

1-Rappel théorique :

* La température est une variable d'état d'un système, elle est donnée en °C ou en K.

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

* La chaleur est une forme d'énergie, elle est donnée en joule ou en calorie.

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

* La chaleur se déplace d'un système avec une température plus élevée vers un système avec une température plus basse.

* Un système c'est un ensemble des 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 : la température constante et uniforme.

Equilibre mécanique : pression constante et uniforme.

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

2-Equation des gaz parfaits :

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

$$PV = nRT$$

Avec : P : La pression d'un gaz parfait

$$\left(\text{Pas}, \text{atm}, \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \right)$$

$$1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ pas}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ pas} \quad \text{et} \quad \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = \text{pas}$$

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

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

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ ml} = 1000 \text{ Cm}^3$$

n : Le nombre de moles du gaz (mol)

T : La température du gaz (K)

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

R : constantes des gaz parfaits.

$$R = 8,314 \text{ Joul/mol K} \quad (\text{P en pas}, \text{V en m}^3)$$

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

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

2-Théorie de la calorimétrie

La calorimétrie repose sur un principe fondamental : principe d'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 le principe de conservation d'énergie. Dans un système isolé il n'y a aucun échange thermique avec l'extérieur. Il doit y avoir conservation de la chaleur à l'intérieur du système.

La conservation de la chaleur s'énonce ainsi :

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

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

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

- **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 .

$$Q = C (T_f - T_i) ; \quad C \text{ en } \text{j}/^\circ\text{K}$$

- **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.

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

- **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.

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

- **Chaleur de réaction :**

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

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

$Q < 0$ → réaction exothermique

$Q > 0$ → réaction endothermique

$Q = 0$ → 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 ($Q = \Delta H_{\text{comb}} < 0$).

- **Calorimètre :**

Appareil avec une surface adiabatique servant à mesurer la quantité de chaleur dégagée ou absorbée dans un phénomène physique ou une réaction chimique.

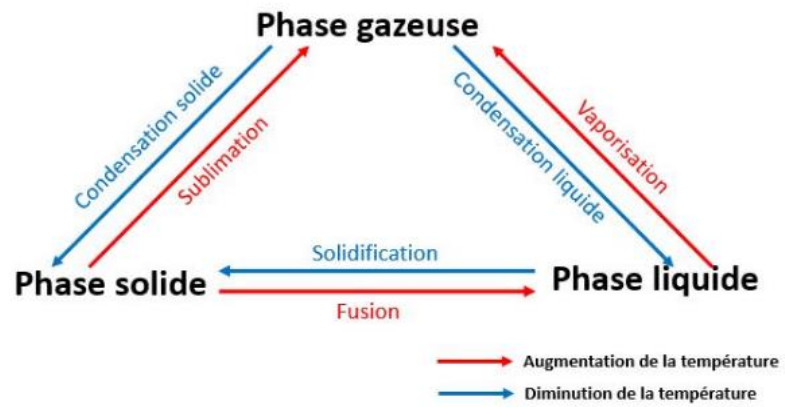
- **La valeur en eau du calorimètre μ :**

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.

$$C_{\text{cal}} \Delta T = \mu c_e \Delta T$$

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}



Changement d'état physique de la matière

T. P N°1
Enthalpie de fusion de la glace

1. But du T.P :

- Détermination de la capacité calorifique du calorimètre.
- Détermination la chaleur latente de fusion de la glace.

2. Description du calorimètre : Pour étudier les transferts thermiques au cours d'une réaction on utilise un calorimètre. Celui-ci est constitué de façon à minimiser les échanges thermiques avec l'extérieur :

- ❖ Echange par conduction en plaçant de l'isolant et un vase Dewar formé d'un récipient creux dans lequel on fait le vide
- ❖ Echange par convection en plaçant un couvercle
- ❖ Echange par rayonnement en métallisant les parois extérieures du vase Dewar. On ajoute un thermomètre pour suivre l'évolution de la température ainsi qu'un agitateur pour homogénéiser la solution si nécessaire.

