

République Algérienne Démocratique et Populaire Ministère de l'Enseignement

Supérieur et de la Recherche Scientifique

Université A. MIRA – BEJAIA

Faculté de Technologie

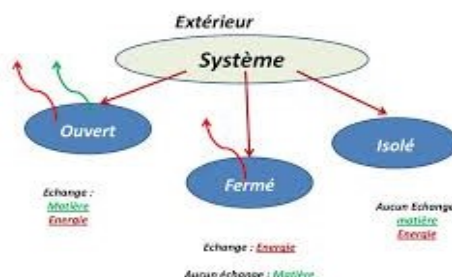
Département de Technologie



Tronc Commun Ingénieur ST et TM (1^{ère} année)

Travaux pratiques de CHIMIE II

THERMODYNAMIQUE



TP N°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles

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

TP N° 3 : Etude de la vaporisation de l'eau pure et de la solidification de l'eau salée

TP N°4 : Détermination de la chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant

Auteurs :

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

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

Année universitaire 2025/2026

TP Préliminaire
Consigne et
rappels théoriques

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.

$$T (K) = T (°C) + 273,15$$

- 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 ($\text{Pa} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$, atm, ..)

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

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 :

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

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.

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

TP PRELIMINAIRE

○ 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.

TP PRELIMINAIRE

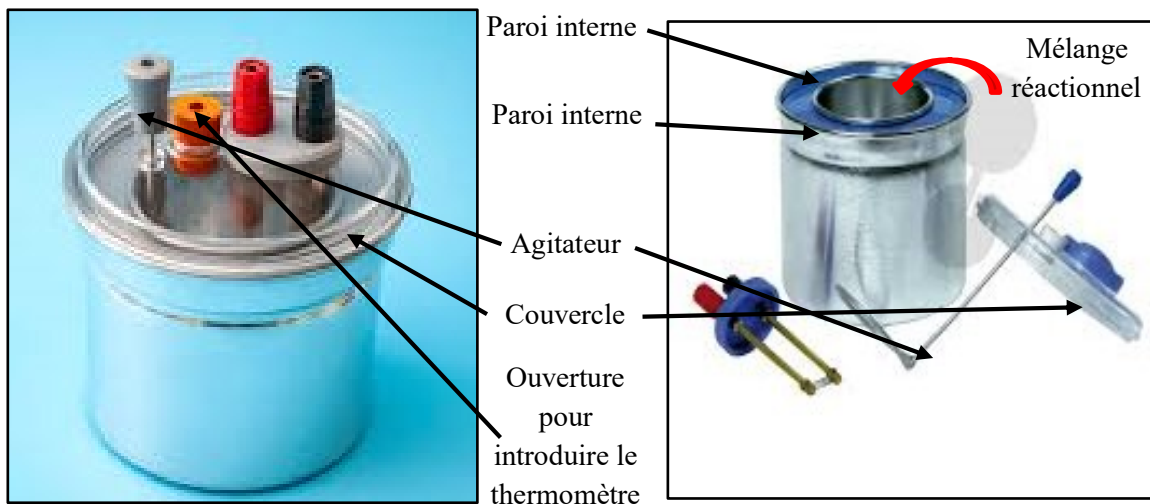


Figure 1 : Constituants d'un calorimètre.

○ 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 :

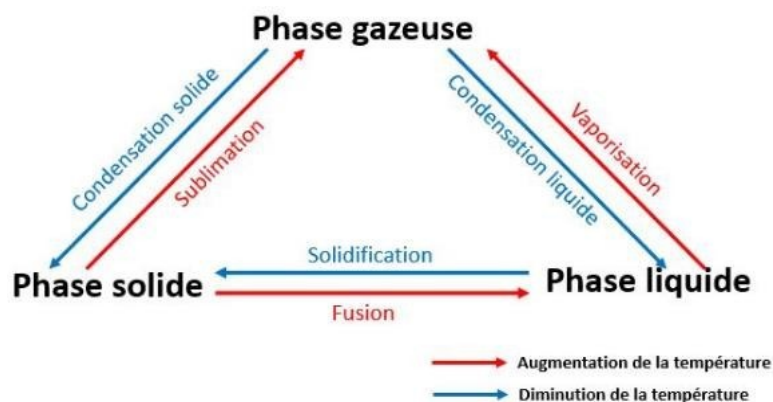


Figure 2 : Changements d'états physiques de la matière.

