

République Algérienne Démocratique et Populaire Ministère de l'Enseignement

Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université A. MIRA – BEJAIA

Faculté de Technologie

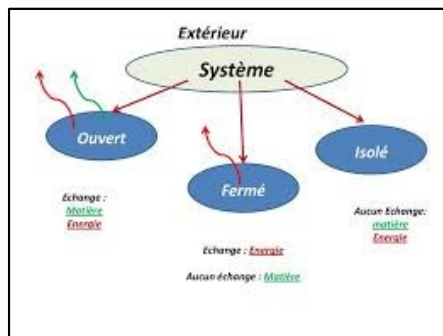
Département de Technologie

1^{ère} année Technologie Licence



Travaux pratiques de CHIMIE II

Thermodynamique



TP N°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte.

TP N°2 : Valeur en eau du calorimètre & Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace.

TP N°3 : Détermination de la chaleur spécifique d'un solide par calorimétrie.

TP N°4 : Transformations physiques de la matière – Vaporisation et solidification.

Auteurs :

Hassiba TIGHIDET, Maître de Conférences au Département de Génie des Procédés, Faculté de Technologie, Université de Bejaia. Email : hassiba.tighidet@univ-bejaia.dz

Naima TOUATI, Maître de Conférences du Département de Génie des Procédés, Faculté de Technologie, Université de Bejaia. Email : tnaima.touati@univ-bejaia.dz

Année universitaire 2025/2026

I. Discipline interne :

De manière à travailler avec efficacité et dans de bonnes conditions, nous prions les étudiants de respecter les points suivants :

- ◆ La présence est obligatoire à chaque séance de TP. Toute absence doit être justifiée.
- ◆ Le port d'une blouse est obligatoire.
- ◆ Tout le matériel utilisé ainsi que les paillasses et la salle devront être en parfait état de propreté à la fin de la séance. Le petit matériel (verrerie, flacons de réactifs, etc.) devra être rangé correctement sur les paillasses.
- ◆ Tout matériel détérioré ou cassé devra être impérativement signalé au responsable de la salle de TP.

II. Rappels théoriques :

II.1. Notions de température et chaleur :

- La température est une variable d'état d'un système. Elle est donnée en °C ou en K.

$$T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$$

- La chaleur est une forme d'énergie. Elle est donnée en joule (J) ou en calorie (cal).

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

- La chaleur se déplace d'un système avec une température plus élevée vers un système avec une température plus basse.
- Un système est un ensemble de corps « regroupés », caractérisés par une même valeur de T et pouvant échanger de la chaleur avec un autre système.
- Un système est en équilibre thermodynamique si les variables d'état (pression, volume, température ...) sont constantes dans le temps en tout point du système.

Equilibre thermique : température constante et uniforme.

Equilibre mécanique : pression constante et uniforme.

Equilibre chimique : composition du système uniforme constante (pas de réaction chimique).

II.2. Equation des gaz parfaits :

Le comportement d'un gaz parfait est décrit par l'équation d'état suivante :

$$PV = nRT$$

Avec :

P : pression d'un gaz parfait (Pas = $\frac{N}{m^2}$, atm, ..)

$$1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pas} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg} = 1,013 \text{ bar}$$

V : volume d'un gaz parfait (m^3 , L)

$$1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L} = 10^6 \text{ mL} = 10^6 \text{ cm}^3$$

n : nombre de moles du gaz (mol)

T : température du gaz (K)

R : constantes des gaz parfaits.

$$R = 8,314 \text{ J/mol.K (P en Pas , V en m}^3 \text{)}$$

$$R = 0,082 \text{ L.atm /mol.K (P en atm et V en L)}$$

$$R = 1,987 \text{ cal / mol.K (1 cal = 4,18 Joul)}$$

II.3. Calorimétrie :

La calorimétrie repose sur un principe fondamental qui est l'égalité des échanges thermiques (ce qui est perdu par un milieu est gagné par un autre milieu). C'est le principe de la thermodynamique, qui est basé sur la conservation d'énergie. Dans un système isolé, il n'y a aucun échange thermique avec l'extérieur. Il doit y avoir une conservation de la chaleur à l'intérieur du système.

La conservation de la chaleur s'énonce ainsi :

$$\text{Chaleur perdue ou reçue par le système 1} + \text{Chaleur perdue ou reçue par le système 2} + \text{Chaleur perdue ou reçue par le calorimètre} = 0$$

Dans ces équations de bilan, le signe négatif indique qu'il s'agit bien d'une perte de chaleur par les masses considérées tandis que le signe positif indique qu'il s'agit d'un gain de chaleur par les masses considérées.

