

TP N°01 : DETERMINATION DE LA CHALEUR LATENTE DE FUSION DE LA GLACE « L_F »

Rappels théoriques

•Chaleur spécifique:

La chaleur spécifique ou massique d'un corps « c » ($\text{J.Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) ou ($\text{cal.Kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse de ce corps pour que sa température s'élève de 1°C .

$$m.c = C, \text{ Capacité calorifique de ce corps (J/K) ou (cal/K)}$$

•Valeur d'eau:

L'équivalent en eau ou (valeur en eau) d'un système est la masse d'eau « μ_e » échangeant la quantité de chaleur avec l'extérieur quand il subit la même variation de température.

$$m.c.\Delta T = \mu_e.c_{\text{eau}}.\Delta T \text{ avec } \Delta T = T_f - T_i$$

Pour un calorimètre, la valeur en eau c'est la masse en eau qui prélève la même quantité de chaleur le calorimètre et ces accessoires (thermomètre. Agitateur...).

$$m.c = C_{\text{cal}} \text{ (Capacité calorifique du calorimètre)}$$

•Chaleur latente L :

- c'est la chaleur cédée ou fournie qui conduit à un changement d'état à la même température $T_{\text{changement}}$.
- Dans le cas de fusion de la glace, c'est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse de glace à température constante ($T=0^\circ\text{C}$) de l'état solide à l'état liquide.

$$L_F \text{ (J.Kg}^{-1}\text{) ou (cal.Kg}^{-1}\text{), } L_F \text{ chaleur latente de fusion}$$

•Mesure des quantités de chaleur:

- La mesure est toujours supposée faite dans un calorimètre adiabatique, c'est-à-dire sans échange de chaleur entre l'intérieur et l'extérieur.
- $\sum Q_i = 0$ avec $Q_i = m.C.\Delta T$. Lorsque l'échange est dû à un changement de température.
- $Q_i = m_i.L$, lorsque l'échange est dû à un changement d'état.
- Une masse m_1 d'eau de chaleur spécifique connue est introduite dans le dispositif calorimétrique : l'ensemble (eau, dispositif calorimétrique) atteint l'équilibre thermique à la température T_1 .
- Si C_{cal} représente la capacité calorifique du calorimètre, celle de l'ensemble est $(m_1.c_1 + C_{\text{cal}})$.
- On introduit dans l'eau du calorimètre un fragment de glace m_2 et chaleur spécifique C_2 , porté à la température T_2 . Le système constitué par l'eau, le récipient et la glace évolue vers un nouvel état d'équilibre thermique à la température uniforme T_f : cette évolution a lieu à pression constante, sans travail autre que celui des forces de pression et sans échange de chaleur avec l'extérieur. La loi du mélange généralisée. Dans le cas de plus de deux corps mis en contact thermique, nous permet d'écrire :

$$\sum Q_i = 0 \quad (m_1.c_1 + C_{\text{cal}})(T_f - t_1) + m_2.L_f + m_2.c_2(T_f - t_2) = 0$$

Travaux Pratique

BUT :

Déterminer la chaleur latente de fusion de la glace

Appareils et Matériel :

Calorimètre - Thermomètre - Balance - Eprouvette graduée - Erlenmeyer - cube de glace - Eau

Attention au thermomètre : éviter les chocs physiques et thermiques

Modes opératoires :

I • Déterminer de la capacité calorifique du calorimètre « C_{cal} »

II • Déterminer de la valeur en eau du calorimètre (μ_e)

1. Prendre 250 ml (250 g) d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée
2. Mettre l'eau dans le calorimètre, puis mesurer sa température avec le thermomètre (t_1), c'est la température initiale de l'eau et de thermomètre
3. Prendre 250 ml d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée, mettre cette quantité dans un erlenmeyer
4. Chauffer l'erlenmeyer dans un bain-marie. Ensuite mesurer la température de l'eau (t_2)
5. Verser l'eau chaude dans le calorimètre (Cette partir doit être rapide pour éviter le refroidissement de l'eau)
6. Attendre un moment puis mesurer la température de l'équilibre (t_{eq1}).

I. Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace :

1. Verser 250ml de l'eau froide dans le calorimètre
2. Mesurer la température du calorimètre (t_1)
3. Peser la masse $m_3 = 30g$ d'un glaçon, puis mesurer sa température (t_3)
4. Déposer l'échantillon de la glace dans le calorimètre
5. Agiter sans arrêt et suivre la variation de la température en fonction du temps jusqu'à la fusion totale de toute la quantité de glace (t_{eq2})

Questions :

Remplir le tableau ci-dessous pour 2^{ème} expérience :

Temps (s)							
Température (°C)							

1. Donner les expressions des chaleur échangées Q_{cal} , Q_{eau} et Q_{glace}
2. Donner la loi généralisée à l'équilibre thermique pour chaque expérience ($\sum Q_i = ?$).
3. Calculer la capacité calorifique du calorimètre (C_{cal})
4. Déduire la valeur en eau du calorimètre (μ_e)
5. Calculer la chaleur latente de fusion de la glace (L_f). Comparer la valeur expérimentale avec la valeur donnée dans les tables de thermodynamiques ($L_f = 80 \text{ cal/g}$)
6. Quelles sont les causes d'incertitudes ?
7. Déduire la chaleur latente de solidification (L_s)

$$C_p(\text{H}_2\text{O})_{\text{liquide}} = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

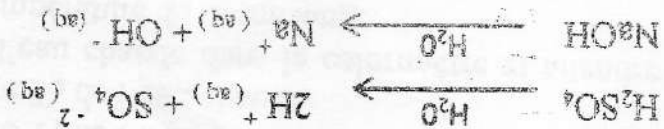
$$C_p(\text{H}_2\text{O})_{\text{solide}} = 0,5 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

TP N° 04 : Application du premier principe de la thermodynamique

Détermination de l'énergie libérée par une réaction chimique ($H_2SO_4/NaOH$)

Partie théorique :

Hess a montré expérimentalement que lorsqu'une solution diluée d'un acide fort est neutralisée par une solution diluée d'une base forte, la chaleur de neutralisation par molécule d'eau formée est essentiellement constante et indépendante de la nature de l'acide et de la base. La constante de cette valeur s'explique par le fait que les bases et les acides sont complètement dissociés en solution :



Par conséquent, Le dégagement de chaleur ne provient qu'une seule réaction : la combinaison d'un hydronium (H_3O^+) avec un ion hydroxyle (OH^-) pour former une mole d'eau.



La chaleur de neutralisation provenant de l'échange thermique entre les différentes composantes du système peut s'écrire selon l'équation suivante :

$$\Delta H_{\text{neutralisation}} = \Delta H_{H_2SO_4} + \Delta H_{NaOH} + \Delta H_{\text{calorimètre}}$$

La variation d'enthalpie lors d'une réaction à pression constante peut être définie par la relation suivante :

$$\Delta H = -m \cdot C_p \cdot \Delta T$$

En supposant que la capacité calorifique d'une solution de H_2SO_4 et celle de $NaOH$ soient égales à celle de l'eau, on peut écrire :

$$\Delta H_{H_2SO_4} = -m_{H_2SO_4} \cdot C_{p,H_2O} \cdot (T_{\text{mélange}} - T_{H_2SO_4})$$

$$\Delta H_{NaOH} = -m_{NaOH} \cdot C_{p,H_2O} \cdot (T_{\text{mélange}} - T_{NaOH})$$

$$\text{où } C_{p,H_2O} = 4,18 \text{ J.g}^{-1}.K^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{calorim}} = C_{\text{calorim}} \cdot \Delta T$$

D'où

$$\Delta H_{\text{neutralisation}} = -m_{H_2SO_4} \cdot C_{p,H_2O} \cdot (T_{H_2SO_4} + NaOH - T_{H_2SO_4}) - m_{NaOH} \cdot C_{p,H_2O} \cdot (T_{H_2SO_4} + NaOH - T_{NaOH})$$

$$-C_{\text{calorimètre}} \cdot (T_{H_2SO_4} + NaOH - T_{H_2SO_4})$$

N.B. Comme la réaction a lieu sous la pression atmosphérique, la chaleur libérée correspondra à la variation d'enthalpie $\Delta H : Q_{\text{réaction}} = \Delta H$ (à pression constante)

Objectifs :

A l'issue de cette expérience, nous allons déterminer la chaleur de neutralisation d'une solution de H_2SO_4 par une solution de $NaOH$. La réaction chimique de neutralisation entraîne une augmentation de température que nous allons mesurer.

Déterminer :

- La capacité thermique du calorimètre,
- La chaleur de réaction d'une réaction acido-basique $\Delta H_{\text{neutralisation}}$ ($Q_{\text{neutralisation}}$).

