

# Compte rendu : Travaux pratiques thermochimie

Igor et Antoine

2 février 2022

## Table des matières

<b>1 Terminologie</b>	<b>2</b>
<b>2 Vérification de la loi de Hess</b>	<b>2</b>
2.1 Mesures . . . . .	2
2.1.1 Première réaction . . . . .	2
2.1.2 Deuxième réaction . . . . .	2
2.1.3 Troisième réaction . . . . .	3
2.2 Calculs . . . . .	3
2.2.1 Première réaction . . . . .	3
2.2.2 Deuxième réaction . . . . .	3
2.2.3 Troisième réaction . . . . .	3
2.3 Analyse des données . . . . .	3
2.4 Conclusion . . . . .	4
<b>3 Déterminer la température de combustion du magnésium</b>	<b>4</b>
3.1 Lien entre les réactions . . . . .	4
3.2 Mesures . . . . .	5
3.2.1 Première réaction ( $x_1$ ) . . . . .	5
3.2.2 Deuxième réaction ( $x_2$ ) . . . . .	5
3.3 Calculs . . . . .	5

3.3.1	Première réaction ( $x_1$ ) . . . . .	5
3.3.2	Seconde réaction ( $x_2$ ) . . . . .	5
3.4	Analyse des données . . . . .	5

## 1 Terminologie

$Q$  : La quantité de chaleur (en  $kJ$ ) dégagée par la réaction faite en classe.

$x$  : La quantité de chaleur dégagée par la réaction pour une mole du réactif.

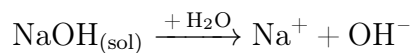
## 2 Vérification de la loi de Hess

### 2.1 Mesures

Les mesures suivantes sont prises du groupe Camille/Dune car notre équipe n'en a pas.

#### 2.1.1 Première réaction

Rappel de la réaction :



Masse  $\text{H}_2\text{O}$  : 0.1003 kg

Masse  $\text{NaOH}$  : 0.00212 kg

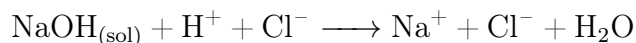
Température initiale  $\text{H}_2\text{O}$  ( $T_i$ ) : 23°C

Température finale ( $T_f$ ) : 27°C

Différence de température ( $\Delta T$ ) : 4°C

#### 2.1.2 Deuxième réaction

Rappel de la réaction :



Masse  $\text{H}_2\text{O}$  : 0.10377 kg

Masse  $\text{NaOH}$  : 0.00202 kg

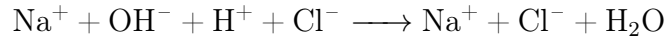
Température initiale  $\text{HCl}$  ( $T_i$ ) : 23°C

Température finale ( $T_f$ ) : 32°C

Différence de température ( $\Delta T$ ) : 9°C

### 2.1.3 Troisième réaction

Rappel de la réaction :



Masse HCL : 0.10038 kg

Quantité de NaOH : 0.05 mol

Température initiale HCl ( $T_i$ ) : 23°C

Température finale ( $T_f$ ) : 29°C

Différence de température ( $\Delta T$ ) : 6°C

## 2.2 Calculs

### 2.2.1 Première réaction

$$Q \approx 4.18 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1} \cdot 100.3g \cdot 4^\circ C \approx 1677.02 J$$

$$\Delta H = x_1 \approx -1677 J \cdot \frac{40g}{mol} \cdot \frac{1}{2.12g} \cdot 0.001 \approx -31.64 kJ \cdot mol^{-1}$$

### 2.2.2 Deuxième réaction

$$Q \approx 4.18 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1} \cdot 103.77g \cdot 9^\circ C \approx 3903.83 J$$

$$\Delta H = x_2 \approx -3903.83 J \cdot \frac{40g}{mol} \cdot \frac{1}{2.02g} \cdot 0.001 \approx -77.29 kJ \cdot mol^{-1}$$

### 2.2.3 Troisième réaction

$$Q \approx 4.18 J \cdot g^{-1} \cdot ^\circ C^{-1} \cdot 100.38g \cdot 6^\circ C \approx 2517.53 J$$

$$\Delta H = x_3 \approx \frac{-2517.53 J}{0.05 mol} \cdot 0.001 \approx -50.35 kJ \cdot mol^{-1}$$

## 2.3 Analyse des données

Selon la loi de *Hess*, l'enthalpie est une fonction d'état. Sa variation ne dépend que de la différence entre l'état initial et final.