TP N°1

Lois des gaz parfaits : Vérification
de la loi Boyle-Mariotte &
Détermination de la valeur du zéro
absolu de température à partir de la
loi de Charles

TP N°1

Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles

I. But du TP :

- Vérification de la loi de Boyle-Mariotte qui relie la pression et le volume d'un gaz parfait à température constante.
- Déterminer la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles qui relie la pression et la température d'un gaz parfait à volume constant.

II. Principes du TP :

La première expérience du TP 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.

Quant à la deuxième expérience, elle sera effectuée à l'aide de la sphère du zéro absolu afin de déterminer expérimentalement la température du zéro absolu. La sphère du zéro absolu se compose d'une sonde de température à réponse rapide et d'un tube en plastique (avec connecteur de pression) montés dans une sphère creuse en cuivre de volume 0,535 L. La sonde de température et le tube en plastique sont reliés via des connecteurs à une interface informatique. Cette dernière est branchée à un ordinateur et le logiciel d'acquisition PASCO enregistre et affiche les températures et les pressions au cours de l'expérience. Le principe consiste à introduire la sphère du zéro absolu dans un bain d'eau et d'enregistrer la pression correspondante. En faisant varier la température du bain d'eau, le gaz peut se dilater ou se contracter. On obtient alors différentes valeurs de pression.

III. Théorie :

III.1. Loi de Boyle-Mariotte :

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

TP n°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles

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 :

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

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 :

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

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.

III.2. Loi de Charles et détermination du zéro absolu de température :

Le zéro absolu, également connu sous le nom de zéro Kelvin, est la température la plus basse jamais atteinte. En effet, Le troisième principe de la thermodynamique, formulé par Walther Nernst en 1906, pose des limites à la réalisation de cette température extrême. Expérimentalement, il a été seulement possible de s'en approcher. A la température absolue, les molécules qui composent le système sont complètement figées ce qui correspond à une énergie thermique minimale et à un état de désordre moléculaire nul.

Cette température **théorique** est déterminée en extrapolant (figure 1) la loi des gaz parfaits : la valeur du zéro absolu est fixée à $-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$ (Celsius).

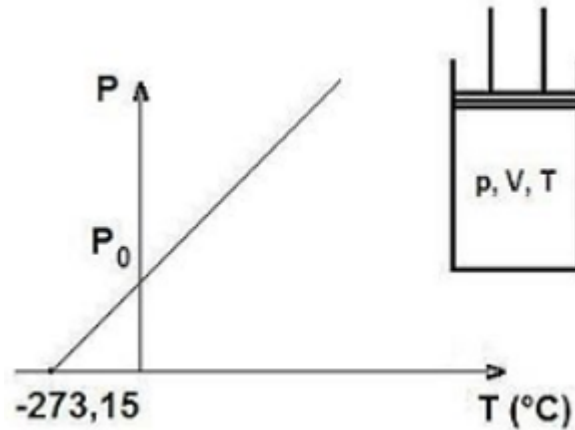


Figure 1 : Evolution de la pression en fonction de la température à volume constant.

Loi de Charles stipule qu'à volume V constant, la pression d'un gaz parfait est directement proportionnelle à la température absolue (exprimée en K), soit :

$$\frac{P}{T} = \text{constante} \quad (3)$$

$$\text{D'où } P = \text{constante}(T) + 0 \quad (4)$$

L'intersection de la droite avec l'axe des températures correspond alors au zéro absolu (K).

