



UNIVERSITE DE TLEMCEM
FACULTE DES SCIENCES
DEPARTEMENT DE CHIMIE

Thermodynamique - Calorimétrie

Polycopié des Travaux Pratiques

CHIMIE 2



1^{ère} Année LMD ST / SM

GÉNÉRALITÉS SUR LA THERMODYNAMIQUE

❖ **La thermodynamique :**

De « **Thermo** » : chaleur et « **dynamique** » : mouvement ou transformation, la thermodynamique correspond à l'étude de la dynamique des systèmes thermomécaniques. C'est-à-dire à l'étude d'un système au cours de son évolution en fonction des échanges d'énergies mécanique (travail) et thermique (chaleur) avec le milieu extérieur.

❖ **Un système thermodynamique :**

C'est le nom donné à la partie de l'espace que l'on étudie. On le sépare de l'extérieur par une paroi imaginaire, à travers laquelle se produisent des échanges entre le système et le **milieu extérieur** (environnement). L'ensemble système + milieu extérieur constitue l'**univers**.

❖ **Classification des systèmes :**

- De point de vue de la matière contenue dans le système, on distingue deux types de systèmes : **Un système homogène** s'il est constitué d'une seule phase et **un système hétérogène** s'il comporte plusieurs phases.

- De point de vue des échanges entre le système et le milieu extérieur, on distingue trois types de systèmes : **Un système ouvert** qui échange avec le milieu extérieur, de l'énergie et de la matière ; **un système fermé** qui n'échange que de l'énergie, et **un système isolé** qui n'échange ni matière ni énergie avec le milieu extérieur.

Par convention, **les énergies échangées avec le milieu extérieur** sont affublées **d'un signe positif** lorsqu'elles sont **reçues par le système** et **d'un signe négatif** dans le cas contraire.

❖ **La calorimétrie :**

C'est la partie de la thermodynamique qui a pour objet la mesure des quantités de chaleur. On utilise pour cela **un calorimètre**.

- **Le calorimètre** est un appareil destiné à mesurer les échanges de chaleur. Cet échange peut se produire entre plusieurs corps, mettre en jeu **des changements d'état** ou des **réactions chimiques**. Le calorimètre constitue un **système thermodynamique isolé**, ce qui implique qu'il n'y a pas d'échange de matière et d'énergie (travail ou chaleur) avec le milieu extérieur. Néanmoins, cela ne signifie pas qu'il n'y a pas des transferts de chaleur entre les différentes parties de l'ensemble calorimétrique (composés objets de l'étude, accessoires et paroi du calorimètre...).

- Un calorimètre est caractérisé par sa **capacité calorifique** (ou **capacité thermique**) « **C** » :

C'est la quantité de chaleur qu'il faut fournir pour élever sa température de 1 [°C] ou 1 [K]. Elle est exprimée en (**J/K**) ou en (**cal/K**)

- **Capacité thermique massique** (appelée aussi **chaleur massique** ou **chaleur spécifique**) « **c** » :

C'est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse d'un corps pour que sa température s'élève de 1 [°C] ou 1 [K]. Elle est exprimée en (**J.Kg⁻¹.K⁻¹**) ou en (**cal.Kg⁻¹.K⁻¹**)

$$C = m \cdot c$$

(**m**: masse du corps ; **C** : capacité calorifique et **c** : chaleur massique)

- **Valeur en eau du calorimètre (ou masse en eau) « μ » :**

C'est la masse d'eau qui prélève la même quantité de chaleur que le calorimètre et ses accessoires (thermomètre, agitateur...) quand elle subit la même variation de température.

$$\mu = \frac{C_{cal}}{c_{eau}}$$

(C_{cal} : capacité calorifique du calorimètre et c_{eau} : chaleur massique de l'eau)

$$c_{eau} = 4,18 \text{ J. g}^{-1}.\text{K}^{-1} = 1 \text{ cal. g}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

❖ **Différence entre la température et la chaleur :**

- **La température « T »** est une variable d'état intensive, une grandeur physique mesurée à l'aide d'un thermomètre. $T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

- **La chaleur « Q »** est la quantité d'énergie thermique contenue dans un corps. Elle est donnée en calories ou en joules ($1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$).

