

*République Algérienne Démocratique et Populaire*  
*Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique*  
*Université de Saida – Dr. Moulay Tahar*



**Faculté des Sciences**  
**Département de Chimie**

# **TP de Thermodynamique**

Destiné aux étudiants de 1<sup>ère</sup> année tronc-commun sciences  
de la matière

**Présenté par :**

**Dr. KOURAT OUMRIA**

**Maître de conférences « B »**

2022 - 2023

# Table des matières

## **Consignes et Rappels**

<i>Le Thermoplongeur</i> .....	2
<i>Les incertitudes</i> .....	3
<i>Rappel des définitions mathématiques</i> .....	9
<i>Compte-Rendu de Travaux Pratiques</i> .....	13

## **1. La loi des Gaz Parfaits**

1.1 <i>Le but de la manipulation</i> .....	16
1.2 <i>Principe de la manipulation</i> .....	16
1.3 <i>Etude théorique</i> .....	16
1.4 <i>Matériel utilisé</i> .....	17
1.5 <i>Mode opératoire</i> .....	18
1.6 <i>Exploitation des résultats</i> .....	19
1.7 <i>Compte rendu</i> .....	24

## **2. Capacité Calorifique des Métaux**

2.1 <i>Le but de la manipulation</i> .....	25
2.2 <i>Principe de la manipulation</i> .....	25
2.3 <i>Etude théorique</i> .....	25
2.4 <b>Détermination de la capacité calorifique du calorimètre</b> .....	29
2.4.1 <i>Matériel utilisé</i> .....	29
2.4.2 <i>Mode opératoire</i> .....	29
2.4.3 <i>Exploitation des résultats</i> .....	30
2.5 <b>Détermination de la capacité calorifique massique d'un matériau</b> .....	31
2.5.1 <i>Matériel utilisé</i> .....	31
2.5.2 <i>Mode opératoire</i> .....	31
2.5.3 <i>Exploitation des résultats</i> .....	32
2.5.4 <i>Compte rendu</i> .....	33

## **3. Chaleur Latente de Fusion de la glace**

3.1 <i>Le but de la manipulation</i> .....	35
3.2 <i>Principe de la manipulation</i> .....	35
3.3 <i>Etude théorique</i> .....	35
3.4 <b>Détermination de la capacité calorifique du calorimètre</b> .....	36
3.4.1 <i>Matériel utilisé</i> .....	36
3.4.2 <i>Mode opératoire</i> .....	36
3.4.3 <i>Exploitation des résultats</i> .....	37
3.5 <b>Détermination de la Chaleur Latente de Fusion de la glace</b> .....	38
3.5.1 <i>Matériel utilisé</i> .....	38
3.5.2 <i>Mode opératoire</i> .....	38
3.5.3 <i>Exploitation des résultats</i> .....	39
3.5.4 <i>Compte rendu</i> .....	41

# Table des matières

## 4. Application du premier principe de la thermodynamique :

### *Détermination de l'énergie libérée par une réaction chimique (HCl/NaOH)*

4.1	<i>Le but de la manipulation</i>	43
4.2	<i>Principe de la manipulation</i>	43
4.3	<i>Etude théorique</i>	43
4.4	<b><i>Détermination de la capacité calorifique du calorimètre</i></b>	44
4.4.1	<i>Matériel utilisé</i>	44
4.4.2	<i>Mode opératoire</i>	44
4.4.3	<i>Exploitation des résultats</i>	45
4.5	<b><i>Chaleur de réaction d'une réaction acido-basique</i></b>	46
4.5.1	<i>Protocole expérimental</i>	46
4.5.2	<i>Exploitation des résultats</i>	46

## 5. Dilatation Thermique des Métaux

5.1	<i>Le but de la manipulation</i>	49
5.2	<i>Principe de la manipulation</i>	49
5.3	<i>Etude théorique</i>	49
5.4	<b><i>Détermination des coefficients linaires de dilatation thermique du cuivre et de l'aluminium</i></b>	50
5.4.1	<i>Matériel utilisé</i>	50
5.4.2	<i>Mode opératoire</i>	51
5.4.3	<i>Exploitation des résultats</i>	52
5.4.4	<i>Compte rendu</i>	55

# **Consignes et Rappels**



## Le Thermoplongeur

Ne mettez jamais l'appareil en service s'il présente des détériorations au niveau du câblé d'alimentation.

Veillez à ce que le câble d'alimentation n'entre jamais en contact avec des parties chaudes du thermoplongeur.

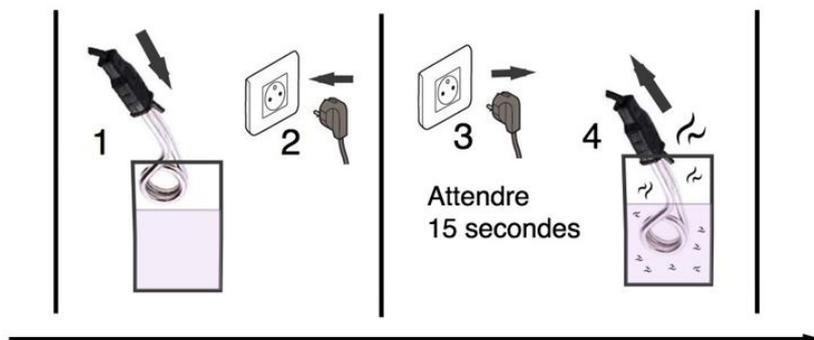
Le thermoplongeur devient très chaud lorsqu'on l'utilise. Saisissez-le uniquement par la poignée même si vous pensez qu'il s'est refroidi. **ATTENTION AUX RISQUES DE BRÛLURES.**

Ne laissez jamais le thermoplongeur sans surveillance pendant son utilisation.

Veillez à ne jamais brancher la fiche électrique du thermoplongeur avant que ce dernier ne soit déjà immergé dans une quantité suffisante d'eau (voir 1 et 2).

Dès que l'eau atteint la température désirée, débranchez la fiche de la prise de courant et **attendez 15 secondes** avant de retirer l'appareil de l'eau (voir 3 et 4).

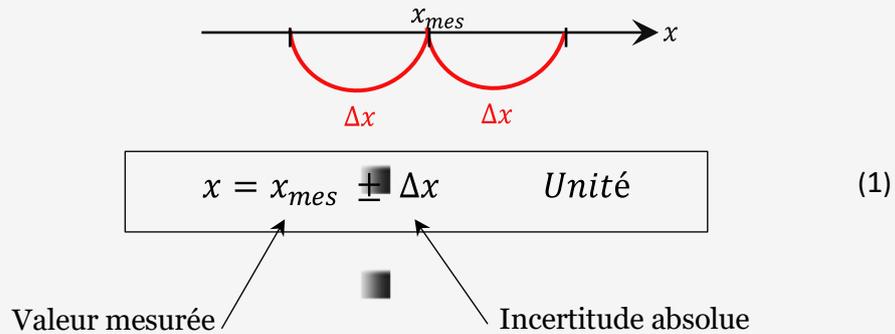
Ne mettez jamais la sonde du thermomètre électronique en contact avec les parties chaudes du thermoplongeur. Ceci peut endommager sérieusement la sonde du thermomètre.





## Les incertitudes

Toute mesure est affectée d'une erreur due à la précision limitée des appareils de mesure utilisés et/ou aux erreurs humaines. Le résultat d'une mesure n'est donc jamais une valeur mesurée  $x_{mes}$ , mais plutôt un intervalle des valeurs probables.



Dans le cas d'une mesure directe unique d'une grandeur physique simple (température, temps, longueur. . .), l'erreur absolue  $\Delta x$  est soit indiquée par le constructeur sur l'appareil de mesure ou sinon donnée par la plus petite unité que l'appareil est capable de fournir.

