



ÉCOLE POLYTECHNIQUE
FÉDÉRALE DE LAUSANNE

1 mai 2009
cours de la semaine # 10b



EPFL - LABORATOIRE
D'ASTROPHYSIQUE

Bienvenue au

Cours de physique générale

Physique II pour étudiants de première année
en section de mathématiques

Prof. Georges Meylan

Laboratoire d'astrophysique

Site web du laboratoire et du cours :

<http://lastro.epfl.ch>

Thermodynamique

Chapitre (i)

Volume, masse, température, pression

Quelques références bibliographiques

Alonso & Finn, « Physique générale 1 : mécanique et thermodynamique », Intereditions, Paris

Abbott & Van Ness, « Thermodynamique », cours et problèmes,
Série Schaum, McGraw-Hil

Perez & Romulus, « Thermodynamique », Masson, Paris

Hudson & Nelson, « University Physics »,
Saunders College Publishing, New York

Serway, « Physics for scientists and engineers », Vol. 1,
Saunders College Publishing, Philadelphia

Giancoli, « Physics for scientists and engineers », Vol. 1,
Prentice Hall, Upper Saddle River

Halliday, Resnick & Krane, « Physics », Vol. 1, John Wiley,
New York

Ces chapitres de thermodynamique sont inspirés
des polycopiés des Profs. O. Schneider et J.-J. Meister

thermodynamique

- Définition donnée par le dictionnaire *Petit Robert* :
- thermodynamique (1862) : de l'anglais thermodynamics (v. 1850) de thermo et dynamique. (n.f. et adj.)

Branche de la physique qui étudie tous les phénomènes dans lesquels interviennent des échanges thermiques. Principes de (la) thermodynamique (\Rightarrow énergie [interne], enthalpie, entropie).

Equilibre thermodynamique d'un système.

enthalpie : en thermodynamique, fonction définie par la somme de l'énergie interne d'un système et du produit de sa pression par son volume.

entropie : en thermodynamique, fonction définissant l'état de désordre d'un système, croissante lorsque celui-ci évolue vers un autre état de plus grand désordre.

Mécanique ou Thermodynamique

- **Mécanique (classique ou quantique) :**
 - utile pour un système composé d'un petit nombre de particules ou considéré comme possédant un nombre limité de degrés de liberté
 - impraticable quand ce nombre devient très élevé, en particulier quand on voudrait décrire un système macroscopique à partir de ses constituants microscopiques, typiquement de l'ordre de 10^{24} particules (atomes, molécules, ...)

D'autres approches sont alors indispensables :

- **Mécanique statistique :**
 - technique visant à obtenir des valeurs moyennes (plutôt que les valeurs individuelles) pour des grandeurs cinétiques et dynamiques
- **Thermodynamique :**
 - théorie (**phénoménologique**) qui ne considère que les propriétés macroscopiques d'un système:
 - volume, pression, température, énergie interne, entropie, ...

Par exemple, on peut calculer les relations entre le volume la pression et la température d'un gaz sans connaître l'état microscopique du milieu observé ...

microscopique **ou** macroscopique

- Description de l'état d'un système de **2 points de vue** différents :
 - **Microscopique** : implique la connaissance en détails de tous les atomes ou molécules (très rapidement très compliqué).
 - **Macroscopique** : description en termes de quantités moyennes et générales telles que **volume**, **masse**, **température** et **pression**
- Description macroscopique définit le champ de la thermodynamique
- Description de l'état d'un gaz pur dans un récipient nécessite trois variables :
 - Volume V
 - Pression p
 - Température T
- De telles quantités, décrivant l'état d'un système, sont appelées variables d'état, liées par une équation d'état.

Par exemple, on peut calculer les relations entre le volume la pression et la température d'un gaz sans connaître l'état microscopique du milieu observé ...

Les multiples formes de l'énergie ...

- **Systèmes mécaniques dissipatifs (c'est-à-dire soumis à des forces de frottement):**
 - l'énergie mécanique n'est pas conservée : dissipée, « disparaît »
 - transformation en une forme « cachée » d'énergie qui n'est pas prise en compte par la mécanique (énergie interne, manifestée par une augmentation de température)
 - la dissipation suppose la présence d'un grand nombre de degrés de liberté (ceux de tous les constituants microscopiques des objets exerçant un frottement macroscopique l'un sur l'autre)
- **La thermodynamique permet de prendre en compte toutes les formes d'énergie:**
 - échanges d'énergie mécanique, thermique, chimique, électrique, ...
 - transformations de l'énergie d'une forme à une autre
 - exemple: les moteurs qui permettent de convertir de la chaleur en travail (démo : machine de Stirling # 133)
- **Principes de la thermodynamique:**
 - Représentent des restrictions universelles imposées par la Nature à toutes les « transactions énergétiques »

Moteur de Stirling : fluide principal produit un travail : cycle de Carnot à 4 temps, séparé par 2 phases de déplacement : chauffage, détente, déplacement vers la source froide, refroidissement, compression, retour vers la source chaude.

