

CONNAISSANCES DE BASE

PRINCIPES DE BASE DE LA THERMODYNAMIQUE

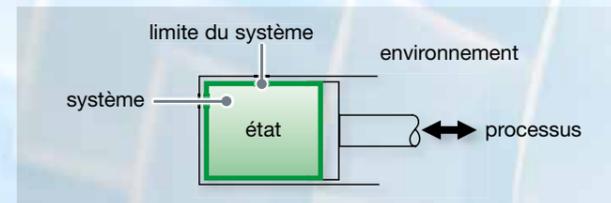
La thermodynamique est la théorie générale des processus de conversion d'énergie et de matière: Les modifications de la distribution de l'énergie entre des formes différentes ont pour effet de créer du travail. Les principes de base de la thermodynamique ont

été développés en étudiant les rapports entre volume, pression et température sur les machines à vapeur. Le choix de thèmes concerne les appareils de base présentés dans ce chapitre.

SYSTÈMES ET LOIS DE LA THERMODYNAMIQUE

- **système:** zone de l'étude thermodynamique
- **environnement:** zone extérieure au système
- **limite du système:** démarcation entre le système et l'environnement
- **processus:** influences de l'extérieur sur le système
- **état:** ensemble de toutes les propriétés mesurables à l'intérieur du système

- **grandeurs d'état:** toutes les propriétés mesurables du système servant à décrire son état
- **transformation d'état:** effet d'un processus sur l'état



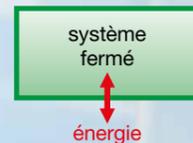
SYSTÈME OUVERT

de l'énergie ou de la matière peuvent être échangées avec l'environnement en dehors des limites du système



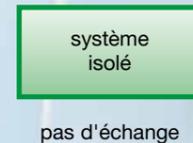
SYSTÈME FERMÉ

aucune masse ne dépasse les limites du système



SYSTÈME ISOLÉ

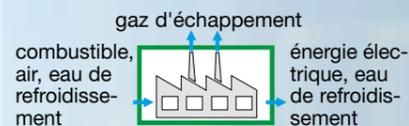
ni la masse ni l'énergie ne dépassent les limites du système



1er principe de la thermodynamique:

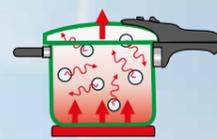
l'énergie ne se perd ni ne se crée, elle passe seulement d'une forme à une autre (elle se transforme). Le transfert d'énergie sous forme de chaleur ou de travail agit de la manière suivante sur les trois systèmes:

une variation de l'énergie du flux de matière



sur l'exemple d'une centrale thermique

une augmentation de l'énergie interne du système



sur l'exemple d'un autocuiseur

l'énergie est constante

des conversions d'énergie thermodynamiques peuvent avoir lieu à l'intérieur du système



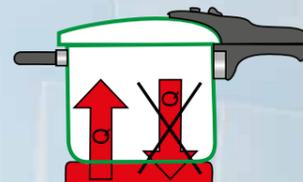
sur l'exemple d'une bouteille thermos idéale

2e principe de la thermodynamique:

tous les processus naturels et techniques sont irréversibles.

Le 2e principe est une restriction du 1er, car dans la réalité, lors de tout processus, de l'énergie est libérée à l'environnement. Cette énergie ne peut être ni utilisée ni reconvertie.

En prenant l'exemple de l'autocuiseur: une fois que l'intérieur de la casserole est chaud, il est impossible de retransférer cette chaleur à la plaque chauffante bouillante.



GRANDEURS ET FONCTIONS D'ÉTAT THERMODYNAMIQUES

Les **grandeurs d'état** sont les propriétés mesurables d'un système. Pour décrire l'état d'un système, il faut indiquer au moins deux grandeurs d'état indépendantes telles que la **pression (p)**, la **température (T)**, le **volume (V)** ou la **quantité de matière (n)**. Les **fonctions d'état** en découlent.

- **énergie interne (U):** l'énergie thermique du système fermé au repos. Au cours des processus, l'énergie apportée de l'extérieur entraîne une modification de l'énergie intérieure.

$$\Delta U = Q + W$$

- ▶ **Q:** énergie thermique apportée au système,
- ▶ **W:** travail mécanique exercé sur le système, ce qui entraîne un apport de chaleur

- **enthalpie (H):** définie comme étant la somme de l'énergie interne et du travail de déplacement $p \cdot V$
 $H = U + p \cdot V$

- **entropie (S):** renseigne sur l'ordre d'un système et sur les possibilités afférentes de disposition des particules dans le système

- La modification de l'entropie dS est appelée **chaleur réduite**.

$$dS = \delta Q_{rev} / T$$

- ▶ δQ_{rev} : modification réversible de la chaleur
- ▶ **T:** température absolue

TRANSFORMATION D'ÉTAT DES GAZ

En physique, on a introduit un modèle idéalisé d'un gaz réel, afin de pouvoir expliquer plus simplement les processus des gaz. Ce modèle représente une simplification importante des états réels et est désigné sous le terme de gaz idéal. De nombreux processus thermodynamiques des gaz en particulier peuvent être expliqués et décrits mathématiquement à l'aide de ce modèle.

