

# Chapitre 16 : Les combustions

## Extrait Programme 1<sup>ère</sup> STI2D

Combustions, combustibles. Carburants, agro-carburants	- Citer des carburants fossiles et des agro-carburants usuels et connaître l'impact de leur utilisation sur l'environnement. - <i>Identifier les produits d'une combustion complète pour établir l'équation de la réaction correspondante.</i> - Écrire et exploiter l'équation chimique d'une réaction de combustion complète d'un hydrocarbure ou d'un « biocarburant » pour prévoir le réactif limitant et les quantités de matière des produits formés. - Écrire et exploiter une équation chimique de combustion incomplète pour un carburant donné, les produits étant indiqués.
Alcanes, alcènes, alcools Chaînes carbonées, groupes caractéristiques	- Identifier un alcane ou un alcène à partir de sa formule brute et de sa formule semi-développée. - Identifier le groupe caractéristique et la chaîne carbonée d'un alcool à partir de sa formule semi-développée.

## I- Les molécules des carburants

Un carburant est un combustible qui alimente un moteur thermique et lui permet de transformer l'énergie chimique du carburant en énergie mécanique.

### 1- Carburants fossiles

Le pétrole est la matière première de la majorité des carburants utilisés de nos jours : essence, diesel, kérosène, GPL, etc.

Il fait partie des énergies fossiles, c'est-à-dire non renouvelables. De plus, leur exploitation (essentiellement sous forme de combustions, voir plus loin) favorise l'effet de serre et contribue au réchauffement climatique.

Aujourd'hui les réserves de pétrole sont estimées à une quarantaine d'années. Il est donc urgent de réfléchir à d'autres sources énergétiques, viables économiquement et facilement utilisables dans l'industrie comme chez les particuliers.

### 2- Agro-carburants

La France incorpore aujourd'hui près de 8,5 % de bio-carburants ou agro-carburants dans le transport routier et ambitionne d'augmenter ce pourcentage afin de réduire les émissions de CO<sub>2</sub>. Les bio-carburants aujourd'hui commercialisés sont le biodiesel et le bioéthanol.

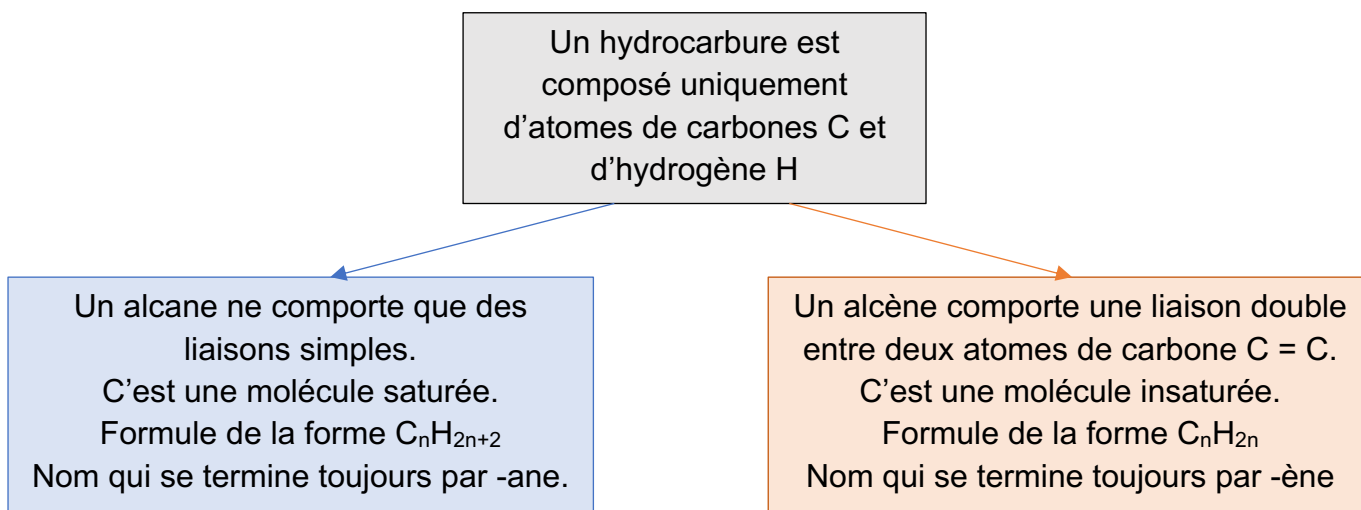
Le biodiesel est un ester d'huile végétale (colza, tournesol, soja) ou animales.