Cette loi est également exprimée sous la forme : $P = P_0[1 + \beta(\Delta T)]$ (5)

Avec

P : pression ;

T : température en (°C) ;

β : coefficient de variation de pression en fonction de la température qui tend vers une valeur universelle d'environ égale à $1/273,15$, lorsque les températures sont exprimées en (°C) ;

P_0 : pression correspondant à $T=0^\circ\text{C}$.

Lorsque la pression devient nulle, la température tend vers $(-1/\beta \text{ égale } -273,15^\circ\text{C})$.

IV. Matériels :

1^{ère} Expérience :

L'équipement 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,

TP n°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles

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 2).

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

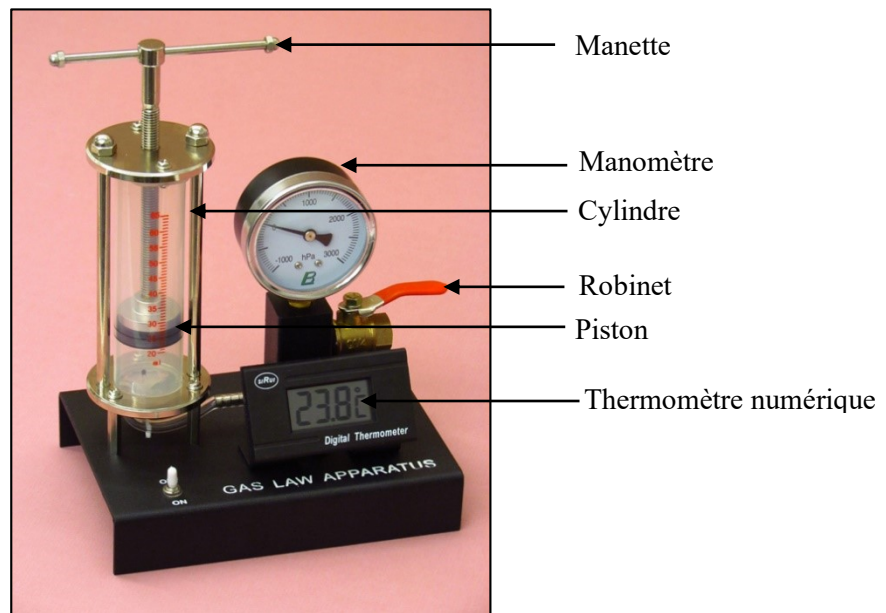


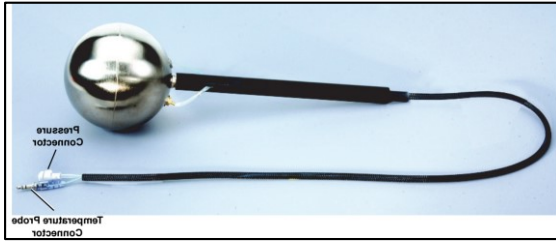
Figure 2 : Appareil de vérification de la loi de Boyle-Mariotte.

2^{ème} Expérience :

L'équipement utilisé est composé de :

- Sphère du zéro absolu (TD-8595) ;
- Détecteurs de pression ($0\text{-}700 \text{ kPa} \pm 2 \text{ kPa}$) et de Température (de -10 à $70^\circ\text{C} \pm 0.5^\circ\text{C}$) ;
- Interface universelle 550 ;
- Ordinateur – logiciel Pasco capstone ;
- Bac à eau ;
- Plaque chauffante ;
- Machine à glace.

TP n°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles



Sphère du zéro absolu



Interface



Capteur de pression et de Température

V. Mode opératoire :

1^{ère} Expérience :

- Maintenir le piston dans une position à volume élevé (Dans notre cas 60 ml) avec le robinet ouvert
- 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.
- A la fin, ouvrir le robinet et éteindre le thermomètre numérique avec l'interrupteur en position OFF.

