

Physique Générale C
Semestre d'automne (11P090)
Notes du cours basées sur le livre
Physique
de Eugene Hecht, éditions De Boeck

Chapitre 21

Enseignante:
Anna Sfyrla

Assistant(e)s:
Mireille Conrad
Tim Gazdic
Jean-Marie Poumirol
Rebecka Sax
Marco Valente

Bibliographie

- [1] Eugene Hecht, Physique, éditions De Boeck.
- [2] Eugene Hecht, College Physics, Schaum's outlines.
- [3] Randall D. Knight, Physics for Scientists and Engineers, Pearson.
- [4] Yakov Perelman, Oh, la Physique!, Dunod.

Table des matières

21 Énergie thermique et chaleur	1
21.1 Énergie thermique	1
21.1.1 Capacité calorifique massique	4
21.2 Changement de phase	7
21.2.1 Fusion	7
21.2.2 Vaporisation	8
21.2.3 Évaporation	9
21.2.4 Ébullition	10
21.3 Transfert d'énergie thermique	11
21.3.1 Conduction	11
21.3.2 Convection	11
21.3.3 Rayonnement	12

Énergie thermique et chaleur

Ce chapitre est consacré à l'étude de l'énergie interne, de la chaleur et de leurs effets sur le comportement de la matière. Il pose une base pour l'étude de la Thermodynamique, qui sera traitée au prochain chapitre. Nous essaierons de répondre à des questions telles que: qu'est-ce que la chaleur? Quelle est la relation entre la température et la chaleur? Qu'arrive-t-il à la matière lorsqu'on lui fournit ou on lui prend de l'énergie? Comment l'énergie thermique est-elle transférée d'un endroit à un autre? Pour tout être vivant, les processus thermiques ont une importance vitale à chaque moment de sa vie. À un niveau plus grandiose, ces idées sont à la base d'une compréhension plus complète du concept d'énergie, donc d'une compréhension plus profonde des changements qui ont lieu partout dans l'Univers.

21.1 Énergie thermique

Dans un solide les atomes se heurtent constamment les uns aux autres et vibrent en restant au voisinage de leur position d'équilibre. Dans un liquide les positions d'équilibre des atomes se déplacent et chaque atome vibre avec une plus grande amplitude. Dans un gaz les oscillations disparaissent et le mouvement est essentiellement libre, jusqu'à ce que les atomes entrent en collision. *Une grande partie de ce chapitre traite les manifestations macroscopiques de ces mouvements atomiques.*

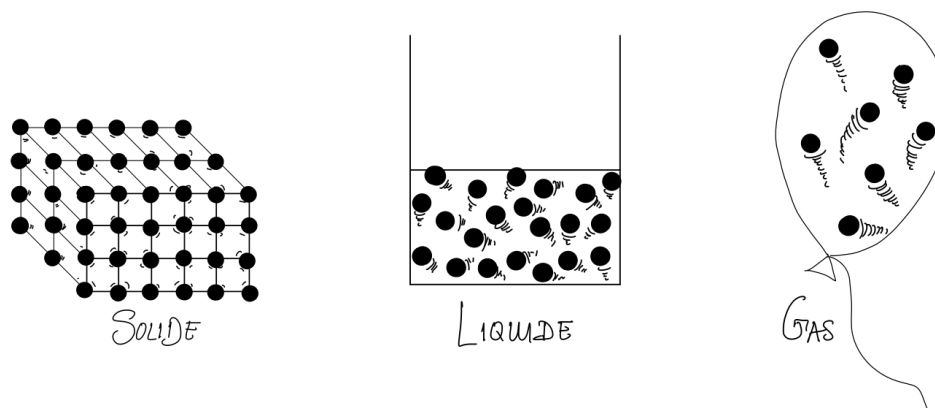


Figure 21.1: Représentation de la structure atomique des solides, liquides et gaz.

Jusqu'au XVII^{ème} siècle, on pensait que la chaleur était une manifestation du mouvement des atomes. Puis arriva une nouvelle théorie, erronée, qui postulait que la chaleur était un fluide indestructible, sans masse, appelé "fluide calorifique". Cette idée a été abandonnée dès le début du XIX^{ème} siècle, mais le nom "calorie" est resté.

Nous avons étudié l'énergie mécanique, qui est associée à un objet qui se déplace ou interagit dans son ensemble avec d'autres objets: c'est une énergie ordonnée qui s'applique à l'ensemble d'un corps. Mais les atomes individuels qui constituent un corps ont chacun un mouvement indépendant à l'intérieur du corps. **L'énergie thermique est l'énergie cinétique désordonnée totale (rotationnelle, translationnelle et vibratoire) associée à un groupe de particules (atomes, ions, électrons,...) qui constituent un corps.**

Si on lance une pomme, elle ne subit aucune variation d'énergie thermique, bien que son énergie cinétique augmente (par rapport à nous): un thermomètre planté dans la pomme n'indique aucune variation de température due à ce mouvement. Tous les atomes de la pomme se déplacent ensemble; c'est un mouvement ordonné. Par contre, si la pomme s'écrase contre un mur, elle se déforme, une partie de son énergie cinétique ordonnée sera transformée en énergie cinétique désordonnée, et son énergie thermique augmentera. L'énergie ordonnée de l'ensemble est devenue de l'énergie désordonnée des constituants.

