

THERMODYNAMIQUE 2  
ECHANGES D'ÉNERGIE AU COURS D'UNE TRANSFORMATION

## Table des matières

<b>1</b>	<b>Transformations subies par un système thermodynamique</b>	<b>2</b>
1.1	Système thermodynamique . . . . .	2
1.2	Types de transformation . . . . .	2
<b>2</b>	<b>Travail des forces de pression</b>	<b>2</b>
2.1	Interprétation graphique . . . . .	3
<b>3</b>	<b>Transfert thermique</b>	<b>3</b>
3.1	Définition . . . . .	3
3.2	Convention et vocabulaire . . . . .	4

On a dans le premier chapitre étudié les systèmes thermodynamiques à l'équilibre, l'idée étant de pouvoir plus tard expliquer le fonctionnement des machines thermiques. On va donc dans ce chapitre s'intéresser aux transformations que peut subir un système thermodynamique entre deux états d'équilibre.

## 1 Transformations subies par un système thermodynamique

### 1.1 Système thermodynamique

Un **système thermodynamique** est caractérisé par sa frontière qui est une surface fermée : on considère tout ce qui est à l'intérieur de cette surface. Le nombre de particules d'un système thermodynamique est très grand.

Un système peut être :

- **fermé** si la frontière est matérielle et ne laisse pas passer de particules. Par exemple, si le système est l'air à l'intérieur d'une chambre à air ;
- **ouvert** si la frontière peut laisser passer des particules. Par exemple, si le système est la salle de classe.
- **isolé** si la frontière n'autorise aucun transfert, ni de particules, ni d'énergie. Par exemple, l'intérieur d'une bouteille thermos (dans une certaine mesure).

On rappelle aussi que lorsqu'un système thermodynamique est à l'équilibre, il est à la fois en équilibre thermique et en équilibre mécanique avec l'extérieur.

### 1.2 Types de transformation

Si on étudie une transformation entre deux états, il faut faire attention à comment s'effectue le passage entre les deux états :

- **transformation lente** : le système est constamment en équilibre avec l'extérieur ;
- **transformation rapide** : le système n'a pas le temps d'échanger de la chaleur avec l'extérieur.

Par exemple, si on compresse une seringue d'un volume  $V_1$  à un volume  $V_2$ , le système étant l'air à l'intérieur de la seringue. Si la transformation est lente, la température à l'intérieur reste tout le temps égale à la température extérieure. Par contre, si la compression est très rapide, la température à l'intérieur de la seringue va augmenter. Selon les cas, l'état final du système ne sera pas le même.

On différencie ensuite les transformations selon l'évolution des variables d'état :

- si le volume du système reste constant, la transformation est dite **isochore** ;
- si la température du système reste constante, la transformation est **isotherme** ;
- si la pression du système reste constante, la transformation est **isobare** ;
- si la température extérieure reste constante, la transformation est **monotherme** ;
- si la pression extérieure reste constante, la transformation est **monobare**.

## 2 Travail des forces de pression

Une des manières de fournir de l'énergie à un système thermodynamique est de modifier son volume en présence de forces de pression.

Calculons le travail infinitésimal  $\delta W$  des forces de pression **reçu** par le gaz compris dans un piston au cours d'une variation infinitésimale de volume  $dV$  :

$$\delta W = \vec{F} \cdot d\vec{l} = -P_{ext} S \vec{u}_x d\vec{u}_x = -PdV.$$

On peut vérifier facilement l'homogénéité.

- Si  $dV < 0$ , alors  $\delta W > 0$ , en effet, il faut fournir de l'énergie au système pour le comprimer, c'est compatible avec la convention thermodynamique ;
- Si  $dV > 0$ , alors  $\delta W < 0$ , en effet, le système fournit de l'énergie à l'extérieur en se détendant, c'est compatible avec la convention thermodynamique (le travail reçu par le système est négatif = il fournit du travail à l'extérieur).

Attention, le travail total reçu par le système dépend de la transformation suivie : ce n'est pas une fonction d'état (c'est-à-dire qu'il ne dépend pas que de l'état final et de l'état initial). C'est pour ça que le travail infinitésimal est noté  $\delta W$  et non  $dW$ .

Application : Calculons le travail reçu par un GPM passant de l'état initial ( $P_1 = V_1 = T_0$ ) à l'état ( $P_2 = 3P_1, V_2, T_0$ ) selon les deux transformations suivantes : soit une transformation isotherme, soit une transformation isobare suivie d'une transformation isochore.

