

COURS DE THERMODYNAMIQUE

de Mme F. Lemmini, Professeur

STU-SVI

CHAPITRE I : TEMPERATURE ET CHALEUR

I.1 Température

I.1.1 Notion de température

La température est liée à la sensation physiologique du chaud et du froid. Cette sensation permet de dire qu'un corps est plus chaud qu'un autre, ou que sa température est plus élevée.

Les températures ne sont pas des grandeurs mesurables car elles ne sont pas additives. On les repère grâce à des grandeurs thermométriques qui sont mesurables et qui varient avec la température toujours dans le même sens tels que : la pression d'un gaz, le volume d'un gaz ou d'un liquide, la résistance électrique, la f.e.m. d'un thermocouple,...

Le rôle d'un thermomètre est d'assurer la liaison entre la grandeur thermométrique et la matière dont on veut repérer la température.

I.1.2 Thermomètres

Les thermomètres utilisent le principe suivant : lorsque des corps chauds et des corps froids sont mis en contact, leurs températures tendent à s'égaliser.

Placés au contact des corps plus chauds ou plus froids, les thermomètres acquièrent la température de ces corps.

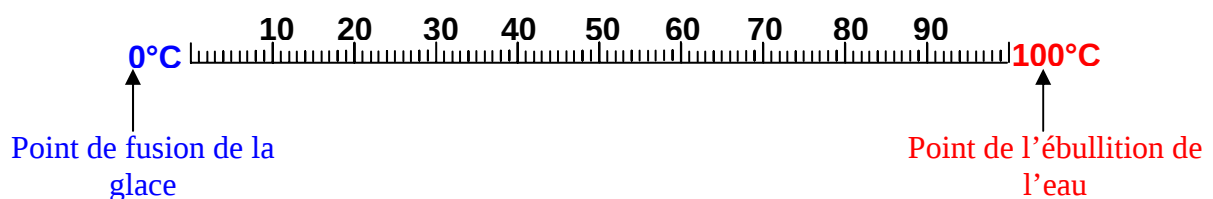
I.1.3 Différents types de thermomètres

- ♣ Les premiers thermomètres, comme ceux qui sont utilisés actuellement, mesurent la dilatation d'un liquide : eau pour le premier thermomètre, alcool et mercure pour les thermomètres construits par la suite et utilisés encore de nos jours.
- ♣ Les thermistances ou thermomètres à résistance électrique qui sont basés sur la variation de la résistance d'un conducteur avec la température.
- ♣ Les pyromètres utilisés pour les mesures de températures élevées ($\Theta > 1000\text{ }^{\circ}\text{C}$). Ils déterminent la température d'un corps à partir de la couleur du rayonnement électromagnétique visible, émis par les corps chauffés.
- ♣ Les thermocouples qui utilisent la différence de potentiel (d.d.p) électrique qui apparaît au contact de 2 métaux différents. Cette d.d.p. varie avec la température.

I.1.4 Echelles de température

Pour fixer une échelle de température sur un thermomètre, on choisit deux températures que l'on peut obtenir facilement par exemple : les températures d'ébullition et de congélation de l'eau. Ces deux températures constituent les points fixes supérieur et inférieur. L'intervalle entre ces deux points fixes est divisé en un nombre de parties égales appelées degrés.

♣ Echelle Celsius



♣ Echelle absolue ou Kelvin

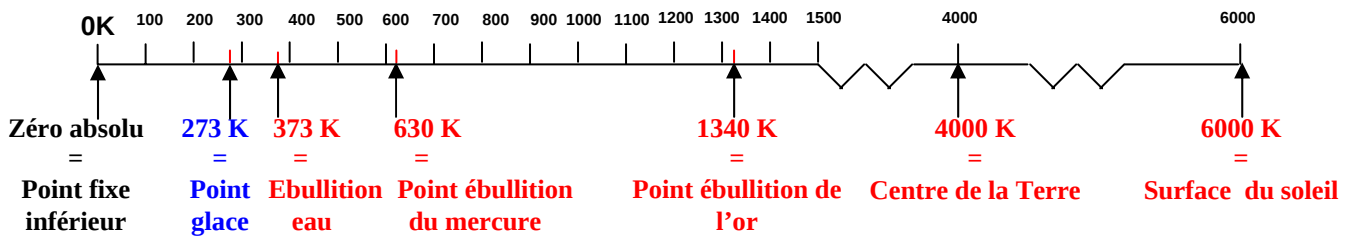
L'expérience a montré qu'il y a une limite à la notion de froid. A la température $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$, les substances ne possèdent plus d'énergie thermique et on ne peut pas descendre en dessous de cette température qui est appelée **Zéro absolu : 0 K**.

