

THERMODYNAMIQUE

Changement d'état et Calorimétrie

*On prendra soin de reporter dans le compte-rendu :
courbes visualisées, mesures et leur incertitude, commentaires et interprétations.*

Ce TP comporte deux parties : d'une part l'étude du changement d'état liquide-vapeur du SF₆ et d'autre part de la calorimétrie. L'organisation globale du TP se déroulera comme suit :

Groupe	1 ^{ère} partie (1h45)	2 ^{ème} partie (1h45)	Exploitation (30 min)
1	SF ₆ «bleu» isothermes 15°C, 20°C, 30°C	Calorimétrie	Mise en commun des isothermes SF ₆
2	Calorimétrie	SF ₆ «bleu» isothermes 35°C, 40°C, 45°C	
3	SF ₆ «gris» isothermes 15°C, 20°C, 30°C	Calorimétrie	Mise en commun des isothermes SF ₆
4	Calorimétrie	SF ₆ «gris» isothermes 35°C, 40°C, 45°C	

Concernant le changement d'état du SF₆, deux binômes relèveront les données successivement sur le même appareil, et complèteront le même fichier dans un tableur. Chaque binôme procèdera ensuite à l'exploitation des résultats dans leur ensemble.

Première partie : Équilibre liquide-vapeur

Objectifs :

Étudier la compression d'un gaz (SF₆) avec son changement d'état (liquéfaction). Nous nous intéresserons notamment aux points suivants :

- étude du changement d'état par tracé du réseau d'isothermes ;
- écarts au modèle de gaz parfait et détermination de l'équation d'état du gaz ;
- variations de la pression de vapeur saturante avec la température.

I. Partie expérimentale

I.1. Description du dispositif expérimental

L'appareil utilisé comprend une éprouvette en verre renforcé de volume utile 4 cm³, contenant le fluide à étudier : l'hexafluorure de soufre SF₆. On utilise ce fluide car il s'agit d'un gaz inerte qui se liquéfie à des pressions et températures raisonnables (point critique : $T_c = 45,5^\circ\text{C}$ et $p_c = 37,6$ bar).

Une cuve transparente est placée autour de l'éprouvette. De l'eau provenant d'un bain thermostaté circule dans la cuve, permettant ainsi d'ajuster la température de l'éprouvette à celle du bain.

L'éprouvette est fixée sur une chambre de pression contenant du mercure et fermée par un piston. Le volant situé sous l'appareil agit sur le piston et entraîne le déplacement du mercure dans l'éprouvette, ce qui fait varier le volume de SF₆.



REMARQUE : La chambre de pression comporte un ensemble de robinets servant à faire le vide dans l'appareil et à introduire le fluide à étudier. Ces deux opérations ayant été déjà effectuées pour vous, ne touchez pas à ces robinets !

Un manomètre à cadran indique la pression exercée sur le fluide (en bars, $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$). Les graduations gravées sur l'éprouvette permettent la lecture du volume occupé par le SF_6 (en cm^3). Enfin, un thermomètre monté sur le bain thermostaté mesure la température du bain (en $^\circ\text{C}$), et donc du fluide étudié si l'équilibre thermique est atteint.

Le **réglage de la température** se fait en maintenant appuyée la touche θ du bain thermostaté et en réglant la température à la valeur voulue grâce à la molette. Relâcher alors la touche θ , l'afficheur indique la température actuelle du bain, qui évoluera vers la valeur demandée. Pour atteindre une température plus élevée, il est préférable de **procéder en plusieurs fois** pour éviter une surchauffe brutale. Il est beaucoup plus long de refroidir que de réchauffer...

I.2. Relevé des isothermes

Vous allez tracer des isothermes, c'est-à-dire des courbes $p = f(V)$ représentant l'évolution de la pression p dans le fluide en fonction de son volume V , lorsqu'il est maintenu à la température T . Avant de commencer les manipulations, bien attendre que l'équilibre thermique soit atteint (la valeur indiquée sur le thermomètre ne varie plus), et **ne pas dépasser $45,5^\circ\text{C}$** .