Le bioéthanol, lui est un alcool produit à partir de végétaux tels que la canne à sucre, le maïs, la betterave, les céréales ou encore les pommes de terre. C'est la même molécule que l'éthanol (le préfixe « bio » indique qu'il est fabriqué à partir de matière organique).

La majorité des moteurs de voiture peuvent fonctionner avec 10 % d'incorporation de bioéthanol dans l'essence.

L'utilisation d'agro-carburants permet de limiter les rejets de CO<sub>2</sub> car le CO<sub>2</sub> rejeté par leur combustion avait été capté et assimilé par les plantes durant leur croissance quelques mois auparavant. Cependant, il n'y a pas que des avantages à leur utilisation : la culture de plantes destinées à fabriquer des agro-carburants vient en concurrence des productions agricoles à destination alimentaire.

### 3- Deux familles d'hydrocarbures : alcanes et alcènes



#### Exemples :

Prenons n = 2. La formule de l'alcane correspondant est C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> et celle de l'alcène est C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>.

Dans une molécule, chaque atome de carbone forme toujours le même nombre de liaisons :  
Le carbone a 4 liaisons, l'oxygène a 2 liaisons, l'hydrogène une seule liaison.

Applications : [Activité 2 p 161, n°1 et 2 p 168](#)

### 4- Une autre famille : les alcools

Un alcool est une molécule qui est composée d'atomes de carbone, hydrogène mais qui possède également un groupe caractéristique – OH, appelé groupe hydroxyle.

La partie de la molécule contenant l'enchaînement des atomes de carbone est appelée la chaîne carbonée de la molécule.

Le nom d'un alcool se termine toujours par -ol.

Applications : [n°3 et 4 p 168](#)

## II- La réaction de combustion

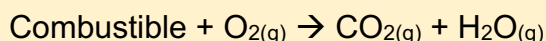
### 1- Rappels : la combustion complète

Une combustion est une transformation chimique qui produit de l'énergie thermique : elle est exothermique.

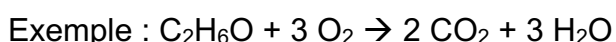
Trois conditions doivent être remplies pour qu'une combustion ait lieu. Il doit y avoir :

- Un combustible (le corps qui brûle)
- Un comburant (le corps qui aide à brûler, très souvent le dioxygène O<sub>2</sub>)
- Une énergie d'activation (sous forme de chaleur souvent).

Lorsque la combustion est complète, les produits formés sont le dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>) et l'eau (H<sub>2</sub>O).



ATTENTION : cette équation doit être équilibrée en ajustant les nombres stœchiométriques de l'équation !



Les nombres placés devant chaque espèce chimique (1 pour l'éthanol – non écrit ; 3 pour O<sub>2</sub> ; 2 pour CO<sub>2</sub> et 3 pour H<sub>2</sub>O) sont appelés nombres stœchiométriques.

Ils sont là pour équilibrer les éléments chimiques : « rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » : on doit avoir le même nombre d'éléments chimiques et de charges électriques de chaque côté de la flèche qui symbolise la transformation.

Pour équilibrer la réaction, il faut toujours procéder avec la même méthode :

- 1) On équilibre les atomes de C du combustible en ajustant le nombre de molécules de CO<sub>2</sub> produites.
- 2) On équilibre les atomes de H du combustible en ajustant le nombre de molécules de H<sub>2</sub>O produites.
- 3) On compte le nombre total d'atomes de O à droite de l'équation et on équilibre leur nombre en ajustant le nombre de molécules de O<sub>2</sub> consommées.
- 4) Si l'étape n°3 n'est pas possible, on multiplie tous les coefficients stœchiométriques par 2.