II. Partie pratique :**Manipulations :****1. Capacité thermique du calorimètre.**

Le calorimètre est là pour permettre l'étude d'échange d'énergie se produisant à l'intérieur de celui-ci. C'est un système isolé c'est-à-dire que lui et son contenu ne vont pas échanger de matière et d'énergie avec le milieu extérieur.

➤ Protocole expérimentale :

Verser 200 g d'eau froide dans le calorimètre.

Verser 200 g d'eau dans le bécher. Le poser sur la plaque chauffante et porter la température de l'eau à 70 °C.

Mesurer la température T_1 de l'eau froide dans le calorimètre.

Mesurer la température T_2 de l'eau chaude.

Verser les 200 g d'eau chaude dans le calorimètre et attendre quelques minutes que la température stabilise. Mesurer la température T_3 du mélange.

➤ Exploitation des résultats :

- Calculer la quantité de chaleur Q_1 reçue par l'eau froide.
- Calculer la quantité de chaleur Q_2 perdue par l'eau chaude, expliquer le signe de cette valeur.
- En supposant que le système étudié n'est constitué que des 400 g d'eau quelle devrait être la relation entre Q_1 et Q_2 ?
- Expliquer pourquoi la relation précédente n'est pas vérifiée.
- Ecrire l'équation calorimétrique du système étudié (eau + calorimètre).
En déduire la capacité thermique de calorimètre.
Donnée : $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J.K}^{-1}.\text{g}^{-1}$

2. Chaleur de réaction d'une réaction acido-basique.**➤ Protocole expérimentale :**

Vous disposez d'une solution acide de concentration C_a (1M) et d'une solution basique de concentration C_b (1M).

Pour simplifier le calcul, les deux solutions ainsi que le calorimètre doivent être à la température ambiante T_1 .

Verser 150 mL de la solution d'acide et 150 mL de la solution basique dans le calorimètre.

Noter la température T_2 du mélange après quelques dizaines de secondes.

➤ Exploitation des résultats :

- Ecrire l'équation chimique de la réaction.
- Remplir un tableau comportant l'ensemble des valeurs mesurées et calculées (les températures $T_{H_2SO_4}$, T_{NaOH} et $T_{NaOH+H_2SO_4}$, et les masses $m_{H_2SO_4}$, m_{NaOH}).
- Ecrire l'équation calorimétrique et en déduire la chaleur de réaction $\Delta H_{\text{réaction}}$ (Q_r) en J.mol^{-1} .
- Comparer la valeur de $\Delta H_{\text{neutralisation}}$ que vous avez mesuré avec la valeur théorique.

Centre Universitaire de Relizane

Niveau : 1^{ère} Année Licence

Faculté des Sciences et de la Technologie

Chimie 2

Département des Sciences et Techniques

TP N° 03 : Détermination de l'enthalpie de Dissolution d'une substance chimique (H_2SO_4 , NaOH)

I. Définitions

I.1. Enthalpie de dissolution :

La dissolution d'une mole de substance dans une quantité déterminée du solvant est accompagnée d'une quantité de chaleur (soit absorbée ou cédée), cette chaleur est appelée Enthalpie de dissolution.

$$\Delta H_d = \frac{Q}{n}$$

Cette Enthalpie est la somme des deux Enthalpies :

- L'une correspond à la décomposition du réseau cellulaire - accompagnée de l'effet endothermique.
- L'autre correspond à l'interaction entre les ions libres du soluté et les molécules du solvant - accompagnée de l'effet exothermique.

Rappelons que :

- la formule pour la chaleur dégagée ou absorbée est $Q = m.c. \Delta T$ en joules
- le ΔH correspond à Q ramené à une mole de composé dissout.

II. Objectifs du TP

- Détermination de la capacité calorifique du calorimètre.
- Détermination de l'enthalpie de dissolution d'une solution de H_2SO_4 .
- Détermination de l'enthalpie de dissolution de $\text{NaOH}(s)$

APPAREILS ET MATERIEL :

Calorimètre - Bain-marie - Thermomètre - Balance

Eprouvette graduée - Erlenmeyer - tube à essai avec bouchon

Acide sulfurique - NaOH - Eau.

Attention au thermomètre : éviter les chocs physiques et thermiques.