Les quantités de chaleur échangées seront calculées soit par :

$$Q = m C_p (T_f - T_i)$$

ou bien : $Q = C (T_f - T_i)$ lorsque l'échange est dû à une différence de température ΔT .

Soit par : $Q = m L$ lorsque l'échange de chaleur est dû à un changement de phase.

○ **Chaleur spécifique (massique) c :**

La chaleur massique est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1°C la température de l'unité de masse d'un corps.

$$Q = m c (T_f - T_i) ; \quad c \text{ en J/Kg.}^\circ\text{K}$$

○ **Capacité calorifique (thermique) C :**

La capacité calorifique ou thermique d'un corps est la quantité de chaleur nécessaire pour élever sa température de 1°C.

$$Q = C (T_f - T_i) ; \quad C \text{ en J/°K}$$

○ **Chaleur latente de fusion L_{fus} :**

La chaleur latente de fusion est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse d'un corps à température constante de l'état solide à l'état liquide.

$$Q = m L_{fus} ; \quad L_{fus} \text{ en J/ Kg}$$

○ **Chaleur latente de vaporisation L_{vap} :**

La chaleur latente de vaporisation est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse d'un corps à température constante de l'état liquide à l'état gazeux.

$$Q = m L_{vap} ; \quad L_{vap} \text{ en J/ Kg}$$

○ **Chaleur de réaction :**

La chaleur de réaction est la quantité de chaleur dégagée ou absorbée au cours d'une réaction chimique.

$$Q \text{ en J ou cal}$$

$Q < 0 \rightarrow$ réaction exothermique

$Q > 0 \rightarrow$ réaction endothermique

$Q = 0 \rightarrow$ réaction athermique

○ **Chaleur de combustion :**

La chaleur de combustion est la quantité de chaleur **dégagée** par la combustion de l'unité de masse d'un corps ($Q = \Delta H_{comb} < 0$).

○ **Calorimètre :**

Appareil avec une surface adiabatique servant à mesurer la quantité de chaleur dégagée ou absorbée dans un phénomène physique ou une réaction chimique. Celui-ci est utilisé pour minimiser les échanges thermiques avec l'extérieur.

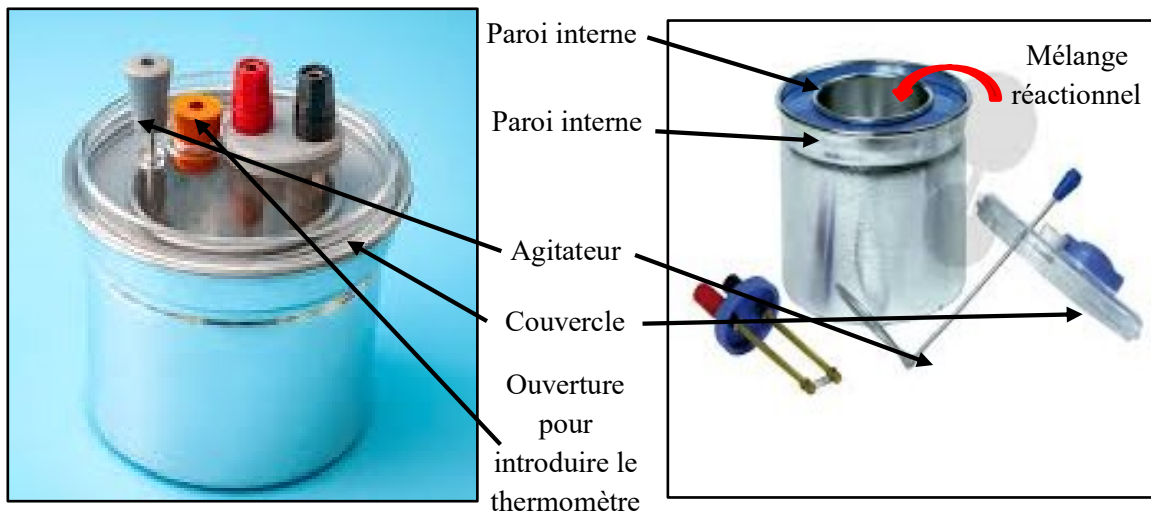


Figure 1 : Constituents d'un calorimètre.