Variation de l'énergie thermique. Il existe trois mécanismes principaux pour varier l'énergie thermique:

- **Un travail sur un corps:** le remuer, le frotter, le comprimer ou le déformer. Le travail est l'énergie mécanique organisée transférée vers un corps ou soutirée d'un corps au moyen d'une force agissant à distance.
- **Le rayonnement électromagnétique** (lumière visible, infrarouge,...). C'est ce qui arrive quand vous vous chauffez au soleil: l'énergie cinétique moyenne des molécules augmente et la température de votre peau augmente. On peut aussi placer les réactions chimiques dans cette catégorie. C'est aussi le cas des fours à micro-ondes ou des plaques de cuisson à induction.
- **La conduction:** un corps s'échauffe au contact d'un objet de température plus élevée (p.ex. cuiller chauffée dans un thé chaud). La quantité de **chaleur** (Q) est l'énergie thermique transférée par les collisions des particules d'une région de haute température à une région de basse température.

Un corps contient ou emmagasine de l'énergie thermique et non de la chaleur. La chaleur est l'énergie thermique échangée entre deux corps.

Température, énergie thermique et chaleur. Les trois notions, température, énergie thermique et chaleur, sont souvent confondues, même si elles sont des notions bien distinguées.

La **température** T constitue une mesure de l'énergie cinétique moyenne des molécules individuelles. Elle est donc indépendante du nombre total d'atomes présents. Ce type de variable est appelée **variable intensive**; c'est une variable qui caractérise chaque molécule.

L'énergie thermique ou énergie interne U correspond à l'énergie cinétique désordonnée totale de toutes les molécules d'un objet. C'est une **variable extensive**, une variable caractéristique de l'ensemble de molécules. L'énergie interne U n'existe que sous forme

d'énergie cinétique désordonnée de translation. Il résulte alors de la théorie cinétique que l'énergie interne d'un gaz parfait contenant nN_A atomes s'écrit:

$$U = (nN_A)\left(\frac{1}{2}m\overline{v^2}\right) = (nN_A)\frac{3}{2}k_B T = nN_A\frac{3}{2}\frac{R}{N_A}T = \frac{3}{2}nRT$$

Nous voyons alors que U ne dépend que de T .

La **chaleur** consiste en un **transfert d'énergie** (généralement thermique) d'un objet à un autre dû à leur différence de température.

La quantité de chaleur L'unité de chaleur, la calorie, fut définie en 1824 par Nicolas Clément. Elle est définie comme la quantité de chaleur Q nécessaire pour élever la température de 1 g d'eau de 1°C de 14.5°C à 15.5°C . Expérimentalement on trouve que la quantité de chaleur fournie est proportionnelle au changement de température: $Q \propto \Delta T$ et aussi que $Q \propto m$; plus la masse est grande, plus la chaleur requise est grande pour produire la même élévation de température. Cela est vrai pour l'eau ou tout autre corps. Nous avons donc: $Q \propto m \Delta T$.

$$Q = cm\Delta T = cm(T_f - T_i) \quad (21.1)$$

Dans le cas particulier de l'eau, on a exactement $c = 1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}(\text{C}^\circ)^{-1}$

La calorie est une quantité de chaleur très petite. On utilise surtout la kilocalorie (kcal), parfois appelée grande calorie (1 kcal = 1 Cal = 1000 cal) qui est d'ailleurs celle définie originellement par Clément.

Exemple 21.1.1. L'équivalent d'un verre d'eau (270 g de liquide) à 20°C reçoit 1000 cal d'un réchaud. Sous l'hypothèse que toute l'énergie soit transférée à l'eau sans perte, quelle est la température finale du liquide?

Solution On utilise l'équation 21.1. Pour la différence de température, on peut utiliser indifféremment des degrés Centigrades ou Kelvins. Alors:

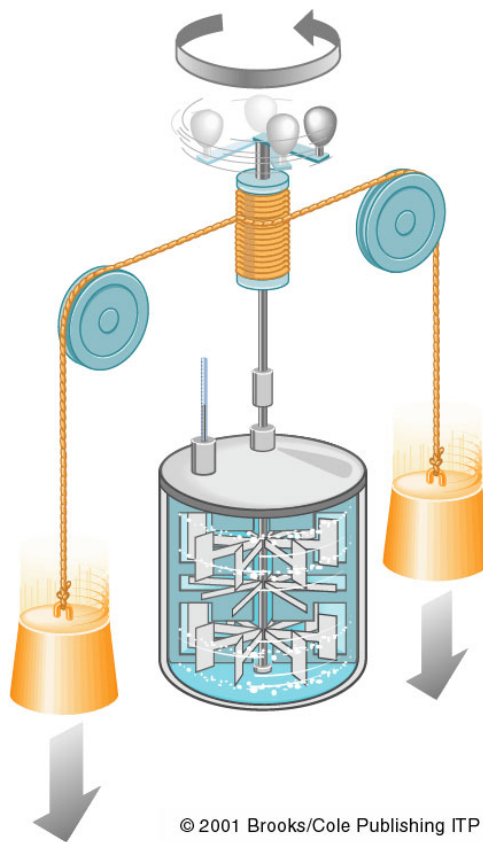
$$Q = cm\Delta T = cm(T_f - T_i) \Rightarrow T_f = \frac{Q}{cm} + cmT_i = 23.7^\circ\text{C}$$

