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 …….. ⇒ 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

A. 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 …….. (≠ 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..

B. 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 % ⇒ 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 ⇒ favorise le …… ……
- Le …… **CO** et les hydrocarbures imbrûlés ⇒ ……pour la …….
- Les …… **NO_x** qui sont formés par réaction entre **le diazote** et **le dioxygène de l'air** dans la chambre de combustion ⇒ …… …… 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 ».

C. 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**.

→ On place **à gauche** d'une flèche, les formules des ……, et à droite de la flèche les formules des ……..
→ 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 apparaitre des …… …… devant la formule de certaines des espèces chimiques que l'on appelle ……

Ex : Combustion complète du méthane : CH_4 + …… ⟶ …… + ……

Combustion incomplète du méthane : CH_4 + …… ⟶ …… + ……

Combustion complète du glucose : $C_6H_{12}O_{6\ (s)}$ ……

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 : $A + 2\,B \longrightarrow C$ 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 : $CH_4 + \dots O_2 \rightarrow CO_2 + \dots H_2O$

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 : …… ⇒ ……

  ……

  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 …… .

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

(n_i(réactif) : (en mol) ; x : (en mol))

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 $C_3H_8 + \dots O_2 \rightarrow \dots CO_2 + \dots H_2O$

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(réactif) = n_i(réactif) – coeff stoech × x
- ✓ pour les produits : n_f(produit) = n_i(produit) + coeff stoech × x

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

$n_f(O_2)$ = $n_f(H_2O)$ =

$n_f(CH_4)$ = $n_f(CO_2)$ =

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

$n_f(O_2)$ = ……. $n_f(H_2O)$ = …….

$n_f(C_3H_8)$ = …… $n_f(CO_2)$ = ……..

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

D. Le pouvoir calorifique et l'enthalpie

1) 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 …… d'…… ……..
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 :

…….. ou ……..
(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 × 10^7		
Charbon	1,5 × 10^7 à 2,7 × 10^7		
Bioéthanol	3,0 × 10^7		Conserver à l'écart de toute flamme ou source d'étincelles
Fioul domestique	4,2 × 10^7		Porter un vêtement de protection et des gants
Essence	4,7 × 10^7		Éviter l'exposition et se procurer des instructions avant l'utilisation
Butane	4,9 × 10^7		Conserver à l'écart de toute flamme ou source d'étincelles
Méthane (gaz de ville)	5,0 × 10^7		Conserver à l'écart de toute flamme ou source d'étincelles

Le pouvoir calorifique supérieur (PCS) est plus …….. que le pouvoir calorifique inférieur (PCI).

exemple 1 : On brûle 200g de butane. Calculer l'énergie libérée. Donnée : PCS du butane = 49,5 MJ/kg

exemple 2 : L'essence est constituée de molécules de formule brute C_8H_{18}. Elle a un pouvoir calorifique molaire PC = 4200 kJ.mol^{-1} et une masse volumique ρ = 750 kg.m^{-3}. Une voiture consomme en moyenne 4,5L de cette essence pour rouler 100 km. Données : M_C=12g.mol^{-1} et M_H=1g.mol^{-1}.
1. Déterminer la quantité de matière d'essence consommée pour rouler 100 km.
2. Calculer l'énergie dégagée par la combustion de l'essence lors d'un parcours de 100 km.

2) L'enthalpie

a. Définition

L'enthalpie, notée ……, est la mesure de l'énergie du système qui peut être dégagée sous forme de ……. **échangée** entre le système chimique et le milieu extérieur **lorsqu'une réaction chimique se déroule**,à pression constante. (Enthalpie = quantité de chaleur libérable par un système).