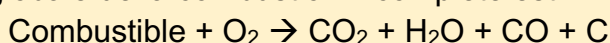
Applications : n°5 et 6 p 168

Application\* : Écrire et équilibrer les équations de combustion de CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O et C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

## 2- Combustion incomplète

Lorsque la quantité de comburant, soit de dioxygène, n'est pas suffisante pour permettre la combustion complète, alors la combustion est dite incomplète.

Il y a deux produits supplémentaires qui se forment : le monoxyde de carbone CO et le carbone C. Dans ce cas-là, l'équation globale de la combustion incomplète est :



Remarques :

- Le carbone produit est appelé usuellement suie.

- Le monoxyde de carbone est un gaz inodore, incolore et très toxique, il est responsable d'asphyxies mortelles chaque année en hiver. Il faut donc veiller à bien aérer son logement et bien entretenir son moyen de chauffage (chaudière ou cheminée).

[Application : n°8 p 169](#)

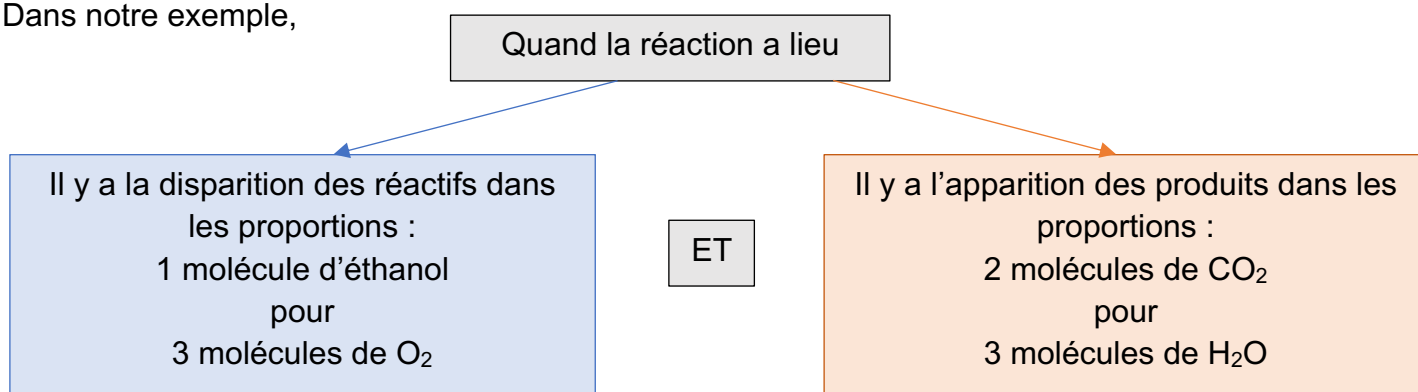
### 3- Bilan de matière

On va étudier un exemple, la combustion de l'éthanol.

L'équation de la réaction est  $C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$

Les nombres stœchiométriques indiquent également les proportions dans lesquels les réactifs et les produits se forment.

Dans notre exemple,



On peut donc dire que :

- La transformation consomme 3 fois plus de O<sub>2</sub> que d'éthanol
- La transformation forme 2 fois plus de CO<sub>2</sub> qu'elle ne consomme d'éthanol.
- La transformation forme autant de H<sub>2</sub>O qu'elle ne consomme de O<sub>2</sub>.

La réaction se termine lorsqu'au moins un des réactifs a totalement disparu à l'état final. Ce réactif est appelé **réactif limitant**.

S'il reste un réactif qui n'a pas totalement disparu à l'état final, on l'appelle **réactif en excès**.

Un cas particulier est celui où tous les réactifs ont disparu à l'état final. Dans ce cas, on dit qu'à l'état initial, les réactifs étaient dans **les proportions stœchiométriques**.

Remarque : Pour une combustion complète, il y a très souvent assez de O<sub>2</sub> (présent dans l'air) pour que la réaction ait lieu : c'est alors le combustible le réactif limitant.