2^{ème} Expérience :

- Ouvrir le logiciel PASCO-capstone.
- Appuyer sur fichier : ouvrir l'expérience
- Sélectionner le fichier 04102024-isoch.cap
- Aller à l'onglet classeur et ajouter une page (voir figure 3).

TP n°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles

- Appuyer sur entrée manuelle.
- Quand la courbe et le tableau apparaissent : choisir par un clic droit la **Température** pour la première colonne du tableau et **pression** pour la deuxième colonne.
- Faire de même pour le graphe Température en fonction de la pression.
- Cliquer sur **supprimer dernier essai** en bas de la page.
- Connecter la sphère au capteur de pression.
- Connecter la sphère au capteur de Température.
- Allumer l'interface.
- S'assurer que la connexion est établie avec les capteurs en appuyant sur Interface réglage. La connexion avec l'interface PASCO 550 Universal doit être afficher en vert.

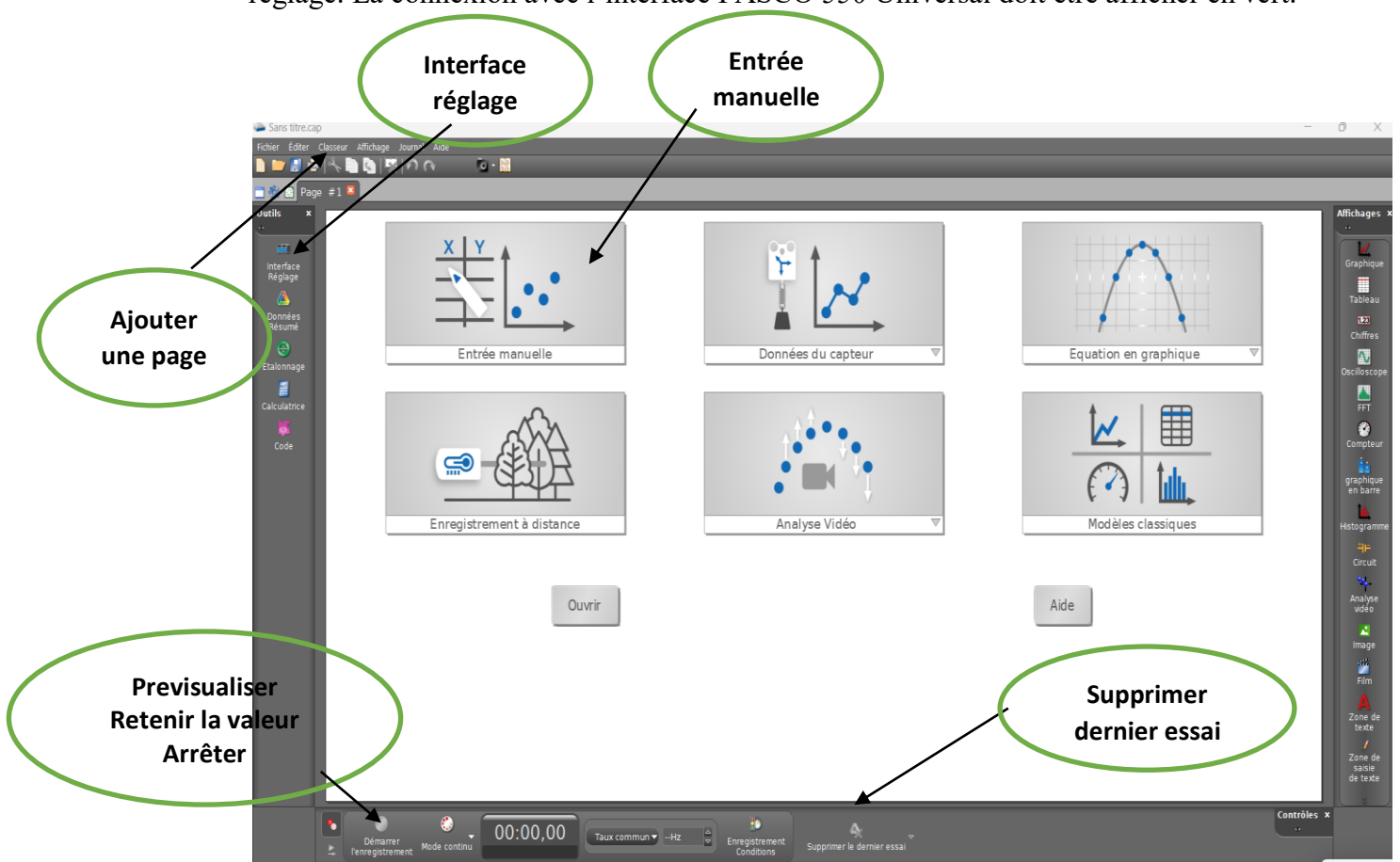


Figure 3 : Capture d'écran du logiciel PASCO-capstone.

Etape 1 : A température ambiante

- Cliquer sur **prévisualiser** en bas de l'interface du logiciel pour mesurer la température et la pression de l'air dans la sphère.
- Appuyer sur **retenir la valeur** afin de sauvegarder les valeurs de température et de pression.

Etape 2 : A température supérieure à l'ambient

- Chauffer de l'eau jusqu'à 65°C.
- Introduire la sphère dans l'eau chaude (le ballon doit être entièrement immergé dans l'eau), voir figure 4.
- Cliquer sur **prévisualiser**.
- Quand la température se stabilise (lecture sur logiciel) cliquer sur **retenir la valeur** en bas de l'interface afin de sauvegarder les nouvelles valeurs de pression et de température dans le tableau.



Figure 4 : Sphère immergée dans le bac d'eau.

Etape 3 : A température inférieure à l'ambient

- Introduire la sphère dans un bac de glace (le ballon doit être entièrement immergé).
- Quand la température se stabilise cliquer sur **retenir la valeur** en bas de l'interface afin de sauvegarder les nouvelles valeurs de pression et de température dans le tableau.
- Noter les incertitudes sur les températures et pressions mesurées.
- A la fin de la manipulation appuyer sur **arrêter**.

VI. Compte rendu :

1^{ère} Expérience :