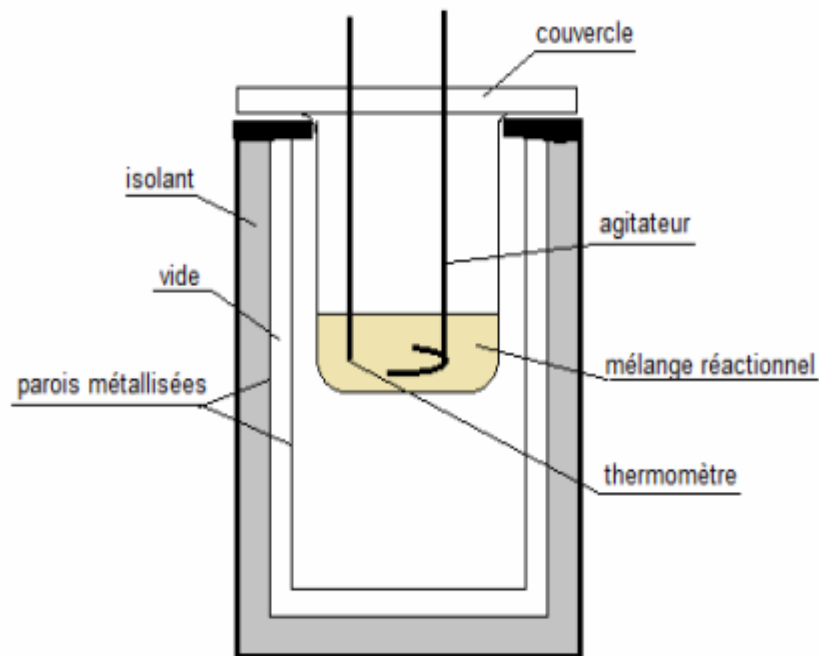


Figure 1 : Calorimètre du type Dewar

3. Détermination de la capacité calorifique du calorimètre:

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.

3.1. Matériel utilisé :

- Calorimètre.
- Plaque chauffante.
- Bécher.
- Thermomètre.
- Balance

3. 2. Manipulation:

- Laver le vase intérieur du calorimètre (figure 1) à l'eau de robinet ; ensuite le rincer avec l'eau distillée.
- Mesurer la température initiale du calorimètre T_1 (Température ambiante).
- Dans un bécher, verser environ 100 ml d'eau distillée, puis noter la masse m_{eau} de l'eau utilisée.
- Chauffer cette eau distillée, préalablement mesurée par une éprouvette graduée de précision, dans un b cher 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 .

3. 3. Méthode de calcul:

En négligeant les échanges d'énergie avec le milieu ambiant, à 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 la formule suivante :

$$\boxed{Q_1 = m_{\text{eau}} c_{\text{eau}} \Delta T_1} \quad \text{avec : } \Delta T_1 = T_3 - T_2 \quad (1)$$

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 s'exprime par :

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

4. Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace:**4.1. Matériel utilisé**

- Calorimètre.
- B cher.
- Thermomètre.
- Balance.
- Capsule en plastique.
- Morceaux de glace.

4. 2. Manipulation:

- Laver le vase intérieur du calorimètre à l'eau de robinet ; ensuite le rincer avec l'eau distillée.
- Dans le calorimètre verser un volume d'environ 100 ml d'eau distillée à température ambiante après avoir bien pris le soin de peser et noter sa masse m_{eau} .
- Agiter le calorimètre, puis mesurer la température T_1 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_4 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_5 .

4. 3. Méthode de calcul:

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 :

$$L_{\text{fus}} = \frac{(C_{\text{cal}} + m_{\text{eau}} C_{\text{eau}}) \Delta T_3 + m_{\text{glace}} C_{\text{eau}} \Delta T_4}{m_{\text{glace}}} \quad (3)$$

Avec

$$\Delta T_3 = T_1 - T_5 \quad \text{et} \quad \Delta T_4 = T_4 - T_5$$

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}

5. Compte rendu:

- Calculer la capacité calorifique C_{cal} d'après les équations (1) et (2).
- En effectuant un bilan thermique, établir les formules précédentes (1), (2), (3) et (4) ; et donner le sens physique de la constante d'étalonnage C_{cal} .
- Calculer la chaleur latente de fusion de la glace.
- Calculer l'enthalpie molaire de fusion de la glace.
- Comparer la valeur expérimentale obtenue avec celle donnée dans la littérature ($\Delta H_{\text{fusion}} = 6018 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$).
- Déduire l'enthalpie molaire de solidification de l'eau (ΔH_{sol}).
- Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.
- Commenter les résultats (le signe des enthalpies).
- Faites les conclusions nécessaires.

