

Cours de Combustion



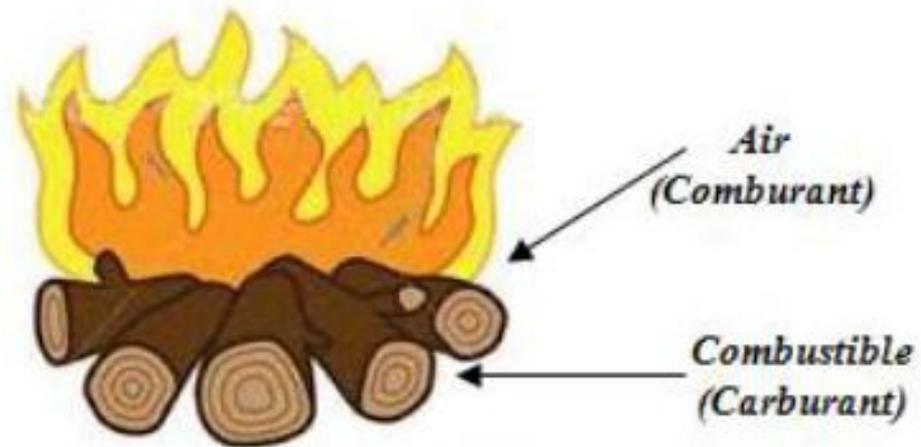
Introduction :

1°) Qu'est-ce qu'une combustion ?

La combustion désigne une réaction chimique au cours de laquelle il y a oxydation complète ou partielle d'un corps (*). Les réactions d'oxydation sont, en général, exothermiques (elles dégagent de la chaleur) ; le terme « combustion » s'applique aux cas où la réaction est suffisamment rapide pour qu'elle se matérialise par une flamme, des étincelles, etc

(*) Cette espèce chimique, totalement ou partiellement oxydée, est appelée « combustible » ou « carburant » ; l'espèce oxydante est le « comburant ».

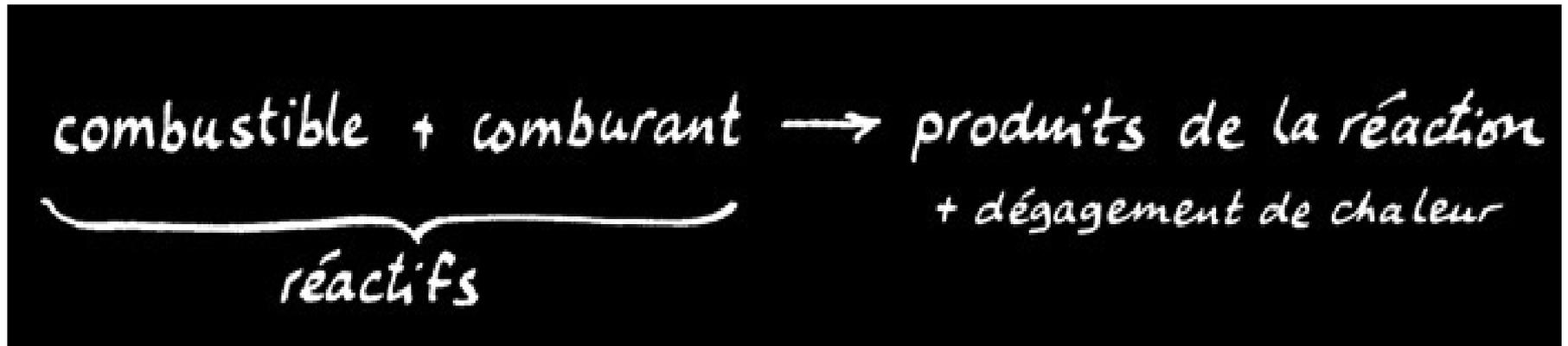
La combustion



- Exemple : La corrosion du fer , en atmosphère humide est une réaction d'oxydation : le dioxygène et l'eau sont les oxydants, le fer est oxydé **MAIS** cette réaction, bien qu'exothermique, se produit si lentement qu'on ne parle pas de combustion !

La combustion peut être définie comme la réaction chimique qui a lieu lors de la combinaison entre l'oxygène et une matière combustible. Cette réaction est globalement exothermique, c'est-à-dire qu'elle se produit avec un dégagement de chaleur. Dans le cas du bâtiment, cette chaleur est essentiellement utilisée pour maintenir une température de confort. Les combustibles sont multiples (gaz, pétrole, bois, charbon, ...) mais ils ont un point commun : celui de contenir principalement des hydrocarbures, c'est-à-dire des combinaisons multiples de carbones et d'hydrogènes.