La chaleur échangée (**absorbée ou cédée**) est due soit à **une variation de température** du corps (on parle ici de la **chaleur "sensible"**) soit, à **un changement d'état physique** du corps (on parle alors de **la chaleur "latente"**).

- **Un équilibre thermique** d'un ensemble de deux systèmes se produit lorsque ces deux systèmes sont à la même température. C'est-à-dire n'échangent plus de chaleur.

❖ **Formules de la quantité de chaleur « Q »:**

- Lorsque l'échange de chaleur est dû à une variation de la température d'un corps :

$$Q = C. \Delta T \quad \text{ou bien} \quad Q = m . c. \Delta T$$

(m : masse du corps en [Kg]; C : capacité calorifique en [$\text{J}.\text{K}^{-1}$ ou $\text{cal}.\text{K}^{-1}$];

c : chaleur massique en [$\text{J}.\text{Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ou $\text{cal}.\text{Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$] et $\Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}}$ en [K ou $^{\circ}\text{C}$])

- Lorsque l'échange de chaleur est dû à un changement d'état physique :

$$Q = m . L$$

(m : masse du corps en [Kg]; L : chaleur latente en [J/Kg ou cal/Kg])

- **Chaleur latente « L » :**

C'est la chaleur absorbée ou dégagée qui accompagne un changement d'état du corps rapportée à la quantité de matière mise en jeu lors de cette transformation physique qui se fait à une température constante. (Exemple : L_f : chaleur latente de fusion, L_v : chaleur latente de vaporisation...etc)

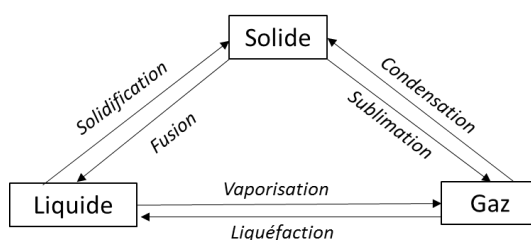
TP N°01

TRANSFORMATIONS PHYSIQUES DE LA MATIÈRE

Introduction :

La matière peut subir de nombreuses transformations. Une transformation est un changement qui modifie une des propriétés de la substance. Mais la matière ne se transforme pas d'elle-même, elle doit subir une influence extérieure comme un changement de température, un changement de pression ou une réaction avec une autre substance. Les transformations qui ne modifient pas la composition chimique de la matière sont des **transformations physiques**.

L'eau, par exemple, existe sous trois états physiques : solide, liquide et vapeur (ou gaz). On se propose dans ce TP d'étudier expérimentalement la transformation de l'eau distillée et d'un mélange d'eau distillée avec un autre produit, de l'état liquide à l'état gazeux (la vaporisation) et de l'état liquide à l'état solide (la solidification).



Objectif :

Déterminer la température de vaporisation et de solidification d'un corps pur (l'eau distillée) et d'un mélange d'eau distillée avec un autre produit (l'eau salée), à pression atmosphérique.

Matériels et produits :

Béchers, éprouvette graduée de 200 mL, erlenmeyer, tube à essais, plaque chauffante, thermomètre, eau distillée, glace, sel de table.

Travail à réaliser :

1) Vaporisation de l'eau distillée et de l'eau salée :

a) Dispositif expérimental :

On utilise un dispositif constitué d'un erlenmeyer (ou un bécher) de 250 mL contenant **200 mL** d'eau distillée et placé sur une plaque chauffante. Un thermomètre est accroché au support et plongé dans le liquide sans toucher le fond de l'erien (*voir figure 1*).

