



Département de physique

Cours de physique II

CALORIMETRIE

DILATATION

(Module Ph 12)

Cours de M. BOUGUECHAL / LEKIC

(Edition 2014 - 2015)

INSTITUT POLYTECHNIQUE DES SCIENCES AVANCEES

5/9, rue Maurice Grandcoing – 94000 Ivry Sur Seine * Tél. : 01.56.20.60.71 * Fax : 01.56.20.60.72
Etablissement Privé d'Enseignement Supérieur Technique – SIRET N° 433 695 632 00011 – APE 803Z

LA CALORIMETRIE

Chapitre un : Notion de quantité de chaleur

| | | |
|-----|--|--------------------------------------|
| 1.1 | Température | |
| | 1.1.1 | Equilibre thermique |
| | 1.1.2 | Notion de température |
| | 1.1.3 | Échelle Kelvin |
| | 1.1.4 | Mesures et repérage des températures |
| 1.2 | Température et chaleur. | |
| 1.3 | Mesure de la chaleur, calorimétrie. | |
| 1.4 | Chaleur de changement d'état d'une substance | |

Chapitre deux : Propriétés thermiques d'un corps

| | | |
|-----|--|--|
| 2.1 | Chaleur ou capacité calorifique | |
| 2.2 | Capacité thermique et valeur en eau d'un corps | |
| 2.3 | Chaleur latente de changement d'état | |

Chapitre trois : Les mesures calorimétriques

| | | |
|-----|----------------------|--|
| 3.1 | Introduction | |
| 3.2 | Méthode des mélanges | |
| 3.3 | Méthode électrique | |

Chapitre quatre : La dilatation d'un corps

| | | |
|-----|-------------------------------|--|
| 4.1 | Définition | |
| 4.2 | Dilatation des solides | |
| 4.3 | Dilatation des liquides | |
| 4.4 | Dilatation des gaz | |
| 4.5 | Inconvénients et applications | |
| 4.6 | Mesures expérimentales | |

Chapitre un : Notion de quantité de chaleur

| | | |
|-----|--|--------------------------------------|
| 1.1 | Température | |
| | 1.1.1 | Equilibre thermique |
| | 1.1.2 | Notion de température |
| | 1.1.3 | Échelle Kelvin |
| | 1.1.4 | Mesures et repérage des températures |
| 1.2 | Température et chaleur. | |
| 1.3 | Mesure de la chaleur, calorimétrie. | |
| 1.4 | Chaleur de changement d'état d'une substance | |

1.1 Température

1.1.1 ÉQUILIBRE THERMIQUE

La notion de **température** est souvent liée à une certaine sensation de chaud ou de froid, on peut la mesurer à l'aide d'un thermomètre qui nous donne généralement sa valeur en degré Celsius (°C). **La chaleur est une forme d'énergie**, il est difficile de la concevoir. La chaleur de la *cheminée* chauffe le *salon*, l'*eau* chaude du robinet coule dans le lavabo et réchauffe notamment vos *mains* froides. Dans ces exemples, il y a **deux systèmes** en présence, l'un ayant une température plus élevée que l'autre et donc plus chaud que l'autre et chacun de ces systèmes subit une transformation, car sa température varie, il y a donc **un échange chaleur** entre les deux systèmes, l'un a donc **cedé** de la chaleur et l'autre a **reçu** de la chaleur.

Si deux systèmes mis en présence n'échangent pas de chaleur, on dit qu'ils sont en **équilibre**, c'est-à-dire qu'ils sont à la même température. S'ils échangent de la chaleur, ils ne sont pas en équilibre : leur température est différente, celui qui donne de la chaleur à l'autre est celui dont la température est la plus grande.

| | |
|--|--|
|  |  |
| Les deux systèmes ne sont pas en équilibre thermique $T_1 \neq T_2$; il y échange de chaleur | Les deux systèmes sont en équilibre thermique ; $T_1 = T_2$; il n' y pas d'échange de chaleur. |

1.1.2 NOTION DE TEMPÉRATURE

Pour déterminer la température d'un système, on choisit un phénomène physique qui en dépend. On définit alors une échelle thermométrique, qui est la loi rattachant la variation de la grandeur thermométrique avec celle de la température. Par commodité, on a adopté une loi linéaire comme relation entre la température t et la grandeur thermométrique x :

$$x = at + b$$

Pour établir une échelle thermométrique, on choisit deux repères thermométriques qui sont les températures de deux situations facilement réalisables : par exemple la température de la glace fondante et celle de l'ébullition de l'eau, sous la pression atmosphérique.

Échelle centésimale : on a choisi 0 pour la première température et 100 pour la seconde et on divise l'intervalle 0-100 en cent parties égales.

L'échelle Celsius est de ce type : les points fixes sont la *glace fondante* et *l'ébullition* de l'eau. On note le degré Celsius °C. C'est l'échelle la plus utilisée dans la vie pratique.

Échelle Fahrenheit : premier point, glace fondante à 32 °F et deuxième point, le corps humain à 98,6 °F. Dans cette échelle, l'ébullition de l'eau se produit pour 212 °F.

Exercice : A quelles températures Celsius correspondent 0 °F et 100 °F ?

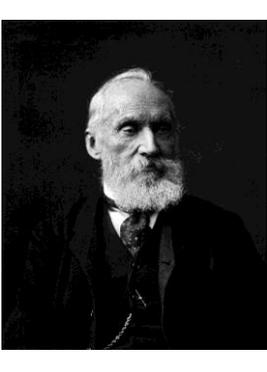
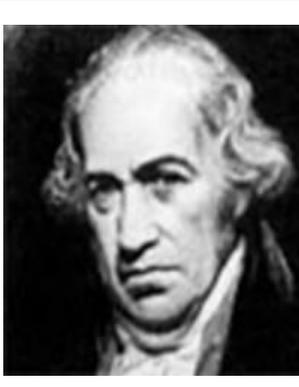
Traduire en °F les températures - 10 °C et 25 °C.

Quelle est la valeur du zéro absolu dans l'échelle Fahrenheit ?

Indication : $y = ax + b$

La température définie ci-dessus, n'est pas une grandeur mesurable, c'est une grandeur repérable : ni la somme, ni le rapport de deux températures, exprimées en °C, n'ont de sens. Elle se repère alors devant une graduation arbitrairement choisie.

