



## TP N° 3 : Détermination des enthalpies de réaction par calorimétrie

### Objectif du TP :

Détermination de :

- ✓ La capacité calorifique du calorimètre.
- ✓ L'enthalpie de dissolution du sel KCl dans l'eau.
- ✓ L'enthalpie standard de neutralisation de NaOH(aq) par HCl(aq).

### I- Partie théorique :

L'enthalpie (**H**) est une grandeur thermodynamique qui mesure l'énergie totale d'un système incluant l'énergie interne (**U**) et l'énergie liée à la pression (**P**) et au volume (**V**) :  $H=U+PV \dots(1)$

La variation d'enthalpie ( $\Delta H$ ) indique la quantité d'énergie échangée sous forme de chaleur lors d'un processus à pression constante. Elle permet de savoir si une réaction chimique est :

- **Exothermique** ( $\Delta H < 0$ ) : libère de la chaleur → la température **augmente**.
- **Endothermique** ( $\Delta H > 0$ ) : absorbe de la chaleur → la température **diminue**.
- **Athermique** ( $\Delta H = 0$ ) : pas d'échange de chaleur → la température reste **inchangée**.

Selon le premier principe de la thermodynamique, la variation d'énergie interne ( $\Delta U$ ) est égale à la somme du travail (**W**) et de la chaleur (**Q**) échangés avec le milieu extérieur :

$$\Delta U = Q + W \dots (2)$$

Dans un **calorimètre**, considéré comme un système isolé et fonctionnant à pression constante, le travail  $W = -P \Delta V$  est négligeable ( $\Delta V \approx 0$ ), par conséquent la chaleur mesurée correspond directement à :

$$\Delta H = Q_p \dots (3)$$

Dans ces conditions, la chaleur libérée ou absorbée par la réaction dans le calorimètre peut être rapportée à une mole de réactif limitant, ce qui définit l'enthalpie de réaction ( $\Delta H_R$ ) :

$$\Delta H_R = Q_R / n \dots (4)$$

$Q_R$  : est la quantité de chaleur de réaction mesurée dans le calorimètre

$n$  : est le nombre de moles du réactif limitant, (c'est-à-dire celui qui s'épuise en premier).

- ❖ Dans un **calorimètre**, lorsqu'un corps chaud est mis en contact avec un corps froid, un échange de chaleur se produit jusqu'à atteindre la température d'équilibre  $T_{eq}$ .

À l'équilibre thermique :  $\Sigma Q_i = 0 \longrightarrow Q_{froid} + Q_{cal} + Q_{chaud} = 0 \dots\dots\dots (5)$

Avec :  $Q = m \cdot c_p \cdot \Delta T$

En remplaçant chaque chaleur par son expression :

$$m_{fr} \cdot c_{fr} \cdot (T_{eq} - T_{fr}) + C_{cal} \cdot (T_{eq} - T_{fr}) + m_{ch} \cdot c_{ch} \cdot (T_{eq} - T_{ch}) = 0 \dots\dots\dots (6)$$

Où  $m$  : est la masse,  $c$  : la capacité calorifique massique,  $T$  : la température et  $C_{cal}$  : capacité calorifique du calorimètre.

- ❖ Lors d'une **dissolution** dans un calorimètre, un soluté se dissout dans un solvant, formant une solution homogène et échangeant de la chaleur avec le calorimètre jusqu'à l'équilibre thermique.

Le bilan thermique global s'écrit alors :  $Q_{solvant} + Q_{cal} + Q_{diss} = 0 \dots\dots\dots (7)$

Et  $\Delta H_{diss} = Q_{diss} / n_{soluté}$

- ❖ De la même manière, lors d'une **neutralisation** entre un acide et une base, une réaction chimique libère ou absorbe de la chaleur jusqu'à atteindre l'équilibre thermique dans le calorimètre.