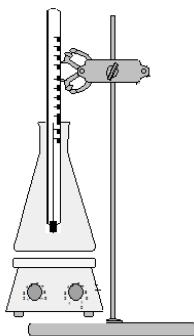


Figure 1. Dispositif expérimental de la vaporisation

Refaire le même montage avec l'eau saturée en NaCl.

b) Résultats :

- Noter d'abord la température initiale T_0 de l'eau distillée.
- Chauffer ensuite l'eren, relever régulièrement la température du liquide jusqu'à l'ébullition et compléter le tableau suivant :

Tableau 1. Variation de la température en fonction du temps

t (min.)	0	2	4	6	8	10								
T (°C) Eau distillée															
T (°C) Mélange															
Observations															

2) Solidification de l'eau distillée et de l'eau salée :

a) Dispositif expérimental :

On prépare un mélange de glace pilée et de sel de table dans un bêcher (environ 23 % en masse de sel). Ce mélange (appelé mélange réfrigérant) permet d'atteindre des températures très basses de l'ordre de -20°C . On plonge dans ce mélange, un tube à essai contenant un certain volume d'eau distillée et un thermomètre (*voir figure 2*). Refaire le même montage avec l'eau saturée en NaCl.

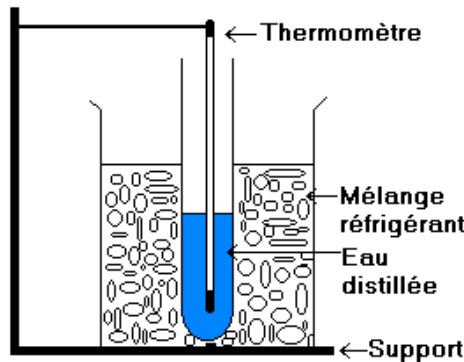


Figure 2. Dispositif expérimental de la solidification

b) Résultats :

- Noter d'abord la température initiale T_0 de l'eau distillée.
- Relever régulièrement la température du liquide et compléter le tableau suivant :

Tableau 2. Variation de la température en fonction du temps

t	0	10s	20s	30s	40s	50s	60s	80s	100s	2min	3min	4min		
T (°C) Eau distillée															
T (°C) Mélange															
Observations															

TP N°2

DÉTERMINATION DE LA CAPACITÉ CALORIFIQUE DU CALORIMÈTRE ET DES CHALEURS MASSIQUES D'UN LIQUIDE ET D'UN SOLIDE.

Rappel théorique :

- **La calorimétrie** repose sur un principe fondamental : principe de l'égalité des échanges thermiques (ce qui est perdu par un milieu est gagné par un autre milieu).

- **La chaleur** se transmet du corps qui a la température la plus élevée vers le corps qui a la température la plus basse. On dit que « la chaleur se transmet de la source chaude vers la source froide ». Elle se note « **Q** » et s'exprime en joule ou en calorie (**1 cal = 4,18 J**). Cette grandeur algébrique est positive quand le corps reçoit de la chaleur et négative quand il perd de la chaleur.

Les quantités de chaleur échangées sont calculées par les formules :

$Q = C \cdot \Delta T$ ou bien $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$; lorsque l'échange de chaleur est dû à une variation de température.

$Q = m \cdot L$; lorsque l'échange de chaleur est dû à un changement d'état physique.

$$\left\{ \begin{array}{l} \mathbf{m} : \text{masse du corps en [Kg]} ; \\ \Delta T = \mathbf{T_{finale} - T_{initiale}} \text{ en [K ou } ^\circ\text{C]} \\ \mathbf{C} : \text{capacité calorifique en [J.K}^{-1} \text{ ou cal.K}^{-1}] \\ \mathbf{c} : \text{chaleur massique en [J.Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ ou cal.Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \\ \mathbf{L} : \text{chaleur latente en [J.Kg}^{-1} \text{ ou cal.Kg}^{-1}] \end{array} \right.$$

