

Chapitre 2 : Les réactions de combustion

Une réaction chimique correspond à la **transformation d'espèces chimiques (molécules, atomes ou ions) en d'autres espèces chimiques** :

- Les corps qui réagissent entre eux sont appelés $\Rightarrow$ ils vont
- Les corps qui sont formés au cours de la réaction sont appelés les

Au cours d'une réaction chimique on observe :

- soit la de liaisons chimiques et la de nouvelles liaisons
- soit un
- soit des ions entre anions et cations

I. Généralités sur les combustions

1. Définitions, mots importants

Les combustions sont des réactions chimiques d'oxydation d'une espèce par une autre. Ce sont des réactions qui dégagent de la chaleur, on dit qu'elles sont ($\neq$ endothermique).

Dans une réaction de combustion les réactifs sont :

- (**ou carburant**) : généralement des **hydrocarbures** (espèces composées de C et de H)
- : (généralement le **dioxygène de l'air O_2**)

Ces transformations chimiques nécessitent un apport d'énergie extérieure pour démarrer : (étincelle, flamme d'une allumette, ...), puis elles s'auto-entretiennent après leur démarrage grâce à l'énergie qu'elles libèrent.



2. Combustion complète / incomplète

Une combustion est si les produits sont de la **vapeur d'eau H_2O** et du **dioxyde de carbone CO_2** .

Une combustion est si les produits sont de la **vapeur d'eau** et du **monoxyde de carbone CO** .

Remarque : La plupart du temps, une réaction de combustion n'est ni totalement complète, ni totalement incomplète. Une fraction du carburant subit une combustion complète, et l'autre fraction, une combustion incomplète..

II. Les carburants

1. Les carburants usuels : propriétés

Les carburants usuels n'ont pas une composition bien définie. Ce sont des qui varient selon l'origine géographique du pétrole utilisé, les procédés de raffinage appliqués, et auxquels on a ajouté des additifs qui apportent des propriétés particulières : éthers (amélioration de l'indice d'octane), détergents et surfactants (lutte contre les phénomènes d'encrassement du moteur), colorants etc.

Le mélange ne peut être commercialisé que s'il vérifie des contraintes très strictes sur les propriétés **physiques** (densité, volatilité), **énergétiques** (pouvoir calorifique) et **chimiques** (indice d'octane, limitation des teneurs en certains composants).

Pour déterminer les propriétés énergétiques de ces carburants, on les modélise par un « hydrocarbure moyen » : **C_8H_{18}** pour l'essence et le **$C_{12}H_{26}$** pour le gazole.

2. Les carburants usuels : rendements des moteurs

Le rendement des moteurs à essence ne dépasse pas **36 %** (et **42 %** pour le diesel). Le reste de l'énergie est dissipée en Pour une utilisation à charge réduite (courts trajets en ville par exemple), le rendement devient inférieur à 15 % $\Rightarrow$ de nombreuses recherches visent à optimiser leur fonctionnement.

3. Les carburants usuels : inconvénients et pollution

L'utilisation des combustibles fossiles pour produire les carburants usuels **n'est pas une solution**

La combustion des carburants entraîne l'émission de nombreuses substances polluantes :

- Le..... CO_2 = gaz à effet de serre $\Rightarrow$ favorise le
- Le CO et les hydrocarbures imbrûlés $\Rightarrow$ pour la
- Les NO_x qui sont formés par réaction entre **le diazote** et **le dioxygène de l'air** dans la chambre de combustion $\Rightarrow$ et d'..... (pics de pollution).

4. Les carburants alternatifs

- **Biogaz et biocarburants** : à partir de la **biomasse** (culture énergétique, déchets organiques).
- **Electricité** : dans les véhicules électriques et hybrides rechargeables
- **Dihydrogène** ou **air comprimé** : dans les voitures à pile à combustibles et celles à moteur à air comprimé.
- **Gaz naturel** (..... CH_4) : combustible fossile non renouvelable mais sa combustion émet moins de CO_2 et moins de polluants que l'essence et le diesel à énergie fournie égale. C'est donc un carburant plus « propre ».

III. Les réactions de combustion

1) L'équation de la réaction de combustion

Une combustion est une réaction chimique modélisée par une **équation chimique**, aussi appelée **équation-bilan**.