Après chaque changement de volume, **attendre quelques secondes** que la pression se stabilise, ce qui traduit le retour du système à la température du thermostat. Il importe d'**éviter les acoups** de volant pour se rapprocher d'une transformation quasistatique et éviter que le corps pur ne s'échauffe trop.



- Pour éviter tout risque d'explosion : ne pas dépasser la **pression maximale de 37 bar**.
- **Toujours tourner lentement le volant** en contrôlant en permanence l'augmentation de pression, notamment **lorsque le SF_6 est sous forme liquide** (la pression monte alors très vite).
- Veiller d'abord à **rabaisser la pression** :
 - avant d'élever la température ;
 - une fois les relevés d'isothermes terminés ;

Selon votre groupe, vous allez tracer les isothermes 15° , 20°C , et 30°C , ou 35°C , 40°C et 45°C . Afin de gagner en rapidité pour les tracés et faciliter l'exploitation ultérieure des données, les mesures seront saisies dans un tableur multi-feuilles (fichier `sf6.ods` ou `sf6.xls` dans le répertoire PCSI1). Commencez par l'ouvrir et l'ENREGISTRER SOUS le nouveau nom `sf6_NOM1NOM2NOM3NOM4...`

• MANIP 1

- Régler la commande du bain thermostaté à la température voulue.
- Estimer les incertitudes de mesure Δp et ΔV sur la pression et le volume de fluide.
- Lorsque la température recherchée est atteinte et stable, relever les valeurs expérimentales de pression p et volume V dans la feuille du tableur qui vous est dédiée (1ère ou 2nde).^a
- Indiquez dans la colonne dédiée du tableur les différentes phases présentes pour chaque point de mesure (gaz "G", liquide "L", ou les deux "LG").
- Observer l'évolution de la proportion de liquide par rapport au gaz lorsque le SF_6 est sous forme diphasique (LG).
- Ne pas hésiter à relever des points en phase liquide, même si vous ne voyez pas de variation de volume.
- S'assurer, en traçant la courbe $p = f(V)$, d'avoir relevé tous les points nécessaires.

^a. On démarrera à $V = 4 \text{ cm}^3$ par des mesures espacées de 0,2 ou 0,25 cm^3 , puis plus rapprochées en présence de liquide. On affinera la résolution près des points anguleux de la courbe (apparition ou disparition d'une phase).

II. Exploitation

II.1. Étude du changement d'état

a. Isothermes d'Andrews

Dans la feuille de calcul «Isothermes», observer le tracé du réseau des isothermes obtenues par les deux binômes dans le diagramme de Watt (p en fonction de V), l'imprimer, et le commenter en suivant les items ci-dessous.

- Indiquer sur le graphique les différentes phases présentes (gaz, liquide, ou les deux).
- Décrire l'évolution du système lors du changement d'état gaz-liquide (variations de la pression, évolution de la proportion de liquide par rapport à celle de gaz,...).
- Comparez les variations de pression observées lors de la compression du système lorsque celui-ci est sous forme uniquement liquide et sous forme uniquement gazeuse. Proposez une explication.

b. Exploitation de la partie équilibre liquide-vapeur : pression de vapeur saturante

Le fluide SF₆ observé dans l'éprouvette peut être soit sous :

- une seule phase (vapeur ou liquide)
- deux phases séparées par un ménisque (liquide et vapeur), la phase vapeur étant dans ce cas une *vapeur saturante*.

À température donnée, vous avez pu constater que le changement d'état du fluide (ici de vapeur à liquide) s'effectue à **pression constante**. Cette pression est appelée *pression de vapeur saturante*, p_{sat} . Cela se traduit, dans le diagramme (p, V) de Watt, par un *palier de liquéfaction*. La pression de vapeur saturante dépend de la température et suit la loi de RANKINE,

$$p_{\text{sat}}(T) = a e^{-\frac{b}{T}}$$

où T désigne la température absolue, en kelvins.

• MANIP 2

- Relever la valeur de la pression de vapeur saturante p_{sat} pour l'ensemble des 6 isothermes et noter les résultats dans la feuille de calcul «Psat» du fichier.
- A l'aide du tableur, déterminer si la loi de RANKINE est vérifiée.