- Une transformation est dite « **adiabatique** » quand le système n'échange pas de chaleur avec l'extérieur. Si le système est constitué de plusieurs sous-systèmes qui s'échangent mutuellement différentes quantités de chaleur $Q_1, Q_2, Q_3 \dots$ alors la conservation de la chaleur à l'intérieur du système s'énonce ainsi :

$$\Sigma Q_i = Q_1 + Q_2 + Q_3 + \dots = 0.$$

- Pour mesurer les échanges de chaleur, les capacités calorifiques et les chaleurs massiques on utilise **un calorimètre**. Ce dernier est comme une « bouteille thermos », ceci afin de diminuer les pertes thermiques. L'instrument devient alors presque un **calorimètre adiabatique**.

L'échange d'énergie thermique d'un calorimètre s'écrit : $Q_{\text{cal}} = C_{\text{cal}} \cdot (\mathbf{T_{finale} - T_{initiale}}) = \mu \cdot c_{\text{eau}} \cdot (\mathbf{T_{finale} - T_{initiale}})$

$$\left\{ \begin{array}{l} \mathbf{C_{cal}} : \text{capacité calorifique du calorimètre en [J.K}^{-1} \text{ ou cal.K}^{-1}] \\ \mu : \text{valeur en eau du calorimètre en [Kg]} \\ \mathbf{c_{eau}} : \text{chaleur massique de l'eau en [J.Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \text{ ou cal.Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}] \end{array} \right.$$

Si un calorimètre de capacité calorifique C_{cal} contient un corps de masse m_1 , de chaleur massique c_1 , à la température T_1 . On introduit dans ce calorimètre un deuxième corps de masse m_2 , de chaleur massique c_2 , à la température T_2 . Il s'établit donc, un équilibre thermique caractérisé par la température finale T_f .

Si il n'y a aucun changement d'état physique des corps présents dans le système, l'équation calorimétrique est de la forme :

$$Q_{\text{cal}} + Q_1 + Q_2 = 0 \quad \Rightarrow \quad C_{\text{cal}} \cdot (T_f - T_1) + m_1 \cdot c_1 \cdot (T_f - T_1) + m_2 \cdot c_2 \cdot (T_f - T_2) = 0$$

Objectifs :

- Déterminer la capacité calorifique du calorimètre.
- Déterminer la chaleur massique d'un liquide (**l'éthanol**)
- Déterminer la chaleur massique d'un métal (**le cuivre**).

Matériels et produits :

Béchers, éprouvette graduée de 100 mL, balance électronique, plaque chauffante, calorimètre, thermomètre, eau distillée, métal (cuivre), éthanol.

Travail à réaliser :

Remarque : Attention aux thermomètres et calorimètres ; éviter les chocs physiques et thermiques !!

1) Détermination de la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} » :

a) Mode Opérateur :

- Dans un calorimètre, introduire un volume $V_1 = 60$ mL d'eau distillée mesuré à l'aide d'une éprouvette graduée, puis relever sa température (T_1) avec le thermomètre ; ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- Chauffer, dans un bécher, un autre volume $V_2 = 60$ mL d'eau distillée, puis mesurer sa température (T_2) avec le thermomètre (*remarque : $65\text{ °C} < T_2 < 70\text{ °C}$*).
- Verser l'eau chaude dans le calorimètre (*voir figure 1*). Cette étape doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau.
- Agiter et noter la température finale du mélange à l'équilibre thermique ($T_{eq1} = T_{fl}$).



Figure 1. Mesure de la capacité calorifique du calorimètre

b) Résultats :

- Compléter le tableau suivant :

$m_{\text{eau froide}} = m_1$ (g)	$m_{\text{eau chaude}} = m_2$ (g)	$T_{\text{eau froide}} = T_1$ (°C)	$T_{\text{eau chaude}} = T_2$ (°C)	$T_{\text{équilibre}} = T_{eq1} = T_{fl}$ (°C)

- Calculer la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ($\Sigma Q_i = 0$).
- En déduire la valeur en eau du calorimètre « μ ».