(Exemple :  $\Delta x = 1\text{mm}$  dans le cas d'une mesure de longueur effectuée par le biais d'une règle graduée en milli- mètres). Cependant, si la mesure est répétée une énième fois (mesure répétitive), l'erreur absolue est donnée, dans ce cas, par l'écart type  $\Delta x_{mes}$  :

$$\Delta x_{mes} = \sqrt{\frac{1}{n} \sum_{i=1}^n (x_{mes}^i - \bar{x}_{mes})^2} \quad \text{où} \quad \bar{x}_{mes} = \frac{\sum_{i=1}^n x_{mes}^i}{n}$$

Pour des grandeurs physiques composées, telles que  $x = a \times (b - c)/t$ , tout en supposant connues les incertitudes absolues  $\Delta a$ ,  $\Delta b$ ,  $\Delta c$  et  $\Delta t$ , l'incertitude absolue  $\Delta x$  est généralement déterminée par la méthode des dérivées partielles :

$$\begin{aligned} \Delta x &= \left| \frac{\partial x}{\partial a} \right| \Delta a + \left| \frac{\partial x}{\partial b} \right| \Delta b + \left| \frac{\partial x}{\partial c} \right| \Delta c + \left| \frac{\partial x}{\partial t} \right| \Delta t \\ &= \left| \frac{b-c}{t} \right| \Delta a + \left| \frac{a}{t} \right| (\Delta b + \Delta c) + \left| \frac{-a(b-c)}{t^2} \right| \Delta t \\ &= |x| \left( \frac{\Delta a}{|a|} + \frac{\Delta b + \Delta c}{|b-c|} + \frac{\Delta t}{t} \right) \end{aligned}$$

### Écriture du résultat, Incertitude absolue et incertitude relative

L'écriture du résultat de la mesure d'une grandeur physique simple ou composée doit impérativement intégrer l'incertitude absolue  $\Delta x$ , sans oublier bien sûr de noter les unités appropriées.

$$x = (x_{mes} \pm \Delta x) \quad \text{unités} \quad (2)$$



## Les incertitudes

### Ecriture du résultat, Incertitude absolue et incertitude relative

**Incertitude relative** : c'est la valeur de l'incertitude absolue rapportée à la valeur mesurée, exprimé en pourcentage (%). **Incertitude relative** =  $\frac{\Delta x}{x_{mes}}$

La précision sur le résultat de la mesure est caractérisée par le rapport  $\frac{\Delta x}{x_{mes}}$

Plus ce rapport, dit erreur relative, est petit et plus la mesure est précise.

Le tableau suivant indique les incertitudes et les erreurs relatives des fonctions les plus courantes

FONCTION $y$	INCERTITUDE $\Delta y$	ERREUR RELATIVE $\frac{\Delta y}{y}$
Somme $x + z$	$\Delta x + \Delta z$	$\frac{\Delta x + \Delta z}{ x + z }$
Soustraction $x - z$	$\Delta x + \Delta z$	$\frac{\Delta x + \Delta z}{ x - z }$
Produit $x \times z$	$ z  \Delta x +  x  \Delta z$	$\frac{\Delta x}{ x } + \frac{\Delta z}{ z }$
Quotient $\frac{x}{z}$	$\frac{ z  \Delta x +  x  \Delta z}{z^2}$	$\frac{\Delta x}{ x } + \frac{\Delta z}{ z }$
$a x$ , $a$ constante	$ a  \Delta x$	$\frac{\Delta x}{ x }$
$x^n$	$ n x^{n-1}  \Delta x$	$ n  \frac{\Delta x}{ x }$
$\sin x$	$ \cos x  \Delta x$	$\frac{\Delta x}{ \operatorname{tg} x }$
$\cos x$	$ \sin x  \Delta x$	$ \operatorname{tg} x  \Delta x$
$e^x$	$e^x \Delta x$	$\Delta x$
$\ln x$	$\frac{\Delta x}{x}$	$\frac{\Delta x}{x  \ln x }$



## Comment déterminer le nombre de chiffres significatifs ?

### Astuce

- ✓ Dans un nombre, tous les chiffres sont significatifs sauf les 0 « écrits à gauche »

### Exemples

0, 5 0 2      3 chiffres significatifs

0,0 4 0 6 0      4 chiffres significatifs

1 0 5  $\cdot 10^{-3}$       3 chiffres significatifs



CHIFFRES SIGNIFICATIFS  $\neq$  CHIFFRES APRES VIRGULE



## Combien de chiffres garder pour un résultat ?

### POUR LES MULTIPLICATION ET DIVISION



Le résultat aura autant de chiffres significatifs que la donnée qui en a le moins.

#### Exemple

$$\frac{7400}{9,81} = 754,332314$$

Le résultat obtenu sur la **calculatrice**

Donc on cherche parmi les données celle qui a le moins de chiffres significatifs ; il y en a quatre dans 7400 et trois dans 9,81.

On ne gardera donc que trois chiffres significatifs pour le résultat de ce calcul ce qui revient à l'arrondir à l'unité.

Le résultat avec trois chiffres significatifs

754,332314

$$\frac{7400}{9,81} \approx 754$$



## Combien de chiffres garder pour un résultat ?

### POUR LES ADDITIONS ET SOUSTRATIONS



Le résultat aura autant de **décimales** (c.a.d de **chiffres après la virgule**) que la donnée qui en a le moins.

#### Exemple

$$1,03 + 4,5 + 454,14 = 459,67$$

Le résultat obtenu sur la **calculatrice**

Le résultat avec **1** chiffre après la virgule

459,67

Arrondir au **dixième**

$$1,03 + 4,5 + 454,14 \approx 459,7$$





## Rappel des définitions mathématiques

### Différentielle d'une fonction d'état (1ère dérivée et 2ème dérivée croisée)

Soit une fonction  $f(x)$  à une seule variable  $x$  : La dérivée de  $f$  est  $f'$  défini par :

$$f' = \lim_{\Delta x \rightarrow 0} \frac{f(x + \Delta x) - f(x)}{\Delta x} = \frac{df(x)}{dx}$$

Soit

$$df = f'(x) dx \Rightarrow df = \left(\frac{\partial f}{\partial x}\right) dx$$

Exemple :

Calculer la différentielle de la fonction suivante :

$$f(x) = 3x^2 + 5x + 8 \Rightarrow df(x) = (6x + 5)dx$$

Pour une fonction  $f(x, y)$  à deux variables  $x$  et  $y$ , la différentielle de  $f$  est définie par

$$df(x, y) = \left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y dx + \left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x dy$$

$\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y$  : est la dérivée partielle de  $f$  par rapport à  $x$  pour  $y$  constant.

$\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x$  : est la dérivée partielle de  $f$  par rapport à  $y$  pour  $x$  constant.

**Exemple :**

Calculer la différentielle de la fonction suivante :

$$f(x) = 4x^2 + y + y^3 + 2x + 13$$



## Rappel des définitions mathématiques

*Solution*

$$f(x) = 4x^2 + y + y^3 + 2x + 13$$

$$\left(\frac{\partial f}{\partial x}\right)_y = 8x + 2$$

$$\left(\frac{\partial f}{\partial y}\right)_x = 3y^2 + 1$$

$$df(x, y) = (8x + 2) dx + (3y^2 + 1) dy$$

### Condition mathématique d'une fonction d'état (D.T.E)

La différentielle d'une fonction d'état, fonction de plusieurs variables indépendantes, est une différentielle totale exacte (DTE). Cela signifie qu'elle est égale à la somme de ses différentielles partielles par rapport à chaque variable. Pour une fonction de deux variables notés

$F(x, y)$  :

$$dF = \left(\frac{\partial F}{\partial x}\right) dx + \left(\frac{\partial F}{\partial y}\right) dy$$

$\left(\frac{\partial F}{\partial x}\right)$  : est la **dérivée partielle** de F par rapport à x et de même pour y.

L'ordre de variation des variables indépendantes x et y n'a aucune incidence sur le résultat.

Cela se traduit mathématiquement par le fait que les dérivées secondes croisées de la fonction F par rapport à x et y sont égales.

$$\left(\frac{\partial^2 F}{\partial x \partial y}\right) = \left(\frac{\partial^2 F}{\partial y \partial x}\right)$$



## Rappel des définitions mathématiques

### *Exemple d'application : (cas d'un gaz parfait)*

On considère un gaz parfait dont l'état est donné par sa température  $T$  et sa pression  $P$ .

Pour effectuer une transformation, on fait varier la pression ou la température du gaz des valeurs initiales notées  $T_i$  et  $P_i$  à des valeurs finales  $T_f$  et  $P_f$ .

La quantité de la matière est considérée comme constante

### Cas du volume

L'équation d'état du gaz parfait nous donne une expression explicite du volume en fonction de ces deux paramètres :

$$V(T, P) = \frac{nRT}{P}$$

Le volume apparaît donc comme une fonction d'état. On peut calculer à partir de cette expression la variation de volume du gaz pendant la transformation de l'état initial vers l'état final :

$$\Delta V = V_f - V_i = nR \left[ \frac{T_f}{P_f} - \frac{T_i}{P_i} \right]$$

On peut vérifier qu'on retrouve la même variation en suivant deux chemins différents pour la transformation. Pour le premier chemin, on fait varier la pression de  $P_i$  à  $P_f$  en maintenant la température constante et égale  $T_i$ , puis on fait varier la température de  $T_i$  à  $T_f$  en maintenant la pression constante et égale  $P_f$  puis l'inverse.