Ainsi, l'énergie libérée par la deuxième réaction correspond à la somme des énergies libérées par les deux autres. Relation qu'on peut exprimer avec l'équation suivante :

$$x_1 + x_3 = x_2$$

Pour vérifier la relation, insérons nos valeurs :

$$\begin{aligned} (-50.35kJ) + (-31.64kJ) &\stackrel{?}{=} (-77.29kJ) \\ (-50.35kJ) + (-31.64kJ) &= -81.99kJ \\ -81.99kJ &\approx -77.29kJ \end{aligned}$$

Les valeurs ne concordent pas parfaitement, mais cette imprécision de 6% reflète sûrement l'imprécision de l'expérience.

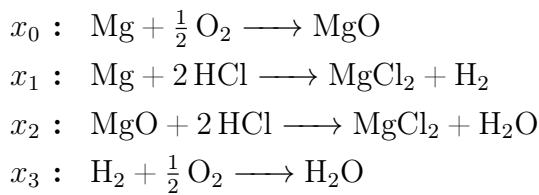
## 2.4 Conclusion

En prenant en compte la précision de nos mesures, ces 6% d'erreurs tendent plutôt à vérifier la loi de Hess qu'à l'invalider.

# 3 Déterminer la température de combustion du magnésium

## 3.1 Lien entre les réactions

Les quatres réactions :



Le lien entre les réactions (schémas en dernière page) :

$$x_0 + x_2 = x_1 + x_3$$

Toutefois, nous cherchons la chaleur dégagée par la combustion du magnésium, soit  $x_0$ , donc on peut transformer l'équation en :

$$x_0 = x_1 - x_2 + x_3$$

## 3.2 Mesures

### 3.2.1 Première réaction ( $x_1$ )

Masse Mg : 0.0005 kg  
Masse HCl  $1\text{mol.L}^{-1}$  : 0.04593 kg  
Température initiale ( $T_i$ ) :  $23^\circ\text{C}$   
Température finale ( $T_f$ ) :  $52.5^\circ\text{C}$   
Différence de température ( $\Delta T$ ) :  $29.5^\circ\text{C}$

### 3.2.2 Deuxième réaction ( $x_2$ )

Masse MgO : 0.001 kg  
Masse HCl  $1\text{mol.L}^{-1}$  : 0.06 kg  
Température initiale ( $T_i$ ) :  $21.2^\circ\text{C}$   
Température finale ( $T_f$ ) :  $27^\circ\text{C}$   
Différence de température ( $\Delta T$ ) :  $5.8^\circ\text{C}$

## 3.3 Calculs

### 3.3.1 Première réaction ( $x_1$ )

$$Q \approx 4.18\text{J.g}^{-1}.\text{C}^{-1} \cdot 29.5^\circ\text{C} \cdot 45.93\text{g} \approx 5663.63\text{J}$$
$$\Delta H = x_1 \approx -5663.63\text{J} \cdot \frac{24\text{g}}{0.5\text{g.mol}} \cdot 0.001 \approx -271.85\text{kJ.mol}^{-1}$$

### 3.3.2 Seconde réaction ( $x_2$ )

$$Q \approx 4.18\text{J.g}^{-1}.\text{C}^{-1} \cdot 5.8^\circ\text{C} \cdot 60\text{g} \approx 1454.64\text{J}$$
$$\Delta H = x_2 \approx -1454.64\text{J} \cdot \frac{40\text{g}}{1\text{g.mol}} \cdot 0.001 \approx -58.19\text{kJ.mol}^{-1}$$

## 3.4 Analyse des données

Comme vu dans la section "Lien entre les réactions", pour trouver  $x_0$ , nous pouvons utiliser l'équation :

$$x_0 = x_1 - x_2 + x_3$$

$x_3$  nous a été donné ( $-285.8 \text{ kJ.mol}^{-1}$  de  $\text{H}_2\text{O}$ ) et nous avons calculé sur base de nos expériences  $x_1$  et  $x_2$ . Nous pouvons donc remplir l'équation.

$$x_0 \approx (-271.85 \text{ kJ.mol}^{-1}) - (-58.19 \text{ kJ.mol}^{-1}) + (-285.8 \text{ kJ.mol}^{-1}) \approx -499.46 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

En ligne, nous avons trouver des chiffres très différents. Par exemple, la source [1] indique que  $x_0 = -601.8 \text{ kJ.mol}^{-1}$ , soit une différence de plus de 20%.

Quelque sources de cette erreur :

- Les récipients n'étaient pas tout à fait propres.
- Le calorimètre à du être réchauffé avec la solution, énergie perdue qui n'a pas été pris en compte dans nos calculs.
- Les mesures du thermomètres étaient imprécises.
- La réaction n'était pas tout à fait finie quand on a pris la température finale de la deuxième réaction.

## Références

[1] BAMChem, Heat of Combustion of Magnesium Hess' Law lab, Youtube.