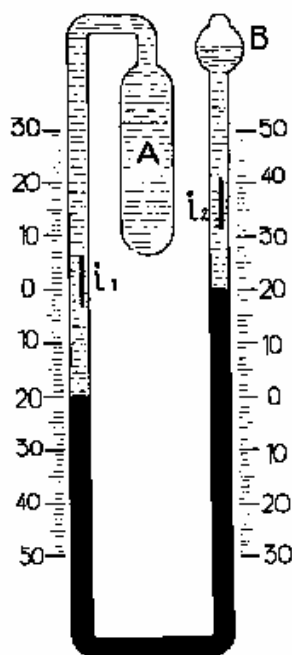


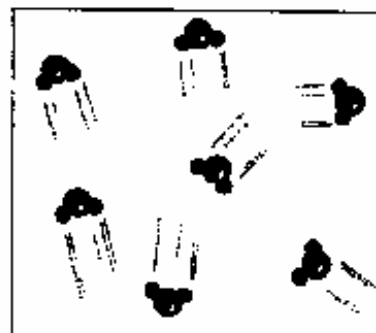
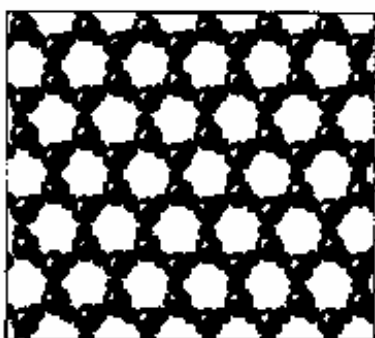
# Chapitre 2 : CHALEUR

## 2.1 Température et dilatation

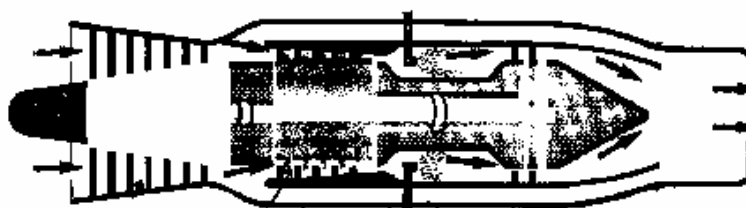
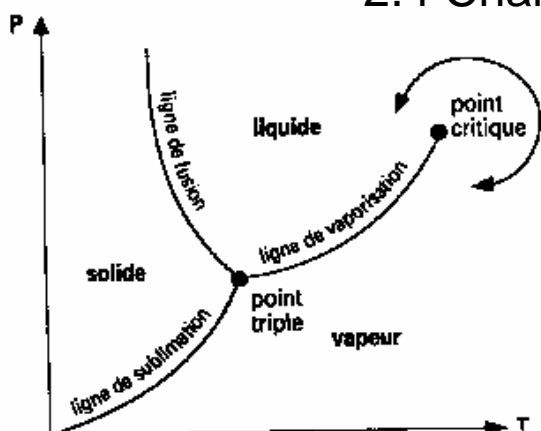


## 2.3 Calorimétrie

## 2.2 Gaz parfaits



## 2.4 Changements d'états



# Table des matières CHALEUR

2. CHALEUR \_\_\_\_\_ 0

2. CHALEUR \_\_\_\_\_ 1

**2.1 TEMPERATURE ET DILATATION 1**

2.1.1 Echelles de température \_\_\_\_\_ 1

2.1.2 Histoire de la température \_\_\_\_\_ 1

2.1.3 Thermomètres usuels \_\_\_\_\_ 2

    a) Le thermomètre électronique \_\_\_\_\_ 2

    b) Le thermomètre à alcool \_\_\_\_\_ 2

    c) Le thermomètre "minimax" \_\_\_\_\_ 2

    d) Le thermomètre médical \_\_\_\_\_ 3

    e) Sensibilité du thermomètre à mercure \_\_\_\_\_ 3

    f) Le thermomètre à gaz parfait pour températures extrêmes \_\_\_\_\_ 3

    g) Le thermomètre à bimétal ou bilame \_\_\_\_\_ 3

Exercices sur la température \_\_\_\_\_ 3

2.1.4 Dilatation \_\_\_\_\_ 4

    1) Dilatation linéique \_\_\_\_\_ 4

    2) Dilatation volumique \_\_\_\_\_ 4

    Exercices sur la dilatation \_\_\_\_\_ 5

**2.2 LES GAZ PARFAITS \_\_\_\_\_ 6**

2.2.1 La pression atmosphérique \_\_\_\_\_ 6

Exercices sur la pression atmosphérique \_\_\_\_\_ 7

2.2.2 Modèle des gaz parfaits \_\_\_\_\_ 8

2.2.3 Loi des gaz parfaits \_\_\_\_\_ 8

2.2.4 Mole et loi d'Avogadro \_\_\_\_\_ 9

Exercices sur les gaz parfaits \_\_\_\_\_ 9

**2.3 CALORIMETRIE \_\_\_\_\_ 10**

2.3.1 Histoire de la chaleur \_\_\_\_\_ 10

2.3.2 Chaleur massique et calorimétrie\_ 11

2.3.3 Principe de conservation de l'énergie \_\_\_\_\_ 12

Exercices sur la calorimétrie \_\_\_\_\_ 12

2.3.4 Le premier principe de la thermodynamique \_\_\_\_\_ 13

2.3.5 Le second principe de la thermodynamique \_\_\_\_\_ 14

2.3.6 Transmission ou propagation de la chaleur \_\_\_\_\_ 15

    1) Le rayonnement \_\_\_\_\_ 15

    2) La conduction \_\_\_\_\_ 16

    3) La convection \_\_\_\_\_ 16

Exercices - transmission de la chaleur \_\_ 16

**2.4 CHANGEMENTS D'ETAT OU DE PHASE \_\_\_\_\_ 18**

Energie à apporter en fonction de la température \_\_\_\_\_ 19

Exercices sur les changements de phase 20

**Corrigé des exercices CHALEUR \_\_\_\_\_ 21**

    Corrigé de l'exercice 2 de température (CH 3) \_\_\_\_\_ 21

    Corrigé des exercices de dilatation (CH 5) 21

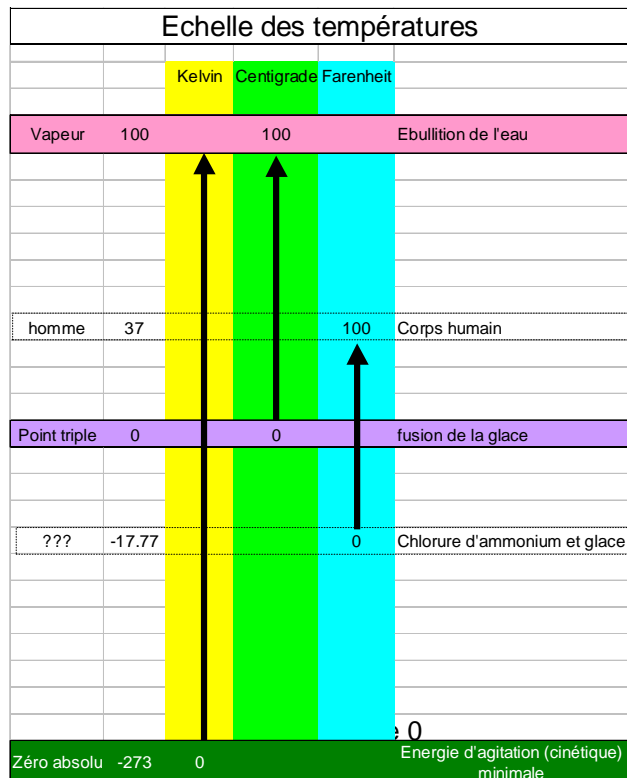
    Corrigé des exercices de pression (CH 7) 22

    Corrigé des exercices sur les gaz parfaits (CH 9) \_\_\_\_\_ 22

    Corrigé des exercices de calorimétrie (CH 12 et 13) \_\_\_\_\_ 22

    Corrigé des exercices transmission de la chaleur (CH 15 et 16) \_\_\_\_\_ 23

    Corrigé des exercices - changement de phase (CH 19 et 20) \_\_\_\_\_ 23



## 2. CHALEUR

### 2.1 TEMPERATURE ET DILATATION

La température mesure le degré d'énergie d'agitation thermique d'un corps. Dans la nature, elle apparaît comme une grandeur susceptible de prendre toutes sortes de valeurs ; elle n'est pas constante pour un objet donné. De plus, la température n'est pas une grandeur additive. En effet, le mélange d'un litre d'eau à 30°C et d'un litre d'eau à 10°C ne donne pas deux litres d'eau à 40°C.

On mesure la température au moyen d'appareils appelés **thermomètres**. Un thermomètre de type courant est constitué d'un réservoir surmonté d'un tube capillaire. Le tout est rempli de mercure ou d'alcool, puis scellé.

#### 2.1.1 Echelles de température

Pour définir une échelle de température avec cet instrument, il suffit de relever le niveau dans le capillaire pour deux situations thermiques distinctes, puis de diviser l'intervalle en un nombre donné de parties égales.

Historiquement, toutes sortes d'échelles de température ont été définies. Actuellement, seules les échelles Celsius, fahrenheit et absolue (kelvin) sont utilisées.

**L'échelle Celsius** (°C) est définie par l'écart entre la température de fusion de la glace, qui fixe le zéro de l'échelle, et la température d'ébullition de l'eau pure sous une pression normale ; un écart de température de 1°C est donné par la centième partie de la distance séparant les niveaux correspondant aux températures de fusion de la glace et d'ébullition de l'eau pure.

*La température en degrés fahrenheit (°F) est liée à la température en degrés Celsius (°C) par la relation :*

$$\theta_F = (9/5) \theta_C + 32 \quad \theta_F : \text{température en } [^{\circ}F] \text{ et } \theta_C : \text{température en } [^{\circ}C]$$

La température absolue en **kelvin** (K) est liée à la température en degrés Celsius (°C) par la relation :

$$T = \theta_C + 273,16 \quad T : \text{température absolue en } [K] \\ \theta_C : \text{température en } [^{\circ}C]$$

Note : les atomes et les molécules constituant la matière ne sont pas immobiles mais ils s'agitent continuellement autour d'une position moyenne ; on appelle ce phénomène agitation thermique ou moléculaire. Cette agitation est liée à la température de la matière : plus elle est importante, plus la température est élevée.

#### 2.1.2 Histoire de la température

Le thermomètre aurait peut-être été inventé par Galilée ou d'autres physiciens de son époque, mais c'est Olaüs Römer (physicien danois 1644-1710) qui conçut un thermomètre à alcool en 1708 en utilisant deux références fixes qui sont :

- la plus basse température obtenue à l'époque en laboratoire par un mélange de glace et de chlorure d'ammonium (-17,77°C)
  - la vaporisation de l'eau (100°C au bord de la mer).
- Römer divisa son échelle en 60 degrés. Celle-ci fut rapidement oubliée.

*Daniel Fahrenheit (physicien allemand 1686-1736) a repris le thermomètre de Römer mais semble avoir mal compris le point fixe supérieur qui représente chez lui la température du corps humain (37°C).*

L'échelle de température que nous utilisons couramment s'appelle Celsius ou centigrade. Elle a été mise au point par Anders Celsius (physicien suédois 1701-1744) en 1742. Citons encore l'échelle Réaumur (physicien français (1683-1757)) qui était utilisée sur les premiers thermomètres à alcool et qui comporte 100 degrés Réaumur entre 0°C (fusion de la glace) et 80°C (évaporation de l'alcool) ; cette échelle est depuis longtemps obsolète.

Vers 1850 le physicien anglais Lord Kelvin (anciennement William Thompson 1824-1907) montre qu'il y a une "température zéro" de -273,16°C correspondant à une énergie minimale. On utilise une échelle absolue ou échelle kelvin de température en degrés Kelvin décalée de 273,16°C vers le bas par rapport à l'échelle Celsius afin d'avoir des températures toujours positives.