b. Enthalpie de réaction

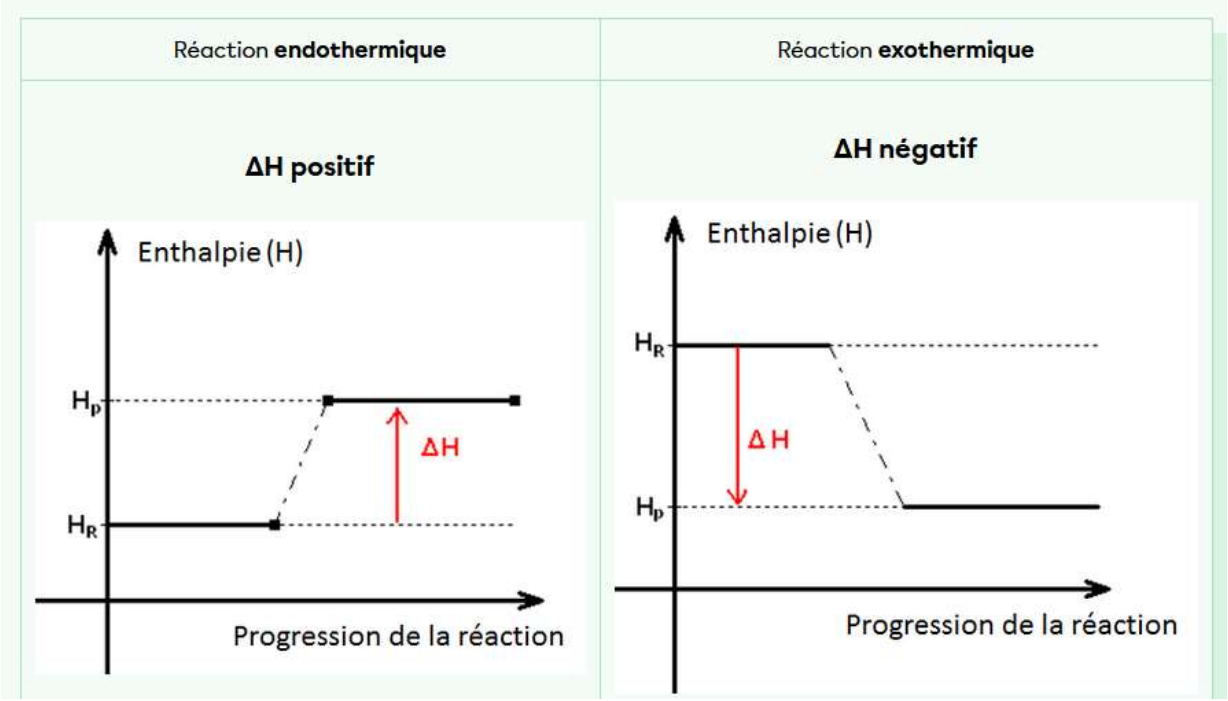
L'**enthalpie de réaction** (notée …….) est la **…… d'enthalpie** qui accompagne une réaction chimique réalisée à **pression constante**, dans des conditions standard ou non (selon le contexte).

Si ΔHr est négatif, la réaction est **……**, et si ΔHr est positif, la réaction est **……**.

ΔHr est la **quantité de** ……

3) Enthalpie de réaction et PC

Le **pouvoir calorifique** (PCI ou PCS) d'un combustible est égal la ……. ……. de **l'enthalpie de réaction de sa combustion**, exprimée *par unité de masse* ou *par unité de volume*, dans des conditions précises.



exemples :

Une mole de sucre ($C_6H_{12}O_6$) brûle avec l'oxygène pour former du CO_2 et de l'eau en dégageant 2808 kJ

(ΔH = -2808 kJ) alors, pour reformer du sucre à partir de CO_2 et d'eau, il faudra fournir ……. au système (ΔH = ……).

Une mole de méthane brûle avec l'oxygène pour former du dioxyde de carbone (CO_2) et de l'eau (H_2O), en dégageant 890 kJ (ΔH = ……). Donc, pour reformer du méthane à partir de CO_2 et d'eau, il faudra fournir 890 kJ au système (ΔH = ……..).

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.

