qui est un solide dissout en solution et il réagit avec CO_2 pour former $CaCO_3(s)$ qui est un précipité blanc.

▷ Pourquoi le sulfate de cuivre anhydre devient-il bleu ?

En présence d'eau, il y a réhydratation du sulfate de cuivre $CuSO_4(s) = Cu^{2+} + SO_4^{2-}$. La couleur bleue indigo intense caractéristique du sulfate de cuivre hydraté est due au complexe de Cu(II) avec l'eau qui est $Cu(OH)_4$.

▷ Donner des exemples de combustibles usuels.

Diesel, essence, gazole pour les moteurs à explosion des voitures ; méthane, butane pour la cuisson des aliments ; paraffine dans les bougies ; charbon, bois pour le chauffage (voir la comparaison des pouvoirs calorifiques dans le diapo).

▷ D'où vient l'écart entre le pouvoir calorifique théorique et celui mesuré ?

La bombe calorifugée a des pertes thermiques : utilisation de la mesure de la masse en eau équivalente du calorimètre (on n'a pas abordé cette notion dans la leçon car transferts thermiques et les bilans d'énergie ne sont fait que en terminale spécialité). On peut alors refaire le calcul du pouvoir calorifique de l'éthanol et voir qu'on se rapproche de la valeur théorique. Il faut aussi prendre en compte que les cheminées de la bombe calorifugée ont une température beaucoup plus faible que la chambre de combustion donc il y a liquéfaction de l'eau produite dans les cheminées. Il faut donc prendre en compte l'énergie de liquéfaction dans la mesure de l'énergie de combustion et donc dans le pouvoir calorifique mesurée. De plus, il faut aussi prendre en compte l'énergie de vaporisation du combustible puisque par définition l'énergie de combustion est définie à partir de la réaction du combustible liquide.

▷ Quelles sont les hypothèses pour écrire la $Q = n.E_{comb}$?

Il faut que le système soit supposé adiabatique et monobare (il suffit que les pressions initiale et finale soient égales).

▷ Pourquoi met-on une flèche simple dans l'écriture de l'équation de combustion ?

La réaction est une réaction d'oxydoréduction, les élèves ont vu que les réactions d'oxydoréduction en phase aqueuse sont équilibrées. Mais pour une combustion, la réaction est hors équilibre. Il y a un dégagement gazeux et ces derniers sont dilués dans l'atmosphère donc sont retirés du système, il y a déplacement d'équilibre et la réaction est totale.

▷ Pourquoi les équations de réactions sont encadrées au même niveau que les formules alors que la méthode pour écrire les équations de réaction ne l'est pas, que l'élève doit retenir ?

L'ajustement des réactions d'oxydoréduction à déjà été vu donc dans cette leçon la méthode est une application directe, ce n'est pas la première fois qu'ils le font. De plus, il est précisé dans le programme que les élèves doivent écrire l'équation de combustion d'un alcane et d'un alcool donc plutôt insister sur les deux types d'équation. Ils doivent retenir les réactifs et les produits afin de le reproduire pour d'autres alcanes ou alcools.

▷ Comment expliquer simplement la formule sur l'énergie de combustion en fonction des énergies de liaisons, notamment expliquer les signes ?

Utiliser le diagramme énergétique via le chemin réel et le chemin fictif équivalent. Il y a un signe moins sur la deuxième partie du chemin fictif (voir diapos) car durant cette étape il y a création de liaisons alors que l'énergie de liaison est définie pour la rupture de liaisons, il faut donc prendre en compte l'énergie opposée.

▷ Pourquoi c'est mieux d'utiliser un biocarburant ?

Les biocarburants (comme le bioéthanol) utilisent des ressources végétales renouvelables (végétaux, biomasse ou algues) et permettent de revaloriser l'émission de CO_2 (cercle vertueux du CO_2) au contraire des carburants classiques qui sont issus de ressources non renouvelables.

▷ Dans l'expérience on étouffe la bougie avec un bêcher, on émet du CO est-ce dangereux ? Qu'est-ce que le dépôt noir visible sur l'entonnoir ?

En effet, quand on empêche l'arrivée de O_2 donc le comburant est en défaut et la combustion est incomplète donc on forme du CO. Cependant, les seuils de dangerosité ne sont pas atteints donc les

risques d'intoxication sont faibles. Le dépôt noir sur l'entonnoir n'est pas le CO mais la production de graphite due à la combustion incomplète du carbone.

