



REACTIONS DE COMBUSTION

Prof-TC

www.prof-tc.fr



Introduction

Les combustibles fossiles ont pour origine des matériaux organiques (plantes ou planctons) qui furent rapidement enfouis dans des sédiments au fond de lacs ou d'océans, il y a environ 300 millions d'années, puis qui furent dégradés lentement par la pression et de la chaleur souterraine pour augmenter la quantité relative de carbone et d'hydrogène.

Les combustibles fossiles contiennent essentiellement du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène, de l'azote, du soufre.

Ce sont des combustibles non renouvelables à l'échelle humaine (charbon, pétrole, gaz naturel).

Les agrocombustibles sont des combustibles issus de la biomasse sont directement pris dans le monde du vivant.

Ce sont des combustibles renouvelables à l'échelle humaine (bois, charbon de bois, méthane, éthanol, corps gras).

Combustion en chimie - Oxydoréduction

La réaction de combustion est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle:

- Un carburant s'oxyde.
- Un comburant (dioxygène $O_{2(g)}$) se réduit.

Pour activer une réaction, une énergie doit être apportée.

Rappels:

- Un oxydant est une espèce chimique pouvant capter un ou plusieurs électrons e^- .
- Un réducteur est une espèce chimique pouvant donner un ou plusieurs électrons e^- .



Combustion en chimie - Alcane

La combustion dans le dioxygène d'un alcane de formule brute C_nH_{2n+2} (avec n un entier) produit du dioxyde de carbone et de l'eau selon l'équation bilan:



La combustion du méthane CH_4 est une réaction d'oxydoréduction entre deux couples Ox/Red:



L'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction sera alors:



Combustion en chimie - Alcool

La combustion dans le dioxygène d'un alcool de formule brute $C_nH_{2n+1}OH$ avec n entier, produit du dioxyde de carbone et de l'eau selon l'équation bilan:



La combustion de l'éthanol C_2H_5OH est une réaction d'oxydoréduction entre deux couples Ox/Red:



L'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction sera alors:



Transformations exothermiques

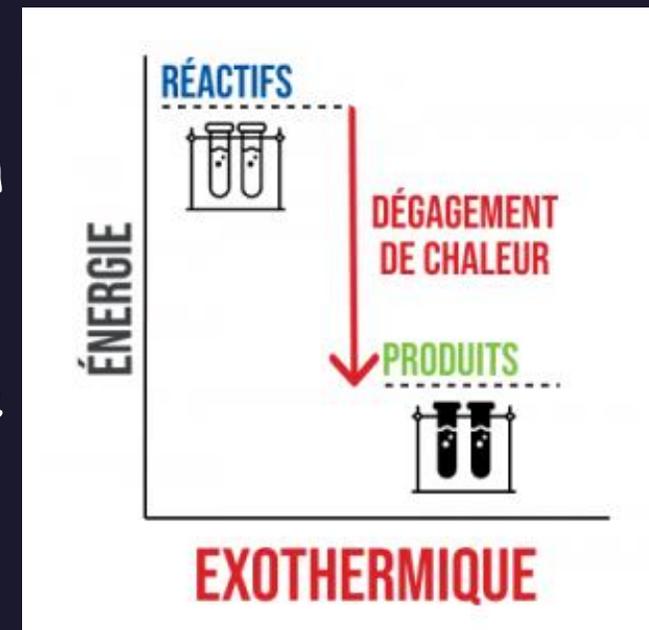
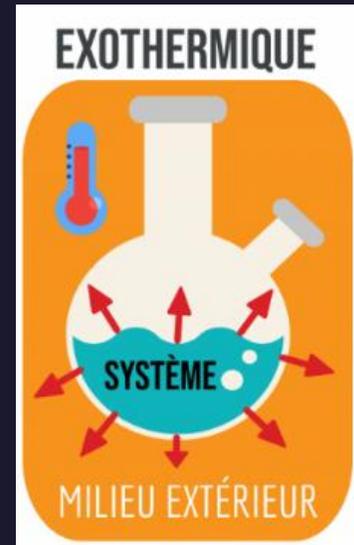
Les transformations chimiques cédant de l'énergie donc ayant un transfert thermique négatif ($Q < 0$) sont dites exothermiques (la température du milieu extérieur augmente).