- $\rightarrow$ On place à **gauche** d'une flèche, les formules des, et à droite de la flèche les formules des
- $\rightarrow$ On ajoute généralement en indice leur état physique : **g (gazeux)**, **l (liquide)**, **s (solide)** ou « **aq** » (en solution aqueuse).

Ex : Combustion du carbone :

L'écriture d'une équation chimique doit respecter, et (lorsqu'il y a des ions ou des électrons).

Pour (ou) une équation chimique, pour respecter les lois de conservation, il faut parfois faire apparaître des devant la formule de certaines des espèces chimiques que l'on appelle

Ex : Combustion complète du méthane : $\text{CH}_4 + \dots \rightarrow \dots + \dots$

Combustion incomplète du méthane : $\text{CH}_4 + \dots \rightarrow \dots + \dots$

Combustion complète du glucose : $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) \dots$

Pour équilibrer une équation de combustion, on ajuste d'abord les atomes de, puis les atomes et à la fin, les atomes (on retient : l'ordre CHO)

2) Signification des coefficients stœchiométriques

Lorsque l'on écrit une équation chimique du type : $\text{A} + 2 \text{B} \rightarrow \text{C}$ cela signifie que :

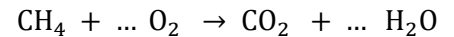
- molécule de A réagit avec molécules de B pour donner molécule de C
- mole de A réagit avec moles de B pour donner mole de C
- x moles de A réagit avec moles de B pour donner moles de C

Les quantités de matière consommées des et les quantités de matière formées des sont aux coefficients stœchiométriques de l'équation chimique.



ATTENTION !!! On raisonne **uniquement** en sur une équation chimique.

Exemple : Etudions la réaction chimique de la combustion du méthane :



A l'état initial, on mélange **4 mol de dioxygène O_2** et **3 mol de méthane CH_4** .

Quand la réaction s'arrêtera-t-elle ?

- Pour consommer 3 mol de méthane, il faut mol d' O_2 :
- Pour consommer 4 mol de O_2 , il faut mol de CH_4 : $\Rightarrow$

On pourra donc former

Le réactif qui oblige la réaction à s'arrêter parce qu'il manque en premier (ici le) est appelé le

L'autre (ou les autres) réactif (ici) est appelé
Ce réactif n'est pas totalement consommé, il en reste à la fin de la réaction.

Remarque : Lorsque tous les réactifs sont entièrement consommés en fin de réaction, cela signifie qu'ils ont été introduits en proportions stœchiométriques, on parle de : tous les réactifs sont alors des réactifs

Ici, il faudrait :

3) L'avancement d'une réaction chimique

L'**avancement** d'une réaction chimique est une grandeur qui permet de suivre l'évolution de la réaction en fonction du nombre de moles transformées.

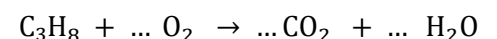
Le rapport le plus faible est appelé l'..... , elle est généralement noté x et s'exprime en

$$x = \frac{n_i(\text{réactif})}{\text{nb stoech du réactif}}$$

(en mol) $\nearrow$ (en mol) $\nwarrow$

exemple 1 : calculer l'avancement de la réaction de la combustion du méthane précédente (4 mol de dioxygène O_2 et 3 mol de méthane CH_4)

exemple 2 : étudions la réaction chimique de la combustion du propane



A l'état initial, on mélange **20 mol de dioxygène O_2** et **3 mol de propane C_3H_8** .

Quand la réaction s'arrêtera-t-elle ?

4) Faire le bilan de matière d'une réaction chimique

☞ « **Faire le bilan de matière** » d'une réaction chimique signifie **déterminer les quantités de matières formées de produits et les quantités de matière éventuellement restantes de réactifs, à l'état final** (= lorsque la réaction est terminée).