Tableau des mesures et calculs:

	<i>Masse (g)</i>	<i>Température (°C)</i>	<i>Calcul</i>
<i>L'échantillon de glace</i>	$m_{\text{glace}} =$	$T_4 =$	-----
<i>Calorimètre</i>	-----	$T_1 =$	$C_{\text{cal}} =$
<i>L'eau chaude</i>	$m_{\text{eau}} =$	$T_2 =$	-----
<i>Mélange de l'eau dans le calorimètre</i>	-----	$T_3 =$	-----
<i>Mélange de l'eau et de la glace dans le calorimètre</i>	-----	$T_5 =$	-----
<i>Enthalpie molaire de fusion de la glace</i>	-----	-----	$\Delta H_{\text{fus}} =$
<i>Enthalpie molaire de solidification de l'eau</i>	-----	-----	$\Delta H_{\text{sol}} =$

Compte rendu du TP1 chimie2 : Enthalpie de fusion de la glace

I- Introduction

.....

II- Mode opératoire

1) Partie 1 :

.....

2) Partie 2 :

.....

III- Réponse aux questions

Tableau de mesure :

Détermination de la capacité calorifique du calorimètre			
Masse de l'eau= 100g	T ₁ = 18°C	T ₂ = 50°C	T ₃ = 44°C
Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace			
Masse de la glace = 10g	T ₄ = 18°C	T ₅ = 0°C	T ₆ = 8°C

a) Calculer la constante d'étalonnage du calorimètre C_{cal} d'après les équations (1) et (2).

.....

b) En effectuant un bilan thermique, établir les formules précédentes (1), (2), (3) et (4) ;
et donner le sens physique de la constante d'étalonnage C_{cal} .

.....
.....
.....
.....
.....
.....

c) Calculer la chaleur latente de fusion de la glace.

.....
.....
.....

d) Calculer l'enthalpie molaire de fusion de la glace.

.....
.....
.....
.....

e) Comparer la valeur expérimentale obtenue avec celle donnée dans la littérature.

.....
.....
.....

f) Déduire l'enthalpie molaire de solidification de l'eau (ΔH_{sol}).

.....
.....

g) Calculer l'erreur relative commise sur l'enthalpie molaire de fusion.

.....
.....
.....
.....

h) Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.

.....
.....
.....
.....

- i) Commenter les résultats ainsi que les conditions générales de l'expérience.

.....
.....
.....
.....

IV-Conclusion

.....
.....
.....

T. P N°2
Transformations physiques de la matière
Vaporisation et solidification de l'eau distillée

1. Introduction :

L'eau se présente sous trois états physiques : liquide, gazeux et solide. On se propose dans cette fiche 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.
- Un thermomètre accroché au support plongé dans le liquide (eau distillée) sans toucher le fond du bêcheur (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	4	6	8	10	12								
<i>T (°C) Eau distillée</i>	T ₀													
<i>Observations</i>														

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

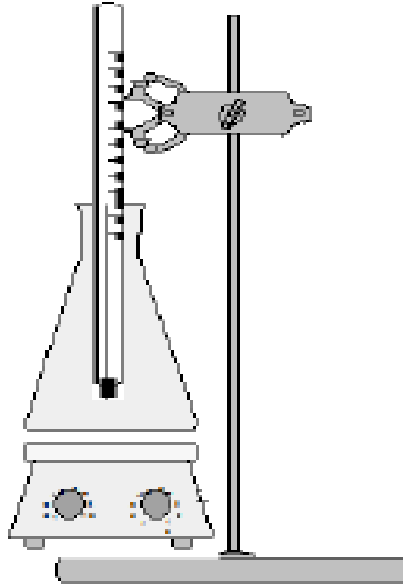


Figure 1 : *Dispositif expérimental de vaporisation de l'eau.*

4. 2. Cristallisation de l'eau distillée:

- On prépare un mélange de glace pilée et de sel de cuisine dans un bêcher (environ quatre volume de glace pour un volume de sel) ; ce mélange permet d'obtenir une température $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$; on l'appelle mélange réfrigérant.
- Relever la température du mélange glace sel : $T = \dots\dots\text{ }^{\circ}\text{C}$
- 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.