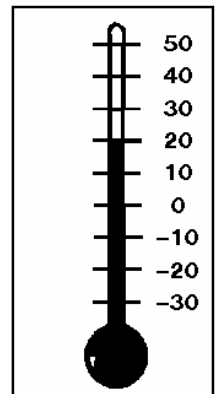
### 2.1.3 Thermomètres usuels

#### a) Le thermomètre électronique

On mesure une résistance électrique qui varie fortement avec la température.

#### b) Le thermomètre à alcool

Dans les thermomètres ordinaires, on remplace parfois le mercure par de l'alcool coloré. Ces thermomètres sont gradués par comparaison avec un thermomètre à mercure. Ils manquent cependant de précision, car l'alcool mouille le verre. La graduation d'un thermomètre à alcool ne dépasse guère + 50°C puisque le point d'ébullition de l'alcool se trouve à 79°C et que la dilatation du liquide devient irrégulière au-delà de 50°C. D'autre part, le point de solidification de l'alcool se trouvant à - 130°C, la graduation peut descendre jusqu'à - 80°C. En se refroidissant davantage, le liquide devient visqueux.



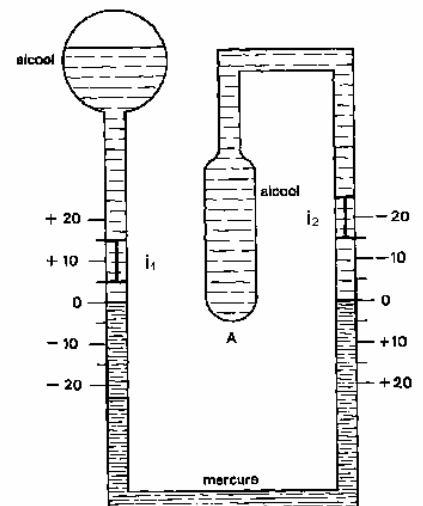
#### c) Le thermomètre "minimax"

Ce thermomètre est d'un usage courant en météorologie ; il permet d'enregistrer, dans un espace de temps déterminé, la température la plus basse et la température la plus élevée de l'air, à l'aide d'une seule lecture faite à la fin de l'intervalle fixé.

*Le thermomètre à maxima et à minima est un thermomètre dont la tige est recourbée. L'appareil contient, dans le bas, du mercure ; au-dessus des niveaux de mercure se trouve de l'alcool. Dans l'alcool du tube thermométrique peuvent glisser deux index  $i_1$  et  $i_2$  en fer doux émaillé, qui frottent légèrement sur la paroi du tube. Lorsque la température s'élève, l'alcool en A se dilate et le niveau mercuriel de gauche monte en poussant l'index  $i_1$  devant lui. Lorsque la température baisse, l'alcool en A se contracte, le niveau mercuriel de gauche descend, mais l'index  $i_1$  reste sur place ; sa position indique à chaque fois la température la plus élevée, c.-à-d. les maxima. D'autre part, l'index  $i_2$ , est emporté par le mercure qui monte dans la branche de droite.*

*Une nouvelle hausse de la température laisse  $i_2$  sur place, lequel indique la température la plus basse, et fait remonter  $i_1$  qui va indiquer le maximum.*

*Après lecture de ce thermomètre, on ramène les deux index en contact avec le mercure à l'aide d'un petit aimant qui agit de l'extérieur sur le fer doux.*

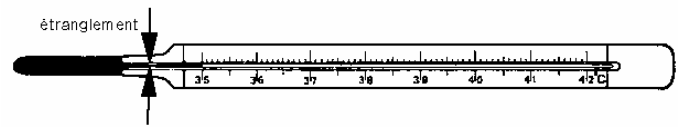


### d) Le thermomètre médical

L'échelle du thermomètre médical permet la lecture des températures comprises entre deux limites très rapprochées qui sont d'ordinaire  $35^{\circ}\text{C}$  et  $42^{\circ}\text{C}$ .

Les lectures se font avec une précision au dixième de degré. Le thermomètre médical est un thermomètre à maxima.

Pour que le mercure ne puisse rétrograder lorsque la température maximum est atteinte, le tube thermométrique présente, un peu au-dessus du réservoir, un étranglement. Pour ramener le mercure dans le réservoir, il suffit de secouer énergiquement l'appareil.



### e) Sensibilité du thermomètre à mercure

La sensibilité du thermomètre à mercure est définie par la plus petite variation de température perceptible. Un thermomètre sera donc d'autant plus sensible que le niveau mercuriel se déplace davantage lorsque la température monte d'un degré. Comme le mercure se dilate très peu, on est amené à faire des tubes thermométriques très fins. On prend en outre le réservoir suffisamment grand et à parois minces.

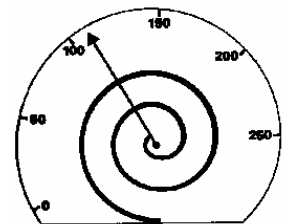
Le thermomètre ordinaire n'est sensible qu'à une différence de  $0,5^{\circ}\text{C}$  ; le thermomètre médical au  $0,1^{\circ}\text{C}$ . La plus grande sensibilité des thermomètres ne dépasse pas  $0,01^{\circ}\text{C}$ . Notons d'ailleurs que la température dans l'air peut varier de plusieurs degrés centigrades entre deux points assez rapprochés dans une pièce. La température dans un fluide n'est jamais parfaitement homogène à cause des mouvements de convection.

### f) Le thermomètre à gaz parfait pour températures extrêmes

Pour repérer les températures supérieures à  $500^{\circ}\text{C}$  on utilise le plus souvent des thermomètres électriques ; pour repérer les basses températures, on a recours au thermomètre à gaz parfait. Ce thermomètre est basé sur les variations de pression, sous volume constant, d'une quantité déterminée de gaz emprisonné dans l'appareil. On se sert du thermomètre à gaz parfait pour étalonner les autres thermomètres.

### g) Le thermomètre à bimétal ou bilame

Ce thermomètre est formé par une spirale formée de deux métaux qui ne se dilatent pas de la même manière. Le métal extérieur est de l'acier et l'intérieur de l'invar (qui ne se dilate quasiment pas). Pour une certaine variation de température, l'acier va se dilater mais pas l'invar et le bout de la lame va tourner dans le sens des aiguilles d'une montre.



## Exercices sur la température

- 1)
  - a) Expliquer pourquoi l'échelle Römer est depuis longtemps abandonnée.
  - b) Expliquer à quoi correspondent les  $0^{\circ}$  fahrenheit et kelvin et pourquoi ?
  - c) Expliquer à quoi correspondent les  $100^{\circ}$  fahrenheit et kelvin et pourquoi ?

- 2) Convertir les différentes températures en arrondissant à l'unité.

a)	$\theta [^{\circ}\text{C}]$	$\theta [^{\circ}\text{F}]$	T [K]	b)	$\theta [^{\circ}\text{C}]$	$\theta [^{\circ}\text{F}]$	T [K]
	20						90
		10			500		
			300			-100	
	50						1000
		120			-260		

## 2.1.4 Dilatation

### 1) Dilatation linéique

On constate un interstice souvent masqué par du caoutchouc avant et après un pont. Cet interstice permet au pont de ne pas se tordre lorsque la température est trop élevée. On observe en effet qu'une barre métallique s'allonge lorsque la température augmente. On constate que l'allongement  $\Delta L$  dépend du matériau ; il est proportionnel à :

- \* L'élévation de la température  $\Delta\theta$  ou  $\Delta T$
- \* La longueur de la barre  $L$

La longueur finale de la barre vaudra donc :

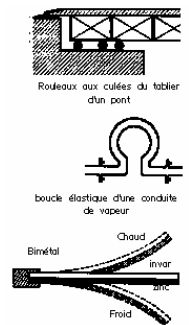
$$\Delta L = \alpha L \Delta\theta$$

$$L' = L (1 + \alpha \Delta\theta)$$

Le coefficient de dilatation linéique  $\alpha$  est donné dans les tables numériques. La température  $\theta_0$  de référence est celle du laboratoire  $20^\circ\text{C}$ . L'unité de ce coefficient est  $1/^\circ\text{C}$  ou  $^\circ\text{C}^{-1}$ .

Ce coefficient vaut  $12 \cdot 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$  pour le fer, cela signifie qu'une barre de fer de 1 mètre s'allonge de  $1 \cdot 12 \cdot 10^{-6} \cdot 100 = 1,2 \text{ mm}$  pour une augmentation de la température de  $100^\circ\text{C}$ . Si la barre mesurait 2 m, son allongement serait de 2,4 mm et si l'élévation de température était de  $20^\circ\text{C}$ , son allongement serait de  $1,2 / 5 = 0,24 \text{ mm}$ .

Les illustrations à droite ci-dessus montrent les problèmes rencontrés à cause de la dilatation pour un pont et une conduite à haute température. Un bimétal sert à faire un thermostat si l'on place un interrupteur d'un côté ou de l'autre.



### 2) Dilatation volumique

- \* Lorsque l'on introduit un liquide très chaud dans un récipient en verre, il se brise. Ceci est dû au fait que, le verre étant mauvais conducteur de la chaleur, les parois intérieures du verre se dilatent plus vite que les parois extérieures. Les récipients en quartz, verre de silice ou pyrex supportent mieux les brusques variations de température à cause de la faible dilatation de ces matières.
- \* Pour enlever un bouchon de verre, il faut parfois chauffer le col de la bouteille pour le dilater.
- \* Pour cercler les roues des charrettes, il faut chauffer fortement le cercle de fer afin qu'il se dilate. Son augmentation de diamètre permet à la roue d'y entrer facilement. En refroidissant rapidement le cercle, il se rétrécit et serre fortement la jante.

On peut montrer, comme pour la dilatation linéique, que l'augmentation de volume  $\Delta V$  dépend du matériau ; il est proportionnel à :

- \* L'élévation de la température  $\Delta\theta$  ou  $\Delta T$
- \* Le volume du solide  $V$

Le volume final vaudra donc :

$$\Delta V = \gamma V \Delta\theta$$

$$V' = V (1 + \gamma \Delta\theta)$$

En considérant un cube de côté  $L = 1 \text{ m}$  à  $20^\circ\text{C}$ , on peut montrer que son volume à  $21^\circ\text{C}$  vaudra  $V' = (L (1 + \alpha \Delta\theta))^3 = L^3 (1 + \alpha)^3 = 1 + 3\alpha + 3\alpha^2 + \alpha^3 = 1 + 3\alpha$ . Car on peut négliger  $\alpha^2$  et  $\alpha^3$  devant  $3\alpha$  vu la grandeur du coefficient  $\alpha$  (environ  $10^{-5}$ ).

Pour un solide, le coefficient de dilatation volumique vaut :

$$\gamma = 3 \alpha$$

**Exemple graphique du cube**

Un cube en fer est posé sur les trois parois fixes d'un trièdre direct Oxyz et il se dilate sur ses trois côtés de :

$$\Delta L = \alpha L \Delta \theta.$$

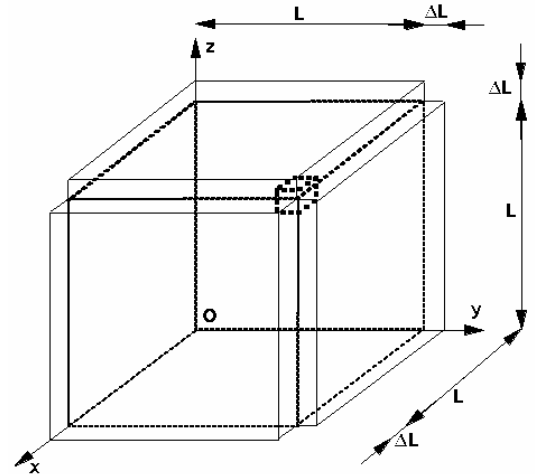
Données :  $\alpha = 12 \cdot 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$  ;  $L = 1 \text{ m}$  ;  $\Delta \theta = 100^\circ\text{C}$  ;  
 $\Delta L = 12 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 100 = 1.2 \text{ mm}$

Le nouveau cube de côté  $L + \Delta L$  est composé de :  
 Un cube ( $L^3$ ) + 3 plaques ( $L^2 \Delta L$ ) + 3 bandes ( $L \Delta L^2$ )  
 + 1 cube ( $\Delta L^3$ )

$$V' = L^3 + 3L^2 \Delta L + 3L \Delta L^2 + \Delta L^3$$

$$1.0072 = 1 + 3.6 \cdot 10^{-3} + 4.32 \cdot 10^{-6} + 1.73 \cdot 10^{-9} [\text{m}^3]$$

$$1 + 1/278 + 1/231'481 + 1/578'703'703 [\text{m}^3]$$

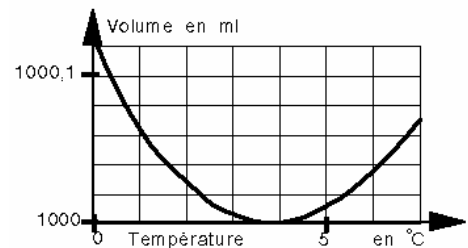


En négligeant les trois bandes et le cube dans ce cas, on fait une erreur de 1/231'388, soit 0.000432% ou 4.32 ppm.

