

**I. La combustion.**

**1) Rappels.**

Une combustion est une transformation chimique entre un **combustible** (corps qui brûle : gaz, charbon, essence...) et un **comburant** (corps qui permet la combustion, en général le **dioxygène** de l'air). Pour l'initier, il faut une **énergie d'activation** (étincelle, flamme, frottement...). La combustion produit de l'énergie **thermique**.

La combustion complète d'un hydrocarbure avec le dioxygène conduit à la formation de **dioxyde de carbone et d'eau**.

Exemple : Equation de la réaction de combustion du méthane :  $CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$



- Hydrocarbure : corps constitué uniquement de C et H
- Autres exemples de comburants : ozone O<sub>3</sub>, halogènes, peroxydes, chlorates ClO<sub>3</sub><sup>-</sup>...
- Autres exemples de combustibles autres que hydrocarbures : alcools, ester, ether...
- Combustion incomplète : il y a combustion complète si le comburant est en quantité in suffisante pour brûler tout le combustible. Produit du monoxyde de carbone très toxique

**2) Les carburants.**

On appelle carburants les combustibles qui alimentent les moteurs thermiques, qui convertissent l'énergie **chimique** du carburant en énergie **mécanique**.

Compléter le tableau ci-dessous à partir du document page 144 du livre.

Catégorie de carburant	Origine	Exemples	Avantages	Inconvénients
Issus de la pétrochimie	Pétrole gaz naturel	Gazole (diesel) Heptane Kérosène essence	- Prix plus faible  (- pouvoir calorifique élevé)	- Energie non renouvelable : réserves limitées - contribue à l'émission de gaz à effet de serre
Issus de l'agrochimie	Cultures agricoles de végétaux (canne à sucre, betterave à sucre, blé, tournesol...)	Biodiesel (colza, tournesol) Bioéthanol (riche en sucre)	- Ne contribue pas globalement à l'émission de gaz à effet de serre - végétaux absorbent le CO <sub>2</sub>	- prix de revient élevé -augmente le prix des oléagineux (colza, tournesol) - limité par la superficie des terres cultivables - concurrence avec l'alimentation
3 <sup>ème</sup> génération (issus de l'algochimie)	microalgues	Huiles végétales carburant	- Ne contribue pas globalement à l'émission de gaz à effet de serre (espère un meilleur rendement)	- Prix de revient très élevé - au stade expérimental

**II. Bilan quantitatif de la réaction de combustion.**

**1) Rappels**

Lors d'une combustion, le système chimique évolue de son état initial à son état final. Les quantités de matière des réactifs **diminuent** et celles des produits **augmentent**. Pour suivre l'évolution de la réaction, on introduit l'**avancement** de la réaction, noté **x**, d'unité la **mole**, et on dresse un tableau d'avancement.

La transformation chimique s'arrête lorsqu'au moins un des réactifs est **entièrement consommé**. Ce réactif est appelé **réactif limitant**. On a alors atteint l'avancement **maximal** x<sub>max</sub>.

### Rappel de quelques formules :

- Relation entre masse et quantité de matière :  $n = m / M$

avec  $n$  la quantité de matière, en mol

$m$  la masse, en g

$M$  la masse molaire, en  $\text{g.mol}^{-1}$

- Calcul de la masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques :

Exemple avec le méthane  $\text{CH}_4$  :  $M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) =$

- Relation entre concentration molaire et quantité de matière :  $C = nV$

avec  $C$  la concentration molaire, en  $\text{mol.L}^{-1}$

$n$  la quantité de matière, en mol

$V$  le volume, en L

- Relation entre la concentration massique et la concentration molaire :

$C_m = mV = n \times MV = C \times M$  avec  $C_m$  la concentration massique en  $\text{g.L}^{-1}$

## 2) Bilan de la combustion du méthane.

On brûle 0,10 mol de méthane  $\text{CH}_4$  dans un flacon contenant 0,15 mol de dioxygène. Qu'y a-t-il dans le flacon à la fin de la réaction ?