III. Modes opératoires :

III.1. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre

1. Prendre 100 ml (100 g) d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée.
2. Mettre l'eau dans le calorimètre, puis mesurer sa température avec le thermomètre (t_1), c'est la température initiale de l'eau et de thermomètre.
3. Prendre 100 ml d'eau à l'aide de l'éprouvette graduée, mettre cette quantité dans un erlenmeyer.
4. Chauffer l'erlenmeyer dans un bain-marie. Ensuite mesurer la température de l'eau chaude (t_2). = 50°

5. Verser l'eau chaude dans le calorimètre. (Cette partie doit être rapide pour éviter refroidissement de l'eau).
6. Attendre un moment puis mesurer la température de l'équilibre (t_{eq1}).

III.2. Détermination de l'enthalpie de dissolution d'une solution de H_2SO_4 .

1. Verser un volume de 50 ml d'eau dans le calorimètre, noter sa température T_1 .
2. Préparer 10 ml d'acide sulfurique concentré, en utilisant une pipette ou une éprouvette graduée. Noter sa température T_2 .
3. Verser cette solution dans le calorimètre. Fermer le bouchon et introduire la sonde du thermomètre dans le calorimètre. Agiter laisser l'équilibre thermique se réaliser.
4. Relever la température finale T_{eq} en ayant soin de rincer la sonde du thermomètre juste après la lecture de la température de la solution.

➤ Questions

1. Déterminer la valeur de la capacité thermique du calorimètre (valeur équivalente en eau du calorimètre μ_c).
2. Quelle est la masse et le nombre de moles d'acide introduit dans le calorimètre.
3. Ecrire l'équation chimique de la dissociation de l'acide dans l'eau.
4. Ecrire l'équation du bilan thermique du système (eau+acide+calorimètre) et calculer la chaleur qu'accompagne la réaction de dissociation de l'acide (Q_{acide}).
5. En déduire l'enthalpie molaire de réaction de dissolution de l'acide sulfurique.
6. La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
7. Déterminer la valeur de la capacité calorifique de l'acide C_{acide} et la comparer à celle de l'eau.

On donne : $C_e = 1 \text{ cal/g.K}$ $\rho_{eau} = 1 \text{ g/cm}^3$ et $\rho_{H_2SO_4} = 1,84 \text{ g/cm}^3$

$$Q = C \cdot \Delta T = Q_{H_2SO_4} = m_{H_2SO_4} \times (\Delta H_d)$$

III.3. Détermination de la chaleur de dissolution de NaOH

- peser 5 g du composé (NaOH)
- introduire dans le calorimètre 100 ml d'eau froide
- attendre que la température de l'eau à l'intérieur du calorimètre se stabilise (température initiale T_1)
- introduire la substance à dissoudre (NaOH), reboucher immédiatement le calorimètre
- agiter avec le thermomètre pour avoir une dissolution complète et attendre que la température se stabilise (température finale T_f)

➤ Questions

1. Calculer le nombre de moles de NaOH introduit dans le calorimètre
2. Ecrire l'équation chimique de la dissociation de NaOH dans l'eau.
3. Ecrire l'équation du bilan thermique du système (eau+ NaOH +calorimètre) et calculer la chaleur qu'accompagne la réaction de dissociation de NaOH (Q_{Base}).
4. En déduire l'enthalpie molaire de réaction de dissolution de NaOH.
5. La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?
6. Déterminer la valeur de la capacité calorifique de NaOH (C_{Base}) et la comparer à celle de l'eau.

TP N° 02, DETERMINATION DE LA CAPACITE MASSIQUE D'UN CORPS LIQUIDE ET D'UN CORPS SOLIDE PAR CALORIMETRIE

A. OBJECTIFS :

Savoir écrire l'équation calorimétrique permettant de retranscrire le principe de conservation de l'énergie.

Déterminer :