1.1.3 ÉCHELLE KELVIN

| | |
|---|---|
|  | <p>Anders Celsius, astronome et physicien suédois inventeur en 1742 d'une des premières échelles centigrades de température. Le degré Celsius (symbole °C) est l'unité de l'échelle de température Celsius, unité dérivée du système international d'unités, introduite en 1948.</p> |
|  | <p>William Thomson, mieux connu sous le nom de Lord Kelvin, (1824 - 1907) est un physicien britannique reconnu pour ses travaux en thermodynamique. Une des innovations de Kelvin est l'introduction d'un « zéro absolu » correspondant à l'absence absolue d'agitation thermique et de pression d'un gaz, dont il avait remarqué les variations liées selon un rapport linéaire. Il a laissé son nom à l'échelle de température, dite absolue, ou température « thermodynamique », mesurée en kelvin.</p> |
|  | <p>Daniel Gabriel Fahrenheit (1686 à Dantzig, (Gdańsk) en Pologne –1736 à La Haye aux Pays-Bas), est un physicien allemand à l'origine de l'échelle de température qui porte son nom. Il s'établit en Hollande, et travailla à Leyde avec Willem Jacob 's Gravesande. Inventeur de l'aréomètre et du thermomètre à mercure qui portent son nom ; celui-ci est divisé en 212 degrés. Les deux points extrêmes représentent la température d'ébullition de l'eau et le froid produit par un mélange de neige et d'ammoniaque (solution aqueuse d'hydroxyde d'ammonium).</p> |

L'échelle **Kelvin** du système international est définie à partir d'un seul point de référence, le **point triple de l'eau**, dont on peut fixer la valeur par convention. Cette valeur est 273,16 K. C'est l'échelle légale. On effectue alors, non plus des repérages, mais des mesures de températures.

Le point triple est un point du diagramme de phases qui correspond à la coexistence simultanée de trois états (liquide, solide et gazeux) d'un corps pur. Il est unique et s'observe seulement à une température et une pression données.

Exemple :

Point triple de **l'eau** est à : **$T = 273,16 \text{ K}$** (soit 0,01 °C) et **$P = 611 \text{ Pa}$** (soit 0,006 atm).

Point triple du **diazote** : $T = -210,1 \text{ °C} = 63,16 \text{ K}$ et $P = 0,1253 \text{ bar} = 12\,868 \text{ Pa}$

Point triple du **dioxyde de carbone** : $T = 216,55 \text{ K}$ et $P = 519 \cdot 10^3 \text{ Pa}$ (soit 5,12 atm)

Point triple du **néon** : $T = 24,5561 \text{ K}$ et $P = 4,34 \cdot 10^{-6} \text{ Pa}$

On peut aussi poser égale à $T = 273,15 \text{ K}$ la température d'équilibre entre la glace et l'eau sous la pression normale. La température ainsi définie s'appelle température absolue.

Dans le cas d'un gaz parfait monoatomique, **la température est liée à l'énergie cinétique moyenne des particules du gaz de masse m** par la formule (théorie cinétique des gaz), elle **mesure donc le degré d'agitation des molécules** :

$$\left\langle \frac{1}{2} m v^2 \right\rangle = \frac{3}{2} k_B T$$

k_B étant la constante de Boltzmann. Cette formule est un cas particulier d'une loi plus générale appelée loi de **l'équipartition de l'énergie**, qui stipule, sous certaines conditions, que l'énergie moyenne des constituants élémentaires d'un système thermodynamique est égale à la quantité **$(1/2) k_B T$** multipliée par **le nombre de degrés de liberté** de ces constituants, égal ici à 3 dans le cas d'un gaz composé de particules ponctuelles.

La température 0 K correspond à une limite inférieure inaccessible appelée "zéro absolu". Les températures dans l'échelle légale sont donc toutes positives.

La relation qui lie le degré Celsius et le kelvin est :

$$\begin{aligned} \theta \text{ (°C)} &= T \text{ (K)} - 273,16 \\ T \text{ (K)} &= \theta \text{ (°C)} + 273,16 \end{aligned}$$

Exercice :

Montrer que : $\theta_2 - \theta_1 = T_2 - T_1$ et donc $\Delta\theta = \Delta T$ où 1 et 2 représentent des états d'un système ;

Une différence de température s'exprime par le même nombre en Kelvin ou en degré Celsius.

1.1.4 MESURES ET REPÉRAGES DES TEMPÉRATURES

L'appareil qui sert à repérer les températures s'appelle un thermomètre. Les premiers dispositifs destinés à indiquer une température ont été inventés à la fin du XVI^e siècle, par Galilée en particulier : c'était un tube ouvert rempli d'eau. L'influence de la pression atmosphérique faussait donc les résultats. C'est en 1654 que le Grand Duc de Toscane, Ferdinand II, inventa le tube scellé : le thermomètre à dilatation de liquide.

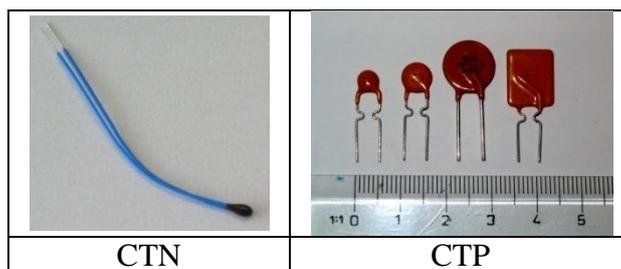
Les thermomètres à dilatation des liquides. Ce sont les plus répandus. Une variation de température provoque la dilatation du liquide mais aussi de l'enveloppe en verre. Dans la pratique, ces thermomètres couvrent une zone s'étendant de -180 °C à $+650\text{ °C}$ suivant le liquide choisi (mercure, alcool, toluène, pentane). Ils donnent de bons résultats mais il faut pour cela apporter quelques corrections.

Les thermomètres à dilatation des solides. On peut les utiliser jusqu'à $1\ 000\text{ °C}$ et leur précision est de quelques degrés. Il y a aussi des thermomètres à bilame utilisés dans la régulation des températures de 30 °C à 300 °C .

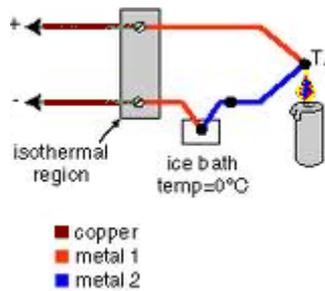
Les thermomètres électriques. Ils utilisent un phénomène physique. La résistance d'un filament métallique augmente avec la température. Le métal le plus utilisé est le platine (-250 °C à $1\ 000\text{ °C}$). Pour des températures ne dépassant pas 300 °C , on peut utiliser le nickel.

Les **CTN** (Coefficient de Température Négatif, en anglais NTC, *Negative Temperature Coefficient*) sont des thermistances dont la résistance diminue de façon uniforme avec la température.

Les **CTP** (Coefficient de Température Positif, en anglais PTC, *Positive Temperature Coefficient*) sont des thermistances dont la résistance augmente fortement avec la température dans une plage de température limitée (typiquement entre 0 °C et 100 °C), mais diminue en dehors de cette zone.

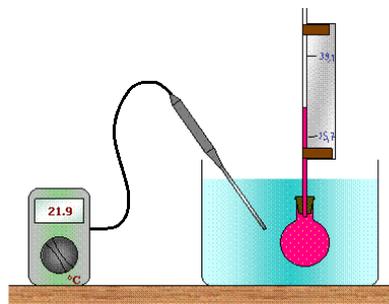


Le thermocouple. C'est un deuxième type de thermomètre électrique. Il est constitué de deux fils métalliques différents soudés entre eux à leurs extrémités. Si ces deux soudures ne sont pas à la même température, il apparaît dans le circuit une fem que l'on mesure avec un voltmètre. Pratiquement, on plonge une des soudures dans de la glace fondante et l'autre est placée à l'endroit où on veut mesurer la température. Suivant le domaine de température où l'on se trouve, on choisit les métaux. Le couple le plus courant est le platine/platine rhodié à 10% (de 0 °C à $1\ 700\text{ °C}$).