a) Tableau d'avancement :

Equation chimique		$\text{CH}_4 (\text{g})$	+	$2 \text{O}_2 (\text{g})$	→	$\text{CO}_2 (\text{g})$	+	$2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
Etat du système	Avancement	$n_{(\text{CH}_4)}$ (mol)		$n_{(\text{O}_2)}$ (mol)		$n_{(\text{CO}_2)}$ (mol)		$n_{(\text{H}_2\text{O})}$ (mol)
Etat initial	0	$n_{i(\text{CH}_4)} = 0,10$		$n_{i(\text{O}_2)} = 0,15$		0		0
En cours de transformation	$x$	$n_{i(\text{CH}_4)} - x$ $0,10 - x$		$n_{i(\text{O}_2)} - 2x$ $0,15 - 2x$		$x$		$2x$
Etat final	$x_{\text{max}}$	$n_{i(\text{CH}_4)} - x_{\text{max}}$ $0,10 - x_{\text{max}}$		$n_{i(\text{O}_2)} - 2x_{\text{max}}$ $0,15 - 2x_{\text{max}}$		$x_{\text{max}}$		$2x_{\text{max}}$

b) Détermination de  $x_{\text{max}}$  :

L'état final est atteint quand au moins un des réactifs est entièrement consommé donc que sa quantité de matière finale est nulle.

Soit :  $0,10 - x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$

Soit :  $0,15 - 2x_{\text{max}} = 0 \rightarrow 2x_{\text{max}} = 0,15 \rightarrow x_{\text{max}} = 0,15/2 = 0,075 \text{ mol}$

$x_{\text{max}}$  correspond à la plus petite valeur donc  $x_{\text{max}} = 0,075 \text{ mol}$ , le réactif limitant est le dioxygène.

c) Détermination des quantités de matière à l'état final :

$n_{f(\text{CH}_4)} = 0,10 - x_{\text{max}} = 0,10 - 0,075 = 0,025 \text{ mol}$

$n_{f(\text{O}_2)} = 0 \text{ mol}$  (réactif limitant)

$n_{f(\text{CO}_2)} = x_{\text{max}} = 0,075 \text{ mol}$

$n_{f(\text{H}_2\text{O})} = 2x_{\text{max}} = 2 * 0,075 = 0,15 \text{ mol}$

d) On brûle maintenant les 0,10 mol de méthane à l'air libre. Que reste-t-il à la fin de la combustion ?

Le dioxygène est en excès donc le réactif limitant est le méthane.

Calcul de  $x_{\text{max}}$  :

$n_{f(\text{CH}_4)} = 0,10 - x_{\text{max}} = 0 \rightarrow x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$

A l'état final il reste :

$n_{f(\text{CH}_4)} = 0 \text{ mol}$

$n_{f(\text{O}_2)}$  : en excès

$n_{f(\text{CO}_2)} = x_{\text{max}} = 0,10 \text{ mol}$

$n_{f(\text{H}_2\text{O})} = 2x_{\text{max}} = 2 * 0,10 = 0,20 \text{ mol}$

Rq : Lorsque tous les réactifs ont été consommés, on dit qu'ils sont dans les proportions stœchiométriques

### 3) Bilan de la combustion du propane.

Une bouteille utilisée pour une gazinière contient 13 kg de propane  $C_3H_8$ . Lors de la cuisson de 100 g de riz pendant 20 min, 24,3 g de propane réagissent avec le dioxygène de l'air.

1) Ecrire l'équation de combustion complète du propane supposé gazeux avec le dioxygène.