Équivalent mécanique de la chaleur Il fallu attendre le XIX^{ème} siècle pour se rendre compte de l'équivalence chaleur - énergie. On s'en rendit compte en cherchant une réponse à la question suivante: Si la chaleur est une forme d'énergie, comment peut-on convertir des calories en joules? L'équivalent mécanique de la chaleur fut déterminé expérimentalement en 1850 par J.P.Joule:

$$4.186 \text{ J} = 1 \text{ cal} \quad \text{ou} \quad 1 \text{ kcal} = 4186 \text{ J}$$

Joule réalisa l'expérience démontrée sur la figure 21.2: Les deux poids font tourner les palettes en tombant. L'énergie potentielle gravitationnelle est transformée en énergie cinétique des palettes qui se transforme en énergie cinétique de l'eau qui finit par se réchauffer dans l'enceinte isolée. En comparant le travail effectué par les poids à l'énergie thermique fournie à l'eau, Joule conclut qu'un travail de 4.186 J était l'équivalent de 1 cal. Autrement dit, *on peut augmenter la température de 1 kg d'eau de 1 Kelvin en lui apportant une énergie (chaleur) de 4186 Joules (1 kg chutant de 427 m).*

Figure 21.2: Dispositif de Joule pour déterminer l'équivalent mécanique de la chaleur. En tombant, les poids font tourner les palettes, ce qui accroît la température de l'eau. L'énergie potentielle gravitationnelle est transformée en énergie cinétique des palettes puis de l'eau. Cette énergie cinétique finit par être transformée en énergie thermique dans l'enceinte isolée.



21.1.1 Capacité calorifique massique

Chaque substance subit une variation de température spécifique en recevant une quantité déterminée de chaleur. Si à une quantité donnée d'eau froide à 5°C vous ajoutez la même quantité d'eau à 95°C , le mélange se stabilise à une température de 50°C . Les deux masses subissent un changement de température égal car on mélange des quantités égales d'une même substance.

La chaleur échangée par le système 1 initialement chaud est:

$$Q_1 = cm_1(T_{f1} - T_{i1}) \text{ avec } T_{i1} > T_{f1}, \text{ donc } Q_1 < 0.$$

La chaleur échangée par le système 2 initialement froid est:

$$Q_2 = cm_2(T_{f2} - T_{i2}) \text{ avec } T_{i2} < T_{f2}, \text{ donc } Q_2 > 0.$$

La chaleur reçue par un système est positive; la chaleur perdue est négative.

Les deux systèmes forment un système global que l'on considère comme isolé du reste de l'Univers; leur énergie totale doit rester inchangée. L'énergie perdue par l'un est reçue par l'autre; les quantités de chaleurs échangées sont donc égales, en valeurs absolues et de signes contraires: $-Q_1 = Q_2$. Comme $m_1 = m_2$, nous déduisons que $-c(T_{f1} - 95^{\circ}\text{C}) = c(T_{f2} - 5^{\circ}\text{C})$. À l'équilibre alors:

$$T_{f1} = T_{f2} = T_f = (95^{\circ}\text{C} + 5^{\circ}\text{C})/2 = 50^{\circ}\text{C}$$

Lorsque les diverses parties d'un système isolé se trouvent à des températures différentes, la chaleur se transmet de la plus chaude à la plus froide. Aucune énergie ne peut s'en échapper, donc la quantité de chaleur perdue par une partie du système est entièrement récupérée par une autre: *chaleur perdue = chaleur récupérée*.

Le changement de température pour une absorption de quantité de chaleur déterminée diffère d'une substance à l'autre. On peut écrire la même expression que pour l'eau, soit $Q = mc\Delta T$ où c est la **capacité calorifique massique** de la substance considérée exprimée en $(\text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$ ou $(\text{cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$.

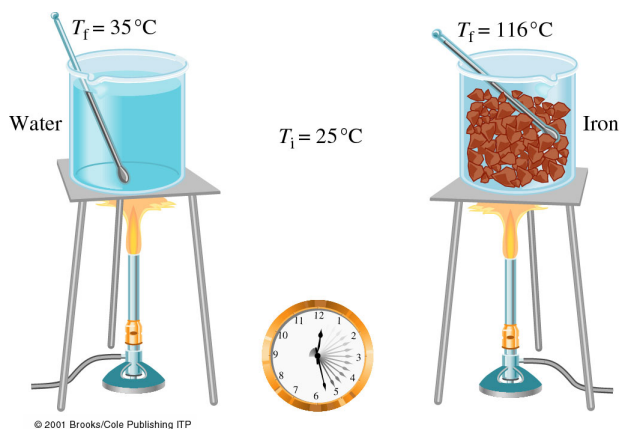
Plaçons une masse égale d'eau et de fer à température égale ($T_i = 25^\circ\text{C}$) sur un même brûleur (figure 21.3). Ajoutant la même quantité de chaleur Q aux deux récipients, on observe une augmentation différente de température, ΔT :

