1. Énergie molaire et réactions chimiques

1.1 Prérequis

Ce cours nécessite une bonne compréhension des notions de base de la chimie acquises en seconde et en première, notamment :

- La **masse molaire** et le calcul de la quantité de matière ($n = \frac{m}{M}$).
- Les **équations chimiques** et l'équilibrage des réactions.
- Les **coefficients stœchiométriques** et leur interprétation en termes de quantités de matière.
- La notion de **réaction chimique** et de **transformation chimique**.

Ce chapitre s'inscrit dans la continuité des chapitres sur la structure de la matière et les réactions chimiques. Il permet d'approfondir l'aspect quantitatif des réactions chimiques en introduisant la notion d'énergie molaire.

1.2 Introduction à l'énergie molaire de réaction

1.2.1 Définition de l'énergie molaire de réaction

Une **réaction chimique** est souvent accompagnée d'un échange d'énergie avec le milieu extérieur. Cette énergie peut être sous forme de **chaleur**, ce que l'on appelle alors une **réaction exothermique** (énergie libérée) ou **endothermique** (énergie absorbée). L'**énergie molaire de réaction**, notée $\Delta_r H$, représente la quantité d'énergie échangée lors d'une réaction chimique **par mole de réaction**. Elle s'exprime en joules par mole (J/mol) ou en kilojoules par mole (kJ/mol).

Exemples : *Combustion du méthane : $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$ $\Delta_r H = -890 \, \text{kJ/mol}$ (réaction exothermique)* Décomposition de l'eau : $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$ $\Delta_r H = +572 \, \text{kJ/mol}$ (réaction endothermique)

1.2.2 Calcul expérimental de l'énergie molaire de réaction

L'énergie molaire de réaction peut être déterminée expérimentalement en utilisant un **calorimètre**. Ce dispositif permet de mesurer la quantité de chaleur échangée lors d'une réaction.

Exemple : Calcul de l'énergie molaire de combustion du méthanol (CH_3OH)

On brûle une masse de méthanol dans un calorimètre. La température de l'eau du calorimètre augmente de $\Delta T = 5,0^\circ C$. Données :

- Masse d’eau : $m_e = 200 \, \text{g}$
- Capacité thermique massique de l’eau : $c = 4{,}18 \, \text{J.g}^{-1}.^\circ\text{C}^{-1}$
- Masse de méthanol brûlée : $m_m = 0{,}50 \, \text{g}$
- Masse molaire du méthanol : $M_m = 32{,}0 \, \text{g/mol}$

Calculs :

$Q = m_e \cdot c \cdot \Delta T = 200 \times 4{,}18 \times 5{,}0 = 4180 \, \text{J} = 4{,}18 \, \text{kJ}$ (Réaction exothermique) $\Rightarrow \Delta H = -4{,}18 \, \text{kJ}$

$n_m = \frac{m_m}{M_m} = \frac{0{,}50}{32{,}0} \approx 0{,}0156 \, \text{mol}$ $\Delta_r H = \frac{\Delta H}{n_m} = \frac{-4{,}18}{0{,}0156} \approx -268 \, \text{kJ/mol}$

2. Équations de réaction de combustion

2.1 Définition

Une **réaction de combustion** est une réaction chimique **exothermique** entre un **combustible** (souvent une molécule organique) et un **comburant** (généralement le dioxygène, O_2). Elle produit du **dioxyde de carbone** (CO_2), de l'**eau** (H_2O), et de la **chaleur**.

2.2 Méthode d’écriture

Pour écrire une équation de combustion, il faut :

```
1. Identifier les réactifs : combustible + dioxygène ($O_2$)
2. Identifier les produits : $CO_2$, $H_2O$ (et parfois $CO$ ou $C$ en cas de combustion incomplète)
3. Équilibrer l’équation chimique avec des coefficients stœchiométriques.
```

Exemple : Combustion du propane (C_3H_8) $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$

3. Pouvoir calorifique d’un combustible

3.1 Définition

Le **pouvoir calorifique** (PCI) est l’énergie libérée par la combustion **complète** d’une unité de masse (en général 1 kg) d’un combustible. Il s’exprime en **kJ/kg**.

Il est relié à l’énergie molaire de réaction par l’approximation suivante :

$$PCI \approx \frac{\Delta_r H}{M} \times 10^3$$

Où :

- PCI : pouvoir calorifique inférieur en kJ/kg

- $\Delta_r H$: énergie molaire de réaction en kJ/mol
- M : masse molaire en g/mol

Un **combustible performant** a un **fort pouvoir calorifique**.

4. Détermination expérimentale du PCI

4.1 Principe de la méthode calorimétrique

On utilise un calorimètre (ex. bombe calorimétrique) pour mesurer la **variation de température** de l'eau après combustion d'une **masse connue** du combustible.

4.2 Protocole

```
1. Peser une masse $m_c$ de combustible.
2. Placer le combustible dans la bombe calorimétrique.
3. Ajouter une masse d'eau $m_e$ connue.
4. Mesurer la température initiale $T_i$.
5. Enflammer le combustible.
6. Mesurer la température finale $T_f$.
7. Calculer $\Delta T = T_f - T_i$.
```

4.3 Calculs

$Q = m_e \cdot c \cdot \Delta T$ ($c = 4{,}18 \, \text{J.g}^{-1}.^\circ\text{C}^{-1}$)

$PCI = \frac{Q}{m_c}$

Exemple :

- $m_c = 0{,}5 \, \text{g}$
- $m_e = 200 \, \text{g}$
- $\Delta T = 10^\circ C$

$Q = 200 \times 4{,}18 \times 10 = 8360 \, \text{J} = 8{,}36 \, \text{kJ}$ $PCI = \frac{8{,}36 \, \text{kJ}}{0{,}5 \, \text{g}} = 16720 \, \text{kJ/kg}$

5. Résumé

- **Énergie molaire de réaction** ($\Delta_r H$) : énergie échangée par mole (J/mol ou kJ/mol) — négative si exothermique, positive si endothermique.
- **Réaction de combustion** : exothermique, entre combustible et O_2, produisant CO_2,

H_2O et chaleur.

- **Pouvoir calorifique (PCI)** : énergie libérée par 1 kg de combustible. Approximation :

$$PCI \approx \frac{\Delta_r H}{M} \times 10^3$$

- **Chapitre 1** : Définition et détermination expérimentale de $\Delta_r H$.
- **Chapitre 2** : Écriture et équilibrage des réactions de combustion.
- **Chapitre 3** : Définition et usage du PCI.
- **Chapitre 4** : Méthode calorimétrique de détermination du PCI.

From:
https://www.wikiprof.fr/ - **wikiprof.fr**

Permanent link:
https://www.wikiprof.fr/doku.php?id=cours:lycee:generale:premiere_generale:physique_chimie:energie_molaire_et_reactions_chimiques&rev=1749558378

Last update: **2026/08/15 12:55**