

Chapitre 4: Thermodynamique et métabolisme humain

La nourriture absorbée sert aussi bien à maintenir constante la température du corps (production de chaleur), qu'à fournir l'énergie pour effectuer un certain nombre de travaux: respiration, circulation du sang, travail musculaire, etc. Afin de clarifier les notions de "chaleur", d'énergie et de travail, nous commencerons tout d'abord par étudier les principes de base de la thermodynamique qui traitent de l'énergie et de ses transformations. Le premier principe énonce la conservation de l'énergie; le deuxième principe s'attache à la description de la différence fondamentale qu'il y a entre chaleur et travail.

4.1 Introduction

En thermodynamique, l'analyse porte sur un ensemble bien défini (gaz dans une bouteille, eau dans l'océan, corps humain) que l'on nomme *système*. On s'intéresse dès lors aux échanges possibles entre le système en question et le milieu extérieur. Ces échanges peuvent avoir lieu sous forme de travail, de chaleur, d'irradiation par des ondes, etc. S'il n'y a pas d'échange avec l'*extérieur*, le système est dit isolé (ou fermé).

L'utilité de la thermodynamique réside dans le fait que ce mode d'approche est très général, qu'il permet de relier entre elles différentes grandeurs macroscopiques facilement mesurables (température, volume, pression), sans devoir connaître les détails microscopiques d'un système généralement constitué d'un nombre énorme de particules.

Dans ce qui suit on considérera tout d'abord comme système un gaz parfait (c'est le système le plus simple). Puis comme application, le corps humain.

4.2 Premier principe

Prenons comme système un gaz enfermé dans une bouteille. On peut le comprimer - ce qui revient à fournir du *travail* (A) au système. On peut aussi le chauffer en trempant la bouteille dans de l'eau chaude - ce qui revient à fournir de la *chaleur* (Q) au système. Dans les deux cas la température du système gaz va croître. L'interprétation microscopique que l'on peut en donner ici, est que la vitesse moyenne d'agitation des molécules de gaz et donc leur énergie cinétique a augmenté, c'est-à-dire que l'*énergie interne* (ΔU) du système a augmenté.

On peut écrire le premier principe sous la forme suivante, en supposant que l'on fournit de la chaleur à un gaz, ce qui conduit à l'augmentation de sa température et à sa dilatation:

$$Q^{\downarrow} = \Delta U + A^{\uparrow} \text{ où}$$

Q est la chaleur fournie au système

ΔU est la variation d'énergie interne

A est travail fournie par le système.

Notons que:

- Q et A sont des grandeurs d'**échange**.
- On appelle chaleur la quantité d'énergie transférée à cause d'une **différence de température**.
- Toutes ces grandeurs s'expriment en Joule.

4.3 Premier principe et gaz parfait

Lorsque le système est un gaz parfait, on peut calculer facilement un certain nombre de grandeurs caractéristiques. En particulier:

Energie interne U: nous avons vu (Cours Physique de la Terre) que chaque degré de liberté porte une énergie $E = \frac{1}{2}kT$ où k est la constante de Boltzmann et T la température absolue du gaz. Chaque molécule d'un gaz parfait possédant selon les cas (mono, di, pluri atomique) un nombre de degrés de liberté égal à i , l'énergie cinétique d'une molécule vaut : $E_{cin} = \frac{i}{2}kT$.

L'énergie cinétique totale de n moles de gaz- qui représente donc l'énergie interne du gaz - est alors donnée par:

$$\text{Energie interne} = E_{cin}^{tot} = n \cdot N_A \cdot \frac{i}{2}kT = \frac{i}{2}nRT, \text{ soit: } U = \frac{i}{2}nRT.$$

La variation d'énergie interne s'exprime comme: $\Delta U = \frac{i}{2}nR \cdot \Delta T$. Cette variation est nulle lors d'une transformation isotherme.

Travail A: l'élément de travail est défini comme la force exercée F multipliée par la distance dx de déplacement de cette force, $dA = F \cdot dx$. En introduisant la pression p , on peut encore écrire $dA = p \cdot S \cdot dx = p \cdot dV$ où dV est la variation de volume élémentaire. Si la pression est constante durant le processus, le travail échangé avec le système vaut simplement:

$$A = p \cdot (V_2 - V_1)$$

Si la pression n'est pas constante, le résultat est plus compliqué mais peut être évalué lorsque la température est constante. On obtient dans ce cas: $A = nRT \cdot \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$.