- 1) Compléter le tableau ci-après:

TP n°1 : Lois des gaz parfaits : Vérification de la loi Boyle-Mariotte & Détermination de la valeur du zéro absolu de température à partir de la loi de Charles

V(ml)	60	55	50	40	30	20
P (hPa)						
1/P (hPa) ⁻¹						
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) Enoncer la loi de Boyle-Mariotte en deux phrases.
- 3) Tracer la courbe $V = f(1/P)$.
- 4) Calculer la pente de la courbe obtenue.
- 5) 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.

2^{ème} Expérience :

- 1) Tracer la courbe Température en fonction de la pression et commenter l'allure de la courbe obtenue.
- 2) D'après le tracé quelle est la relation entre les variables T et P ? La loi de Charles est-elle vérifiée.
- 3) Quelle est la signification physique de la température du zéro absolu.
- 4) Déduire graphiquement la valeur du zéro absolu.
- 5) Comparer la valeur expérimentale du zéro absolu avec la valeur théorique puis calculer l'erreur relative correspondante.
- 6) Quelles sont les incertitudes absolues commises sur les mesures de la pression et de la température.

❖ Faites les conclusions nécessaires.

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

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.

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

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 :

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

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.

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

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

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 ($\Delta H_{\text{fusion}} = 6018 \text{ J.mol}^{-1}$) 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

Etude de la vaporisation
de l'eau pure et de la
solidification de l'eau
salée

TP N°3

Etude de la vaporisation de l'eau pure et de la solidification de l'eau salée

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 l'eau salée de l'état liquide à l'état solide.

2. But du TP :

- Déterminer la température de vaporisation de l'eau distillée à pression atmosphérique.
- Déterminer la température de solidification de l'eau salée 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
- Pissette d'eau salée.