○ Valeur en eau du calorimètre μ :

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

$$C_{\text{cal}} \Delta T = \mu c_{\text{eau}} \Delta T$$

Remarque :

- Adiabatique : pas d'échange d'énergie thermique (chaleur) entre le système et le milieu extérieur)
- Capacité calorifique molaire : C_p' en $\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
- Capacité calorifique massique : C_p en $\text{J. K}^{-1}.\text{g}^{-1}$
- Capacité calorifique : $C_{\text{cal}} = m.C_p = n.C_p'$ en J.K^{-1}

II.4. Changements d'états physiques de la matière :

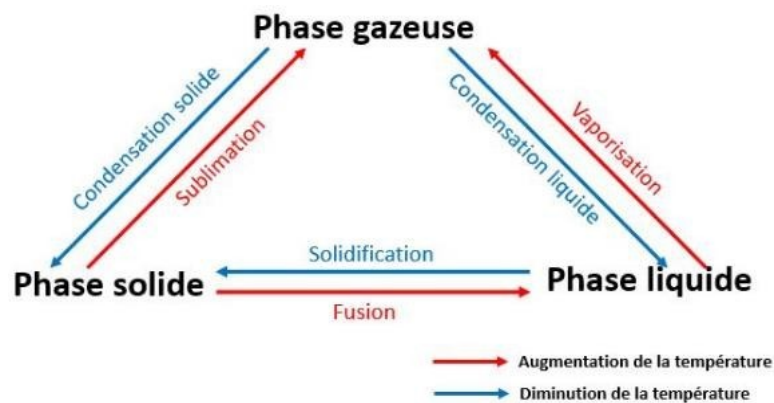


Figure 2 : Changements d'états physiques de la matière.

TP N°1

Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi de Boyle-Mariotte

1. But :

L'objectif de l'expérience est de vérifier l'application de la loi de Boyle-Mariotte pour les gaz parfaits appliquée à l'air à température ambiante.

2. Etapes de réalisation du TP :

- Mesure ponctuelle de la pression P de l'air enfermé à température ambiante en fonction de la position du piston s.
- Représentation dans un diagramme pression-volume des valeurs mesurées pour une quantité de matière bien déterminée.
- Vérification de la Loi de Boyle-Mariotte.

3. Notions théoriques :

Le volume d'une quantité de gaz dépend de la pression à laquelle ce gaz est soumis et de sa température. A température constante, le produit du volume par la pression est souvent constant. Cette loi énoncée par Robert Boyle et Edme Mariotte est valable pour tous les gaz à l'état parfait, c'est-à-dire lorsque la température du gaz est largement supérieure à ce que l'on appelle "température critique".

La loi découverte par Boyle et Mariotte est :

$$\boxed{P \cdot V = \text{Constante}} \quad (1)$$

Elle constitue un cas particulier de la loi des gaz valable pour tous les gaz parfaits. Elle décrit la relation entre la pression P, le volume V, la température T rapportée au point zéro absolu et la quantité de matière n d'un gaz :

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T} \quad (2)$$

Avec

R : Constante universelle des gaz parfaits ($R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$).

P : Pression en Pascal.

V : Volume en m^3 .

n : Quantité de matières en mol.

T : Température en K.

L'équation (2) communément admise permet de déduire le cas particulier (1) à la condition

que la température T et la quantité de matière enfermée n ne varient pas.

4. Principe :

L'expérience a pour but de démontrer l'application de la Loi de Boyle- Mariotte à l'air en tant que gaz parfait, à température ambiante. A cet effet, on fait varier le volume V dans un récipient cylindrique sous l'action d'un piston tout en mesurant la pression P de l'air enfermé.

5. Protocole expérimental :

5.1. Description :

Cet équipement permet de tester la loi de Boyle à température constante $PV = \text{Constante}$. Il est composé d'un cylindre en plastique gradué en millilitre (ml). L'échelle est comprise entre 20 et 65 ml avec une précision de 1ml. À l'intérieur du cylindre, un piston peut être déplacé grâce à un mécanisme à vis. Un manomètre est connecté au piston, calibré en hPa, et avec une plage de -1000 à 3000 hPa. La sensibilité est de 50 hPa. Un robinet (avec trois positions) permet d'isoler ou de relier l'air à l'intérieur du cylindre avec l'air de la pièce.

Un thermomètre numérique, actionné par un interrupteur ON/OFF, permet de contrôler la température interne de l'air dans le cylindre (Figure 1).