Le coefficient de dilatation des liquides est donné dans les tables numériques et se trouve aux alentours de  $10^{-3} \text{ } 1/^\circ\text{C}$ .

Le coefficient de l'eau est de  $0,2 \cdot 10^{-3}$  ; une élévation de 20 à  $70^\circ\text{C}$  provoquera une dilatation de  $1 \cdot 0,2 \cdot 10^{-3} \cdot 50 = 0,01$  litre pour un volume initial de 1 litre.

Remarquons encore que l'eau a une dilatation anormale entre 0 et  $4^\circ\text{C}$  : son volume, au lieu de diminuer augmente. La densité maximale à  $4^\circ\text{C}$  est observée au fond des mers et océans à cause de la forte pression qui y règne.

**Exercices sur la dilatation**

- Des verres empilés sont parfois difficiles à séparer. Expliquer ce phénomène et pourquoi l'on peut y remédier en faisant la vaisselle.
- Quelle est la dilatation de la Tour Eiffel (hauteur = 300 m) lorsque la température passe de  $-20^\circ\text{C}$  à  $40^\circ\text{C}$  ?
- Le diamètre d'une sphère de cuivre est de 10 cm à  $0^\circ\text{C}$ . De combien augmente son volume lors qu'on la chauffe à  $100^\circ\text{C}$  ?
- Calculer la variation de la capacité d'une casserole cylindrique pour une différence de température est de 20 à  $100^\circ\text{C}$ . La casserole est de hauteur intérieure  $h = 15 \text{ cm}$  et de diamètre intérieur  $d = 20 \text{ cm}$ . Faire les calculs pour a) de l'aluminium ; b) du fer.
- A quelle température faut-il porter un objet en aluminium pris à  $0^\circ\text{C}$  pour que son augmentation relative de volume soit de 0,001 ? ( $V' = 1,001 V$ ).
- La glace d'une vitrine est un rectangle de  $2,4 \cdot 4 \text{ m}^2$ . Quelle est l'augmentation de sa surface lorsque sa température s'élève de  $15^\circ\text{C}$  à  $35^\circ\text{C}$  ? Pour le verre, on prendra un coefficient de dilatation linéique  $\alpha = 7 \cdot 10^{-6} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ .

## 2.2 LES GAZ PARFAITS

### 2.2.1 La pression atmosphérique

**Aristote** (IV<sup>e</sup> av. J.-C.) était formel : l'existence du vide était impossible car la nature a horreur du vide ! Galilée (1564-1642), le premier, soutint la position inverse en imaginant diverses expériences. Par exemple, si l'on prend un tube de verre rempli d'eau fermé par un bouchon et que l'on tire sur ce bouchon, l'espace entre le tube et l'eau ne peut être que du vide.

**Galilée** mourut avant de donner la preuve irréfutable que le vide existe et c'est son assistant Evangelista **Torricelli** (1608-1647) qui créa le baromètre, donna quelques preuves sur l'existence du vide dans la nature et la notion de pression atmosphérique. Le baromètre de Torricelli (1643) est un tube vertical, fermé en sa partie supérieure, renversé et dans lequel on trouve une colonne d'environ 760 mm de mercure surmontée de vide. La pression de la colonne de mercure correspond à la pression atmosphérique.

**Blaise Pascal** (1623-1662), philosophe qui vécut à Paris, doué dans de nombreux domaines et célèbre pour ses écrits métaphysiques, contribua à la physique des fluides et du vide. Il fit des expériences pour montrer que la pression augmente lorsque l'on descend sous la mer (1 atm pour 10 m) et diminue lorsque l'on s'élève dans l'atmosphère (0,5 atm à 5500 m). **Otto Von Guericke** (1602-1686) construit la première pompe à vide (trompe à eau). En 1654, à Magdeburg, il fit une démonstration publique de la force de la pression atmosphérique avec deux hémisphères tirées par huit chevaux de chaque côté.

La couche d'atmosphère à la surface de la Terre exerce une pression d'environ :

$$p_{\text{atm}} = 1 \text{ kg}^* / \text{cm}^2 \text{ } ^1$$

On a rajouté une étoile après le kg pour ne pas confondre force et masse. Nous nous permettrons cet écart à la règle des unités pour nous souvenir facilement de la valeur approximative de la pression atmosphérique. La pression étant une force par unité de surface, il faut entendre la force de pesanteur exercée par une masse de 1 kg sur une surface de 1 cm<sup>2</sup>.

La masse volumique de l'atmosphère diminue avec l'altitude ainsi que la pression, ce qui permet de mesurer l'altitude approximative. La masse de l'atmosphère est de 5,13 \* 10<sup>18</sup> kg. Si la masse volumique de l'atmosphère était constante, la hauteur de l'atmosphère devrait être de 8 km pour que la pression à la surface de la Terre soit celle que nous connaissons.

La composition de l'atmosphère est donnée ci-contre :

Elle contient entre 0 et 4% de vapeur d'eau qui régissent tous les phénomènes météorologiques.

Les valeurs de pression atmosphérique mesurées ne sont pas constantes ; elles dépendent du temps (pluie, orage, beau temps...) et de l'altitude. La pression atmosphérique est d'ailleurs utilisée pour mesurer le temps (baromètre) et l'altitude (altimètre).

Ce sont les chocs des molécules de gaz avec la surface qui donnent lieu aux forces de pression (qui s'exercent perpendiculairement à la surface). Pour un objet de taille réduite (< 10 m), la pression atmosphérique est la même en chacun de ses points. En laissant tomber de quelques cm de la grenaille sur un pèse-lettre, on peut faire un modèle de la pression atmosphérique (dessin page 2).

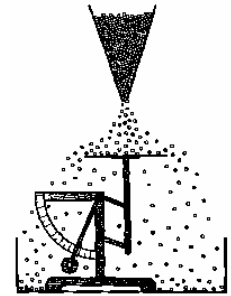
Nom	Proportion
Azote	78,084%
Oxygène	20,946%
Argon	0,934%
Gaz carb.	0,035%
Néon	18,2ppmv
Hélium	5,24ppmv
Krypton	1,14ppmv
Hydrogène	0,5 ppmv
Xénon	0,087ppmv
Méthane	2 ppmv
Propane	2 ppmv
Ox. azote	0,5 ppmv
Ozone	0,04ppmv
Aérosols	0,01ppmv

<sup>1</sup> Ici, exceptionnellement, nous mesurons la force en kg\* ou kilogramme force ! C'est une unité de mesure obsolète mais elle nous arrange pour retenir l'ordre de grandeur de la pression atmosphérique.



Les grains rebondissent et quittent le plateau. Cependant, l'aiguille n'a pas le temps de revenir au zéro de l'échelle puisque les grains de plomb continuent de tomber. Si la chute des grains se fait de façon uniforme, l'aiguille du pèse-lettre indique une valeur constante.

De la même manière, un grand nombre de chocs sur les parois d'un récipient a le même effet qu'une force constante. Pour augmenter la pression, on peut augmenter la vitesse des particules (température) ou la masse (masse volumique de l'air) c'est-à-dire se rapprocher du niveau de la mer.



L'unité de pression atmosphérique est le bar [bar] qui vaut :

$$1 \text{ bar} = 100'000 \text{ pascals}$$

Comme la pression atmosphérique vaut à peu près  $1 \text{ kg}^*/\text{cm}^2$ , on obtient :

$$1 \text{ kg}^*/\text{cm}^2 = 9,81 \text{ N} / (0,01 \text{ m})^2 = 98'100 \text{ Pa} = 0,981 \text{ bar} = 98'100 \text{ N} / \text{m}^2$$

La pression atmosphérique normale se mesure au bord de la mer par temps calme et l'on introduit une nouvelle unité :

l'atmosphère [atm]

Avec un baromètre de Torricelli, on mesure une pression atmosphérique correspondant à la pression d'une colonne de 760 mm de mercure (mm Hg) au bord de la mer par temps calme.

Une autre unité sera le mm Hg ou le Torr

La pression d'une colonne de 760 mm de mercure (Hg) vaut :

$$p = F/S = mg/S = \rho Vg/S = \rho gh$$

$\rho$  est la masse volumique du mercure =  $13'590 \text{ kg}/\text{m}^3$

$$\text{Pression due à } 760 \text{ mm Hg} = 0,76 * 13'590 * S * 9,81 / S = 101'322 \text{ N}/\text{m}^2 \text{ ou Pa}$$

$$1 \text{ mm Hg ou } 1 \text{ Torr} = 133,32 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr ou mm Hg} = 101'322 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 100'000 \text{ Pa} = 0,987 \text{ atm} = 750 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ kg}^* / \text{cm}^2 = 0,981 \text{ bar} = 0,968 \text{ atm} = 736 \text{ mm Hg}$$

Les unités sont nombreuses mais on peut dire environ que :

$$1 \text{ kg}^* / \text{cm}^2 \sim 1 \text{ bar} \sim 1 \text{ atm} \sim 760 \text{ Torr} \sim 100'000 \text{ Pa}$$

### Exercices sur la pression atmosphérique

- 1) On mesure 4 atmosphères pour la pression d'un pneu de VTT. Convertir cette pression en bar, pascals et mm Hg.
- 2) En montagne, on mesure une pression de 550 mm Hg. Convertir cette pression en bar, pascals et atmosphères.
- 3) Une feuille de papier dont la masse est de 80 g pour une surface de  $1 \text{ m}^2$  est posée sur une table. Quelle est la pression qu'elle exerce sur la table ?

<sup>2</sup> voir page précédente

### 2.2.2 Modèle des gaz parfaits

Au niveau microscopique, la différence essentielle entre les formes gazeuses et condensées (solide et liquide) de la matière est l'importance de l'énergie potentielle d'interaction entre molécules. Dans les gaz la distance moyenne entre molécules est nettement plus élevée que dans les milieux condensés et les collisions entre molécules sont des événements relativement rares et de très courte durée et l'énergie dominante est l'énergie cinétique. L'énergie potentielle due aux forces d'interaction ne se manifeste que très ponctuellement. Si l'on néglige totalement l'énergie potentielle dans le décompte des énergies au niveau moléculaire, on définit ce que l'on appelle un gaz parfait.

Le gaz parfait ne peut emmagasiner l'énergie que sous forme cinétique

On a donc défini la température absolue en degré kelvin comme mesure de l'énergie cinétique moyenne des molécules.