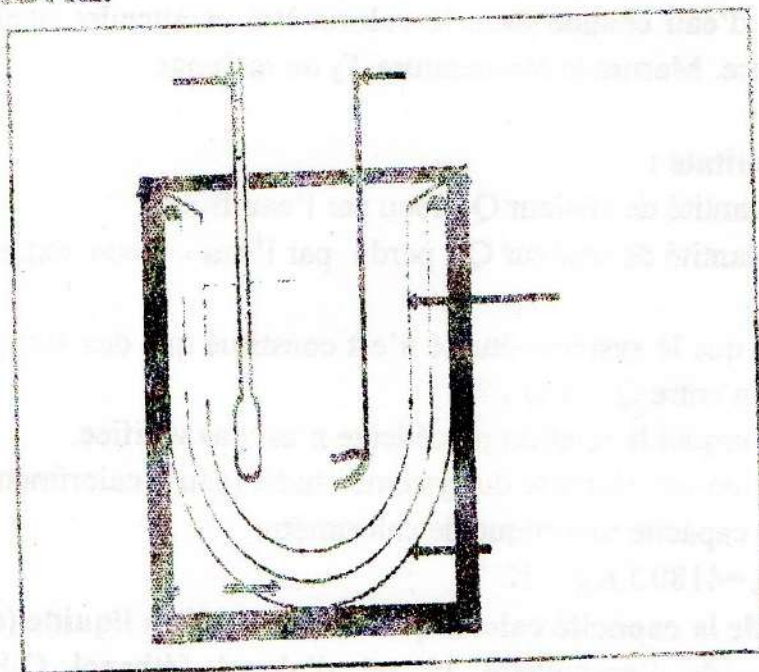
La capacité thermique du calorimètre,

La capacité thermique massique d'un matériau,

B. DESCRIPTION D'UN CALORIMETRE

Définition :

Un calorimètre est une enceinte adiabatique, c'est-à-dire qu'il ne permet aucun échange d'énergie avec le milieu extérieur.



C. MANIPULATION :

D. 1. Consignes à respecter :

Les manipulations doivent être réalisées avec le plus grand soin, les masses et les températures seront lues avec précision.

On évitera de renverser de l'eau.

- On n'oubliera pas d'agiter doucement pendant les mesures.

On ne placera pas le calorimètre près de la source de chaleur !

- N'oubliez pas que vous allez étudier des transformations irréversibles. Il ne sera pas possible de revenir en arrière pour retrouver une valeur mal notée (ou oubliée).

I. Capacité thermique du calorimètre.

Le calorimètre est là pour permettre l'étude d'échange d'énergie se produisant à l'intérieur de celui-ci. C'est un système isolé c'est-à-dire que lui et son contenu ne vont pas échanger de matière et d'énergie avec le milieu extérieur.

Le calorimètre fait une partie intégrante du système étudié. Il peut absorber ou donner de l'énergie thermique d'où la nécessité de connaître sa capacité calorifique.

1. Protocole expérimental.

Verser 200 g d'eau froide dans le calorimètre.

Verser 200 g d'eau froide dans le bécher. Le poser sur la plaque chauffante et porter la température de l'eau à 50 °C.

Mesurer la température T_1 de l'eau froide dans le calorimètre.

Mesurer la température T_2 de l'eau chaude.

Verser les 200 g d'eau chaude dans le calorimètre et attendre quelques minutes que la température se stabilise. Mesure la température T_3 du mélange.

Exploitation des résultats :

- Calculer la quantité de chaleur Q_1 reçu par l'eau froide.
- Calculer la quantité de chaleur Q_2 perdu par l'eau chaude, expliquer le signe de cette valeur.
- En supposant que le système étudié n'est constitué que des 400 g d'eau quelle devrait être la relation entre Q_1 et Q_2 ?
- Expliquer pourquoi la relation précédente n'est pas vérifiée.
- Ecrire l'équation calorimétrique du système étudié (eau + calorimètre).

En déduire la capacité thermique de calorimètre.

Donnée : $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J.Kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

III. Détermination de la capacité calorifique massique d'un liquide (exemple : Alcool)

1. Prendre à l'aide de l'éprouvette 10 ml d'alcool (éthanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Mettre dans l'erlenmeyer et chauffer au bain-marie.

2. Mesurer la température de l'alcool (T_2).

3. Verser l'alcool dans le calorimètre (le calorimètre contient de l'eau à $T_1 = T_{\text{eq}}$) puis, mesurer la température du mélange (T_{eq}).

IV. Détermination de la capacité calorifique massique d'un matériau solide :

1. Protocole expérimental.

Introduire 100 g d'eau froide dans le calorimètre, faire bouillir environ 100 g d'eau dans un bécher et y plonger le matériau accroché à un ficelle, noter la température T_2 de l'eau bouillante qui est aussi celle de matériau. Relever la température T_1 de l'eau froide situé dans le calorimètre. Plonger le matériau chaud dans l'eau du calorimètre et attendre quelques minutes avant de relever la température finale T_3 .

Exploitation des résultats :

Ecrire l'équation calorimétrique et en déduire la capacité thermique massique de matériau.