Dans les deux cas, le volume final est obtenue en utilisant la relation d'état des gaz parfaits, donc  $V_2 = V_1/3$ .

Pour la transformation isotherme, on a tout le temps  $PV = nRT_0$  donc  $P = \frac{nRT_0}{V}$ . Le travail reçue par le système est alors :

$$W_1 = \int_{V_1}^{V_2} -PdV = \int_{V_1}^{V_1/3} -\frac{nRT_0}{V}dV = nRT_0 \ln 3,$$

donc le système reçoit bien du travail comme attendu.

Pour la deuxième transformation, on va écrire le travail reçu comme la somme des travaux reçus pour chaque partie :

$$\begin{aligned} W_2 &= \underbrace{\int_{V_1}^{V_2} -PdV}_{\text{isobare}} + \underbrace{\int_{V_2}^{V_2} -PdV}_{\text{isochore}} \\ &= \frac{2P_1V_1}{3} + 0 \end{aligned}$$

Pour une transformation isochore, travail des forces de pression est nul, pour une transformation isobare à la pression  $P$  il est  $W = -P\Delta V$ .

## 2.1 Interprétation graphique

Les variables pertinentes pour déterminer le travail des forces de pression sont la pression et le volume, il est donc normal tracer le chemin suivi dans le diagramme de Clapeyron ( $P, V$ ).

Alors le travail reçu  $W = \int -PdV$  est directement lié à l'aire de la courbe située sous le chemin suivi, il sera positif si on va de droite à gauche (si  $\Delta V < 0$ , compression), et négatif dans l'autre sens ( $\Delta V > 0$ , détente).

Dans le cas d'un cycle, on peut alors faire la différence entre les deux points extrémaux ( $V_{min}$  et  $V_{max}$ ) : si le cycle est parcouru dans le sens horaire, le travail reçu pendant un cycle est négatif (cycle moteur), si le cycle est parcouru dans le sens trigonométrique, le travail reçu est positif (cycle récepteur).

## 3 Transfert thermique

### 3.1 Définition

Entre deux systèmes, l'énergie peut être transférée de plusieurs manières différentes, par exemple un échange d'énergie cinétique lors d'une collision, ou la transformation d'énergie potentielle en énergie cinétique pour une masse et un ressort.

Lorsqu'il y a transfert d'énergie uniquement au niveau microscopique sans changement à l'échelle macroscopique (c'est-à-dire lorsqu'il y a uniquement variation d'énergie interne) on parle de **transfert thermique** : c'est ce qu'on appelle communément chaleur ou quantité de chaleur.

Les transferts thermiques peuvent se faire de trois façons :

- par conduction : c'est la propagation de chaleur dans un corps par agitation de proche en proche des molécules sans mouvement macroscopique : par exemple, le fait que les bords d'une casserole sont chauds même si la source de chaleur est uniquement dessous ;
- par convection : c'est la propagation de chaleur due à un mouvement macroscopique de matière, par exemple le fait que l'eau chauffée au fond de la casserole remonte à la surface ;
- par rayonnement : c'est la propagation de chaleur grâce aux ondes électromagnétiques, en l'absence de matière, par exemple la chaleur qui nous vient du Soleil.

## 3.2 Convention et vocabulaire

Par convention, et comme pour le travail, on compte toujours comme positif une grandeur **reçue** par le système. Ainsi si la chaleur  $Q$  reçue par le système est positive, cela veut dire que le transfert de chaleur s'est fait effectivement de l'extérieur vers le système. A l'inverse, si la chaleur reçue  $Q < 0$ , cela veut dire que le système a cédé de l'énergie à l'extérieur sous forme de chaleur.

Un milieu est dit **isolant** (thermique) s'il ne permet pas (bien) le transfert de chaleur, comme par exemple les gaz, le bois, la laine etc. Dans ce cas, il y a toujours transfert thermique, mais l'isolant le réduit.

Un milieu est dit **conducteur** (thermique) s'il permet de transférer de la chaleur facilement, comme par exemple les métaux.

Les parois d'un système qui empêchent les transferts de chaleur sont parfois dites **adiathermanes**, mais la plupart du temps on dira que le système est **calorifugé** ou **adiabatique** (comme par exemple, les sacs "isothermes" de supermarché). De même, une transformation lors de laquelle aucune chaleur n'est échangée est dite **adiabatique**.