

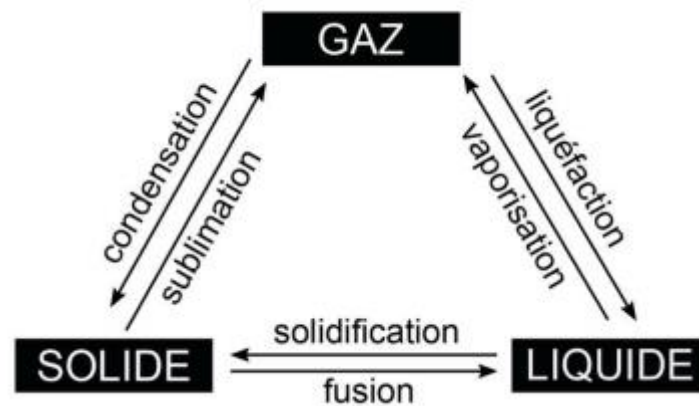
## TP N°4

### Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace $L_F$

#### Rappel théorique :

#### Introduction :

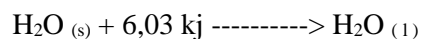
Un corps pur donné peut se présenter sous 4 états : **solide, liquide, gazeux** et **plasma**, Le changement d'état physique nécessite un échange de chaleur (énergie) avec le milieu extérieur.



Un changement physique se produit lorsqu'il n'y a pas transformation de la matière comme par Exemple, L'eau liquide qui s'évapore reste toujours de l'eau,  $H_2O$ .

Mais ce changement physique est accompagné d'un dégagement ou absorption de chaleur selon le cas.

Ainsi, la fusion de la glace est un phénomène physique qui absorbe de la chaleur.



Toutes les réactions chimiques dégagent ou absorbent de la chaleur.

L'énergie mise en jeu lors d'une réaction chimique est beaucoup plus considérable que celle qu'on retrouve dans les transformations physiques.

#### • Chaleur latente « $L$ » :

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

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

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

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

$$\Sigma Q_i = 0 \quad \longrightarrow \quad Q_{cal} + Q_{eau} + Q_{glace} = 0$$

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

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

### Objectif :

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

### Principe

La glace fond à  $0^\circ\text{C}$ . On introduit dans le calorimètre une masse  $m_1$  d'eau à la température ambiante  $T_1$  qui est la même température du calorimètre.

On lui ajoute un morceau de glace, de masse  $m_2$  et de température  $T_2$ , on relève la température à temps régulier jusqu'à la fonte complète de la glace.

On applique le premier principe de la thermodynamique au système {calorimètre + masse d'eau + morceau de glace}

Le calorimètre est un système adiabatique (pas d'échange de chaleur avec l'extérieur)  $\longrightarrow Q_{\text{total}} = 0$ .

Q1:  $Q_{\text{calorimètre}} = \mu \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_f - T_1)$

Q2:  $Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_f - T_1)$

Q3:  $Q_{\text{glace}}(1) = L_f \cdot m_{\text{glace}}$  (changement d'état: fonte de la glace à température constante) ;

Q4:  $Q_{\text{glace}}(2) = m_{\text{glace}} \cdot C_{\text{eau}} \cdot (T_f - T_0)$  (Élévation de température de la glace fondue de  $0^\circ\text{C}$  à la température d'équilibre finale).

### Matériels et produits :

Béchers, éprouvette graduée de 180 mL, balance électronique, plaque chauffante, calorimètre, thermomètre, eau distillée, glace.

### Mode opératoire

Avant toute manipulation mettre des glaçons dans de l'eau afin de les porter à  $0^\circ\text{C}$ .

- Introduire dans le calorimètre une masse d'eau  $m_1=180$  g environ à la température ambiante  $T_1$ . Le calorimètre est lui-même à la température  $T_1$ .  
Prendre la température  $T_1$
- Immerger immédiatement le(s) glaçon(s) dans le calorimètre.
- Agiter doucement et relever la température jusqu'à la fonte totale des glaçons et équilibre thermique.
- En fin d'expérience verser le contenu du calorimètre dans une éprouvette en fin d'en déduire la masse du glaçon.