Les réactions exothermiques sont des réactions qui dégagent de l'énergie, augmentant ainsi le degré énergétique de leur milieu.

Cela peut être perceptible par une augmentation de température ou dégagement de lumière.

Lorsqu'une réaction chimique dégage de la chaleur dans un milieu, la température de ce milieu augmente.

La température finale est donc plus élevée que la température initiale.

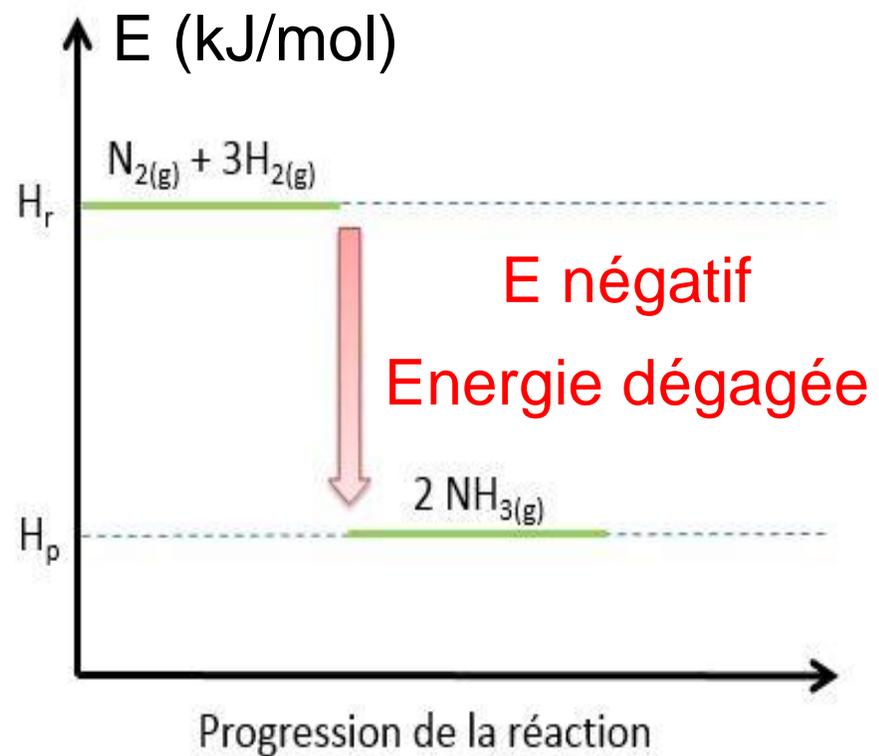


la réaction exothermique de synthèse de l'ammoniac (NH_3) s'écrit :



On peut également écrire cette réaction en écrivant l'énergie à l'extérieur de l'équation chimique.

Toutefois, la variation d'énergie est par convention précédée du signe négatif (-). Le signe négatif indique qu'il y a une perte d'énergie.



Réaction de combustion

Une combustion est une réaction chimique exothermique, elle libère de l'énergie qui était stockée dans les molécules des réactifs.

Considérons par exemple la réaction de combustion du méthane CH_4 dans le dioxygène.



Cette réaction libère une énergie Q.

L'unité de cette énergie est en Joule de symbole J.

Energie transférée lors d'une combustion

Les réactions de combustion sont des transformations exothermiques, donc l'énergie libérée Q aura une valeur négative ($Q < 0$).

L'énergie transférée Q lors de la combustion dépend de la quantité de combustible.

$$E_{\text{comb}} = - M \times PC$$

E_{comb} : Energie molaire de combustion (J/mol)
M : Masse molaire du combustible (kg/mol)
PC : Pouvoir calorifique (J/kg)

Elle peut se calculer à partir de l'énergie molaire de combustion E_{comb} ou du pouvoir calorifique PC .