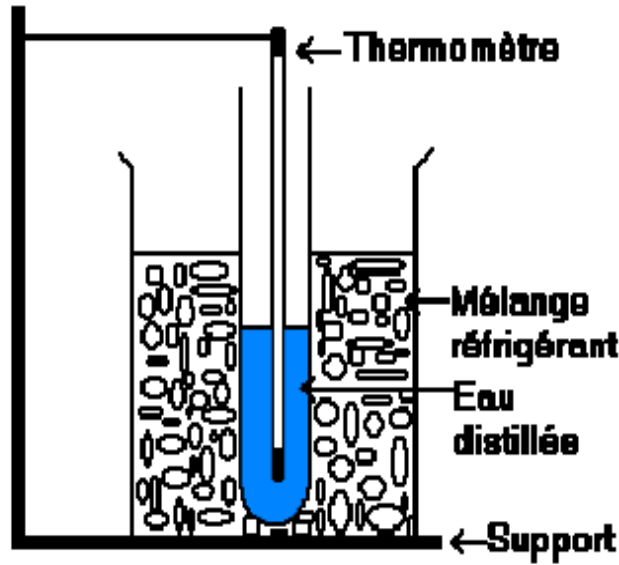


Figure 2 : *Dispositif expérimental de solidification de l'eau.*

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> <i>Eau distillée</i>	T_0											
<i>Observations</i>												

5. Compte rendu:

- a) Remplir le tableau 1 (vaporisation).
- b) Remplir le tableau 2 (solidification).
- c) A partir des tableaux 1 et 2 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) Expliquer et discuter les différentes étapes des graphes.
- e) Déterminer les températures d'ébullition et de solidification de l'eau pure.
- f) Comparer et commenter la valeur de la température de vaporisation et celle de la solidification de l'eau dans les conditions de l'expérience à la valeur théorique (T de solidification de l'eau pure : 0°C et T de vaporisation de l'eau pure : 100°C sous une pression de 1 atm).
- g) Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.
- h) Faites les conclusions nécessaires.

Compte rendu du Tp 2 : Transformations physiques de la matière Vaporisation et solidification de l'eau distillée

I- Introduction :

.....
.....
.....
.....
.....
.....

II- Mode opératoire :

1) partie 1 :

.....
.....
.....
.....
.....
.....

2) partie 2 :

.....
.....
.....
.....
.....
.....

III- Réponse aux questions :

a) Remplir le tableau 1 (vaporisation).

Tableau des résultat partie 1 : Variation de la température de l'eau distillée en fonction du temps

<i>Temps (t) en min</i>	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	22
<i>T (°C)</i> <i>Eau distillée</i>	20	45	61	75	88	99	100	100	100	100	100	100
<i>Etat physique</i>												

T. P N 2 : Transformations physiques de la matière Vaporisation et solidification de l'eau distillée

b) Remplir le tableau 2 (solidification).

Tableau des résultats partie 2 : Variation de la température de l'eau distillée en fonction du temps

Temps (t) seconde	0	30	60	90	120	150	180	210	240	300	360	420	480	540	600	
T (°C) Eau distillée	18	13.5	10	7	4	2	0.5	0.1	0	0	0	0	-1	-3	-5	
Etat physique																

c) A partir des tableaux 1 et 2 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.

i) Expliquer et discuter les différentes étapes des graphes.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

j) Déterminer les températures d'ébullition et de solidification de l'eau pure en justifiant votre réponse.

.....

.....

.....