### 2.2.3 Loi des gaz parfaits

Prenons une seringue et bouchons-en l'extrémité. Si l'on comprime l'air ainsi enfermé dans la seringue en enfonçant le piston, on remarque qu'au fur et à mesure que le volume diminue, la pression augmente. La pression et le volume varient donc simultanément en sens contraire ; c'est à dire que si le volume occupé par un gaz double, sa pression diminue de moitié. Ces observations sont valables lorsque la température est constante.

$$p V = \text{cste si } T = \text{cste} \quad p \text{ [N/m}^2\text{]} \text{ et } V \text{ [m}^3\text{]} \text{ (loi de Mariotte)}$$

Si l'on enferme un gaz dans un récipient hermétique de volume fixe et que l'on veut augmenter la pression du gaz, il faudra chauffer le gaz. Si la pression augmente, la température aussi. On peut donc dire que le rapport de la pression et de la température est constant si le volume est fixé.

$$p / T = \text{cste si } V = \text{cste} \quad p \text{ [N/m}^2\text{]} \text{ et } T \text{ [K]} \text{ (loi de Charles)}$$

Mettons ensuite du gaz dans un récipient suffisamment souple pour que la pression du gaz reste constante. On constate alors que si l'on chauffe le gaz, le volume augmente. A pression constante, si la température d'un gaz augmente, son volume augmente aussi ; le rapport du volume et de la température est donc constant à pression constante.

$$V / T = \text{cste si } p = \text{cste} \quad V \text{ [m}^3\text{]} \text{ et } T \text{ [K]} \text{ (loi de Gay-Lussac)}$$

Ces trois lois peuvent être réunies en une seule : l'équation des gaz parfaits :

$$p V = n R T \quad \text{où } p \text{ [N/m}^2\text{]}, V \text{ [m}^3\text{]} \text{ et } T \text{ [K]} \quad R = 8.3145 \text{ J/(moles K)}$$

La constante =  $n R$  où  $n$  est le **nombre de moles de gaz** et  $R$  est la **constante des gaz parfaits**. Notons aussi que le produit  $pV$  correspond à une énergie.

Il est bien clair que la loi générale n'est valable que si le gaz est parfait. Les gaz comme l'air, le gaz carbonique... peuvent être considérés comme des gaz parfaits si la pression n'est pas trop importante.

On prendra bien garde à **exprimer la température en degrés kelvin** soit 273,16 de plus que les degrés centigrades. Si la température est nulle, la relation n'est pas possible ; ce qui est logique comme la température absolue ne peut jamais atteindre 0 K.

### 2.2.4 Mole et loi d'Avogadro

La **mole** (mol) est une unité de quantité de matière qui regroupe un nombre d'atomes, de molécules ou d'ions de  $6,022 \cdot 10^{23}$ . Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro**. Cette grandeur intéresse surtout la chimie. Par la définition adoptée en 1971 : "une mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kg de carbone 12". L'étalon (isotope 12 du carbone) permet de mesurer une quantité de matière avec une précision qui dépasse parfois le dix millionième. La masse de 12 grammes a été choisie pour conserver à l'unité la même valeur qu'à l'époque où la définition de la mole se référait à 1 gramme d'hydrogène.

Une mole de matière pèse sa masse atomique en g. par exemple :

1 mole d'hydrogène pèse 1 g    1 mole d'oxygène pèse 16 g    1 mole de fer pèse 56 g  
1 mole d'uranium pèse 238 g    1 mole d'eau pèse 18 g    1 mole de CO<sub>2</sub> pèse 44 g

### Exercices sur les gaz parfaits

- 1) On dispose d'un grand réservoir d'hydrogène stocké à la pression de 1 bar. Quel volume de ce gaz peut-on mettre dans une bouteille de 100 litres à la pression de 200 bars ? La température est supposée constante.
- 2) Une masse invariante de gaz parfait est comprimée à température constante de 1 à 30 bars. Quel est le volume final si le volume initial est de 100 litres ?
- 3) On considère un gaz parfait qui occupe un volume de 10 litres à la température de -100°C. Quelle sera sa température lorsqu'il occupera un volume double à la même pression ?
- 4) Quelle est l'augmentation relative (en %) du volume d'un gaz qui entre dans une cheminée à la température de 10°C pour en ressortir à la température de 60°C à la pression constante de 1 atm ?
- 5) Un pneu de voiture est gonflé à 2 bars à la température de 20°C. Lorsqu'il est au soleil, il s'échauffe et la température de l'air qu'il contient atteint 50°C. Son volume augmente de 3%. Quelle est alors la pression dans le pneu ?
- 6) Un récipient de volume invariable est muni d'un robinet permettant de le mettre en communication avec l'extérieur. Initialement, le robinet est fermé, la température est de 18°C et la pression de 1 atmosphère.
  - a) Calculer la pression lorsque l'on élève la température jusqu'à 100°C.
  - b) On ouvre ensuite le robinet en maintenant la température à 100°C jusqu'à ce que la pression se soit équilibrée avec l'extérieur. On referme le robinet et on laisse refroidir le récipient à sa température initiale (18°C). Calculer la nouvelle pression.
- 7) Un plongeur se trouve à 50 m sous la surface de la mer (pression atmosphérique normale à la surface) à une température de 10°C. Il fait des bulles d'air de diamètre  $d = 2$  mm.  
Quel est le nouveau diamètre  $d_a$  des bulles lorsqu'elles traversent une nappe d'eau à 18°C et à 10 m sous la surface de l'eau ?

## 2.3 CALORIMETRIE

### 2.3.1 Histoire de la chaleur

*Jusqu'à la moitié du siècle dernier, on imaginait que la chaleur était un fluide sans masse appelé le calorique.*

*Au XVIII<sup>e</sup> siècle, le chimiste Joseph Black (1728-1799) avait montré, en posant de l'eau et une plaque de fonte de même masse sur un fourneau, qu'après un certain temps, l'eau n'avait pas la même température que la fonte. Black définit la chaleur ainsi :*

*"Le fluide calorique est un fluide élastique dont les particules se repoussent les unes les autres. Ces particules sont fortement attirées par les particules d'une autre substance, et plusieurs sortes de substances attirent ce fluide avec une force différente. Le fluide calorique ne peut donc être ni détruit ni créé."*

*Le calorique ne pouvait avoir de masse car on avait pesé de l'eau et son équivalent de glace et on avait trouvé la même masse. Selon cette théorie, les corps deviennent chauds et ils se dilatent car ils attirent des particules de calorique. Les adversaires de la théorie du calorique pensaient que la chaleur n'est rien de plus qu'une très vive agitation des particules d'un corps mais ne pouvaient prouver qu'ils avaient raison.*

*Le comte de Rumford (anciennement Benjamin Thompson 1753-1814) remarqua, en surveillant l'alésage des canons, que le métal s'échauffait tellement que l'on pouvait y faire bouillir un seau d'eau. Sa première idée fut que le simple fait de percer un trou dans le métal laissait échapper le calorique. Mais quand il eut découvert que le métal s'échauffait même quand la mèche de forage agissait lentement ou était émoussée pour percer un trou, et sans feu, il comprit que la chaleur ne pouvait être un fluide matériel puisqu'elle était créée par un frottement. Pour convaincre les adversaires de sa nouvelle théorie, il réalisa un manchon creux rempli d'eau qui tournait. Le foret creusait le manchon avec une friction importante. L'eau se mettait ainsi à bouillir sans feu et ce aussi longtemps que l'on faisait tourner le manchon. Il devait donc exister une relation entre la chaleur et l'énergie mécanique.*

James Prescott **Joule** (1818-1889) est un physicien anglais. Fils d'un brasseur de Manchester, James Joule débuta lui-même comme brasseur. Il abandonna ce métier pour s'adonner à l'étude des sciences. Il fut l'élève du savant chimiste Dalton, Ses premières recherches eurent comme objet l'électricité, mais, très tôt, il s'intéressa à la chaleur. C'est en évaluant la chaleur produite par le courant électrique dans un fil conducteur qu'il trouva en 1841 les célèbres lois de Joule. Partant de cette découverte, Joule fut le premier à déterminer expérimentalement l'équivalent mécanique de la kilocalorie. Il trouva une valeur de 4250 newtons-mètres, très proche de celle que l'on admette actuellement : 4180 Nm. Joule devint membre de la Royal Society en 1850.

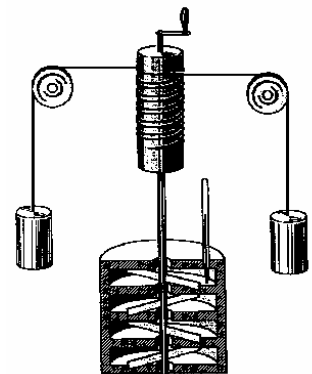
James Prescott Joule suivit les idées de Rumford et entreprit en 1842 de mesurer l'équivalent thermique de la chute contrôlée de deux masses M (A et B) sur une certaine hauteur h. Selon la figure ci-contre, ces masses entraînent un système de palettes qui brassent de l'eau dans un calorimètre (un peu comme un fouet à œufs) et y élèvent la température. La vitesse de chute est constante à cause des frottements et l'énergie mécanique utilisée est 2mgh. Joule constata que la température de l'eau augmentait au cours des x descentes des masses, et que la chaleur produite Q valait 2xmg h. Il prouva donc expérimentalement que le travail mécanique a un équivalent thermique Q.

La notion de calorique disparaissait ainsi, remplacée par une énergie thermique. En mémoire de Joule, on donna son nom à l'unité d'énergie. On put enfin passer du principe de conservation de l'énergie mécanique au **principe général de conservation de l'énergie**.

$$E_1 = E_2 + Q$$

$E_1$  et  $E_2$  sont des énergies mécaniques.

**Q est l'énergie "perdue" en chaleur.**



### 2.3.2 Chaleur massique et calorimétrie

La calorimétrie décrit la manière de **mesurer la chaleur d'un corps**. Par la suite, nous utiliserons les termes "énergie thermique" ou "chaleur" pour le même concept du travail fourni par l'agitation des molécules.

Comme nous l'avons vu au chapitre de l'énergie, l'énergie thermique est une énergie désordonnée due à l'agitation des molécules ou énergie cinétique entropique. Celle-ci résulte de toute transformation d'énergie, en général sous forme de pertes, et c'est l'énergie la plus facile à produire. Selon le second principe de la thermodynamique, on peut la classer comme une "énergie très dégradée" si la température n'est pas trop élevée.

Il faut faire bien attention à **ne pas confondre les notions de chaleur et de température** : pour un physicien, la chaleur est une énergie et la température une mesure de l'agitation thermique d'un corps.

Par exemple : 2 kg d'eau à 100°C auront deux fois plus d'énergie que 1 kg d'eau à 100°C. Il ne faudra pas la même énergie pour élever la température de 20°C à 50°C un kg d'eau et un kg d'alcool.

La chaleur **Q** (Quantité de chaleur) dépend donc de la température, de la masse et de la caractéristique thermique du matériau définie comme la **chaleur massique c** :

$$c = Q / (m\Delta\theta) \quad [\text{J}/(\text{kg}^\circ\text{C})]$$

où **Q** est la chaleur utilisée pour élever d'une différence de température  $\Delta\theta$  un corps de masse  $m$ . La chaleur ou l'énergie **Q** de ce corps en [J] dépend de :

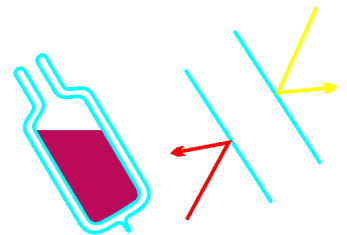
- sa masse  $m$  [kg]
- sa chaleur massique  $c$  [J/(kg°C)]
- son élévation de température  $\Delta\theta$  [°C] par rapport à une température de référence qui est par exemple de 20°C. On peut aussi exprimer la différence de température en degrés kelvin, ce qui ne change rien.

$$\boxed{Q = c m \Delta\theta \quad [\text{J}]}$$

Le produit de la chaleur massique et de la masse est la **capacité thermique  $C_c = cm$**  du corps. On calcule la chaleur **Q** à apporter au corps en multipliant la capacité thermique  $C_c$  par l'élévation de température  $\Delta\theta$  :

$$\boxed{Q = C_c \Delta\theta \quad [\text{J}]}$$

Pour mesurer les échanges d'énergie thermique, nous utiliserons un récipient isolé de l'extérieur appelé **calorimètre**. La chaleur reste ainsi dans le mélange et n'est pas transmise à l'extérieur. On utilise souvent pour cela un vase de Dewar (ou thermos) qui est une bouteille en verre à deux parois argentées entre lesquelles on a fait le vide d'air. Cette bouteille est décrite plus précisément dans le chapitre de la transmission de la chaleur. Si aucune énergie n'est transmise à l'extérieur, l'échange est dit **adiabatique**.