Les pyromètres. Ce sont des appareils optiques, utilisés pour des domaines de températures plus élevées.

En médecine, ou pour des thermomètres d'intérieur, on se sert des cristaux liquides : ce sont des produits qui pour une certaine température deviennent transparents et font apparaître ce qui est écrit derrière (température, lettre, couleur).



Thermomètre à dilatation de liquide

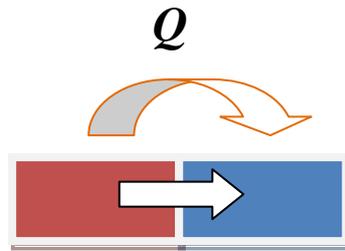
1.2 Température et chaleur

Nous sommes assez habitués à la notion de **température** (notée T), on peut la mesurer à l'aide d'un thermomètre qui nous donne généralement sa valeur en degré Celsius ($^{\circ}\text{C}$). Elle mesure le degré d'agitation des molécules c'est-à-dire leur énergie cinétique.

Quand à la **chaleur**, il y a un échange entre deux systèmes, l'un plus chaud que l'autre et chacun des systèmes a subi un changement, on dit que le système chaud **a cédé** de la chaleur au système froid ou le système froid **a reçu** de la chaleur ;.

La chaleur, c'est la quantité d'énergie transférée d'un corps "chaud" (T_1) vers un corps froid ($T_2 < T_1$). La chaleur d'un système n'existe pas, pour mesurer une quantité de chaleur il faut forcément deux systèmes et donc un échange entre les deux systèmes de chaleur.

La chaleur est un mode de transfert désordonné de l'énergie.



Les deux systèmes ne sont pas en équilibres $T_1 > T_2$; il y échange de chaleur

Il existe différents modes de transfert de l'énergie ;

Le travail est un mode de transfert ordonné de l'énergie.

La chaleur peut se propager de trois manières différentes :

- par conduction : contact à travers la matière (solide). Les métaux sont, par exemple, de bons conducteurs.
- par convection : la chaleur va se propager à travers des molécules qui se déplacent (fluide)
- par rayonnement : transport d'énergie sans support matériel (le rayonnement solaire par exemple)

Le **calorimètre** est un appareil destiné à mesurer les échanges de chaleur (énergie calorifique, du latin *calor* signifiant chaleur). Cet échange peut se produire entre plusieurs corps, il peut mettre en jeu des changements d'état ou des réactions chimiques. Le calorimètre constitue un système thermodynamique **isolé**, il n'y a donc pas d'échange de matière et d'énergie (travail ou chaleur) avec le milieu extérieur.



1.3 Mesure de la chaleur, calorimétrie.

Nous allons analyser quelques expériences pour ensuite trouver la formule de calorimétrie.

1ère expérience : augmentation de la température en fonction du temps

Quand on chauffe un corps, l'augmentation de sa température est directement proportionnelle à la **durée de chauffage**, or la quantité d'énergie reçue Q est également proportionnelle à la durée de chauffage, et on peut donc déduire que la quantité de chaleur est proportionnelle à l'augmentation de température.

2ème expérience : influence de la masse du corps chauffé

Pour une même élévation de température d'un même corps, on constate que la chaleur échangée est proportionnelle à la **masse**.

3ème expérience : influence de la nature du corps

L'expérience montre que la **nature du corps** intervient dans l'augmentation de température, pour une même quantité de chaleur et une même masse, il est plus « facile » de chauffer de l'aluminium que l'eau, ceci se traduit par une élévation de température de l'aluminium plus importante que l'élévation de température de l'eau ; Pensez à la casserole pleine d'eau chauffée ; autrement dit, pour obtenir des mêmes augmentations de température, il faut fournir des quantités de chaleur différentes en fonction des corps pour une même masse.

Synthèse

On peut maintenant regrouper nos trois conclusions dans une seule et même formule, appelée **formule de calorimétrie**.

$$\delta Q = m c \Delta T = mc\Delta\theta$$

où

- δQ est la chaleur ou l'énergie reçue par la substance chauffée ou refroidie [J].
- m est la masse [kg].
- $\Delta T = \Delta\theta$ est la variation de température [$^{\circ}\text{C}$ ou K], en effet une variation de température de 1 K est égale à une variation de 1°C .
- c est la **chaleur massique** (ou capacité calorifique massique) de la substance (dépend de la nature de la substance) [$\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{C}^{-1}$].

La **chaleur massique** ou la **capacité calorifique massique** d'un corps est égale à la quantité de chaleur qu'il faut fournir à un kilogramme de ce corps pour élever sa température d'un degré Celsius sans modification de son état physique. Elle se mesure en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{C}^{-1}$ dans le SI.

$$c = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{\Delta T}$$

Remarque

Anciennement, on utilisait la **calorie** comme unité d'énergie à la place du Joule. Par définition, une calorie est la quantité d'énergie qu'il faut fournir à un gramme d'eau pour élever sa température d'un degré Celsius sans modification de son état physique. On peut retrouver la valeur en Joule d'une calorie avec la formule de calorimétrie et sachant que $c_{eau} = 4185 \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot ^{\circ}\text{C}^{-1}$.

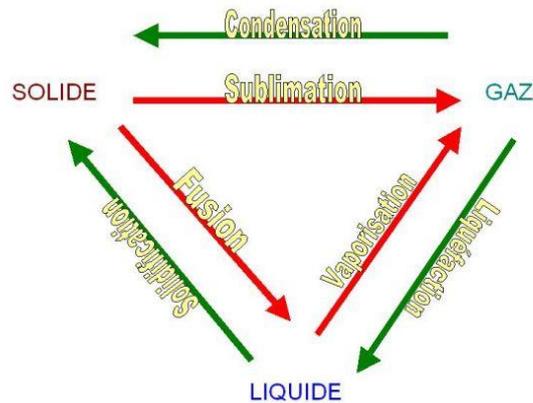
$$\delta Q = m_{eau} c_{eau} \Delta\theta = 10^{-3} \cdot 4185 \cdot 1 = 4,185 \text{ J} = 1 \text{ cal}$$

La capacité calorifique d'un corps dépend de son état (solide, liquide ou gazeux).

| | | |
|-----|--------------------------------|--------------------------------------|
| Eau | liquide | 4186 $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$ |
| | Solide (0 $^{\circ}\text{C}$) | 2060 $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$ |
| | gaz | 1850 $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$ |

1.4 Chaleur de changement d'état d'une substance

Lorsqu'une substance change d'état, il y a toujours échange de chaleur avec le milieu extérieur, même lorsque la température reste constante. Le phénomène peut être **endothermique** (capte de la chaleur) ou **exothermique** (dégage de la chaleur). Un changement d'état d'un corps pur se fait toujours à **pression et température constante**.