Energie transférée lors d'une combustion

L'énergie molaire de combustion E_{comb} transférée lors de la combustion d'une mole de combustible est une grandeur négative ($E_{\text{comb}} < 0$).

$$Q = - m \times PC$$

Q: Energie libérée lors de la combustion (J)

m: Masse du combustible (kg)

PC: Pouvoir calorifique (J/kg)

Energie transférée lors d'une combustion

Le pouvoir calorifique PC d'un combustible qui correspond à l'énergie que l'on peut récupérer lors de la combustion d'un kilogramme de combustible est une grandeur positive ($PC > 0$).

$$Q = n \times E_{\text{comb}}$$

Q: Energie libérée lors de la combustion (J)

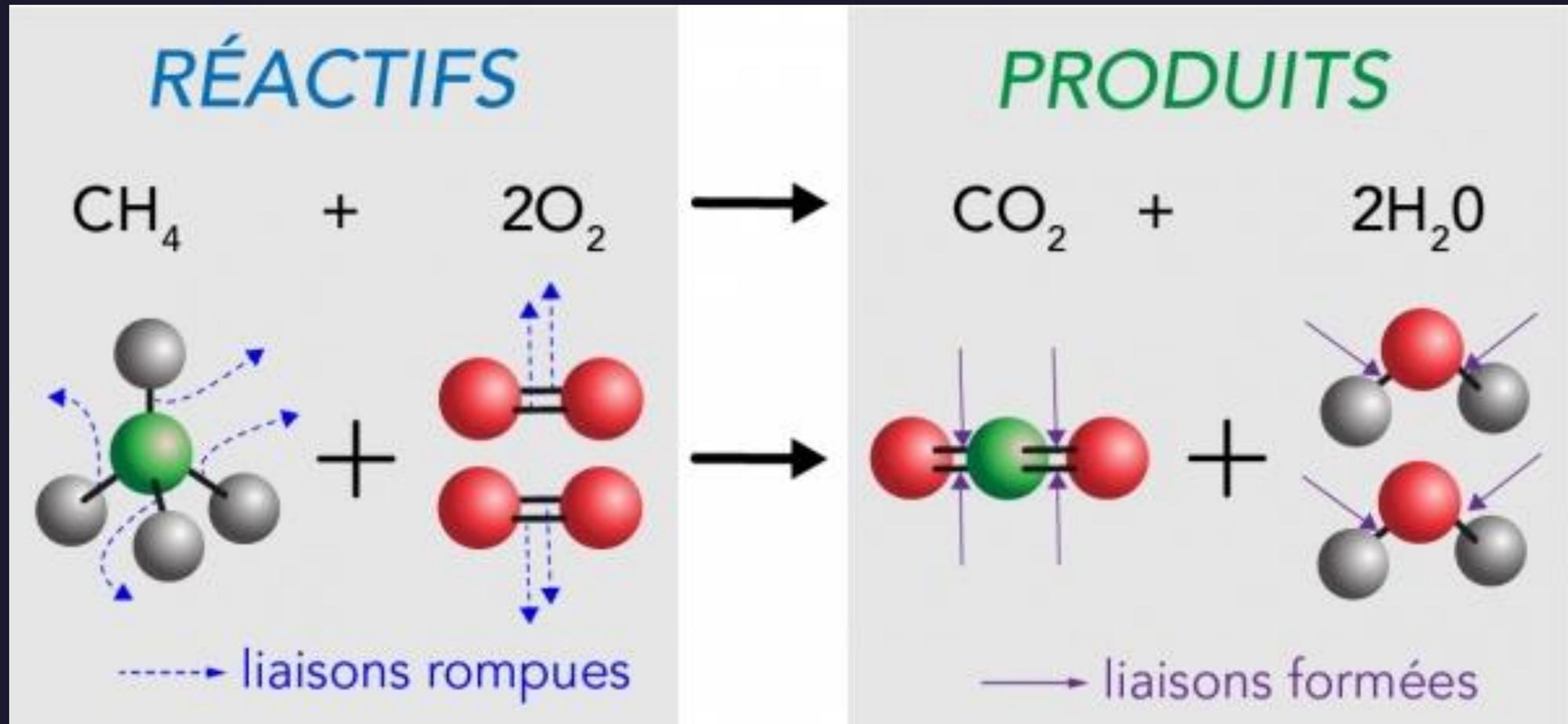
n: Quantité de matière du combustible (mol)