A l'état final d'une réaction chimique, les quantités de matière (en mol) sont :

✓ pour les réactifs : $n_f(\text{réactif}) = n_i(\text{réactif}) - \text{coeff stoech} \times x$

✓ pour les produits : $n_f(\text{produit}) = n_i(\text{produit}) + \text{coeff stoech} \times x$

Dans l'exemple 1 précédent, à l'état final, on a :

$$n_f(\text{O}_2) =$$

$$n_f(\text{CH}_4) =$$

$$n_f(\text{H}_2\text{O}) =$$

$$n_f(\text{CO}_2) =$$

Dans l'exemple 2 précédent, à l'état final, on a :

$$n_f(\text{O}_2) = \dots\dots\dots$$

$$n_f(\text{C}_3\text{H}_8) = \dots\dots\dots$$

$$n_f(\text{H}_2\text{O}) = \dots\dots\dots$$

$$n_f(\text{CO}_2) = \dots\dots\dots$$

exemple 3 : étudions la réaction chimique de la combustion du pentane ;

A l'état initial, on mélange 20,2 mol de dioxygène O_2 et 2,5 mol de pentane C_5H_{12} . La combustion est complète.

Quand la réaction s'arrêtera-t-elle ?

Faire le bilan de matière

5) Pouvoirs calorifiques des différents combustibles

Dans la pratique, un combustible est caractérisé par son **Pouvoir Calorifique** noté PC.

Le pouvoir calorifique (PC) d'un combustible est la par la combustion complète d' de ce combustible (il s'exprime généralement en J/kg).

Remarque : Le pouvoir calorifique peut aussi s'exprimer en J/mol, dans ce cas, il correspond à la quantité d'énergie libérée par la combustion complète d'une mole de combustible.

a) Définition

Pour déterminer l'énergie libérée par la combustion d'une masse m de substance, on applique la relation :

$$\text{.....} \quad \text{ou} \quad \text{.....}$$

(si PC est en J.kg^{-1}) (si PC est en J.mol^{-1})

b) PCI / PCS

c) **Le pouvoir calorifique supérieur (PSI)** est la quantité d'énergie dégagée par la combustion d'1 kg de combustible, l'énergie dégagée par la **de la vapeur d'eau** produite lors de la combustion.

Le pouvoir calorifique inférieur (PCI) est la quantité d'énergie dégagée par la combustion d'1 kg de combustible, la vapeur d'eau produite étant **supposée** (elle reste sous forme vapeur).

Le pouvoir calorifique supérieur (PSI) est la quantité d'énergie dégagée par la combustion d'1 kg de combustible, l'énergie dégagée par la **de la vapeur d'eau** produite lors de la combustion.

Combustible	PC (en J.kg^{-1})	Pictogrammes	Précautions d'emploi
Granulés de bois	$1,6 \times 10^7$	—	
Charbon	$1,5 \times 10^7$ à $2,7 \times 10^7$	—	
Bioéthanol	$3,0 \times 10^7$		Conserver à l'écart de toute flamme ou source d'étincelles
Fioul domestique	$4,2 \times 10^7$		Porter un vêtement de protection et des gants
Essence	$4,7 \times 10^7$	 	Éviter l'exposition et se procurer des instructions avant l'utilisation
Butane	$4,9 \times 10^7$	 	Conserver à l'écart de toute flamme ou source d'étincelles
Méthane (gaz de ville)	$5,0 \times 10^7$	 	Conserver à l'écart de toute flamme ou source d'étincelles

exemple : L'essence est constituée de molécules de formule brute C_6H_{14} . Elle a un pouvoir calorifique molaire $\text{PC} = 4200 \text{ kJ.mol}^{-1}$ et une masse volumique $\rho = 750 \text{ kg.m}^{-3}$. Données : $M_{\text{C}} = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M_{\text{H}} = 1 \text{ g.mol}^{-1}$. Une voiture consomme en moyenne 3,5L de cette essence pour rouler 100 km.

- Déterminer la quantité de matière d'essence consommée pour rouler 100 km.
- Calculer l'énergie dégagée par la combustion de l'essence lors d'un parcours de 100 km.

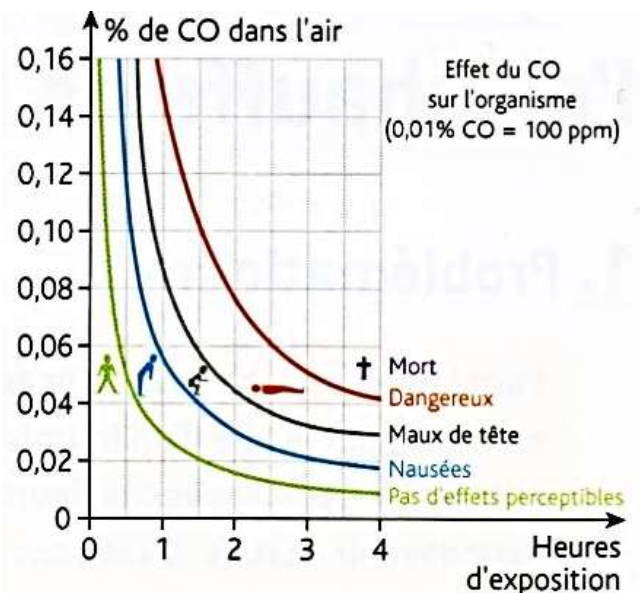
IV. Les dangers liés aux combustions et aux combustibles