Zéro absolu : 0 K ou 273°C

Point de fusion de la glace 273 K ou 0°C

Point d'ébullition de l'eau 373 K ou 100°C

L'échelle absolue ou Kelvin a le point fixe inférieur confondu avec le Zéro absolu.



1 division de l'échelle Kelvin = 1 division de l'échelle Celsius

♣ Conversion des températures

Si on note T la température en Kelvin et Θ la température en degrés Celsius :

$$T = \Theta + 273$$

EXEMPLE :

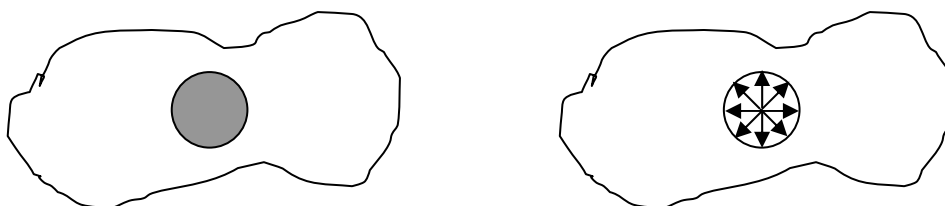
Si $\Theta = 0^\circ\text{C}$ $\rightarrow T = 273 \text{ K}$

Si $\Theta = 20^\circ\text{C}$ $\rightarrow T = 293 \text{ K}$

I. 2 Pression

La pression d'un fluide (liquide ou gaz) est liée à la grandeur des forces qu'une portion du fluide exerce dans toutes les directions sur le reste du fluide ou sur le récipient le contenant.

Exemple : considérant un liquide en équilibre



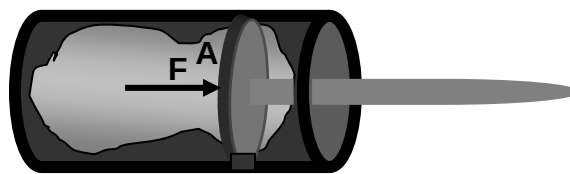
Si on veut enlever une portion du liquide sans perturber le reste du liquide, il faut exercer des forces qui compenseraient l'effet exercé par le liquide enlevé. Ces forces seraient, en chaque point, perpendiculaires à la surface sphérique.

La pression moyenne P sur la surface de la sphère :

$$P = \frac{\sum \text{modules des forces perpendiculaires à la surface}}{\text{Aire de la surface}}$$

La pression exercée par un gaz sur les parois du récipient est définie de la même façon.

Soit un gaz enfermé dans un cylindre muni d'un piston dont l'aire est égale à A .



P est le module de la force exercée par le gaz par unité de surface.

Unités

Dans le S.I. c'est le pascal (Pa)

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2}$$

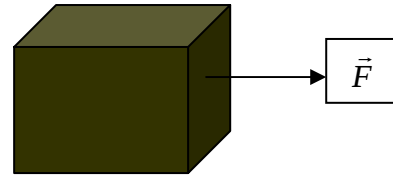
$$1 \text{ atmosphere} = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,013 \text{ bar} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mm Hg}$$

- en météorologie : on utilise le bar et le mbar
- en médecine et en physiologie : on utilise le torr ou le mmHg

Exemple :

Un récipient cubique de 0,1 m de côté contient du gaz à une pression de 10 atm. Sachant que la pression à l'extérieur est égale à la pression atmosphérique, calculer la résistance des forces exercées sur une paroi du récipient.

