

TP5 : Thermochimie

MP 2026-2027, Lycée Baimbridge

29 septembre 2026

Matériel

Chlorure d'ammonium NH_4Cl (s), solution de sulfate de cuivre à 0.1 mol/L, zinc, calorimètre avec b cher adapté, agitateur magnétique, éprouvette graduée de 100 mL, balance de précision, thermomètre, b cher de 250 mL.

Données de sécurité

Port de la blouse obligatoire.

Chlorure d'ammonium : H302 (toxicité aiguë en cas d'ingestion) ; H319 (irritation des yeux).

Sulfate de cuivre : H302 (nocif en cas d'ingestion) ; H315 (provoque une irritation cutanée) ; H319 (provoque une sévère irritation des yeux) ; H410 (très toxique pour les organismes aquatiques, entraîne des effets néfastes à long terme).

Objectif

On souhaite montrer dans ce TP qu'une réaction chimique peut libérer de l'énergie thermique, et mesurer cette quantité à travers ce que l'on appelle l'enthalpie de réaction. Nous allons également utiliser cette propriété pour réaliser un suivi cinétique par calorimétrie.

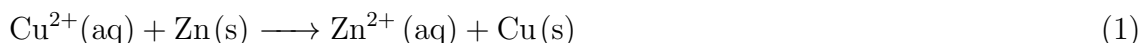
Compétences  valu es

- Faire des mesures de calorimétrie
- Choisir la quantité de réactifs pour une réaction chimique
-  valuer rigoureusement des incertitudes de mesure
- Déterminer une enthalpie standard de réaction
- Vérifier une loi de vitesse

Consignes pour le compte rendu de TP :

- Décrire le protocole expérimental utilisé
- Utiliser un maximum de schémas
- Répondre aux questions à l'aide des numéros
- Apporter un soin particulier aux chiffres significatifs et au traitement des incertitudes
- Si la question n'est pas aboutie, indiquer tout de même ce que vous avez fait, vos mesures, et ce que vous auriez fait si vous aviez eu plus de temps
- Ne pas y passer trop de temps, vous êtes avant tout là pour manipuler !

Dans ce TP, nous allons montrer que les réactions chimiques peuvent consommer ou libérer de l'énergie thermique et définir ce que l'on appelle l'enthalpie standard de réaction. Nous étudierons la réaction de dissolution du chlorure d'ammonium, ainsi que la réaction d'oxydoréduction entre le zinc solide et les ions cuivre (II) :



1 Masse en eau du calorimètre

Lorsqu'une transformation se produit dans le calorimètre, une partie de l'énergie thermique libérée va être cédée au calorimètre, qui va voir sa température augmenter proportionnellement à sa capacité thermique. Il est donc nécessaire d'estimer sa capacité thermique, ce que nous ferons sous forme d'une masse équivalente en eau conformément aux habitudes en calorimétrie : par définition,

$$C_{\text{erlen}} = \mu c_{\text{eau}} \quad (2)$$

où C_{erlen} est la capacité thermique de l'erlenmeyer qui nous sert de calorimètre, μ la masse en eau du calorimètre, et c_{eau} la capacité thermique massique de l'eau.

On utilisera pour cela la méthode dite des mélanges, en négligeant les transferts thermiques avec l'extérieur.

Méthode des mélanges

- Introduire dans le calorimètre une masse d'eau m_1 voisine de 150 g pesée précisément.
- Relever la température T_1 une fois l'équilibre thermique établi.
- Faire chauffer une masse d'eau m_2 voisine de 150 g pesée précisément. Noter sa température T_2 une fois chauffée.
- Introduire la masse m_2 d'eau dans le calorimètre.
- Attendre que l'équilibre thermique s'établisse et relever la température T_3 .

□ **1** — Procéder à un bilan enthalpique pour exprimer la masse équivalente en eau μ en fonction des différentes masses et températures.