Néanmoins, tout calorimètre absorbe une partie de l'énergie thermique pour élever sa température intérieure. Pour calculer la chaleur à donner à ce récipient, il faut connaître sa **capacité thermique  $C$**  qui est la chaleur transmise à ce dernier par unité de température. Si l'on admet qu'aucune chaleur n'est transmise à l'extérieur (régime adiabatique), la capacité calorifique du calorimètre sera proportionnelle à sa masse et à sa capacité d'emmagasiner de la chaleur (chaleur massique  $c$ ). La chaleur absorbée par le récipient sera donc égale au produit de la capacité calorifique et de la température.

$$C = c * m \quad [\text{J}/^\circ\text{C}] \quad \text{et} \quad \Delta Q = C * \Delta\theta \quad \text{ou} \quad C = \Delta Q / \Delta\theta \quad [\text{J}/^\circ\text{C}]$$

On introduit quelquefois la **valeur en eau  $m_e$**  du récipient qui est la masse d'eau  $m_e$  qui demanderait la même énergie  $\Delta Q$  pour être chauffée à la même température que le récipient.

$$\Delta Q = m_e * c_{\text{eau}} * \Delta\theta = C \Delta\theta \quad \Rightarrow \quad m_e = m / c_{\text{eau}} \quad [\text{kg}]$$

### 2.3.3 Principe de conservation de l'énergie

Tous les calculs de calorimétrie se font en posant **que l'énergie d'un système subissant une transformation thermique est conservée** entre les états 1 (initial) et 2 (final). (On comptera éventuellement des pertes pour l'état 2.)

Le calcul sera alors une "comptabilité sur l'énergie" en calculant la chaleur avec une température arbitraire de référence qui est souvent de 20°C comme la température moyenne dans laquelle nous vivons. On peut aussi poser que l'énergie fournie par le corps chaud est égale à l'énergie reçue par le corps froid.

Exemple : On mélange 200 g d'eau à 20°C avec 300 g d'eau 80°C. Donner la température finale du mélange en faisant l'hypothèse adiabatique (pas de transmission de chaleur à l'extérieur). La température arbitraire de référence est de  $\theta_0 = 20^\circ\text{C}$  ; les énergies relatives sont donc nulles à 20°C.

Le système est initialement (état 1) en déséquilibre de température. Il est caractérisé par une énergie  $Q_1$ .

Energie à l'état initial :  $Q_1 = Q_{\text{eau1}} + Q_{\text{eau2}} = 0 + 0,3 \cdot 4180 \cdot (80 - 20) = 75240 \text{ J}$

Après un certain temps, le mélange se stabilise à une température finale  $\theta_f$  (état final). Il est alors caractérisé par une énergie  $Q_2 = Q_1$  si l'expérience est adiabatique.

Energie à l'état final :  $Q_2 = Q_{\text{mélange}} = m_{\text{totale}} \cdot c \cdot (\theta_{\text{finale}} - 20^\circ\text{C}) \Rightarrow$

$$Q_2 = Q_1 \Rightarrow 75240 = Q_2 = (0,2 + 0,3) \cdot 4180 \cdot (\theta_{\text{finale}} - 20^\circ\text{C}) = 2090 \cdot (\theta_{\text{finale}} - 20^\circ\text{C})$$

$$\Rightarrow (\theta_{\text{finale}} - 20^\circ\text{C}) = 36^\circ\text{C} \text{ et } \underline{\theta_{\text{finale}} = 56^\circ\text{C}}$$

### Exercices sur la calorimétrie

- 1) Tout système de freinage s'échauffe lorsqu'il est utilisé.
  - a) Expliquer pourquoi.
  - b) Comment limite-t-on cet échauffement ?
- 2) On considère trois béchers contenant respectivement 300 g, 600 g et 800 g d'eau à la température de 20°C. Un thermoplongeur de 400 W est immergé dans chaque becher. On enclenche simultanément les trois thermoplongeurs. Quelques minutes plus tard, on les déclenche. La température de l'eau dans le bécher contenant 600 g d'eau est alors de 32°C. En négligeant les pertes d'énergie, est-il possible de calculer les températures de l'eau dans les deux autres bechers ? Si oui, quelles sont-elles ? Sinon, expliquer pourquoi.
- 3) On fait monter, au moyen d'un téléphérique, une masse d'eau de 1 t d'une altitude de 850 m à une altitude de 1350 m. Si l'énergie nécessaire à cette ascension était employée à chauffer l'eau, quelle élévation de température obtiendrait-on ?
- 4)
  - a) Calculer l'énergie pour chauffer 200 litres d'eau d'un bain de 15°C à 37°C.
  - b) Combien de temps une ampoule de 60 W peut-t-elle briller avec cette énergie ?
  - c) Que peut-on en conclure au sujet des économies d'énergie ?
- 5) On chauffe une masse  $m = 100 \text{ g}$  de cuivre de 15°C à 37°C. Quelle masse  $m'$  d'eau aurait-on pu chauffer de 15°C à 37°C avec la même énergie ?
- 6) Un calorimètre absorbe 42 J/°C. Quelle est la masse d'eau qui a la même capacité thermique ? (Cette masse représente la valeur en eau du calorimètre.)

- 7) Un récipient contient 100 g d'eau à 80°C. On y ajoute 200 g d'eau à 20°C. A l'équilibre thermique, la température du tout est-elle supérieure, inférieure ou égale à 50°C ?
- 8) Une casserole contient 400 g d'eau à 80°C. On y ajoute 400 g d'eau à 20°C. Peut-on calculer la température d'équilibre si l'on admet que les masses d'eau n'échangent de l'énergie qu'entre elles ? Si oui, quelle est-elle ? Sinon, expliquer pourquoi.
- 9) Un calorimètre contient 200 g d'eau à 20°C. On y introduit un morceau de cuivre de 200 g porté à la température de 80°C. A l'équilibre thermique, la température est-elle de 50°C ? Sinon, expliquer pourquoi.
- 10) Une baignoire contient 60 litres d'eau à 50°C. Quelle quantité d'eau à 20°C faut-il lui ajouter pour obtenir un bain à 40°C ? (On admettra que ces deux quantités d'eau n'échangent de l'énergie qu'entre elles.)

### 2.3.4 Le premier principe de la thermodynamique

Prenons une boîte en métal remplie d'eau et hermétiquement fermée que nous faisons chauffer sur une flamme. Au bout d'un moment, nous constatons que le bouchon saute. La chaleur s'est donc transformée (en partie) en travail mécanique. C'est l'idée de la thermodynamique. C'est aussi le principe de la machine à vapeur où l'on refroidit de la vapeur pour la transformer en énergie mécanique. Nous avons vu, au chapitre de l'énergie, que la chaleur résulte d'un mouvement désordonné des molécules (*énergie cinétique entropique*).

La thermodynamique décrit et analyse les méthodes pour transformer le mouvement désordonné d'agitation des molécules en mouvement mécanique ordonné.

Le physicien français Sadi Carnot (1796-1832) fut le premier à énoncer les deux principes de la thermodynamique. (le second principe a été brièvement décrit au chapitre énergie de la mécanique)

L'énergie est conservée lors d'une transformation :

$$Q_1 = Q_2 + A$$

$Q_1$  est l'énergie thermique reçue par le système

$Q_2$  est l'énergie interne du système dans l'état 2 (thermique)

A le travail mécanique fourni par le système.

Sadi Carnot fit une analyse détaillée des machines qui produisaient de l'énergie mécanique à partir de la vapeur et déduisit qu'elles peuvent être divisées en trois parties :

- Une source de chaleur (foyer d'une machine à vapeur)
- Un fluide actif qui transmet la chaleur (eau et vapeur)
- Un récepteur de chaleur (condenseur).

En allant de la source au récepteur, la chaleur passe d'une température élevée à une température basse et le travail mécanique s'effectue. Dans le raisonnement de Carnot, toute la chaleur est utilisée de la source au récepteur et il n'y a aucune perte vers l'environnement.

*Le physicien allemand Rudolf Clausius (1822-1888) introduisit le terme d'entropie pour mesurer la dégradation de l'énergie. Ses travaux permirent de dire que l'ancienne notion du "calorique" était la même que la "chaleur" de Joule. La chaleur et le travail mécanique pouvaient s'exprimer en termes d'énergie et la transformation "chaleur - énergie mécanique" (opposée à l'expérience de Joule) était ainsi précisée. Cela conduisit par la suite au principe de la conservation de l'énergie énoncé en 1847 par le physicien Hermann von Helmholtz.*

### 2.3.5 Le second principe de la thermodynamique

Nous avons vu, avec les forces de frottement, qu'une partie de l'énergie est "perdue". Le deuxième principe dit que l'énergie se dégrade entre les différentes transformations, c'est-à-dire que l'on en "perd" toujours un peu, qui ne disparaît pas, mais **qui se transforme en chaleur inutilisable** (proche de la température ambiante).

On appelle **entropie** la mesure de la dégradation de l'énergie entre ses différentes transformations. A chaque transformation apparaît un peu plus de désordre que l'entropie permet de mesurer.

#### Second principe : L'énergie se dégrade au cours d'une transformation

Les transformations d'énergie sont faites dans la nature de manière à ce que l'entropie croisse toujours (donc le désordre augmente). Entropie = mesure du désordre -- L'entropie augmente  
La mesure de l'entropie est inversement proportionnelle à la différence de température avec l'ambiance. Si l'entropie est faible (grande différence de température), la chaleur pourrait être utilisée dans une machine pour produire de l'énergie mécanique.

Par exemple, on fournit la même énergie pour chauffer un bain de 80 litres d'eau à 21°C et 1 litre d'eau à 100°C dans une ambiance à 20°C. Le bain est quasiment inutilisable (grande entropie) contrairement à l'eau bouillante (plus faible entropie) que l'on peut utiliser pour faire un café ou diluer pour obtenir de l'eau à différentes températures entre 20 et 100°C.

La chaleur que l'on "perd" dans une transformation d'énergie est une agitation désordonnée des molécules ou des atomes. Nous avons donc une énergie cinétique désordonnée de ces particules appelée quelquefois **énergie cinétique entropique**.

Par exemple, si l'on jette une bombe sur un chalet, il va se transformer en un tas de bois, de fer, de briques et de ciment. Mais si l'on jette à nouveau une bombe de même taille sur ce même tas, on a extrêmement peu de chance de le voir se transformer en un chalet !

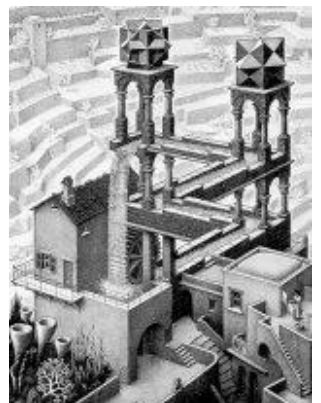
La loi de l'entropie peut s'énoncer sous la forme simplifiée de la "**loi de la tartine**" :  
"Une tartine tombe toujours par terre du côté de la confiture."

Ou de la "**loi de Murphy**" : "S'il y a dans une machine une partie qui est susceptible de ne pas fonctionner, il n'y a aucune raison que la machine fonctionne."

Les transformations d'énergie se font donc toujours avec des pertes qui augmentent le désordre et, depuis le Big Bang (année 0 de notre Univers), l'entropie croît sans arrêt dans l'Univers.

Le second principe indique qu'il y a toujours des pertes et exclut donc le mouvement perpétuel (illustration de M.C. Escher en face). Dans le mouvement perpétuel, l'énergie est indéfiniment transformée sans être dégradée en chaleur. Il est donc contraire aux lois de la Nature.

Nous serions tentés de dire qu'il y a une exception au deuxième principe : la Vie, appelée très scientifiquement "néguentropie" car elle correspond à un ordre "quasiment parfait". La réponse à cette question est que si l'on regarde à côté des endroits où la vie apparaît, on verra tout le désordre que l'on a négligé. Regardons simplement notre production de déchets de toutes sortes !



Toute consommation d'énergie entraîne des pertes et la création de désordre.

Le texte de la page M 28 du chapitre mécanique montre comment ce désordre augmente.