.....

k) Comparer et commenter la valeur de la température de vaporisation et celle de la solidification de l'eau dans les conditions de l'expérience à la valeur théorique (T de solidification de l'eau pure : 0°C et T de vaporisation de l'eau pure : 100°C sous une pression de 1 atm).

.....

.....

.....

.....

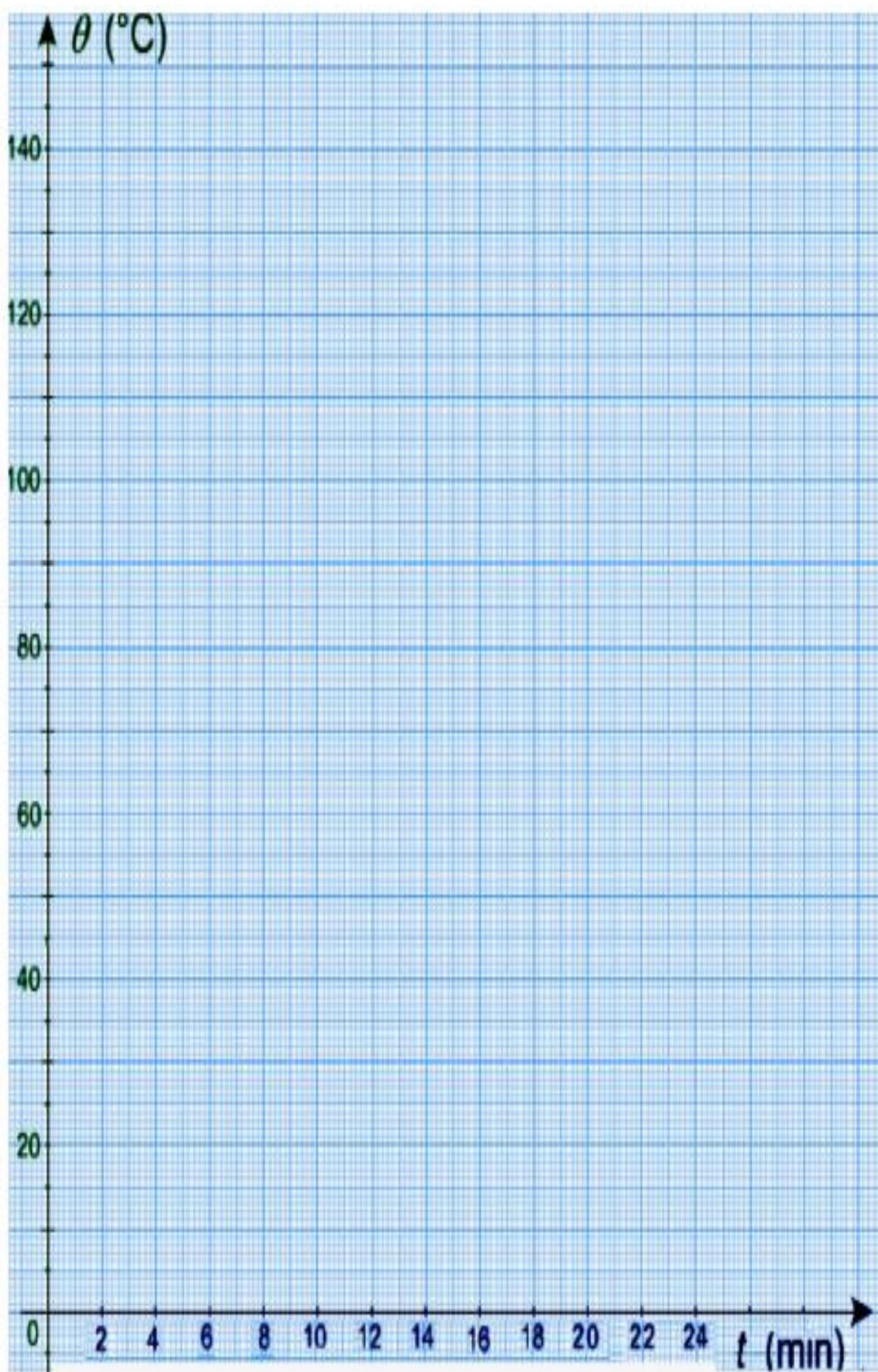
l) Quelles sont les facteurs influençant l'expérience.