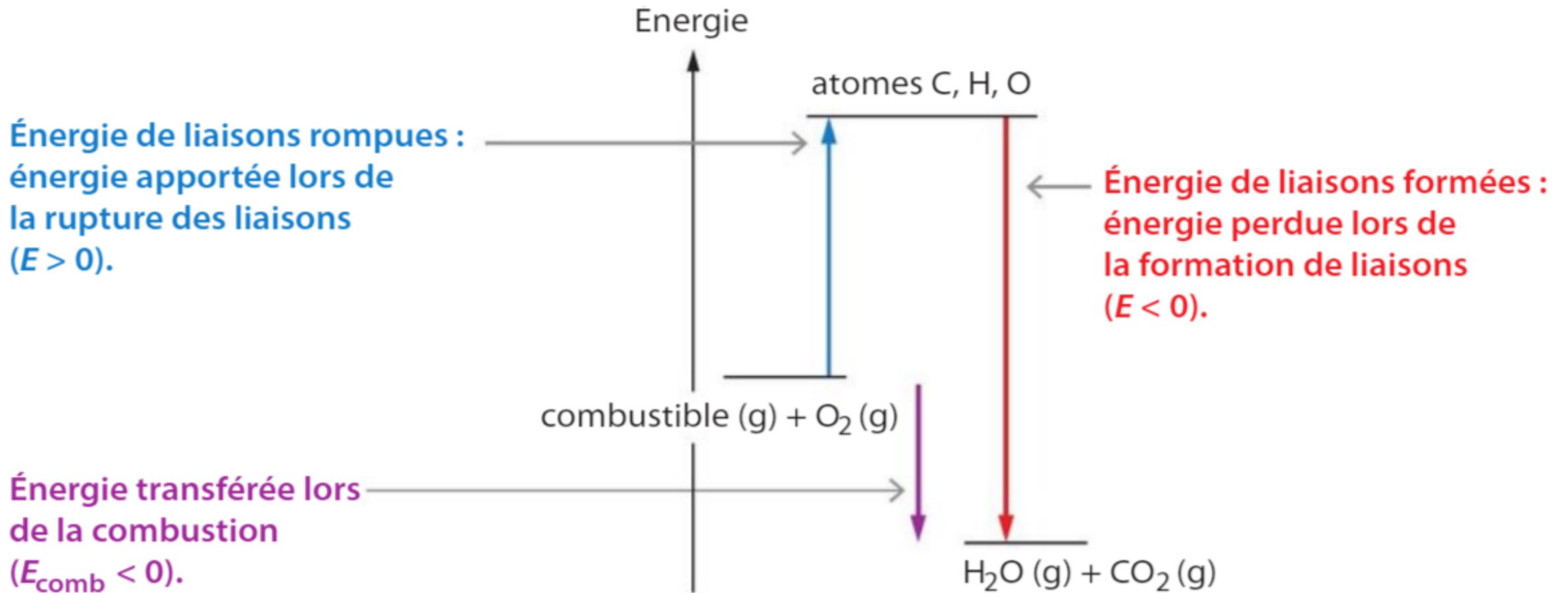
E_{comb} : Energie molaire de combustion (J/mol)

Energie molaire de combustion et énergie de liaison

Lors d'une combustion, des liaisons se rompent et d'autres se forment.

Ces modifications des structures moléculaires sont à l'origine de l'énergie molaire de combustion.





Les réactions de combustion libèrent davantage d'énergie qu'elles n'en consomment.

Elles sont exothermiques ($E_{\text{comb}} > 0$).

Les énergies de liaisons permettent d'estimer l'énergie molaire de combustion E_{comb} :

$$E_{\text{comb}} = \sum E_{\text{Liaisons rompues}} - \sum E_{\text{Liaisons formées}}$$

Liaison	E_{Liaison} (kJ/mol)
C-C	347
C=C	615
C≡C	811
C-H	414
C-O	351
C=O	730
C=O (dans CO ₂)	795
C-N	293
C=N	615

Liaison	E_{Liaison} (kJ/mol)
C≡N	890
O-H	464
O-O	142
O=O	502
H-Cl	431
H-Br	368
H-F	564
H-S	364
C-F	439

Liaison	E_{Liaison} (kJ/mol)
C-Cl	331
C-Br	276
N-H	390
N-N	159
N=N	418
N≡N	945
F-F	155
Cl-Cl	243

