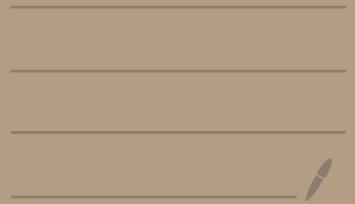


CCO₂ Energie

Chimique



* Niveau :

Plusieurs niveaux possibles.

↳ 1^{er} STI2D (en Term, on a juste la pile au lieu dans jeu probabla).

↳ 2^{ème} STL - Phys/Chim.

• Énergie chimique

Notions et contenu	Capacités exigibles / Activités expérimentales
Transformation chimique d'un système et conversion d'énergie associée ; effets thermiques associés.	<ul style="list-style-type: none"> - Identifier le système chimique. - Identifier un effet thermique associé à la transformation chimique d'un système. - Associer à une transformation chimique exothermique (endothermique) une diminution (augmentation) de l'énergie du système.
Un exemple de transformations exothermiques : les combustions.	<ul style="list-style-type: none"> - Identifier, dans une réaction de combustion, le combustible et le comburant. - Identifier l'apport d'énergie nécessaire pour initier une combustion et interpréter l'auto-entretien de celle-ci. - Comparer les pouvoirs calorifiques de différents combustibles.
Pouvoir calorifique d'un combustible (en kJ.kg ⁻¹)	<ul style="list-style-type: none"> - Mettre en œuvre une expérience pour déterminer le pouvoir calorifique d'un combustible.
Protection contre les risques liés aux combustions.	<ul style="list-style-type: none"> - Citer les dangers liés aux combustions et les moyens de prévention et de protection associés.

Repères pour l'enseignement

Dans ce chapitre, on se préoccupe seulement des aspects énergétiques associés aux transformations chimiques, la modélisation de ces transformations par des réactions étant donnée. L'établissement de ces réactions, l'écriture des équations et leur interprétation en termes d'oxydo-réduction pour les combustions sont abordés dans le domaine « Matière et matériaux ».

Exemples de situation-problème d'apprentissage et mini-projets d'application

- Détermination du pouvoir calorifique d'une cartouche de gaz à partir de ressources documentaires.
- Retardateurs de flammes, extincteurs.

1^{er} STI2D

• 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.
Capacité thermique.	- Calculer une enthalpie standard de réaction à partir de données tabulées en utilisant la loi de Hess.
Pouvoir calorifique.	- Identifier le caractère exothermique, endothermique ou athermique d'une réaction.
	- 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.

2^{ème} STL - Phys/Chim

* Sources :

* Idee : Je pense qu'il faut couler la leçon uniquement sur la petite énergie chimique / thermique et ne pas parler de piles (on a pas le temps et il y a l'oxydoréduction pour ça).
Si on a la manij sur le PC de l'éthanol, il ne faut pas hésiter à passer 15 min dessus afin de ne rien mettre sous le tapis. Il faut être giga rigoureux et bien définir le système chimique avec lequel on travaille.

• leçon niveau 1^{er} STI2D

* Plan:

I) Conversion d'énergie par d'une transformation chimique.

- 1) Approche expérimentale.
- 2) Conversion d'énergie chimique.

II) Application: la combustion.

- 1) la combustion.
- 2) Pouvoir calorifique.
- 3) Application: PC de l'éthanol.

* Prérequis : → Transformations chimiques (équations bilan, stœchiométrie, réactif limitant, ...)
→ Formes d'énergie (thermique, électrique, chimique, ...)
→ Energie, puissance (unités, lien entre les grandeurs)
→ Inventaires de type A, de type B.

* Accroche : Calories en un paquet de céréales / de gâteaux.
↳ Conversion d'énergie chimique en énergie thermique pour les muscles.

* Problématique : Comment mesurer la quantité d'énergie récupérable à l'issue d'une transformation chimique ?

I) Conversion d'énergie lors d'une transformation chimique.

Rappel : Système chimique.

Un système chimique correspond à un espace aux frontières définies et toutes les espèces chimiques qu'il contient.

⚠ Bien définir les systèmes lors de la suite.

1) Approche expérimentale.

Expérience 1 : cf Slides

La diminution de la température du système.

Expérience 2 : cf Slides.

La augmentation de la température du système.

⚠ Faire les choses proprement (ie savoir si l'un des réactifs est en excès etc...)

2) Conversion d'énergie chimique.

Une transformation chimique peut libérer ou consommer de l'énergie thermique. (cf expériences précédentes).

- Réaction endothermique : réaction qui provoque une diminution de la température du système chimique.
⇒ Conversion d'énergie thermique en énergie chimique, l'énergie chimique du système a augmenté à la fin de la réaction.

Exemple : Expérience 1.

- Réaction exothermique : C'est le contraire.

Exemple : Expérience 2.