Théorie atomique de la matière depuis l'Antiquité

- **Démocrite** : né vers ~ -460 et mort vers ~ -360, philosophe grec
- **Cosmologie** : « Les mondes existent dans le vide et sont **en nombre infini**, de différentes grandeurs et disposés de différentes manières dans l'espace : ils sont plus ou moins rapprochés, et, dans certains endroits, il y a plus ou moins de mondes. Certains de ces univers sont entièrement identiques. Ces univers sont engendrés et périssables : certains sont dans des phases d'accroissement, d'autres disparaissent, ou bien encore ils entrent en collision les uns avec les autres et se détruisent. Les mondes sont ainsi gouvernés par des forces créatrices aveugles, et il n'y a pas de providence. »
« Dans certains de ces univers, on trouve des **êtres vivants** (animaux, plantes), d'autres en sont privés et sont privés d'eau (d'humidité). »
Préfiguration de la pluralité des mondes habités de **Giordano Bruno** (1548 - 1600) et de **Fontenelle** (1657 - 1757).
- **Physique** : Les **atomes** (du grec atomos = indivisible) sont des corpuscules solides et indivisibles, séparés par des intervalles vides, et dont la taille fait qu'ils échappent à nos sens.

alternative : continuité
subdivisée indéfiniment

Théorie atomique de la matière (suite)

- De nos jours, on parle souvent des **masses relatives** des atomes et des molécules, appelées **masse atomique** et **masse moléculaire**.
- **Convention** : L'**unité de masse atomique unifiée** (symbole ***u*** ou ***uma***) est une unité de mesure standard, utilisée pour mesurer la masse des atomes et des molécules. Cette unité, obtenue en utilisant l'atome de carbone, un élément très abondant dans l'univers, n'appartient pas au système international (SI) ; sa valeur est obtenue expérimentalement.
- Elle est définie comme **1/12 de la masse d'un atome du nucléide ^{12}C (carbone), non lié, au repos, et dans son état fondamental.**
- En d'autres termes, un atome de ^{12}C a une masse de **12 *u*** et si on prend **N_A** (nombre d'Avogadro) atomes de ^{12}C , on aura une masse de **12 g** ; en conséquence une ***u*** ou une ***uma*** vaut approximativement :

$$1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Le nombre d'Avogadro, noté N_A , est le nombre d'éléments dans une mole. Il correspond au nombre d'atomes de ^{12}C dans 0,012 kg de ^{12}C .

- La masse atomique de l'atome d'hydrogène vaut **1.0078 *u***.
- Dans les unités SI, le CODATA de 2006 recommande la valeur **$m_u = u \cong 1,660\,538\,782 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$** avec une incertitude standard de **$0,000\,000\,083 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$** (donc une incertitude relative de **$5 \cdot 10^{-8}$**).

Théorie atomique de la matière (suite)

- **Mouvement brownien** : fournit des évidences observationnelles favorisant la théorie atomique :
 - **Brown** 1827 observations à l'aide de grains de pollen
 - **Einstein** 1905 investigations théoriques

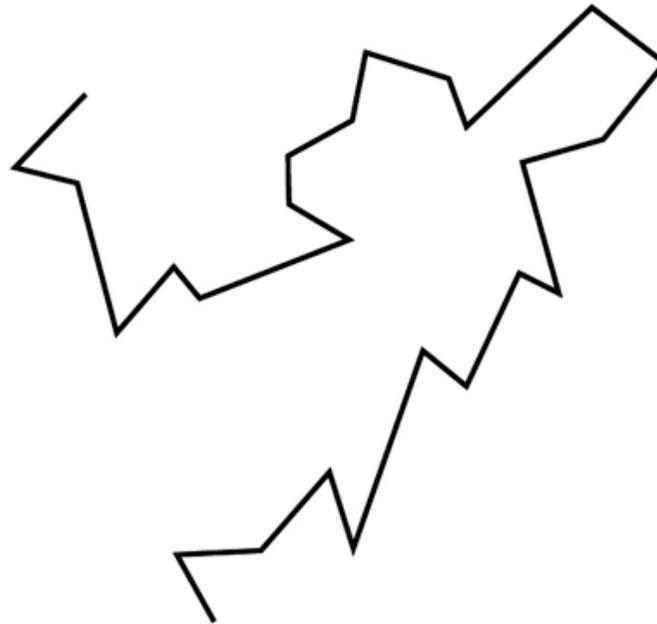


Fig. (i.1) Mouvement brownien

Description : On observe avec le microscope des petites particules qui se déplacent. L'agitation est mise en évidence par des grains de soufre colloïdal de l'ordre de grandeur du micron, libres au milieu de l'eau à température ambiante. On observe le mouvement désordonné des particules de soufre dû au chocs avec les molécules d'eau.

Théorie atomique de la matière (suite)

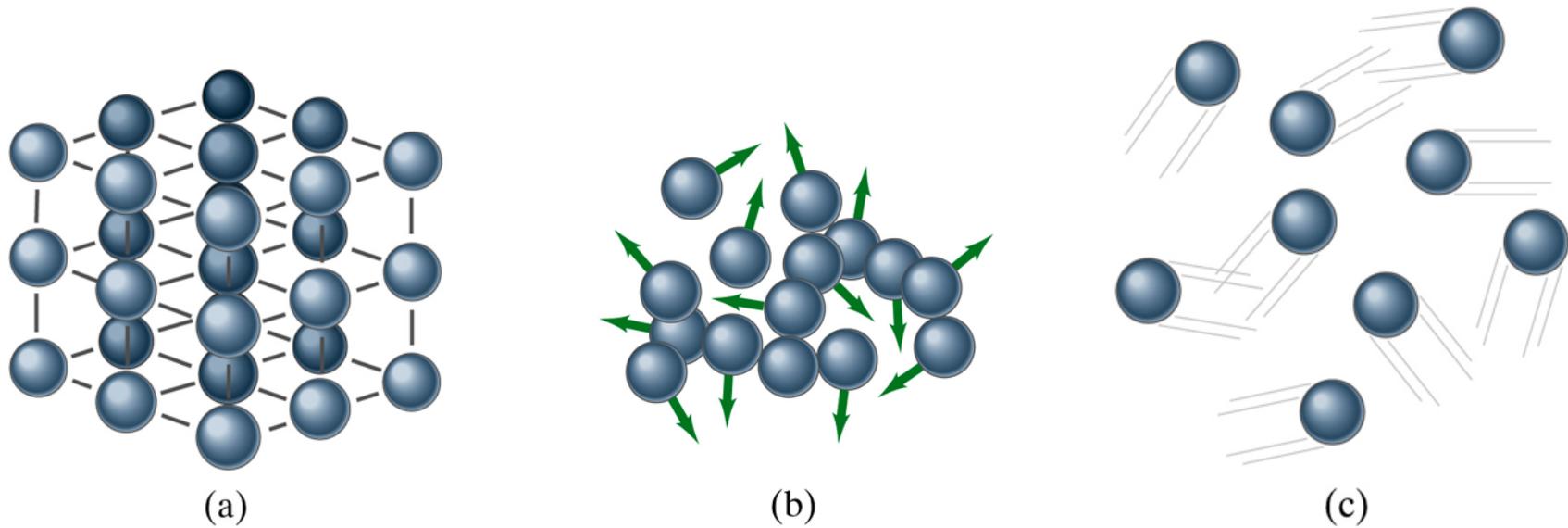


Fig. (i.2) Arrangements atomiques dans
(a) **un cristal solide**, (b) **un liquide** et (c) **un gaz**

