

Cours Thermodynamique

- 4 séances du cours de 2h/semaine
- 2 séances de Travaux Dirigés de (2h puis 1h)/Semaine

Evaluation

- QUIZ 1: QCM durée 1h
- DS : Surveillé 2h

Allal CHAFI
Département EEA
Bureau: T304-HEI-YNCREA
E-mail: allal.chafi@yncrea.fr

Plan de cours

- Introduction: Définitions et utilité
- Généralités sur les machines thermiques
- Notions de base de la thermodynamique
- Principes de la thermodynamique
- Modélisation des machines thermiques

Introduction

Qu'est ce que la thermodynamique ?

- La thermodynamique est une science physique pour l'étude du mouvement des systèmes macroscopiques lié à la chaleur (Thermo – chaleur)-dynamique - mouvement
- La thermodynamique étudie aussi l'évolution ou les transformations des systèmes en considérant les variations d'état du système lors des échanges d'énergie entre le milieu extérieur et le système.
- Un outil d'ingénierie pour analyser/décrire la performance des systèmes comportant la production et la transformation de l'énergie

Approches microscopique et macroscopique

L'approche macroscopique consiste en une description du comportement global d'un système.

C'est la thermodynamique classique

L'approche microscopique consiste en une étude du comportement moyen des particules afin d'obtenir des informations sur le comportement global du système.

C'est la thermodynamique statistique

Chapitre 1

Généralités sur les machines thermiques

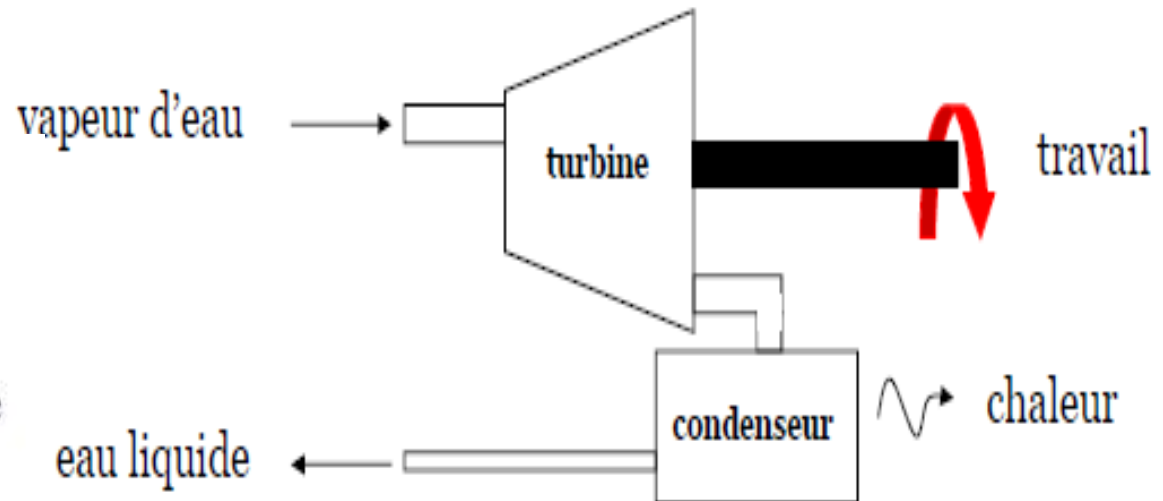
Machines productrices

Une machine thermique sera dite **productrice ou encore motrice** si l'énergie du fluide (liquide ou gaz) la traversant est utilisée à la **production d'un travail (énergie mécanique)**.