La réaction de combustion du méthane CH_4 dans le dioxygène:



libère une énergie de combustion:

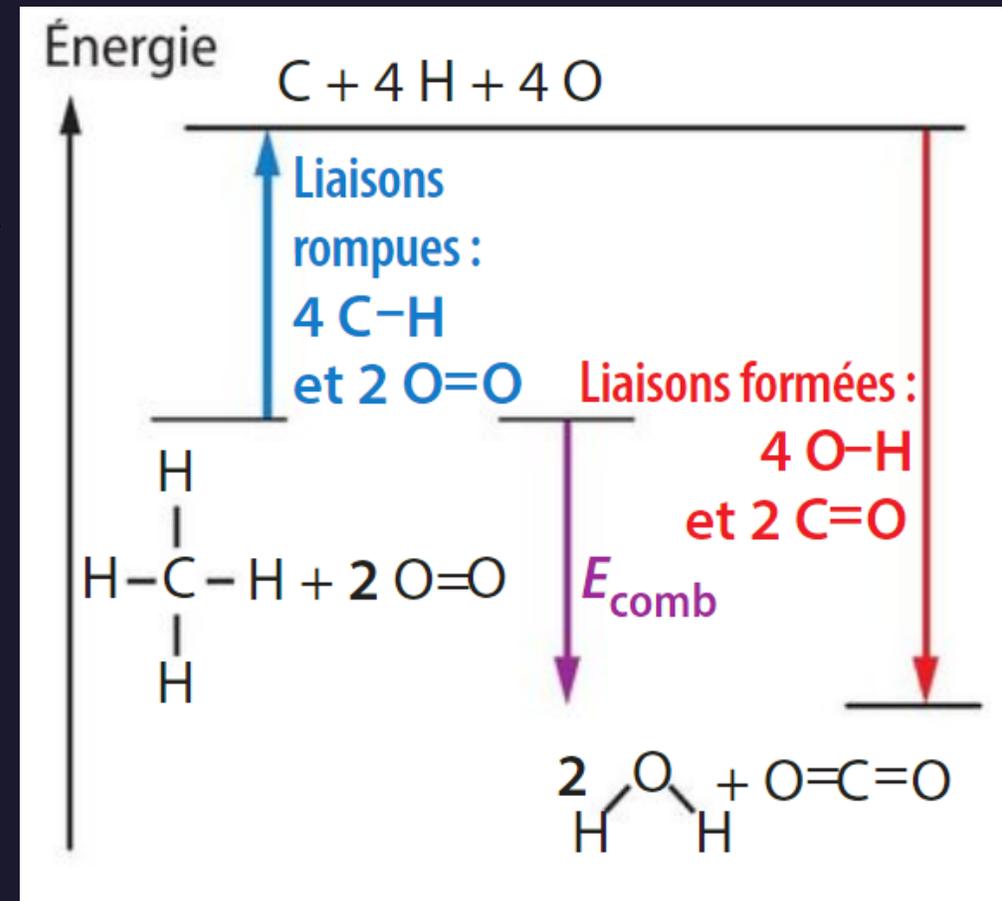
$$E_{\text{comb}} = [4 \times E_{\text{liaison}}(\text{C-H}) + 2 \times E_{\text{liaison}}(\text{O=O})] - [2 \times E_{\text{liaison}}(\text{C=O}) + 4 \times E_{\text{liaison}}(\text{O-H})]$$

$$E_{\text{comb}} = [4 \times 414 + 2 \times 502] - [2 \times 795 + 4 \times 464] = -786 \text{ kJ/mol}$$

le pouvoir calorifique du butane de masse molaire $M = 16,0 \text{ g/mol}$ est:

$$\text{PC} = -\frac{E_{\text{comb}}}{M} = -\frac{-786 \cdot 10^3}{16,0 \cdot 10^{-3}}$$