- Les produits de combustion s'appellent aussi gaz brûlés ou fumées.



Le développement de la société industrielle moderne se fonde sur la maîtrise de cette réaction de combustion.

Exemple: Le gaz dihydrogène (combustible) brûle (explose même!) en réagissant avec le dioxygène (comburant) pour donner un oxyde d'hydrogène: l'eau (à l'état gazeux)



Dans un phénomène de combustion, les corps en présence sont les suivants :

LE COMBUSTIBLE

LE COMBURANT

LE PRODUIT DE COMBUSTION

Les combustibles sont des corps susceptibles de se combiner à l'oxygène par une réaction d'oxydation exothermique.

Les combustibles

Toutes les substances organiques sont des combustibles: graisses, protéines et sucres,... et donc aussi le bois, le papier, la viande,... Comme toutes ces substances contiennent du carbone (C) et de l'hydrogène (H), on trouve comme produits de la réaction leurs oxydes CO_2 et H_2O . Si les composés contiennent aussi de l'azote N (amines) ou du soufre S, on trouvera aussi des oxydes NO_x et SO_x en fin de réaction.



Quelques exemples de combustibles : □

Le combustible qui peut être solide, liquide ou gazeux, est, le plus souvent, composé de carbone et d'hydrogène. Les éléments oxygène, azote sont souvent présents également. Les matières minérales incombustibles se retrouvent dans les cendres. Exemples de combustibles : essence, méthane, propane, paraffine, alcool, Le comburant usuel est, le plus souvent, le dioxygène contenu dans l'air mais pas toujours !

On distingue:

- a) **Les combustibles fossiles:** Issus de matières organiques préhistoriques fossilisées. On cite: le pétrole, le gaz, le charbon...etc. Ces combustibles ne sont pas renouvelables.
- b) **Les biocombustibles:** Issus de végétations, tel que: biocarburants liquides, copeaux et granulés de bois, céréales et autres formes de la biomasse...

3 catégories de combustibles :

- COMBUSTIBLES SOLIDES
- COMBUSTIBLES LIQUIDES
- COMBUSTIBLES GAZEUX

Cependant, quelle que soit la nature du combustible, la réaction de combustion proprement dite ne peut avoir lieu que lorsque les réactifs sont sous
forme gazeuse

Les combustibles solides :

Le bois :

Encore largement utilisé dans le monde sous sa forme brute, le bois est par ailleurs un des facteurs de la désertification surtout dans les zones subsahariennes.

Le charbon :

désigne les combustibles solides résultant de la décomposition et de la fossilisation de la végétation.

- Les charbons proviennent de la décomposition incomplète de la matière végétale (voir carbonifère), ayant pour résultat de concentrer localement le carbone. Les couches de charbons, exploitées depuis le XIXe siècle (révolution industrielle) renferment de nombreux fossiles de plantes. Le meilleur charbon contient beaucoup de carbone et peu d'oxygène. Sa combustion (réaction idéale) s'écrit:



Les combustibles liquides :

Les combustibles liquides, voire gazeux, proviennent généralement du **pétrole**, qui est

un mélange d'hydrocarbures,
c'est-à-dire de composés à base de
carbone C et d'**hydrogène H**,
auxquels s'ajoutent essentiellement du
soufre S, de l'**oxygène O** et de l'**azote N**.

- Le pétrole
- L'origine du pétrole (petr-ol, "huile de pierre") est assez voisine de celle des charbons. Il est constitué d'un mélange d'hydrocarbures dont la composition varie avec la provenance géographique. Certains pétroles contiennent beaucoup d'alcane, d'autres sont riches en hydrocarbures aromatiques. La formule générale des alcanes est C_nH_{2n+2} . On peut donc écrire l'équation générale de la combustion des alcanes (constituants principaux du pétrole):