II.2. Etude de l'équation d'état du gaz - écarts au modèle de gaz parfait

a. Développement du Viriel à l'ordre 1

Une modélisation plus fine que celle du gaz parfait permet d'obtenir, par un développement¹ au premier ordre en $1/V$, l'équation d'état suivante :

$$pV = nRT \left(1 + \frac{B(T)}{V} \right)$$

où $B(T)$ est une fonction de la température, dépendant du fluide considéré. On remarque que dans la limite $V \rightarrow \infty$, on retrouve l'équation d'état d'un gaz parfait $pV \approx nRT$.

Dans la feuille de calcul «Equation d'état», les calculs de pV et de $1/V$ s'effectuent automatiquement si le SF₆ est sous forme gazeuse ("G").

Q1. Quelle est la dimension du coefficient $B(T)$?

Q2. Quelle courbe aurait-on attendue dans le cas d'un gaz parfait ? Conclusion pour le gaz SF₆ ?

1. De façon générale, on peut corriger l'équation d'état des gaz parfait en la développement en série en fonction de la variable $1/V$. Il s'agit du *développement du Viriel*. Par exemple en partant de l'équation de Van Der Waals $(p + a \frac{n^2}{V^2})(V - nc_{\text{ov}}) = nRT$, on obtient $\frac{pV}{nRT} \approx 1 + \frac{B(T)}{V}$ avec $B(T) = nc_{\text{ov}} - \frac{na}{RT}$.

Q3. Exprimer les incertitudes $\Delta(pV)$ et $\Delta(1/V)$, à partir des incertitudes Δp et ΔV .

• **MANIP 3**

- Ajouter des colonnes dans la feuille de calcul «Equation d'état» pour calculer $\Delta(pV)$ et $\Delta(1/V)$, ce au moins pour une isotherme.
- Pour chaque isotherme, tracer le graphe $pV = f(1/V)$, et ajouter les barres d'incertitude sur au moins une courbe.
- Déterminer l'équation de chaque droite de régression $pV = \alpha + \frac{\beta}{V}$ et la tracer. Reporter les valeurs du coefficient directeur β et de l'ordonnée à l'origine α dans la feuille de calcul «n et rho».

b. Détermination de la quantité de matière

• **MANIP 4**

- Vérifier graphiquement que α dépend linéairement de T . En déduire une estimation finale de n avec son incertitude. Expliquer la méthode choisie.
- Calculer directement, pour chaque isotherme, la quantité de matière n et le coefficient $B(T) = \frac{\beta}{nRT}$.
Les valeurs sont-elles cohérentes ?
Obtient-on la même valeur que précédemment en faisant simplement la moyenne des valeurs de n trouvées ?

Q4. D'après les résultats obtenus, la formule proposée du développement du viriel à l'ordre 1 est-elle bien vérifiée ?

c. Taille des molécules de SF₆

Pour un gaz donné, le coefficient B dépend de la température, mais également de la quantité de matière n : c'est une grandeur *extensive*. Nous allons donc étudier plutôt le coefficient B molaire, $b_{\text{mol}} = B/n_{\text{moyen}}$, ne dépendant plus que de la température (c'est une grandeur *intensive*). On peut montrer que b_{mol} peut s'écrire en première approximation :

$$b_{\text{mol}} = b_0 + b_1 \frac{1}{T}$$

où b_0 dépend du "rayon" ρ de la molécule et b_1 de l'énergie potentielle d'interaction entre deux molécules (en $1/r^6$) pour une interaction dipolaire, où r est la distance entre deux molécules).

Dans une modélisation de type "sphères dures" : $b_0 = \frac{4}{3} \pi \rho^3 \mathcal{N}_A$ avec \mathcal{N}_A la constante d'Avogadro.

• **MANIP 5**

- Déterminer la droite de régression linéaire de b_{mol} en fonction de $1/T$ et en déduire le rayon ρ des molécules de SF₆.
L'ordre de grandeur de ρ vous paraît-il correct ?
- Evaluer l'incertitude de cette mesure et indiquer comment.