- ▷ Pourquoi l'énergie de liaison C=O dans CO_2 est plus forte que celle pour C=O dans une autre molécule ?

On peut écrire trois formes mésomères du C=O donc il y a délocalisation des électrons sur l'ensemble de la molécule. Les liaisons sont plus stables donc il faut fournir une énergie plus grande pour rompre les liaisons C=O du CO_2 que dans une autre molécule, l'énergie de liaison est donc plus grande.

- ▷ Pour l'énergie molaire de réaction, y a-t-il une importance de l'état du combustible et des produits ?

L'énergie de combustion est définie pour le combustible à l'état gazeux, s'il est à l'état liquide il faut prendre en compte l'énergie de changement d'état de vaporisation du combustible. L'énergie de combustion dépend aussi de l'état des produits puisque si les produits changent d'état il faut aussi prendre en compte l'énergie associée (déplacement des produits sur le diagramme énergétique).

- ▷ Qu'est-ce que la flamme et pourquoi la voit-on ?

La flamme correspond à la combustion du combustible gazeux. On peut la voir car l'énergie thermique excite les atomes (ou radicaux) qui en montant descendent en température et donc se désolvent en produisant des photons et donc la lumière. La couleur dépend de la température de la flamme (analogie avec le corps noir).

- ▷ Pourquoi dans l'équation de réaction de combustion l'éthanol est sous forme gazeuse ?

Dans le programme il est explicitement dit que les élèves doivent écrire l'équation savoir calculer l'énergie molaire de réaction à partir des énergies de liaison en phase gaz, donc c'est un choix de ne pas parler de la vaporisation du combustible avant la réaction.

- ▷ Comment passer du pouvoir calorifique à l'énergie molaire de réaction ?

On utilise le lien entre quantité de matière et masse soit $E_{comb} = -PC.M$ avec M la masse molaire du combustible.

- ▷ Le triangle du feu est-il suffisant à créer une flamme ?

Le triangle du feu n'est pas suffisant, il faut le tétraèdre du feu pour créer la flamme. Ce dernier est composé d'un combustible, d'un comburant, d'une énergie d'activation et il faut en plus formation de radicaux libre, sinon comme pour du charbon qui ne flambe plus, il y a combustion mais pas de flamme

- ▷ Quels sont les risques pour les élèves avec ces réactions ? Si un élève pyromane demande s'il peut refaire les expériences chez lui que répondre ?

Les risques sont ceux liés à la combustion (brûlures, risques d'incendies et explosions, gaz toxiques). Pour l'élève pyromane, insister sur les dangers et faire remarquer qu'il ne pourra pas refaire les expériences montrées car il n'a pas le matériel et de manière générale, le laboratoire est un lieu où les risques sont écartés au contraire de la maison, il ne faut donc pas reproduire les expériences. (**C'EST LA QUESTION DE LA RÉPUBLIQUE PAR EXCELLENCE DANS CETTE LEÇON**)

- ▷ Phénomène de descente du feu (on peut rallumer une flamme juste après l'avoir éteinte en rallumant les fumées), comment l'expliquer ?

Si on garde l'allumette allumée et qu'on passe dans la fumée la flamme descend dans les fumées. Les fumées sont juste en dessous du point d'inflammabilité des gaz (température éclair des gaz du combustible), si on rapproche une allumette allumée, on réaugmente la température donc on passe au dessus de la température éclair donc les fumées se réenflamment. La flamme créée descend jusqu'au combustible liquide qui peut à son tour se réenflammer.

- ▷ Qu'est-ce que le point éclair ?

Le point éclair est la température pour laquelle une espèce en phase gaz peut s'enflammer à pression atmosphérique (car il y a émanation suffisante de vapeur).

Par le correcteur intervenant :

- ▷ Quelles autres difficultés peuvent rencontrer les élèves, en plus de celles identifiées dans l'introduction pédagogique ?

Jongler entre les différentes énergies, énergie molaire et énergie massique (passer d'une unité à l'autre avec la masse molaire) ; Faire le lien entre réactions endothermiques ou exothermiques et le signe de l'énergie de réaction Q .