Exemple de distance entre les atomes

Problème : La densité du cuivre est de $8,9 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$ et chaque atome de cuivre possède une masse de 63 u , où $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.
Quelle est la distance moyenne entre deux atomes voisins ?

Solution : La masse d'un atome de cuivre vaut $63 \times 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,04 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$.

Cela signifie que dans un cube de 1 mètre de côté (1 m^3), il y a :

$$(8,9 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}) / (1,04 \cdot 10^{-25} \text{ kg atome}^{-1}) = 8,5 \cdot 10^{28} \text{ atome m}^{-3}$$

Le volume $V = l^3 \Rightarrow$ le long d'une arête du cube, il y a :

$$(8,5 \cdot 10^{28})^{1/3} \text{ atomes} = 4,4 \cdot 10^9 \text{ atomes}$$

Donc la distance moyenne entre 2 atomes voisins est égale à :

$$(1 \text{ m}) / (4,4 \cdot 10^9 \text{ atomes}) = 2,3 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Systeme thermodynamique

$$N_A \sim 6,022\ 141\ 79\ 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

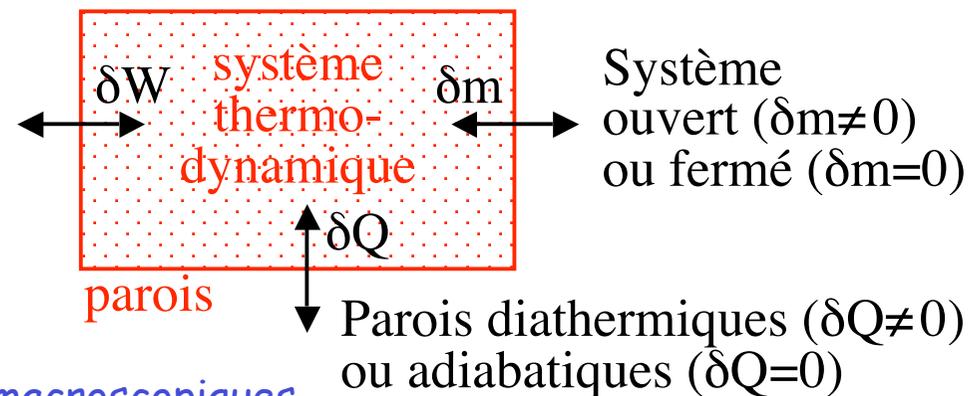
- Formé d'un très grand nombre de constituants, $O(N_A)$:

- atomes, molécules, électrons, photons, organismes vivants (virus), ...
- exemple : gaz dans un récipient

Le nombre d'Avogadro, noté N_A , est le nombre d'éléments dans une mole. Il correspond au nombre d'atomes de ^{12}C dans 0,012 kg de ^{12}C .

- Séparé du « milieu extérieur » par des « parois », qui peuvent ou non permettre des échanges d'énergie :

- travail mécanique δW
- chaleur δQ
- matière δm



- Equilibre thermodynamique :

- équilibre thermique, mécanique et chimique
- état où toutes les variables macroscopiques (pression, température, volume, ...) sont constantes et représentent des propriétés moyennes bien définies
- relation entre les variables = équation d'état
- NB : les constituants ne sont pas (nécessairement) à l'équilibre

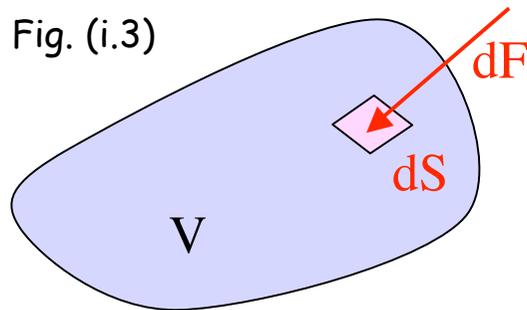
Systeme isolé ($\delta W = 0$, $\delta Q = 0$ et $\delta m = 0$)

Exemple d'équation d'état : $pV = nRT$ pour les gaz parfaits

Pression

- **Fluide au repos dans un volume V :**

Fig. (i.3)



dS = élément de surface

dF = force normale appliquée sur dS pour maintenir le liquide dans le volume V

$$\text{pression } p = \frac{dF}{dS} = \text{force par unité de surface}$$

- **Exemple : mesure pression atmosphérique (baromètre de Torricelli)**

- liquide de masse volumique $\rho = m/V$ dans tube de section S

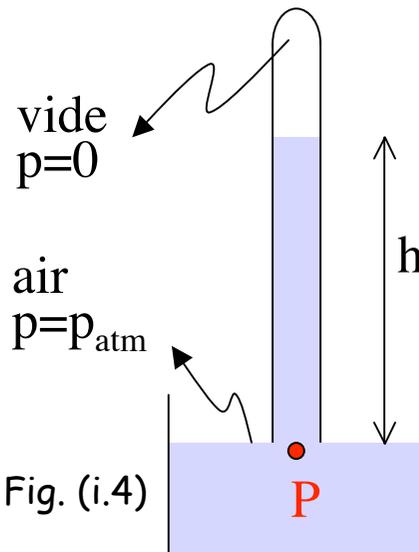


Fig. (i.4)

p = pression au point P = pression atmosphérique
 $p = mg/S = \rho Vg/S = \rho gh$

