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

Compte Rendu de TP

Détermination expérimentale d'une enthalpie de réaction

Nom/Prénom	Nom/Prénom

Partie 1 : Partie théorique

I.1. Généralités

Les réactions chimiques peuvent être :

Exothermiques (dégagement de chaleur) : ΔH ……0

Endothermiques (absorption de chaleur) : ΔH ……0

Lorsque deux corps à des températures différentes sont mis en contact, la chaleur se transfère du corps chaud vers le corps froid jusqu'à ce que l'équilibre thermique soit atteint. La quantité de chaleur échangée peut être calculée à l'aide de la formule :

$$Q=m\cdot c\cdot \Delta T$$

- Que représente Q, m, c, et ΔT dans l'équation ci-dessus ?

Q : …….

m : …….

c : ……..

ΔT : ……...

I.2. Calorimètre adiabatique

Le calorimètre permet de mesurer les transferts thermiques dans un système thermiquement isolé. La relation entre les différentes quantités de chaleur échangées dans le calorimètre est :

Qeau chaude + Qeau froide + Qcalorimètre = 0

- Quel est l'objectif principal de cette partie du TP ?

……

……

- Expliquer le principe de fonctionnement d'un calorimètre adiabatique ?

……...

.....

…….....

.....

Partie 2 : Partie expérimentale

II.3. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre

a- Principe de la manipulation :

L'eau chaude cède de la chaleur au système (eau froide et calorimètre) jusqu'à ce que l'équilibre thermique soit atteint. On peut alors calculer la capacité calorifique du calorimètre Ccal à partir de l'équation suivante :

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

b- Tableau de suivi des mesures de température pour la détermination de Ccal :

Temps (en minutes)	**Température (°C)**	**Remarques**
0 min (avant ajout de l'eau chaude)	T_i = ……	Température initiale de l'eau froide dans le calorimètre
1 min		
2 min		
3 min		
4 min		
5 min		
6 min		
7 min		
8 min		
9 min		
10 min	T_f = ……	Température finale stable (si la température ne varie plus)

- Faire un schéma du calorimètre :

- Utilisez l'équation calorimétrique pour déterminer la capacité calorifique Ccal :

……

……

……

……

……

……

…….....

.....

.....

- Convertissez la capacité calorifique en kcal/°C.

…….

…….

II.4. Détermination de l'enthalpie de dissolution de NaOH

a- Principe de la manipulation :

On dissout une quantité de NaOH dans l'eau et on mesure la variation de température. En utilisant l'équation $Q=m\cdot c\cdot \Delta T$, on peut calculer la chaleur dégagée lors de la dissolution.

b- Tableau de suivi des mesures de température pour dissolution de NaOH :

Temps (min)	Température (°C)	Remarques
0 min (avant ajout de NaOH)	Ti = …….	Température initiale de l'eau dans le calorimètre
1 min		
2 min		
3 min		
4 min		
5 min		
6 min		
7 min		
8 min		
9 min		
10 min		
15 min	T_f = ……..	Température finale stable (si la température ne varie plus)

c- Questions :

- Calculer $Q_{dissolution}$ pour la quantité de NaOH pesée (kJ).

……

……

……

……

……

……

……....

- Calculer $\Delta H_{dissolution}$ en kJ mole^{-1} et 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 ?

……

……

……....

d- Questions de discussion

- Comparez la valeur expérimentale obtenue pour l'enthalpie de dissolution du NaOH avec les valeurs théoriques connues. Y a-t-il des différences ? Si oui, expliquez pourquoi.

……

……

……

……

- Quels sont les facteurs qui peuvent influencer la précision de vos mesures ?

……

……

……

……

Comment pourriez-vous améliorer la précision des mesures dans une expérience similaire ?

……

……

……

……