Rappelons que : $10^5 \text{ Pa} = 1000 \text{ hPa} = 10 \text{ N} \cdot \text{cm}^{-2}$

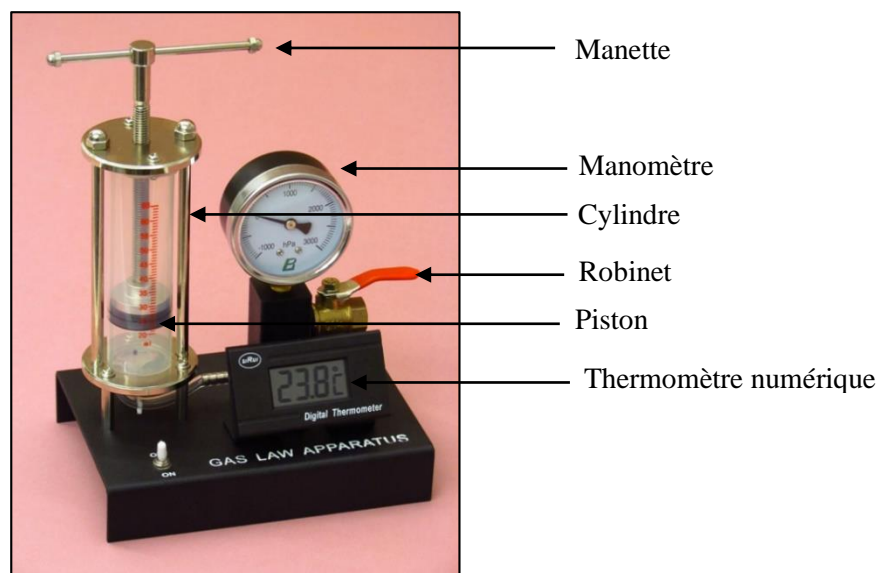


Figure 1 : Appareil de vérification de la loi de Boyle-Mariotte.

5.2. Expérience :

- Maintenir le piston dans une position à volume élevé (Dans notre cas 60 ml) avec le robinet ouvert

TP N°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi de Boyle-Mariotte

- Prenez note le volume. La pression actuelle est la pression atmosphérique $P_0 = 1,013 \text{ N.m}^{-2}$. Le manomètre affichera 0 dans cette condition.
- Activez le thermomètre numérique avec l'interrupteur en position ON : la température interne sera affichée.
- Fermez le robinet et abaissez lentement le piston par pat de 5 ml en premier lieu, puis 10 ml et noter la pression correspondante. La compression doit se faire lentement pour ne pas faire varier la température. Opérer très doucement pour ne pas échauffer l'air et attendre avant chaque mesure de pression l'établissement de l'équilibre. Ainsi, la température de l'air enfermé est constante et égale à la température ambiante.
- Une fois la compression isotherme terminée, procéder à la détente en faisant augmenter le volume de l'air jusqu'à atteindre 60 ml.
- A la fin, ouvrir le robinet et éteindre le thermomètre numérique avec l'interrupteur en position OFF.

5.3. Compte rendu :

1) Compléter les tableaux 1 et 2.

- Tableau 1 : Compression isotherme

V(ml)	60	55	50	40	30	20
P (hPa)						
1/P (hPa ⁻¹)						
PV (J)						
T (°C)						

- Tableau 2 : Détente isotherme

V(ml)	20	25	30	40	50	60
P (hPa)						
PV (J)						
T (°C)						

Considérons que la pression interne de l'air est la somme de la pression atmosphérique initiale et la pression affichée par le manomètre.

- 2) Représenter graphiquement l'évolution de la pression (P) en fonction du volume (V) pour les deux transformations (compression et détente).
- 3) Une relation simple entre P et V peut-elle être établit à partir de ces graphiques ?
- 4) Que peut-on dire du produit PV ?

TP N°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi de Boyle-Mariotte

- 5) Enoncer la loi de Boyle-Mariotte en deux phrases.
- 6) A partir des résultats de l'expérience 1, Tracer la courbe $V = f(1/P)$.
- 7) Calculer la pente de la courbe obtenue.
- 8) Donner la relation qui existe entre V et $1/P$.
- 9) En déduire la valeur de la constante des gaz parfaits (R en $J.K^{-1}.mol^{-1}$) et la comparer à la valeur théorique ($R = 8,314 J.K^{-1}.mol^{-1}$). La comparaison se fera par le calcul de l'écart relatif entre la valeur théorique et expérimentale.
- 10) Faites les conclusions nécessaires.

Données :

Masse volumique de l'air en fonction de la température

Pression atmosphérique : 1 atm (101 325 Pa)

Air sec

Température (°C)	Masse volumique (kg/m ³)
18	1.213
19	1.208
20	1.204
21	1.200
22	1.196
23	1.192
24	1.188
25	1.184
26	1.180
27	1.176
28	1.172
29	1.168
30	1.165

TP N°2

**Valeur en eau du calorimètre & Détermination de la chaleur latente de
fusion de la glace**

I. But :

- a. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre.
- b. Détermination de la valeur en eau du calorimètre.
- c. Détermination la chaleur latente de fusion de la glace.

