

Chapitre 9

Énergie stockée dans la matière organique

1. Combustions

1.1 - Combustibles usuels et effet thermique

Rappel

Un oxydant est une entité capable de capter un ou plusieurs électron(s).

Un réducteur est une entité capable de céder un ou plusieurs électron(s).

Le plus souvent, une combustion est une transformation chimique exothermique entre le dioxygène et une espèce chimique réductrice, appelée combustible.

Les réactions de combustion sont utilisées pour le chauffage, la cuisson des aliments, les transports (voitures, locomotives diesel, etc.), la production d'électricité (centrales thermiques), etc.

L'intérêt principal d'une combustion est d'utiliser l'énergie libérée lors de la transformation exothermique du combustible. L'énergie libérée $\mathcal{E}_{\text{libérée}}$ lors d'une combustion est proportionnelle à la masse m de combustible transformé.

Le pouvoir calorifique massique PC d'un combustible est la grandeur quotient :

$$PC = \frac{\mathcal{E}_{\text{libérée}}}{m}$$

Unités du Système international :

PC en joule par kilogramme ($J \cdot kg^{-1}$) ;

$\xi_{libérée}$ en joule (J) ;

m en kilogramme (kg).

Les réactions de combustion sont au cœur d'enjeux de société importants.

Des axes d'étude actuels, au niveau local, se développent autour des réactions de combustion, comme la valorisation de la biomasse, et s'inscrivent dans une perspective de développement durable.

1.2 - Écriture d'une réaction de combustion

Lors de la combustion complète d'un alcane ou d'un alcool, le combustible réagit avec le dioxygène gazeux pour former du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau sous forme gazeuse. Par convention, le nombre stœchiométrique écrit devant le combustible est égal à 1.

Remarque

Pour avoir un nombre stœchiométrique de 1 pour le combustible, il est parfois nécessaire d'utiliser des nombres non entiers pour ajuster une équation de réaction.

Une combustion est modélisée par une réaction d'oxydoréduction dont l'équation peut s'écrire à partir des couples oxydant-réducteur $O_2(g)/H_2O(g)$ et $CO_2(g)/\text{Combustible}$.

1.3 - Risques associés aux combustions

Une combustion est exothermique et présente donc des risques de brûlures, d'incendies et d'explosions.

Lorsque l'apport de dioxygène est insuffisant, la combustion est incomplète. Dans ce cas, du monoxyde de carbone (gaz asphyxiant, invisible et inodore) et du carbone solide sous forme de particules fines sont produits.

2. Énergie molaire de réaction

2.1 - Définition

L'énergie reçue $\mathcal{E}_{\text{reçue}}$ par un système lors d'une transformation chimique modélisée par la réaction R est proportionnelle à l'avancement x de la réaction.

L'énergie molaire de la réaction, notée $\mathcal{E}_{\text{m,R}}$, est la grandeur quotient :

$$\mathcal{E}_{\text{m,R}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{reçue}}}{x}$$

Unités du Système international :

$\mathcal{E}_{\text{m,R}}$ en joule par mole ($\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$) ;

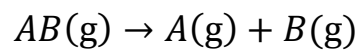
$\mathcal{E}_{\text{reçue}}$ en joule (J) ;

x en mole (mol).

2.2 - Énergie molaire de liaison

L'énergie molaire de liaison $\tilde{\epsilon}_{m,AB}$ entre deux atomes A et B liés dans une entité est l'énergie que doit recevoir une mole de AB en phase gazeuse afin de rompre la liaison AB . Les espèces A et B formées sont en phase gazeuse et chaque entité A et B garde avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus.

$\tilde{\epsilon}_{m,AB}$ correspond à l'énergie molaire de la réaction d'équation (R) :



2.3 - Estimation d'une énergie molaire de réaction

L'énergie molaire de réaction $\tilde{\epsilon}_{m,R} =$ (Somme des énergies molaires de liaison de toutes les liaisons présentes dans les entités des **réactifs**) – (Somme des énergies molaires de liaison de toutes les liaisons présentes dans les entités des **produits**).