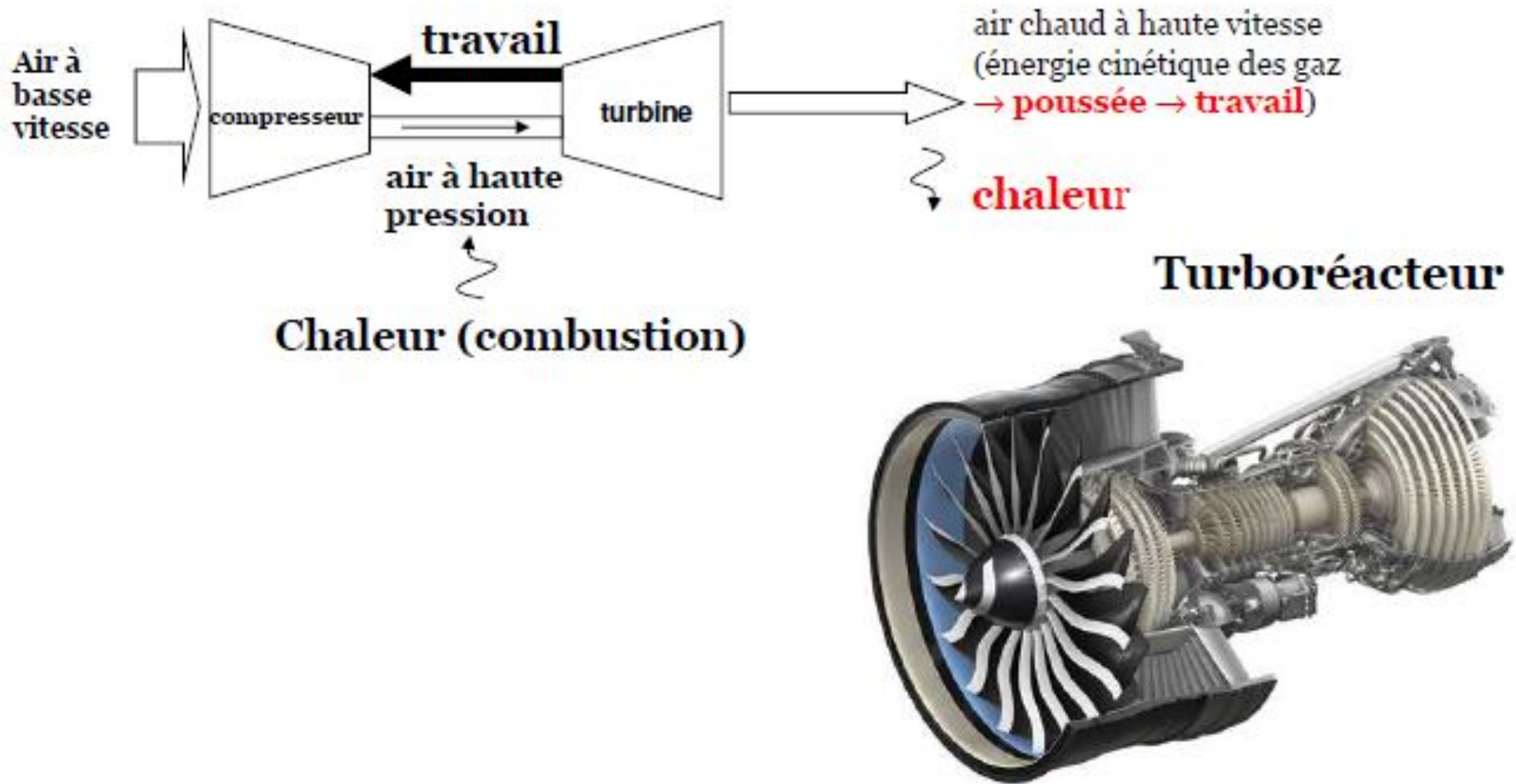
Turbine à vapeur



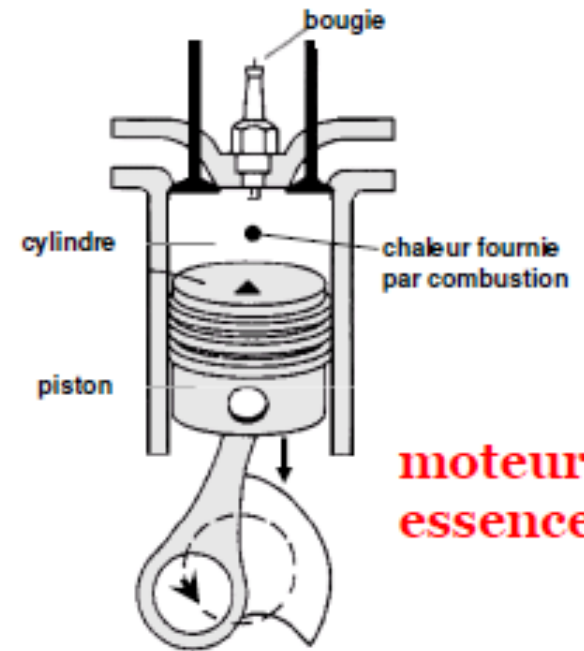
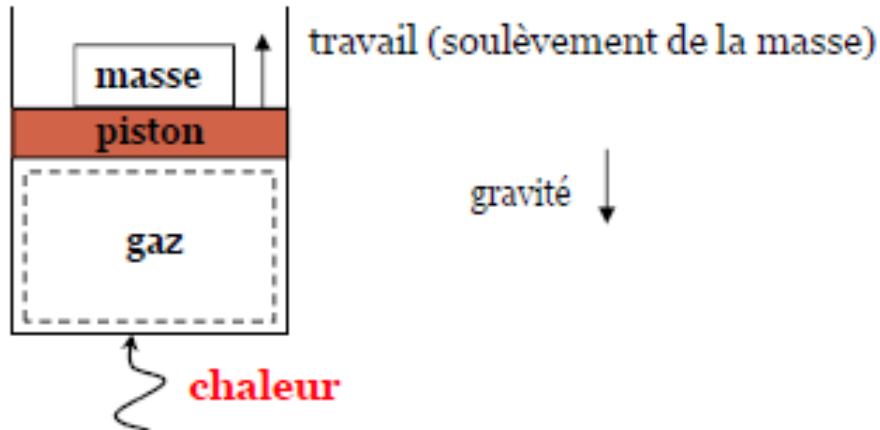
Centrale nucléaire



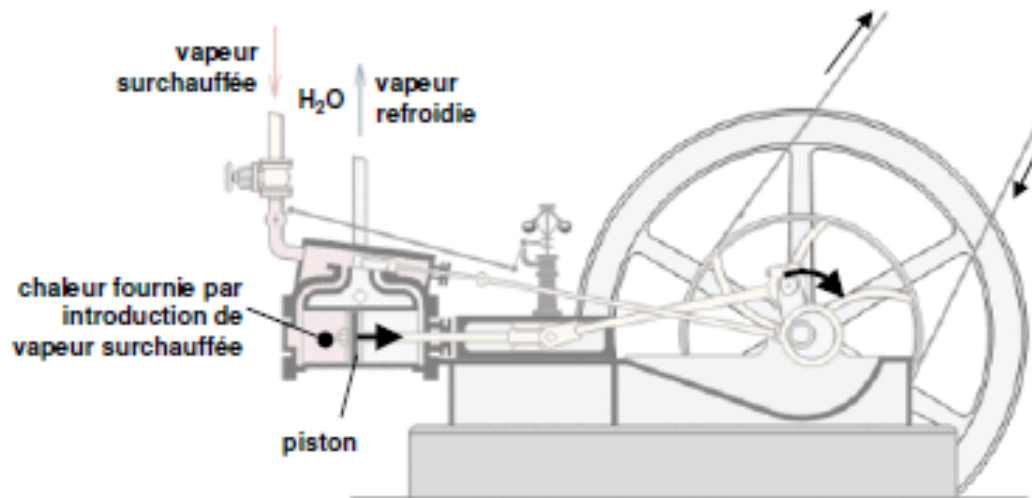
Turbine à gaz : propulsion aérienne ou productrice d'électricité via un alternateur ...