$$\Delta T_{Fe} = T_{Fe}^f - T_{Fe}^i = Q/mc_{Fe}$$

$$\Delta T_{eau} = T_{eau}^f - T_{eau}^i = Q/mc_{eau}$$

Les températures finales ne sont pas les mêmes car $c_{Fe} = 0.11 \text{ kcal}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C})$ et $c_{eau} = 1.0 \text{ kcal}/(\text{kg} \cdot ^\circ\text{C})$, alors $c_{eau} \sim 9c_{Fe}$. Ce qui veut dire que pour un même apport de chaleur Q , l'eau monte à une température ~ 9 fois moins élevée que le fer.

Figure 21.3: Considérons une quantité d'eau et une masse égale de fer, disons à 25°C . Si une quantité égale de chaleur est transférée aux deux masses, la température du fer augmente 9.1 fois plus que celle de l'eau. Si la température de l'eau s'élève jusqu'à 35°C , la même masse de fer s'élève jusqu'à 116°C .



Matériau	c (kcal/(kg·K))
Glace (eau, -5°C)	0.50
Plomb	0.031
Aluminium	0.21
Cuivre	0.093
Fer	0.11
Mercure	0.033
Eau	1
Helium	1.237
Vapeur d'eau (110°C)	0.481
Air (100°C)	0.24

Tableau 21.1: Capacité calorifique massique de certaines substances

Le tableau 21.1 donne des capacités calorifiques massiques pour certains matériaux. L'eau possède une des capacités calorifiques les plus élevées. Par conséquent l'eau chauffe

lentement et se refroidit lentement, environ 4-5 fois plus lentement que la croûte terrestre; ce qui rend, par exemple, le climat maritime plus clément que le climat continental.

Exemple 21.1.2. On verse 200 cm^3 de thé à 95°C dans une tasse en verre de 300 g initialement à 25°C . Déterminez la température finale T de ce système lorsqu'il atteint l'équilibre en supposant qu'aucune chaleur ne s'échappe du système. $c_{\text{tasse}} = 0.20 \text{ kcal}/(\text{kg}\cdot^\circ\text{C})$

Solution La chaleur perdue par le thé vaut:

$$\Delta Q_1 = m_{\text{thé}}c_{\text{thé}}(T - 95^\circ\text{C}) \quad (< 0)$$

La chaleur récupérée par le thé vaut:

$$\Delta Q_2 = m_{\text{thé}}c_{\text{thé}}(T - 25^\circ\text{C}) \quad (> 0)$$

Comme $\Delta Q_1 + \Delta Q_2 = 0$:

$$m_{\text{thé}}c_{\text{thé}}(T - 95^\circ\text{C}) + m_{\text{thé}}c_{\text{thé}}(T - 25^\circ\text{C}) = 0$$

d'où le seule inconnu est T . On trouve alors: $T = 79^\circ\text{C}$, une valeur comprise entre 25°C et 95°C .

Comment déterminer la capacité calorifique: Le calorimètre Dans toutes les expériences sur les échanges thermiques, on suppose qu'il n'y a aucune perte de chaleur. Pour que cela soit proche de la réalité, on utilise un calorimètre (voir la figure 21.4). C'est un récipient à 2 parois séparées par un vide qui empêche pratiquement tout échange de chaleur avec l'extérieur. On utilise un vase calorimétrique métallique mince, de faible capacité calorifique et de petite masse pour contenir le liquide. Ce vase change facilement de température mais emmagasine très peu d'énergie thermique. Tout comme la feuille d'aluminium qu'on utilise pour la cuisson. Pour déterminer la capacité calorifique d'un échantillon, on le porte à une température donnée puis on le plonge dans l'eau du calorimètre. On déduit la capacité calorifique c à partir de l'élévation de température.

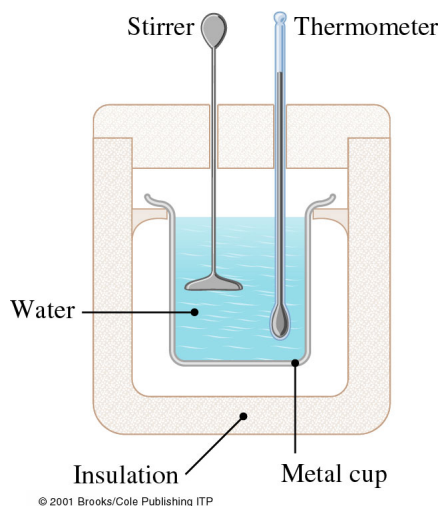


Figure 21.4: Calorimètre à eau.

Exemple 21.1.3. Un calorimètre formé d'un vase calorimétrique en cuivre de masse 150 g contenant 500 g d'eau, est à une température de 20.0°C. Un bloc solide, de 225g d'une substance non identifiée à 508°C, est plongé dans l'eau et on couvre le dispositif. Après quelques minutes, le système atteint une température constante de 40.0°C. Déterminer la capacité calorifique massique du bloc.