Deuxième partie : Calorimétrie

Objectifs :

La calorimétrie a pour objet la mesure de transferts thermiques échangés dans des transformations thermodynamiques. Elle nous permettra dans ce TP de mesurer :

- la *capacité thermique massique* de l'eau liquide² ;
- l'*enthalpie massique de fusion* de l'eau solide³.

2. Quantité d'énergie à apporter à une masse de 1 kg d'eau liquide pour modifier sa température de 1 degré.

3. Quantité d'énergie à fournir à 1 kg d'eau solide à sa température de fusion (ici 0°C) pour la faire passer à l'état liquide.

I. Dispositif expérimental

Pour l'ensemble du TP, les mesures seront effectuées au sein d'un calorimètre, dispositif permettant d'isoler thermiquement de l'extérieur ce qui est placé à l'intérieur, de façon à réaliser des transformations *adiabatiques*. Il est constitué :

- d'un vase en verre (Dewar), à double paroi brillantée sous vide d'air ;
- d'un second vase en plastique (0,9L) qui recouvre le vase en verre, et le protège en même temps (attention à la casse!) ;
- d'un couvercle de fermeture.

Le couvercle dispose d'un petit trou pour pouvoir y glisser une sonde de température. L'ensemble est également muni d'un agitateur permettant d'homogénéiser les fluides introduits dans le calorimètre. Enfin, un dispositif de thermoplongeurs (résistances plongeantes **ne devant fonctionner que sous l'eau**) peut être installé sur le couvercle.



A condition que l'expérience ne soit pas trop longue et les températures pas trop éloignées de la température ambiante, on pourra considérer le calorimètre idéal et la transformation adiabatique : les échanges thermiques sont alors purement internes au système.



LES RÉSISTANCES CHAUFFANTES SONT TRÈS FRAGILES !

- les manipuler avec soin ;
- ne pas les poser n'importe comment sur la pailleasse ;
- NE LES ALIMENTER QUE SI ELLES PLONGENT DANS L'EAU.

Le thermomètre utilisé sera une sonde thermocouple enroulée au support interne, reliée à la carte d'acquisition de l'ordinateur. Les mesures seront accessibles et pilotables à l'aide du logiciel Génériss - Atelier Scientifique. Si besoin, on utilisera une seconde sonde de température plus mobile pour les mesures lors des mélanges.

II. Mesure de la capacité thermique du calorimètre

La capacité thermique C d'un corps représente l'énergie nécessaire pour élever la température du corps d'un kelvin. À pression constante (ce qui est en général le cas en laboratoire : $p = p_{\text{atm}}$), si le système passe d'une température T_i à T_f , il reçoit une énergie $C(T_f - T_i)$.

Lorsque des transferts thermiques ont lieu au sein du calorimètre, les parties en contact avec les corps étudiés sont susceptibles de participer aussi aux échanges thermiques, et se réchauffer ou se refroidir. Ainsi, le calorimètre possède une capacité thermique C_{cal} qui peut être non négligeable devant celle du système placé à l'intérieur. Il est donc nécessaire de la mesurer avant toute autre expérience. On propose l'utilisation de la **méthode des mélanges**.

II.1. Principe

On place une masse m_0 d'eau dans le calorimètre, à la température d'équilibre T_0 . On ajoute une masse m_1 d'eau à la température T_1 . La transformation effectuée par l'ensemble $\{m_0 + m_1 + \text{calorimètre}\}$ est *adiabatique* (pas de transfert thermique avec l'extérieur), donc les transferts thermiques subis par chacune des parties se compensent :

$$C_{\text{cal}} (T_e - T_0) + m_0 c_{\text{eau}} (T_e - T_0) + m_1 c_{\text{eau}} (T_e - T_1) = 0$$

où c_{eau} désigne la capacité thermique massique de l'eau liquide.