- Cette réaction est exothermique. Elle dégage environ 12 kilocalories par gramme d'alcane. On peut écrire:

$$\Delta H = -12 \text{ kcal/g}$$

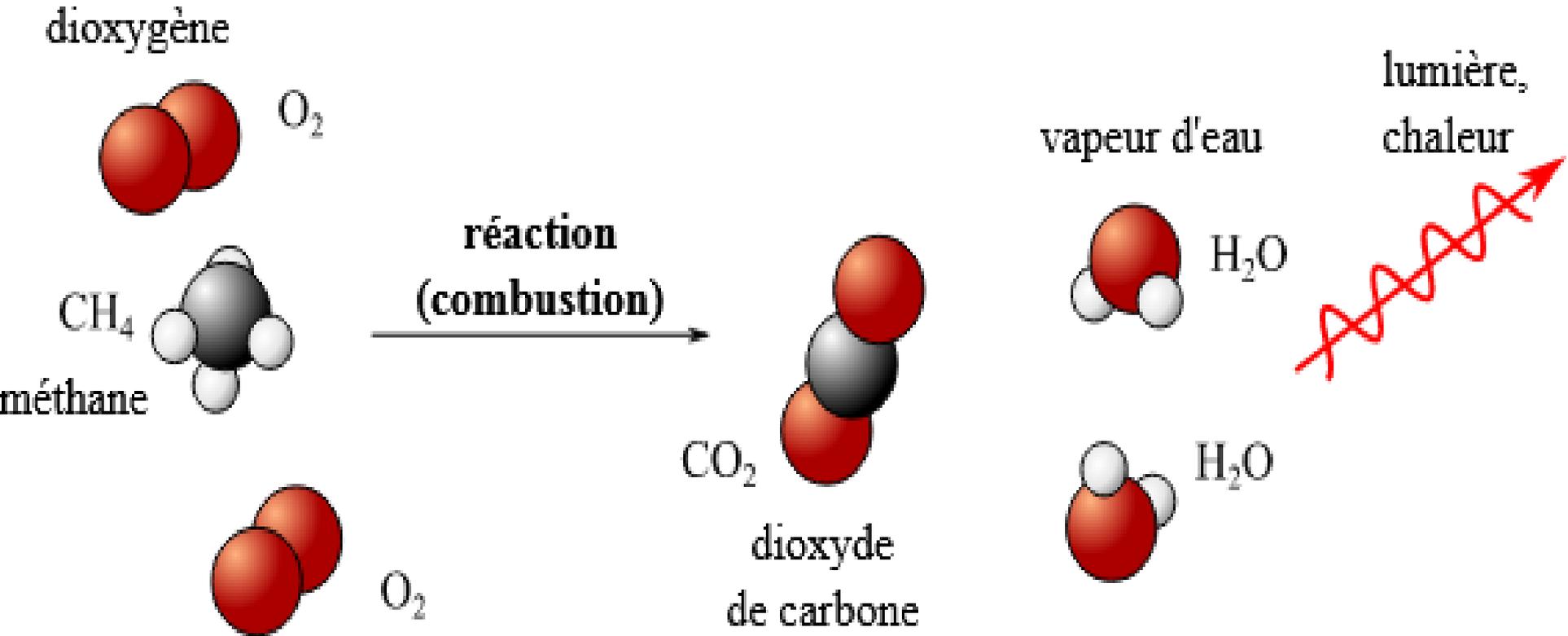
Cette réaction n'a pas un immense intérêt du point de vue chimique puisque la molécule d'alcane est totalement détruite. elle a par contre un immense intérêt pratique et économique. Les alcanes sont notre source principale d'énergie calorifique (mazout), mécanique (essences pour moteurs et réacteurs) et électrique (centrales thermiques).

Exemple de combustion de 2 alcanes: le méthane et l'octane

Méthane (gaz naturel)



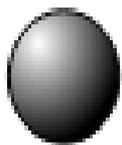
Remarque: A pression et température normale 1 litre de CH₄ brûle dans 2 litres de O₂. Comme cette réaction de combustion se fait avec de l'air et non de l'oxygène pur, il faut compter environ 10 litres d'air (puisque l'oxygène représente environ 20 % du volume d'air)



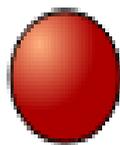
légende :



atome
d'hydrogène
H



atome
de carbone
C



atome
d'Oxygène
O

Octane (benzine)



Les caractéristiques techniques des combustibles

Les caractéristiques techniques d'un combustible industriel sont les suivantes:

- La composition chimique (nature);
- Le pouvoir calorifique, qui définit la capacité calorifique du combustible.