Unités de pression:

1 Pa (Pascal) = 1 N/m²

1 mm Hg = 1 torr = 133.322 N/m²

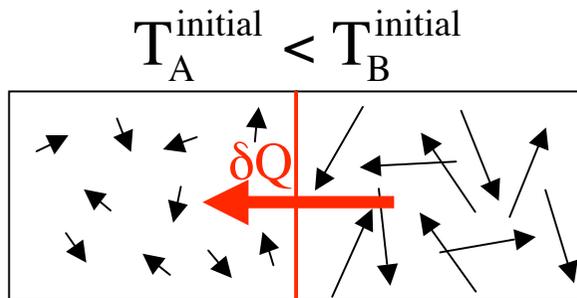
1 atm = 1.01325 × 10⁵ N/m² = 760 mm Hg

1 bar = 10⁵ N/m² = 0.98692 atm

1 cm H₂O = 98.1 N/m²

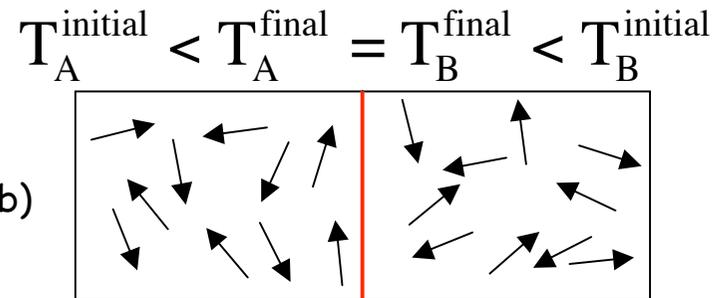
Température

- Notion de chaud et de froid
- Liée à l'agitation thermique des constituants du système :
 - Robert Brown (1827) observe l'agitation de particules de pollen dans l'eau
- Deux systèmes **A** et **B** en contact thermique (paroi diathermante) :
 - les températures T_A et T_B s'égalisent jusqu'à l'équilibre thermique



transfert d'énergie (agitation) thermique
c'est-à-dire transfert de chaleur

Fig. (i.5a,b)

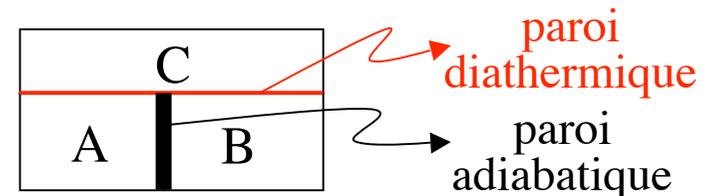


plus aucun transfert de chaleur
(équilibre thermique)

Si A et B sont séparément en équilibre thermique avec C, alors A et B sont en équilibre thermique entre eux

Principe zéro de la thermodynamique

Sans ce principe zéro, la notion de température n'aurait aucun sens



⇒ aucun transfert de chaleur entre A et B
si la paroi adiabatique est remplacée par une paroi diathermante

Equilibre thermique et Loi zéro de la thermodynamique

- Equilibre thermique :
Deux objets sont dits en équilibre thermique si leur températures ne changent pas lorsqu'il sont mis en contact.
- Loi zéro de la thermodynamique :
Lorsque deux systèmes se trouvent en équilibre thermique avec un troisième système, alors ils sont en équilibre thermique l'un avec l'autre

Températures et thermomètres

Démo : dilatation des liquides # 325

dilatation bilame # 374

roue thermique bimétal # 337

appareil de Tyndall dilatation du métal # 382

Température : mesurée via l'expansion d'un matériau due à un apport d'énergie, d'où une augmentation de la température

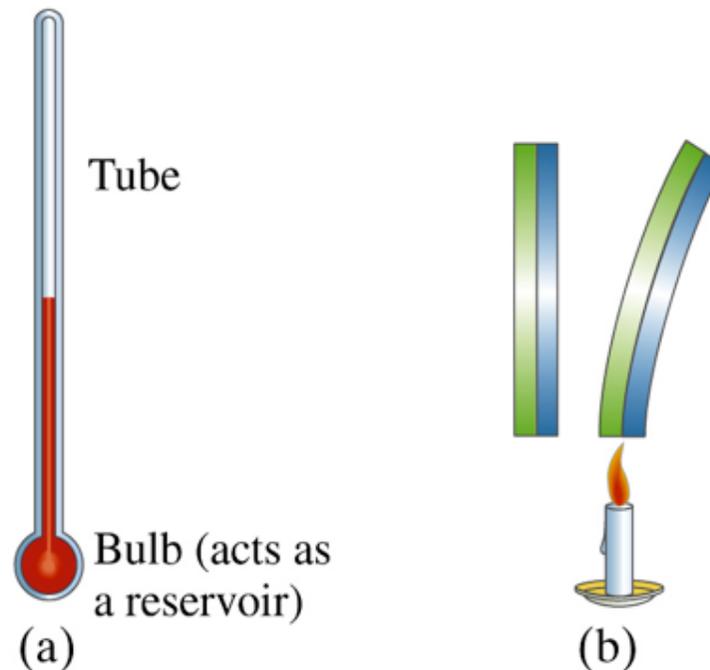


Fig. (i.6) Effets dus à des augmentation de température

(a) le volume du liquide augmente beaucoup plus que celui du verre

(b) Réaction à l'échauffement de deux métaux de coefficient d'expansion différents

Dilatation thermique

expansion thermique \equiv dilatation thermique
conséquence directe d'un échange de chaleur