Dans le second chemin, on procède de la même manière, mais en faisant varier la température avant la pression. Pour une petite variation infinitésimale de la pression et de la température, on peut écrire:

$$dV = \left( \frac{\partial V}{\partial T} \right) dT + \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right) dP$$

Soit en utilisant l'équation d'état :

$$dV = \frac{nR}{P} dT + \frac{nRT}{P^2} dP$$



## Rappel des définitions mathématiques

On considère les deux chemins différents définis par l'ordre de variation de  $P$  et  $T$

- Pour le premier chemin, on peut écrire la variation totale de volume comme suit en faisant varier d'abord la pression :

$$\Delta V_1 = \int_{P_i \rightarrow P_f: T=T_i}^{\square} \Delta V + \int_{T_i \rightarrow T_f: P=P_f}^{\square} \Delta V$$

Ce qui donne :

$$\Delta V_1 = \int_{P_i}^{P_f} -\frac{nRT_i}{P^2} dP + \int_{T_i}^{T_f} \frac{nR}{P_f} dT$$

$$\Delta V_1 = \left[ \frac{nRT_i}{P_f^2} - \frac{nRT_i}{P_i^2} \right] + \frac{nR}{P_f} [T_f - T_i]$$

$$\Delta V_1 = V_f - V_i = nR \left[ \frac{T_f}{P_f} - \frac{T_i}{P_i} \right]$$

Pour le second chemin, on fait varier la température en premier :

$$\Delta V_2 = \int_{T_i \rightarrow T_f: P=P_i}^{\square} \Delta V + \int_{P_i \rightarrow P_f: T=T_f}^{\square} \Delta V$$

On retrouve le même résultat que pour le premier chemin, qui est évidemment le même que celui obtenu directement à partir de l'équation d'état. Pour que la forme différentielle  $dV$  de la fonction  $V(T, P)$  soit une différentielle exacte, il faut que l'ordre de la dérivation de  $V$  par rapport à  $T$  et  $P$  soit indifférent ou encore que les dérivées secondes croisées soient égales, ce qui est le cas :

$$\left( \frac{\partial^2 V}{\partial T \partial P} \right) = \left( \frac{\partial^2 V}{\partial P \partial T} \right) = \frac{-nR}{P^2}$$



## Compte-Rendu de Travaux Pratiques

Un bon compte-rendu de travaux pratiques (TP) fait plus que présenter des résultats ; il démontre votre degré de compréhension des concepts qui se trouvent derrière les données. Il ne suffit donc pas de noter les résultats attendus (théoriques, bibliographiques) et/ou observés (mesurés, calculés) lors de l'expérience, mais il va falloir identifier l'origine des écarts éventuels, expliquer comment ils ont pu affecter le bon déroulement de votre expérience et montrer que vous avez bien compris les principes dont l'expérience a été conçue pour les examiner.

La structure globale d'un compte-rendu de TP est la suivante :

**Titre** pour informer les lecteurs du sujet de votre compte-rendu.

**Abrégé** afin de donner un résumé de tout le compte-rendu et inciter ainsi les lecteurs à le lire en sa totalité. Il devrait comporter les éléments suivants : les motivations, les résultats clés, le point le plus important de la partie discussion ainsi que la conclusion majeure. Il ne devrait nullement dépasser les 200 mots.

**Introduction** sert à donner aux lecteurs assez d'informations concernant le contexte ainsi que le but de l'expérience effectuée. Elle devrait être assez courte (environ 3 lignes).

**Méthodes** on y présente ce qui a été fait, le matériel utilisé ainsi que la procédure suivie. Pour le matériel, une simple liste suffit. Concernant la procédure expérimentale, elle devrait être écrite dans un ordre chronologique, en utilisant des paragraphes bien structurés, tout en décrivant les choses telles qu'elles se sont réellement produites et non telles qu'elles sont supposées se produire. Si vous rédigez bien cette partie, un autre expérimentateur sera dans la mesure de reproduire aisément vos résultats.



## Compte-Rendu de Travaux Pratiques

**Résultats** on y mentionne ce qui a été trouvé. Cette partie est généralement constituée de tableaux, de figures et de calculs, où les résultats principaux devraient être mentionnés explicitement sous forme verbale. Les graphes et les tableaux devraient être clairs, faciles à lire et bien identifiés.

**Discussion** sert à analyser et expliquer la signification de vos résultats. C'est la partie la plus importante de votre compte-rendu, car ici, vous allez montrer que vous avez bien assimilé l'expérience loin du simple fait de l'avoir réalisée. Vous devez donc expliquer et analyser tout ce qui ne saute pas aux yeux, en répondant en particulier aux questions suivantes : Qu'est-ce que vos résultats indiquent clairement ? Quelle est la signification de vos résultats ? Quelles sont les ambiguïtés qui existent ? Quelles sont les explications logiques pouvant interpréter les problèmes avec vos données ? Pour y répondre, vous devez comparer vos résultats avec les valeurs théoriques ou bibliographiques, si elles existent, puis chercher l'origine (non-humaine) des écarts éventuels. Si vous pensez que les problèmes viennent du schéma de l'expérience, expliquez comment ce schéma pourrait être amélioré afin d'avoir de bien meilleurs résultats.

**Conclusion** pour résumer vos résultats et interprétations. Elle est, en général, très courte (environ 2 lignes).

**Références** pour donner aux lecteurs l'origine des références citées dans le compte-rendu.

Le compte-rendu d'un TP a donc une structure bien claire qui sert à documenter vos résultats et communiquer leur signification, tout en permettant à tout un chacun de pouvoir les reproduire en suivant votre démarche.

L'introduction, la discussion ainsi que la conclusion sont, en général, les parties les plus difficiles à écrire, il est recommandé de les rédiger après avoir écrit la partie méthode et résultats. Si vous avez à rédiger un résumé, il est préférable de le faire en dernier.

## Application 1

# La loi des Gaz Parfaits

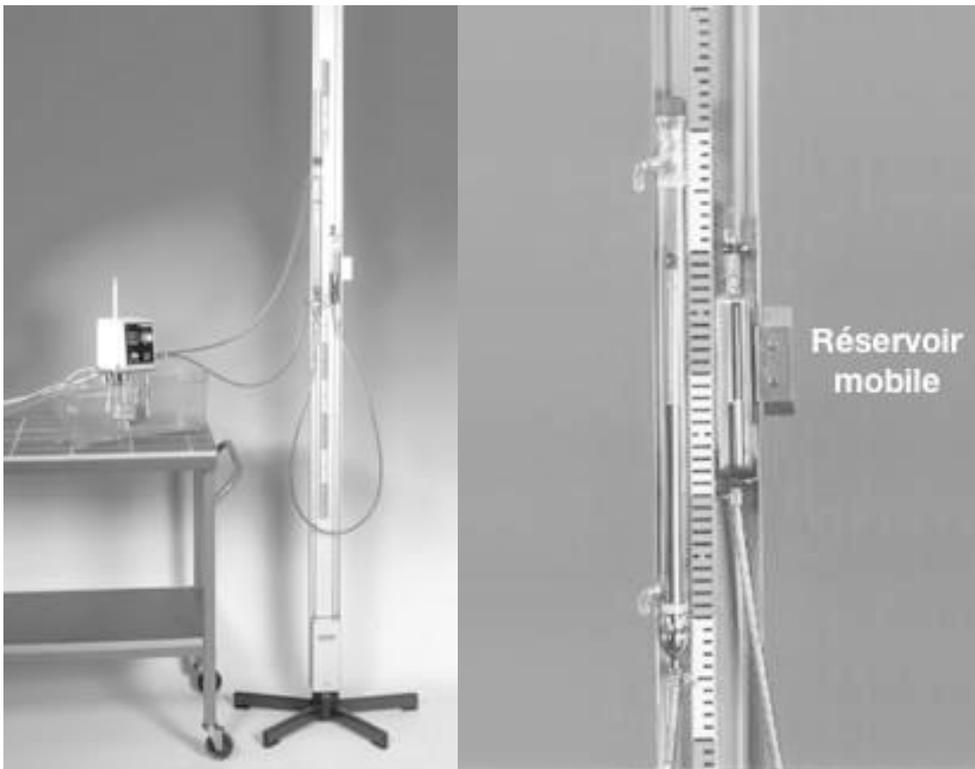


FIGURE 1.1 – Dispositif servant à l'étude des propriétés thermodynamiques des gaz parfaits.

## 1.1 Le but de la manipulation :

Le but de ce TP est de vérifier les lois empiriques des gaz parfaits et de calculer : le coefficient calorimétrique  $\alpha$ , le Coefficient d'élévation de la pression  $\beta$ , et le coefficient compressibilité  $\chi$  de l'air.

## 1.2 Principe de la manipulation :

On fait varier la pression et le volume de l'air à différentes températures pour déterminer la relation existante entre ces trois grandeurs **P**, **V** et **T**.

Pour une quantité constante d'un gaz (l'air), étudier la corrélation entre

- ✓ Le volume et la pression à température constante (loi de Boyle).
- ✓ Le volume et la température à pression constante (loi de Gay-Lussac).
- ✓ La pression et la température à volume constant (loi de Charles).



**Robert Boyle**



**Jacques Charles**



**Joseph Gay-Lussac**

## 1.3 Etude théorique:

Les lois des gaz sont des relations thermodynamiques qui expriment le comportement d'une quantité de gaz en fonction de trois variables : la pression P, le volume V et la température T. En se basant sur les concepts de la mécanique statistique, il est facile de démontrer que le comportement des gaz parfaits est régi par la relation

$$PV = nRT \quad (\text{équation d'état}).$$

$n$  : nombre de moles de gaz

$R$  ; constante de gaz parfait  $R = 8.32 \text{ J}^\circ\text{K.mole}$ .

