



## Lycée Charles Coëffin — Sciences physique

### Fiche de travaux pratiques — CPGE TSI2

TP 8 : Mesure d'enthalpie de dissolution par calorimétrie

Durée : 2 h

#### Objectifs

- Déterminer une enthalpie standard de réaction.

**Pré-requis :** premier principe de la thermodynamique ; enthalpie d'un système ; transformation chimique d'un système, modélisation d'une transformation par une réaction chimique, équation de réaction ; réaction de dissolution ou de précipitation, constante de solubilité.

#### Matériel

Équipement	Spécifications / Remarques	Quantité
Calorimètre		1
Sonde de température et multimètre		1
Balance de précision	À employer avec précaution et à nettoyer après chaque usage.	1
Coupelle de pesée		
Chlorure de calcium $\text{CaCl}_{2(s)}$	Toxique, irritant, sensibilisant, narcotique.	
Chlorure de sodium $\text{NaCl}_{(s)}$		
Nitrate de potassium $\text{KNO}_{3(s)}$	Comburant.	
Hydroxyde de sodium $\text{NaOH}_{(s)}$	Corrosif et danger pour l'environnement.	

#### Sécurité

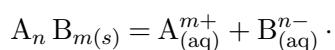
- Utiliser les éléments de protection personnelles (blouse, gants et lunettes).

## Introduction

On se propose dans cette manipulation de déterminer des enthalpies de réaction (dissolution) par calorimétrie, en mesurant la variation de la température au cours de la réaction.

### 1 Enthalpie molaire de dissolution

Considérons un cristal ionique  $\text{A}_n \text{B}_m$  qui est solide à l'état pur et à température ambiante. Il se dissocie en deux ions  $\text{A}^{m+}$  et  $\text{B}^{n-}$  une fois en solution aqueuse suivant l'équilibre :



L'enthalpie molaire de dissolution de ce cristal ionique à une température donnée est l'enthalpie de réaction  $\Delta H_r$ , à cette température, de la réaction décrite par l'équation précédente.

## 2 Partie expérimentale

### 2.1 Détermination de la capacité thermique d'un calorimètre

*Protocole expérimental :*

- On utilisera 20 g d'eau froide  $m_{ef}$  et 30 g d'eau chaude  $m_{ec}$ . Compte tenu du domaine de température du thermomètre, l'eau froide sera prise à température ambiante et l'eau chaude sera portée au maximum à 50 °C.
- Introduire 20 g d'eau froide dans le calorimètre, mesurer la température  $T_{ef}$  avec précision.
- Introduire 30 g d'eau chaude dans le calorimètre, mesurer la température de l'eau chaude  $T_{ec}$  lors de l'introduction dans le calorimètre.
- Après une dizaine de minutes, noter la température d'équilibre  $T_{eq}$ .
- Rincer et passer le calorimètre sous un courant d'eau froide afin de le remettre à la température ambiante.

#### Procédure

1. Pour calculer la capacité calorifique du calorimètre, on utilise l'équation calorimétrique suivante :

$$m_{ef}c_{eau}(T_{eq} - T_{ef}) + m_{ec}c_{eau}(T_{eq} - T_{ec}) + C'(T_{eq} - T_{ef}) = 0.$$

2. **Justifier** l'équation calorimétrique précédente.
3. **En déduire** la capacité calorifique  $C'$  du calorimètre lors des deux déterminations.

### 2.2 Détermination de l'enthalpie de dissolution par calorimétrie

*Protocole expérimental :*

- Introduire une masse d'eau  $m_{eau}$  voisine de 50 g. Pesaer avec exactitude cette masse.
- Fermer le calorimètre et relever la température initiale  $T_{ef}$  de l'eau dans le calorimètre.
- Ajouter une masse  $m_{sel}$  de sel, voisine de 5 g pesée avec exactitude (pour cela peser la coupelle de pesée vide, puis la peser à nouveau après avoir introduit le solide dans le calorimètre).
- Agiter pour solubiliser cette masse dans l'eau.
- Mesurer la température finale d'équilibre  $T_{eq}$ .

#### Procédure

4. Écrire l'équation calorimétrique pour la dissolution d'un cristal. Pour cela, calculer la quantité de chaleur échangée par l'eau, la quantité de chaleur échangée par le calorimètre et celle échangée par le cristal ionique en admettant que la capacité thermique de la solution finale peut être assimilée à celle de l'eau pure.
5. En déduire l'enthalpie de la réaction de dissolution ( $\Delta_r H$ ) des différents composés ioniques.

On supposera que la réaction de dissociation est une réaction totale.

6. À partir des enthalpies de formation tabulées, calculer les enthalpies de dissolution attendues pour chaque expérience menée en utilisant la loi de Hess.
7. Regrouper les résultats dans le tableau ci-dessous.

	CaCl <sub>2</sub>	NaCl	KNO <sub>3</sub>	NaOH
$m_{eau}$ (g)				
$T_{ef}$ (°C)				
$m_{sel}$ (g)				
$M_{sel}$ (g · mol <sup>-1</sup> )				
$n_{sel}$ (mol)				
$T_{eq}$ (°C)				
$Q_{diss}$ (kJ)				
$\Delta_r H_{diss}$ (kJ · mol <sup>-1</sup> )				
$\Delta_r H_{diss}^{calc}$ (kJ · mol <sup>-1</sup> )				

8. Discuter des valeurs obtenues et de leur signe. Comparer les valeurs expérimentales aux données calculées.
9. Déterminer pour quel type de poche pourrait être utilisé les sels étudiés : compresses de froid ou de chaud.

### Grille d'évaluation

Critères	Points
Présentation (propreté, orthographe, schéma)	4
Rigueur (résultats calculatoires, utilisations de lois et de théorèmes, ...)	6
Interprétation et validation	4
Implication (nombres de questions traitées)	6

### Annexes

#### Données

- Capacité calorifique massique de l'eau  $c_{eau} = 4,18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .
- Enthalpie de formation en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et masse molaire en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  :

	Ca <sup>2+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	OH <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CaCl <sub>2</sub>	NaCl	KNO <sub>3</sub>	NaOH
$\Delta_f H^\circ$	-543	-252	-240	-167	-230	-207	-795	-411	-495	-426
$M$							111	58	101	40