Le travail échangé est nul si le volume reste constant lors du processus.

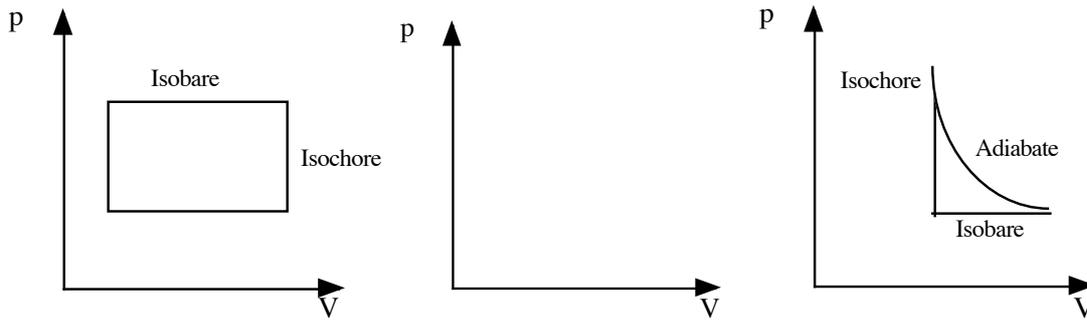
Chaleur Q: rappelons que la chaleur est la quantité d'énergie transférée d'un système à un autre à cause de leur différence de température. Dans le cas d'un processus adiabatique, $Q=0$ Sinon, Q s'exprime en fonction des deux autres grandeurs. Remarquons que nous avons déjà rencontré cette grandeur dans les problèmes de calorimétrie. La chaleur (ou énergie thermique) était exprimée en fonction de la variation de température $\Delta\theta = \Delta T$. Pour les liquides et les solides nous avons $Q = cm\Delta T$. Pour les gaz, il faut distinguer les situations où le transfert de chaleur se fait à volume constant, de celles où le transfert de chaleur se fait à pression constante.

$$\text{Volume constant: } Q = \Delta U + 0 = \frac{i}{2} \cdot n \cdot R \cdot \Delta T = \frac{i}{2} \cdot \frac{m}{M} \cdot R \cdot \Delta T = \frac{iR}{2M} \cdot m \cdot \Delta T = c_v m \Delta T$$

$$\text{Pression constante: } Q = \Delta U + p\Delta V = \frac{(i+2)R}{2M} \cdot m \cdot \Delta T = c_p m \Delta T$$

On voit que dans le cas des gaz, il faut distinguer la chaleur massique à pression constante de la chaleur massique à volume constant.

Cycles: un gaz peut être utilisé pour effectuer des cycles. Ces derniers sont à la base du fonctionnement des moteurs de voiture, des armoires frigorifiques, des pompes à chaleur, etc. Partant d'un état caractérisé par une pression, une température et un volume donnés, un gaz peut être ramené à ce même état en passant par une suite de transformations dont quelques exemples sont représentés ci-dessous dans le diagramme pression-volume:



Selon le sens de parcours du cycle, on produit ou on consomme du travail. On peut calculer le travail net et la chaleur échangés lors d'un cycle. Bien entendu, la variation d'énergie interne est nulle pour un cycle complet.