En fixant l'une des trois variables qui est la température T (transformation isotherme), l'étude de la variation de la pression en fonction du volume conduit à définir le coefficient de compressibilité isotherme :  $\chi_T = \frac{1}{V} \left( \frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$

### 1.4 Matériel utilisé

- Un Bain Marie Thermostaté.
- Une Règle Graduée (1 cm → 100 hpa)
- Un Tube contenant de l'air de dimension :  $S = 1,02 \times 10^{-4} \text{ m}^2$
- Un tube contenant du mercure.

Dans un tube de mesure on a introduit de l'air sec emprisonné par une colonne de mercure ; la section S du tube est constante ( $S = 1,02 \times 10^{-4} \text{ m}^2$ ). Le volume d'air enfermé par le mercure est donc :

$$V = h \times S + V_c \dots \dots (1)$$

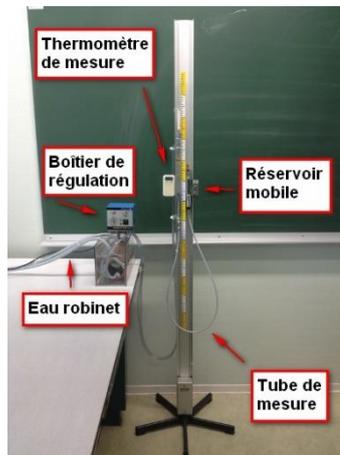
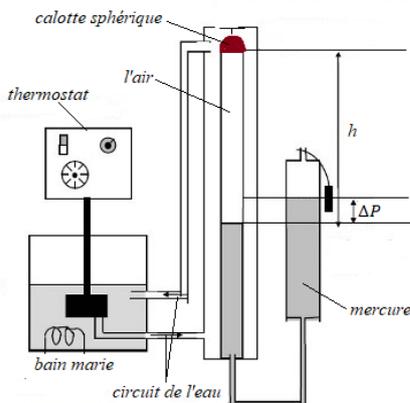
$V_c$  : Volume de la calotte sphérique  $V_c = 1.01 \text{ cm}^3$

En outre un réservoir mobile rempli de mercure est relié au tube de mercure par un tube souple. La pression de l'air contenu dans le tube de mercure est donc égale à :

$$P = P_a + \Delta P \dots \dots (2)$$

$P_a$  : la pression extérieure et elle est égale à la pression de l'air  $P_a = 1 \text{ atm}$

$\Delta P$  : La différence de la hauteur lu dans la règle graduée (1 cm → 100 hpa)



## 1.5 Mode opératoire :

1. Il faut s'assurer que le petit tube contenant le mercure n'est pas fermé. (Un bouchon permet de fermer le réservoir lorsqu'il n'est pas utilisé (à cause des vapeurs de mercure éventuelles). Ne pas oublier de le retirer lors des mesures.)

2. On fixe la température par le thermostat. Noter cette température

$$T_1 = \dots K$$

3. Faire déplacer le réservoir mobile vers le haut ou vers le bas jusqu'à ce que les deux niveaux du mercure soient égaux,  $\Delta P = 0$ . Noter, en cette position, la hauteur  $h$  de la colonne d'air enfermée dans le tube d'essai

$$h = \dots cm$$

4. Faire déplacer le réservoir mobile vers le haut ou vers le bas, puis noter la différence entre les deux niveaux du mercure  $\Delta P$  ainsi que la hauteur de la colonne d'air  $h$ .

$$\Delta P = \dots cm$$

$$h = \dots cm$$

5. Refaire l'étape précédente plusieurs fois.

$\Delta P (cm)$								
$h(cm)$								

6. Refaire les mêmes étapes et cela à des températures différentes ( $T_2, T_3, T_4 \dots$ )



**NB : A la fin de l'expérience, remettre le bouchon de protection du réservoir mobile afin d'éviter la fuite des vapeurs de mercure.**



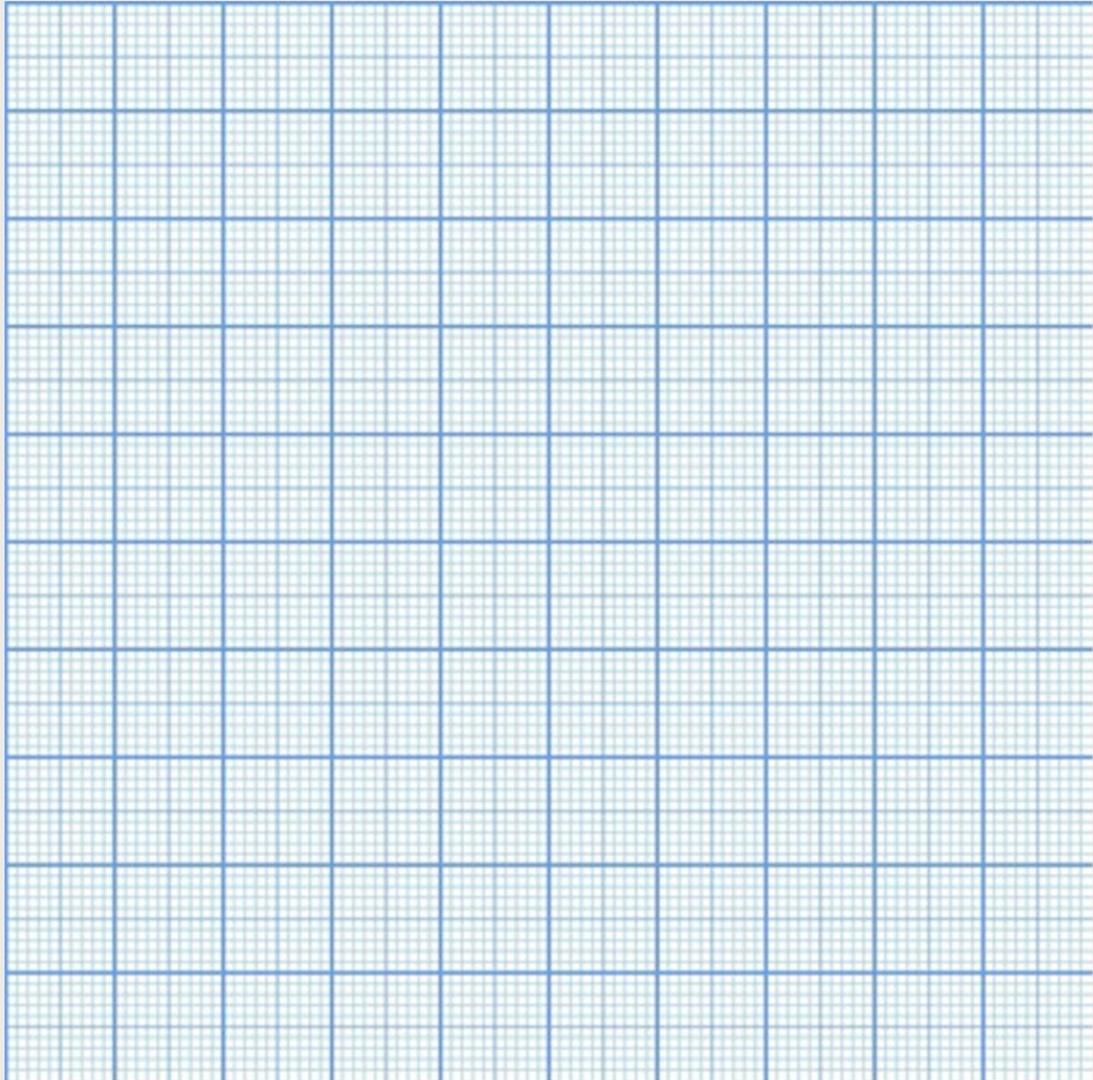
## 1.6 Exploitation des résultats

- En s'aidant des équations (1) et (2), calculer les pressions  $P$  ainsi que les volumes  $V$  correspondants aux différents  $\Delta P$  et  $h$  mesurés.