Le bilan thermique devient alors :  $Q_{solution} + Q_{cal} + Q_{neut} = 0 \dots\dots\dots (8)$

Et  $\Delta H_{neut} = Q_{neut} / n$  , (  $n$  : le nombre de moles du réactif limitant )

## II- Partie expérimentale :

### 1- Matériels et produits utilisés :

Béchers, éprouvette graduée de 100 ml, Cristallisoirs, balance électronique, plaque chauffante, Calorimètre à Vase Dewar, thermomètre, eau distillée, KCl , NaOH (1M) et HCl (1M).

## 2- Manipulation 1 : Détermination de la capacité calorifique du calorimètre

1. Mettre **100ml** d'eau distillée ( $m = 100 \text{ g}$ ) dans le calorimètre préalablement nettoyé, agiter quelque seconde, puis lire la température sur le thermomètre ( $T_{fr}$ ).
2. Verser environ **100 ml** d'eau distillée dans un bécher, puis chauffer cette eau jusqu'à atteindre une température d'environ **50°C**.
3. Verser rapidement les **100ml** (100g) d'eau chaude ( $T_{ch} = 50^\circ\text{C}$ ) dans le calorimètre contenant déjà l'eau froide, agiter le contenu du calorimètre quelque minute, puis lire la température d'équilibre sur le thermomètre ( $T_{eq}$ ).
4. Remplir le tableau suivant puis calculer la capacité calorifique du calorimètre en utilisant la relation (6).

$m_{\text{Eau froide}} = m_{fr}(\text{g})$	$m_{\text{Eau chaude}} = m_{ch}(\text{g})$	$T_{\text{Eau froide}} = T_{fr} (^\circ\text{C})$	$T_{\text{Eau chaude}} = T_{ch} (^\circ\text{C})$	$T_{\text{Equilibre}} (^\circ\text{C})$

## 3- Manipulation 2 : Détermination de l'enthalpie de dissolution de KCl dans l'eau

1. Mettre 100ml d'eau distillée ( $m=100\text{g}$ ) dans le calorimètre préalablement nettoyé agiter quelque seconde, puis lire la température sur le thermomètre, notée ( $T_i$ ).
2. Ajouter une masse  $m=8 \text{ g}$  de sel KCl dans le calorimètre.
3. Après la dissolution complète du sel, mesurer et noter la température d'équilibre  $T_{eq}$ .
4. Remplir le tableau suivant :

$m_{\text{solvant (eau)}} (\text{g})$	$m_{\text{KCl}}(\text{g})$	$T_{\text{solvant (eau)}} (^\circ\text{C}) = T_i$	$T_{\text{Equilibre}} (^\circ\text{C})$

### ❖ Question :

- Calculer la quantité de chaleur de dissolution du sel de KCl en utilisant la relation (7).
- Déterminer l'enthalpie de dissolution de KCl.

#### 4- Manipulation 3 : Détermination de l'enthalpie de neutralisation de NaOH par HCl

- 1- Prélever 50 mL de **NaOH** (1M) à l'aide d'une éprouvette graduée et l'introduire dans le calorimètre.
- 2- Fermer le calorimètre, placer un thermomètre, et relever la température, notée  $T_{\text{NaOH}}$ .
- 3- Prélever 50 mL de **HCl** (1M) noter sa température  $T_{\text{HCl}}$ , puis verser rapidement le HCl dans le calorimètre, agiter, et relever la température d'équilibre  $T_{\text{eq}}$  une fois stabilisée.
- 4- Remplir le tableau suivant

$m_{\text{NaOH}}(\text{g})$	$m_{\text{HCl}}(\text{g})$	$T_{\text{NaOH}} (\text{C}^\circ)$	$T_{\text{HCl}} (\text{C}^\circ)$	$T_i=(T_{\text{NaOH}} + T_{\text{HCl}})/2 (\text{C}^\circ)$	$T_{\text{eq}}$

- 5- Répéter l'expérience deux fois.

#### ❖ Question :

- Écrire la réaction chimique de neutralisation.
- Calculer la quantité de chaleur de neutralisation de NaOH par HCl en utilisant la relation (8).
- Déterminer l'enthalpie de neutralisation.

Donnée :  $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J} \cdot \text{Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$  ;  $M_{\text{KCl}} = 74,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{HCl}} = 36,46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$