Expansion linéaire

changement de $\Delta L \propto$ changement de ΔT

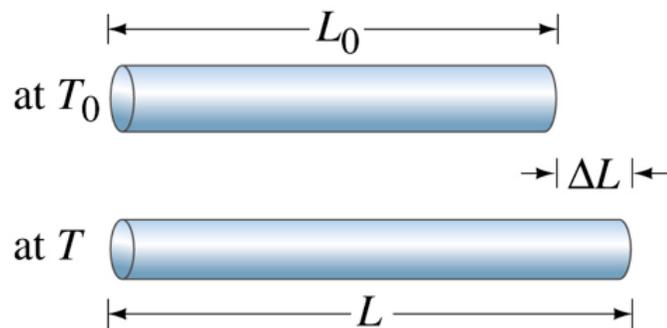


Fig. (i.7)

$$L(T) = L(T_0) (1 + \alpha(T - T_0))$$

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

$\alpha =$ coefficient de dilation linéaire

Le caoutchouc se contracte quand on le chauffe. Explication possible : les modes de vibrations transverses dominant sur les modes de vibrations longitudinaux. Pour une meilleure explication, voir Feynman chapitre 44.

La calcite (CaCO_3) se dilate selon une dimension et se contracte dans l'autre sous l'effet d'une augmentation de température.

Dilatation thermique (suite)

Expansion volumique

changement de $\Delta V \propto$ changement de ΔT

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T$$

$\beta =$ coefficient de dilation volumique

Soit $V_0 = L_0 H_0 W_0$ d'où $V = L_0 (1 + \alpha \Delta T) H_0 (1 + \alpha \Delta T) W_0 (1 + \alpha \Delta T)$
en ayant supposé α le même dans toutes les directions du volume (isotropie).

$$\begin{aligned} \text{D'où } \Delta V &= V - V_0 = V_0 (1 + \alpha \Delta T)^3 - V_0 \\ &= V_0 [3\alpha \Delta T + 3(\alpha \Delta T)^2 + (\alpha \Delta T)^3] \end{aligned}$$

Si la dilatation est beaucoup plus petite que la taille de l'objet,
i.e., $\Delta V \ll V_0$ alors $\alpha \Delta T \ll 1$

et l'on peut ignorer les termes au carré et au cube



$$\Delta V \cong 3 \alpha V_0 \Delta T \quad \text{pour les solides isotropes seulement}$$

$\beta = 3\alpha =$ coefficient de dilation volumique pour un corps isotrope

La relation $\beta = 3\alpha$ n'est valable que pour des petites déformations (i.e. $\Delta L/L \ll 1$).

Comme les liquides et les gaz sont compressibles (le volume peut changer avec la pression),
les coefficients de dilatation linéaire et volumique doivent être définis à pression constante

Dilatation thermique (suite)

Table (i.1)

| | Coefficient of Linear Expansion, α (C°) ⁻¹ | Coefficient of Volume Expansion, β (C°) ⁻¹ |
|--|--|---|
|--|--|---|

Solides

| | | |
|--------------------|----------------------------------|-------------------------------|
| Aluminum | 25×10^{-6} | 75×10^{-6} |
| Brass | 19×10^{-6} | 56×10^{-6} |
| Copper | 17×10^{-6} | 50×10^{-6} |
| Iron or steel | 12×10^{-6} | 35×10^{-6} |
| Lead | 29×10^{-6} | 87×10^{-6} |
| Glass (Pyrex) | 3×10^{-6} | 9×10^{-6} |
| Glass (ordinary) | 9×10^{-6} | 27×10^{-6} |
| Quartz | 0.4×10^{-6} | 1×10^{-6} |
| Concrete and brick | $\approx 12 \times 10^{-6}$ | $\approx 36 \times 10^{-6}$ |
| Marble | $1.4\text{--}3.5 \times 10^{-6}$ | $4\text{--}10 \times 10^{-6}$ |

Liquides

| | | |
|---------------|--|-----------------------|
| Gasoline | | 950×10^{-6} |
| Mercury | | 180×10^{-6} |
| Ethyl alcohol | | 1100×10^{-6} |
| Glycerin | | 500×10^{-6} |
| Water | | 210×10^{-6} |

Gaz

| | | |
|--|--|-----------------------|
| Air (and most other gases at atmospheric pressure) | | 3400×10^{-6} |
|--|--|-----------------------|

Dilatation thermique (suite)

Un trou dans une feuille de métal que l'on chauffe devient-il plus grand ou plus petit ?

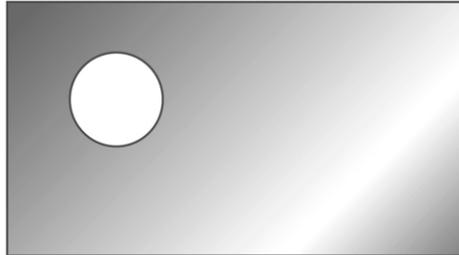


Fig. (i.8)

On pourrait « deviner » que le métal se dilate vers l'intérieur, en rendant le trou plus petit, mais cela est faux !

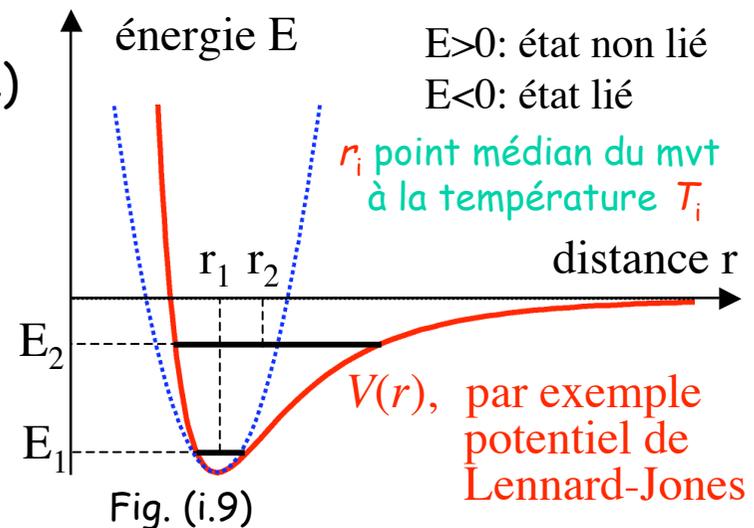
Au lieu de couper un trou dans la feuille, imaginons dessiner au crayon un cercle sur la feuille de métal. Lorsque le métal se dilate, le matériau à l'intérieur du cercle va se dilater comme le reste de la feuille de métal : ainsi le cercle va grandir. Couper le métal à l'intérieur du cercle montre clairement que le trou va grandir. Le matériau ne s'étend pas vers l'intérieur du cercle afin de remplir le trou. Dans tout objet solide, toutes les sections se dilatent vers l'extérieur à mesure que la température augmente.