Moteurs automobiles



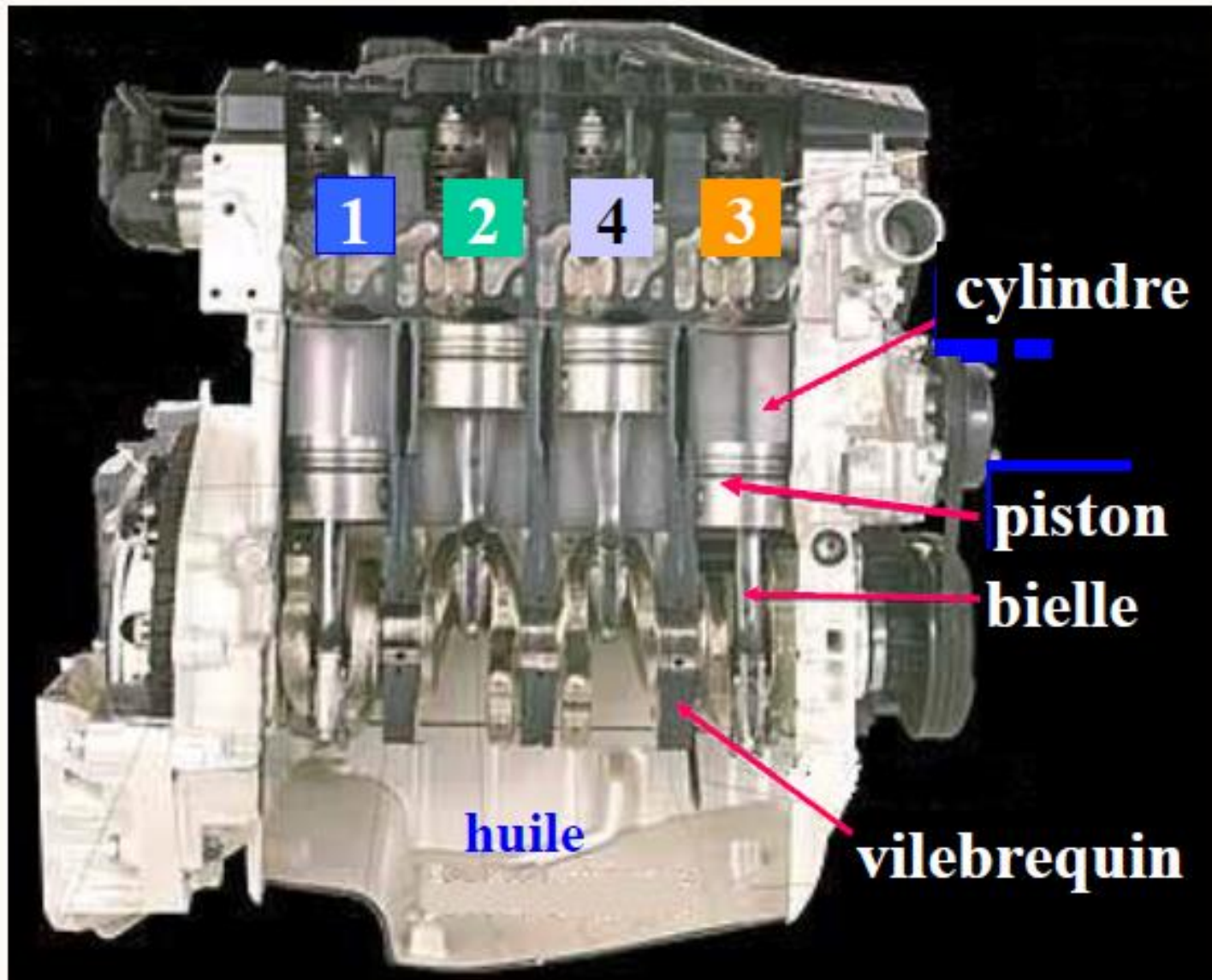
moteur à essence



moteur à vapeur

1 : admission

2 : compression



cylindre

piston

bielle

huile

vilebrequin

4 : échappement

3 : explosion-détente

Machines réceptrices

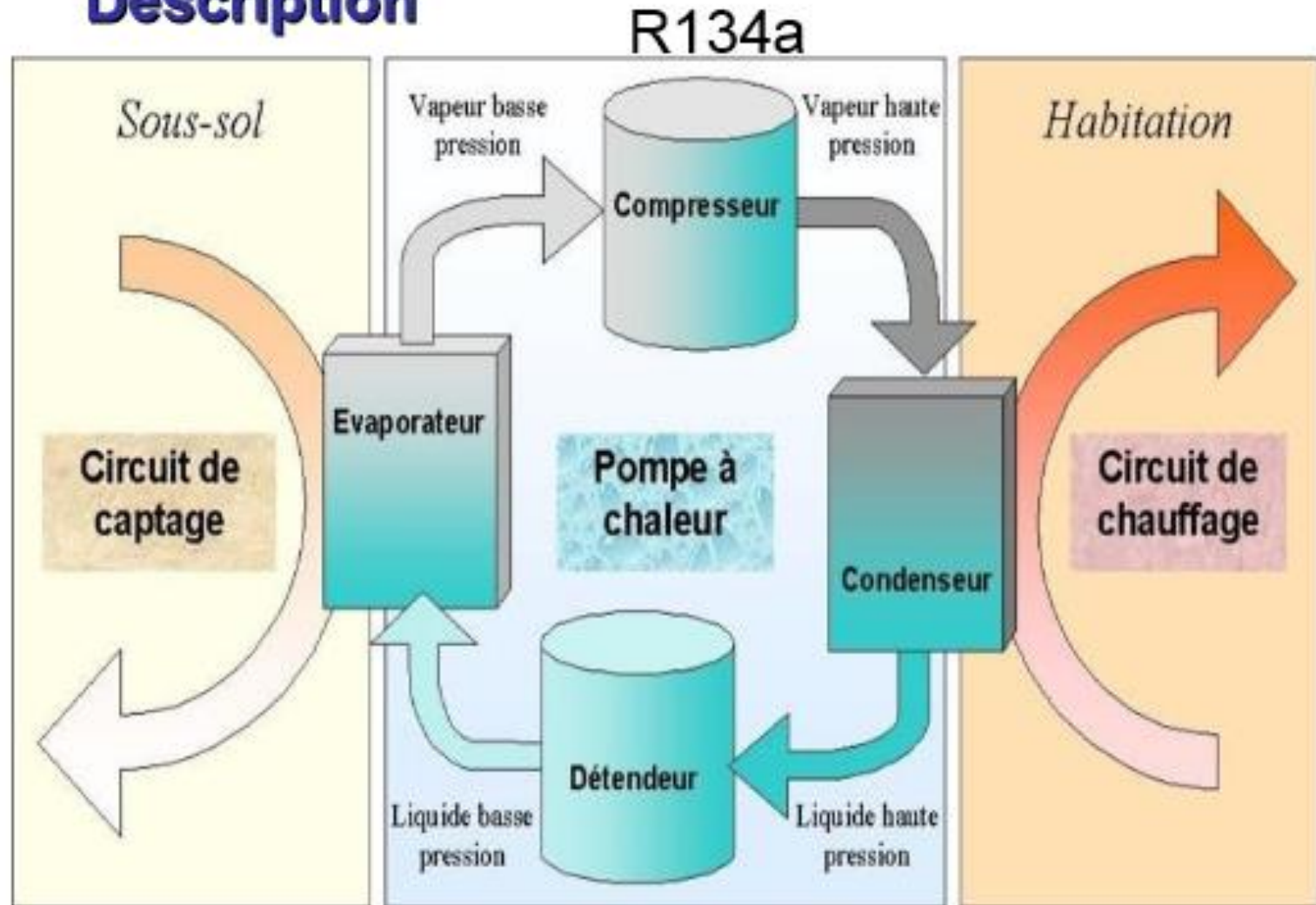
Une machine thermique sera dite **réceptrice** si elle absorbe de l'énergie sous forme de travail en vue de modifier **l'état du fluide** la traversant.

Exemples:

- Compresseur: compression d'un fluide
- Ventilateur – pompe: écoulement d'un fluide
- Machine frigorifique-pompe à chaleur...