□ **2** — Réaliser l'expérience et déterminer μ ainsi que son incertitude.

2 Mesure d'une enthalpie de dissolution

□ **3** — Écrire la réaction de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.

Protocole

- À l'aide d'une éprouvette graduée, introduire un volume $V_0 = 100 \text{ mL}$ d'eau dans le calorimètre. Il en résulte une masse d'eau d'environ 100 g. Relever la valeur précise de cette masse notée m_{eau} .
- Attendre quelques instants que la température de l'eau dans le calorimètre se stabilise. Relever alors la température T_i .
- Peser une masse d'environ 10 g de chlorure d'ammonium $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$. Relever la valeur précise de cette masse notée $m_{\text{NH}_4\text{Cl}}$.
- L'introduire dans le calorimètre tout en agitant continuellement pour le dissoudre. Noter la température T_f .

□ 4 — Mettre en œuvre le protocole. La température T_f est-elle la même que T_i ? Comment interprétez-vous ce phénomène? On dit que la réaction est endothermique (elle consomme de l'énergie thermique).

Pour quantifier ce phénomène, on définit l'enthalpie de dissolution $\Delta_{\text{diss}}H$ d'un composé chimique comme la variation d'enthalpie du système produite par la dissolution d'une mole de ce composé. Elle se mesure en kJ/mol.

□ 5 — Quelles hypothèses peut-on faire, qui impliquent que l'enthalpie du système {eau + chlorure d'ammonium + calorimètre} est constante?

□ 6 — En déduire que sous ces hypothèses :

$$0 = c_{\text{eau}}(m_{\text{eau}} + \mu)(T_f - T_i) + \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{M_{\text{NH}_4\text{Cl}}} \Delta_{\text{diss}}H^\circ \quad (3)$$

□ 7 — Déterminer l'enthalpie de dissolution $\Delta_{\text{diss}}H^\circ$. La valeur tabulée est de 15.2 kJ/mol. Commenter.

3 Suivi cinétique par calorimétrie

Nous allons maintenant étudier la réaction entre les ions cuivre (II) et le zinc métallique, et utiliser ses propriétés thermodynamiques pour réaliser un suivi cinétique de la réaction. On définit de la même manière la quantité $\Delta_r H^\circ$ comme la variation d'enthalpie du système lorsque la réaction se produit, pour 1 mol d'avancement. Elle se mesure en kJ/mol.

□ 8 — Placer dans le bécher du calorimètre environ 100 mL de solution de sulfate de cuivre (à peser précisément). Ajouter un agitateur magnétique et un thermomètre, attendre que la température se stabilise.

□ 9 — A $t = 0$, lancer un chronomètre et ajouter environ 3 g de zinc solide. Quel réactif est en excès?

□ **10** — Mesurer la température en fonction du temps pendant environ 20 minutes. Que constatez-vous ? On dit que la réaction est exothermique : elle libère de l'énergie thermique.

□ **11** — Observer également l'évolution de la couleur de la solution et de l'aspect des métaux solides ; expliquer vos observations. Aurait-on pu faire le suivi cinétique par spectrophotométrie ? Pourquoi ?

□ **12** — A partir de vos mesures, proposer une loi de vitesse pour la réaction. Déterminer la constante de vitesse.

□ **13** — En détaillant la méthode et les hypothèses réalisées, déterminer la valeur de l'enthalpie de réaction, c'est-à-dire la variation d'enthalpie causée par la réaction chimique pour une mole d'avancement. Comparer à la valeur tabulée de -218.6 kJ/mol .

Données

Capacités thermiques massiques :

- Eau liquide $c_{eau} = 4180 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$
- Cuivre $c_{Cu} = 385 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$
- Zinc $c_{Zn} = 380 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$

Masses molaires :

- Cuivre $M_{Cu} = 63.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Zinc $M_{Zn} = 65.4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Chlorure d'ammonium $M_{NH_4Cl} = 53.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$