L'enthalpie de réaction est fondamentale pour comprendre le comportement énergétique des réactionschimiques et peut déterminer si une réaction est …….. ou …….. L'enthalpie de réaction est souvent exprimée en kilojoules.

$$\Delta H^\circ_{réaction} = \Sigma\, \Delta H_{produits} - \Sigma\, H_{réactifs}$$

Elle est calculée en fonction de l'enthalpie des produits moins l'enthalpie des réactifs : c'est la …….. de ……

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**
- Cela permet d'exprimer directement ΔH pour …… …….. du …….. ……..

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, pour …….. du …….. ……..

exemple : La combustion du butane

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$$

Données : $\Delta H\ (C_4H_{10}) = -125{,}6$ kJ/mol ; $\Delta H\ (O_2) = 0$ kJ/mol ; $\Delta H\ (CO_2) = -393{,}5$ kJ/mol ; $\Delta H\ (H_2O) = -241{,}8$ kJ/mol ;

$MC_4H_{10} = 58$g/mol

a) Calculer l'enthalpie standard de réaction totale

b) Calculer l'énergie totale libérée par la combustion d'une mole de butane

c) Retrouver par le calcul le PCI du butane (valeur mesurée : 46,5 MJ/kg)

E. Les dangers liés aux combustions et aux combustibles

1. 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	$\theta_{écl} < 0$ °C	$\theta_{éb} < 35$ °C	Éther éthylique
Facilement inflammable	$\theta_{écl} < 21$ °C		Alcool, acétone, ...
Inflammable	21 °C < $\theta_{écl} < 55$ °C		Fioul, white spirit, ...

2. 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 **.....** avec des surpressions pouvant être 10 fois supérieures à la pression atmosphérique. Le souffle de l'explosion peut détruire un immeuble …



3. Effet de serre, combustion et environnement

a) Combustion ..... : Le dioxyde de carbone est un gaz à effet de serre, sa présence dans l'atmosphère permet, avec d'autres gaz, d'avoir une ..... moyenne qui rend la Terre ..... Cependant, l'augmentation des rejets de dioxyde de carbone due à l'activité humaine contribue à ..... l'effet de serre et à ..... les équilibres climatiques.

b) Combustion ..... : il arrive souvent que la combustion soit incomplète. Cela se produit lorsque l'apport en dioxygène est ..... Lorsqu'une combustion est incomplète, plusieurs équations chimiques peuvent être écrites. D'autres espèces peuvent alors se former : du monoxyde de carbone CO, gaz ....., ... et ..... qui se fixe sur l'hémoglobine du sang, empêchant le transport de l'oxygène. Il peut être ..... même à très faible concentration. Il peut se former aussi du carbone (solide noir).

exemples : $2\ CH_4\ (g) + 3\ O_2\ (g) \rightarrow 2CO\ (g) + 4H_2O\ (g)$

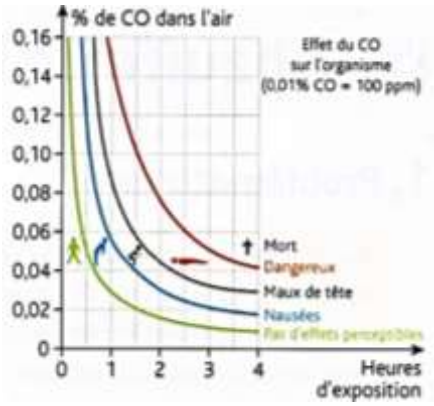
$CH_4\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow \mathbf{C}\ (s) + 2H_2O\ (g)$

4. Intoxication au monoxyde de carbone :

Le monoxyde de carbone (CO) est la première cause de ..... accidentelle par toxique en France.

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 %



c) Les hydrocarbures polluent aussi par les substances indésirables qu'ils contiennent. Le ....., naturellement présent dans pratiquement tout gisement de charbon, pétrole ou gaz naturel et qui, dans une flamme, se transforme en dioxyde du soufre, gaz ..... pour les voies respiratoires. A haute température, une fraction du diazote atmosphérique se combine avec le dioxygène pour former des oxydes d'azote. Ces gaz (dioxyde de soufre et oxydes d'azote) sont les principaux responsables des pluies ..... car, dans l'atmosphère, ils peuvent se transformer en acide sulfurique ou acide nitrique.