1. Intoxication au monoxyde de carbone :

Le monoxyde de carbone CO est un gaz,
..... et qui se fixe sur
l'hémoglobine du sang, empêchant le transport de l'oxygène. Il
peut être même à très faible concentration.

Les causes des accidents sont :

- un défaut d'aération (entrée ou sortie d'air obstruée) : 55 %
- un dysfonctionnement de l'appareil : 19 %
- une utilisation anormalement prolongée de l'appareil : 17 %



2. Risques d'inflammation :

Le classement des liquides inflammables dépend de leur point éclair et de leur température d'ébullition.

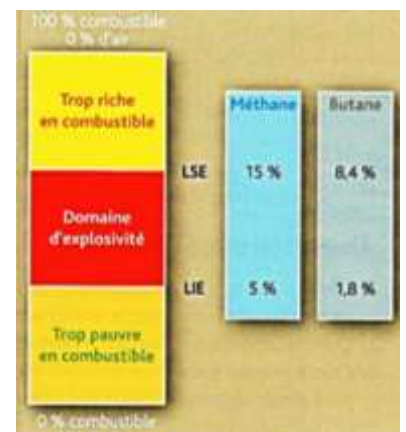
Le est la température minimale pour laquelle la concentration des vapeurs émises est suffisante pour produire une explosion au contact d'une flamme ou d'un point chaud.

Catégorie de risque	Point éclair	Température d'ébullition	Exemples
Extrêmement inflammable	$\theta_{\text{écl.}} < 0\text{ °C}$	$\theta_{\text{éb.}} < 35\text{ °C}$	Éther éthylique
Facilement inflammable	$\theta_{\text{écl.}} < 21\text{ °C}$		Alcool, acétone, ...
Inflammable	$21\text{ °C} < \theta_{\text{écl.}} < 55\text{ °C}$		Fioul, white spirit, ...

3. Risques d'explosion :

Une fuite de gaz, l'évaporation d'un liquide inflammable, peuvent conduire à un risque d'explosion si la concentration en volume du combustible dans l'air est comprise entre sa **supérieure d'explosivité (LES)** et sa **inférieure d'explosivité (LIE)**.

Lors de l'explosion, l'énergie de la combustion est libérée pendant un intervalle de temps très court (quelques millisecondes). Il en résulte, en milieu confiné, **une déflagration** avec des surpressions pouvant être 10 fois supérieures à la pression atmosphérique. Le souffle de l'explosion peut détruire un immeuble ...



V. L'enthalpie

1. Définition

L'enthalpie, notée, est la mesure de l'énergie du système qui peut être dégagée sous forme de
(Enthalpie = quantité de chaleur libérable par un système).

2. Enthalpie de réaction

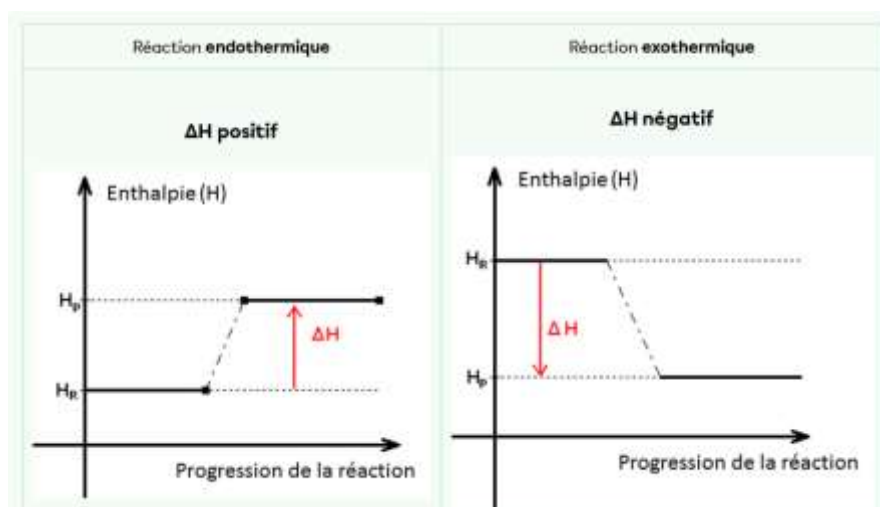
L'enthalpie de réaction est une mesure de la quantité d'énergie absorbée ou libérée lors d'une réaction chimique à pression constante. Cette mesure est fondamentale pour comprendre le comportement énergétique des réactions chimiques et peut déterminer si une réaction est ou