- La force exercée par le gaz à l'intérieur :



$$F_i = P_i . A = (10) \times 1,013 \cdot 10^5 \times (0,1)^2$$

- La force exercée par l'atmosphère sur la surface extérieure :

$$F_a = P_a . A = (1) \times 1,013 \cdot 10^5 \times (0,1)^2 = 0,1013 \cdot 10^4 \text{ N}$$

La force résultante (dirigée vers l'extérieur) est donnée par :

$$F = F_i - F_a = 1,013 \cdot 10^4 - 0,1013 \cdot 10^4 = 9117 \text{ N}$$

Remarque :

La différence $P_i - P_a$ est appelée pression de jauge du gaz.

Le manomètre d'une pompe à air donne la pression de jauge.

I.3 L'équation d'Etat des gaz Parfaits

Le concept de gaz parfait constitue un modèle dans lequel on suppose que les molécules du gaz sont des particules ponctuelles sans interactions mutuelles et qui n'entrent jamais en collision. Chaque molécule se déplace en ligne droite jusqu'à ce qu'elle heurte les parois du récipient sur lesquelles elle rebondit.

Ces hypothèses et les lois de Newton permettent de prédire la relation qui lie la pression P , le volume V et la température T du gaz.

$$P V = n R T \quad \text{équation d'Etat des gaz parfaits}$$

n est le nombre de moles de gaz

R la constante des gaz parfaits

$$R = 8,314 \text{ J mole}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

▪ si $T = \text{constante} \rightarrow P V = \text{constante}$ c'est la loi de Boyle

▪ si $P = \text{constante} \rightarrow \frac{V}{T} = \text{constante}$ c'est la loi de Charles

Tous les gaz réels suffisamment raréfiés satisfont à l'équation d'Etat des gaz parfaits.

L'équation d'Etat des gaz parfaits constitue une bonne approximation du comportement des gaz réels à des pressions et des températures modérées.

I .4 Mélanges de gaz

Dans de nombreuses situations, nous avons affaire à des mélanges de gaz.

Exemple :

Une mole d'air sec contient :

0,78 mole d'azote (N_2)

0,21 mole d'oxygène (O_2)

0,009 mole d'argon (Ar)

0,0004 mole de gaz carbonique (CO_2)

Et des traces de plusieurs autres gaz.

Ces proportions restent constantes jusqu'à une altitude de 80 Km.

Soit un volume V d'air à la température T contenant $n(O_2)$ moles d'oxygène et $n(N_2)$ moles d'azote.

$P(O_2)$: pression partielle de O_2

$P(N_2)$: pression partielle de N_2

On a : $P(O_2) \cdot V = n(O_2) \cdot RT$ (1)

$$P(O_2) \cdot V = n(N_2) \cdot RT \quad (2)$$

La pression P totale (si on néglige la présence des autres gaz en petites quantités) de l'air est :

$$P = P(O_2) + P(N_2)$$

$$(1) + (2) \rightarrow P \cdot V = n RT \quad \text{avec } n = n(O_2) + n(N_2) : \text{nombre de moles dans l'air}$$

Exemple :

Quelles sont les pressions partielles de l'oxygène au niveau de la mer et à une altitude de 7000 mètres où la pression de l'air vaut 0,45 atm ?

$$P(O_2) \cdot V = n(O_2) RT$$

Divisons cette expression par $PV = n R T$

$$\rightarrow P(O_2)/P = n(O_2)/n = 0,21/1 = 0,21$$

▪ au niveau de la mer $P=1\text{atm}$; $h=0$ $\rightarrow P(O_2) = 0,21 \times P = 0,21 \text{ atm}$

▪ à 7000 m d'altitude $P= 0,45 \text{ atm}$ $\rightarrow P(O_2) = 0,21 \times 0,45 = 0,096 \text{ atm} \approx 0,21\text{atm} / 2$

Application

$P(O_2)$ et $P(N_2)$ changent chaque fois que la pression de l'air est modifiée.