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 b cher (voir le montage ci-après).
- Utiliser le thermomètre et le chronomètre pour remplir le tableau 1.

TP N°3 : Etude de la vaporisation de l'eau pure et de la solidification de l'eau salée

Tableau 1 : 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	9	10		
<i>T (°C)</i>	T ₀												
<i>Observations</i>													

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

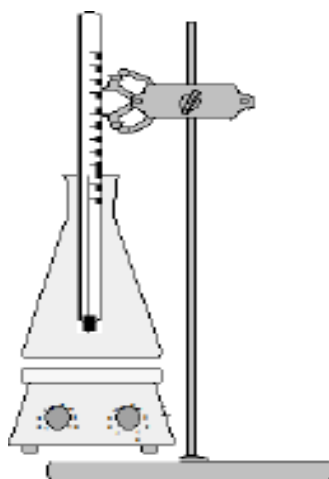


Figure 1 : Dispositif expérimental de la vaporisation de l'eau.

4. 2. Cristallisation de l'eau salée :

- On prépare un mélange de glace pilée et de sel de cuisine dans un bêcher (environ quatre volumes 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 =°C
- On plonge dans ce mélange, un tube à essais contenant un certain volume d'eau salée et un thermomètre.
- Relever la température de l'eau salée 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.

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

<i>Temps (t)</i>	0	10s	20s	30s	40s	50s	1min	2min	3min				
<i>T (°C)</i>	T ₀												
<i>Observations</i>													



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

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 du premier graphe.
- f) Donner l'expression de la chaleur mise en jeu lors de la vaporisation de l'eau pure.
- g) Déterminer la température d'ébullition de l'eau pure.
- h) Est-ce que le changement d'état pour l'eau salée s'effectue à température constante ? Dans le cas contraire, justifier votre réponse.
- i) Comparer et commenter la valeur de la température de vaporisation de l'eau dans les conditions de l'expérience à la valeur théorique (T de vaporisation de l'eau pure : 100°C sous une pression de 1 atm).
- j) Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.
- k) Faites les conclusions nécessaires.

TP N°4

**Détermination de la
chaleur spécifique d'un
métal par la méthode de
l'élément chauffant**

TP N°4

Détermination de la chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant

I. But du TP :

Le but du TP est la détermination de la capacité thermique massique ou chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant.

II. Principe du TP :

On dispose de quatre blocs calorimétriques en métal, de forme cylindrique, ayant chacun une masse de 1 kg. Ces blocs calorimétriques présentent deux orifices qui permettent d'introduire un thermomètre et un élément chauffant. Ces blocs serviront à la détermination des capacités thermiques massiques des matériaux : Aluminium, Laiton, Cuivre et Acier.

Le principe du TP consiste à chauffer un métal par un élément chauffant en enregistrant l'évolution de la température en fonction du temps. L'énergie dissipée par l'élément chauffant étant reçue par le métal, l'égalité des deux énergies cédée et reçue permettra la détermination de la capacité thermique du métal.

III. Théorie :

Un élément chauffant est un conducteur utilisé pour convertir l'énergie électrique en chaleur par effet Joule.

L'effet Joule est l'effet thermique qui se produit lors du passage du courant électrique dans un conducteur lui opposant une résistance. Il se manifeste par une augmentation de l'énergie interne du conducteur et généralement de sa température.

L'énergie E dissipée sous forme de chaleur par un dipôle de résistance R traversé par un courant d'intensité I pendant un temps t s'écrit :

$$E = R \times I^2 \times t \quad (1)$$

avec :

- E : énergie en joules (J) ;
- R : résistance en ohms (Ω) ;
- I : intensité du courant en ampères (A) ;
- t : temps en secondes (s).