L'enthalpie de réaction est souvent exprimée en kilojoules. L'enthalpie de réaction est la variation d'énergie totale d'un système pendant une réaction chimique à pression constante, symbolisée par ΔH .

L'enthalpie de réaction, symbolisée par ΔH est calculée en fonction de l'enthalpie des produits moins l'enthalpie des réactifs : c'est la **loi de Hess**.

$$\Delta H = \sum H_{\text{produits}} - \sum H_{\text{réactifs}}$$

Remarque : Si ΔH est négatif, la réaction est exothermique, et si ΔH est positif, la réaction est endothermique.



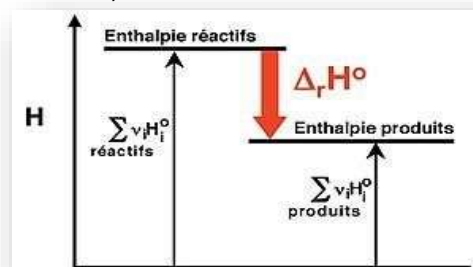
exemples :

Le sucre ($C_6H_{12}O_6$) brûle avec l'oxygène pour former du CO_2 et de l'eau en dégageant 2808 kJ ($\Delta H = -2808$ kJ) alors, pour reformer du sucre à partir de CO_2 et d'eau, il faudra fournir au système ($\Delta H = \dots\dots\dots$).

Le méthane brûle avec l'oxygène pour former du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O), en dégageant 890 kJ ($\Delta H = \dots\dots\dots$). Donc, pour reformer du méthane à partir de CO_2 et d'eau, il faudra fournir 890 kJ au système ($\Delta H = \dots\dots\dots$).

Sur ce schéma, la réaction chimique est

3. Calcul d'enthalpie de réaction



L'enthalpie de réaction peut être déterminée en utilisant le cycle de Hess. Ce principe repose sur le fait que la variation totale d'enthalpie est la même quel que soit le cheminement choisi, en d'autres termes, est une On peut calculer l'enthalpie de n'importe quelle réaction compliquée en la décomposant en étapes plus dont l'enthalpie est connue ou mesurable.

4. Cas des coefficients fractionnaires

- Utilisés pour simplifier les calculs, surtout quand on cherche l'enthalpie standard de réaction pour 1 mole d'un réactif principal (comme l'éthane dans ce cas).
- Cela permet d'exprimer directement ΔH pour 1 mole du réactif ou produit clé.

5. Cas des coefficients entiers

- Utilisés lorsque l'équation chimique doit respecter des proportions entières, par exemple, dans des contextes pratiques comme des bilans industriels ou pour simplifier l'écriture en chimie descriptive.
- Si les coefficients sont entiers, l'enthalpie standard de réaction correspond alors à l'énergie libérée ou absorbée pour les quantités données par l'équation complète, pas pour une seule mole de réactif.

exemple 1 : La combustion de l'éthane



$\Delta H \text{ C}_2\text{H}_6 = -84,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ O}_2 = 0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ CO}_2 = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ H}_2\text{O} = -241,8 \text{ kJ/mol}$

Calculer l'enthalpie standard de réaction totale puis l'énergie totale libérée par la combustion d'une mole d'éthane

exemple 2 : La combustion complète du propane

Ecrire l'équation-bilan de la combustion complète du propane puis calculer l'enthalpie standard de réaction totale.

$\Delta H \text{ C}_3\text{H}_8 = -104,7 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ O}_2 = 0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ CO}_2 = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H \text{ H}_2\text{O} = -241,8 \text{ kJ/mol}$