Équation d'état pour les gaz idéaux:

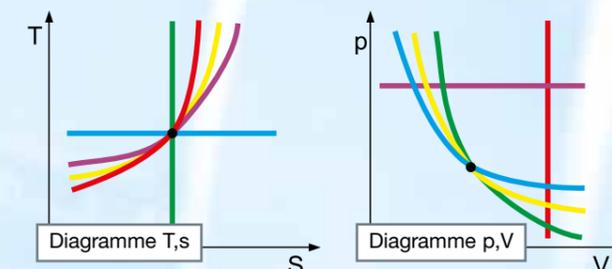
$$p \cdot V = m \cdot R_s \cdot T$$

- ▶ **m:** masse
- ▶ **R_s:** constante de gaz spéc. du gaz concerné

Transformations d'état d'un gaz idéal:

Transformation d'état	isochore	isobare	isotherme	isentropique	isenthalpique
Condition	V = constante	p = constante	T = constante	S = constante	H = constant
Conséquence	dV = 0	dp = 0	dT = 0	dS = 0	dH = 0
Loi	p/T = constant	V/T = constant	p · V = constant	p · V ^κ = constant κ = exposant isentropique	p · V = constant

On peut représenter avec clarté les transformations d'état dans des diagrammes.



CONNAISSANCES DE BASE

PRINCIPES DE BASE DE LA THERMODYNAMIQUE

TRANSPORT DE CHALEUR

On distingue deux types de transport de chaleur différents sur le plan physique:

- le transport lié à la matière par conduction et convection
- le transport non lié à la matière par rayonnement thermique

TRANSPORT LIÉ À LA MATIÈRE

Convection = écoulement de chaleur: transport de chaleur dans des liquides en écoulement ou des gaz sous l'effet d'un mouvement de la matière.

Dans le cas de la convection forcée, l'écoulement est provoqué par des forces extérieures.

- exemples: pompe de chauffe-eau, ventilateur de PC.

Si l'écoulement est provoqué par des différences de densité liées à des températures différentes à l'intérieur du fluide, on parle de convection libre ou naturelle.

- exemples: mouvement de l'eau lors du réchauffage dans une casserole, par vent chaud, Gulf Stream, dans le conduit d'évacuation d'une cheminée.

L'illustration montre une convection libre: les molécules d'air réchauffées par le feu montent en raison des différences de densité.

Conduction ou diffusion thermique: transport de chaleur dû à l'interaction directe des molécules (p. ex. chocs des molécules) à l'intérieur d'une matière solide ou d'un fluide au repos.

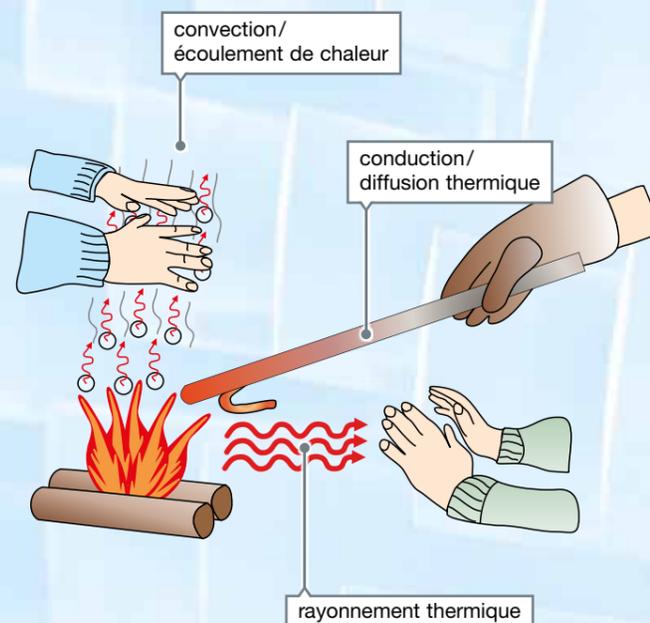
Sur l'illustration, la chaleur à l'intérieur du tisonnier est transférée du feu jusqu'au gant grâce à l'interaction des molécules.