Réfrigérateur et pompe à chaleur

Description

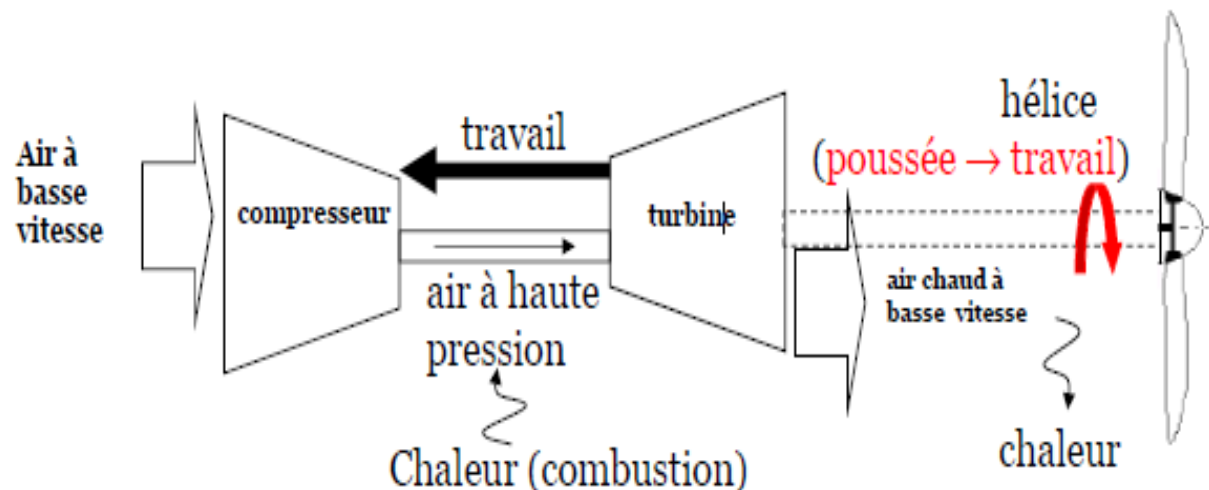
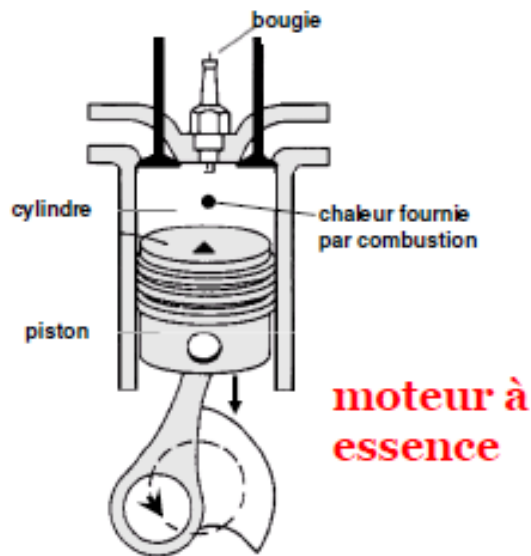


Combustion interne

Une machine sera dite **à combustion interne** si le fluide, pénétrant dans la machine à la température de la source froide, reçoit l'apport de chaleur au cours de son évolution au sein de la machine.

Moteur thermique de voiture, et autres propulsions marine ou terrestre, Turbine à gaz

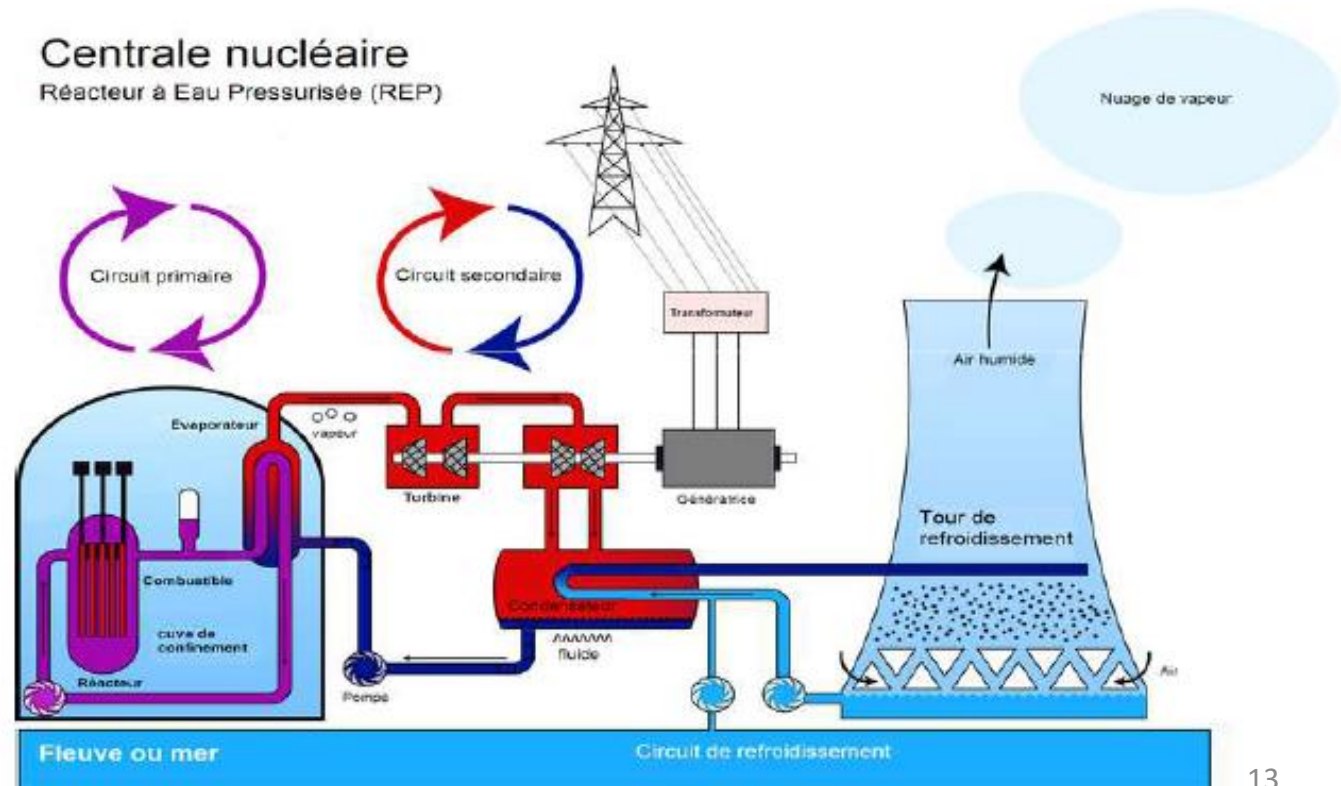
...



Combustion externe

Une machine sera dite **à combustion externe** si le fluide pénètre dans la machine à la température de la source chaude, l'apport de chaleur ayant lieu à l'extérieur.

Turbine à vapeur d'une centrale nucléaire, moteur Stirling, moteur d'Ericsson...