II. Principe du TP :

La détermination de la chaleur latente de fusion de la glace va être procédée par calorimétrie. Le calorimètre est formé de différentes parties qui doivent toutes se mettre en équilibre thermique avec les éléments que l'on place dans celui-ci ; cela se traduit par une valeur de capacité thermique qu'il faut déterminer avant de pouvoir commencer les mesures.

La chaleur latente de fusion est la quantité de chaleur nécessaire pour faire passer l'unité de masse d'un corps à température constante de l'état solide à l'état liquide. Le principe de cette détermination réside dans la mesure des échanges thermiques qui vont être effectués entre le corps lors de son changement d'état avec son milieu environnant, et ce par calorimétrie (système isolé).

III. Méthodes de calculs :

III.1. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre :

Le calorimètre est un système isolé, ce qui permet de négliger les échanges d'énergie avec le milieu ambiant. A partir du bilan des quantités de chaleur dans le système (eau + calorimètre), on peut déduire la capacité calorifique du calorimètre utilisé C_{cal} .

Pour calculer la capacité calorifique du calorimètre, on utilise les formules suivantes obtenues après avoir effectué le bilan thermique (Sachant que la numérotation des températures « T_1 , T_2 , ... » mentionnées dans les équations ci-après suivent celles indiquées dans le mode opératoire des expériences) :

$$Q_1 = m_{eau} C_{eau} \Delta T_1 \quad (1) \quad \Delta T_1 = T_3 - T_2$$

Avec :

Q_1 : La chaleur cédée par l'eau chaude en cal.

C_{eau} : La capacité thermique massique de l'eau est égale à $1 \text{ cal g}^{-1}\text{K}^{-1}$.

m_{eau} : La masse d'eau versée en g.

La capacité calorifique C_{cal} du calorimètre déduite s'exprime par :

$$C_{\text{cal}} = - Q_1 / \Delta T_2 \quad (2) \quad \Delta T_2 = T_3 - T_1$$

III.2. Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace :

En négligeant les pertes d'énergie avec le milieu ambiant et en faisant le bilan des quantités de chaleur dans le système (eau + calorimètre + glace), on peut déduire la chaleur latente de fusion de la glace L_{fus} .

La chaleur latente de fusion de la glace L_{fus} est calculée d'après l'équation suivante :

$$L_{\text{fus}} = - [(C_{\text{cal}} + m_{\text{eau}} c_{\text{eau}}) \Delta T_3 + m_{\text{glace}} c_{\text{eau}} \Delta T_4] / m_{\text{glace}} \quad (3)$$

Avec : $\Delta T_3 = T_6 - T_4$ et $\Delta T_4 = T_6 - T_5$

C_{cal} : La constante d'étalonnage ou la capacité calorifique du calorimètre déterminée par les équations (1) et (2).

m_{eau} : La masse d'eau distillée en g.

m_{glace} : La masse de la glace en g.

$c_{\text{eau}} = 1 \text{ cal g}^{-1} \text{ K}^{-1}$

L'enthalpie molaire de fusion de la glace est donnée par :

$$\Delta H_{\text{fus}} = L_{\text{fus}} M_{\text{glace}} \quad (4)$$

Où : M_{glace} est la masse molaire de la glace en g mol^{-1} .

IV. Matériels utilisés :

- Calorimètre.
- Plaque chauffante.
- Bécher.
- Thermomètre.
- Balance
- Capsule en plastique.
- Morceaux de glace.

V. Mode opératoire :

V.1. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre :

- Laver le vase intérieur du calorimètre à l'eau de robinet ; ensuite le rincer avec l'eau distillée.

- Mesurer la température initiale du calorimètre vide T_1 (Température ambiante).
- Prélever 100 ml d'eau distillée à l'aide éprouvette graduée et versez-les dans un bécher, puis noter la masse m_{eau} de l'eau utilisée.
- Chauffer l'eau contenue dans le bécher jusqu'à une température T_2 d'environ 50°C .
- Verser l'eau chaude rapidement dans le calorimètre à l'aide d'un entonnoir puis agiter pendant 5 minutes pour que l'équilibre thermique s'établisse.
- Noter la température d'équilibre T_3 .