TP N°4 : Détermination de la chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant

Si ce dipôle vérifie la loi d'Ohm, on peut écrire : $U = R \times I$ (2)

D'où : $E = U \times I \times t$ (3)

IV. Méthode de calcul :

L'énergie thermique reçue par le bloc métallique est égale à l'énergie délivrée par l'élément chauffant au cours du temps :

$$Q_{\text{cédée}} = P \times t = U \times I \times t \quad (4)$$

$$Q_{\text{reçue}} = m_{\text{métal}} c_{\text{métal}} \Delta T \quad (5)$$

$$\text{On obtient : } U \times I \times t = m_{\text{métal}} c_{\text{métal}} \Delta T \quad (6)$$

Avec :

P : puissance dissipée en watt ;

U : différence de potentiel du générateur de courant en volt ;

I : intensité du courant en ampère ;

t : temps en min ;

$c_{\text{métal}}$: chaleur spécifique du métal en J/g.K ;

$Q_{\text{cédée}}$: chaleur cédée par l'élément chauffant en J ;

$Q_{\text{reçue}}$: chaleur reçue par le bloc métallique en J.

V. Matériel utilisé :

- Alimentation CC 0-20 V, 0-5 A.
- Blocs calorimétriques en métal.
- Thermomètre.
- Élément chauffant (Thermoplongeur 12 V).
- Chronomètre.

TP N°4 : Détermination de la chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant



Bloc calorimétriques métallique



Elément chauffant



Alimentation

VI. Protocole expérimental :

- On dispose de plusieurs blocs métalliques ayant chacun des chaleurs spécifiques (Aluminium, cuivre, laiton, acier).
- Noter la masse du bloc métallique affichée sur la paillasse.
- Poser le bloc métallique sur une surface résistante à la chaleur afin de protéger la paillasse.
- Introduire la sonde du thermomètre numérique dans le bloc métallique afin de relever la température.
- Relever la température initiale T_0 correspondant à $t=0$ min.
- Allumer le générateur de courant en fixant la tension U à 10 volt et l'intensité du courant sera réglée automatiquement.
- Introduite l'élément chauffant dans le bloc métallique.
- Brancher l'élément chauffant au générateur et déclencher en parallèle le chronomètre.
- Remplir le tableau ci-dessous :

Temps (min)											
Température (°C)											

TP N°4 : Détermination de la chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant

- Arrêter les mesures quand la température atteinte ne dépasse pas de 20°C la température initiale T_0 afin de minimiser les erreurs liées aux échanges de chaleur avec le milieu extérieur.
- Refaire le même protocole pour le deuxième métal.
- Eteindre les appareils électriques à la fin de la manipulation.

VII. Compte rendu :

1. Donner la définition de la capacité thermique massique.
2. Remplir les tableaux ci-dessous en utilisant les équations proposées dans la section méthodes de calcul :

Métal 1 :

Temps (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
T (°C)											
$Q_{\text{cédée}}$ (J)											

Métal 2 :

Temps (min)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
T (°C)											
$Q_{\text{cédée}}$ (J)											

3. Tracer les courbes $Q_{\text{cédée}}$ en fonction de T pour le métal 1 et le métal 2.
4. Commenter l'allure des courbes obtenues.
5. Que représente la pente de la courbe obtenue.
6. Déterminer les pentes des courbes obtenues.
7. Dédurre à partir des équations I et II, les valeurs des capacités thermiques massiques du métal 1 et 2.
8. Comparer entre les différentes chaleurs spécifiques obtenues et commenter.
9. Comparer les valeurs expérimentales obtenues avec celles donnée par la littérature.
10. Calculer l'erreur relative commise sur la chaleur spécifique de chaque métal.
11. Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.
12. Faites les conclusions nécessaires.

TP N°4 : Détermination de la chaleur spécifique d'un métal par la méthode de l'élément chauffant

Tableau I : Chaleurs spécifiques des métaux utilisés dans le TP

Métal	Chaleur Spécifique massique (J/g°C)
Acier (alliage fer et carbone)	0,452
Aluminium	0,9
Cuivre	0,386
Laiton (alliage cuivre et zinc)	0,377