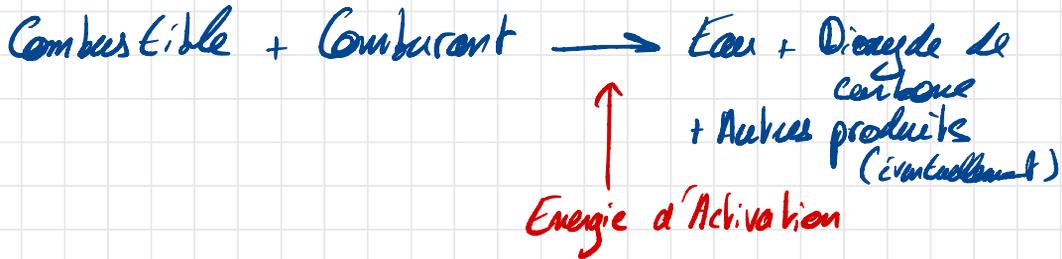
⇒ Tableau récapitulatif sur slides.

Transition: On voit que les réactions exothermiques sont particulièrement intéressantes puisqu'elles permettent de convertir de l'énergie chimique, difficilement accessible, en énergie thermique, dont on peut se servir.

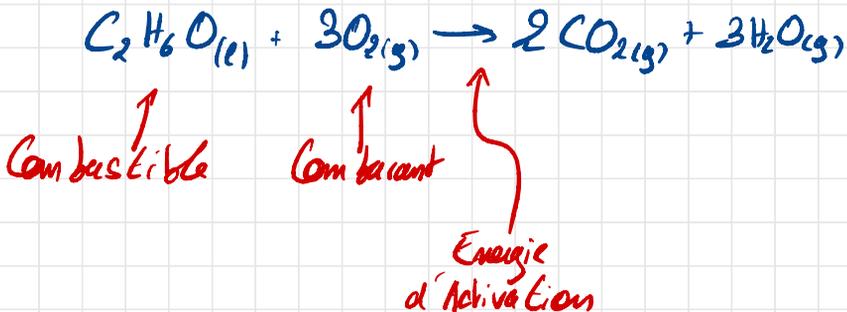
II) Application: la combustion.

1) La combustion.

Il s'agit d'une réaction exothermique de la forme suivante:



Exemple: Combustion de l'éthanol.



Autre exemple: Si on a le temps trouver un exemple avec un composé azoté.

Définition: Combustion complète.

→ le combustible et le comburant sont présents en proportions stœchiométriques. Sinon, on parle de combustion incomplète.

Lors d'une combustion incomplète, d'autres produits peuvent apparaître à l'issue de la réaction: souvent du carbone et/ou du monoxyde de carbone.

La pêche sur les risques liés à la combustion.

2) Pouvoir calorifique.

Le pouvoir calorifique d'un combustible (PC) est l'énergie que peut fournir la combustion complète d'un kilogramme de combustible. Il s'exprime en $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Il permet de mesurer la quantité d'énergie chimique que l'on peut récupérer sous forme d'énergie thermique.

⇒ Slides avec les Ods.

3) Application: Détermination du PC de l'éthanol.

Description de l'expérience sur slides.

On définit proprement le système:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Éthanol} + \text{O}_2 \text{ qui sert} + \text{Eau dans les} \\ \text{à la combustion} \quad \text{cannelle} \end{array} \right\}$$

D'après la définition précédente :

$$PC(\text{éthanol}) = \frac{\text{Énergie reçue par l'eau}}{\text{masse d'éthanol brûlé}}$$

$$\text{Or } E_{\text{reçue}} = m_{\text{eau}} C_{\text{eau}} (T_f - T_i) \text{ avec}$$