Cas du plongeur : la pression de l'eau augmente rapidement au fur et à mesure que le plongeur descend. Or les pressions à l'intérieur et à l'extérieur du corps humain doivent être égales. La pression de l'air inhalé par le plongeur augmente aussi. Donc les pressions partielles de O_2 et de N_2 dans les poumons du plongeur augmentent aussi.

L'augmentation de la pression de N_2 peut créer des problèmes car sa solubilité dans le sang et dans les tissus est beaucoup plus grande que celle de O_2 .

Exemple :

A 10,3 m de fond la pression $P = 2 \text{ atm} \rightarrow P(\text{O}_2)$ et $P(\text{N}_2)$ sont deux fois plus grands, respirer de l'air à $P = 2 \text{ atm} \rightarrow$ quantité de N_2 dans les tissus et dans le sang augmentera et atteindra un niveau 2 fois plus grand que la normale.

Si le plongeur remonte trop rapidement à la surface, $P(\text{N}_2)$ extérieure diminue et l'excès de N_2 dans le corps a tendance à se libérer mais ne pouvant être évacué rapidement, il forme des bulles dans les tissus et dans le flux sanguin. Le plongeur est atteint d'un malaise grave appelé malaise des caissons.

Pour éviter ce problème la remontée doit être lente et la décompression progressive.

I. 5 Température et énergies moléculaires

Le modèle théoriquement des gaz qui fournit l'équation d'état des gaz parfaits : $PV = n R T$ considère les molécules comme des particules qui n'entrent jamais en collision entre elles mais qui, par contre, rebondissent sur les parois du récipient.

Les collisions sont supposées élastiques.

$\Rightarrow$ les molécules ne perdent pas d'énergie lorsqu'elles changent de direction.

La modification de la direction $\Rightarrow$ quantité de mouvement des molécules varie.

$\Rightarrow$ Existence d'une force de réaction exercée par les molécules sur les parois.

La pression du gaz est la force moyenne par unité de surface exercée par les molécules sur les parois.

On montre que le produit PV est relié à l'énergie cinétique moyenne $(K)_{\text{moy}}$ des molécules par la relation :

$$PV = \frac{2}{3} n N_A (K)_{\text{moy}}$$

n = nombre de moles du gaz

A = le nombre d'Avogadro = $6.02 \cdot 10^{23}$ molécules mole⁻¹

$$\langle K \rangle_{\text{moy}} = \frac{m}{2} \langle v^2 \rangle_{\text{moy}}$$

m = masse de la molécule

v = vitesse de la molécule

$\langle v^2 \rangle_{\text{moy}}$ est la valeur moyenne de v^2

en comparant $PV = \frac{2}{3} n N_A \langle K \rangle_{\text{moy}}$

à $PV = n RT$

on a: $n RT = \frac{2}{3} n N_A \langle K \rangle_{\text{moy}}$

Donc l'énergie cinétique moyenne des molécules est reliée à la température en Kelvin par :

$$\langle K \rangle_{\text{moy}} = \frac{3}{2} (R / N_A) T$$

$R / N_A = k_B =$ constante de Boltzmann

$$k_B = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$$

$$\langle K \rangle_{\text{moy}} = \frac{3}{2} k_B T$$

Connaissant la température on peut évaluer directement l'énergie disponible dans un système.

La racine carrée de la moyenne du carré de la vitesse est appelée vitesse quadratique moyenne.

$$v_{\text{qm}} = \sqrt{\langle v^2 \rangle_{\text{moy}}} = \sqrt{\frac{2 \langle K \rangle_{\text{moy}}}{m}} = \sqrt{\frac{3 k_B T}{m}}$$

On peut considérer v_{qm} comme la vitesse typique d'une molécule de gaz.

Exemple :

Calculer l'énergie cinétique moyenne d'une molécule d'hydrogène à 27°C. Que vaut sa vitesse quadratique moyenne ?

