

Fiche de cours Combustions et énergie chimique

L'essentiel du chapitre en deux pages

définitions · lois · méthodes · à savoir par cœur

1 COMBUSTION COMPLÈTE D'UN COMBUSTIBLE ORGANIQUE

Définition. Une **combustion** est une transformation entre un **combustible** (alcane, alcool, dihydrogène : le *réducteur*) et un **comburant**, le dioxygène O_2 de l'air (l'*oxydant*) : c'est une réaction d'oxydoréduction, exothermique et rapide, entretenue par une source de chaleur (triangle du feu : combustible, comburant, énergie d'activation).

Propriété — combustion complète. les seuls produits sont le dioxyde de carbone et l'eau :



Pour un alcool, on tient compte de l'atome d'oxygène déjà présent : $C_2H_6O + 3 O_2 \longrightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$.

Notation. Tests des produits : le CO_2 **trouble l'eau de chaux** ; l'eau fait **bleuir** le sulfate de cuivre anhydre (blanc).

Définition. Une **combustion incomplète** se produit lorsque le dioxygène est en défaut : il se forme aussi du carbone (**suies**, flamme jaune et éclairante) et du **monoxyde de carbone** CO , gaz incolore et inodore, *très toxique* (il se fixe sur l'hémoglobine à la place du dioxygène). Une partie de l'énergie du combustible n'est pas libérée : la combustion incomplète est moins efficace et dangereuse — d'où l'entretien des appareils et l'aération des locaux.

2 ÉNERGIE MOLAIRE DE RÉACTION

Définition. L'**énergie de liaison** $E(A-B)$ est l'énergie qu'il faut *fournir* pour rompre une mole de liaisons $A-B$, les espèces étant à l'état *gazeux* (en $kJ \cdot mol^{-1}$, toujours positive). La former libère la même énergie.

Propriété. L'**énergie molaire de réaction** E_r , pour la réaction telle qu'elle est écrite, s'estime par

$$E_r = \underbrace{\sum E(\text{liaisons rompues})}_{\text{réactifs}} - \underbrace{\sum E(\text{liaisons formées})}_{\text{produits}} \quad (kJ \cdot mol^{-1})$$

$E_r < 0$: la réaction est **exothermique** (elle cède de l'énergie au milieu extérieur) ; $E_r > 0$: **endothermique**. Pour une combustion, on écrit l'équation avec le coefficient 1 devant le combustible (quitte à avoir un coefficient fractionnaire devant O_2) : E_r est alors l'**énergie molaire de combustion**, rapportée à une mole de combustible, et l'énergie libérée par n moles de combustible vaut $Q = n |E_r|$ (en kJ si E_r est en $kJ \cdot mol^{-1}$).

3 POUVOIR CALORIFIQUE ET BILAN D'ÉNERGIE

Définition. Le **pouvoir calorifique massique** PC d'un combustible est l'énergie libérée par la combustion complète d'un kilogramme (ou d'un gramme) de ce combustible :

$$PC = \frac{|E_r|}{M} \quad \text{et} \quad Q = m \times PC$$

avec E_r rapportée à une mole de combustible et M la masse molaire du combustible ; $1 kJ \cdot g^{-1} = 1 MJ \cdot kg^{-1}$.

Méthode — calorimétrie. l'énergie reçue par une masse m_{eau} d'eau dont la température s'élève de $\Delta\theta$ vaut $Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta\theta$. Le **rendement** du dispositif est $\eta = Q_{\text{eau}}/Q$, où Q est l'énergie libérée par le combustible brûlé : il est toujours inférieur à 1 (pertes vers l'air, le récipient, vapeur d'eau emportée).

4 ENJEUX ÉNERGÉTIQUES ET ENVIRONNEMENTAUX

Propriété. La combustion d'un combustible **fossile** (gaz naturel, pétrole, charbon) libère du CO_2 , gaz à effet de serre. Pour comparer deux carburants, on calcule la **masse de CO_2 émise par unité d'énergie** libérée : $\frac{n(CO_2) \times M(CO_2)}{|E_r|}$, de l'ordre de $54 g \cdot MJ^{-1}$ pour le méthane et de $69 g \cdot MJ^{-1}$ pour l'heptane : plus la molécule est riche en hydrogène, moins elle émet.

