

## Effets thermiques des combustions

### 1 – Réactions de combustion

La réaction de combustion nécessite un combustible, un comburant (dioxygène de l'air) et une énergie d'activation : c'est le triangle du feu.

L'énergie d'activation peut être de la chaleur, une flamme ou encore une étincelle. Dans certains cas (lorsqu'une limite d'explosivité est atteinte), le combustible peut brûler violemment avec un apport massif de comburant : c'est le cas pour certaines fumées dans les incendies.

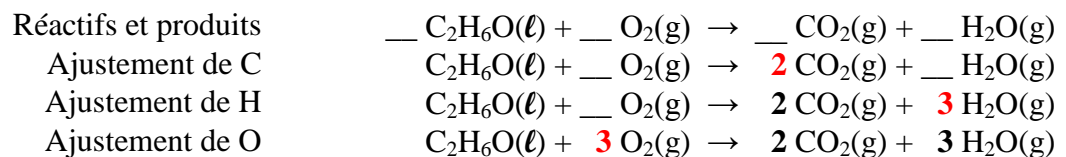


Seuls des matériaux sous forme gazeuse peuvent brûler, car ils se mélangent efficacement avec le comburant : c'est pourquoi il faut fournir suffisamment d'énergie à un produit inflammable pour qu'il commence à se vaporiser ou à se décomposer en éléments effectivement combustibles. Le seuil de température à atteindre est appelé **point éclair** : il est de 68°C pour le gazole, mais de -40°C pour l'essence.

Lors de la combustion complète d'un hydrocarbure ou d'un alcool, le combustible réagit avec le comburant pour former du dioxyde de carbone et de l'eau.

Pour ajuster l'équation chimique de combustion complète, on vérifie *successivement* la conservation de l'élément chimique carbone, puis hydrogène et enfin oxygène.

Exemple : équation de la réaction de combustion de l'éthanol  $C_2H_6O(l)$



#### Remarque : combustion incomplète

Lorsqu'il y a un apport insuffisant de comburant  $O_2(g)$ , les produits de combustion sont, en plus de l'eau et du dioxyde de carbone, le carbone  $C(s)$  et le monoxyde de carbone  $CO(g)$ . Ce dernier est un gaz inodore et extrêmement toxique.

→ Proposer une équation de combustion incomplète du butane.



de plus en plus de dioxygène →

#### Remarque : combustion lente

La réaction de respiration cellulaire est apparentée à une réaction de combustion : le glucose (combustible) et le dioxygène (comburant) produisent du dioxyde de carbone et de l'eau... mais cette réaction relève de mécanismes catalytiques et se produit à température peu élevée !

De façon générale, la combustion est une **oxydation**.

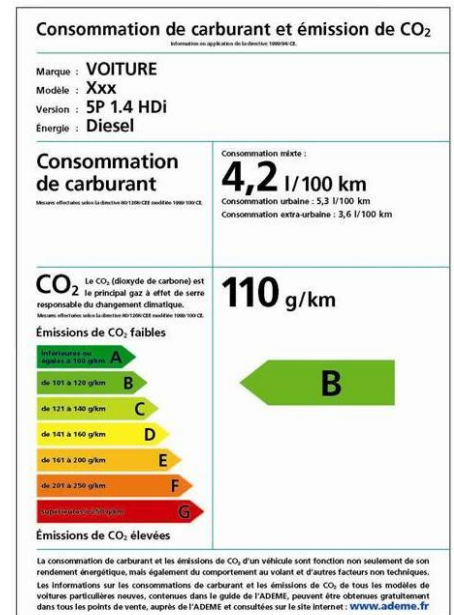
→ Ecrire l'équation de combustion du glucose  $C_6H_{12}O_6(s)$

1.2 – Un exemple : masse de CO<sub>2</sub> produit par un véhicule

La combustion complète d'un hydrocarbure ou d'un alcool produit du dioxyde de carbone et de l'eau. Pour caractériser l'« empreinte carbone » d'un véhicule, on estime la masse de dioxyde de carbone qu'il produit : s'agissant d'un gaz à effet de serre (GES), il est important de maîtriser sa production.

Carburant	essence	diesel
Combustible modélisé	octane pur	hexadécane pur
Formule brute	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	C <sub>16</sub> H <sub>34</sub>
Masse molaire	114 g.mol <sup>-1</sup>	226 g.mol <sup>-1</sup>
Masse volumique	0,74 kg.L <sup>-1</sup>	0,85 kg.L <sup>-1</sup>

Déterminer la masse de dioxyde de carbone produit par 1,0 L de carburant, en détaillant les étapes de votre démarche. On donne M(C) = 12,0 g.mol<sup>-1</sup>, M(H) = 1,0 g.mol<sup>-1</sup> et M(O) = 16,0 g.mol<sup>-1</sup>.



Remarque : cas du GPL

Le GPL est un mélange de butane C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> et de propane C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> ; suivant le pétrolier, la proportion varie de 40 à 60 %. Pour un mélange à 50 %, la masse molaire est de 51 g.mol<sup>-1</sup> et la masse volumique de 0,55 kg.L<sup>-1</sup> à 15°C.

La réaction de combustion fournit en moyenne 3,5 mol de CO<sub>2</sub>(g). On montre ainsi que 1 L de GPL brûlé fournit 1,66 kg de CO<sub>2</sub>(g). Ceci semble bien moindre que pour l'essence ou le gazole, mais en réalité, un véhicule GPL consomme 30 % de carburant en plus puisque le GPL est nettement moins dense que l'essence ou le gazole...

## 2 – Aspect énergétique d’une combustion

### 2.1 – Energie libérée

Une réaction de combustion est toujours **exothermique** : le système chimique en combustion libère de l’énergie.