Capsulisme et Turbomachines

On appelle **capsulisme** tout mécanisme susceptible de fonctionner de manière périodique et indéfiniment renouvelé en imposant au fluide le traversant des variations de volume correspondant au cycle thermodynamique choisi et totalisant des travaux durant les différentes phases du cycle.

Les mécanismes à capsulismes portent aussi le nom de machines volumétriques.

Le capsulisme le plus fréquemment utilisé à l'heure actuelle est le système pistons cylindre, bielle, vilebrequin.

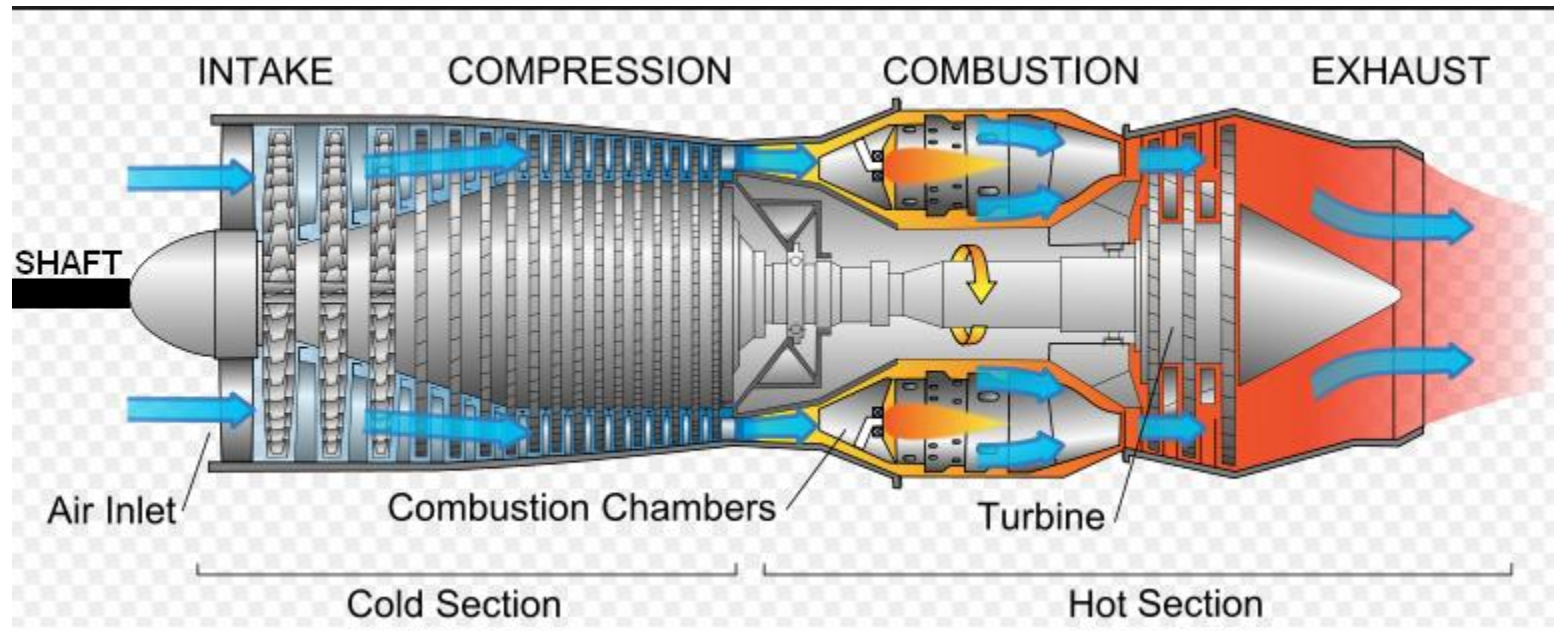
Les machines à capsulismes fonctionnent de manière périodique: ce sont des masses successives et séparées qui évoluent dans la machine.

Turbomachines

On appelle **turbomachine** tout mécanisme qui impose au fluide le traversant des variations de vitesse et des déviations qui entraînent des variations de pression et des travaux. Les mécanismes à turbomachine sont réalisés à l'aide de systèmes tournants.

Turbines à gaz, turbines à vapeur, turbines hydrauliques, ventilateurs, éoliennes ...

Les mécanismes à turbomachines sont traversés par un flux permanent qui y subit des transformations successives.



Analyse des systèmes énergétiques

A partir de l'analyse de l'architecture des systèmes énergétiques simples (centrales à vapeur, turbines à gaz, machines de réfrigération), nous montrerons qu'un tout petit nombre de composants sont mise en œuvre:

- les organes permettant de **compresser un fluide**, qu'ils soient **volumétriques** ou des **turbocompresseurs**
- les organes de **détente produisant du travail**, qui sont généralement des **turbines**
- les organes de **détente sans travail** comme les **détendeurs ou vannes**
- les **échangeurs de chaleur**, qui sont des dispositifs permettant d'apporter ou d'extraire de la chaleur par voie thermique
- les **chambres de combustion et les chaudières**, dans lesquelles on apporte de la chaleur en **brûlant un combustible**

Conversion de la chaleur

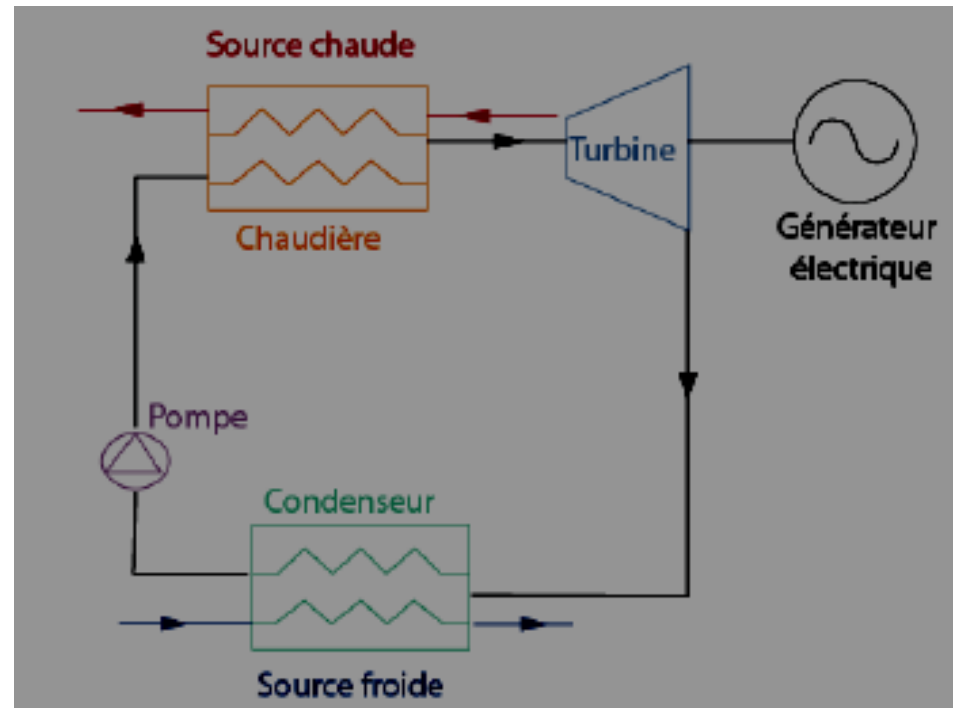
Une centrale à vapeur est un système énergétique qui convertit en électricité la chaleur dégagée par un combustible.