L'énergie échangée ne dépend que de la nature de la substance et de sa masse, on peut la calculer par la relation :

$$\delta Q = m L$$

où L est la **chaleur latente de changement d'état** par unité de masse et dépend de la nature de la substance [$\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$].

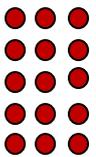
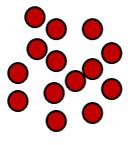
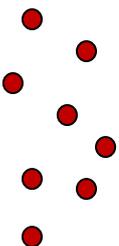
La **chaleur latente de changement d'état** d'un corps pur est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à une unité de masse de ce corps pris à sa température de changement d'état pour l'amener entièrement dans un autre état. Elle se mesure en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$ dans le SI.

L'unité légale d'énergie thermique et de chaleur est le joule (J).

Autres unités : la calorie (cal), $1 \text{ cal} = 4,1868 \text{ J}$; la thermie, $1 \text{ thermie} = 10^6 \text{ cal}$.

Exercice : Quel volume d'eau à 60°C faut-il ajouter à 100 l d'eau à 20°C pour obtenir un bain à 35°C ?

Modèles des trois états de la matière

| | <i>Solide</i> | <i>Liquide</i> | <i>Gaz</i> |
|--|---|---|---|
| <i>Forme propre</i> | <i>oui</i> | <i>non</i> | <i>non</i> |
| <i>Volume propre</i> | <i>oui</i> | <i>oui</i> | <i>non</i> |
| <i>Forces de liaison entre les molécules</i> | <i>fortes</i> | <i>faibles</i> | <i>quasi nulle</i> |
| <i>Schéma moléculaire</i> |  |  |  |
| <i>Distances entre les molécules</i> | <i>très proches</i> | <i>espacées les molécules peuvent rouler les unes sur les autres</i> | <i>très éloignées, se déplacent</i> |

Le mouvement d'agitation des molécules est appelé **mouvement brownien**. L'énergie fournie au niveau macroscopique se traduit par un mouvement d'énergie cinétique au niveau microscopique.

Force interatomique ou intermoléculaire

La force interatomique est une force de **courte portée**, elle n'agit que sur les particules voisines. Chaque particule possède autour d'elle une **sphère d'action**. Toute autre particule qui entre dans cette sphère d'action sera attirée par la particule.

Dans un solide, les molécules sont très proches les unes des autres et par conséquent, les molécules sont fixées, entre elles.

Par contre, dans les liquides, les molécules sont plus éloignées les unes des autres et la force sera donc moins forte, les particules peuvent rouler les unes sur les autres, elles peuvent quitter la sphère d'action d'une particule pour entrer dans celle d'une autre.

Enfin, dans les gaz, les molécules se déplacent librement car les forces moléculaires sont quasi-nulles. Si deux particules s'approchent, elles rebondiront car elles sont trop agitées.

Chapitre deux : Propriétés thermiques d'un corps

2.1 Chaleur massique ou capacité calorifique massique

2.2 Capacité calorifique et valeur en eau d'un corps

2.3 Chaleur latente de changement d'état

2.1 Chaleur massique ou capacité calorifique massique

La chaleur massique (appelée aussi capacité calorifique ou thermique massique) c d'un corps est la quantité de chaleur qu'il faut fournir (ou prendre) à l'unité de masse de ce corps pour que sa température s'élève (ou s'abaisse) de 1 K (ou 1 °C).

L'unité de la chaleur massique est le $\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ ou $\text{J.kg}^{-1}.\text{°C}^{-1}$.

| Corps | c ($\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) | Corps | c ($\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) |
|------------|--|-----------|--|
| eau | $4,1855.10^3$ | Aluminium | $0,92.10^3$ |
| glace | $2,1.10^3$ | Fer | $0,75.10^3$ |
| eau vapeur | $1,9.10^3$ | Air | 1.10^3 |

Exercice : Quelle quantité de chaleur faut-il fournir à un vase métallique pesant 190 g pour élever sa température de 21 °C à 41 °C ? Dans l'intervalle considéré, la chaleur massique du métal est $380 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

2.2 Capacité thermique et valeur en eau d'un corps

La capacité thermique C d'un corps est la capacité thermique totale de ce corps, elle est donnée par :

$$C = mc$$

Unité de C : J.K^{-1} . c : $\text{J}.\text{K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$

L'équivalent en eau (ou **valeur en eau**) d'un système de masse m et de capacité c est la masse d'eau μ échangeant la même quantité de chaleur avec l'extérieur quand il subit la même variation de température :

$$m.c.\Delta T = \mu.c_e.\Delta T$$

$$\mu = \frac{mc}{c_e}$$

2.3 Chaleur latente de changement d'état

Lors d'un changement d'état, le système échange de la chaleur avec l'extérieur, sa température reste constante : la chaleur sert à le faire changer d'état, c'est-à-dire à vaincre les forces de cohésion intermoléculaire. La chaleur mise en jeu s'appelle alors chaleur latente.

La chaleur latente est la chaleur échangée avec l'extérieur au cours d'un changement d'état du système. On la note L .

$$Q = m.L$$

Unité de L : $J.kg^{-1}$.

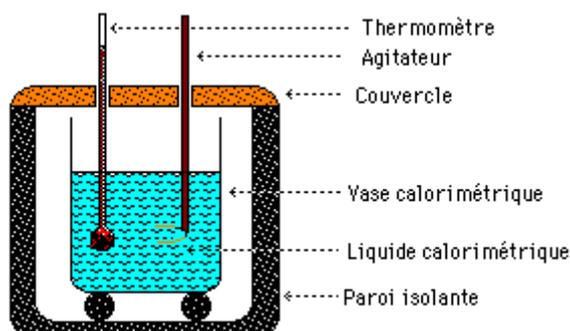
Chapitre trois : Les mesures calorimétriques

| | |
|-----|----------------------|
| 3.1 | Introduction |
| 3.2 | Méthode des mélanges |
| 3.3 | Méthode électrique |

3.1 Introduction

La calorimétrie est la science qui s'occupe des mesures des quantités de chaleur. Elle repose sur le principe de l'égalité des échanges de chaleur : lorsque deux corps n'échangent que de la chaleur, la quantité de chaleur gagnée par l'un est égale à celle perdue par l'autre (en valeur absolue), autrement dit la somme algébrique des quantités de chaleurs échangées est toujours égale à zéro. Pour mesurer des quantités de chaleur, on utilise des calorimètres. C'est une enceinte *quasi adiabatique* car elle permet de limiter les pertes de chaleur de l'intérieur du calorimètre vers l'extérieur.

Exercice : Un bloc d'aluminium de 1000 g à 80 °C est plongé dans 1 l d'eau à 20 °C. La température finale est de 30,4 °C. Quelle est la chaleur massique de l'aluminium ?