On utilise souvent la « valeur en eau » du calorimètre, c'est-à-dire la masse d'eau μ qui aurait la même capacité que celle du calorimètre : $C_{\text{cal}} = \mu c_{\text{eau}}$. Cela permet alors de traiter le calorimètre comme une simple masse μ d'eau supplémentaire. Ainsi :

$$(m_0 + \mu) c_{\text{eau}} (T_e - T_0) + m_1 c_{\text{eau}} (T_e - T_1) = 0$$

D'où :

$$\mu = m_1 \frac{T_1 - T_e}{T_e - T_0} - m_0$$

Ainsi, l'intérêt majeur d'utiliser la valeur en eau du calorimètre est que sa mesure ne requiert pas la connaissance de la capacité thermique de l'eau, grandeur qu'on souhaite mesurer par la suite !

II.2. Mesures et exploitation

La valeur en eau d'un tel calorimètre est réputée faible. Sa mesure requiert donc d'autant plus de précision.

Q1. Posons $\alpha = \frac{T_1 - T_e}{T_e - T_0}$. Sachant que l'incertitude sur la mesure de μ s'écrit (à montrer en exercice) :

$$\Delta\mu = \sqrt{(1 + \alpha^2) (\Delta m)^2 + m_1^2 (\Delta\alpha)^2} \quad \text{avec} \quad \frac{\Delta\alpha}{\alpha} = \sqrt{2} \Delta T \sqrt{\frac{1}{(T_1 - T_e)^2} + \frac{1}{(T_e - T_0)^2}},$$

où Δm et ΔT représentent respectivement les incertitudes sur les mesures de masse et de température, comment choisir les masses m_0 et m_1 pour minimiser $\Delta\mu$?

Pour avoir la meilleure précision sur la mesure des masses et des températures, il convient de minimiser les récipients utilisés. Aussi, on propose la méthode suivante, qui n'utilise que le calorimètre, et la bouteille d'eau froide disponible au réfrigérateur.

• MANIP 1

- Préparer le couvercle du calorimètre. Y fixer la sonde de température reliée à la carte d'acquisition.
- Peser le calorimètre complet sur une balance de précision. Ensuite, on peut éventuellement tarer.
- Ajouter une masse d'eau m_0 à température ambiante. Peser et déterminer m_0 .
- Noter la température T_0 à l'équilibre.
- Mesurer la température T_1 de l'eau contenue dans une bouteille juste sortie du réfrigérateur.
- Verser une certaine quantité m_1 d'eau froide. Peser et déterminer m_1 .
Remplir la bouteille et la replacer au réfrigérateur.
- Remuer lentement en attendant le nouvel équilibre thermique. Mesurer T_e .
On pourra suivre et enregistrer la température tout au long de l'expérience grâce à une acquisition sous Generis. Auquel cas indiquer sur le graphe les instants de mélange et de mesure de température.
- Evaluer μ et son incertitude $\Delta\mu$.

III. Mesure de la capacité thermique massique de l'eau

III.1. Principe

Nous employons une méthode de mesure de capacité thermique avec apport d'énergie électrique au système, à l'aide d'une résistance chauffante. Celle-ci dissipe par effet Joule l'énergie qu'elle reçoit : $UI\Delta t = \frac{U^2}{R} \Delta t$ où U et I sont les valeurs efficaces de la tension et du courant électrique traversant la résistance en convention récepteur. Cette énergie est transmise au fluide environnant par transfert conducto-convectif. Lorsque l'équilibre thermique est atteint, le bilan énergétique s'écrit :

$$C(T_f - T_i) = \frac{U^2}{R} (t_f - t_i).$$

Considérons le système constitué du calorimètre et de la masse m d'eau introduite dans le vase. La capacité thermique C du système est $C = C_{\text{cal}} + C_{\text{eau}} = (\mu + m) c_{\text{eau}}$, ce qui conduit à

$$T_f - T_i = \frac{U^2}{R(\mu + m) c_{\text{eau}}} (t_f - t_i)$$

Si l'on mélange suffisamment pendant l'expérience pour accélérer les échanges thermiques, et que la puissance reçue n'est pas trop forte, alors on peut supposer que la transformation est quasi-statique⁴, et écrire que l'équilibre est atteint à tout instant t :

$$T(t) - T_i = \frac{U^2}{R(\mu + m) c_{\text{eau}}} (t - t_i)$$

Ainsi l'étude de la température T du système en fonction du temps t permet de remonter à la capacité thermique massique c_{eau} de l'eau, si la masse équivalente en eau du calorimètre est connue.