On appelle **énergie molaire de combustion** l’énergie libérée par mole de combustible consommé : elle s’exprime en  $J.mol^{-1}$ . L’énergie libérée par la combustion complète d’une quantité de matière  $n$  de combustible est alors donnée par

$$\mathcal{E}_{lib} = n \times \mathcal{E}_{comb}$$

Combustible	formule	Etat physique	Energie de combustion		
			$10^3$ kJ/kg	kJ/L	kJ/mol
Méthanol	CH <sub>3</sub> OH	Liquide	19,9	15 800	636
Méthane	CH <sub>4</sub>	Gaz	50,0	33,3	800
Ethanol	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	Liquide	28,8		
Ethane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	Gaz	47,7	59,9	1 438
Butan-1-ol	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> OH	Liquide	33,1	26 000	2 447
Butane	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	gaz	46,4	112	2 691

L’ordre de grandeur d’une énergie molaire de combustion est 10 à 100 fois plus élevée que celle d’un changement d’état ; elle reste près d’un milliard de fois moins élevée que celle d’une transformation nucléaire...

Application : quelle est l’énergie libérée par la combustion d’un litre d’éthanol dont la densité est de 0,78 ? par 1 mol d’éthanol ? Compléter le tableau.

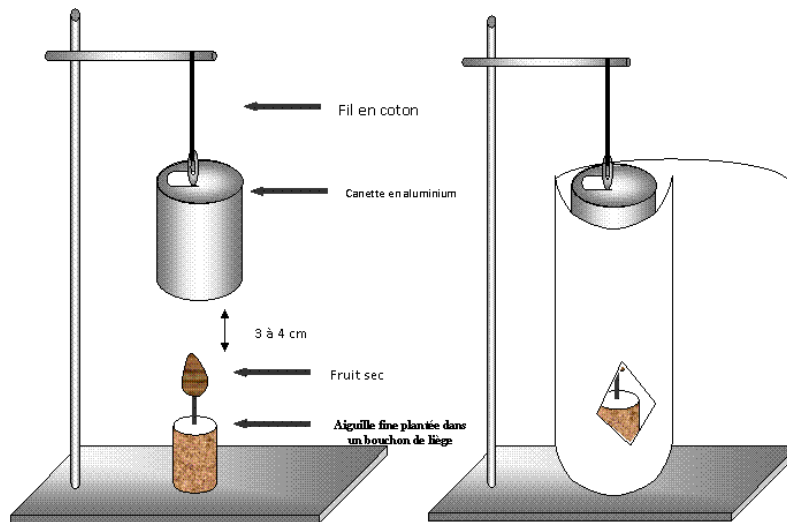
### Exercice : comment mesurer l’énergie de combustion d’une substance ?

Pour la paraffine C<sub>25</sub>H<sub>52</sub>(s), les tables thermodynamique donnent  $\mathcal{E}_{comb} = 15,2 \cdot 10^6 J.mol^{-1}$ .

Les élèves proposent le protocole suivant.

- Dans une boîte de conserve en aluminium (bon conducteur thermique), de capacité thermique  $c' = 897 J.K^{-1}.kg^{-1}$  et de masse  $m' = 50$  g, on verse 200 mL d’eau de capacité thermique  $c = 4,18 kJ.K^{-1}.kg^{-1}$ .
  - On mesure la température initiale de l’eau :  $\theta_1 = 10^\circ C$ .
  - On place la boîte sur un socle peu conducteur de chaleur (carreaux de terre cuite empilés) au-dessus de la bougie dont on mesure la masse initiale,  $m_1 = 53$  g.
  - On allume la bougie, dont la flamme est bien en contact avec la boîte de conserve.
  - On éteint la bougie quand la température de l’eau atteint  $\theta_2 = 40^\circ C$ .
  - On pèse la masse de la bougie après combustion :  $m_2 = 52$  g.
1. D’après vous, pourquoi ne pas chauffer davantage (jusqu’à  $\theta_2$  plus élevé) ?
  2. Déterminer l’énergie de combustion de la paraffine et la comparer avec donnée dans les tables thermodynamiques. Comment expliquer l’écart constaté ?

**Exercice : comment mesurer la valeur énergétique d'un aliment ?**



	amande sèche	arachide grillée	noisette	noix	noix de cajou	pignon de pin
kcal/100g	620	636	656	677	612	670

Exemples de mesure, pour une amande

- On utilise une bougie de masse  $m_1 = 20,48 \text{ g}$  et une canette vide en alu de masse  $m' = 32,23 \text{ g}$ .
- On ajoute de l'eau dans la canette : la masse totale est alors  $m'' = 60,14 \text{ g}$ .
- La température initiale de l'eau est  $\theta_1 = 23^\circ\text{C}$
- A l'extinction de la bougie, on a atteint la température  $\theta_2 = 45^\circ\text{C}$  ; la masse de la bougie est alors de  $m_2 = 20,25 \text{ g}$

On donne  $c_m(\text{eau}) = 4,18 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$  et  $c_m(\text{alu}) = 0,897 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$ .

→ Déterminer la valeur énergétique de l'amande. On rappelle que  $1 \text{ kcal} = 1\,000 \text{ cal} = 1 \text{ Cal} = 4,18 \text{ kJ}$ .

Remarque : une stratégie payante est de prendre de l'eau initialement à  $+10^\circ$  et finalement à  $+30^\circ$  : les échanges avec l'air ambiant se compensent (l'air réchauffe la canette puis la canette réchauffe l'air).

On entoure le dispositif d'alu afin de limiter les pertes par rayonnement, mais la bougie doit restée alimentée en comburant !