La quantité de chaleur transportée dépend ici du matériau, de la longueur, de la coupe transversale, de la durée d'action ainsi que du différentiel de température entre une extrémité et l'autre du conducteur thermique.

TRANSPORT DE CHALEUR SANS MATIÈRE

Rayonnement thermique ou rayonnement de température: transport d'énergie sous l'effet d'oscillations électromagnétiques sur une plage de longueurs d'onde définie.

L'illustration montre l'apparition d'oscillations électromagnétiques dans le feu, celles-ci sont libérées sous la forme d'un rayonnement de chaleur dans toutes les directions.



TRANSITION ENTRE PHASES

On appelle phase un état gazeux, liquide ou solide dans un système homogène de substances. La phase dépend des grandeurs d'état thermodynamiques que sont la pression p et la température T .

On appelle transition entre phases la transformation d'une phase en une autre:



Au-dessus du point critique ③, dans certains systèmes de substances comme l'eau, on ne distingue plus la phase gazeuse de la phase liquide. Les propriétés physiques du fluide se situent entre les deux phases: La densité correspond à celle de la phase liquide, et la viscosité à celle de la phase gazeuse. Cette phase est appelée «supercritique». Dans cette phase, le fluide ne peut ni s'évaporer, ni se condenser.

Certains systèmes de substances comme l'eau présentent une autre particularité qu'on appelle le point triple ①. On a ici un équilibre entre une phase solide mais aussi une phase liquide et une phase gazeuse. L'intégralité des six formes de la transition entre phases se déroule simultanément au point triple.

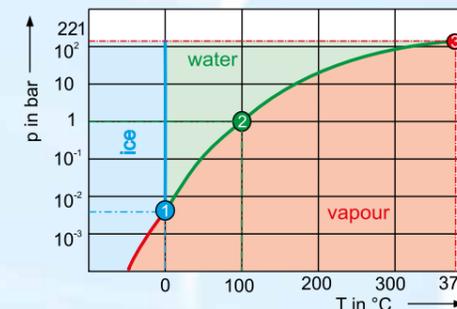


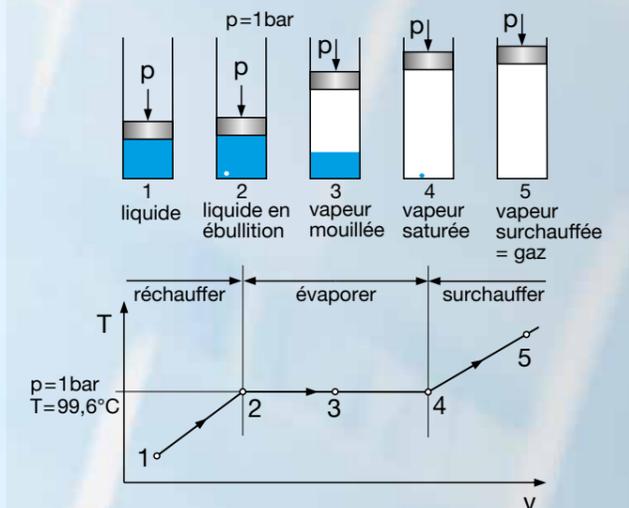
Diagramme température-pression de l'eau

■ courbe de sublimation, ■ courbe du point d'ébullition, ■ courbe du point de fusion;

① point triple, ② point d'ébullition, ③ point critique

PROCÉDÉ D'ÉVAPORATION

On fait la distinction entre gaz idéal, gaz réel et vapeur. Dans le cas d'un gaz idéal, pression et volume se comportent exactement de manière inversement proportionnelle; pour un gaz réel c'est aussi le cas, mais seulement de manière approximative. Lors de l'évaporation, la modification de la pression en fonction du volume n'est que minimale, et dépend du degré de saturation.



Évaporation de l'eau: transformation d'état lors d'un réchauffage de l'eau à une pression constante $p = 1 \text{ bar}$

T température, v volume spécifique;

1 liquide, 2 liquide en ébullition,

3 vapeur (mouillée) insaturée, 4 vapeur saturée, 5 gaz

Dans un système fermé avec remplissage de liquide, un équilibre thermodynamique s'établit entre le liquide et sa phase de vapeur. Cet état est appelé état de saturation. La pression qui règne est appelée pression de vapeur ou pression de vapeur de saturation, la température est la température de saturation. Ces deux éléments permettent de tracer la courbe de pression de vapeur. Cette dernière est représentée sur le diagramme température-pression de l'eau.