Dans le calorimètre de Berthelot, l'expérience est faite à l'intérieur d'un récipient appelé vase calorimétrique qui contient le liquide calorimétrique. Ce vase est placé dans une enceinte isolante.

Un deuxième type de calorimètre est le calorimètre Dewar : le récipient est à double paroi de verre, entre lesquelles un vide est fait. Les bouteilles thermos constituent l'application domestique du vase Dewar.

3.2 Méthode des mélanges

Dans un calorimètre de Berthelot, de valeur en eau μ , ou de capacité thermique C , on verse une masse m d'eau, le tout étant à la température T_i .

On y met alors le corps dont on veut déterminer la chaleur massique c' , sa température étant T_i' et sa masse m' .

On attend que l'équilibre se fasse, c'est-à-dire que les températures des deux corps soient égales : on note la température d'équilibre ou finale T_f .

On aura donc :

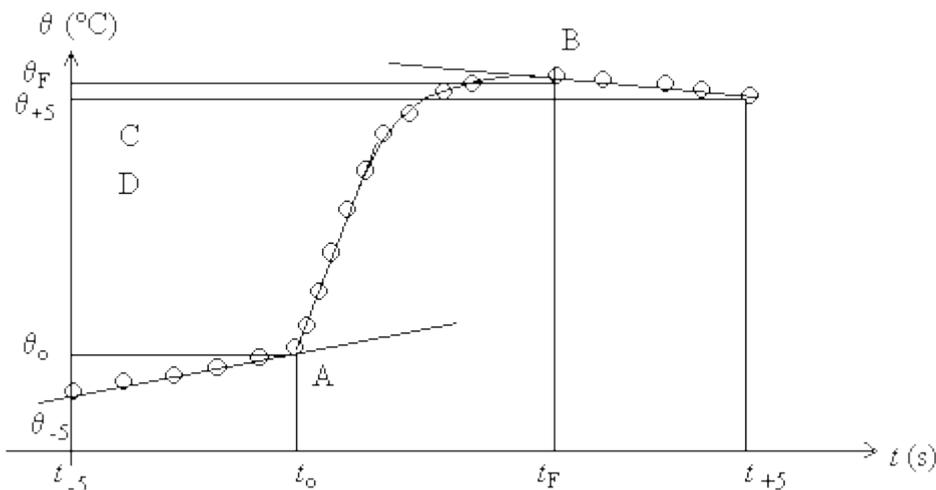
$$(m + \mu) c_e (T_f - T_i) + m'.c'(T_f - T_i') = 0$$

$$(m c_e + C) (T_f - T_i) + m'.c'(T_f - T_i') = 0$$

Afin d'évaluer correctement les pertes, on procède parfois à des corrections calorimétriques.

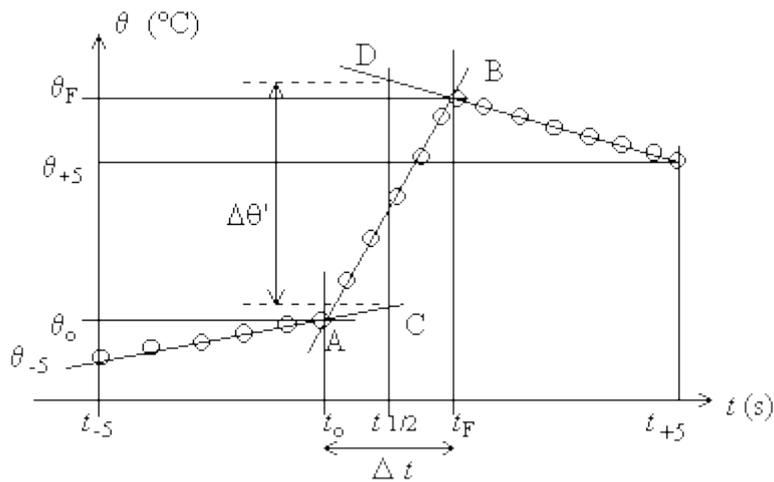
On enregistre les variations de la température θ en fonction du temps t . L'enregistrement débute quelques minutes avant le mélange ($t_0 - 5$ minutes par exemple) et cesse quelques minutes après l'équilibre ($t_f + 5$).

Courbe calorimétrique $\theta = f(t)$



Corrections par une méthode graphique :

Lorsque la variation de température entre t_0 et t_f varie linéairement (par exemple en chauffant avec une résistance électrique) on peut admettre que les pertes de chaleur, pendant l'échange thermique, sont égales, par unité de temps, à la moyenne arithmétique des pertes, par unité de temps, *avant* et *après* l'échange.



La correction peut être évaluée *graphiquement* à partir de la courbe par extrapolation des droites avant et après l'échange thermique.

- On relève directement la variation de température corrigée $\Delta \theta'$ à la date $t_{1/2} = \frac{t_0 + t_F}{2}$

Exercice : $m = 200 \text{ g}$; $m'_{\text{Cu}} = 200 \text{ g}$; $T_i = 14,5 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_{i\text{Cu}} = 100 \text{ }^\circ\text{C}$; $T_f = 21 \text{ }^\circ\text{C}$; Valeur en eau μ du calorimètre : 50 g . Trouver la chaleur massique c' du cuivre.

3.3 Méthode électrique

On plonge le corps de masse m' et de capacité calorifique inconnue c' dans le calorimètre contenant de l'eau. Tout est à la température T_i . On fait passer pendant un certain temps t un courant d'intensité I , sous une tension U . En fin d'expérience, la température de l'ensemble est égale à T_f . On peut donc écrire :