III.2. Mesures

Le générateur

Le générateur utilisé est une *alimentation stabilisée* (marque AFX) : générateur de courant ou de tension continus réglable. Tourner au maximum le bouton de réglage du courant de l'alimentation stabilisée, ce qui la place en mode générateur de tension. On réglera la tension à une valeur d'environ 10-11 V, pour ne pas risquer d'atteindre la limite de 12 V, ce qui ferait disjoncter le générateur en cours d'expérience.

Q2. Compte-tenu du fait que la tension est limitée à 12 V et le courant à 3 A, quelle valeur de résistance choisir pour maximiser l'apport de chaleur et donc la pente de la courbe $T = f(t)$?

Q3. Comment choisir la quantité d'eau m pour améliorer la précision de la détermination de c_{eau} ?

REMARQUE : Afin de pouvoir prendre en compte d'éventuelles fuites thermiques du calorimètre, vous allez acquérir la température en fonction du temps AVANT, PENDANT et APRÈS le chauffage.

• MANIP 2

- Préparer dans le calorimètre une quantité m connue d'eau à une température plus froide que la température ambiante T_{amb} (qu'on mesurera), typiquement une dizaine de degrés en dessous.
On pourra mélanger de l'eau du robinet et de l'eau froide du réfrigérateur.
- Choisir la résistance de travail en mesurant précisément à l'ohm-mètre sans se fier aux inscriptions (besoin de précision, non correspondance suite aux réparations...).
- Lancer une acquisition de température sous Generis pour une durée de l'ordre de 20 min (suivant le temps disponible...), en prenant un point toutes les 2 ou 3 secondes. Agiter.
A partir de ce moment il faut une agitation régulière et modérée pendant toute l'expérience, un peu plus active pendant la période de chauffe.
- Préparer le générateur comme indiqué ci-dessus sans le relier au calorimètre (l'allumer, le régler puis l'éteindre). Ajouter un voltmètre en dérivation pour obtenir une mesure précise de U .
- Au bout de quelques minutes d'acquisition, brancher le générateur à la résistance et l'allumer. Agiter un peu plus rapidement. Eteindre le générateur au bout d'une quinzaine de minutes en gardant quelques minutes d'acquisition. On notera les instants de début et de fin de chauffe.

III.3. Exploitation

• MANIP 3

- Imprimer la courbe de température $T(t)$ obtenue, avec grille millimétrée :
Fichier/Paramètres d'impression/Impression avec grille millimétrée, puis Fichier/Imprimer.
On ajustera l'échelle de température pour la concordance de la grille millimétrée avec les graduations en température.
Porter sur la courbe la valeur de la température ambiante.
- Déterminer la pente de la courbe de $T(t)$ pendant la période de chauffe, ainsi que son incertitude.
- En déduire la capacité thermique massique c_{eau} de l'eau et son incertitude. Comparez à la valeur théorique : $c_{\text{eau}} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 1,00 \text{ kcal} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.
Remarque : la calorie est définie comme étant l'énergie à apporter à 1 g d'eau pour l'élever d'un degré.

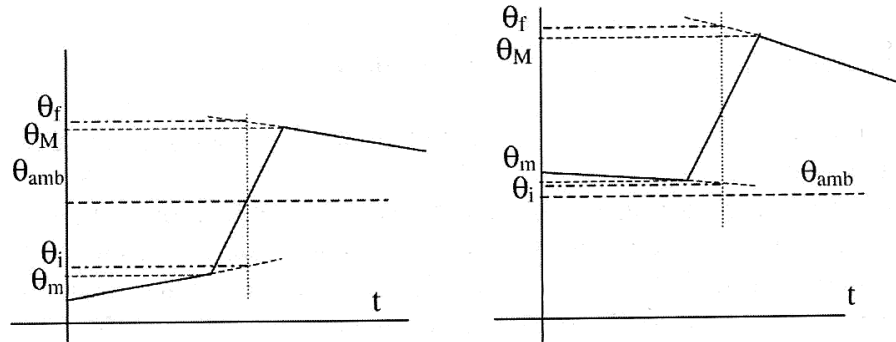
4. En pratique cela n'est qu'approximatif : par exemple, la résistance chauffante n'est pas à la même température que le reste du système

Correction due aux fuites thermiques

Q4. D'après les pentes observées sur la courbe de $T(t)$ avant et après la période de chauffe, faut-il prendre en compte des fuites thermiques ?

