كلية العلوم التطبيقية بتازة
ⵜⴰⵖⵉⵡⴰⵏⵜ ⵏ ⵜⵎⴰⵙⵙⴰⵏⵉⵏ ⵜⵓⵙⵏⵉⵙⵉⵏ ⴳ ⵜⴰⵣⴰ
Faculté des Sciences Appliquées de Taza

جامعة سيدي محمد بن عبد الله بفاس
ⵜⴰⵙⴷⵡⵉⵜ ⵙⵉⴷⵉ ⵎⵓⵃⵎⵎⴰⴷ ⴱⵏ ⵄⴱⴷⵍⵍⴰⵀ ⵏ ⴼⴰⵙ
Université Sidi Mohamed Ben Abdellah de Fès

Département de Chimie

Filière : Tronc Commun National Physique

- Chimie Semestre 1

TRAVAUX PRATIQUES DE THERMOCHIMIE

« Détermination expérimentale d'une enthalpie de réaction »

Année universitaire

2026-2027

Consignes et mesures de sécurité

Avant d'aborder les différentes techniques expérimentales mises en œuvre lors des travaux pratiques de chimie, il est nécessaire d'apprendre les mesures de sécurité élémentaires à respecter lors de toute manipulation. La sécurité au laboratoire est un problème de tous les instants. Le chimiste (étudiant) doit être conscient du danger éventuel de chacun de ses gestes, pour lui, pour l'ensemble du laboratoire et pour l'environnement.

Les travaux pratiques font l'objet d'un contrôle continu et donnent lieu à une note. Cette note est délivrée au vu d'un rapport qui doit être remis à la fin de la séance du T.P.
Dans cette note interviendra :
- La façon de travailler.
- L'entretien du matériel mis à votre disposition.
- La rédaction du compte rendu sur la manipulation.

Notez bien que :

- La présence de chaque étudiant à toutes les séances est obligatoire. La première absence, si elle est justifiée, pourra être rattrapée.
- Toute absence non justifiée sera systématiquement sanctionnée par une note nulle.
- La justification de l'absence se fera auprès du responsable du T.P. par présentation dans 48 heures d'un certificat médical en cas de maladie, accompagné d'une lettre explicative mentionnant le nom et le prénom de l'étudiant, sa section et son numéro de groupe du T.P., son numéro de binôme et la manipulation non effectuée.
- Il ne sera accepté aucun changement de binôme ou de groupe.
- Pour la sécurité de l'étudiant le port de la blouse est obligatoire en salle de TP. Les étudiants n'ayant pas de blouse seront renvoyés par l'enseignant.
- Les étudiants doivent ramener le polycopié de TP de chimie à chaque séance de TP.
- Les étudiants doivent remettre un compte rendu pour chaque TP. Une note de zéro sera attribuée pour les étudiants qui ne remettront pas leurs comptes rendus

TP 1

Détermination expérimentale d'une enthalpie de dissolution

I. Partie théorique

I.1. Généralités

Les réactions chimiques (système thermodynamique) s'effectuent soit avec dégagement soit avec absorption de chaleur : les premières s'appellent exothermiques, les secondes endothermiques. La quantité de chaleur dégagée (ou absorbée) est appelée effet thermique de la réaction. S'il s'agit d'une chaleur dégagée, par convention, sa valeur est négative, par contre, s'il s'agit d'une chaleur absorbée, sa valeur est positive.

Si un corps chaud, de température T_1, est en contact avec un corps froid, de température T_2, on obtient à l'équilibre thermique une température T des deux corps telle que : $T_2 < T < T_1$. On déduit qu'il y a transfert de la chaleur du corps chaud vers le corps froid.

Mélangeons une masse m_1 d'un liquide, à une température T_1, et une autre masse m_2 du même liquide, à une température T_2. Si la température à l'équilibre est T, on aura :

$$m_1(T_1 - T) = m_2(T - T_2)$$

La quantité de chaleur échangée est proportionnelle à la masse et à la variation de température. Cette relation ne s'applique pas si on mélange deux liquides différents : la nature du liquide intervient. Il existe donc un coefficient C caractéristique de la substance et qui influe sur la chaleur échangée.

$$Q = m.C.\Delta T$$

Q : chaleur échangée (kJ)

m : masse du corps (kg)

ΔT : variation de température

On voit que le coefficient $C = \frac{Q}{m.\Delta T}$ n'est autre que la chaleur par degré et par unité de masse, c'est la chaleur massique (ou la chaleur spécifique), son unité est $kJ.Kg^{-1},°C^{-1}$ dans le système international (SI).

On utilise souvent la $kcalorie.kg^{-1}.°C^{-1}$. On pose : $c=1kcal.\ kg^{-1}.°C^{-1}$, soit 4,185 $kJ.kg^{-1}.°C^{-1}$ pour l'eau liquide à 25 °C sous une atmosphère.

I.2. Calorimètre adiabatique

La calorimétrie est la mesure des transferts thermiques. Elle s'effectue dans des enceintes appelées *calorimètres*. Le calorimètre est un instrument thermiquement isolé, utilisé

pour mesurer la quantité de chaleur fournie ou reçue par un corps. Le système n'échange pas de chaleur avec le milieu extérieur (système adiabatique : Σ Qi=0).