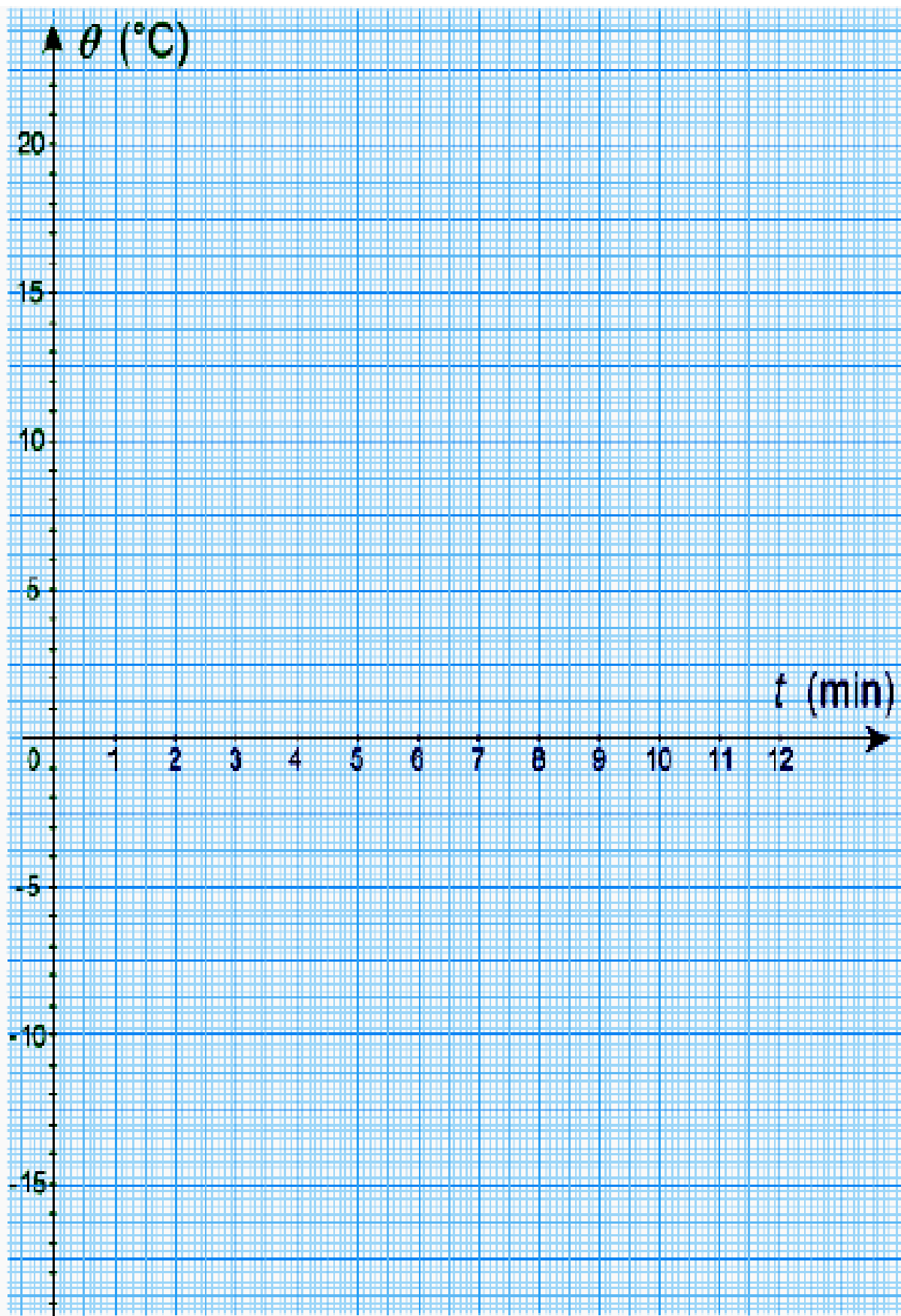
.....

.....

.....

.....





IV- Conclusion

.....
.....
.....
.....