$$U.I.t = (m.c_e + \mu.c_e + m'.c')(T_f - T_i)$$

Manipulation

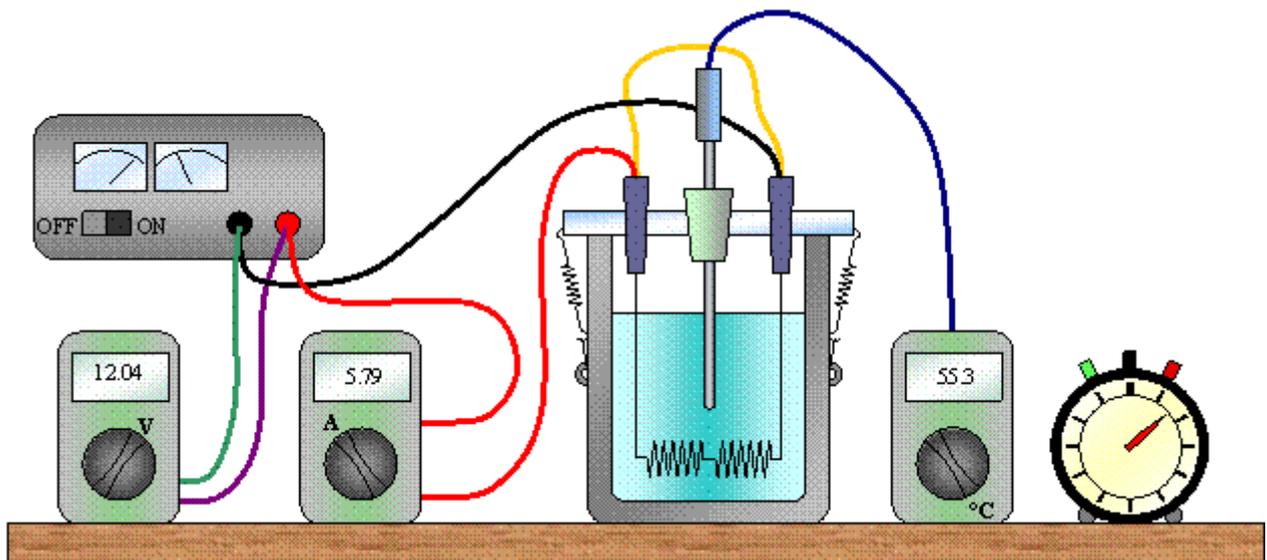
Chaleur massique

Vérification de la valeur de la chaleur massique de l'eau à $4180 \text{ [J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}]$
Mesure expérimentale du rendement énergétique d'une installation de chauffe de l'eau.

Matériel utilisé

- 1 Calorimètre isolé avec 2 corps de chauffe
- 1 Thermomètre digital avec sonde et bouchon
- 1 Alimentation 12 V / 5 A
- 1 Becher gradué 250 ml
- 1 Voltmètre digital
- 1 Ampèremètre digital
- 1 Horloge chronomètre
- 6 Câbles de diverses longueurs

Schéma de montage



Acquisition des résultats (Exemple)

| | | | | | | | | | | | | | |
|------------------|----|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| Temps [s] | 0 | 30 | 60 | 90 | 120 | 150 | 180 | 210 | 240 | 270 | 300 | 330 | 360 |
| Température [°C] | 23 | 23,4 | 24,5 | 27,9 | 30,8 | 35,1 | 40,4 | 46,3 | 53,5 | 62,1 | 71,3 | 80,6 | 91,1 |

- 1) Brancher les deux corps de chauffe en parallèle avec un pont (fil jaune).
- 2) Régler le courant au maximum et limiter la tension à 12 [V].
- 3) Introduire entre 120 et 200 [ml] d'eau prise au robinet. Ne pas dépasser ces limites.
- 4) Eviter de porter l'eau à ébullition. Arrêter la mesure aux environs de 50 [°C].
- 5) Après utilisation, vider le calorimètre et le laisser ouvert (traces de calcaire).
- 6) **N'utiliser que de l'eau** pour ce travail pratique ; jamais d'huile, éthanol, ou autres.

Chapitre quatre : La dilatation d'un corps

| | |
|-----|-------------------------------|
| 4.1 | Définition |
| 4.2 | Dilatation des solides |
| 4.3 | Dilatation des liquides |
| 4.4 | Dilatation des gaz |
| 4.5 | Inconvénients et applications |
| 4.6 | Mesures expérimentales |

4.1 Définition

La dilatation est l'augmentation de volume d'un corps quand sa température augmente. Cette dilatation s'explique par l'augmentation de l'agitation thermique des particules qui constituent le corps. Si le corps est long, sa dilatation sera surtout visible dans le sens de la longueur : on a une dilatation linéaire.

4.2 Dilatation des solides.

Si V est le volume du solide à la température T °C et V_0 le volume à 0 °C, on a la relation suivante pour la dilatation volumique :

$$V = V_0(1 + kT)$$

k est le coefficient de dilatation cubique et la quantité $1 + kT$ s'appelle le binôme de dilatation cubique. Si on exprime T en °C, k s'exprime alors en °C⁻¹.

De même pour une plaque, la dilatation se fait surtout sentir suivant sa surface. On a :

$$S = S_0(1 + \sigma T)$$

σ étant le coefficient de dilatation surfacique moyen. Pour une tige, la dilatation linéaire est importante. Elle obéit à la loi :

$$l = l_0(1 + \lambda T)$$

λ étant le coefficient de dilatation linéaire et $1 + \lambda T$ le binôme de dilatation linéaire. λ n'est qu'une valeur moyenne entre les températures 0 °C et T °C.

| Corps | $\lambda(^{\circ}\text{C}^{-1})$ | corps | $\lambda(^{\circ}\text{C}^{-1})$ |
|-----------|----------------------------------|--------|----------------------------------|
| Plomb | $2,95 \cdot 10^{-5}$ | Laiton | $1,85 \cdot 10^{-5}$ |
| Zinc | $2,90 \cdot 10^{-5}$ | Invar | $1,00 \cdot 10^{-6}$ |
| Aluminium | $2,33 \cdot 10^{-5}$ | Verre | $7,00 \cdot 10^{-6}$ |
| Cuivre | $1,70 \cdot 10^{-5}$ | Pyrex | $3,00 \cdot 10^{-6}$ |
| Fer | $1,22 \cdot 10^{-5}$ | Quartz | $5,50 \cdot 10^{-7}$ |

Pratiquement, le coefficient de dilatation cubique est égal à trois fois le coefficient de dilatation linéaire ($k = 3\lambda$), le coefficient de dilatation surfacique valant 2λ .

Le λ des métaux est voisin de $2 \cdot 10^{-5} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$.

Cas des corps creux : ils se dilatent de la même façon que les solides pleins de mêmes dimensions et de même substance.

Quand on chauffe un solide, son volume augmente mais sa masse reste constante. Sa masse volumique μ va donc diminuer quand la température s'élève. A $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ et à $T \text{ }^{\circ}\text{C}$, on a :

$$\mu_0 = \frac{M}{V_0} \quad \text{et} \quad \mu = \frac{M}{V}$$

d'où :

$$\frac{\mu}{\mu_0} = \frac{V_0}{V} \quad \Rightarrow \quad \mu = \frac{\mu_0}{1 + kT}$$

Exercice : La masse volumique du mercure est égale à $13600 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ à $0 \text{ }^{\circ}\text{C}$. Sa dilatabilité est égale à $172 \cdot 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$. Quelle est sa masse volumique à $60 \text{ }^{\circ}\text{C}$?

4.3 Dilatation des liquides.

Pour les liquides, nous avons les relations équivalentes :

$$V = V_0(1 + aT)$$

$$\Rightarrow \quad \mu = \frac{\mu_0}{1 + aT}$$

| Corps | a |
|---------|----------------------|
| Mercure | $1,72 \cdot 10^{-4}$ |
| Alcool | $1,10 \cdot 10^{-3}$ |
| Ether | $1,60 \cdot 10^{-3}$ |

a s'appelle le coefficient de dilatation absolue du liquide et $1 + aT$ le binôme de dilatation absolue. a est souvent de l'ordre de $10^{-3} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$, les liquides se dilatent donc environ 20 fois plus qu'un solide. Le mercure, qui est un métal, a un coefficient de dilatation environ 5 fois plus faible que celui de la majorité des liquides.

Pour l'eau, on a une anomalie : son volume n'est pas minimum pour $0 \text{ }^\circ\text{C}$ mais pour $4 \text{ }^\circ\text{C}$. Ceci est dû à un réarrangement moléculaire.