Solution La variation de température est la même en degrés centigrades qu'en kelvins. La chaleur cédée par l'échantillon est égale en valeur absolue à la chaleur reçue par l'eau et le vase: $-Q_b = Q_{eau} + Q_{Cu}$, d'où on prend:

$$-m_b c_b \Delta T_b = m_{eau} c_{eau} \Delta T_{eau} + m_{Cu} c_{Cu} \Delta T_{Cu}$$

où le seul inconnu est c_b . Faisant les calculs on trouve: $c_b = 409 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$

Capacité calorifique et point de vue atomique

La différence de capacité calorifique entre les matériaux divers, l'eau et le fer, par exemple, a été initialement expliquée en supposant simplement que l'eau a plu d'espace entre ses atomes que le fer. L'explication moderne est un peu plus subtile et elle fait intervenir la structure des molécules et leurs interactions. En gros, une fois la chaleur est entrée dans le corps, elle se répartit parmi ses molécules. Plus les molécules sont nombreuses, moindre sera l'augmentation de l'énergie thermique par molécule. En fait, *le produit de la capacité calorifique massique et de la masse atomique est approximativement le même pour tous les solides* (loi de Dulong et Petit). La masse atomique d'un élément correspond numériquement au nombre de grammes dans une mole. Le produit de la multiplication (exprimé en J/(mole·K)) est appelé *capacité calorifique molaire*, C . Par analogie avec les équations donnant la chaleur calorifique massique ($Q = mc\Delta T$) la quantité de chaleur nécessaire pour élever de ΔT degrés n moles de gaz est $Q = n C \Delta T$. La capacité calorifique dépend des conditions dans lesquelles un transfert de chaleur a lieu (en volume constant ou en pression constante, par exemple, comme on verra dans le chapitre prochain). On distingue alors les deux cas: quand le transfert d'énergie se fait en volume constant, $Q_V = n C_V \Delta T$ et quand le transfert se fait à pression constante, $Q_P = n C_P \Delta T$.

21.2 Changement de phase

Le transfert de chaleur vers ou à partir d'un échantillon peut le modifier de plusieurs manières. Il peut modifier sa température mais aussi son état (liquide, solide ou gazeux). On parle dans ce dernier cas de *changement de phase*.

21.2.1 Fusion

La **fusion** est la transformation d'un solide en liquide par addition d'énergie thermique. Il a été établi expérimentalement que lorsqu'un solide est chauffé jusqu'à son point de fusion, l'addition continue et lente de chaleur à la matière provoque sa liquéfaction progressive à température constante. C'est seulement après la fusion complète, que la température

recommence à monter. La quantité de chaleur nécessaire pour faire passer 1 kg de substance de l'état solide à l'état liquide à son point de fusion est la **chaleur latente de fusion** L_f qui s'exprime en énergie par unité de masse (J/kg):

$$Q = \pm L_f m$$

avec $Q \geq 0$ pour la fusion (où on doit apporter de la chaleur) et $Q \leq 0$ lors de la solidification.

Au point de fusion, la chaleur latente n'accroît pas l'énergie cinétique (ni la température) des molécules: elle sert à surmonter l'énergie potentielle due aux forces intermoléculaires. L'énergie associée à la chaleur latente libère les molécules des liaisons rigides de l'état solide, leur permettant de s'éloigner légèrement les unes des autres; une substance qui dégèle refroidit son voisinage et une substance qui gèle cède de la chaleur à l'environnement.

Exemple 21.2.1. Un récipient contenant 0.250 kg d'eau à 20°C est placé dans le compartiment de congélation d'un réfrigérateur. Quelle est la chaleur qu'il faut retirer de l'eau pour la transformer en glace à 0°C? La chaleur latente de fusion de la glace est $L_f = 334$ kJ/kg.

Solution Il faut extraire une quantité de chaleur permettant à l'eau de se refroidir de 20°C à 0°C, puis de se solidifier:

$$Q = c_{eau} m_{eau} (T_{eau}^f - T_{eau}^i) + (-m_{eau} L_f)$$

d'où on peut calculer:

$$Q = (4.2 \text{ kJ}/(\text{kg} \cdot \text{K})) (0.25 \text{ kg}) (0^\circ\text{C} - 20^\circ\text{C}) + (-0.25 \text{ kg}) (334 \text{ kJ}/\text{kg}) \Rightarrow Q = -104.5 \text{ kJ}$$

Le signe négatif indique qu'on doit extraire cette énergie.

21.2.2 Vaporisation

La **vaporisation** est la transformation d'un liquide en gaz. Le produit résultant est appelé vapeur et se comporte radicalement différemment des gaz parfaits. Comme dans le cas de la fusion, on doit fournir de l'énergie aux molécules pour les libérer de la cohésion de l'état liquide. La vaporisation est même un changement plus important qui nécessite une plus grande quantité d'énergie. On définit la **chaleur latente de vaporisation** L_v comme la quantité d'énergie thermique nécessaire pour transformer en vapeur 1 kg d'un liquide à température constante, ou bien la quantité d'énergie thermique qu'il faut extraire de 1 kg de vapeur pour la condenser à température constante. Cette température est habituellement le *point d'ébullition*.

$$Q = \pm L_v m$$

La chaleur latente de vaporisation diminue quand la température augmente, par exemple pour l'eau à 33°C, elle vaut 2.42×10^3 kJ / kg et pour l'eau à 100°C elle vaut 2.25×10^3 kJ / kg. Notez que $L_v > L_f$.

