

| Notions et contenus | Compétences exigibles |
|--|--|
| Modélisation macroscopique d'une transformation par une réaction chimique. Écriture symbolique d'une réaction chimique. Notion d'espèce spectatrice. Stœchiométrie, réactif limitant. Transformations chimiques endothermiques et exothermiques. | Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster. Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction. <i>Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.</i> Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, la combustion du carbone et du méthane, la corrosion d'un métal par un acide, l'action d'un acide sur le calcaire, l'action de l'acide chlorhydrique sur l'hydroxyde de sodium en solution. Suivre l'évolution d'une température pour déterminer le caractère endothermique ou exothermique d'une transformation chimique et étudier l'influence de la masse du réactif limitant. Capacité mathématique : utiliser la proportionnalité. |

1. Un peu d'histoire

Antoine Lavoisier (né Antoine Laurent de Lavoisier le 26 août 1743 à Paris et guillotiné le 8 mai 1794 à Paris) est un chimiste, philosophe et économiste français.

Il a énoncé la première version de la loi de conservation de la matière. Identifié et baptisé l'oxygène (1778), participé à la réforme de la nomenclature chimique...

Il est souvent fait référence à Lavoisier en tant que père de la chimie moderne.

Les expériences de Lavoisier sont parmi les premières expériences chimiques véritablement quantitatives jamais exécutées. Il a prouvé que, bien que la matière change d'état dans une réaction chimique, la quantité de matière reste identique du début jusqu'à la fin de la réaction. Il brûla du phosphore et du soufre dans l'air, et montra que les produits pesaient plus que les réactifs de départ. Néanmoins, la masse gagnée était perdue par l'air. Ces expériences ont été des preuves à la base de la loi de conservation de la matière. Lavoisier a aussi étudié la composition de l'eau, et il appelle ses composants « oxygène » et « hydrogène ».

La maxime « **Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme** » attribuée à Lavoisier, est inspirée du philosophe grec présocratique Anaxagore.

2. Modélisation d'une transformation chimique

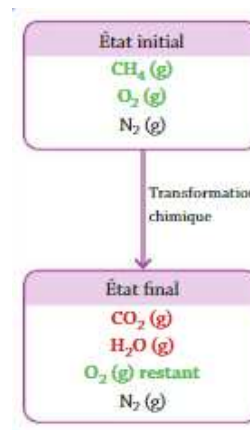
a) Transformation chimique

Une **transformation chimique** est le passage d'un système chimique d'un étatà un étatavec de nouvelles espèces chimiques.

Les **espèces chimiques** présentes dans l'état initial et qui réagissent sont appelées (en VERT) et celles qui ne réagissent pas sont appelées espèces (en NOIR).

Les nouvelles espèces chimiques qui se forment dans l'état final sont appelées (en ROUGE). (Code couleur voir schéma ci-dessous)

Exemple : La combustion complète du méthane dans le dioxygène de l'air.



b) Réaction chimique

Une **réaction chimique** une **transformation chimique** à l'échelle macroscopique, en précisant juste les **réactifs** et les **produits**.

c) Equation d'une réaction chimique

L'**équation d'une réaction chimique** est la symbolisation de cette réaction chimique.

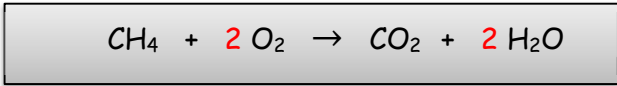
L'équation traduit la conservation de la et des
 Il faut donc procéder à un ajustement dans l'écriture de cette équation en plaçant des coefficients devant les formules des réactifs et des produits. Ces coefficients sont appelés **coefficients** et nous indiquent dans quelles proportions, les réactifs sont consommés et les produits sont formés.

Exemple : Ecriture de l'équation de la combustion complète du méthane dans le dioxygène.

On assure étape par étape la conservation de chaque élément chimique.