2) Détermination de la chaleur massique de l'éthanol « $c_{\text{éthanol}}$ » :

a) Mode Opérateur :

- Refroidir le calorimètre, dont la capacité calorifique est connue, et introduire un volume $V_1 = 60 \text{ mL}$ d'éthanol. Attendre l'équilibre thermique et noter la température (T_1), c'est la température initiale de l'éthanol et du calorimètre.
- Chauffer, dans un bécher, un volume $V_2 = 60 \text{ mL}$ d'eau distillée, puis mesurer sa température (T_2) (*remarque : $65^\circ\text{C} < T_2 < 70^\circ\text{C}$*).
- Verser l'eau chaude dans le calorimètre. (*Cette étape doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau.*)
- Agiter et noter la température finale du mélange à d'équilibre thermique ($T_{\text{eq}2} = T_{f2}$).

b) Résultats :

- Compléter le tableau suivant :

$m_{\text{éthanol}} = m_1 \text{ (g)}$	$m_{\text{eau chaude}} = m_2 \text{ (g)}$	$T_{\text{éthanol}} = T_1 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{eau chaude}} = T_2 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{équilibre}} = T_{\text{eq}2} = T_{f2} \text{ (}^\circ\text{C)}$

- Calculer la chaleur massique de l'éthanol « $c_{\text{éthanol}}$ » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ($\Sigma Q_i = 0$).
- Comparer la valeur expérimentale de la chaleur massique de l'éthanol avec la valeur théorique.

3) Détermination de la chaleur massique du cuivre « c_{cuivre} » :

a) Mode Opérateur :

- Refroidir le calorimètre, dont la capacité calorifique est connue, et introduire un volume $V_1 = 80 \text{ mL}$ d'eau distillée. Noter la température (T_1), ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- Déterminer la masse $m_2 (\approx 30 \text{ g})$ d'un morceau de cuivre.
- Chauffer le métal en le mettant dans un bain d'eau bouillante.
- Au bout d'environ **20 minutes** dans l'eau bouillante, noter la température de cette eau (T_2), ça sera la température initiale du cuivre.
- Immerger rapidement le morceau de cuivre dans l'eau du calorimètre.
- Agiter avec précaution le calorimètre et noter la température finale du mélange à d'équilibre thermique ($T_{\text{eq}3} = T_{f3}$).

b) Résultats :

- Compléter le tableau suivant :

$m_{\text{eau}} = m_1 \text{ (g)}$	$m_{\text{cuivre}} = m_2 \text{ (g)}$	$T_{\text{eau}} = T_1 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{cuivre}} = T_2 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{équilibre}} = T_{\text{eq}3} = T_{f3} \text{ (}^\circ\text{C)}$

- Calculer la chaleur massique du cuivre « c_{cuivre} » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ($\sum Q_i = 0$).
- Comparer la valeur expérimentale de la chaleur massique du cuivre avec la valeur théorique.

Données théoriques :

Masse volumique de l'eau : $\rho = 1 \text{ g.cm}^{-3}$

Masse volumique de l'éthanol : $\rho = 0,79 \text{ g.cm}^{-3}$

Chaleur massique de l'eau : $c_{\text{eau}} = 4,185 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Chaleur massique de l'éthanol : $c_{\text{éthanol}} = 2,46 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Chaleur massique du cuivre : $c_{\text{cuivre}} = 0,385 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

TP N°3

DÉTERMINATION DE LA CHALEUR LATENTE DE FUSION DE LA GLACE

Rappel théorique :

- **Chaleur latente « L »:**

C'est la chaleur qui accompagne un changement d'état du corps rapportée à la quantité de matière mise en jeu lors de cette transformation physique qui se fait à une température constante.