Pour une combustion incomplète, c'est au contraire souvent le O<sub>2</sub> qui est le réactif limitant.

La connaissance des quantités de matière des réactifs, ainsi que de l'équation de la transformation permet de connaître les quantités de matière des produits formés.

Par exemple, on considère un état initial avec  $n_1 = 0,3$  mol d'éthanol.

En considérant que c'est lui le réactif limitant, on peut savoir qu'il va se former 2 fois plus de  $\text{CO}_2$  et 3 fois plus de  $\text{H}_2\text{O}$  qu'il n'y avait d'éthanol.

On a donc à l'état final  $n(\text{CO}_2) = 2 \times 0,3 = 0,6 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = 3 \times 0,3 = 0,9 \text{ mol}$

[Applications](#) : n°10 p170, n°11 p 170, n°12\* p 170, n°13\* p 170

[Pour réviser](#) : QCM p 166

# LES COMBUSTIONS

## La combustion

des molécules des carburants

\* hydrocarbures  
atomes de C et H seulement

alcane  
liaisons simples  
molécule saturée  
 $C_m H_{2m+2}$

alcène  
\* 1 liaison C=C  
\* molécule insaturée  
\*  $C_m H_{2m}$

\* alcool  
- groupement -OH (hydroxyle)  
- nom qui finit en -ol

- fossiles  
- agrocarburants

Équilibrer les équations

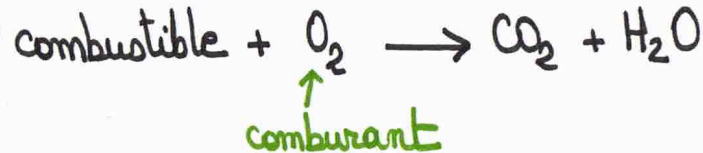
- ① atomes de C  $\rightarrow CO_2$
- ② atomes de H  $\rightarrow H_2O$
- ③ compter les O  $\rightarrow O_2$

⚠ parfois faire  $\times 2$  si étape 3 impossible

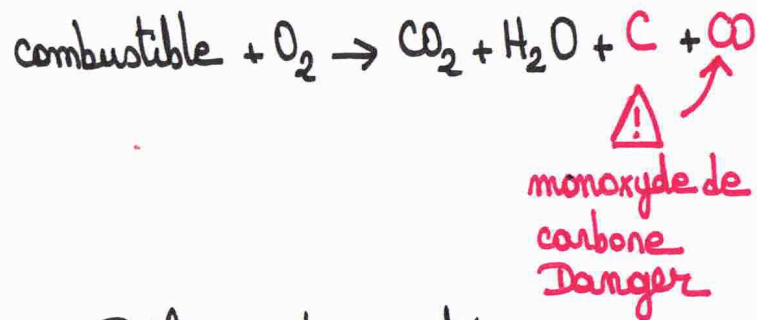
mélange stoechiométrique

= aucun réactif à la fin

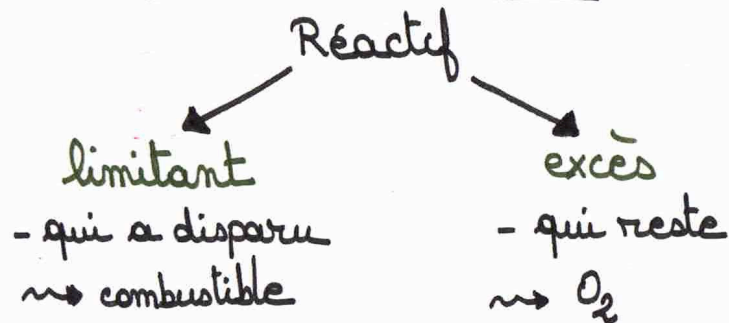
\* complete (assez de  $O_2$ )



\* incomplete (pas assez de  $O_2$ )



\* Bilan de matière



⚠ des coefficients stoechiométriques renseignent sur la proportion des réactifs et des produits