V.2. Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace :

- Laver le vase intérieur du calorimètre à l'eau de robinet ; ensuite le rincer avec l'eau distillée. S'assurer que la température du calorimètre avoisine T_1 .
- Dans le calorimètre, verser 100 ml d'eau distillée à température ambiante en notant sa masse m_{eau} .
- Agiter le calorimètre, puis mesurer la température T_4 du système (eau distillée + calorimètre).
- Peser la masse de la capsule en plastique vide et noter sa masse m_a .
- Dans la capsule, mettre un morceau de glace fondante puis noter la masse de l'ensemble m_b . La température du glaçon T_5 est alors égale à 0°C .
- Calculer la masse du glaçon m_{glace} .
- Introduire le glaçon dans le calorimètre.
- Agiter régulièrement le mélange jusqu'à ce que le glaçon ait complètement fondu.
- Noter la température d'équilibre T_6 .

VI. Compte rendu :

1. A quoi sert la calorimétrie ? Quelles sont les principes de la calorimétrie ?
2. Faites les bilans thermiques nécessaires pour déduire l'expression de C_{cal} et L_{fus} .
3. Calculer la capacité calorifique C_{cal} .
4. Donner le sens physique de la constante d'étalonnage C_{cal} .
5. C'est quoi la valeur en eau du calorimètre ? Calculer cette valeur.
6. Calculer la chaleur latente de fusion de la glace.
7. Calculer l'enthalpie molaire de fusion de la glace.
8. Comparer la valeur expérimentale obtenue avec celle donnée dans la littérature ($\Delta H_{\text{fusion}} = 6018 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$) et calculer l'erreur relative commise sur l'enthalpie molaire de fusion de la glace.

9. Déduire l'enthalpie molaire de solidification de l'eau (ΔH_{sol}).
10. Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.
11. Commenter les résultats (le signe des enthalpies).
12. Faites les conclusions nécessaires.

TP N°3

Détermination de la chaleur spécifique d'un solide par calorimétrie

I. But du TP :

- Détermination de la valeur en eau du calorimètre
- Détermination de la capacité thermique massique ou chaleur spécifique d'un solide par calorimétrie.

II. Principe du TP :

La chaleur spécifique ou capacité thermique massique est une propriété thermodynamique qui correspond à la quantité d'énergie nécessaire pour augmenter la température d'un gramme d'une substance d'un degré Celsius. Elle est mesurée en J/kg·K ou en cal/g·K.

Le principe du TP pour la détermination de la capacité thermique massique d'un solide consiste à mesurer la quantité de chaleur échangée entre la substance à étudier et son environnement. Pour ce faire, un calorimètre est utilisé. Il s'agit d'un appareil conçu pour isoler le système thermique de l'extérieur et ainsi permettre une mesure précise de la variation de température.

III. Méthodes de calcul :

III.1. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre :

Elle est basée sur le bilan thermique à l'équilibre : $|Q_{\text{cédée}}| = |Q_{\text{reçue}}|$

$$Q_{\text{cédée}} = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} (T_3 - T_2)$$

$$Q_{\text{reçue}} = C_{\text{cal}} \Delta T' = C_{\text{cal}} (T_3 - T_1)$$

Ainsi :

$$C_{\text{cal}} = - \frac{Q_{\text{cédée}}}{\Delta T'}$$

$Q_{\text{cédée}}$: chaleur cédée par l'eau chaude en cal.

$Q_{\text{reçue}}$: chaleur reçue par le calorimètre en cal.

c_{eau} : Chaleur spécifique de l'eau qui est de 1 cal/g K

C_{cal} : capacité calorifique du calorimètre en cal/K.

La valeur en eau du calorimètre μ_{eau} peut être déduite de la relation suivante :

$$C_{\text{cal}} \Delta T = \mu_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T$$

III.2. Détermination de la capacité thermique massique du solide :

Elle est basée sur le bilan thermique à l'équilibre : $|Q_{\text{cédée}}| = |Q_{\text{reçue}}|$

TP N°3 : Détermination de la chaleur spécifique d'un solide par calorimétrie

$$Q_{\text{cédée}} = m_{\text{solide}} c_{\text{solide}} \Delta T_1 = m_{\text{solide}} c_{\text{solide}} (T_6 - T_5)$$

$$Q_{\text{reçue}} = (m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} + C_{\text{cal}}) \Delta T_2 = (m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} + C_{\text{cal}}) (T_6 - T_4)$$

Ainsi :

$$c_{\text{solide}} = - Q_{\text{reçue}} / m_{\text{solide}} \Delta T_1$$

$Q_{\text{cédée}}$: chaleur cédée par le solide en cal.