- ▷ Comment mieux faire comprendre le lien entre le signe de Q et énergie libérée/reçue pour un système ?

Sur l'expérience de la bombe calorifugée, notamment sur le schéma du système, on peut faire apparaître des flèches pour modéliser les échanges thermiques entre la chambre de combustion et l'eau autour. Alors si la flèche va vers le système l'énergie est reçue donc $Q > 0$ et si la flèche part du système, l'énergie est libérée donc $Q < 0$.

▷ Quelle est la différence entre énergie libérée et énergie donnée ?

Parler d'énergie libérée revient à ne considérer que le système de la réaction qui libère de l'énergie thermique alors que parler d'énergie donnée revient à considérer le système de la combustion et son environnement, on prend en compte un transfert thermique entre les deux systèmes.

▷ Quel problème y a t il avec le cycle idéal de revalorisation du CO_2 avec des végétaux, de la biomasse, ou des micro algues ?

Le rendement est faible puisque la production de végétaux consomme de l'énergie et les combustibles formés ont un pouvoir calorifique plus faible. Cependant ce qui est intéressant dans ces axes d'études actuels, c'est que ce sont des sources d'énergie renouvelable et les micro algues (qui sont toujours en développement) utilise l'énergie solaire pour pousser.

▷ Quels sont les autres axes d'études actuels pour éliminer le CO ?

On peut utiliser le procédé Fischer-Tropsch. C'est la réaction entre CO et H_2 (sous catalyse hétérogène) qui conduit à la formation d'un alcane et d'eau : $CO + (2n + 1)H_2 = C_nH_{2n+2} + nH_2O$. On annihile la dangerosité de CO produit par la combustion, on peut former H_2 facilement par électrolyse de l'eau et on forme un nouveau combustible donc on a un cercle vertueux de la combustion qui est plus efficace que celui des biocarburant.

▷ Quelle est la définition d'une énergie de liaison ? L'énergie de création d'une liaison est elle strictement l'opposée d'une énergie de liaison ?

C'est l'énergie nécessaire à la rupture de la liaison considérée en phase gaz. L'énergie de création d'une liaison est strictement l'opposée de l'énergie de liaison on récupère autant d'énergie que l'on doit en fournir pour rompre la liaison.

▷ Quelle est la différence entre enthalpie de réaction et enthalpie standard de réaction ?

La différence entre les deux est que l'enthalpie standard de réaction est prise aux conditions standards donc à $P = P^\circ$, dans notre cas on est à la pression atmosphérique. Or $\frac{\partial H}{\partial P} = V$ donc une faible variation de pression induit une faible variation d'enthalpie de réaction. On peut donc supposer que $\Delta_r H \approx \Delta_r H^\circ$

▷ Attention au vocabulaire

Quand l'eau passe de phase gazeuse à liquide, c'est une liquéfaction

▷ Qu'est ce que le PCS et PCI? Quel est l'ordre de grandeur entre les deux ?

Le PCS est le pouvoir calorifique supérieur, c'est le pouvoir calorifique de la combustion lorsque toute l'eau produite est liquéfiée, et le PCI est le pouvoir calorifique inférieur, c'est le pouvoir calorifique de la combustion lorsque toute l'eau produite reste en phase gazeuse. La différence entre les deux est de l'ordre de grandeur de l'énergie de liquéfaction de l'eau (de l'ordre de la dizaine de kiloJoules alors que l'énergie de combustion est de l'ordre du MégaJoule).

▷ D'où provient le risque d'explosion ?

Lors du stockage des combustibles, ces derniers sont sous haute pression. Si une combustion s'enclenche, elle se réalise pratiquement instantanément dans tout le volume du stockage donc très forte hausse de température et production de gaz donc le contenant explose

▷ Pour le calcul du rejet de CO_2 pour deux combustibles différents afin d'analyser l'impact écologique

Plutôt que de calculer le rejet en masse de CO_2 pour une mole de combustible, il faudrait comparer le rejet en masse de CO_2 pour la quantité de matière de chaque combustible qui équivaut à la même énergie de combustion libérée.

11 Bibliographie pour construire la leçon

- ▷ Manuel 1^{ère} Edition Hatier
- ▷ Manuel 1^{ère} Edition Hachette
- ▷ Manuel 1^{ère} Edition Nathan