Le fluide de travail est de l'**eau** qui circule dans **quatre composants**

- une pompe
- une chaudière
- une turbine, généralement couplée à un alternateur
- un condenseur (échangeur de chaleur)



Le fonctionnement d'une centrale nucléaire.mp4



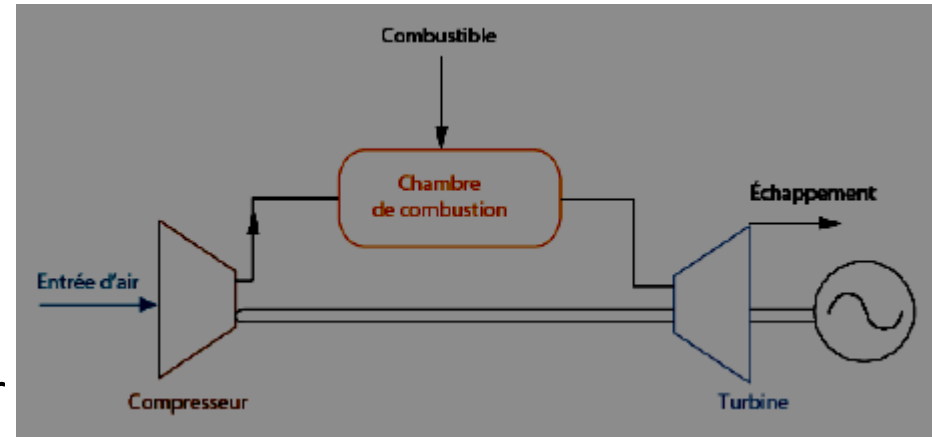
Turbine à gaz

Applications: production d'électricité ou propulsion

Fluide de travail: l'air et les gaz brûlés

Cette figure montre une turbine à gaz, qui met en jeu trois composants :

- Le compresseur qui aspire l'air extérieur
- La chambre de combustion, qui produit des gaz brûlés à haute température.
- Et la turbine, représentée ici comme un seul élément. Elle est généralement couplée à un alternateur.



Ce cycle permet de convertir de la chaleur à haute température en travail sur l'arbre moteur de la turbine. On parle de cycle moteur, tout comme pour le cycle de la centrale à vapeur.

Ce premier aperçu du fonctionnement d'une turbine à gaz nous a permis de voir que ce cycle met en jeu trois types de composants:

- 1) Un compresseur qui comprime le fluide de travail
- 2) Une chambre de combustion qui chauffe le fluide de travail
- 3) Une turbine qui détend le fluide de travail

Le cycle de la turbine à gaz peut ainsi être décomposé en trois fonctions successives.

- 1) Comprimer le fluide de travail
- 2) Le chauffer à haute température
- 3) Détendre le fluide de travail

Comme nous l'avons indiqué lors de la présentation des centrales à vapeur, on retrouve ces trois fonctions dans tous les cycles moteurs, se succédant dans cet ordre : on

comprime, on chauffe et on détend.

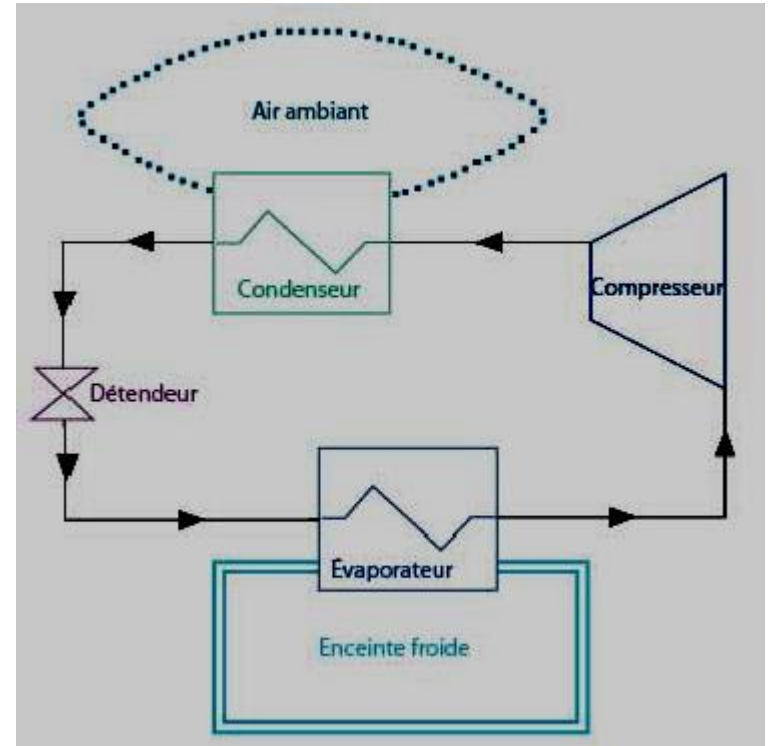
Production du froid et de la chaleur

Machine de réfrigération / Pompe à chaleur

Ce schéma montre qu'une machine de Réfrigération ou pompe à chaleur met en jeu quatre composants :

- un évaporateur
- un compresseur
- un condenseur
- un détendeur

Ce cycle permet de convertir le travail sur l'arbre du compresseur en production de froid à basse température. On parle de **cycle récepteur**.



Dans une installation de réfrigération à compression de vapeur, on cherche à maintenir une enceinte froide à une température inférieure à l'ambiance. Pour y arriver, on évapore un fluide frigorigène à basse pression (et donc basse température) dans un échangeur placé dans l'enceinte froide. Pour cela, il faut que la température T_{evap} du fluide frigorigène soit inférieure à celle de l'enceinte froide T_{ef} .

On notera que le cycle de la machine de réfrigération peut être décomposé en quatre fonctions successives :

- 1) Comprimer le fluide de travail
- 2) Le refroidir à haute pression
- 3) Détendre le fluide de travail
- 4) Le chauffer jusqu'à l'état initial

Dans tous les cycles récepteurs, on retrouve ces trois premières fonctions, se succédant dans cet ordre : **on**

comprime, on refroidit et on détend.