Exercice : Soit 1 l d'alcool à $-40 \text{ }^\circ\text{C}$. Quel est son volume à $70 \text{ }^\circ\text{C}$?

Quand on mesure la dilatation d'un liquide dans un récipient, on prend en compte la dilatation du liquide (dilatation absolue), mais aussi la dilatation du solide constituant le récipient : on observe la dilatation apparente du liquide. Si V_0' et V' sont les volumes apparents de ce liquide à $0 \text{ }^\circ\text{C}$ et $T \text{ }^\circ\text{C}$, on appelle coefficient de dilatation apparente a' la quantité :

$$a' = \frac{V' - V_0'}{V_0' T}$$

d'où:

$$V' = V_0'(1 + a'T)$$

Le coefficient a' est plus petit que le coefficient a . On a la relation, si k est le coefficient de dilatation volumique du récipient :

$$a = a' + k$$

Pour l'eau, on a une anomalie : son volume n'est pas minimum pour $0 \text{ }^\circ\text{C}$ mais pour $4 \text{ }^\circ\text{C}$. Ceci est dû à un réarrangement moléculaire.

4.4 Dilatation des gaz.

Pour un gaz, comme son volume dépend de la température mais aussi de sa pression, quand on le chauffe, on peut garder sa pression constante : on a alors sa dilatation, mais on peut aussi garder son volume constant : on a alors augmentation de sa pression.

Pour la dilatation, on définit le coefficient moyen de dilatation entre $0 \text{ }^\circ\text{C}$ et $T \text{ }^\circ\text{C}$:

$$\alpha = \frac{V - V_0}{V_0 T}$$

$$V = V_0(1 + \alpha T)$$

$1 + \alpha T$ est le binôme de dilatation à pression constante.

La loi de Gay-Lussac est la loi de dilatation des gaz à pression constante. Elle dit que le coefficient est indépendant de la température, de la pression et de la nature du gaz. Sa valeur vaut :

$$\alpha = \frac{1}{273}$$

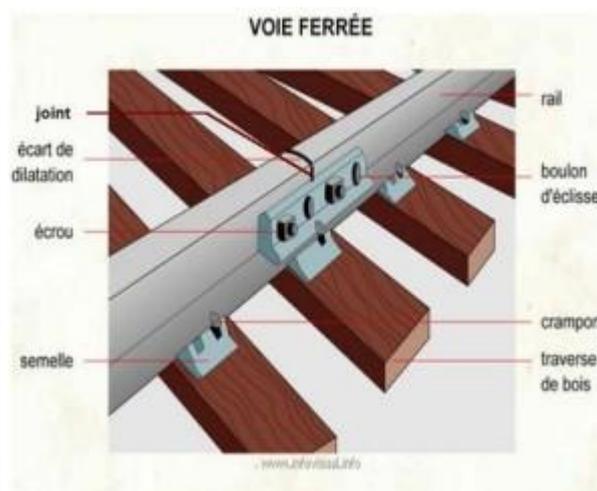
D'après cette valeur, on voit donc qu'un gaz se dilate environ mille fois plus facilement qu'un solide. On pourra donc négliger la dilatation du récipient.

4.5 Inconvénients et applications

L'inconvénient est que, si la dilatation a une petite amplitude (un barre de fer de 1 m de longueur se dilate de 1,2 mm si on la chauffe de 0 °C à 100 °C), elle a une très grande force (pour obtenir le même allongement de la barre, il faudrait exercer une traction de 25 000 N.cm⁻²)

Il faudra donc lutter souvent contre la dilatation :

- les rails ne sont pas soudés les uns contre les autres ou alors ils sont taillés à leurs extrémités en biais.
- les deux extrémités d'un pont ne sont pas scellées dans la maçonnerie mais reposent sur des galets de roulement.
- entre les bâtiments existent des joints de dilatation.- lorsque des conduites sont soumises à des échauffements importants, il faut prévoir des raccords souples en forme de U (col de cygne).
- dans une installation de chauffage central ou dans le circuit de refroidissement du moteur d'une voiture, il faut prévoir un vase d'expansion.
- pour un gaz, on peut avoir risque d'explosion (bouteille de gaz au soleil, aérosol jeté dans un feu)

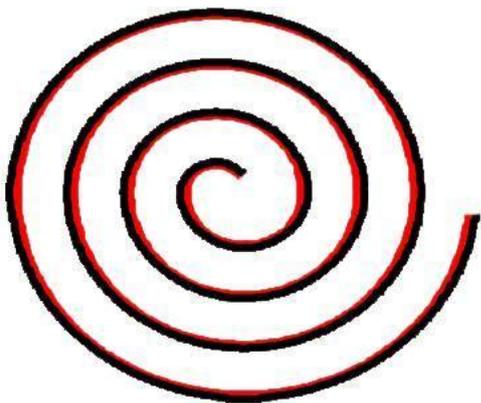
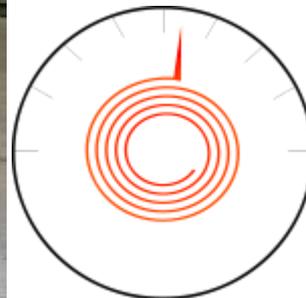


On peut aussi mettre à profit cette dilatation, le meilleur exemple étant le thermomètre.

- On rivette deux plaques à chaud, on cercle ou on met en place l'axe des roues à chaud.

- les thermostats, les vannes ou robinets thermostatiques.

- Dans les thermostats d'ambiance, de fer à repasser, dans des disjoncteurs électriques, on utilise ce qu'on appelle un bilame : ce sont deux lames métalliques de natures différentes soudées l'une à l'autre. Quand il est froid, elles sont rectilignes mais quand on le chauffe, une lame se dilate plus que l'autre et le bilame se courbe entraînant, en général, un contact électrique ce qui interrompt le passage du courant dans le radiateur, le fer, le circuit.



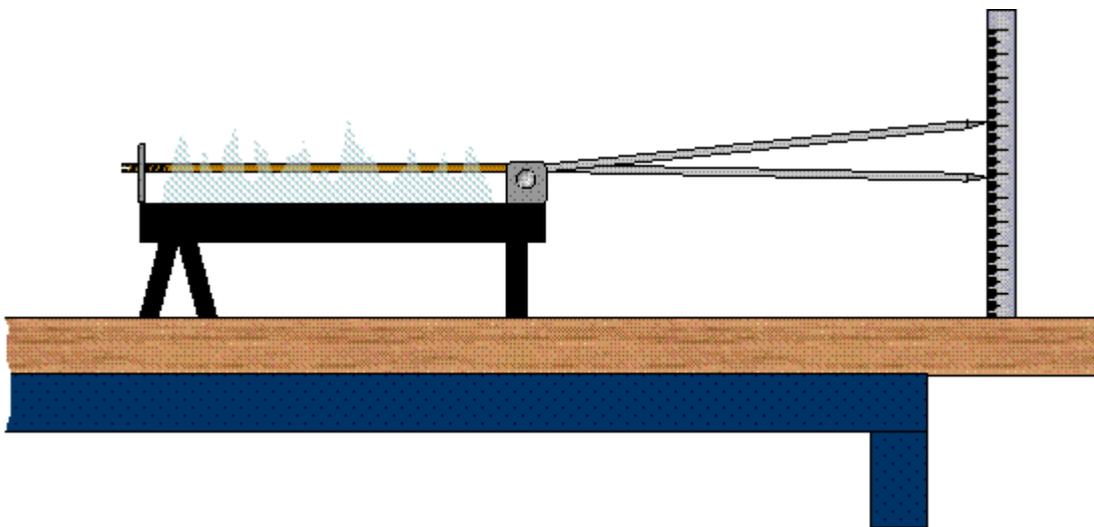
4.6 Mesures expérimentales

Déterminer expérimentalement la valeur du coefficient de dilatation de divers matériaux.
Comparer les coefficients de dilatation de 2 matériaux et vérifier à l'aide d'une table.