$T_1 (K)$	$\Delta P (cm)$								
	$P (Pa)$								
	$h(cm)$								
	$V(m^3)$								
$T_2 (K)$	$\Delta P (cm)$								
	$P (Pa)$								
	$h(cm)$								
	$V(m^3)$								
$T_3 (K)$	$\Delta P (cm)$								
	$P (Pa)$								
	$h(cm)$								
	$V(m^3)$								
$T_4 (K)$	$\Delta P (cm)$								
	$P (Pa)$								
	$h(cm)$								
	$V(m^3)$								



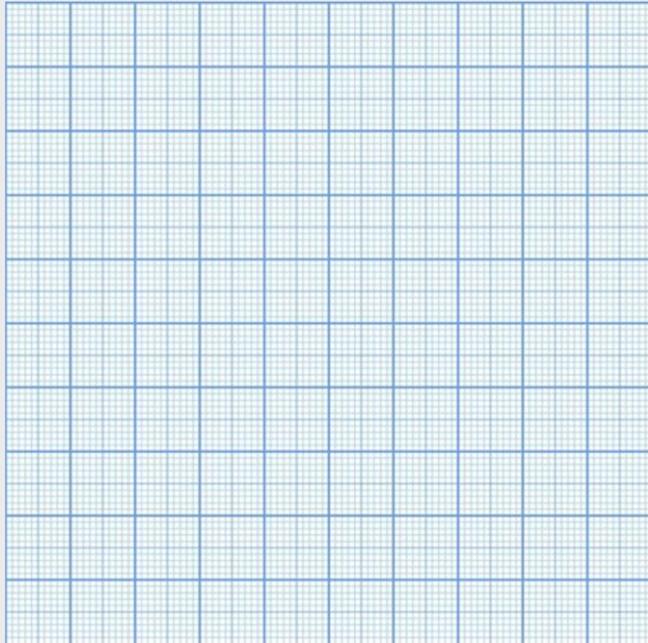
1. Tracer la courbe  $P = f(V)$ .



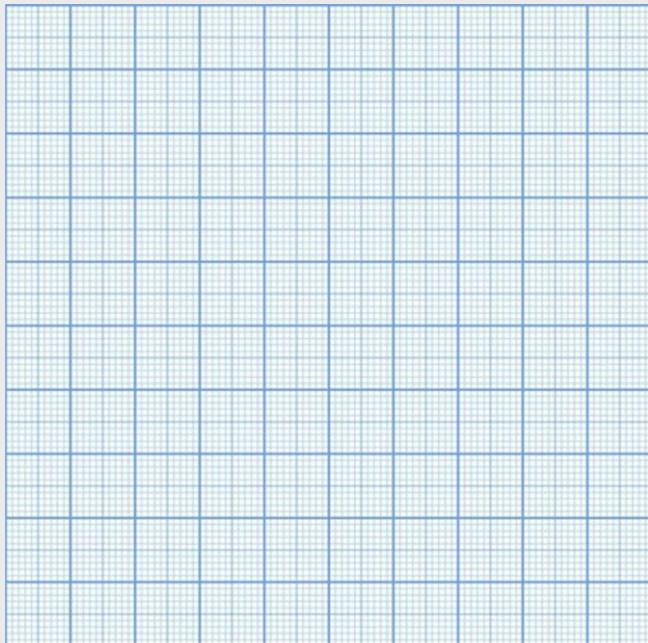


2. Concluez à partir de la courbe  $P = f(V)$ :

a- Le volume et la température à pression constante.



b- La pression et la température à volume constant.





3. Calculer les coefficients  $\alpha$ ,  $\beta$ , et  $\chi$  sachant que :

$$\alpha = 1/V_0 (\delta V / \delta T)_p$$

$$\beta = 1/P_0 (\delta P / \delta T)_V$$

$$\chi = 1/V_0 (\delta V / \delta P)_T$$

On donne :  $p_0 = 4,12 \text{ atm}$  et  $h_0 = 230 \text{ mm}$



4. Trouver la relation entre ces coefficients, et comparer la avec les valeurs théoriques.

5. Quelle conclusion tirez-Vous.

## 1.7 Compte rendu

Le compte-rendu devrait être original et contenir au moins une introduction, une description de la procédure suivie comportant les valeurs exactes des quantités mesurées, une partie dédiée aux résultats et à leur exploitation ainsi qu'une brève conclusion.



**L'usage d'une documentation externe est permis, toutefois,  
le plagiat est strictement interdit.**



- La section du tube d'essai  $S = 1,02 \times 10^{-4} \text{ m}^2$ .
- Le volume du segment coloré du tube d'essai  $V_C = 1.01 \text{ ml}$ .
- La pression atmosphérique  $P_a = 101.3 \text{ kPa}$ .
- $1 \text{ Pa} = 10^{-3} \text{ kPa}$ .
- $1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3$ .
- $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15$ .

## Application 2

# Capacité Calorifique des Métaux



FIGURE 2.1 – Dispositif de détermination de la chaleur spécifique de solides.

## 2.1 Le but de la manipulation :

Savoir écrire l'équation calorimétrique permettant de retranscrire le principe de conservation de l'énergie.

- Déterminer la capacité thermique du calorimètre,
- Déterminer la capacité thermique massique d'un matériau.

## 2.2 Principe de la manipulation :

Un échantillon de métal étudié est chauffé à la température de l'ébullition de l'eau dans un récipient, puis plongé dans le calorimètre contenant de l'eau à une température plus basse ( $< 50^{\circ}\text{C}$ ). La température est relevée en fonction du temps jusqu'à l'équilibre.

Il est évident de procéder au préalable à la détermination de la valeur en eau du calorimètre utilisé.

## 2.3 Etude théorique:

La calorimétrie consiste à déterminer expérimentalement des quantités de chaleur.

$$Q = C \times \Delta T \quad (1)$$

$Q$  : quantité de chaleur en joule ( $J$ )

$C$  : en  $J \cdot K^{-1}$

$\Delta T$  : variation de la température ( $T_{finale} - T_{initiale}$ ) en  $K$  ou en  $^{\circ}\text{C}$

La chaleur (une forme d'énergie) est une grandeur physique qui n'est pas directement mesurable ; c'est pourquoi il est nécessaire de mesurer son effet sur un autre corps.

Cet effet peut :

- servir à augmenter ou diminuer la température d'un corps sans modifier son état physique (Chaleur échangée sans changement d'état du système); cela correspond à la notion de **chaleur spécifique** (**capacité thermique massique**) ; donnée par

$$c = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m \times \Delta T} \quad (2)$$

Ou  $m$  est la masse de l'objet et les unités de  $c$  sont  $J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$

ou bien

- servir à un changement d'état physique d'un corps sans modifier sa température ; cela correspond à la notion de **chaleur latente** ; avec :

$$Q = m \times L = n \times L \quad (3)$$

$L$  : Chaleur latente massique en  $J.kg^{-1}$  ,  $L$  : Chaleur latente molaire en  $J.mole^{-1}$

La chaleur spécifique d'un corps est la quantité de chaleur nécessaire à l'unité de masse de ce corps pour élever sa température d'un degré. Alors que la chaleur latente est la chaleur nécessaire pour effectuer un changement d'état physique (vaporisation, fusion, etc.) d'une unité de masse d'un corps à température constante.

La chaleur spécifique et la chaleur latente, ainsi que d'autres grandeurs thermiques, peuvent être mesurées à l'aide d'un appareil appelé calorimètre. Le calorimètre est constitué d'un vase, appelé vase calorimétrique, isolé thermiquement du milieu extérieur.

Dans cette expérience, un échantillon de métal chaud est ajouté à de l'eau distillée ambiante contenue dans le vase intérieur d'un calorimètre. Après un temps suffisant, l'échantillon de métal, l'eau distillée ainsi que le vase intérieur du calorimètre vont tous atteindre une température finale d'équilibre  $T_{eq}$ . Etant donné que le vase intérieur du calorimètre est sensé être isolé du milieu extérieur, la conservation de l'énergie implique que la quantité de chaleur cédée par l'échantillon de métal devrait être égale à la quantité de chaleur reçue par l'eau ainsi que le vase intérieur du calorimètre

$$\sum Q = 0$$
$$Q_{m\acute{e}tal} + Q_{eau} + Q_{calorim\grave{e}tre} = 0$$

En termes de capacité calorifique et de capacités thermiques massiques, cette dernière équation s'écrit sous la forme

$$m_m c_m (T_{eq} - T_m) + m_e c_e (T_{eq} - T_e) + C_{cal}(T_{eq} - T_e) = 0$$

où  $m_m$  et  $m_e$  sont les masses de l'échantillon de métal et de l'eau distillée, respectivement.  $c_m$  et  $c_e$  sont les capacités thermiques massiques correspondantes.  $C_{cal}$  est la capacité calorifique du calorimètre. L'échantillon de métal a une température initiale  $T_m$  et, avant que celui-ci ne soit introduit, l'eau distillée ainsi que le vase intérieur du calorimètre sont supposés être en équilibre thermique à la température  $T_e$ .