### 2.3.6 Transmission ou propagation de la chaleur

Il existe trois modes de transmission de la chaleur :

#### Le rayonnement, la conduction et la convection.

#### 1) Le rayonnement

La température d'un corps placé au soleil s'élève car le corps reçoit de l'énergie transmise par le rayonnement du soleil. Le rayonnement est une **onde électromagnétique** qui comporte les rayons infrarouges (IR), la lumière visible, les rayons ultraviolets (UV), les rayons X,  $\gamma$ , cosmiques...

La **transmission du rayonnement peut se faire dans le vide** (par exemple entre le Soleil et la Terre), à la vitesse de la lumière et en ligne droite. L'intensité du rayonnement décroît avec le carré de la distance. Plus un corps est chaud, plus la quantité d'énergie qu'il rayonne est grande, le spectre du rayonnement étant déplacé vers le bleu.

Certains métaux ou matériaux polis ou encore un plan d'eau réfléchissent le rayonnement lorsque leurs surfaces sont brillantes.

D'autres comme la pierre et le bois arrêtent le rayonnement (en le réfléchissant partiellement).

Le verre laisse passer la lumière visible mais arrête certains autres rayons (UV)

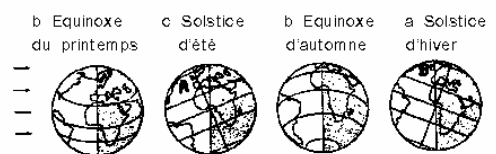
La lumière visible blanche est constituée par la somme de lumières rouge, orange, jaune, verte, bleue et violette. Un matériau blanc reçoit la lumière blanche et renvoie de la lumière blanche ; c'est donc un bon réflecteur. Un matériau de couleur reçoit de la lumière blanche et renvoie uniquement de la lumière de sa couleur ; il chauffe donc beaucoup plus lorsqu'il est exposé à la lumière.

Un corps noir va être relativement chaud et pourra rayonner une grande partie de son énergie.

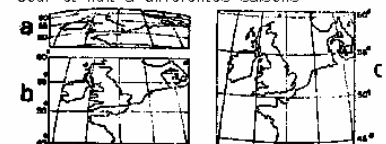
Le rayonnement est le mode de transmission de l'énergie principalement **dans le vide** ou dans les gaz.

Le mouvement de rotation journalier de la Terre entraîne la succession des jours et des nuits. Au cours de l'année, parce que l'axe des pôles est incliné par rapport au plan de l'écliptique, les journées sont variables pour un même lieu ; Par exemple à Paris, la journée la plus courte de l'hiver dure 8h02mn, et la plus longue de l'été 15h58mn. Les rayons solaires tombent avec une inclinaison variable sur les différentes parties de la surface terrestre, ce qui détermine les **saisons**. Le début de chaque saison est marqué par un phénomène astronomique : les solstices où le Soleil est stationnaire en hauteur dans le ciel. Sous nos latitudes, le Soleil est le plus haut au **solstice d'été** et le plus bas au solstice d'hiver qu'il faut alors la Terre soit au périhélie. Aux **équinoxes**, le jour est égal à la nuit : les rayons du Soleil tombent à la verticale de l'équateur.

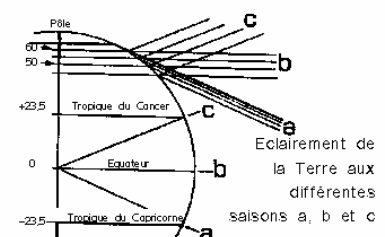
Les saisons sont inégales à cause de la loi des aires. Sous nos latitudes, les saisons ont les durées suivantes :



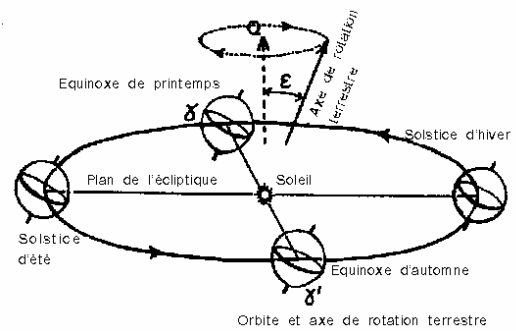
Jour et nuit à différentes saisons



La France du nord vue du Soleil



Le plan de l'orbite planétaire est appelé **écliptique**. L'axe de rotation de la Terre est incliné d'un angle  $\varepsilon = 23^\circ 26' 21''$  par rapport à la verticale à l'écliptique. Les plans de l'équateur et de l'écliptique se coupent aux points d'équinoxe  $\gamma$  et  $\gamma'$ , quand le plan contenant l'axe des pôles est perpendiculaire à la direction Terre Soleil, c'est-à-dire quand la direction Terre Soleil est contenue dans le plan équatorial.



## 2) La conduction

L'énergie thermique peut se propager dans la matière s'il existe une différence de température. La transmission de la chaleur se fera toujours du point chaud au point froid. Les métaux sont en général de bons conducteurs thermiques et un bon conducteur thermique est en général un bon conducteur électrique. Exemples :

- Le bois nous semble chaud car c'est un mauvais conducteur et la chaleur de la main est mal transmise au bois.
- La poignée métallique de la porte nous semble froide car la chaleur de la main se transmet bien à la poignée et la main se refroidit

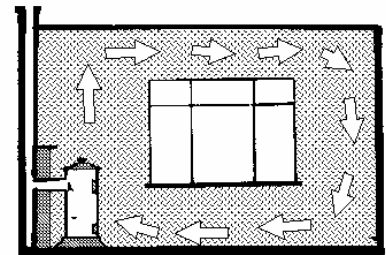
Remarquons que dans les deux cas, le bois et la poignée sont à  $20^\circ\text{C}$  alors que la main est à  $36^\circ\text{C}$ , ce qui explique la transmission possible de la chaleur. La conduction est bonne pour le métal (sensation de froid) et mauvaise pour le bois (sensation de chaud)

La conduction est le mode de transmission de la chaleur principalement dans les **solides** (en général bonne pour les métaux).

## 3) La convection

Dans un fluide, une élévation de température provoque une dilatation donc une diminution de la masse volumique. Les forces d'Archimède vont faire monter les parties chaudes du fluide, provoquant ainsi des courants de convection qui vont transmettre la chaleur.

Sans la convection, l'eau mettrait beaucoup plus de temps à bouillir dans une casserole. Nos vêtements nous permettent d'éviter un trop grand refroidissement par convection et il nous semble que la température est plus fraîche que celle indiquée par le thermomètre lorsque le vent est fort. Nous nous refroidissons en effet plus vite par convection dans ce cas.

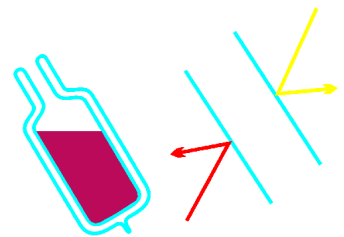


La convection est le mode de transmission de la chaleur dans les **fluides** (liquides et gaz).

## Exercices - transmission de la chaleur

- 1) Comment l'énergie solaire parvient-elle à la Terre ?
- 2) Les poêles destinés au chauffage d'une pièce d'habitation sont habituellement de couleur noire. Y a-t-il une raison thermique au choix de cette couleur ?

- 3) L'effet de serre est un phénomène qui provoque le réchauffement indirect de l'intérieur d'une enceinte fermée transparente. Son explication peut se résumer de la façon suivante : le rayonnement solaire traverse les parties transparentes. Il est absorbé à l'intérieur de l'enceinte et rediffusé essentiellement sous la forme de rayonnement thermique (rayonnement infrarouge). Comme les parois, même transparentes, ne se laissent que peu traverser par ce rayonnement thermique, une partie de l'énergie est piégée à l'intérieur de l'enceinte et la température augmente jusqu'à un équilibre thermique. Indiquer quelques cas où se produit un effet de serre.
- 4) Une surface de  $1 \text{ m}^2$  reçoit une puissance de  $1 \text{ kW}$  lorsqu'elle forme un angle de  $90^\circ$  avec les rayons du soleil. Calculer la puissance reçue pour un angle de  $60^\circ$ .
- 5) Aux pôles, la température est bien inférieure à celle qui règne à l'équateur. Comment expliquer cette différence ?
- 6) Une installation de chauffage à panneaux solaires, dont le rendement est  $\eta = 45\%$ , doit fournir chaque jour une énergie de  $8 \text{ kWh}$  pour chauffer l'eau sanitaire d'une famille. Calculer la surface minimale des panneaux pour un rayonnement solaire quotidien de  $900 \text{ W}$  par  $\text{m}^2$  pendant 4 heures.
- 7) Deux thermomètres placés à l'ombre indiquent la même température. On les place au soleil et l'on constate que l'un d'eux indique une température beaucoup plus élevée que l'autre. Expliquer pourquoi.
- 8) Les nuits sont plus froides si le ciel est clair que s'il est nuageux. Pourquoi ?
- 9) Le matin d'une journée ensoleillée, le vent souffle de la mer vers la terre (brise de mer) alors que dans la soirée, la direction du vent est inverse (brise de terre). Comment expliquer cela ?
- 10) Un objet métallique paraît plus froid au toucher qu'un objet en plastique à la même température. Expliquer pourquoi.
- 11) Les casseroles utilisées avec une cuisinière électrique doivent avoir un fond parfaitement plat. Expliquer pourquoi.
- 12) Pour mesurer la température de l'air, les météorologues placent les thermomètres dans des abris à persiennes peints en blanc. Pourquoi ?
- 13) En hiver, il est recommandé d'abaisser les stores devant les surfaces vitrées pendant la nuit. Expliquer pourquoi.
- 14) Une bouteille thermos ou vase de Dewar est constitué d'une bouteille en verre (ou éventuellement en acier inox) à deux parois argentées entre lesquelles on a fait le vide. Cette bouteille est placée dans un support (plastique par exemple) et maintenue par des cales. Un bouchon hermétique vient fermer cette bouteille. Expliquer, en citant les différents mécanismes de transmission de la chaleur, comment la boisson chaude ou froide est bien isolée de l'extérieur qui est à une température très différente.



## 2.4 CHANGEMENTS D'ETAT OU DE PHASE

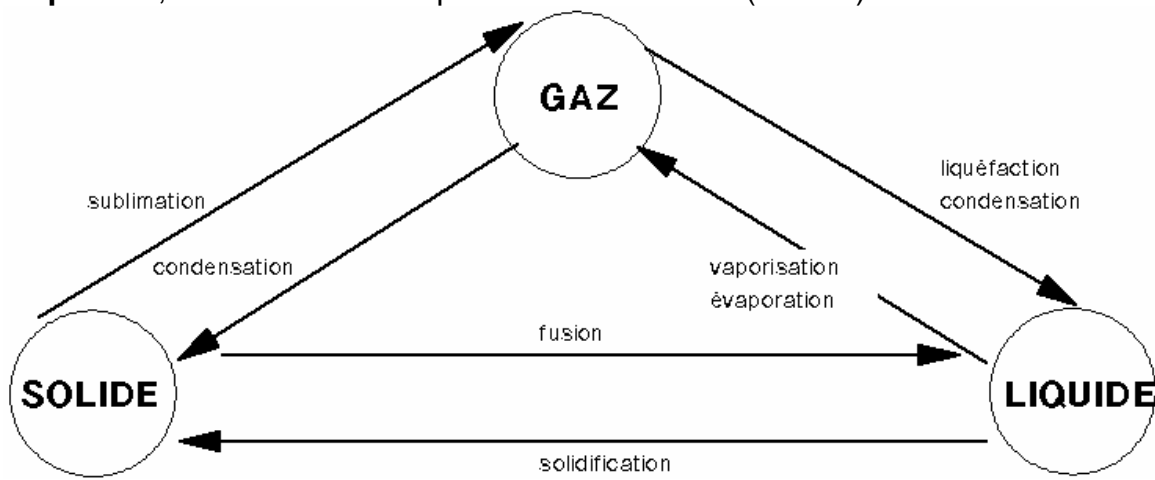
Nous pouvons vérifier que l'eau qui bout dans une casserole reste à la température d'environ 100°C alors que l'on fournit de l'énergie thermique.

L'eau qui gèle dans le congélateur reste à la température d'environ 0°C alors que l'on retire de l'énergie thermique.