2) Faire le tableau d'avancement de la réaction.

$$n_{i(C_3H_8)} = m_3M_C + 8M(H) = 23,43 \times 12 + 8 \times 1 = 0,55 \text{ mol}$$

Equation chimique		$C_3H_8$	+	$5 O_2$	$\rightarrow$	$3 CO_2$	+	$4 H_2O$
Etat du système	Avancement	$n_{(C_3H_8)}$ (mol)		$n_{(O_2)}$ (mol)		$n_{(CO_2)}$ (mol)		$n_{(H_2O)}$ (mol)
Etat initial	0	$n_{i(C_3H_8)} = 0,55$		excès		0		0
En cours de transformation	x	$n_{i(C_3H_8)} - x$ $0,55 - x$		excès		3 x		4 x
Etat final	$x_{max}$	$n_{i(C_3H_8)} - x_{max}$ $0,55 - x_{max}$		excès		3 $x_{max}$		4 $x_{max}$

3) Déterminer les quantités de matière des réactifs et des produits à l'état final.

Détermination de  $x_{max}$  : le dioxygène est en excès donc le propane est le réactif limitant :

$$n_{f(C_3H_8)} = 0,55 - x_{max} = 0 \text{ donc } x_{max} = 0,55 \text{ mol}$$

On a donc :

$$n_{f(C_3H_8)} = 0 \text{ mol}$$

dioxygène en excès

$$n_{f(CO_2)} = 3 x_{max} = 3 \times 0,55 \text{ mol} = 1,65 \text{ mol}$$

$$n_{f(H_2O)} = 4 x_{max} = 4 \times 0,55 = 2,2 \text{ mol}$$

4) En déduire la masse de dioxyde de carbone produite lors de la cuisson.

$$m = n \times M(CO_2) = 1,65 \times (12 + 2 \times 16) = 72,6 \text{ g}$$

5) Combien de kilomètre pouvez-vous parcourir avec une voiture dont l'émission de dioxyde de carbone est de  $140 \text{ g.km}^{-1}$  pour une quantité de dioxyde de carbone équivalente à la cuisson de votre riz ?

$$140 \text{ g pr } 1 \text{ km}$$

$$72,6 \text{ g pr } x \text{ km}$$

$$x = 72,6 / 140 = 0,519 \text{ km} = 519 \text{ m}$$

Données :

Masses molaires atomiques:  $M(C) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

La réaction chimique de combustion est une réaction exothermique. Il est possible d'évaluer l'énergie thermique produite par ce type de réaction chimique à partir de « l'enthalpie de combustion » du combustible.

### III. Energie libérée lors de la combustion.

L'enthalpie de combustion  $\Delta_c H^0$  est l'énergie thermique libérée, à la température T et sous la pression de 1 bar, lors de la réaction complète d'une mole de combustible avec le dioxygène. Elle s'exprime en  $\text{J.mol}^{-1}$ . Elle est négative car la combustion est exothermique : elle libère de l'énergie thermique.

L'enthalpie de combustion peut être calculée à partir des enthalpies de formation des réactifs et des produits de la combustion :

$$\Delta_c H^\circ =$$

Exemple : enthalpie de combustion du méthane :  $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

$$\Delta_c H^\circ(\text{CH}_4) = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 2 \times \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) - 2 \times \Delta_f H^\circ(\text{O}_2)$$

L'énergie thermique Q libérée lors d'une combustion, à la température T et sous la pression de 1 bar, est donc :

$$Q = \Delta_c H^\circ \times n$$

avec Q l'énergie thermique libérée, en J

$\Delta_c H^\circ$  l'enthalpie de combustion, en  $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$

n la quantité de matière de combustible qui a réagi, en mol

#### IV. Dangers et moyens de protection liés aux combustions.

Livre page 148

Les dangers liés aux combustions sont : - explosion - incendie - intoxications - pollution ...

Les moyens de prévention et de protection sont :

- ne remplit pas un réservoir en présence de source de chaleur ou d'étincelle
- panneau de signalisation du produit transporté
- évite les endroits peu ventilés
- restrictions de circulation
- pot catalytique
- soupape de sécurité pour les véhicules au GPL ...