En résumant les phénomènes de la fusion et de la vaporisation de l'eau, y compris leurs chaleurs latentes, le diagramme de la température en fonction de la chaleur apportée à une masse m de glace est montré sur la figure 21.5.

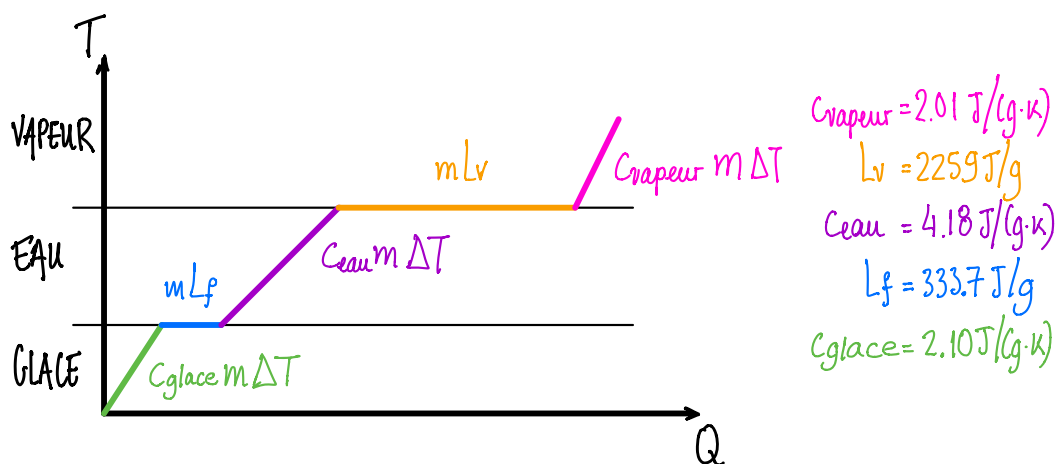


Figure 21.5: Une masse m de glace soumise à un flux de chaleur constant va passer par les phases suivantes: la glace va chauffer (consommant $Q = c_{\text{glace}} m \Delta T$), la glace va fondre (consommant $Q = m L_f$ jusqu'à la fusion complète), l'eau va chauffer ($Q = c_{\text{eau}} m \Delta T$), l'eau va s'évaporer ($Q = m L_v$ jusqu'à l'évaporation complète) et la vapeur va finalement chauffer ($Q = c_{\text{vapeur}} m \Delta T$). Le diagramme de la température en fonction de la chaleur apportée à la masse m est montré sur cette figure.

21.2.3 Évaporation

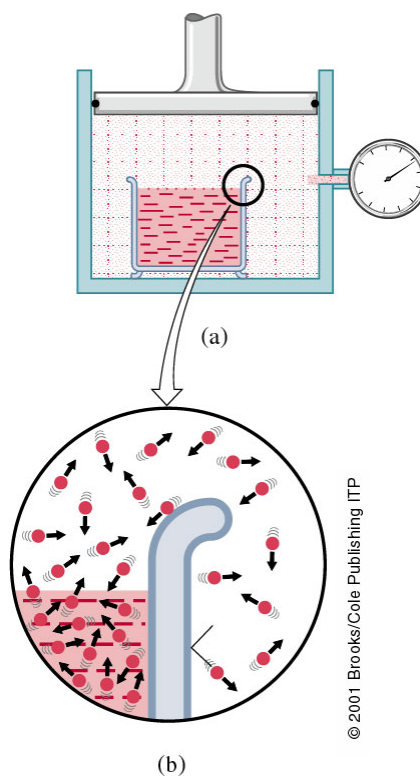
Le changement d'un liquide en vapeur à une température inférieure au point d'ébullition, qui se produit continuellement à la surface libre des liquides (c'est-à-dire la surface qui n'est pas en contact avec un solide ou un autre liquide) est appelée **évaporation**.

Un liquide se compose d'un grand nombre de molécules en agitation permanente avec une distribution d'énergie cinétique qui ressemble à celle d'un gaz. Seules les molécules ayant une énergie cinétique supérieure à une certaine valeur peuvent s'échapper du liquide et passer à l'état gazeux. Certaines molécules le quittent, d'autres retournent au liquide (voir figure 21.6). Le nombre de molécules passées à l'état de vapeur s'accroît pendant un certain temps jusqu'à ce que la quantité de molécules qui retournent à l'état liquide soit égale à la quantité de molécules qui s'en échappent dans un intervalle de temps donné. Il se crée ainsi un équilibre: **l'espace est saturé**.

La pression qui s'exerce au-dessus du liquide dépend de la température et s'appelle **pression de vapeur saturée**. Tant que la pression de vapeur au-dessus du liquide est inférieure à la pression de vapeur saturée à cette température, l'évaporation continue.