Dilatation thermique (suite)

Presque tous les solides, les liquides et les gaz se dilatent lorsqu'ils absorbent de la chaleur et que leur température augmente :

- s'explique qualitativement par la forme asymétrique de l'énergie potentielle d'interaction $V(r)$ des constituants :
 - $T_2 > T_1 \Rightarrow E_2 > E_1 \Rightarrow r_2 > r_1$ (en moyenne)
- quelques exceptions :
 - eau entre 0°C et 4°C (capital pour la vie aquatique !)
 - caoutchouc, calcite (CaCO_3), ...
- attention: transition de phase (chaleur absorbée à T constante)

Distance moyenne r entre les atomes augmente avec T



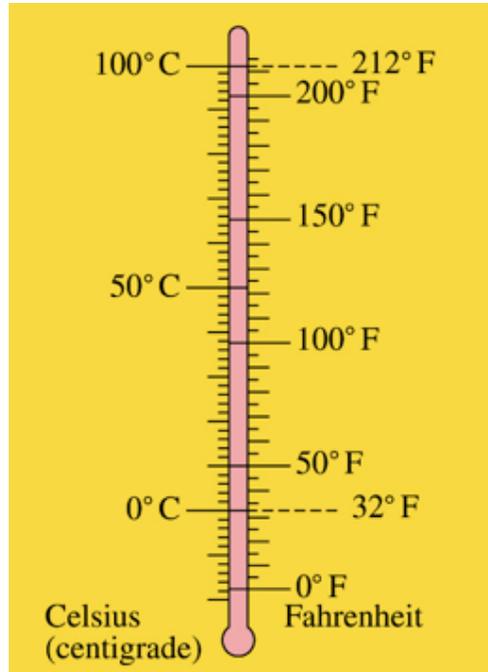
- Coefficients de dilatation linéaire (α) et volumique (β) à $p = \text{constante}$:

$$L(T) = L(T_0) (1 + \alpha(T - T_0)) \Leftrightarrow \frac{\Delta L}{L} = \alpha \Delta T$$

$$V(T) = V(T_0) (1 + \beta(T - T_0)) \Leftrightarrow \frac{\Delta V}{V} = \beta \Delta T$$

- dépendent de T , \sim constants pour un intervalle limité de T
- pour un corps isotrope: $\beta = 3\alpha$
- $\alpha_{\text{solide}} < \alpha_{\text{liquide}} < \alpha_{\text{gaz}}$

Températures et thermomètres (suite)



100 °C \Rightarrow point d'ébullition

0 °C \Rightarrow point de congélation

Fig. (i.10) Deux échelles de température :
(a) Celsius \equiv centigrade et (b) Fahrenheit

Attention : différentes sortes de liquides peuvent donner différents résultats.

Températures et thermomètres (suite)

- **Mesure de la température d'un système :**
 - mise en équilibre thermique avec le thermomètre
 - mesure d'une propriété physique **X** du thermomètre variant avec la température
 - longueur d'une barre métallique (α)
 - hauteur d'une colonne de liquide (β) Hg (dès -39°C), alcool
 - résistance électrique R à tension constante
 - $\Delta R/\Delta T > 0$: platine $\Delta R/R=0.3\%/^{\circ}$, -250 à 600°C
 - $\Delta R/\Delta T < 0$: semiconducteur (thermistor) sensibilité 0.001° , -50 à 100°C
 - tension électrique à la jonction de deux métaux thermocouple Cu-Constantan
 - couleur
 - rayonnement thermique sonde IR, pyromètre
 - réactions chimiques
 - pression d'un gaz à volume constant (le plus précis)
 - **calibration sur deux points fixes de température**
 - + hypothèse d'une variation linéaire

Points fixes de température pour l'échelle Celsius (définis à 1 atm):
point de fusion de la glace = 0°C
point d'ébullition de l'eau = 100°C

$$T \text{ (en } ^{\circ}\text{C)} = 100 \frac{X - X_{0^{\circ}\text{C}}}{X_{100^{\circ}\text{C}} - X_{0^{\circ}\text{C}}}$$

Températures et thermomètres (suite)

- **Remarques :**

- Le **thermomètre à alcool** permet de descendre plus bas en température que le thermomètre à mercure.
- Le **thermomètre à résistance de platine** est très linéaire (calibration atteint une précision de ± 0.0003 K au point triple de l'eau) ; fonctionne entre 14 K et 900 K ; la résistance augmente avec la température car les électrons de conduction sont « freinés » par l'agitation thermique.
- Le **thermistor** a une résistance qui décroît avec la température, car les électrons passent de la bande de valence à la bande de conduction sous l'effet de l'agitation thermique (le saut en énergie est très petit dans les semi-conducteurs, et kT n'est pas négligeable) ; beaucoup utilisé en milieu médical et en biologie ; précision de 0.1 C, mais sensibilité de 10^{-3} C.
- Le **thermocouple** fonctionne avec des jonctions de référence maintenue à température connue: le thermocouple ne permet donc que de mesurer des différences de températures ; l'avantage est d'être très petit ce qui permet d'atteindre très rapidement l'équilibre thermique ; jonctions courantes sont cuivre/constantan (-180 C à 400 C), fer/constantan, platine/platine rhodié à 10 % (0 C à 1500 C).
60% cuivre + 40% nickel

rhodium

Dilatation thermique (suite)

le comportement anormal de l'eau en dessous de 4°
importance énorme pour le développement de la vie sur Terre