Conservation de :

| | |
|--|---|
| 1 ^{re} étape - l'élément carbone C : | $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ |
| | C : 1 C : 1 |
| 2 ^e étape - l'élément hydrogène H : | $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ |
| | H : 4 H : 2 x 2 = 4 |
| 3 ^e étape - l'élément oxygène O : | $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ |
| | O : 2 x 2 = 4 O : 2 + 2 x 1 = 4 |



d) Réactif limitant

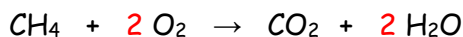
Lors d'une transformation chimique totale, le réactif qui est totalements'appelle le **réactif limitant**.

Sa quantité dans l'état final est donc et les autres réactifs sont dits en excès.

Si tous les réactifs sont entièrement consommés, c'est qu'ils ont été introduits dans les proportions stoechiométriques. Le mélange initial est alors dit stoechiométrique.

Méthode pour déterminer le réactif limitant :

Reprenons l'exemple du méthane qui réagit avec le dioxygène :



D'après les coefficients stoechiométriques, ... mol de méthane réagit avec ... mol de dioxygène.

Si on a $n(\text{CH}_4)_i = 2$ mol et $n(\text{O}_2)_i = 4$ mol, les réactifs sont alors dans les proportions stœchiométriques et les deux seront totalement consommés.

Soit $n(\text{CH}_4)_i = 2$ mol et $n(\text{O}_2)_i = 3$ mol, pour respecter les proportions de l'équation il faudrait 4 mol de dioxygène, donc le dioxygène est le réactif limitant et le méthane le réactif en excès.

Si on a $n(\text{CH}_4)_i = 2$ mol et $n(\text{O}_2)_i = 6$ mol, alors pour les mêmes raisons, le dioxygène est le réactif en excès et le méthane est le réactif limitant.

Remarque : Le plus souvent la combustion du méthane se fait dans le dioxygène de l'air et dans ce cas, le dioxygène est alors en excès et le méthane le réactif limitant.

Méthode : - Etablir dans quelles proportions les réactifs réagissent (coefficients stoechiométriques) : 1 mol de méthane réagit avec 2 mol de dioxygène donc

les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques si : $\frac{n(\text{CH}_4)_i}{1} = \frac{n(\text{O}_2)_i}{2}$

- Comparer les quantités initiales (n_i) aux proportions nécessaires pour respecter la stœchiométrie, conclure.

- Reprenons la 1ère situation : $n(\text{CH}_4)_i = 2$ mol et $n(\text{O}_2)_i = 4$ mol

$\frac{n(\text{CH}_4)_i}{1} = \frac{n(\text{O}_2)_i}{2}$, les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques.

- Reprenons la 2nde situation : $n(\text{CH}_4)_i = 2$ mol et $n(\text{O}_2)_i = 3$ mol

$\frac{n(\text{CH}_4)_i}{1} < \frac{n(\text{O}_2)_i}{2}$, le dioxygène O_2 est le réactif limitant.

- Reprenons la 3ème situation : $n(\text{CH}_4)_i = 2$ mol et $n(\text{O}_2)_i = 6$ mol

$\frac{n(\text{CH}_4)_i}{1} > \frac{n(\text{O}_2)_i}{2}$, le méthane CH_4 est le réactif limitant.

Lors de transformations chimiques, des échanges d'énergie thermique (chaleur) peuvent avoir lieu entre le système chimique et l'extérieur.

Une transformation est **exothermique** si le système libère de l'énergie thermique (chaleur) vers l'extérieur (T_{ext}). Pour le système chimique ($Q < 0$).

Une transformation chimique est **endothermique** si le système chimique absorbe de l'énergie thermique (chaleur) de l'extérieur (T_{ext}). Pour le système chimique ($Q > 0$).

Exemple : la combustion du méthane dans le dioxygène est une réaction exothermique.