La pression de vapeur saturée d'un liquide augmente avec la température. Par exemple, à 0°C la pression de vapeur saturée est de $6.11 \times 10^2 \text{ Pa}$, à 100°C elle est de $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$ et à 150°C elle est de $4.76 \times 10^5 \text{ Pa}$. D'après la théorie cinétique, le nombre des particules énergétiques augmente avec la température: plus la température s'élève, plus l'évaporation s'accélère. Si les molécules les plus rapides quittent le liquide, la vitesse moyenne de celles qui restent diminue, entraînant un abaissement de la température du liquide. **L'évaporation constitue donc un processus de refroidissement**. Par exemple, c'est le principe de la transpiration qui régule la température corporelle.

Figure 21.6: (a) Un liquide en équilibre avec sa vapeur à pression constante. (b) À cet équilibre, il y a en moyenne autant de molécules qui quittent le liquide que de molécules qui quittent la vapeur pour revenir au liquide par la surface libre.



© 2001 Brooks/Cole Publishing ITP

21.2.4 Ébullition

L'évaporation a lieu par la surface libre d'un liquide à toute température; mais dans certaines circonstances, elle peut survenir aussi au sein même du liquide. Comme la vapeur engendrée au sein du liquide a une densité beaucoup plus faible que le liquide qui l'entoure, elle pousse le liquide tout autour, créant une petite sphère gazeuse sous pression hydrostatique. La formation de ces bulles signale le début d'un processus familier appelé **ébullition**.

L'ébullition peut se décrire comme suit: Lorsqu'un liquide approche son point d'ébullition, de petites bulles tendent à s'y former; elles dénotent le passage de l'état liquide à l'état vapeur. Toutefois, tant que la pression de vapeur à l'intérieur des bulles reste inférieure à celle de l'extérieur, elles sont immédiatement écrasées. À mesure que la température s'élève, leur pression de vapeur devient peu à peu égale et même supérieure à la pression ambiante et au lieu de disparaître, elles grossissent et montent à la surface marquant le début de l'ébullition; la pression de vapeur d'eau qui est de 0.006 atm à 0°C s'élève à 0.2 atm à 60°C et atteint 1atm à 100°C.

Si de la chaleur est continuellement fournie à l'eau, elle continue à bouillir et si on augmente le feu sous la casserole, on augmente la vitesse de vaporisation, sans changer la température de l'eau.

Le point d'ébullition dépend, de façon évidente, de la pression extérieure. L'eau bout à plus basse température en altitude parce que la pression atmosphérique est moins élevée. Au sommet de l'Everest (8850 m) la pression atmosphérique vaut 1/3 de ce qu'elle est au niveau de la mer et l'eau bout à environ 70°C. Par conséquent la cuisson à l'eau exige plus de temps dans ces régions.

On utilise le processus inverse dans l'autocuiseur: la vapeur dégagée s'accumule au-

dessus du liquide dans l'autocuiseur fermé et la pression augmente ainsi que la température d'ébullition de l'eau. Le point d'ébullition de l'eau pour une pression de 2 atm est à 121°C. La vitesse des réactions chimiques double à chaque augmentation de 10°C au-delà de 100°C. L'autocuiseur permet ainsi de diminuer le temps de cuisson de manière significative.

21.3 Transfert d'énergie thermique

Un corps peut échanger de l'énergie thermique avec l'environnement de trois façons: conduction, convection et rayonnement.

21.3.1 Conduction

Lorsqu'on plonge une cuiller dans une tasse de café chaud, la partie exposée à l'air se réchauffe assez rapidement même si elle n'est pas directement en contact avec la source chaude. Il y a conduction de chaleur de l'extrémité chaude vers l'extrémité froide. La conduction de chaleur est le résultat de collisions. Un groupe d'atomes d'énergie thermique élevée transmet de l'énergie cinétique aléatoire à un groupe d'atomes voisins de plus basse énergie thermique. La conduction ne se produit que lorsqu'il y a un écart de température.

Le flux d'énergie ou flux de chaleur H (en J/s ou W) transféré par seconde à travers une surface A d'épaisseur L vaut:

$$H = \frac{\Delta Q}{\Delta t} = -k_T \frac{A}{L} \Delta T = -k_T \frac{A}{L} (T_0 - T_1)$$

où k_T est le *coefficient de conductivité thermique* en W / (m·K). La chaleur s'écoule dans la direction dans laquelle la température décroît ($\Delta T < 0$).

Peu de chaleur est transmise par conduction dans les liquides et les gaz: l'air est l'un des meilleurs isolants (double vitrage, fibres des tissus, neige, ...)

Quand vous vous réveillez le matin et marchez sur le plancher plutôt que le tapis, vous comprenez ce que veut dire conductivité thermique. Le plancher et le tapis sont à la même température, mais vous avez l'impression que le plancher est plus froid que le tapis. Les carreaux du plancher ont une conductivité thermique 10 fois plus grande que celle du tapis et ils enlèvent 10 fois plus de chaleur de vos pieds qui sont à température plus élevée. C'est cette perte de chaleur que vous sentez comme *froid* et non la différence de température.