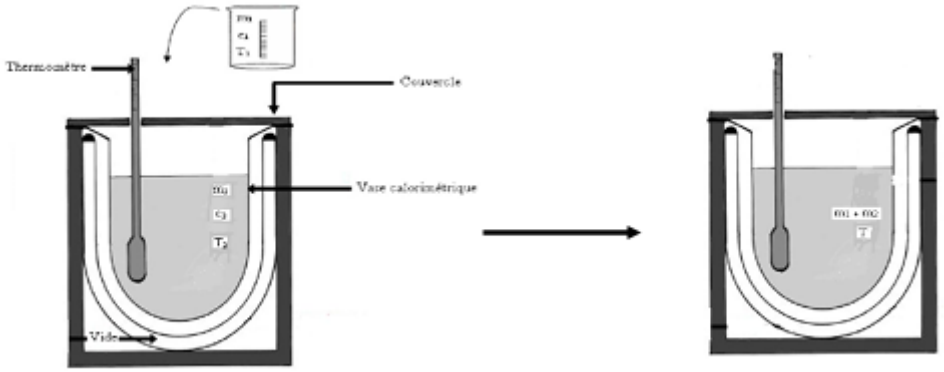
Exemple :

Dans un calorimètre usuel un corps chaud, de masse m_1 et de température initiale T_1, cède de la chaleur à un corps froid, de masse m_2 et de température initiale T_2. On appelle C_{cal} la capacité calorifique du calorimètre et T la température du système à l'équilibre (voir le schéma ci-dessous). La chaleur cédée par le corps chaud est gagnée par le corps froid et par l'appareil lui-même.

$$Q_{corps\ chaud} + Q_{corps\ froid} + Q_{calorimètre} = 0$$

$$m_1 c_1(\mathrm{T} - T_1) + \mathrm{m}_2\, c_2\,(\mathrm{T} - T_2) + C_{cal}\,(\mathrm{T} - T_2) = 0$$

Cette équation d'échange est appelée équation calorimétrique.



I.3. Enthalpie de dissolution

On appelle une enthalpie de dissolution la chaleur qui accompagne la dissolution d'une mole d'une substance présente dans une quantité déterminée d'un solvant.

$$\Delta \mathrm{H}_d = \frac{Q}{n}$$

Rappel :

Si un système dégage de la chaleur, son enthalpie diminue (ΔH<0) : réaction exothermique. S'il absorbe de la chaleur, son enthalpie augmente (ΔH>0) : réaction endothermique.

II. Partie expérimentale

II.1. But

L'expérimentation comportera les parties suivantes :

- Détermination de la capacité calorifique du calorimètre,
- Détermination de la chaleur de dissolution d'un sel (NaCl),
- Détermination de la chaleur de dissolution d'une base (NaOH).

II.2. Matériels et réactifs

Matériels	**Réactifs**
- Calorimètre équipé d'un thermomètre et d'un agitateur, - Plaque chauffante, - Becher en verre, - Verre de montre, - Eprouvette graduée, - Balance de précision, - Chronomètre	NaOH Eau distillée

II.3. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre

II.3.1. Principe de la manipulation

L'eau froide est introduite initialement dans le calorimètre suivi de l'ajout d'eau chaude. En établissant que la chaleur cédée par l'eau chaude est égale à la chaleur reçue par l'eau froide et le calorimètre, il est possible de calculer la capacité calorifique du calorimètre C_{cal}. Voir l'exemple donné dans la partie (I.2).

II.3.2. Mode opératoire

- Préparer le calorimètre en le remplissant avec 60 ml d'eau froide (à température ambiante) et placer un thermomètre à l'intérieur.
- Noter la température initiale du calorimètre T_i,
- A l'aide d'une éprouvette graduée, verser 90 ml d'eau dans un bécher,
- Chauffer cette eau jusqu'à une température voisine de 50 °C,
- Mesurer la température T_0 de l'eau chaude et verser immédiatement dans le calorimètre,
- Agiter doucement et noter la température T_f du mélange.

On détermine la capacité calorifique du calorimètre C_{cal} à partir de l'égalité entre la quantité de chaleur reçue par le système {eau froide + calorimètre} et la quantité de chaleur cédée de l'eau chaude.

II.3.3. Questions

1. Faire le schéma du calorimètre.
2. Calculer C_{cal} en l'exprimant en kcal.°C^{-1}= 4,185 kJ.°C^{-1}.

II.4. Détermination de l'enthalpie de dissolution

II.4.1. Principe de la manipulation

On dissout une certaine quantité d'une substance dans un solvant contenu dans un calorimètre. A partir de ΔT mesurée, on calcule ΔH. Le processus peut être exothermique ou endothermique.

II.4.2. Détermination de l'enthalpie de dissolution de l'hydroxyde de sodium (NaOH)

II.4.2.1 Mode opératoire

- Peser à l'aide de la balance 3 g de NaOH,
- Mettre 100 ml d'eau distillée dans le calorimètre et noter la température initiale Ti (°C),
- Ajouter la quantité de NaOH pesée dans le calorimètre,
- Agiter doucement le mélange pour assurer une répartition uniforme de la chaleur.
- Utiliser le thermomètre pour mesurer et notez la température finale du mélange après que l'équilibre thermique soit atteint.

$$Q_{dissolution} = -(C_{calorimètre} + C'_{solution})(T_f - T_i)$$

$C_{calorimètre}$: capacité calorifique du calorimètre

$C'_{solution}$: $(m + m_{eau}).c_{solution}$ (on suppose que $c_{solution} = c_{eau}$)

m : masse de la substance dissoute en (Kg)

m_{eau} : masse de l'eau en (Kg)

II.4.2.2. Questions

- Calculer $Q_{dissolution}$ pour la quantité de NaOH pesée (kJ et kcal).
- Calculer $\Delta H_{dissolution}$ en kJ mole^{-1} et en kcal mole^{-1}.
- Préciser si la réaction est exothermique ou endothermique.
- Comment peut-on expliquer l'effet endothermique et exothermique lors de la dissolution d'une substance ?