On donne : masse atomique de H = 1.008 uma

$$1 \text{ uma} = 1.660 \times 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$(K)_{\text{moy}} = \frac{3}{2} k_B T = \frac{3}{2} 1,38 \cdot 10^{-23} \times 300 = 6,2110^{-21} \text{ J}$$

$$m_{\text{H}_2} = 2 \times 1,008 \times 1,660 \cdot 10^{-27} = 3,35 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$V_{\text{qm}} = \sqrt{\frac{2(K)_{\text{moy}}}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 6,21 \cdot 10^{-21}}{3,35 \cdot 10^{-27}}} = 1930 \text{ m.s}^{-1}$$

Remarque : $(K)_{\text{moy}}$ doit être interprété comme représentant uniquement l'énergie cinétique de translation d'une molécule.

I.6 Chaleur

I.6.1 Notion de chaleur

Lorsqu'on place un corps porté à une certaine température au contact d'un autre corps à température plus élevée, un transfert d'énergie **Q** se produit du corps le plus chaud vers le corps le plus froid jusqu'à égalisation des températures des 2 corps.

I.6.1.1 Capacité calorifique

Le rapport de la quantité de chaleur **Q** à la variation de la température ΔT est appelé capacité calorifique **C**

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

Unité de C : Joule / Kelvin ou J.K⁻¹

C est la chaleur nécessaire pour élever ou diminuer de 1°C (1K) la température du corps considéré.

I.6.1.2 Capacité thermique massique ou chaleur spécifique

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

Unité : J Kg⁻¹ K⁻¹

c est la chaleur nécessaire pour élever de 1°C (1K) la température de 1Kg du corps considéré.

Relation entre C, c et Q

$$C = m.c$$

$$Q = C.\Delta T = m.c. \Delta T$$

Exemple 1 : un réservoir d'eau chaude contient 160 Kg d'eau à 20°C.

a) Calculer la quantité d'énergie nécessaire pour élever la température de l'eau jusqu'à 60°C.

b) Le temps que cela prendra si le réservoir est alimenté par un système de puissance 5 KW. La chaleur spécifique de l'eau est :

$$C = 4200 \text{ J Kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\text{a/ } \Delta T = 60^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C} = 40^\circ\text{C ou } 40\text{K}$$

$$Q = c m \Delta T = 4200 \times 160 \times 40 = 26.880.000 \text{ J}$$

$$Q \approx 27 \text{ MJ}$$

$$\text{b) Puissance} = \frac{\text{Energie}}{\text{Temps}}$$

$$\Rightarrow \text{Temps} = \frac{\text{Energie}}{\text{Puissance}} = \frac{26.880}{5} = 5570\text{S} = 93\text{min}$$

Exemple 2 : une bouilloire électrique de puissance 2,5 KW contient 1,6 Kg d'eau à 20°C.

La bouilloire met 2 minutes pour chauffer l'eau de 20°C à 60°C.

Calculer la capacité calorifique et la chaleur spécifique de la bouilloire pleine d'eau.

$$Q = 2500 \times 2 \times 60 = 300 \text{ KJ}$$

$$C = \frac{Q}{\Delta T} = \frac{300.000}{40} = 300 \text{ JK}^{-1}$$

$$c = \frac{Q}{m\Delta T} = \frac{300.000}{1,6 \times 40} = 4700 \text{ J Kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

I.6.2 Chaleur latente

Un iceberg peut survivre plusieurs semaines dans la mer avant de fondre complètement. Le temps mis pour que l'eau bouillante se transforme en vapeur est beaucoup plus long que celui mis pour que l'eau froide bout dans une bouilloire.