Dans le cas de **la fusion de la glace**, c'est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse de glace à température constante ($T = 0\text{ °C}$) de l'état solide à l'état liquide.

« L_f »: **chaleur latente de fusion de la glace** exprimée en (J/Kg) ou (cal/Kg).

Si un calorimètre de capacité calorifique C_{cal} contient une masse m_1 d'eau, de chaleur massique c_{eau} , à la température T_1 . On introduit dans ce calorimètre, un fragment de glace de masse m_2 , de chaleur spécifique c_{glace} , à la température T_2 . Le système constitué par l'eau, le calorimètre et la glace évolue vers un nouvel état d'équilibre thermique à la température T_f . Le principe de conservation de la chaleur à l'intérieur du calorimètre (système adiabatique) nous permet d'écrire :

$$\sum Q_i = 0 \quad \Rightarrow \quad Q_{cal} + Q_{eau} + Q_{glace} = 0$$

➤ Si $T_2 = 0$: $(m_1 \cdot c_{eau} + C_{cal}) (T_f - T_1) + m_2 L_f + m_2 \cdot c_{eau} \cdot (T_f - T_2) = 0$

➤ Si $T_2 < 0$: $(m_1 \cdot c_{eau} + C_{cal}) (T_f - T_1) + m_2 \cdot c_{glace} \cdot (0 - T_2) + m_2 L_f + m_2 \cdot c_{eau} (T_f - 0) = 0$

Objectif :

Retrouver expérimentalement la valeur de la chaleur latente de fusion de la glace « L_f »

Matériels et produits :

Béchers, éprouvette graduée de 100 mL, balance électronique, plaque chauffante, calorimètre, thermomètre, eau distillée, glace.

Travail à réaliser :

1) Détermination de la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} » :

a) Mode Opérateur :

- Dans un calorimètre, introduire un volume $V_1 = 60\text{ mL}$ d'eau distillée mesuré à l'aide d'une éprouvette graduée, puis relever sa température (T_1) avec le thermomètre ; ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- Chauffer, dans un bécher, un autre volume $V_2 = 60\text{ mL}$ d'eau distillée, puis mesurer sa température (T_2) avec le thermomètre (*remarque : $65\text{ °C} < T_2 < 70\text{ °C}$*).
- Verser l'eau chaude dans le calorimètre. (*Cette étape doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau.*)
- Agiter et noter la température finale du mélange à l'équilibre thermique ($T_{eq1} = T_{f1}$).

b) Résultats :

- Compléter le tableau suivant :

$m_{\text{eau froide}} = m_1 \text{ (g)}$	$m_{\text{eau chaude}} = m_2 \text{ (g)}$	$T_{\text{eau froide}} = T_1 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{eau chaude}} = T_2 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{équilibre}} = T_{\text{eq1}} = T_{\text{f1}} \text{ (}^\circ\text{C)}$

- Calculer la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ($\Sigma Q_i = 0$).

2) Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace « L_f » :

a) Mode opératoire :

- Refroidir le calorimètre, dont la capacité calorifique est connue, et introduire un volume $V_1 = 60 \text{ mL}$ d'eau distillée. Noter la température (T_1), ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- Peser un fragment de glace dans un petit bécher et noter sa masse $m_2 (\approx 10 \text{ g})$.
- Relever la température de la glace (T_2) et plonger cette dernière dans le calorimètre (*cette étape doit être rapide ; il ne faut pas que la glace ait commencé à fondre avant son utilisation*).
- Agiter et noter la température finale du mélange à l'équilibre thermique ($T_{\text{eq2}} = T_{\text{f2}}$). La glace doit être **entièrement fondue** et la température ne doit plus varier.

c) Résultats :

- Compléter le tableau suivant :

$m_{\text{eau}} = m_1 \text{ (g)}$	$m_{\text{glace}} = m_2 \text{ (g)}$	$T_{\text{eau}} = T_1 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{glace}} = T_2 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{équilibre}} = T_{\text{eq2}} = T_{\text{f2}} \text{ (}^\circ\text{C)}$

- calculer la chaleur latente de fusion de la glace « L_f » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ($\Sigma Q_i = 0$).
- Comparer la valeur expérimentale de la chaleur latente de fusion de la glace avec la valeur théorique.
- Déduire la valeur de la chaleur latente de solidification de l'eau (L_s).