Avant de neiger, il fait en général très froid et la température remonte lorsque la neige arrive car les gouttes d'eau ont cédé de la chaleur à l'environnement en passant de la phase liquide à la phase solide.

Ces différents exemples nous montrent qu'il faut une énergie pour passer d'une phase de la matière à une autre.

On peut définir **trois phases de la matière qui sont : solide, liquide et gazeuse**. On trouve dans des conditions extrêmes une quatrième phase à très haute température qui est le **plasma**, où les atomes ont perdu leurs électrons (ionisés).



Exemple de sublimation : l'iode, qui passe directement de l'état solide à l'état gazeux.

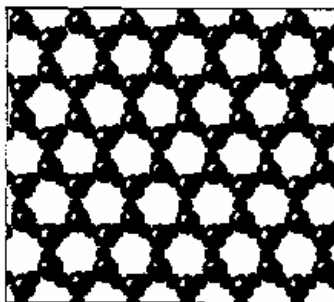
Chaque corps a une température bien définie de fusion et de vaporisation que l'on trouve dans les tables numériques.

On peut aussi mesurer l'énergie à donner à un corps pour sa liquéfaction ou sa solidification. En faisant quelques expériences, on remarque que l'énergie est proportionnelle à la masse à liquéfier ou à évaporer (le temps pour faire évaporer 1 dl d'eau est la moitié du temps nécessaire pour en faire évaporer 2 dl).

Nous pouvons donc définir un coefficient de proportionnalité entre la chaleur et la masse que l'on appelle **chaleur latente L**

- fusion ( $L_f$ ) et solidification ( $L_s$ ) :
- évaporation ( $L_v$ ) et liquéfaction ( $L_l$ ) :

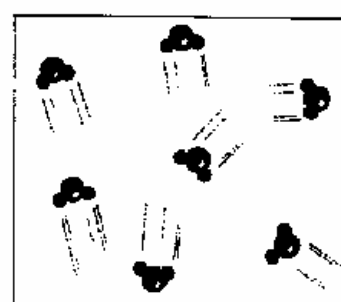
$$\begin{aligned} L_f &= L_s = \Delta Q_{fs} / m \\ L_v &= L_l = \Delta Q_{vl} / m \end{aligned}$$



Molécules d'eau solide  
(vapeur)



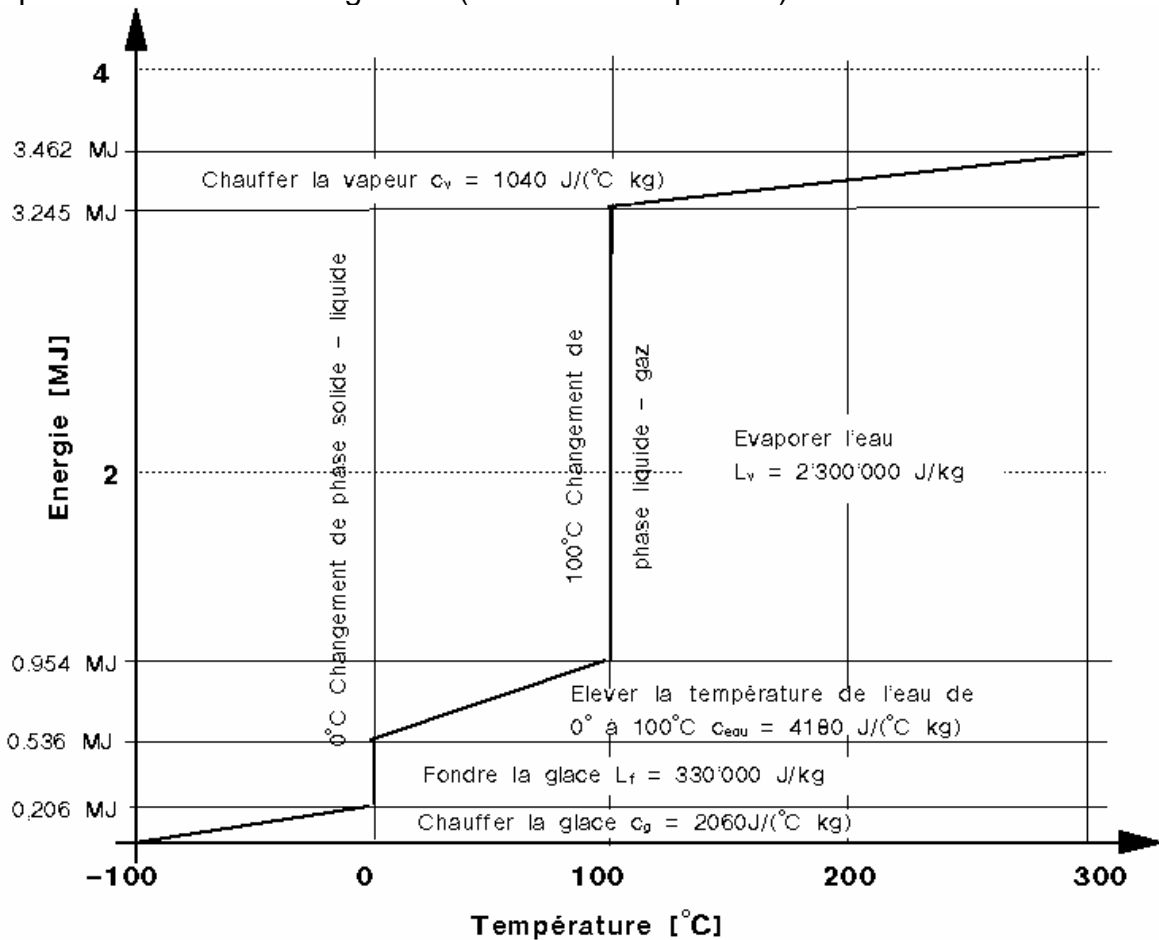
Molécules d'eau liquide



Molécules d'eau gazeuses

**Energie à apporter en fonction de la température**

pour une masse de 1 kg d'eau (dans ses trois phases) de -100°C à 300°C



Remarquons, dans ce graphique, qu'il faut 5,5 fois plus d'énergie pour évaporer 1 kg d'eau (2,3 MJ) que pour l'élever de 0° à 100°C (0.418 MJ) et 0,79 fois cette dernière énergie pour liquéfier 1 kg de glace (0.33 MJ).

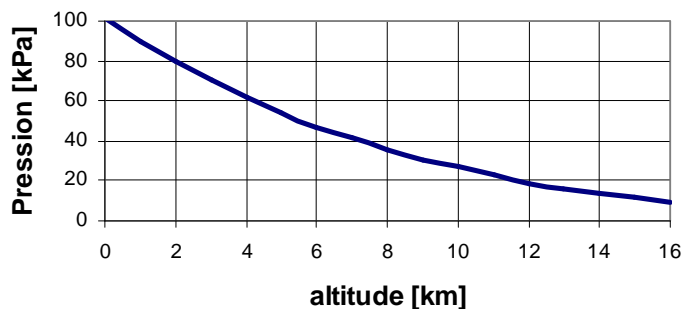
En montagne, l'énergie dépensée double presque (1,79 \* plus) si l'on veut se faire du thé avec de la neige car l'énergie pour faire fondre 1 kg de neige (0.33 MJ) est comparable à celle nécessaire pour chauffer 1 kg d'eau de 0 à 100°C (0.418 MJ).

Dans certains cas particuliers, un corps peut se trouver encore liquide en dessous de sa température de fusion ; on appelle ce cas de la **surfusion**. On peut par exemple trouver de l'eau à une température inférieure à 0°C.

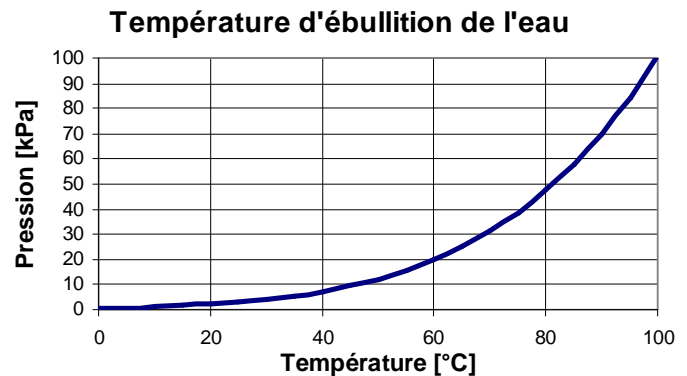
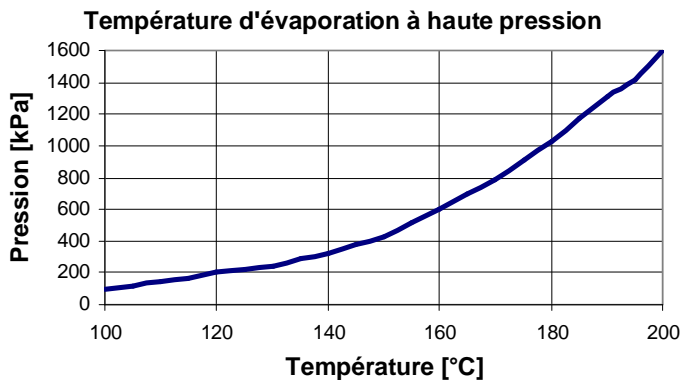
La pression atmosphérique diminue avec l'altitude (c.f. Formulaires et Tables CRM p.179).

**Pression atmosphérique en fonction de l'altitude**

Remarquons encore que la pression influence sur la température d'évaporation ou de vaporisation. Par exemple :



- Si l'on fait le vide à 3% de la pression atmosphérique, l'eau peut bouillir à la température ambiante (20°C).
- Dans une marmite à vapeur où la pression vaut trois fois la pression atmosphérique, l'eau bout à environ 130°C.



(c.f. Formulaires et Tables CRM p.179)

### Exercices sur les changements de phase

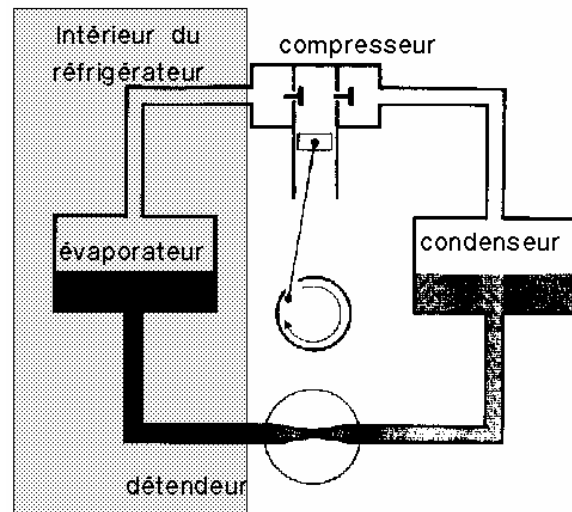
- 1) Pourquoi un liquide très volatil comme l'essence ou l'alcool refroidit-il la matière qu'il mouille ?
- 2) Expliquer pourquoi la transpiration limite l'augmentation de la température du corps humain.
- 3) Les pots en terre poreuse gardent au frais les liquides qu'ils contiennent pendant les grandes chaleurs. Expliquer ce phénomène.
- 4) Un récipient contient un bloc de 400 g de glace à -18°C. Quelle est la quantité minimale d'eau à 60°C qu'il faut verser dans ce récipient pour fondre la glace ?
- 5) La surface du lac Léman est d'environ 580 km<sup>2</sup>.
  - a) A partir d'eau à 0°C, quelle quantité d'énergie ce lac devrait-il céder pour qu'il se forme une couche de 10 mm de glace sur toute sa surface ?
  - b) Combien de temps faudrait-il au rayonnement solaire pour fondre cette glace si l'on suppose que celle-ci absorbe 2'106 kJ par jour et par m<sup>2</sup> par beau temps, soit environ 10% de l'énergie reçue du Soleil ?
  - c) Quel serait le prix de cette énergie si elle était facturée à 25 cts le kWh ?
- 6) Quelle énergie faut-il : a) pour porter à ébullition 1 litre d'éthanol (alcool pur) dont la température initiale vaut 20°C ? b) pour vaporiser entièrement cet éthanol ?
- 7) Au moyen d'un tuyau, on injecte une masse m de vapeur d'eau à 100°C dans un récipient contenant 625 g d'eau à 15°C. A la fin de cette opération, la nouvelle température d'équilibre est de 25°C. Calculer la masse m de vapeur d'eau injectée en négligeant la capacité calorifique du récipient et les pertes d'énergie.