### Données théoriques :

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

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

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

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

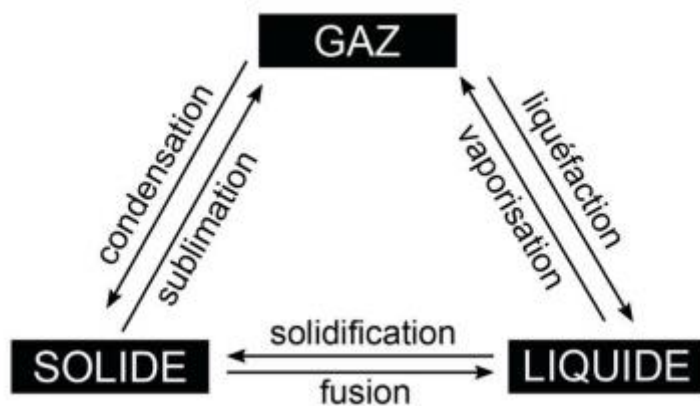
## PRACTICAL EXERCISE 4

### Determining the latent heat of fusion of ice $L_F$

#### Theoretical background:

##### Introduction:

A given pure substance can exist in 4 states: **solid, liquid, gas** and **plasma**. A change of physical state requires an exchange of heat (energy) with the external environment.

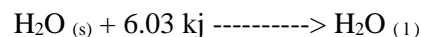


A physical change occurs when there is no transformation of matter,

For example,

Evaporating liquid water always remains water,  $H_2O$ .

But this physical change is accompanied by the release or absorption of heat, as the case may be. Melting ice, for example, is a physical phenomenon that absorbs heat.



All chemical reactions release or absorb heat.

The energy involved in a chemical reaction is much greater than that involved in physical transformations.

#### - Latent heat "L":

This is the heat that accompanies a change in the body's state, relative to the quantity of matter involved in this physical transformation, which takes place at a constant temperature.

In the case of melting ice, this is the amount of heat required to transform a unit mass of ice at constant temperature ( $T = 0^\circ\text{C}$ ) from a solid to a liquid state.

" $L_f$ ": latent heat of fusion of ice, expressed in (J/Kg) or (cal/Kg).

If a calorimeter of heat capacity,  $C_{cal}$  contains a mass  $m_1$  of water, of mass heat  $c_{eau}$ , at temperature  $T_1$ . A fragment of ice with mass  $m_2$  and specific heat  $c_{ice}$  is introduced into the calorimeter at temperature  $T_2$ . The system of water, calorimeter and ice evolves towards a new state of thermal equilibrium at temperature  $T_f$ . The principle of heat conservation inside the calorimeter (adiabatic system) allows us to write :

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

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

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

### Objective:

Experimentally find the value of the latent heat of fusion of ice " $L_f$ ".

### Principle

Ice melts at  $0^\circ\text{C}$ . A mass  $m_1$  of water at room temperature  $T_1$ , the same temperature as the calorimeter, is introduced into the calorimeter.

A piece of ice of mass  $m_2$  and temperature  $T_2$  is added, and the temperature is measured at regular intervals until the ice has completely melted.

We apply the first principle of thermodynamics to the system {calorimeter + mass of water + piece of ice}.

The calorimeter is an adiabatic system (no heat exchange with the outside)  $Q_{\text{total}} = 0$ .

Q1:  $Q_{\text{calorimeter}} = \mu \cdot C_{\text{Water}} (T_F - T_1)$

Q2:  $Q_{\text{water}} = m_{\text{eau}} \cdot C_{\text{Water}} (T_F - T_1)$

Q3:  $Q_{\text{ice}}(1) = L_f \cdot m_{\text{ice}}$  (change of state: ice melting at constant temperature) ;

Q4:  $Q_{\text{ice}}(2) = m_{\text{ice}} \cdot c_{\text{eau}} \cdot (T_F - T_0)$  (Temperature rise of melted ice from  $0^\circ\text{C}$  to final equilibrium temperature).

### Materials and products :

Beakers, 180 mL graduated cylinder, electronic balance, hot plate, calorimeter, thermometer, distilled water, ice.

### Procedure

Place ice cubes in water to bring them to  $0^\circ\text{C}$ .

- Introduce a mass of water  $m_1=180$  g approximately at room temperature  $T_1$  into the calorimeter. The calorimeter itself is at temperature  $T_1$ .

Take temperature  $T_1$

- Immediately immerse the ice cube(s) in the calorimeter.
- Shake gently and record the temperature until the ice cube(s) have completely melted and reached thermal equilibrium.
- At the end of the experiment, pour the contents of the calorimeter into a test tube to deduce the mass of the ice cube.

### Theoretical data:

Density of water:  $\rho = 1 \text{ g.cm}^{-3}$

Heat density of water:  $c_{\text{eau}} = 4.185 \text{ J.g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

Mass heat of ice:  $c_{\text{ice}} = 2.090 \text{ J.g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

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