Matériel utilisé

- 1 Banc de dilatation fonctionnant à l'alcool à brûler
- 1 Bouteille d'alcool à brûler
- 1 Tournevis No 2 pour le réglage des barres à chaud
- 1 Thermomètre laser à infrarouge
- 1 Réglette graduée de 100 mm

Schéma de montage



Acquisition des résultats (Exemple)

| Matériau | Cuivre | Fer |
|---|------------------|------------------|
| Température initiale [°C] | 20,3 | 20,3 |
| Température finale [°C] | 235 | 235 |
| Variation de température [°C] | 214,7 | 214,7 |
| Ecart lu à la règle [mm] | 5,6 | 3,7 |
| Rapport de transformation [-] | 1 : 20 | 1 : 20 |
| Variation de longueur [m] | $280 * 10^{-6}$ | $185 * 10^{-6}$ |
| Coefficient de dilatation [°C ⁻¹] | $16,6 * 10^{-6}$ | $11,0 * 10^{-6}$ |

Précautions particulières

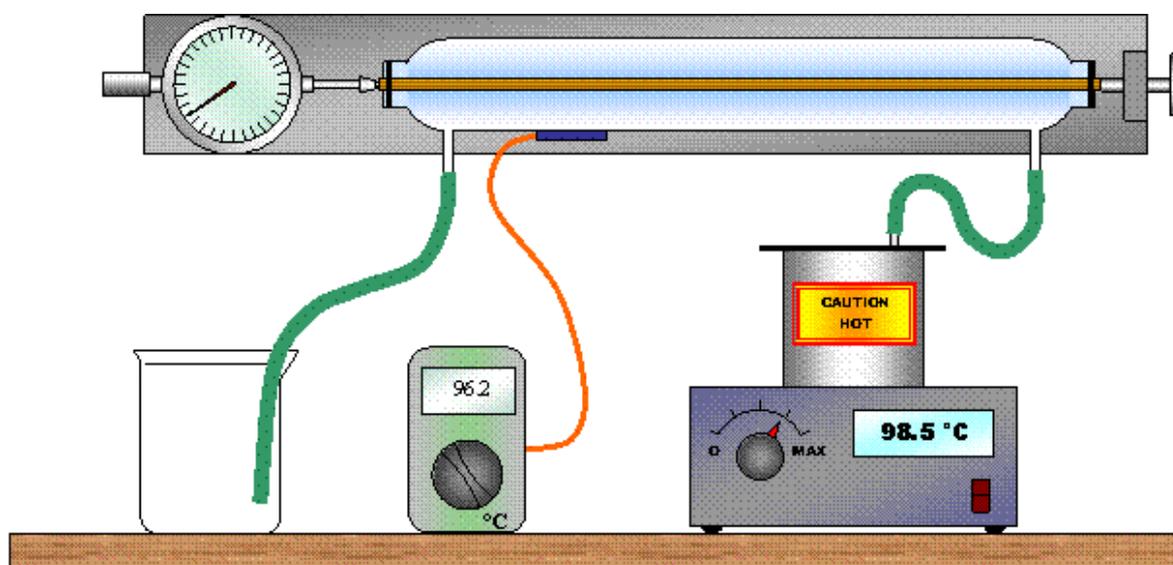
- 1) Visser ou dévisser les deux barres pour que les points zéro soient identiques.
- 2) Verser l'alcool à brûler dans le petit bac ; la moitié du plein est suffisante.
- 3) Vérifier la chauffe à l'aide du thermomètre laser à infrarouge.

Déterminer expérimentalement la valeur du coefficient de dilatation de divers matériaux.
Comparer les coefficients de dilatation linéique et les interpréter en fonction des densités.

Matériel utilisé

- 1 Banc de dilatation fonctionnant à la vapeur
- 1 Compateur de précision faisant partie du banc de dilatation
- 4 Tiges Ø 5 mm pour dilatation : acier, laiton, cuivre, verre
- 1 Générateur de vapeur avec prise pour 230V/50Hz.
- 1 Thermomètre digital avec sonde thermocouple
- 1 Becher gradué 250 ml
- 2 Tuyaux caoutchouc pour alimentation en vapeur

Schéma de montage



Acquisition des résultats (Exemple)

| Matériau | Cuivre | Fer | Aluminium | Verre |
|---|----------------------|---------------------|----------------------|---------------------|
| Température initiale [°C] | 20,3 | 20,4 | 19,8 | 20,1 |
| Température finale [°C] | 96,2 | 95,8 | 97,0 | 96,6 |
| Variation de température [°C] | 75,9 | 75,4 | 77,2 | 76,5 |
| Variation de longueur [m] | $630 \cdot 10^{-6}$ | $415 \cdot 10^{-6}$ | $861 \cdot 10^{-6}$ | $306 \cdot 10^{-6}$ |
| Coefficient de dilatation [°C ⁻¹] | $16,6 \cdot 10^{-6}$ | $11 \cdot 10^{-6}$ | $22,3 \cdot 10^{-6}$ | $8 \cdot 10^{-6}$ |

Précautions particulières

- 1) **Attention!** Les brûlures causées par la vapeur sont très douloureuses.
- 2) Veiller à ce que le niveau d'eau dans l'appareil à vapeur soit supérieur à 2 [cm].
- 3) Régler le compateur à zéro avant le début de l'arrivée de la vapeur.

**INSTITUT
POLYTECHNIQUE
DES
SCIENCES
AVANCEES**



Département de physique

COURS DE PHYSIQUE II CALORIMETRIE DILATATION (Module Ph 12)

Cours de M. BOUGUECHAL

(Edition 2014- 2015)

**INSTITUT POLYTECHNIQUE DES
SCIENCES AVANCEES**

5/9, rue Maurice Grandcoing – 94000
Ivry Sur Seine * Tél. : 01.56.20.60.71 * Fax :
01.56.20.60.72

Etablissement Privé d'Enseignement Supérieur
Technique – SIRET N° 433 695 632 00011 – APE
803Z