La formule $H = \frac{\Delta Q}{\Delta t} = -\frac{k_T A}{L} \Delta T$ peut s'écrire sous la forme

$$H = -\frac{1}{R_T} \Delta T$$

où R_T est la **résistance thermique**. Les résistances thermiques d'éléments mis en série ont la propriété intéressante de s'additionner. Ainsi:

$$R_{T_{tot}} = R_{T1} + R_{T2} + R_{T3} + \dots$$

Cette notation permet de comprendre pourquoi le double vitrage est si efficace pour l'isolation thermique.

21.3.2 Convection

Il s'agit d'un mouvement collectif dans un fluide. Lorsqu'une région d'un fluide est chauffée (e.g. l'air autour d'une flamme) sa masse volumique diminue à cause de la dilatation

thermique et ce fluide s'élève (principe d'Archimède). Ce courant de fluide transporte un flux ascendant d'énergie thermique dû par la gravité. C'est le système utilisé dans le chauffage central domestique. Le même effet fait monter les planeurs et les oiseaux. Il est aussi responsable des courants de convection au bord de la mer.

Le flux de chaleur transporté par convection est donné par:

$$H = qA\Delta T$$

où q est la constante de convection en $W/(m^2 \cdot K)$ qui dépend de la forme et de l'orientation de la surface A . Pour une personne nue, $q = 7.1 W/(m^2 \cdot K)$. Les pertes de chaleur par convection sont importantes pour les êtres humains. Une des raisons pour porter des vêtements est d'empêcher les courants de convection de soutirer beaucoup d'énergie thermique du corps par temps froid. C'est pour casser les courants de convection qu'on isole les chaudières et les canalisations d'eau chaude, qu'on ferme les fenêtres et qu'on dort sous les couvertures quand il fait froid. La couverture, à moins qu'elle ne soit électrique ne fournit pas de chaleur: elle réduit vos pertes d'énergie thermique.

21.3.3 Rayonnement

Tous les corps émettent de l'énergie électromagnétique à cause de l'oscillation continue et désordonnée des atomes qui les constituent. Ce rayonnement thermique est caractérisé par une gamme de fréquences continues et large qui résulte des interactions électromagnétiques entre les atomes des solides, des liquides et des gaz (le corps humain émet dans l'infrarouge, invisible pour l'homme). La puissance émise est proportionnelle à T^4 , selon la loi de Stefan-Boltzmann:

$$H_e = \frac{\Delta Q}{\Delta T} = \epsilon \sigma A T^4$$

où σ est une constante, A est l'aire de la surface émettant le rayonnement, T la température en Kelvin et ϵ est le coefficient d'émissivité qui dépend de la nature de la surface ($0 \leq \epsilon \leq 1$).

Les surfaces très noires ont un pouvoir émissif presque égal à 1 tandis que pour celles qui brillent il se rapproche de 0. Pour $\epsilon = 1$, on a un corps noir. La quantité de rayonnement H_e émis par un corps dépend des caractéristiques de sa surface (couleur, texture, etc. . .) et de sa température (à la puissance 4). Un matériau noir et rugueux rayonne beaucoup d'énergie. Un métal poli comme l'argent ou le cuivre placé dans les mêmes conditions rayonne 20 à 30 fois moins. Une surface blanche se situe entre les deux.

Les corps émettent non seulement de l'énergie par rayonnement, mais ils absorbent celle qui provient d'autres corps. La quantité de rayonnement absorbée H_a par un corps dépend des caractéristiques de sa surface et de la nature du rayonnement qu'il reçoit (e.g. longueur d'onde, intensité) qui à son tour dépend de la température de la source. Quand un corps à température T est placé dans un environnement à température T_{env} , la puissance calorifique échangée vaut:

$$H_{net} = H_a - H_e$$

C'est avec la convection, un autre moyen important de perte de chaleur pour le corps humain. Un bon émetteur de rayonnement est aussi un bon absorbant et vice versa. Il en résulte qu'un mauvais absorbant est un bon réflecteur ou un bon transmetteur: il doit évacuer ce qu'il n'absorbe pas.

À discuter. L'effet de serre.

Exercices

Exercice 21.1. Quelle est la quantité de chaleur nécessaire pour transformer, sous pression atmosphérique, 1.0 kg de glace à -10°C en vapeur surchauffée à 110°C ?

Exercice 21.2. Soit une vitre de 0.90 m de largeur, 1.5 m de hauteur et 4.0 mm d'épaisseur. La température extérieure est de -9.0°C et celle de la pièce de 10°C . Quelle est la puissance thermique qui traverse cette vitre ($k_T = 0.84 \text{ W}/(\text{m} \cdot \text{K})$)?

Exercice 21.3. On assimile une fenêtre à une vitre de verre de forme carrée de 90 cm de côté et 2 mm d'épaisseur.

(1) Calculez la résistance thermique de la vitre sachant que la conductivité thermique du verre est $k_T^V = 0.84 \text{ W}/(\text{m} \cdot \text{K})$.

(2) On remplace le simple vitrage par un double vitrage comprenant deux vitres simples séparées par une lame d'air de 2 mm d'épaisseur et de conductivité thermique $k_T^a = 0.023 \text{ W}/(\text{m} \cdot \text{K})$. Calculez la nouvelle résistance thermique. Conclusion?