$Q_{\text{reçue}}$: chaleur reçue par le calorimètre et l'eau en cal.

c_{eau} : Chaleur spécifique de l'eau qui est de 1 cal/g K

C_{cal} : capacité calorifique du calorimètre en cal/K

C_{solide} : chaleur spécifique du solide en cal/g K

IV. Matériels utilisés :

- Calorimètre
- Thermomètre
- Plaque chauffante
- Balance
- Creuset en plastique
- Becher (150ml)
- Eprouvette graduée de 100 ml
- Granulés solides (verre, aluminium et cuivre)



Calorimètre en aluminium



Granulés : Verre, Cuivre et Aluminium

V. Protocol expérimental :

V.1. Détermination de la capacité calorifique et de la valeur en eau du calorimètre :

- Rincer le calorimètre à l'eau distillé
- Mesurer la température initiale T_1 du calorimètre à l'aide du thermomètre numérique.
- Prélever un volume de 100 ml d'eau à l'aide d'une éprouvette graduée
- Peser puis noter la masse m_{eau} de l'eau utilisée.

TP N°3 : Détermination de la chaleur spécifique d'un solide par calorimétrie

- Chauffer cette eau jusqu'à une température T_2 de 50°C sur une plaque chauffante.
- Introduire l'eau chaude rapidement dans le calorimètre (à l'aide d'un entonnoir).
- Agiter pendant 5 min jusqu'à atteindre l'équilibre thermique.
- Noter la température finale T_3 du mélange.

V.2. Détermination de la chaleur spécifique d'un solide par la méthode des mélanges :

- On dispose de deux échantillons métalliques sous forme de granulés ou de billes (cuivre et aluminium) ayant chacun une chaleur spécifique.
- Peser la masse m_{solide} de l'échantillon et noter sa masse (le solide sera introduit dans un petit sac perméable afin de faciliter transfert de l'échantillon du bécher vers le calorimètre). $m_{\text{solide}} = m_{\text{métal}} + m_{\text{sac}}$: on néglige la masse du sac lors des bilans thermiques.
- Prélever un volume de 100 ml d'eau à l'aide d'une éprouvette graduée.
- Peser puis noter la masse m_{eau} de l'eau utilisée.
- Introduire l'eau dans le calorimètre.
- Noter la température T_4 initiale de l'eau dans le calorimètre.
- Verser 100 ml d'eau dans un bécher puis introduire les billes (ou les granulés).
- Chauffer l'ensemble eau+ granulés jusqu'à une température T_5 de 100°C sur une plaque chauffante.
- Laisser le bécher sur la plaque chauffante quelques minutes afin de maintenir les granulés à la température T_5 .
- Introduire rapidement les billes (ou les granulés) chaudes dans le calorimètre.
- Refermer le calorimètre, agiter pendant 5 min puis noter la température finale T_6 à l'équilibre.
- Refaire la même procédure pour le deuxième échantillon.

VI. Compte rendu :

1. Quel est le principe de la calorimétrie.
2. Faites les bilans thermiques pour obtenir l'expression de C_{cal} et C_{solide} .
3. Calculer la capacité calorifique du calorimètre.
4. Donner la définition de la valeur en eau du calorimètre et la calculer.
5. Quel est la définition de la capacité thermique massique.
6. Calculer et présenter sous forme d'un tableau les capacités thermiques massiques des différents échantillons.

TP N°3 : Détermination de la chaleur spécifique d'un solide par calorimétrie

7. Comparer entre les différentes chaleurs spécifiques obtenues et commenter.
8. Comparer les valeurs expérimentales obtenues avec celles donnée par la littérature.

Métal	Chaleur Spécifique (J/g°C)
Verre	0,72
Aluminium	0,9
Cuivre	0,386

9. Calculer l'erreur relative commise sur la chaleur spécifique massique de chaque échantillon.
10. Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.
11. Faites les conclusions nécessaires.

TP N°4

Transformations physiques de la matière-Vaporisation et solidification

1. Introduction :

L'eau se présente sous trois états physiques : liquide, gazeux et solide. On se propose dans ce TP d'étudier expérimentalement la transformation qui change l'eau de l'état liquide à l'état gazeux et de l'état liquide à l'état solide.

2. But du T.P :

- Déterminer la température de vaporisation et de solidification de l'eau distillée à pression atmosphérique.
- Construire les courbes de changement d'état liquide-vapeur et liquide- solide.
- Déterminer les caractéristiques de ces courbes et l'interpréter.

3. Matériel utilisé

- Bécher.
- Thermomètre.
- Éprouvette graduée.
- Tube à essais.
- Plaque chauffante
- Erlenmeyer
- Pissette d'eau distillée

4. Manipulation :

4. 1. Vaporisation de l'eau distillée :

- Verser 100ml d'eau distillée dans un bécher et le mettre sur une plaque chauffante.
- Accrocher un thermomètre au support et plonger-le dans le liquide (eau distillée) sans toucher le fond du bécher (voir le montage ci-dessous).
- Utiliser le thermomètre et le chronomètre pour remplir le tableau 1.