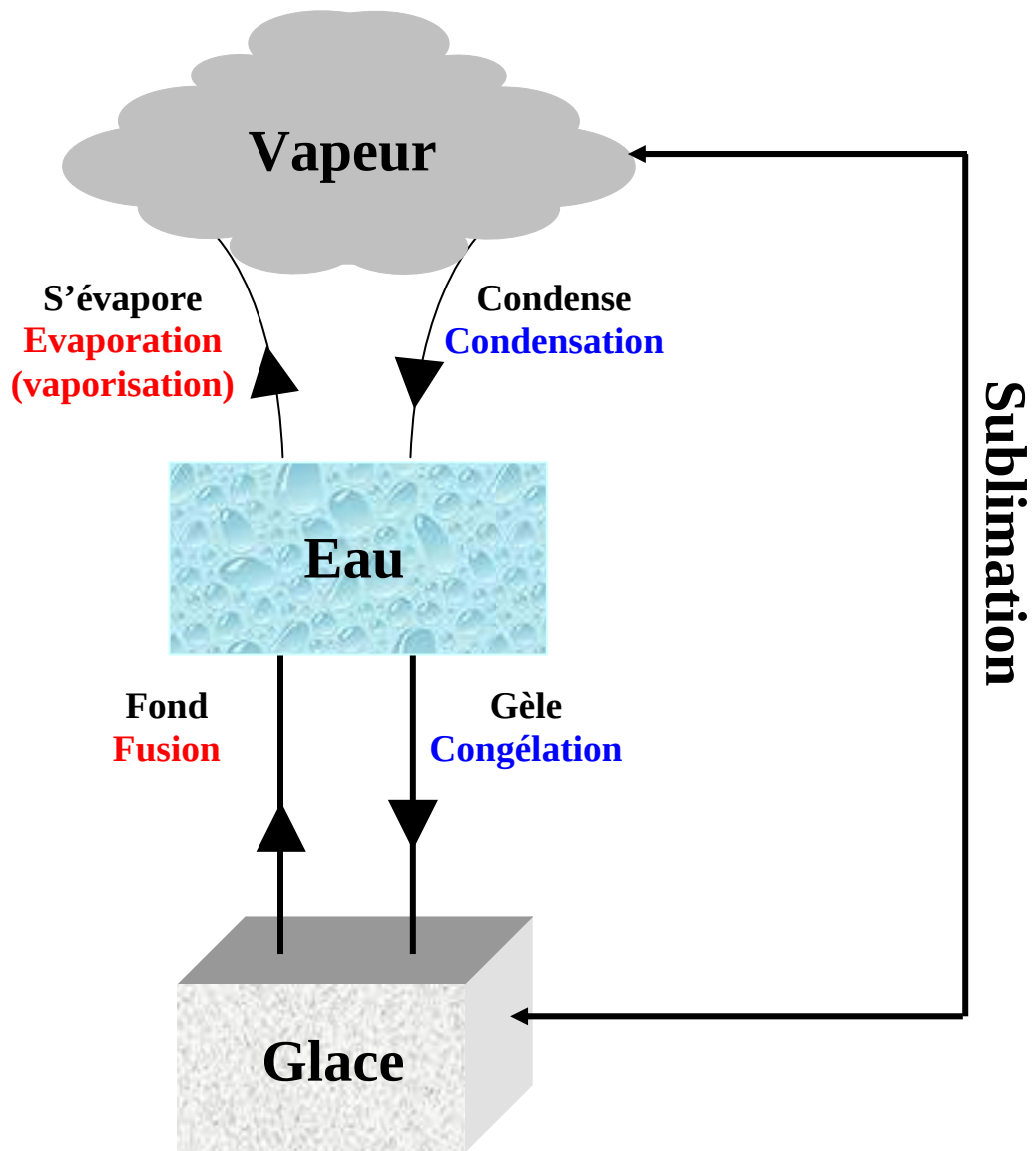
Ces exemples montrent qu'il faut beaucoup de chaleur pour transformer la glace en eau et l'eau en vapeur.

Cette quantité de chaleur qui permet de changer l'état d'un corps est appelée chaleur latente.

Chaleur latente signifie chaleur dissimulée.

La chaleur qui change la glace en eau est dissimulée dans le sens où quand la glace fond sa température reste constante.

La chaleur latente **change l'état d'un corps sans qu'il y ait variation de sa température.**



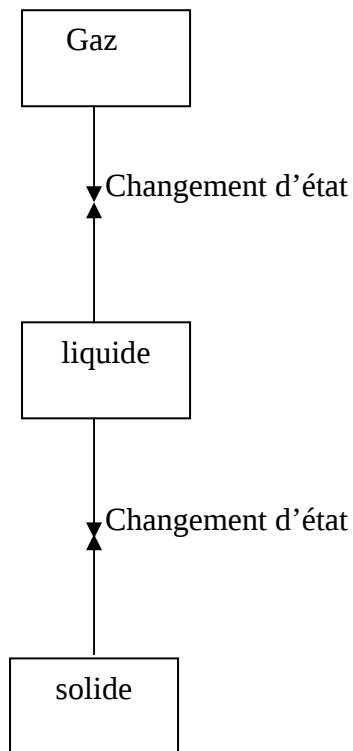
Changement d'état de l'eau

Ex : givre sur les plantes et sur le sol.