Quatre fonctions élémentaires

Nous avons vu précédemment que, même si les solutions techniques mises en œuvre sont très variées, les fluides de travail qui interviennent dans les trois machines que nous avons étudiées ne subissent que quatre types d'évolutions ou transformations distinctes

- des compressions → pompe si c'est un liquide, compresseur si c'est un gaz
- des détente avec production de travail → turbine
- des détente sans production de travail → vannes ou détendeur
- des changements de température (échauffements et refroidissements), avec ou sans changement de phase → chaudière, échangeurs de chaleur

Remarques

- les machines motrices, le fluide qui circule est successivement **comprimé, chauffé, détendu et refroidi**
- les machines réceptrices, le fluide qui circule est successivement **comprimé, refroidi, détendu et chauffé.**

Chapitre 2: Notions de base

Systemes, Etat du système, propriétés, transformations
température, pression , ...

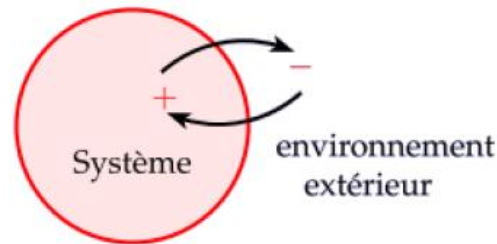
Systèmes thermodynamiques

Système: Une quantité de matière ou une région dans l'espace choisie pour étude.

Milieu extérieur: Tout ce qui est en dehors du système thermodynamique

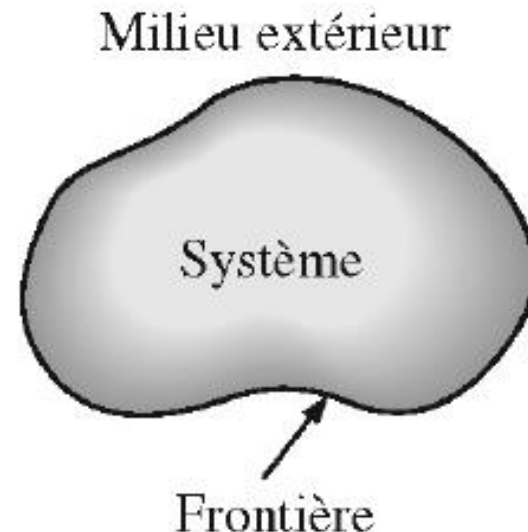
Frontière: surface fermée, réelle ou imaginaire, qui délimite le système et le sépare de milieu extérieur. Cette surface peut être fixe ou amovible.

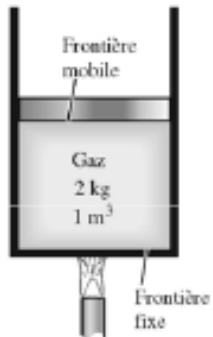
Univers: système + milieu extérieur



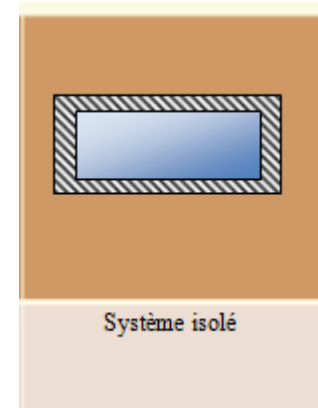
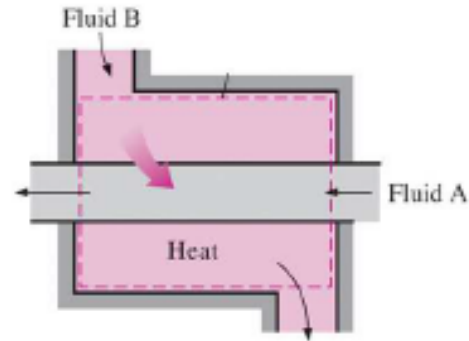
Par convention:

- L'énergie reçue par un système du milieu extérieur est **positive** ;
- L'énergie cédée au milieu extérieur par un système est **négative**.





Système fermé avec frontières mobiles



<i>Système</i>	<i>Echange Matière</i>	<i>Echange de travail</i>	<i>Echange de chaleur</i>	<i>Echange Energie</i>
isolé	non	non	non	non
fermé	non	oui	oui	oui
ouvert	oui	oui	oui	oui

Etat thermodynamique d'un système

Etat: l'état d'un système thermodynamique est défini habituellement par la valeur de ses variables comme la température, la pression et la masse volumique...

Décrire l'état macroscopique d'un système, c'est connaître la valeur d'un minimum de grandeurs physiques mesurables ou repérables: se sont les **variables d'état**

Fonctions (variables) d'état:

V: Volume

P: Pression

T: Température

U: Energie interne

H: Enthalpie

S: Entropie

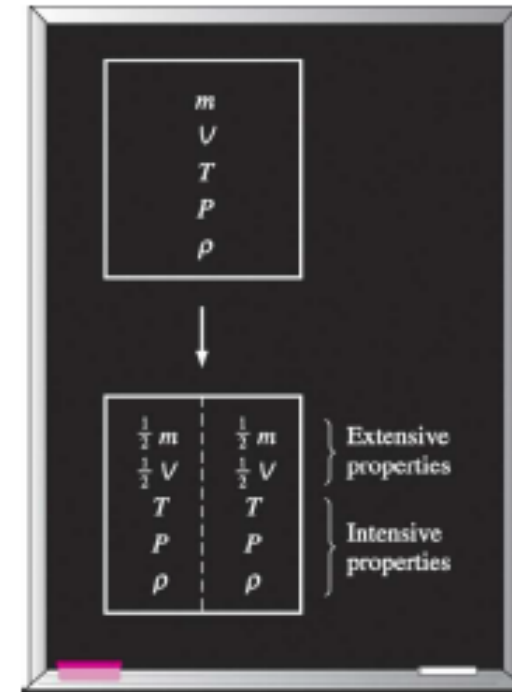
Propriété thermodynamique

1) Propriété extensive: Dépendantes de la masse

Exemple: masse (M), volume (V)

2) Propriété intensive: propriété indépendante de la masse

Exemples: pression (P), température (T)



On appelle **variables conjuguées**, un couple de deux variables vérifiant les propriétés suivantes :

- ✓ L'une est **intensive** et l'autre **extensive**.
- ✓ Leur produit est homogène à une énergie.

Etat d'équilibre thermodynamique et équation d'état

L'équilibre thermodynamique est un état dans lequel toutes les variables d'état sont constantes dans le temps

A l'équilibre thermodynamique, il existe une fonction caractéristique f , Qui permet de déterminer complètement l'état du système à l'équilibre thermodynamique

$$f(p, V, T) = 0$$

P : pression

V : Volume

T : Température

Exemple: un fluide dont on connaît la nature et la masse

ces coordonnées sont P(Pa), V(m³) et T(K).