La méthode de mixture repose sur le fait que la capacité calorifique du calorimètre ainsi que la capacité thermique massique de l'eau sont supposées connues à l'avance (voir la première

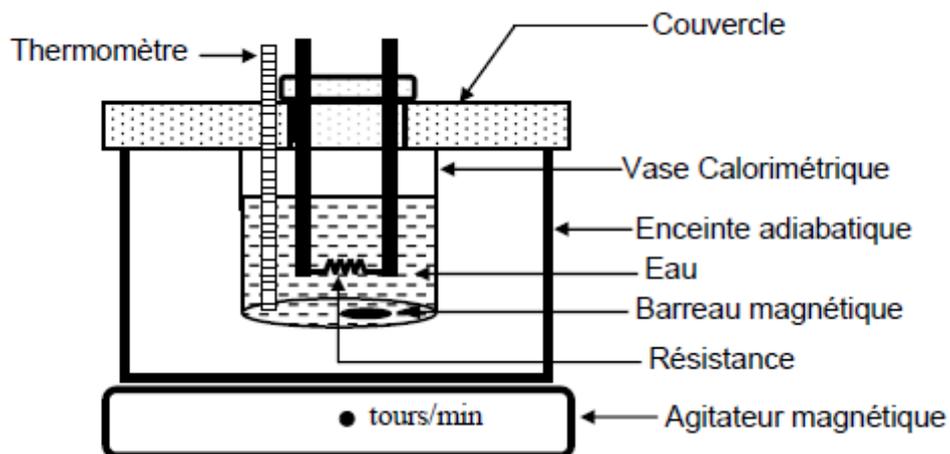
expérience). Dans ce cas, il est expérimentalement possible de déterminer la capacité thermique massique de l'échantillon de métal

$$c_m = \frac{(m_e c_e + C_{cal})(T_{eq} - T_e)}{m_m (T_{eq} - T_m)}$$

### DESCRIPTION D'UN CALORIMETRE

Le calorimètre utilisé dans cette manipulation est celui de BERTHELOT. Il est essentiellement constitué de deux récipients cylindriques en aluminium, l'un contenant de l'eau, l'autre étant vide. Ces récipients constituent une enceinte adiabatique (pas d'échange de chaleur avec l'extérieur). Le grand récipient contient uniquement le petit récipient (vase calorimétrique). Ce dernier contient l'eau, le barreau magnétique et les accessoires.

Le calorimètre est fermé par un couvercle percé de trous permettant le passage d'un thermomètre



Le calorimètre est là pour permettre l'étude d'échanges d'énergie se produisant à l'intérieur de celui-ci. C'est un système isolé c'est à dire que lui et son contenu ne vont pas échanger de matière et d'énergie avec le milieu extérieur.

Le calorimètre fait partie intégrante du système étudié. Il peut absorber ou donner de l'énergie thermique d'où **la nécessité de connaître sa capacité calorifique.**

## 2.4 Détermination de la capacité calorifique du calorimètre

### 2.4.1 Matériel utilisé

- ✓ Calorimètre
- ✓ Thermoplongeur
- ✓ Bécher.
- ✓ Thermomètre : Il existe plusieurs types de thermomètres
- ✓ Balance.

### 2.4.2 Mode opératoire :

1. S'assurer que le calorimètre est bien propre, à défaut, le rincer avec de l'eau distillée.
2. Verser 200g d'eau froide dans le calorimètre.
3. Verser 200g d'eau dans le bécher. Le poser sur la plaque chauffante et porter la température de l'eau à 50° C.
4. Mesurer la température  $T_1$  de l'eau froide dans le calorimètre.
5. Mesurer la température  $T_2$  de l'eau chaude.
6. Verser les 200g d'eau chaude dans le calorimètre et attendre quelques minutes que la température se stabilise. Mesurer la température  $T_3$  du mélange.
7. En cas de doutes concernant les données ou le bon déroulement de la manipulation, refroidir le calorimètre en y versant un volume d'eau distillée à température ambiante, puis refaire les étapes 2 à 6.

Donnée :  $C_{eau} = 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$



### 2.4.3 Exploitation des résultats

1. Calculer la quantité de chaleur  $Q_1$  reçue par l'eau froide.
2. Calculer la quantité de chaleur  $Q_2$  reçue par l'eau chaude, expliquer le signe de cette valeur.
3. En supposant que le système étudié n'est constitué que des 400 g d'eau quelle devrait être la relation entre  $Q_1$  et  $Q_2$  ?
4. Expliquer pourquoi la relation précédente n'est pas vérifiée.
5. Ecrire l'équation calorimétrique du système étudié (eau + calorimètre). En déduire la capacité thermique de calorimètre.

## **2.4 Détermination de la capacité calorifique massique d'un matériau**

### **2.5.1 Matériel utilisé**

- ✓ Calorimètre.
- ✓ Thermoplongeur.
- ✓ Bécher.
- ✓ Thermomètre.
- ✓ Balance.
- ✓ matériau (par exemple un morceau de cuivre ou d'aluminium).

### **2.5.2 Mode opératoire**

1. Introduire 100 g d'eau froide dans le calorimètre.
2. Faire bouillir environ 300 g d'eau dans un bêche et y plonger le matériau accroché à une ficelle, noter la température  $T_2$  de l'eau bouillante qui est aussi celle du matériau.
3. Relever la température  $T_1$  de l'eau froide située dans le calorimètre.
4. Plonger le matériau chaud dans l'eau du calorimètre et attendre quelques minutes avant de relever la température finale  $T_3$ .



### 2.5.3 Exploitation des résultats

Ecrire l'équation calorimétrique et en déduire la capacité thermique massique du matériau.

Le compte-rendu devrait être original et contenir au moins une introduction, une description de la procédure suivie comportant les valeurs exactes des quantités mesurées, une partie dédiée aux résultats et à leur exploitation ainsi qu'une brève conclusion.



**L'usage d'une documentation externe est permis, toutefois,  
le plagiat est strictement interdit.**



- Masse volumique de l'eau  $\rho = 1 \text{ gcm}^{-3}$ .
- Chaleur massique de l'eau  $c_{eau} = 4.185 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

## Application 3

### Chaleur Latente de Fusion de la glace



FIGURE 3.1– Dispositif de détermination de la chaleur latente de fusion de la glace.

### 3.1 Le but de la manipulation :

Savoir écrire l'équation calorimétrique permettant de retranscrire le principe de conservation de l'énergie.

- Déterminer d'abord la constante d'étalonnage calorimètre utilisé ( la capacité thermique du calorimètre),
- Déterminer ensuite la chaleur latente de fusion de la glace «  $L_f$  ».

### 3.3 Etude théorique:

**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 :

$$\sum Q = 0$$
$$Q_{glace} + Q_{eau} + Q_{calorimètre} = 0$$

### **3.4 Détermination de la capacité thermique du calorimètre « $C_{cal}$ »**

Le calorimètre fait partie intégrante du système étudié. Il peut absorber ou donner de l'énergie thermique d'où la nécessité de connaître sa capacité calorifique.

#### **3.4.1 Matériel utilisé**

- ✓ Calorimètre
- ✓ Thermoplongeur
- ✓ Bécher.
- ✓ Thermomètre : Il existe plusieurs types de thermomètres
- ✓ Balance.

#### **3.4.2 Mode opératoire :**

1. S'assurer que le calorimètre est bien propre, à défaut, le rincer avec de l'eau distillée.
2. Verser 60 ml d'eau froide dans le calorimètre.
3. Verser 60 ml d'eau dans le bécher. Le poser sur la plaque chauffante et porter la température de l'eau à 50° C.
4. Mesurer la température  $T_1$  de l'eau froide dans le calorimètre ; ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre..
5. Mesurer la température  $T_2$  de l'eau chaude.
6. Verser les 60 ml d'eau chaude dans le calorimètre et attendre quelques minutes que la température se stabilise.
7. Agiter et noter la température finale du mélange à l'équilibre thermique ( $T_{eq1} = T_{f1}$ ).



### 3.4.3 Exploitation des résultats

1- Compléter le tableau suivant :

<i>Masse de l'eau froide</i> $m_1$	<i>Masse de l'eau chaude</i> $m_2$	<i>T<sub>eau froide</sub></i> $T_1$ (°C)	<i>T<sub>eau chaude</sub></i> $T_2$ (°C)	<i>T<sub>équilibre</sub></i> $T_{eq1} = T_{f1}$ (°C)

2- Ecrire l'équation calorimétrique du système étudié (eau + calorimètre). En déduire la capacité thermique de calorimètre.

Calculer la capacité calorifique du calorimètre «  $C_{cal}$  » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ( $\sum Q_i = 0$ ).

Donnée :  $C_{eau} = 4180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

## 3.5 Détermination de la chaleur latente de fusion de la glace « $L_f$ »

### 3.5.1 Matériel utilisé

- ✓ Calorimètre.
- ✓ cristalliseur
- ✓ Bécher.
- ✓ Thermomètre.
- ✓ Balance.
- ✓ glace pillée.

### 3.5.2 Mode opératoire

Refroidir le calorimètre, dont la capacité calorifique est connue, et introduire un volume  $V_1 = 60$  ml d'eau distillée. Noter la température ( $T_1$ ), ça sera la température initiale de l'eau et du calorimètre. • Peser un fragment de glace dans un petit bécher et noter sa masse  $m_2$  ( $\approx 10$  g). • Relever la température de la glace ( $T_2$ ) et plonger cette dernière dans le calorimètre (**cette étape doit être rapide ; il ne faut pas que la glace ait commencé à fondre avant son utilisation**). Agiter et noter la température finale du mélange à d'équilibre thermique ( $T_{eq2} = T_{f2}$ ). La glace doit être entièrement fondue et la température ne doit plus varier.