- 8) Les réfrigérateurs utilisent les phénomènes de liquéfaction et de vaporisation d'un liquide (le fréon). Le circuit du liquide caloporteur comporte quatre éléments principaux :

**l'évaporateur**  
**le compresseur**  
**le condenseur**  
**le détendeur**

Des échanges d'énergie avec le milieu ambiant ont lieu dans l'évaporateur et dans le condenseur.

- Expliquer la fonction de chaque élément.
- Où l'énergie est-elle soutirée du milieu ambiant ?
- Où l'énergie est-elle cédée au milieu ambiant ?
- L'évaporateur est-il situé à l'intérieur ou à l'extérieur de l'espace réfrigéré ?
- Ecrire le bilan énergétique.



- Dans un chalet de montagne, la température d'ébullition de l'eau est de  $93^{\circ}\text{C}$ .
  - Quelle est la pression atmosphérique dans ce chalet ?
  - Quelle est approximativement l'altitude de ce chalet ?
- La soupape d'une marmite à pression est constituée par un piston de 10 mm de diamètre maintenu par un ressort. Elle laisse échapper la vapeur quand l'intensité de la force pression agissant sur le piston atteint 10 N.
  - Calculer la pression maximale de la vapeur dans la marmite.
  - Déterminer la température de cuisson.

## Corrigé des exercices CHALEUR

### Corrigé de l'exercice 2 de température (CH 3)

a)	$\theta [^{\circ}\text{C}]$	$\theta [^{\circ}\text{F}]$	T [K]	b)	$\theta [^{\circ}\text{C}]$	$\theta [^{\circ}\text{F}]$	T [K]
	20	68	293		-183	-297	90
	-12	10	261		500	932	773
	27	81	300		-73.5	-100	199.5
	50	122	323		727	1341	1000
	49	120	322		-260	-436	13

### Corrigé des exercices de dilatation (CH 5)

- La température de l'eau va permettre aux verres de se dilater et d'augmenter leurs volumes.
- $\Delta L = \alpha L \Delta \theta = 0.216 \text{ m}$  pour du fer et  $0.2 \text{ m}$  pour de l'acier.
- $\Delta V = 3\alpha V \Delta \theta = 4 \alpha \pi r^3 \Delta \theta = 2.61 * 10^{-6} \text{ m}^3$
- $\Delta V = (3/4)\alpha h \pi d^2 \Delta \theta$  Fer  $\alpha = 12 * 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$   $\Delta V = 1.36 * 10^{-5} \text{ m}^3$  ;  
Aluminium  $\alpha = 23.1 * 10^{-6} \text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$   $\Delta V = 2.61 * 10^{-5} \text{ m}^3$
- $\Delta \theta = 0.001/3\alpha = 14.43^{\circ}\text{C}$
- $\Delta S = 2 \alpha S \Delta \theta = 2.69 * 10^{-3} \text{ m}^2$

**Corrigé des exercices de pression** (CH 7)

- 1)  $4 \text{ atm} = 4.053 \text{ bar} = 405'288 \text{ Pa} = 3040 \text{ mm Hg}$
- 2)  $550 \text{ mm Hg} = 73'325 \text{ Pa} = 0.733 \text{ bar} = 0.724 \text{ atm}$
- 3)  $p = mg/S = 0.785 \text{ Pa}$

**Corrigé des exercices sur les gaz parfaits** (CH 9)

- 1)  $p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow V_1 = 20'000 \text{ l} = 20 \text{ m}^3$ .
- 2)  $p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow V_2 = 3.33 \text{ l}$
- 2)  $V_1/T_1 = V_2/T_2 \Rightarrow T_2 = 2T_1 = 2 * 173 = 346 \text{ K} = 73 \text{ }^\circ\text{C}$
- 4)  $V_1/T_1 = V_2/T_2 \Rightarrow V_2/V_1 = T_2/T_1 = 1.18 \Rightarrow 18\% \text{ d'augmentation}$
- 5)  $p_1 V_1/T_1 = p_2 V_2/T_2 \Rightarrow p_2 = p_1 V_1 T_2/T_1 V_2 = 2,14 \text{ bar}$
- 6) a)  $p_1/T_1 = p_2/T_2 \Rightarrow p_2 = p_1 T_2/T_1 = 1.28 \text{ atm}$  ; b)  $p_3 = p_2 T_2/T_3 = 0.78 \text{ atm}$ .
- 7) Pression à 50 m sous l'eau :  $p = p_o + \rho gh = 101'300 + (1000 * 9,81 * 50) = 591,8 \text{ kPa}$   
 Volume initial de la bulle :  $V_o = 4/3\pi r^3 = 4,19 * 10^{-9} \text{ m}^3$  ; Température initiale :  $T_o = 283 \text{ K}$   
 Pression à 10 m sous la surface :  $p_a = 101'300 + (1000 * 9,81 * 10) = 199,4 \text{ kPa}$ .  
 Température à 10 m sous la surface :  $T_a = 291 \text{ K}$   
 Loi des gaz parfaits :  $p_o V_o/T_o = p_a V_a/T_a \Rightarrow V_a = p_o V_o T_a/(p_a T_o)$   
 $V_a = (591'800 * 291 * V_o)/(199'400 * 283) = 3,05 V_o$   
 Nouveau rayon :  $r_a = (V_a/V_o)^{1/3} = 3,05^{1/3} * r_o = 1,45 r_o = 1,45 \text{ mm}$  ;  
 nouveau diamètre =  $d_a = 2,9 \text{ mm}$

**Corrigé des exercices de calorimétrie** (CH 12 et 13)

- 1) a) Travail des forces de frottement = énergie = chaleur  
b) Echanges avec l'extérieur.
- 2) Mêmes énergies :  $E_1 = E_2 = E_3 \Rightarrow \Delta\theta_1 = (m_1/m_2)\Delta\theta_2 = 24^\circ\text{C}$   
 $\theta_1 = 44^\circ\text{C}$  ;  $\Delta\theta_3 = (m_3/m_2)\Delta\theta_2 = 9^\circ\text{C} \Rightarrow \theta_3 = 29^\circ\text{C}$ .
- 3)  $\Delta\theta = gh/c_{\text{eau}} = 1,2^\circ\text{C}$ .
- 4) a)  $E = m c_{\text{eau}} \Delta\theta = 18,4 \text{ MJ} = 5.11 \text{ kWh}$  ; b)  $t = E/P = 5.11/0.06 = 85,15 \text{ h}$  ; c) Mieux vaut ne pas abuser des bons bains !
- 5) Énergie pour faire chauffer le cuivre :  $Q = 0,1 * 390 * 22 = 858 \text{ J} = m' * 4180 * 21$   
 $m' = 819/4180/22 = 0.00933 \text{ kg} = 9,33 \text{ g}$ .
- 6)  $m = c_c / c_{\text{eau}} = 0,01 \text{ kg} = 10 \text{ g}$ .
- 7)  $\Delta\theta_f = (m_1 \Delta\theta_1)/(m_1 + m_2) = 20^\circ\text{C} \Rightarrow \theta_f = 40^\circ\text{C}$ .
- 8)  $\Delta\theta_f = (m_1 \Delta\theta_1)/(m_1 + m_2) = 30^\circ\text{C} \Rightarrow \theta_f = 50^\circ\text{C}$ .
- 9)  $\Delta\theta_f = c_c \Delta\theta_1 / (c_{\text{eau}} + c_c) = 5,12^\circ\text{C} \Rightarrow \theta_f = 25,12^\circ\text{C}$ .
- 10)  $m' = m (\Delta\theta_1 - \Delta\theta_f) / \Delta\theta_f = m/2 = 30 \text{ kg}$ .



**Corrigé des exercices transmission de la chaleur** (CH 15 et 16)

- 1) Par le rayonnement qui se transmet dans le vide
- 2) Pour favoriser le rayonnement.
- 3) Serre, capteur solaire plan, planète Terre.
- 4)  $P_{\text{reçue}} = P_{\text{émise}} \sin \alpha = 866 \text{ W}$ .
- 5) L'angle des rayons sur le sol est différent, plus il s'approche de la verticale, plus la chaleur transmise est élevée. Aux pôles  $\alpha \sim 70^\circ \Rightarrow P_{\text{reçue}} = 0,3 P_{\text{émise}}$  A l'équateur  $\alpha \sim 0^\circ \Rightarrow P_{\text{reçue}} = P_{\text{émise}}$
- 6)  $E = \eta (P/S) S t \Rightarrow S = E / (\eta (P/S) t) = 4,94 \text{ m}^2$
- 7) Un des thermomètres est plus sensible au rayonnement (de couleur plus foncée ou noire).
- 8) Le rayonnement de la Terre n'est plus retenu par les nuages.
- 9) La mer, vu sa grandeur, garde à peu près toujours la même température car elle accumule une chaleur énorme. Le matin, la terre est plus froide et l'air circule du chaud au froid (mer terre) et le soir, la terre est plus chaude que la mer et le courant est inversé.
- 10) Les deux objets sont à la température ambiante (20°C) et la main est à environ 36°C. La transmission de la chaleur par conduction se fait donc de la main (qui se refroidit) à l'objet. L'objet métallique conduit la chaleur et refroidit donc la main.
- 11) La transmission se fait par conduction. Il doit donc y avoir un contact parfait.
- 12) Pour ne pas avoir de perturbations dues au rayonnement.
- 13) Pour retenir le rayonnement de l'intérieur de la pièce.
- 14) Rayonnement réfléchi par les parois argentées (et coupé par les parois plastiques).  
Conduction limitée au bouchon à cause des doubles parois.  
Convection coupée à cause du vide et limitée à cause de l'espace entre le verre et le support.

**Corrigé des exercices - changement de phase** (CH 19 et 20)

- 1) Parce qu'il s'évapore et prend ainsi beaucoup d'énergie au milieu ambiant.
- 2) L'évaporation de la sueur prend beaucoup d'énergie thermique au corps.
- 3) Le liquide passe au travers des parois et s'évapore, ce qui prend de l'énergie thermique à l'intérieur du liquide.
- 4) 0,584 kg
- 3) a)  $E = 580 \cdot 10^6 \cdot 0.01 \cdot 917 \cdot 330 \cdot 000 = 1,755 \cdot 10^{15} \text{ J}$  ;  
b)  $E(\text{jour}) = 580 \cdot 10^6 \cdot 2.106 \cdot 10^6 = 1.22 \cdot 10^{15} \text{ J} \Rightarrow t = 1,437 \text{ jour}$  ;  
c)  $1.755 \cdot 10^{15} \text{ J} / (3 \cdot 10^6 \text{ J/kWh}) = 4875 \text{ M kWh} \rightarrow 121.9 \text{ MF}$ .
- 6) a) 114 kJ ; b) 673 kJ.
- 7) 10,4 g.
- 8) a) L'évaporateur utilise l'énergie des aliments à l'intérieur du réfrigérateur pour évaporer le liquide et refroidit ainsi l'intérieur du réfrigérateur. Le compresseur comprime la vapeur et impose une circulation du fluide. Le condenseur condense le liquide et donne de l'énergie au milieu. Le détendeur diminue la haute pression du liquide (due au compresseur) pour qu'il puisse ainsi s'évaporer. b) Evaporateur. c) Condenseur. d) Intérieur. e)  $E_{\text{évaporateur}} + E_{\text{compresseur}} = E_{\text{condenseur}}$ .
- 9) a) 780 mbar ; b) 1900 - 2000 m.
- 10) a)  $p = F/S = 10 / (p \cdot 0,0052) = 127'324 \text{ N/m}^2 = 1,27 \text{ bar}$  de surpression  $\Rightarrow 2,27 \text{ bar}$  (1 bar =  $100'000 \text{ N/m}^2$ ) ; b)  $\theta = 124^\circ\text{C}$ .