La composition d'un combustible:

La composition des combustibles communs est donnée dans le tableau, comme suit:

	Combustibles Solides	Combustibles Liquides	Combustibles Gaz Hydrocarbures
Combustibles communs	Charbons, Bois, ...	Essence, gasoil, fiouls, ...	Gaz naturel, butane, propane, gaz de ville, ...
Constituants	<i>C, H₂O, Cendres</i>	<i>C, H₂, S, O, N</i>	<i>C_nH_m, N₂, CO₂</i>

Le pouvoir calorifique d'un combustible:

Le pouvoir calorifique d'un combustible représente la chaleur dégagée par la combustion complète de l'unité de quantité de combustible (soit 1 kg pour un combustible solide ou liquide ou 1m³ - volume mesuré dans les conditions normales-pour les gaz), le combustible et le comburant étant à 0 C et les produits de la combustion étant ramenés à 0 C. Le pouvoir calorifique d'un combustible gazeux s'exprime souvent en kWh.m³.

POUVOIR CALORIFIQUE

Combustible	Pouvoir (kJ/kg)	Densité* (kg/m³)	Pouvoir (kJ/litre)	Atomes C/H
Bois_(s)	~ 12 000	~ 500	~ 6000	9.00
Charbon_(s)	~ 24 000	~ 1350	~ 32 400	1.63
C₁₂H_{26(l)} diesel	~ 47 000	~ 815	~ 38 300	0.46
C₈H_{18(l)} essence	~ 48 000	~ 750	~ 36 000	0.44
CH_{4(g)}	~ 55 000	0.648	~ 36	0.25
H_{2(g)}	~ 141 000	0.081	~ 11.5	0.00

* À 25⁰C et 100kPa.

Les produits de combustion

Les produits issus de combustion sont composés des deux catégories regroupées dans le tableau

Produits essentielles	Produits éventuels
CO₂ : Dioxyde de carbone	O₂ : dioxygène
H₂O : Vapeur d'eau	CO : Monoxyde de carbone
SO₂ : Anhydride sulfureux :	NO_x : Oxydes d'Azote
N₂ : Azote	H₂ : Hydrogène libre
	Imbrûlés solides ou gazeux

La présence et le taux (%) de ces produits de combustion permettent de:

1. Déterminer le type de combustion,
2. Voir les risques éventuels qui peuvent se présenter pour les personnes ainsi que pour les équipements,
3. Évaluer les taux de pollutions atmosphériques
4. Contribuer à l'optimisation des paramètres de combustion.

Les comburants :

Les plus fréquemment utilisés sont :

l'air qui comprend principalement de **l'oxygène**, de **l'azote**, de **la vapeur d'eau** et du **CO₂**.

Le triangle de feu



Il faut réunir 3 conditions pour avoir une flamme:

1. Une substance combustible. C'est elle qui brûle en s'oxydant lors de la combustion.

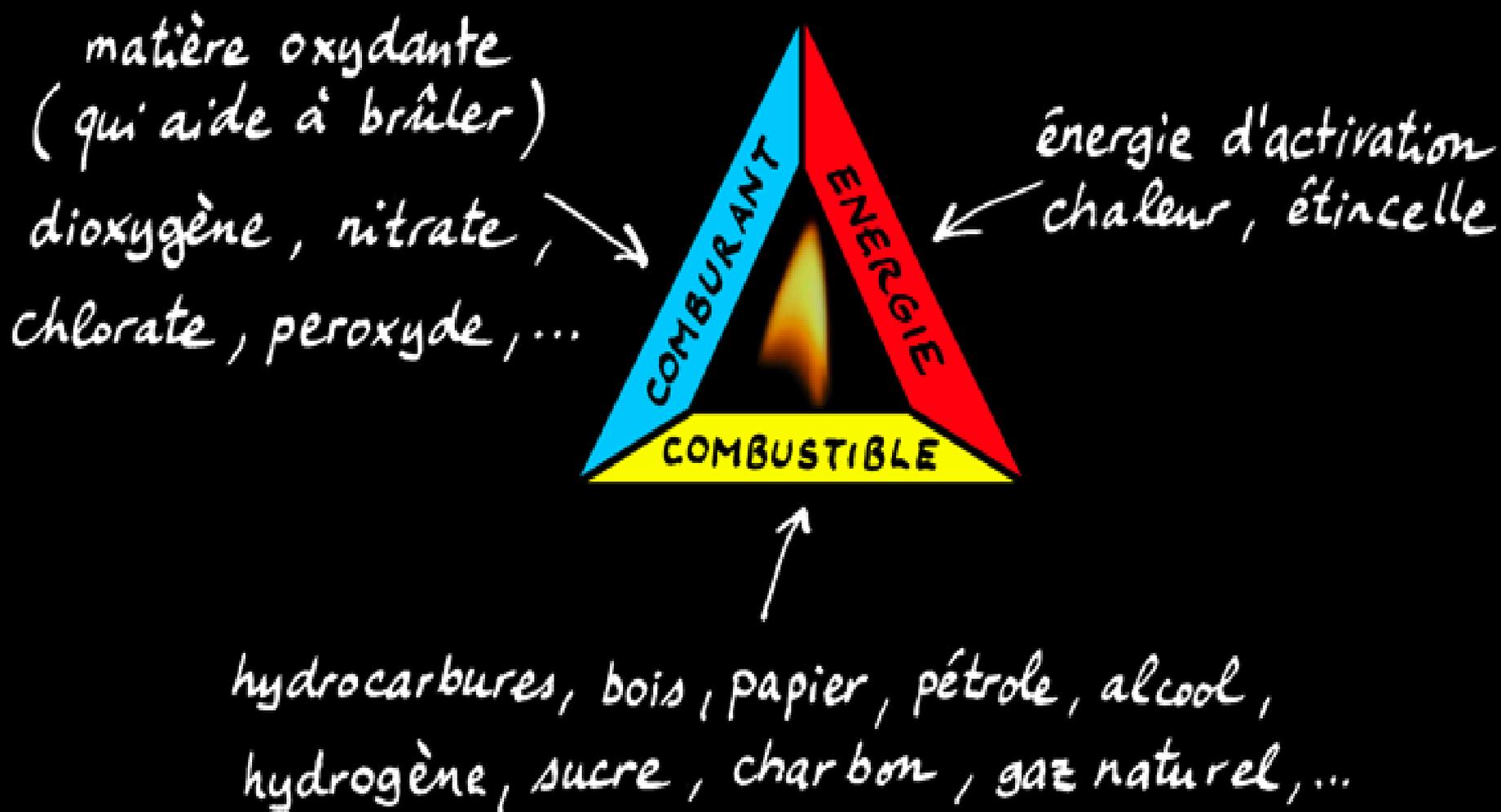
Exemples: papier, bois, charbons (tourbe, lignite, houille, anthracite), hydrocarbures (pétrole, gaz naturel), substances organiques (graisses, protéines, sucres),...

2. Un comburant. C'est la substance qui aide à brûler en oxydant le combustible.

Exemples: oxygène (dioxygène), peroxydes (eau oxygénée), chlorates, nitrates, halogènes (chlore), ...

3. L'énergie. Elle sert à amorcer la réaction et à l'entretenir.

On peut représenter cette réalité sous la forme d'un triangle:



Comment éteindre une flamme ?

Il faut éliminer l'un des côté du «triangle de feu» et empêcher la réaction entre le combustible et le comburant. Si on peut isoler (ou éliminer) l'un des deux réactifs, la réaction chimique n'a pas lieu.

Composition de l'air atmosphérique :

Substance	Pression partielle (bar)	Mol de i / mol d'air
N_2	0.7665	0.7565
O_2	0.2056	0.2030
Ar	0.0091	0.0090
H_2O	0.0316	0.0312
CO_2	0.0003	0.0003

Combustion complète ou incomplète :

On parle de combustion complète quand l'oxydation des éléments chimiques du combustible est menée à son terme.

- L'élément chimique carbone est entièrement oxydé en dioxyde de carbone CO_2 .
- L'élément chimique hydrogène est entièrement oxydé en eau H_2O .
- etc ...

II. Equations chimiques de base :

La combustion du **carbone C**, de l'**hydrogène H** et du **soufre S** donne lieu aux équations chimiques de base suivantes :

Combustion du carbone



Combustion de l'hydrogène



Combustion du soufre



Δh_0 est appelée **chaleur de réaction** ou **enthalpie de réaction** (par les chimistes et les physiciens).

Δh_0 est appelée **pouvoir énergétique** (par les thermiciens).