$$\text{PC} = 49,1 \cdot 10^6 \text{ J/kg} = 49,1 \text{ MJ/kg}$$



Energie d'activation

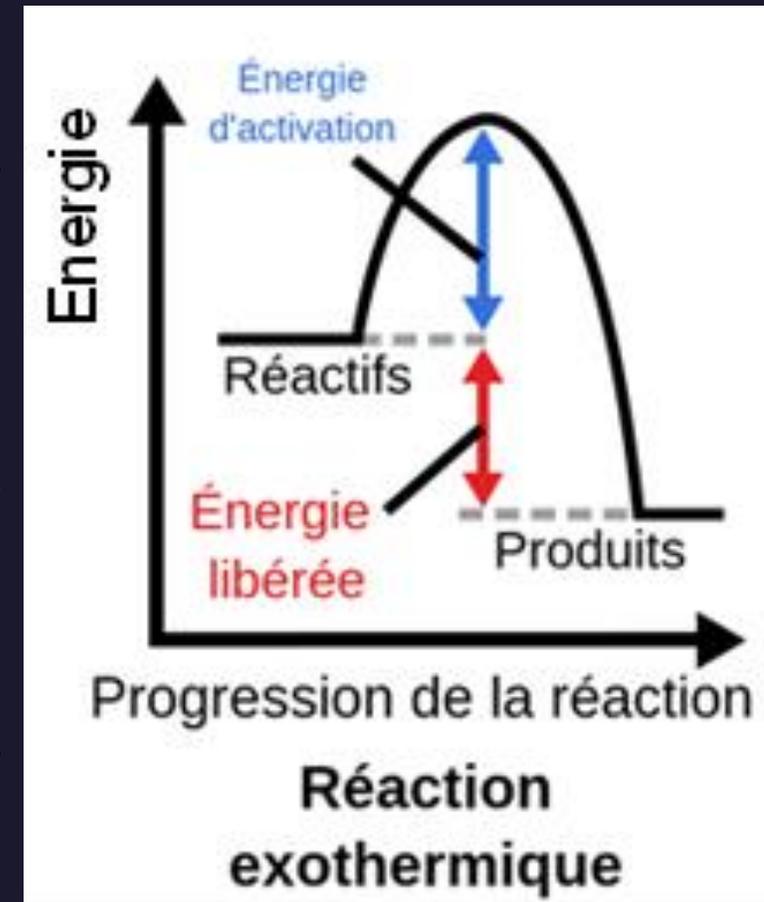
Les réactions exothermiques qui libèrent de l'énergie nécessitent une certaine quantité d'énergie pour commencer, avant de pouvoir passer à leur phase d'émission d'énergie.

Cet apport d'énergie initial, qui est plus tard récupéré lorsque la réaction a lieu, est appelée énergie d'activation E_A .

La source d'énergie d'activation est généralement la chaleur, avec les molécules des réactifs absorbant l'énergie thermique de leur environnement.

Cette énergie accélère le mouvement des molécules, donc les collisions, ce qui favorise la rupture des liens dans les molécules.

Une fois qu'une molécule de réactif absorbe suffisamment d'énergie pour atteindre l'état de transition, elle peut passer à la suite de la réaction.



Transformations endothermiques

Les transformations chimiques nécessitant un apport d'énergie donc un transfert thermique positif ($Q > 0$) sont dites endothermiques (la température du milieu extérieur diminue).

Les réactions endothermiques sont des réactions qui, en absorbant de l'énergie, abaissent le degré énergétique du milieu.

Cela peut être perceptible par une baisse de température dans le milieu.

Lorsqu'une réaction chimique absorbe de la chaleur dans un milieu, la température de ce milieu diminue. La température finale est donc moins élevée que la température initiale.

C'est donc le milieu environnant qui est responsable de ce transfert d'énergie.



La réaction endothermique de la décomposition de l'ammoniac (NH_3) s'écrit:

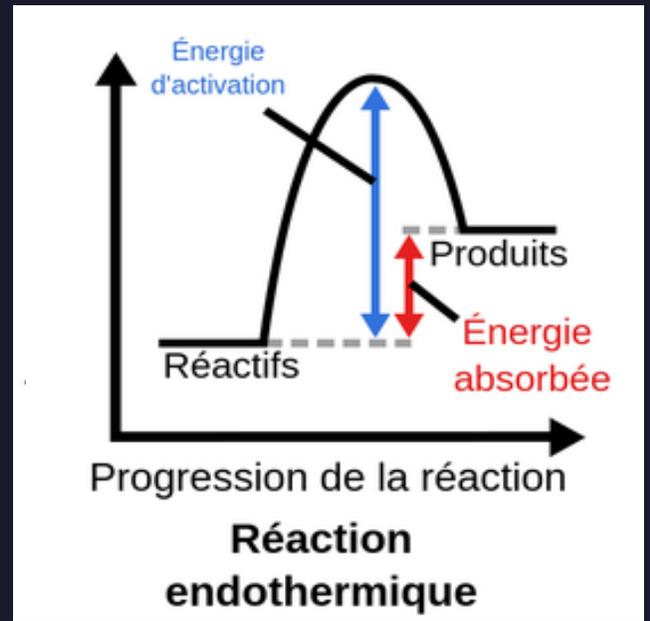
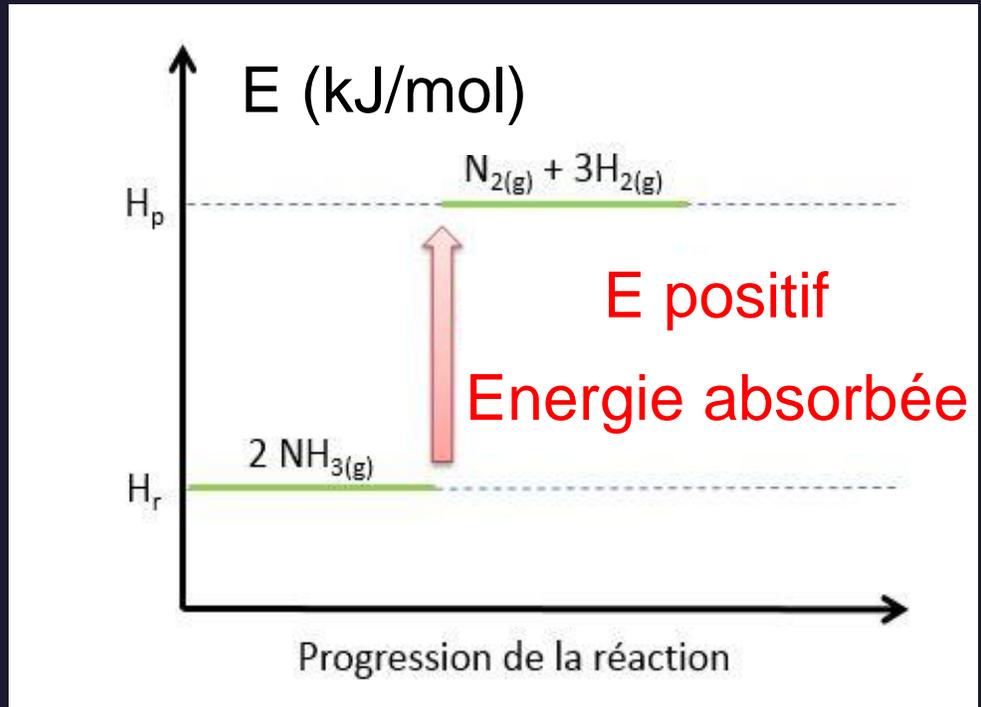


On peut également écrire cette réaction en écrivant l'énergie à l'extérieur de l'équation chimique.

La variation d'énergie E est par convention précédée du signe positif (+), signe qui indique qu'il y a un gain d'énergie.



Les réactions endothermiques nécessitent une certaine quantité d'énergie. Cet apport d'énergie initial est appelé énergie d'activation E_A .



Les enjeux des réactions de combustion

Les réactions de combustion permettent de fournir l'énergie nécessaire aux transports, au chauffage, etc. ...

Les réactions de combustion émettent des gaz polluants à effet de serre tel que le dioxyde de carbone. Elles participent au réchauffement climatique. Lors d'une combustion incomplète, du monoxyde de carbone particulièrement toxique est émis et peut entraîner des intoxications.

Les enjeux du XXI^{ème} siècle consistent en la diminution de dioxyde de carbone et en la mise au point d'alternatives énergétiques telles que l'utilisation d'agrocarburants issus des végétaux.

Un des enjeux est l'élaboration de systèmes de combustion moins énergivores et plus efficaces.

REACTIONS DE COMBUSTION

Prof-TC

www.prof-tc.fr

