

TP N° 3 : Détermination des Enthalpies de Réaction.

I. Introduction

Le but de la thermodynamique est l'étude des propriétés des systèmes et leurs évolutions en fonction des échanges d'énergie avec le milieu extérieur. Un système peut échanger de la masse et de l'énergie avec le milieu extérieur, alors son état thermodynamique change par gain ou par perte de masse ou d'énergie. Les transformations que subit la matière s'accompagnent d'un dégagement ou d'une absorption d'énergie. Une réaction qui dégage de la chaleur est dite réaction exothermique, celle qui absorbe de la chaleur est dite réaction endothermique.

II. But du travail :

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

III. Partie théorique :**III-1 Généralité :**

Du point de vue énergétique, on distingue 3 types de réactions :

- **Réaction Exothermique** : cette réaction libère ou dégage de la chaleur (le milieu extérieur se réchauffe), **exp** : combustion, neutralisation de HCl par NaOH : Réactifs → Produits + Q_R ($Q_R < 0$).
- **Réaction endothermique** : cette réaction absorbe de la chaleur (le milieu extérieur se refroidit), **exp** : dissolution de NH₄Cl(s) dans l'eau : Réactifs + Q_R → Produits ($Q_R > 0$).
- **Réaction athermique** : elle n'engendre aucun transfert de chaleur, **exp** : estérification ($Q_R = 0$).

A pression constante, la chaleur de réaction exprimée par mole de réactifs est appelée enthalpie de réaction. On écrira donc : $\Delta H_R = Q_R / n$ avec n le nombre de moles du réactifs limitant.

Si $\Delta H_R < 0 \rightarrow$ réaction exothermique.

Si $\Delta H_R > 0 \rightarrow$ réaction endothermique.

Si $\Delta H_R = 0 \rightarrow$ réaction athermique.

III-2 Chaleur de neutralisation

Application aux solutions d'acides et de bases fortes :

La neutralisation est une réaction chimique entre une solution aqueuse acide et une solution aqueuse basique qui conduit à la formation d'un sel et de l'eau :

Acide (aq) + Base (aq) → Sel (aq) + eau

Exemple : HCl (aq) + NaOH (aq) → NaCl (aq) + H₂O (l)

IV. Partie expérimentale

1^{ère} manipulation :

Détermination de la capacité calorifique du calorimètre.

Protocole expérimental :

1-Prendre un volume $V_1 = 100$ ml d'eau froide à l'aide d'une éprouvette graduée.

2-Mettre l'eau dans le calorimètre, puis mesurer sa température d'équilibre avec le thermomètre (T_1). C'est la température initiale de l'eau et du calorimètre.

3-Prendre un volume $V_2 = 100$ ml d'eau chaude à l'aide de l'éprouvette graduée, puis mesurer sa température (T_2) ;

4-Mettre cette quantité dans le calorimètre. (Cette partie doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau) ;

5-Attendre un moment puis mesurer la température d'équilibre (T_{eq}).

6- Déterminer (C_{cal}) La Capacité Calorifique d'un Calorimètre sachant que :

- la quantité de chaleur Q_2 cédée par l'eau chaude est $Q_2 = m_2 c_{eau} (T_f - T_2)$.
- la quantité de chaleur Q_{cal} reçue par le calorimètre + Q_1 reçue par l'eau froide.

$$Q_{cal} + Q_1 = \mu C_{cal} (T_f - T_1) + m_1 c_{eau} (T_f - T_1) = (\mu + m_1) c_{eau} (T_f - T_1).$$

$$\text{Et le système isolé permet d'écrire : } \sum Q = 0 \quad \Rightarrow \quad Q_1 + Q_{cal} + Q_2 = 0$$

Question: Déterminer la Capacité calorifique du calorimètre

2^{ème} manipulation :

Détermination de l'Enthalpie de dissolution

a) Dans le calorimètre, introduire $m_1 = 100$ g d'eau à la température ambiante.

b) À l'aide de thermomètre Noter la température d'équilibre T_1 .

c) Mettre une masse $m_2 = 8$ g de sel (KCl) dans le calorimètre.

d) Après la dissolution de sel, Noter la température T_f .

e) Déterminer Q_{KCl} la quantité de chaleur de sel KCl sachant que :

- la quantité de chaleur Q_1 cédée par l'eau.
- la quantité de chaleur Q_{cal} cédée par le calorimètre.
- la quantité de chaleur Q_{KCl} reçue par le KCl.

f) Déterminer (ΔH_{KCl}) l'Enthalpie de la dissolution de KCl sachant que :

$$\Delta H_{KCl} = Q_{KCl} / n_{KCl}$$

M_{KCl}: la masse molaire de KCl = 74,5 g.mole⁻¹.

Question: Déterminer l'enthalpie de la dissolution de sel du KCl dans l'eau

3^{ème} manipulation :

Détermination de l'enthalpie de neutralisation de NaOH par HCl

- ✓ Prélever un volume $V_{NaOH(aq)} = 50$ mL de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH(aq) (1M) avec une éprouvette graduée et l'introduire dans le calorimètre.
- ✓ Fermer le calorimètre et placer le thermomètre.
- ✓ Relever la température atteinte après équilibre thermique de l'ensemble (calorimètre et base), notée $T_{NaOH(aq)}$.
- ✓ Mesurer, à l'aide d'une éprouvette graduée, un volume $V_{HCl(aq)} = 50$ mL de solution aqueuse d'acide chlorhydrique HCl(aq) (1M) et noter sa température $T_{HCl(aq)}$.
- ✓ Verser rapidement cette solution dans le calorimètre puis agiter. Noter par la suite la température d'équilibre T_{eq} lorsque la valeur de la température de stabilise

Répétez l'expérience deux fois

Questions :

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction.
2. Ecrire l'équation calorimétrie du système étudié et calculer la chaleur de neutralisation (ΔH réaction) d'un acide fort par une base forte (Cp de l'eau = 4,18 J·K⁻¹·g⁻¹).
3. Comparer la valeur de ΔH neutralisation que vous avez mesurée avec la valeur théorique.