Tableau1 : Variation de la température de l'eau distillée en fonction du temps

<i>Temps (t) en min</i>	0	1	2	3	4	5	6	7	8				
<i>T (°C)</i>	T ₀												
<i>Observations</i>													

T₀ : La température de l'eau distillée avant le chauffage.

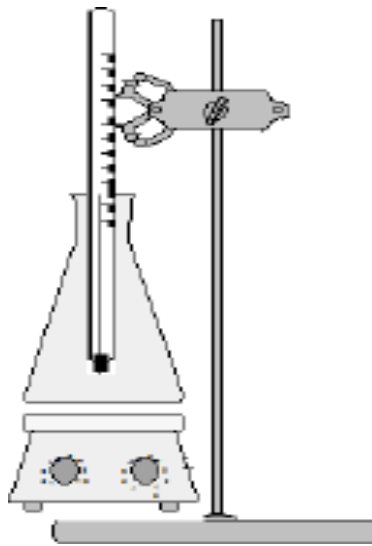


Figure 1 : Dispositif expérimental de vaporisation de l'eau.

4. 2. Cristallisation de l'eau distillée :

- On prépare un mélange de glace pilée et de sel de cuisine dans un bûcher (environ quatre volume de glace pour un volume de sel) ; ce mélange permet d'obtenir une température -20°C ; on l'appelle mélange réfrigérant.
- Relever la température du mélange glace sel : $T = \dots\dots^{\circ}\text{C}$
- On plonge dans ce mélange, un tube à essais contenant un certain volume d'eau distillée et un thermomètre.
- Relever la température de l'eau dans le tube à essai à des intervalles de temps réguliers jusqu'à ce que l'eau soit complètement transformée en glace
- Placer dans le tableau 2 les résultats des mesures.

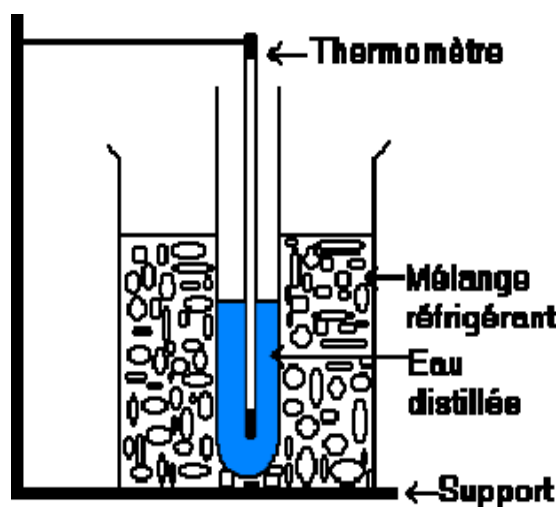


Figure 2 : Dispositif expérimental de solidification de l'eau.

Tableau2 : Variation de la température de l'eau distillée en fonction du temps

<i>Temps (t)</i>	0	10s	20s	30s	40s	50s	1min	2min					
<i>T (°C)</i>	T ₀												
<i>Observations</i>													

5. Compte rendu :

- a) Quelles sont les différentes transformations que peut subir une matière ?
- b) Quelles sont les transformations étudiées dans ce TP ? Expliquer, en détail, la procédure suivie pour y parvenir.
- c) A partir des deux tableaux, tracer les graphes suivants :
 - 1- Température en fonction du temps ($T = f(t)$) dans le cas de vaporisation.
 - 2- Température en fonction du temps ($T = f(t)$) dans le cas de solidification.
- d) De combien de phases est constitué les deux graphes ? Expliquer et discuter les différentes étapes.
- e) Donner l'expression de la chaleur qui correspond à chaque étape des deux graphes.
- f) Déterminer la température d'ébullition et de solidification de l'eau pure.
- g) Comparer et commenter la valeur de la température de vaporisation et celle de solidification de l'eau dans les conditions de l'expérience à la valeur théorique (T de vaporisation de l'eau pure : 100°C et T de sa solidification est de 0°C sous une pression de 1 atm).
- h) En se basant sur vos connaissances théoriques, est-ce que la solidification de l'eau salée s'effectue à température constante ? Dans le cas contraire, justifier votre réponse.
- i) Quelles sont les facteurs influençant les expériences effectuées dans ce TP ?
- j) Faites les conclusions nécessaires.