Δh_0 est définie pour des conditions de référence P_0 et T_0 qui sont en général les valeurs standards :

$$P_0 = 1 \text{ atm} \approx 1,01325 \text{ bar} = 101325 \text{ Pascal.}$$

$$T_0 = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K.}$$

La combustion des **hydrocarbures** donne lieu à des équations chimiques plus complexes dont voici quelques exemples :

Méthane CH₄ :



Ethylène C₂H₄ :



Ethane C₂H₆ :



Equations de combustion

La combustion du carbone C, de l'hydrogène H et du soufre S donne lieu aux équations chimiques de base suivantes :

1. Combustion de l'hydrogène:

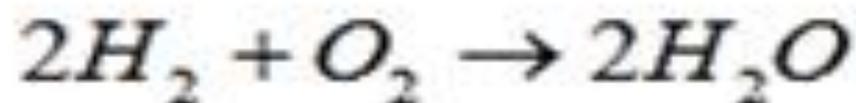


L'équation ci-dessus, montre que:

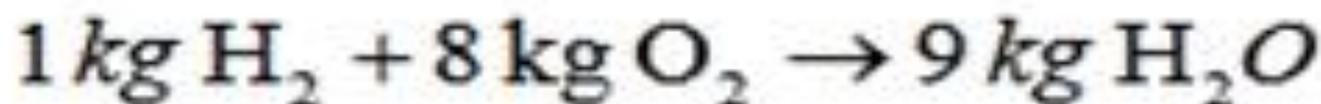
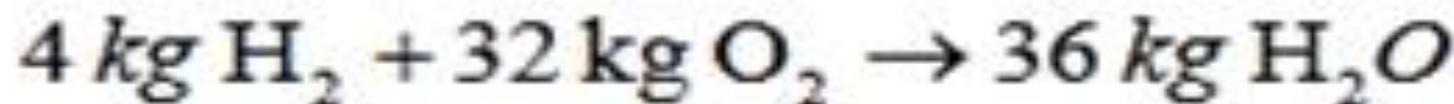
- (i) l'hydrogène réagit avec l'oxygène pour former l'eau ou la vapeur d'eau,
- (ii) deux molécules d'hydrogène réagissent avec une molécule d'oxygène pour donner deux molécules d'eau ou de vapeur d'eau



En terme massique, on :



$$2.(2 \times 1) + 2 \times (16) \rightarrow 2.(2 \times 1 + 16)$$



2. Combustion du carbone :

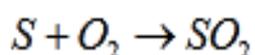
(i) combustion complète :



(ii) combustion incomplète :

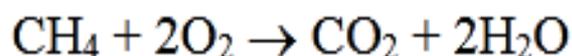


3. Combustion du soufre :

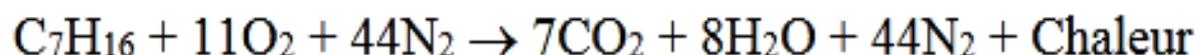


La combustion des hydrocarbures donne lieu à des équations chimiques plus complexes dont voici quelques exemples :

4. Combustion du Méthane CH₄ :

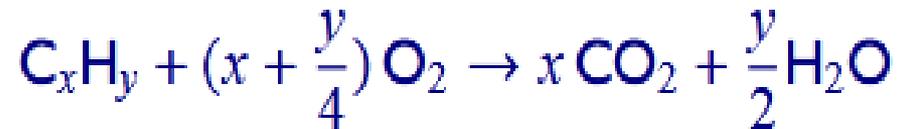


5. Combustion de l'essence (Heptane):



Le dosage stœchiométrique est : **1g** d'essence (Heptane) pour **15,1g** d'air.

Pour un hydrocarbure composé uniquement de carbone et d'hydrogène, de formule $C_x H_y$, la réaction de combustion s'écrit



La réaction est dite **complète** si les gaz brûlés ne comprennent, outre les éléments inertes, que des produits complètement oxydés.

En réalité, plusieurs produits intermédiaires sont formés au cours d'une combustion réelle. Comme on s'intéresse ici uniquement aux états d'équilibre initial et final, on ne les considérera pas. Ils s'avèrent néanmoins importants en pratique, en particulier pour les problèmes de pollution.

Dans la plupart des cas, comme on l'a mentionné précédemment, le comburant utilisé est l'air, plutôt que l'oxygène pur. La composition de l'air est approximativement, en fractions molaires, 21% d'oxygène, 78% d'azote, et 1% d'argon. Ces deux dernières substances sont supposées inertes, et pour simplifier,

Les différents types de combustion

On dénombre trois types de combustion, qui sont :

- **a) Combustion complète (stœchiométrique):** la combustion est complète si la totalité du combustible est oxydée.
- **b) Combustion incomplète (non-stœchiométrique):** la combustion est dite incomplète s'il y a présence de combustible dans les produits de combustion.
- **c) Combustion avec excès d'air (oxydante):** c'est une combustion où l'on trouve une partie de l'air (comburant) dans les fumées (produits de combustion).