Données théoriques :

Masse volumique de l'eau : $\rho = 1 \text{ g.cm}^{-3}$

Chaleur massique de l'eau : $c_{\text{eau}} = 4,185 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Chaleur massique de la glace : $c_{\text{glace}} = 2,090 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Chaleur latente de fusion de la glace : $L_f = 334 \text{ J.g}^{-1} = 80 \text{ cal.g}^{-1}$

TP N°4

DÉTERMINATION DES ENTHALPIES DE NEUTRALISATION (ACIDE-BASE) ET DE DISSOLUTION D'UN SEL DANS L'EAU.

Rappel théorique :

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 appelée **réaction exothermique** et elle est dite **endothermique** si elle absorbe de la chaleur.

En se basant sur la théorie de la calorimétrie, on peut mesurer la quantité de chaleur « Q » dégagée ou absorbée lors d'une transformation ou une réaction chimique. Cette mesure, si elle est effectuée à **pression constante**, correspond aussi à l'**enthalpie de réaction** « ΔH » :

$$Q_p = \Delta H$$

- **Chaleur de neutralisation acide- base :**

La réaction de neutralisation entraîne une augmentation de température. Le dégagement de chaleur provient de la combinaison des ions H_3O^+ et des ions OH^- .

En mélangeant les deux solutions acide et base dans un calorimètre, on peut déterminer la quantité de chaleur dégagée lors de la réaction de neutralisation « $Q_{\text{neutralisation}}$ » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique : $\Sigma Q_i = 0$

$$Q_{\text{cal}} + Q_{\text{acide}} + Q_{\text{base}} + Q_{\text{neutralisation}} = 0 \quad \Rightarrow \quad Q_{\text{neutralisation}} = - (Q_{\text{cal}} + Q_{\text{acide}} + Q_{\text{base}})$$

- **Chaleur de dissolution :**

En se basant sur le principe de conservation de la chaleur appliqué aux systèmes adiabatiques, on peut mesurer l'énergie thermique associé à une dissolution d'un sel dans l'eau. L'énergie cédée par l'eau lors de la dissolution est égale à l'énergie absorbée par le sel en valeur absolue.

Si on considère que les capacités calorifiques des substances dissoutes peuvent être négligées, on peut écrire alors la quantité de chaleur de dissolution d'un sel dans l'eau « $Q_{\text{dissolution}}$ » selon l'équation :

$$Q_{\text{dissolution}} = - (m_{\text{eau}} \cdot c_{\text{eau}} + C_{\text{cal}}) \Delta T$$

$$\left\{ \begin{array}{l} m_{\text{eau}} : \text{masse d'eau en [Kg]} \\ c_{\text{eau}} : \text{chaleur massique de l'eau en [J.Kg}^{-1}.\text{K}^{-1} \text{ ou cal.Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}] \\ C_{\text{cal}} : \text{capacité calorifique du calorimètre en [J.K}^{-1} \text{ ou cal.K}^{-1}] \\ \Delta T = T_{\text{finale}} - T_{\text{initiale}} : \text{variation de température de l'eau et du calorimètre en [K ou }^\circ\text{C]} \end{array} \right.$$

Objectifs :

- Observer des réactions endothermiques et exothermiques.
- Déterminer l'enthalpie de neutralisation de l'acide chlorhydrique par la soude.
- Déterminer l'enthalpie de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.