Remarque. Les **biocarburants**, issus de la biomasse, rejettent du CO_2 qui a été prélevé dans l'atmosphère par les plantes ; leur bilan dépend de l'énergie dépensée pour les produire et de l'usage des terres. Le **dihydrogène** a un pouvoir calorifique élevé ($120 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$) et ne produit que de l'eau : $2 \text{ H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$, mais il n'est propre que s'il est produit sans émettre de CO_2 .

■ DONNÉES — Valeurs de référence

Liaison	H - H	C - H	C - C	C - O	O - H	O = O	C = O (CO_2)
$E \text{ (kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\text{)}$	436	413	348	358	463	498	804

$c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot^\circ\text{C}^{-1}$ • $M \text{ (g}\cdot\text{mol}^{-1}\text{)}$: H : 1,0 ; C : 12,0 ; O : 16,0 • $1 \text{ kWh} = 3,6 \text{ MJ}$ • PC : méthane $50 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$, essence $43 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$, dihydrogène $120 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$.

5 SAVOIR-FAIRE DU CHAPITRE

► SAVOIR-FAIRE

- Écrire et ajuster l'équation de la combustion complète d'un alcane ou d'un alcool, et celle d'une combustion incomplète.
- Dénombrer les liaisons rompues et formées, puis estimer l'énergie molaire de réaction et conclure sur son caractère exothermique.
- Calculer un pouvoir calorifique, l'énergie libérée par une masse de combustible, et la masse de combustible nécessaire à un besoin donné.
- Exploiter une expérience de calorimétrie : énergie reçue par l'eau, rendement du dispositif.
- Comparer deux combustibles par leur pouvoir calorifique et par la masse de CO_2 émise par unité d'énergie.

6 EXEMPLES TYPES

★ EXEMPLE — énergie molaire de réaction

Pour $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{ O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ H}_2\text{O}(\text{g})$: on rompt 4 liaisons C - H et 2 liaisons O = O, on forme 2 liaisons C = O et 4 liaisons O - H. D'où $E_r = (4 \times 413 + 2 \times 498) - (2 \times 804 + 4 \times 463) = 2648 - 3460 = -812 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: la combustion est exothermique.

★ EXEMPLE — pouvoir calorifique

Avec $M(\text{CH}_4) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$: PC = $812/16,0 = 50,8 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$, soit $50,8 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$. Brûler $2,0 \text{ kg}$ de méthane libère $Q = m \times \text{PC} = 2,0 \text{ kg} \times 50,8 \text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1} \approx 1,0 \times 10^2 \text{ MJ}$ (deux chiffres significatifs, comme la masse), soit environ 28 kWh .

★ EXEMPLE — calorimétrie et rendement

Sur une plaque au gaz, $m_{\text{eau}} = 2,00 \text{ kg}$ d'eau passe de $15,0^\circ\text{C}$ à $95,0^\circ\text{C}$ en brûlant $30,0 \text{ g}$ de méthane (PC = $50,0 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$). $Q_{\text{eau}} = 2000 \times 4,18 \times 80,0 = 6,69 \times 10^5 \text{ J} = 669 \text{ kJ}$ et $Q = 30,0 \times 50,0 = 1,50 \times 10^3 \text{ kJ}$, donc $\eta = 669/1500 = 44,6\%$.

★ EXEMPLE — masse de CO_2 émise

La combustion de $1,0 \text{ mol}$ de méthane libère 812 kJ et produit $1,0 \text{ mol}$ de CO_2 , soit $m = 1,0 \times 44 = 44 \text{ g}$: l'émission vaut $44/0,812 = 54 \text{ g}\cdot\text{MJ}^{-1}$. Pour l'heptane ($E_r = -4490 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, 7 mol de CO_2) : $7 \times 44/4,49 = 69 \text{ g}\cdot\text{MJ}^{-1}$.

✗ PIÈGES

- Oublier d'ajuster l'équation, ou laisser des coefficients fractionnaires quand on demande les plus petits entiers.
- Inverser le signe : E_r est la somme des énergies des liaisons *rompues* moins celle des liaisons *formées* ; une combustion donne toujours $E_r < 0$.
- Confondre E_r (par mole, en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) et PC (par gramme, en $\text{kJ}\cdot\text{g}^{-1}$) : passer de l'une à l'autre exige la masse molaire.
- Utiliser les énergies de liaison sans préciser que toutes les espèces sont gazeuses : l'eau liquide libérerait davantage d'énergie.
- Croire qu'une combustion incomplète libère autant d'énergie : une partie reste stockée dans CO et dans les suies.