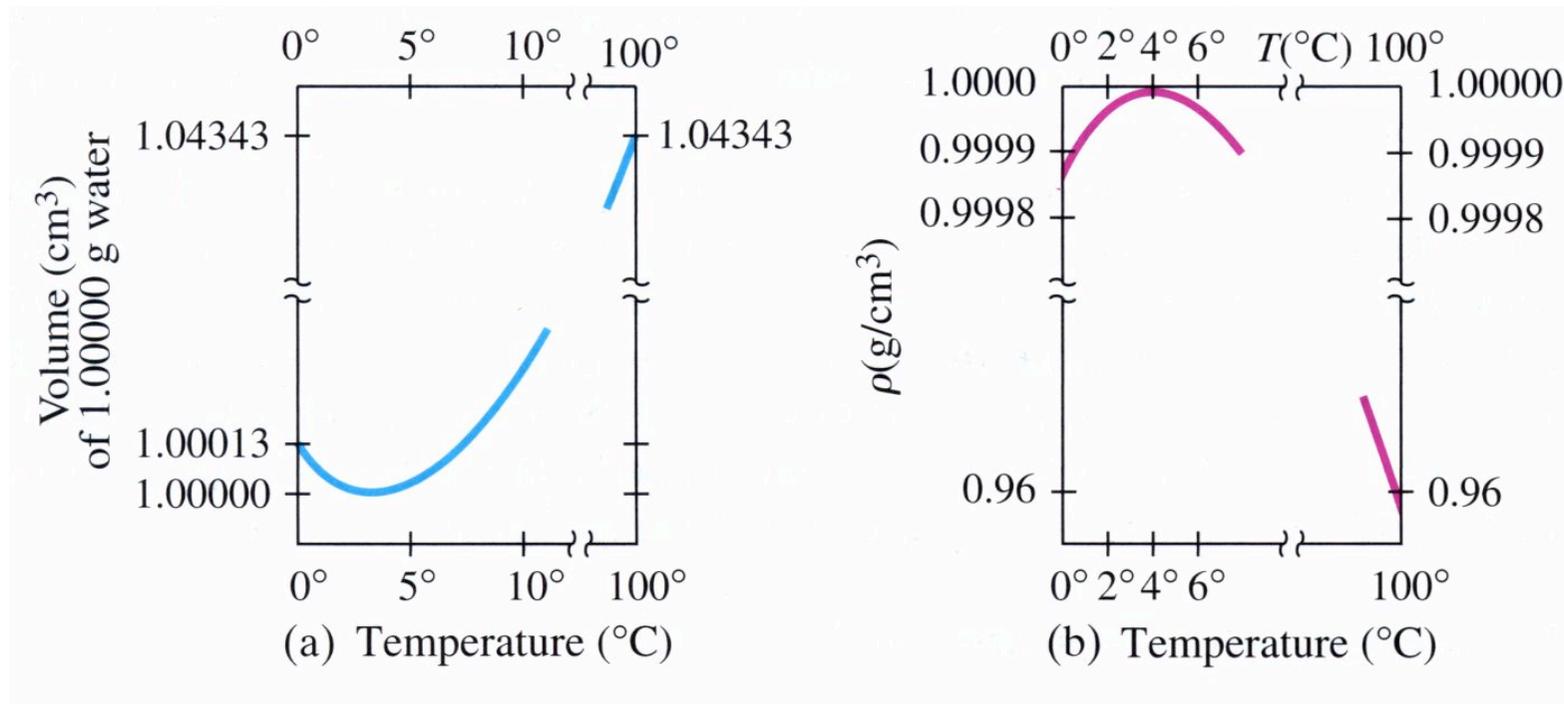


Fig. (i.11) (a) Volume de 1,00000 gramme d'eau en fonction de la température
(b) Densité en fonction de la température

La plupart des substances se dilatent à la chaleur de façon plus ou moins uniforme. **Toutefois, l'eau ne se conforme pas au modèle général.** Lorsqu'elle se trouve à 0 °C et qu'on la chauffe, son volume diminue jusqu'à ce qu'elle atteigne 4 °C. Au-dessus de ce point, elle se comporte normalement et se dilate à mesure que la température augmente. Ainsi, l'eau atteint une masse volumique maximale à 4 °C. C'est pour cette raison qu'un lac gèle d'abord en surface. Lorsque sa température s'abaisse sous 4 °C, la partie la plus froide et de moindre masse volumique monte (ou se maintient) en surface tandis que celle qui a une plus grande masse volumique, à 4 °C, reste en dessous. L'eau froide qui se trouve en surface gèle d'abord puisqu'elle atteint la première des températures sous 0 °C. **biologie**

Thermodynamique

Chapitre (ii)

Lois des gaz, équation d'état et équation des gaz parfaits

Les lois des gaz et la température absolue

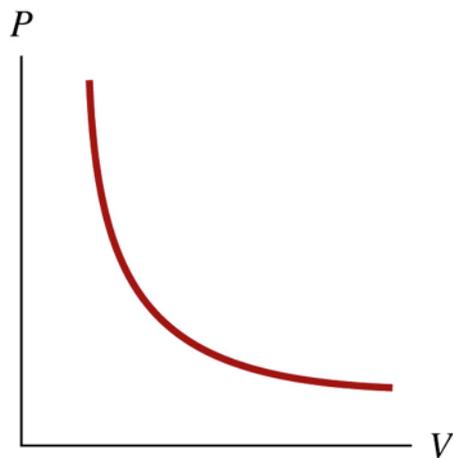
- L'Eq. $\Delta V = \beta V_0 \Delta T$ n'est **pas très utile** dans la description de la dilatation d'un gaz, car :
 - la dilatation peut être très grande ;
 - les gaz remplissent tout le volume à disposition.
- Cette équation a un sens que si la pression est maintenue constante, alors que le volume d'un gaz dépend à la fois de la pression et de la température.
- Il est ainsi **utile de déterminer une relation entre** :
 - le volume,
 - la pression,
 - la température et
 - la masse,

i.e., **4 paramètres décrivant un gaz**. Une telle relation est appelée équation d'état par le mot « état », on désigne les conditions physiques du système.
- On ne considère que les états d'équilibre du système, i.e., pour lesquels les variables possèdent la même valeur dans tout le système.