Matériels et produits :

Béchers, éprouvette graduée de 100 mL, plaque chauffante, balance électronique, calorimètre, thermomètre, eau distillée, chlorure d'ammonium (NH_4Cl), acide chlorhydrique (HCl 1M), soude (NaOH 1M).

Travail à réaliser :

1) Détermination de la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} » :

a) Mode Opérateur :

- Dans un calorimètre, introduire un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'eau distillée mesuré à l'aide d'une éprouvette graduée, puis relever sa température (T_1) avec le thermomètre ; ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre.
- Chauffer, dans un bécher, un autre volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'eau distillée, puis mesurer sa température (T_2) avec le thermomètre (*remarque : $65^\circ\text{C} < T_2 < 70^\circ\text{C}$*).
- Verser l'eau chaude dans le calorimètre. (*Cette étape doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau.*)
- Agiter et noter la température finale du mélange à l'équilibre thermique ($T_{\text{eq1}} = T_{\text{f1}}$).

b) Résultats :

- Compléter le tableau suivant :

$m_{\text{eau froide}} = m_1 \text{ (g)}$	$m_{\text{eau chaude}} = m_2 \text{ (g)}$	$T_{\text{eau froide}} = T_1 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{eau chaude}} = T_2 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{équilibre}} = T_{\text{eq1}} = T_{\text{f1}} \text{ (}^\circ\text{C)}$

- Calculer la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ($\Sigma Q_i = 0$).

2) Détermination de la chaleur de neutralisation de l'acide chlorhydrique par la soude :

a) Mode Opérateur :

- A l'aide d'une éprouvette, prélever un volume $V_1 = 50 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique (1M) puis le verser dans le calorimètre. Attendre l'équilibre thermique et noter la température (T_1), c'est la température initiale de HCl et du calorimètre.
- Prélever, à l'aide d'une éprouvette, un volume $V_2 = 50 \text{ mL}$ d'une solution de NaOH (1M) et mesurer sa température (T_2).
- Verser la solution basique dans le calorimètre, agiter et relever la température finale (T_{f2}) correspondante à la réaction de neutralisation.

b) Résultats :

- Remplir le tableau suivant :

$m_{\text{HCl}} = m_1 \text{ (g)}$	$m_{\text{NaOH}} = m_2 \text{ (g)}$	$T_{\text{HCl}} = T_1 \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T_{\text{NaOH}} = T_2 \text{ (}^\circ\text{C)}$	température finale du système $T_{\text{f2}} \text{ (}^\circ\text{C)}$

- Calculer la chaleur de neutralisation de HCl par NaOH.
- Calculer l'enthalpie molaire de la réaction de neutralisation.

3) Détermination de la chaleur de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau :

a) Mode Opérateur :

- Introduire un volume de **50 ml d'eau distillée** dans le calorimètre et mesurer la température (**T₁**). Ça sera la température initiale d'eau et du calorimètre.
- Peser une masse d'**1g du sel NH₄Cl** et l'introduire dans le calorimètre.
- Agiter avec précaution le calorimètre et relever la température finale (**T_f**) correspondante à la dissolution complète du sel.

b) Résultats :

- Remplir le tableau suivant :

$m_{\text{eau}} =$ m_1 (g)	$m_{\text{NH}_4\text{Cl}} =$ m_2 (g)	$T_{\text{eau}} =$ T_1 (°C)	$T_{\text{NH}_4\text{Cl}} =$ T_2 (°C)	<i>température finale du système</i> T_f (°C)

- Calculer la chaleur de dissolution de NH₄Cl dans l'eau.
- Calculer l'enthalpie molaire de dissolution.

Données théoriques :

Masse volumique de l'eau : $\rho = 1 \text{ g.cm}^{-3}$

Chaleur massique de l'eau : $c_{\text{eau}} = 4,185 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1} = 1 \text{ cal.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Masses molaires en (g/mol) : H (1) ; Cl (35,5) ; O (16) ; Na (23) ; N (14).