### 3.5.3 Exploitation des résultats

1- Compléter le tableau suivant :

$m_{eau} =$ $m_1(g)$	$m_{glace}$ $= m_2(g)$	$T_{eau}$ $T_1$ (°C)	$T_{glace}$ $T_2$ (°C)	$T_{équilibre}$ $T_{eq2} = T_{f2}$ (°C)

2- calculer la chaleur latente de fusion de la glace «  $L_f$  » en appliquant le principe de conservation de la chaleur dans un système adiabatique ( $\Sigma Q_i = 0$ ).



### 3.5.3 Exploitation des résultats

3- Comparer la valeur expérimentale de la chaleur latente de fusion de la glace avec la valeur théorique

4- Déduire la valeur de la chaleur latente de solidification de l'eau ( $L_s$ ).

### 3.5.4 Compte rendu

Le compte-rendu devrait être original et contenir au moins une introduction, une description de la procédure suivie comportant les valeurs exactes des quantités mesurées, une partie dédiée aux résultats et à leur exploitation ainsi qu'une brève conclusion.



**L'usage d'une documentation externe est permis, toutefois,  
le plagiat est strictement interdit.**



- Masse volumique de l'eau  $\rho = 1 \text{ gcm}^{-3}$ .
- Chaleur massique de l'eau  $c_{eau} = 4.185 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- Chaleur massique de la glace  $c_{glace} = 2.090 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- Chaleur latente de fusion de la glace  $L_f = 334 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} = 80 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$

## **Application 4**

**Application du premier principe  
de la thermodynamique :  
Détermination de l'énergie libérée  
par une réaction chimique (HCl/NaOH)**



#### 4.1 Le but de la manipulation :

A l'issue de cette expérience, nous allons déterminer la chaleur de neutralisation d'une solution de  $HCl$  par une solution de  $NaOH$ . La réaction chimique de neutralisation entraîne une augmentation de température que nous allons mesurer.

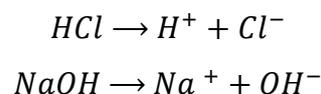
Déterminer :

- la capacité thermique du calorimètre,
- la chaleur de réaction d'une réaction acido-basique  $\Delta H_{neutralisation}$  ( $Q_{neutralisation}$ )
- Observer des réactions endothermiques et exothermiques.

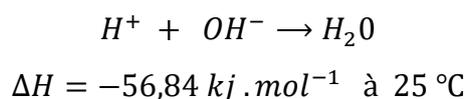
#### 4.3 Etude théorique:

Hess a montré expérimentalement que lorsqu'une solution diluée d'un acide fort est neutralisée par une solution diluée d'une base forte, la chaleur de neutralisation par molécule d'eau formée est essentiellement constante et indépendante de la nature de l'acide et de la base.

La constance de cette valeur s'explique par le fait que les bases et les acides forts sont complètement dissociés en solution :



Par conséquent, le dégagement de chaleur ne provient qu'une seule réaction : la combinaison d'un ion hydronium ( $H_3O^+$ ) avec un ion hydroxyle ( $OH^-$ ) pour former une mole d'eau.



La chaleur de neutralisation provenant de l'échange thermique entre les différentes composantes du système peut s'écrire selon l'équation suivante :

$$\Delta H_{neutralisation} = \Delta H_{HCl} + \Delta H_{NaOH} + \Delta H_{Calorimètre}$$

La variation d'enthalpie lors d'une réaction à pression constante peut être définie par la relation suivante :

$$\Delta H = - m c_p \Delta T$$

En supposant que la capacité calorifique d'une solution de  $HCl$  et celle d'une solution de  $NaOH$  soient égale à celle de l'eau, on peut écrire :

$$\Delta H_{HCl} = -m_{HCl} C_p (T_{mélange} - T_{HCl})$$

D'où:

$$\Delta H_{neutralisation} = -m_{HCl} * C_p^{eau} * (T_{HCl+NaOH} - T_{HCl}) - m_{NaOH} * C_p^{eau} * (T_{eq} - T_{NaOH}) - C_{calorimètre} * (T_{HCl+NaOH} - T_{HCl})$$

**N.B. comme la réaction a lieu sous la pression atmosphérique, la chaleur libérée correspondra à la variation d'enthalpie  $\Delta H$  :  $Q_{réaction} = \Delta H$  (à pression constante)**

## 1.4 Détermination de la capacité thermique du calorimètre

### 4.4.1 Matériels et produits :

- ✓ Bêchers
- ✓ éprouvette graduée
- ✓ plaque chauffante
- ✓ balance électronique
- ✓ calorimètre, thermomètre
- ✓ eau distillée
- ✓ acide chlorhydrique ( $HCl$  1M)
- ✓ soude ( $NaOH$  1M).

### 4.4.2 Mode opératoire :

Verser 200 g d'eau froide dans le calorimètre.

Verser 200 g d'eau dans le bêcher. Le poser sur la plaque chauffante et porter la température de l'eau à 50° C. Mesurer la température  $T_1$  de l'eau froide dans le calorimètre.

Mesurer la température  $T_2$  de l'eau chaude.

Verser les 200 g d'eau chaude dans le calorimètre et attendre quelques minutes que la température se stabilise. Mesurer la température  $T_3$  du mélange.



### 4.4.3 Exploitation des résultats

1. Calculer la quantité de chaleur  $Q_1$  reçue par l'eau froide.
2. Calculer la quantité de chaleur  $Q_2$  reçue par l'eau chaude, expliquer le signe de cette valeur.
3. En supposant que le système étudié n'est constitué que des 400 g d'eau quelle devrait être la relation entre  $Q_1$  et  $Q_2$  ?
4. Expliquer pourquoi la relation précédente n'est pas vérifiée.
5. Ecrire l'équation calorimétrique du système étudié (eau + calorimètre).
6. En déduire la capacité thermique de calorimètre.

Donnée :  $c_{\text{eau}} = 4180 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$

## 4.5 Chaleur de réaction d'une réaction acido-basique

### 4.5.1 Protocole expérimental

Vous disposez d'une solution acide de concentration  $C_a$  (1M) et d'une solution basique de concentration  $C_b$  (1M).

Pour simplifier le calcul, les deux solutions ainsi que le calorimètre doivent être à la température ambiante  $T_1$ .

Verser 150mL de la solution acide et 150mL de la solution basique dans le calorimètre.

Noter la température  $T_2$  du mélange après quelques dizaines de seconde.

### 4.5.2 Exploitation des résultats

1. Ecrire l'équation chimique de la réaction.
  
2. Remplir un tableau comportant l'ensemble des valeurs mesurées et calculées (les températures  $T_{HCl}$ ,  $T_{NaOH}$  et  $T_{NaOH+HCl}$ , et les masses  $m_{Cal}$ ,  $m_{NaOH}$ ).

$T_{HCl}$	$T_{NaOH}$	$T_{NaOH+HCl}$	$m_{HCl}$	$m_{NaOH}$	$m_{Cal}$

3. Ecrire l'équation calorimétrique et en déduire la chaleur de réaction  $\Delta H_{réaction}$  ( $Q_r$ ) en  $J.mol^{-1}$ .

#### 4.5.2 Exploitation des résultats

4. Comparer la valeur de  $\Delta H_{Neutralisation}$  que vous avez mesuré avec la valeur théorique.

## Application 5

# Dilatation Thermique des Métaux



Figure 5.1 – Dispositif servant à l'étude de la dilatation linéaire des solides.

### 5.1 But de la manipulation :

Déterminer le coefficient de dilatation de quelques métaux tels que le cuivre, l'Aluminium, etc...en fonction de la température.

### 5.2 Principe de la manipulation :

La dilatation linéaire de tubes de différentes nature sont déterminées en fonction de la température en les chauffant à l'aide d'un courant d'eau chaude les traversant continuellement pour atteindre une température d'équilibre  $T_e$ . La dilatation  $\Delta l = f(T_e)$  du tube est relevée à l'aide d'un micromètre.

### 5.3 Etude théorique :

La majorité des métaux se dilatent quand leur température s'élève. Si cet effet est relativement faible, il est, néanmoins, d'une très grande importance dans diverses applications. Le négliger peut conduire à des dysfonctionnements ou à des accidents.

La dilatation thermique d'un métal dépend de sa composition ainsi que de sa structure interne. Du point de vue macroscopique, la dilatation thermique est exprimée en fonction des coefficients de dilatation. Ces derniers sont des quantités expérimentales qui représentent la variation des dimensions d'un solide par degré de température. Dans cette expérience, nous allons étudier la dilatation thermique de quelques métaux (aluminium et cuivre) et déterminer leurs coefficients de dilatation.

La dilatation thermique est la conséquence directe de la variation de la distance moyenne séparant les atomes (ou molécules) d'une substance suite à la variation de la température. Plus précisément, ce sont les amplitudes de vibration des atomes, dans la structure cristalline des solides, qui changent. La variation dans une seule dimension d'un solide (longueur, largeur, ou épaisseur) est appelée dilatation linéaire. Celle-ci peut être différente suivant les différentes directions, toutefois, si la dilatation est la même dans toutes les directions, elle est dite isotrope.