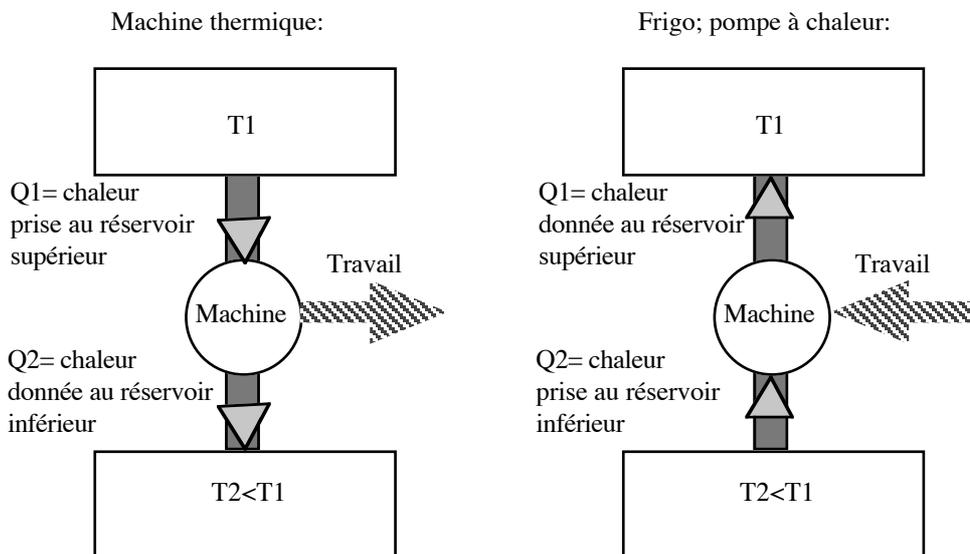
4.4 Deuxième principe

Il est facile de transformer du travail en chaleur: lorsqu'un véhicule freine, les roues (ou les freins) chauffent. Par contre, un véhicule immobile dont on chaufferait les roues avec une bougie, ne se mettrait pas en marche: la transformation de chaleur en travail n'est pas évidente! Ceci est lié au fait que dans une roue en mouvement, toutes les molécules se déplacent en bon ordre, alors que l'augmentation de température d'une roue augmente la vitesse des molécules de façon désordonnée. La formulation microscopique du 2ème principe revient à dire que dans un système isolé, le désordre augmente. Macroscopiquement, on introduit la notion d'entropie (notée S). La variation d'entropie d'un système est définie comme: $\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$. Le deuxième principe s'énonce alors $\Delta S(total) \geq 0$.

Autres formulations:

- (a) La chaleur ne passe jamais spontanément d'un corps froid à un corps chaud (il faut pour cela fournir un travail comme c'est le cas pour les frigos)
- (b) On ne peut convertir intégralement de la chaleur en travail (les machines thermiques ont un rendement < 1)

Schématiquement:



Le rendement d'une machine thermique ne pourra donc jamais être égal à 1. Le rendement théorique maximum est celui d'une machine de Carnot. Dans ce cas le rendement vaut:

$$\eta = 1 - \frac{T_{\text{froide}}}{T_{\text{chaude}}}$$

Le rendement ne dépend pas des détails de fonctionnement, mais uniquement des températures des réservoirs. C'est la raison pour laquelle il est illusoire de vouloir utiliser l'énergie thermique stockée dans les océans en exploitant le fait que les eaux de surface et de profondeur sont à des températures différentes: ces températures sont trop proches.

4.5 Métabolisme

(Résumé tiré du Kane et Sternheim)

Dans le corps humain, l'énergie interne est fournie par la nourriture et est ultérieurement convertie en chaleur et/ou en travail (muscles, etc).

Le travail fourni A peut être mesuré directement (en actionnant une bicyclette, par exemple)

La chaleur Q dégagée par le corps est mesurée en évaluant la chaleur qu'il faut évacuer de la pièce dans laquelle la personne travaille.

L'énergie interne ΔU peut être évaluée par la quantité d'oxygène qu'une personne consomme pour convertir la nourriture en énergie et en matériau de déchets. L'équivalent énergétique de l'oxygène est défini comme le rapport de l'énergie libérée au volume d'oxygène consommé. Il se trouve que cette grandeur vaut environ 20 MJ/m^3 pour toutes les situations qui nous intéressent: hydrates de carbone, graisses, protéines. Le pouvoir énergétique, lui, est différent et vaut $17,2 \text{ MJ/kg}$ pour les hydrates de carbone, contre $38,9 \text{ MJ/kg}$ pour les graisses.

Pour le métabolisme humain on peut également écrire:

$$\Delta U = Q - A$$

Le métabolisme basal fait référence à la consommation minimum d'énergie pour être maintenu en vie (état de veille).

Activité	Métabolisme par kg et par heure: $\Delta U/m.h$ [kJ/(kg.h)]
Etat de veille	4,3
Assis	5,4
Debout	9,4
Marche	15,5
Gravir une montagne	25,2
Vélo	27,4
Natation	39,6
Course	64,8
Travail de longue haleine raisonnable	14,4

Le rendement du corps humain est défini comme le rapport du travail utile A , à la variation nette d'énergie interne:

$$\eta = \frac{A}{\Delta U - \Delta U_{\text{Basal}}}$$

Les rendements dans les activités humaines sont inférieurs à 30%.