Dosage stœchiométrique

C'est le dosage qui en théorie donne en vase clos une combustion complète sans imbrûlés ni gaz polluants (pour l'essence dans de l'air le dosage parfait se fait aux alentours de 1/15), il est donné par la relation suivante :

$$d_{sto} = \frac{m_c}{m_a}$$

$$\text{Dosage} = \text{Masse de carburant théorique} / \text{Masse d'air théorique} = 1/x$$

$$d_{sto} = \frac{1}{x}$$

Dosage réel

C'est le dosage air – carburant réellement appliqué.

$$d_r = \frac{m_c}{m_a} = \frac{\dot{Q}_c}{\dot{Q}_a}$$

Avec : \dot{Q}_a : Débit massique d'air (kg/s)

\dot{Q}_c : Débit massique du carburant (kg/s)

$$d_{sto} = \frac{1}{x}$$

Richesse du mélange

La richesse (R) c'est le rapport entre le dosage réel et le dosage théorique. Elle est exprimée par :

$$R = \frac{d_r}{d_{sto}} = \frac{\text{dosage réel}}{\text{dosage stoechimétrique}} = \frac{1/X}{1/15} = \frac{15}{X}$$

L'inverse du rapport richesse du mélange est défini comme étant le facteur de richesse λ , tel que :

$$\lambda = \frac{1}{R} = \frac{V_{ar}}{v_a}$$

λ est un coefficient multiplicatif du terme représentant l'air dans une combustion.

Excès d'air

On définit l'excès d'air par :

$$e = \lambda - 1 = \frac{V_{ar} - v_a}{v_a}$$

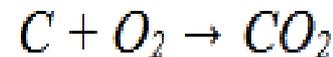
Ou, V_{ar} : volume d'air réel,

v_a : volume d'air théorique.

Composition des fumées

Cherchons à titre d'exemple la teneur en CO_2 dans les fumées.

Le CO_2 provient de la réaction :



La combustion d'une mole de carbone C (12 g) libère 1 mole de CO_2 ($12 + 2 \times 16 = 44g$).

La combustion de 1 kg de combustible contenant 825 g de carbone libère donc :

$$\frac{44 \times 825}{12} = 3,025 \text{ kg de } CO_2$$

La teneur en CO_2 des fumées est : $\frac{3,025 \times 100}{14,65} = 20,65\%$

Cette teneur permet de contrôler la combustion, à savoir si la combustion est complète ou incomplète.

Enthalpie standard de formation

l'enthalpie standard de formation d'un corps est définie comme la différence entre l'enthalpie standard du corps et l'enthalpie standard des substances élémentaires à partir desquelles il est formé.



On choisit, le plus souvent, pour l'état de référence, les conditions standards (pression atmosphérique normale) et une température de 25°C .

Cette enthalpie peut être déterminée par des mesures ou par des calculs faisant appel à la thermodynamique statistique. Des tables donnent les enthalpies standards de formation de diverses substances.

Exemples : On note $\Delta_f H^0 (X)$ l'enthalpie standard de formation de l'espèce chimique X.

A la température $T = 298 \text{ K}$, on a :

Espèces chimiques	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\text{N}_{2(g)}$	$\text{C}_{(\text{graphite})}$
$\Delta_f H^0$ (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	0	- 393,5	- 487,0	- 285,0	0	0

3°) Chaleurs de réaction dans les conditions standards :

Soit la réaction : $a_1 A_1 + a_2 A_2 + \dots \rightarrow a'_1 A'_1 + a'_2 A'_2 + \dots + Q_p$

Si les produits et les réactifs sont pris dans l'état standard, la chaleur de réaction Q_p est appelée enthalpie standard de la réaction ; on la note $\Delta_r H^0$.

$$Q_p = \Delta_r H^0 = \sum_i a'_i \times \Delta_f H^0(A'_i) - \sum_i a_i \times \Delta_f H^0(A_i)$$

Loi de Hess

Exemple 1:

A l'aide des données ci-dessus, déterminer l'enthalpie standard de la réaction de combustion de l'acide éthanoïque en présence d'un excès de dioxygène.

Vérifier que la réaction est exothermique.