Les vapeurs d'eau de l'air se transforment directement en cristaux de glace.

Etat de la matière

chaleur latente impliquée

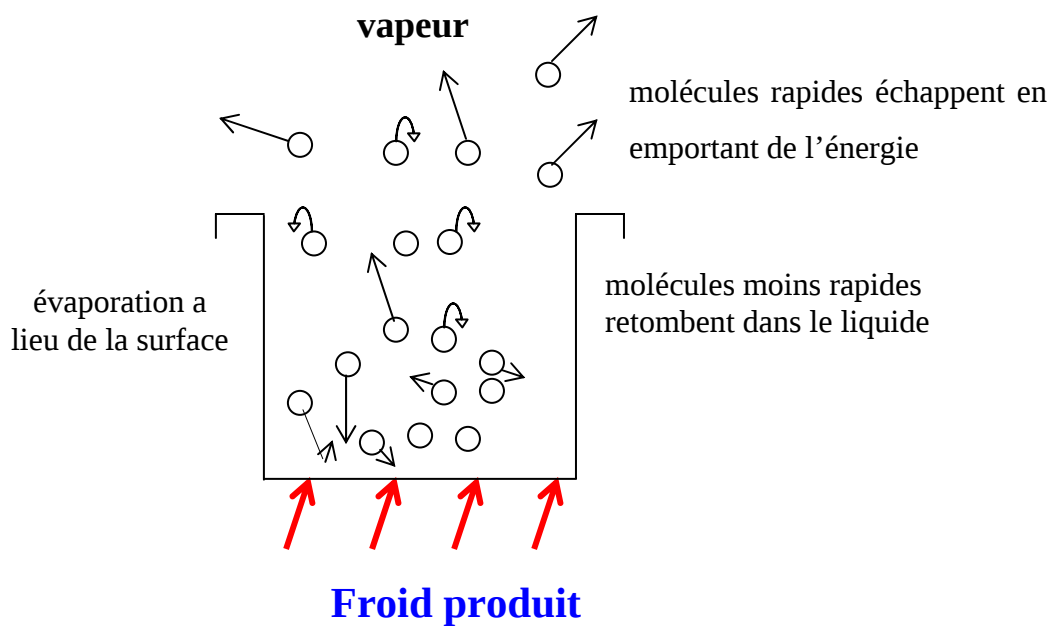


**chaleur latente d'évaporation
(vaporisation)**

chaleur latente de fusion

Remarque importante

L'évaporation nécessite un apport de chaleur et produit du froid.



La chaleur latente d'évaporation d'un liquide est l'énergie qu'il faut fournir aux molécules pour leur permettre de s'échapper de la surface du liquide.

Lorsque cette énergie est prise de l'environnement il y a production du froid.

Ex : la réfrigération.

I.6.2.1 Chaleur latente et chaleur latente spécifique

La chaleur latente L d'un corps est l'énergie thermique nécessaire pour le faire changer d'état sans aucun changement de température.

Chaleur latente = énergie thermique

$$L = Q \text{ en Joules}$$

La chaleur latente spécifique l d'un corps est l'énergie nécessaire pour faire changer d'état 1 Kg du corps sans aucun changement de température.

$$\text{chaleur latente spécifique} = \frac{\text{énergiethermique}}{\text{masse}}$$

$$L = \frac{Q}{m} \text{ en J.Kg}^{-1}$$

Résumé

Deux formules pour l'énergie thermique

$$Q = c.m .\Delta T$$

Cet apport d'énergie change la température du corps de ΔT

$$Q = l.m$$

Cet apport d'énergie change l'état du corps mais pas sa température.