$$C_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$$

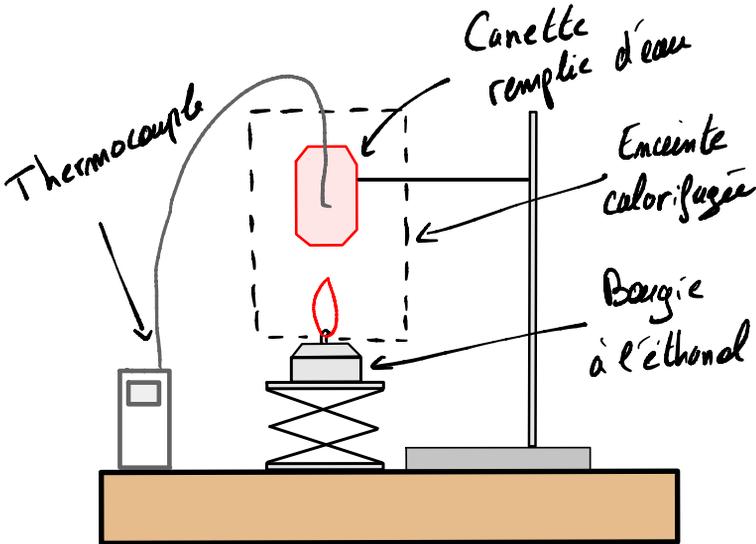
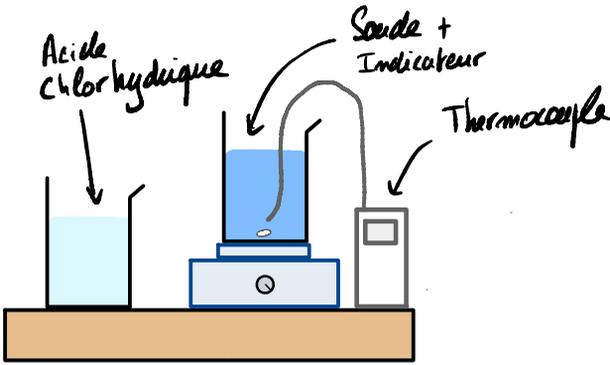
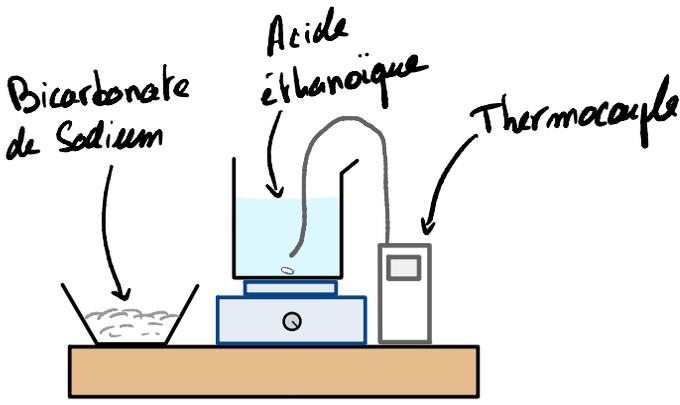
$$\Rightarrow PC(\text{éthanol}) = \frac{m_{\text{eau}} C_{\text{eau}} (T_f - T_i)}{m_{\text{brûlé}}}$$

⚠ Cette expérience ne marche pas au mieux, on trouve 50 à 60% de la valeur tabulée :

⇒ Ne pas tenter de cacher des choses sous le tapis.

↳ Discuter le choix du système

↳ le fait que l'on chauffe d'autres choses que l'eau etc...



• leçon niveau T^{le} STL - Phy/ Maths.

* Plan :

I) Conversion d'énergie lors d'une transformation chimique.

- 1) Approche expérimentale.
- 2) Enthalpie de réaction.

II) Application : la combustion.

- 1) la combustion.
- 2) Pouvoir calorifique.

III) Loi de Hess.

- 1) Enthalpie de formation
- 2) Loi de Hess.

* Prérequis :

- Transformations chimiques (modélisation par une réaction...)
- Formes d'énergie, énergie thermique.
- Enthalpie, capacité thermique.
- Energies de liaison.

* Accroche : J'aime bien l'accroche de Nathan.

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 ? $T_1 = 20^\circ\text{C}$, $T_f = 100^\circ\text{C}$, $C_p = 4,18\text{kJ} \cdot \text{k}^{-1}\text{K}^{-1}$ 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 libéré par une réaction chimique!

* Problématique : Comment mesurer les échanges d'énergie chimique lors d'une transformation chimique?

±) Conversion d'énergie lors d'une transformation chimique.

1) Approche expérimentale.

cf leçon STI2D.

2) Enthalpie de réaction.

Preons la réaction, à pression constante égale à 1 bar et à une température T .



Énergie
chimique

$H_{\text{réactifs}}$

H_{produits}

→ Écart énergétique : $\Delta H = H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}$.

On sent bien que tel qu'il est défini ici, ΔH dépend de l'avancement de la réaction.

Problème : On voudrait avoir une grandeur qui caractérise la réaction, peu importe son avancement.

Solution : On se ramène à un avancement de 1 mole et on définit une grandeur appelée enthalpie standard de réaction :

$$\Delta_r H^\circ = \frac{H_{\text{produits}} - H_{\text{réactifs}}}{\xi}$$

Définition : l'enthalpie standard de réaction est une grandeur énergétique égale à l'énergie thermique libérée ou captée par le système chimique pour une mole d'avancement de la réaction considérée. S'exprime en kJ/mol.

⇒ Des réactions endo et exo.

II) Exemple : la réaction de combustion.

1) La combustion.

cf leçon STI 2D.

2) Pouvoir calorifique.

Même def, et on ajoute qu'avec la définition on comprend que :

$$PC = - \frac{\Delta_r H^\circ}{n_c} \leftarrow \text{Nombre molaire du combustible}$$

⇒ Nonip.

III) Loi de Hess.

1) Réaction de formation.

Idee : on fait un puzzle pour former une espèce à partir d'autres espèces telles qu'elles existent naturellement à une certaine température et à $P = P^\circ$.

⇒ On appelle enthalpie standard de formation l'enthalpie de réaction de la réaction de formation.

2) Loi de Hess.

Je fais sur l'exemple de méthane (cf slides).