Les lois des gaz et la température absolue (suite)

- Pour une quantité donnée de gaz, on trouve expérimentalement, avec une approximation :

Le volume d'un gaz est inversement proportionnel à la pression qui lui est appliquée, lorsque la température est maintenue constante.



$$V \propto \frac{1}{p}$$
$$pV = cte$$

$T = cte$ loi de Boyle

Robert Boyle (1627 - 1691)
établit cette loi se basant
sur ses propres expériences

Fig. (ii.1)

A température constante, si la pression ou le volume change, l'autre variable change également de telle sorte que $pV = cte$

Les lois des gaz et la température absolue (suite)

- Une relation entre le volume V et la température T n'a été trouvée qu'un siècle plus tard par Jacques Charles (1746 - 1823) :

Lorsque la pression est constante, le volume d'un gaz augmente avec la température de façon linéaire. A $T = \text{cte}$, si la pression ou le volume change, l'autre variable change également de telle sorte que $pV = \text{cte}$.

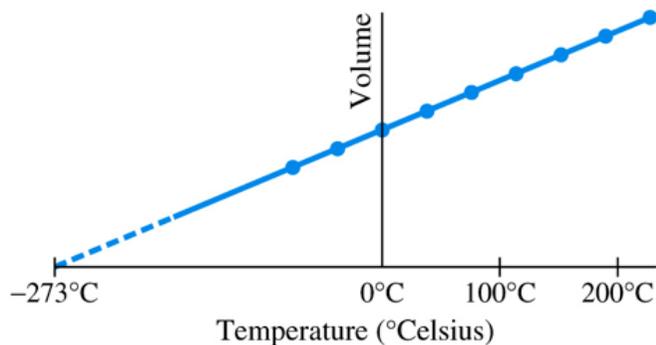


Fig. (ii.2) (a)

Attention : tous les gaz finissent par se liquéfier à des températures assez basses et donc la droite de la figure ne peut pas être étendue en dessous du point de liquéfaction.

Extrapolation à basses températures \Rightarrow intersecte l'axe à $\sim -273^\circ\text{C}$

Un tel graphe peut être obtenu pour n'importe quel gaz et l'extrapolation de la ligne droite donne toujours une intersection à $\sim -273^\circ\text{C}$ pour une volume nul. Cela semble indiquer que si un gaz pouvait être refroidi à -273°C , il aurait un volume nul, et à des températures plus basses, un volume négatif. Cette absurdité $\Rightarrow -273^\circ\text{C}$ est la plus basse des températures possibles, appelée zéro absolu.

Les lois des gaz et la température absolue (suite)

- Le zéro absolu forme la base d'une échelle de température connue sous le nom d'échelle absolue ou échelle de Kelvin, d'unité **K**. Les intervalles sont les mêmes que pour l'échelle Celsius, par contre le point zéro est choisit comme étant le zéro absolu.
- Ainsi, le point de congélation de l'eau est à $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273,15\text{ K}$
le point d'ébullition de l'eau est à $100\text{ }^{\circ}\text{C} = 373,15\text{ K}$

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

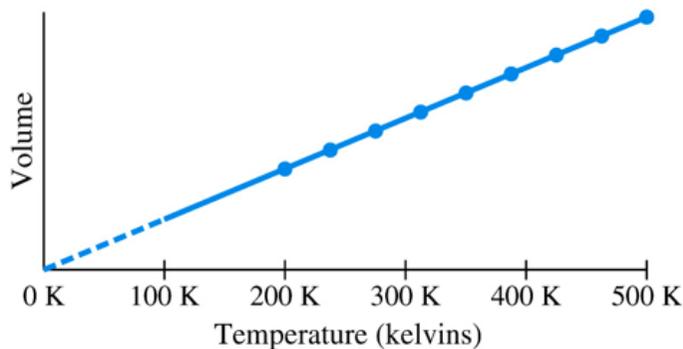


Fig. (ii.2) (b)

De la Fig. (ii.2 b), on voit que la dte, représentant le volume un gaz en fonction de sa température, passe par l'origine. Ainsi, à une bonne approximation :

$$V \propto T \quad p = cte$$

i.e., le volume d'une quantité donnée de gaz est directement proportionnelle à la température absolue lorsque la pression est maintenue constante. Loi de Charles

Les lois des gaz et la température absolue (suite)

- Une troisième loi, due à Joseph Gay-Lussac (1778 - 1850) établit que à volume constant, la pression d'un gaz est directement proportionnelle à sa température.

$$p \propto T \quad V = cte$$

Loi de Gay-Lussac

$$V \propto T \quad p = cte$$

Loi de Charles

$$V \propto \frac{1}{p} \quad pV = cte$$

Loi de Boyle

- **Remarque.** Ces trois lois ne sont pas réellement des lois au sens moderne du terme, i.e., précises, de sens profond, et de grandes applications. Elles ne sont que des approximations qui ne sont précises pour les gaz réels que si la pression et la densité ne sont pas trop grandes et si le gaz n'est pas trop proche de la condensation.

La loi des gaz parfaits