Les graphes ci-dessous illustrent une méthode de correction de la variation de température observée au cours d'une expérience de calorimétrie un peu trop lente pour qu'on puisse négliger les fuites thermiques.

Dans la situation de gauche, la correction est quasi-inutile car la température varie de façon quasi-symétrique par rapport à la température ambiante. On parle de *compensation de Rumford*.

**• MANIP 4**

Effectuer graphiquement la correction en température de vos résultats, en vous inspirant des graphes ci-dessus.

Q5. La correction est-elle substantielle ? Pouvait-on améliorer le choix des températures T_i et T_f par rapport à T_{amb} (en jouant sur la quantité d'eau froide et la durée de chauffe) pour se rapprocher de la condition de compensation de Rumford ?

IV. Mesure de l'enthalpie massique de fusion de l'eau : L_f **IV.1. Principe**

On utilise de nouveau la méthode des mélanges. A une masse m_ℓ d'eau liquide à la température T_i (en équilibre avec le calorimètre) on ajoute une masse m_g d'eau solide (glaçons) à la température de fusion T_F (0°C dans les conditions de pression atmosphérique). Si la masse de glace n'est pas trop importante, la glace fond et l'ensemble atteint une température d'équilibre T_f . Le bilan énergétique prend en compte d'une part la fusion des glaçons, mais aussi le mélange de deux masses d'eau liquide de températures T_F et T_i :

$$m_g L_f + m_g c (T_f - T_F) + (\mu + m_\ell) c (T_f - T_i) = 0,$$

ce qui conduit à

$$L_f = c \left(\frac{\mu + m_\ell}{m_g} (T_i - T_f) + T_F - T_f \right).$$

IV.2. Expérience et mesure

La difficulté principale de cette expérience consiste à obtenir une masse d'eau qui soit à la fois :

- entièrement à la température d'équilibre de fusion T_F ;
- entièrement à l'état solide.

En effet, des glaçons qui sortent du congélateurs sont à une température bien inférieure à T_F . Il faut donc attendre qu'ils se mettent à fondre partiellement. D'autre part il se peut que des glaçons solides à l'extérieur aient un coeur liquide, à cause de l'effet de surpression du à la périphérie solide⁵. Ainsi, il est préférable de casser les glaçons et former de la glace pilée, ce qui permet aussi de hâter la fusion. L'usage d'un tissu absorbant permet de sécher les glaçons grossièrement avant des les inclure dans le calorimètre.

5. cf le diagramme d'état de l'eau. L'eau solide a la particularité de se liquéfier par compression...!

• MANIP 5

- Sortir et peser une masse m_g de glaçons (20 à 40 g). Piler les glaçons dans un torchon. Les laisser se réchauffer à l'air libre.
- Préparer le calorimètre avec une masse m_ℓ d'eau à température ambiante (300 à 500 g). La peser. Mesurer T_i .
- Démarrer une acquisition **continue** de la température sous Génériss.
- Lorsque les glaçons sont manifestement en train de fondre, les sécher rapidement et les introduire.
- Suivre l'évolution de la température et noter la valeur finale.
- Mesurer la masse m_g . En déduire l'enthalpie massique de fusion et son incertitude.

REMARQUE : Posons $\beta = \frac{\mu + m_\ell}{m_g}$. On pourra montrer en exercice :

$$\Delta L_f = \sqrt{(\Delta\beta)^2 (T_i - T_f)^2 + 4(1 + \beta^2) (\Delta T)^2} \quad \text{avec} \quad \Delta\beta = \beta \Delta m \sqrt{\frac{1}{\mu^2} + \frac{1}{m_\ell^2} + \frac{1}{m_g^2}},$$

où Δm est l'incertitude sur la mesure des masses.