Le rapport de variation de la longueur  $\Delta L/L_0$  est relié à la variation de la température  $\Delta T$  par

$$\Delta L/L_0 = \alpha \Delta T \quad \text{ou} \quad \Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

$L_0$  est la longueur de l'objet à la température initiale  $T_0$ ,  $L$  sa longueur à la température  $T$ ,  $\Delta L = (L - L_0)$ ,  $\Delta T = (T - T_0)$  et  $\alpha$  le coefficient de dilatation linéaire ayant les unités de l'inverse de la température  $1/^\circ\text{C}$  ou  $1/\text{K}$ .

$\alpha$  est défini en fonction des quantités expérimentales mesurables par

$$\alpha = \frac{\Delta L}{L_0 \Delta T}$$

Par conséquent, en mesurant la longueur initiale  $L_0$  d'un objet (tige métallique) à une température initiale  $T_0$  ainsi que la variation de sa longueur  $\Delta L$  pour une variation correspondante de la température  $\Delta T$ , le coefficient  $\alpha$  peut être calculé à partir de la droite  $\Delta L = f(\Delta T)$  par simple calcul de sa pente  $a$

$$\alpha = \frac{a}{L_0}$$

## 5.4 Détermination des coefficients linéaires de dilatation thermique du cuivre et de l'aluminium

### 5.4.1 Matériel utilisé

Appareil de dilatation thermique Figure 5.1

Thermomètre.

Tige en cuivre.

Tige en aluminium.



**Prendre ses précautions pour ne pas se brûler en manipulant l'eau ou les tiges chaudes.**

**Faire très attention.**

### 5.4.2 Mode opératoire :

1. Un montage typique qui sert à la détermination du coefficient linéaire de dilatation thermique est représenté sur la Figure-5.1.
2. S'assurer que le récipient est rempli d'eau distillée et que le thermostat est réglé sur la température 80 °C.
3. S'assurer que les tuyaux sont bien branchés et qu'aucune fuite n'est visible.
4. Ajuster la longueur initiale de la tige de cuivre sur une des longueurs prédéfinies (600, 400 ou 200) mm.  $L_0 = ( \quad \pm \quad ) \text{ mm}$
5. Allumer la pompe pendant 10 secondes afin de permettre à l'eau de circuler dans la tige, puis l'éteindre.
6. Mettre le dilatomètre en contact avec l'une des extrémités de la tige, puis s'assurer du bon réglage du zéro avant de visser la vis qui sert à sa fixation.
7. S'assurer que les tuyaux en caoutchouc n'entrent pas en contact avec le dilatomètre afin de ne pas le surchauffer et fausser ainsi les mesures.
8. Noter la température initiale de l'eau.  $T_0 = ( \quad \pm \quad ) \text{ °C}$
9. Remettre la pompe en marche, puis, en s'aidant du dilatomètre et du thermomètre, noter les variations de la longueur de la tige  $\Delta L$  correspondant à des variations de température  $(T_i - T_{i-1})$  comprises entre 5 et 10 °C,  $i = 1, \dots, 6$ .  $\Delta T$  étant défini, quant à lui, par  $\Delta T = (T_i - T_0)$ .

$\Delta L (\mu\text{m})$						
$\Delta T (\text{°C})$						

10. Remplacer l'eau du récipient par de l'eau distillée à température ambiante, puis refaire les étapes 2 à 9 en utilisant, cette fois-ci, la tige d'aluminium.

$$L_0 = ( \quad \pm \quad ) \text{ mm}$$

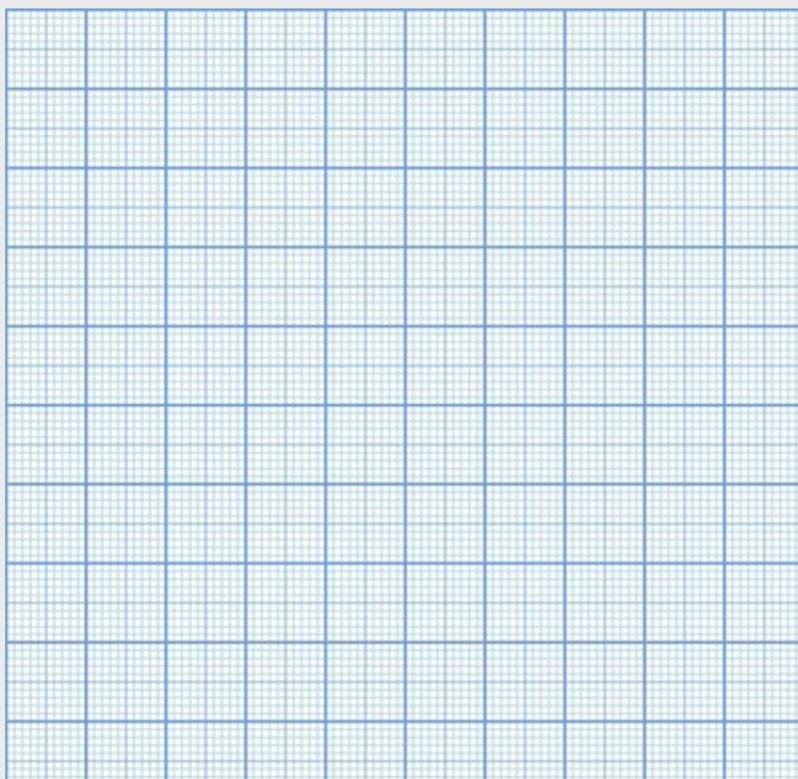
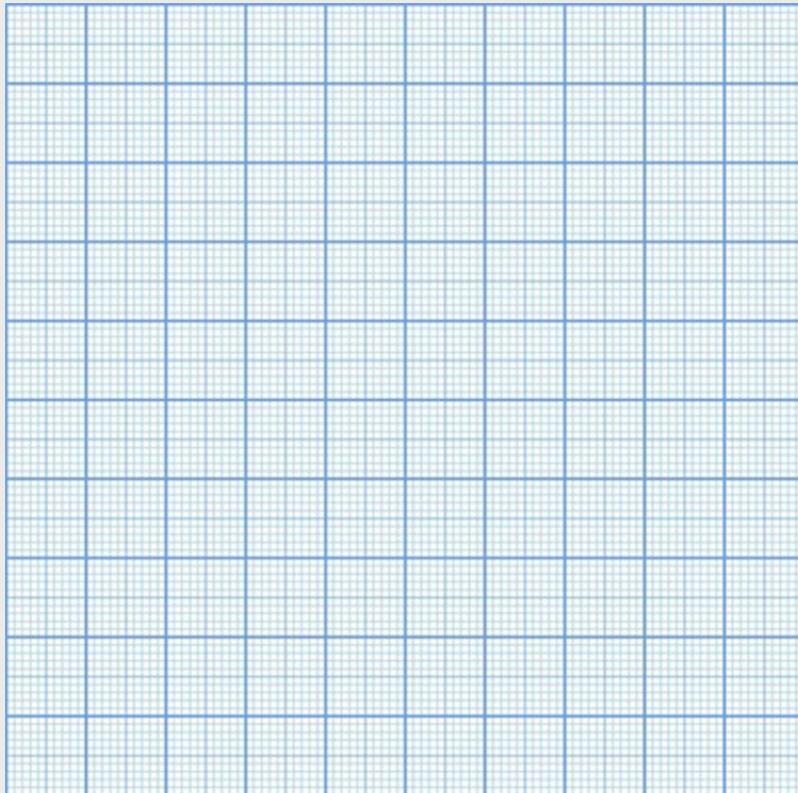
$$T_0 = ( \quad \pm \quad ) \text{ °C}$$

$\Delta L (\mu\text{m})$						
$\Delta T (\text{°C})$						



### 5.4.3 Exploitation des résultats

1. Tracer les graphes  $\Delta L = f(\Delta T)$  pour les deux tiges *Al* et *Cu*.





### 5.4.3 Exploitation des résultats

2. Déduire les coefficients linéaires de dilatation thermique  $\alpha_{Cu}$  et  $\alpha_{Al}$  ainsi que les erreurs absolues correspondantes  $\Delta\alpha_{Cu}$  et  $\Delta\alpha_{Al}$ , respectivement.
3. Comparer les valeurs trouvées avec celles de la littérature.
4. Commenter les résultats.



#### 5.4.4 Compte rendu

Le compte-rendu devrait être original et contenir au moins une introduction, une description de la procédure suivie comportant les valeurs exactes des quantités mesurées, une partie dédiée aux résultats et à leur exploitation ainsi qu'une brève conclusion.



**L'usage d'une documentation externe est permis, toutefois,  
le plagiat est strictement interdit.**



- le coefficient de dilatation thermique du cuivre

$$\alpha_{Cu} = 16 \cdot 10^{-6} K^{-1}$$

- le coefficient de dilatation thermique de l'aluminium

$$\alpha_{Cu} = 23 \cdot 10^{-6} K^{-1}$$