

La Thermodynamique

partie 2

Les notions de chaleur et de température sont les plus fondamentales de la thermodynamique. On peut définir la thermodynamique comme la science de tous les phénomènes qui dépendent de la température et de ses changements.

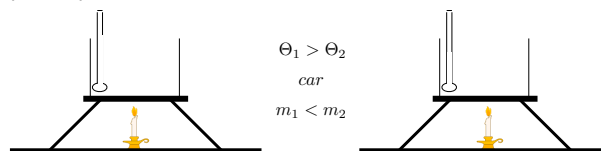
Source:
Physique - Science Expérimentale,
Edition L.E.P, ISBN 2-606-00793-X

MESURE DE LA CHALEUR

s.bolay, Automaticiens 3g, CFPs -EMVs, 2007

Distinction entre chaleur et température

- A) On chauffe deux récipient qui contiennent des quantités d'eau différentes. Avec des corps de chauffe et des temps de fonctionnement identique, on apporte la même quantité d'énergie thermique à chaque récipient.



- On constate que les températures finales sont différentes.
 - **Explication au niveau microscopique**
 - Dans le **second récipient**, la quantité d'énergie se distribue sur un plus grand nombre de molécule; l'**agitation moyenne** des molécules sera **plus faible**, ce qui se traduit par une **température inférieure**.
- B) Pour maintenir la température d'un appartement à 20°C en hiver, on est obligé de chauffer (fournir de la chaleur) continuellement pour compenser la chaleur dissipée par les murs, les fenêtres, etc...
- C) Attention, l'usage courant confond les termes **chaleur** (énergie) et **température**.

Les termes **chaleur**, **énergie calorifique** ou **énergie thermique** sont équivalent

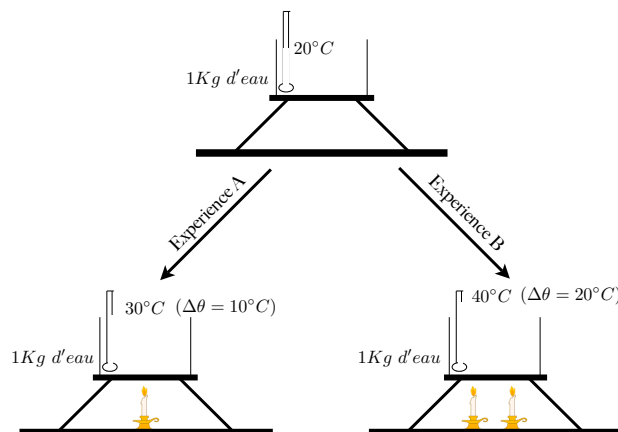
Température d'équilibre d'un mélange

- Si on mélange plusieurs corps à des températures différentes, les plus chauds vont céder de la chaleur aux plus froids; tous vont donc se retrouver après un certain temps à la même température: c'est la **température d'équilibre**.
- Exemple avec la préparation d'un café crème:



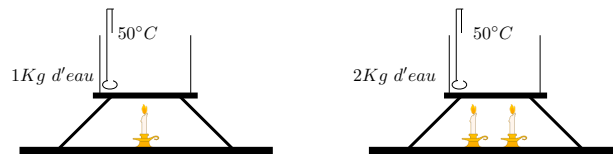
Calorimétrie - Expérience I

- La différence de température $\Delta\theta$ est proportionnelle à l'énergie thermique reçue par l'eau



Calorimétrie - Expérience II

- Pour une même différence de température, la chaleur reçue est proportionnelle à la **masse m** de liquide



Calorimétrie - Expérience III

- La chaleur reçue dépend de la nature de la substance. C'est une caractéristique de la matière représentée par sa **chaleur massique** et symbolisée par la lettre **c**.



La chaleur massique

- La chaleur massique c mesure la capacité d'une substance à échanger de la chaleur.
- Sa valeur est exprimée en $\frac{J}{Kg * ^\circ C}$ ou en $\frac{J}{Kg * K}$ et représente la quantité de chaleur échangée par 1Kg de substance lors d'une variation de température de 1°C (ou 1K).
- L'eau ayant une chaleur massique particulièrement élevée, elle est couramment utilisée pour transporter la chaleur dans les installations de chauffage.

Matière classées par ordre de leur chaleur massique	valeur de c en $\frac{J}{Kg * K}$
mercure	139
cuiivre	389
fer	456
béton	800 à 1000
aluminium	900
air	1000
sodium	1256
huile d'olive	2000
pétrol	2093
eau	4186
glace	2060
hydrogène	14'300

Conclusion des expériences I, II et III

- On peut résumer ces observations sous la forme d'une relation permettant de calculer la chaleur utilisée en fonction de la masse, de la nature et de l'élévation de température du liquide.

$$Q = m * c * (\Theta - \Theta_0)$$

où

Q =	énergie calorifique	[J]
m =	mass	[Kg]
c =	chaleur massique	$\frac{J}{Kg * ^\circ C}$ ou $\frac{J}{Kg * K}$
θ =	température finale	[°C]
θ_0 =	température initiale	[°C]

si $Q > 0$, la chaleur est reçue
si $Q < 0$, la chaleur est cédée.

La capacité calorifique

- Un récipient, même bien isolé, échange de la chaleur avec les corps qu'on y introduit.
- Pour en tenir compte, on définit sa capacité calorifique. Cette grandeur exprime la chaleur nécessaire pour élever la température d'un objet de 1°C; elle est symbolisée par la lettre grecque μ et s'exprime en $[\frac{J}{K}]$ ou en $[\frac{J}{^{\circ}C}]$.
- Lors d'une variation $\Delta\theta$ de température, la chaleur échangée s'exprime par

$$Q = \mu * \Delta\theta$$

Bilan des chaleurs dans un système isolé

- Dans un récipient bien **isolé**, on mélange des corps pris à des températures différentes qui n'**interagissent pas chimiquement**.
=> **les températures vont spontanément s'équilibrer!**
- A l'équilibre, le principe de la conservation de l'énergie permet d'affirmer que la chaleur cédée par les corps dont la température a baissé a été reçue par le corps dont la température a augmenté

$$\Sigma Q_{\text{échangée}} = 0$$

$$Q_{\text{cédée}} + Q_{\text{reçue}} = 0$$

Remarques sur les unités

- La chaleur, comme toute forme **d'énergie**, doit se mesurer en **joules**. On utilise pourtant encore trop souvent la **calorie**; celle-ci correspond à 4.18J, c'est-à-dire à la chaleur nécessaire pour élever la température d'un gramme d'eau de 1°C. La **Calorie** (avec un C majuscule), ou grande calorie, bien connue des personnes attentives à leur alimentation, correspond à 1000 calories, soit 4180 joules.
- **Il est utile de connaître ces unités qui ne font pas partie du système international, mais il ne faudrait pas les utiliser**