Evolution

C'est une transformation faisant passer le système d'un état initial à un état final, ce qui implique le changement de la valeur d'au moins une propriété.

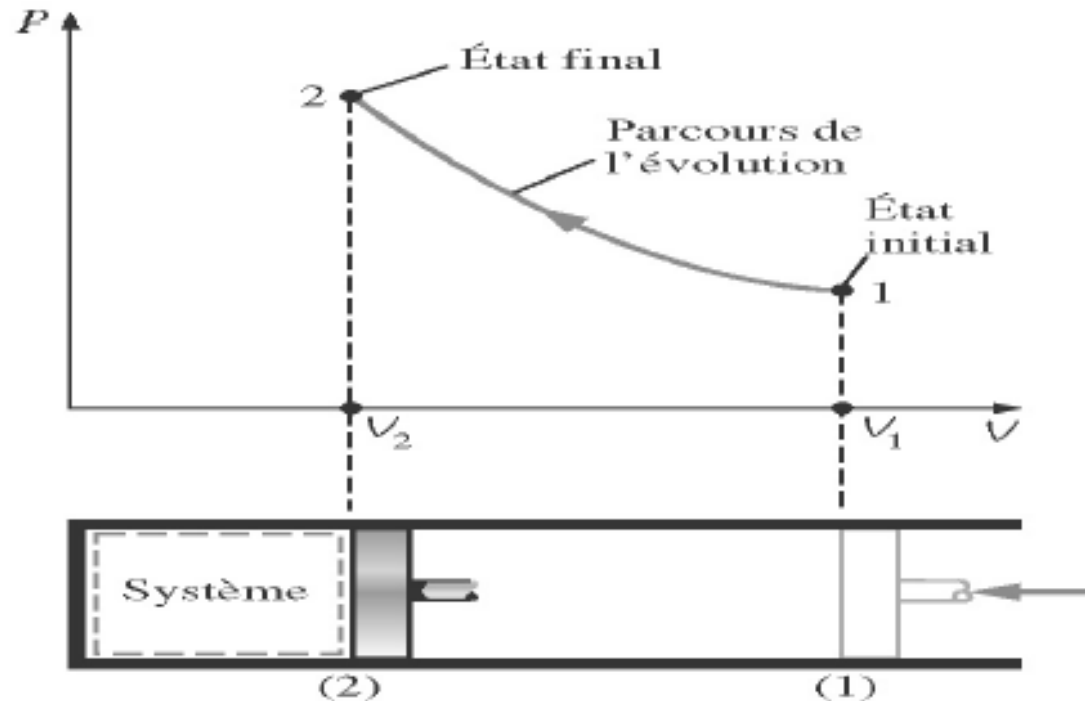
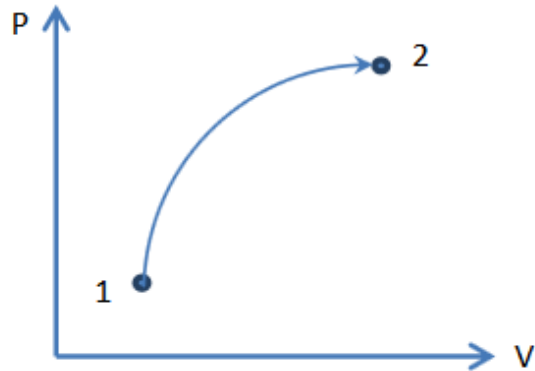
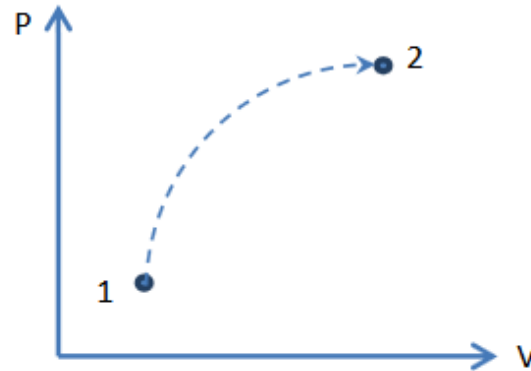


Diagramme P-V ou Clapeyron

Transformations réversible et irréversible



transformation réversible



transformation irréversible

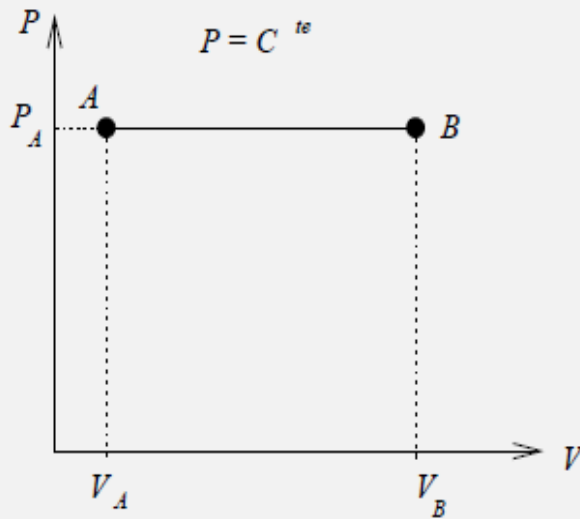
- **Transformations réversibles** ou (idéales): ce sont les transformations infiniment lentes d'une succession d'états d'équilibres.
- **Transformations irréversibles** (réelles): ce sont des transformations rapides et brutales hors équilibre.

La réversibilité d'une transformation exige que le système passe par une infinité d'états Intermédiaires.

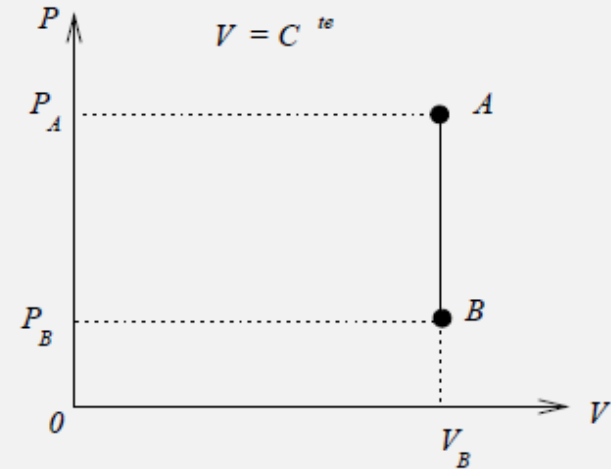
Les transformations naturelles spontanées sont irréversibles; elles ne peuvent évoluer que dans un seul sens.

Transformations thermodynamiques

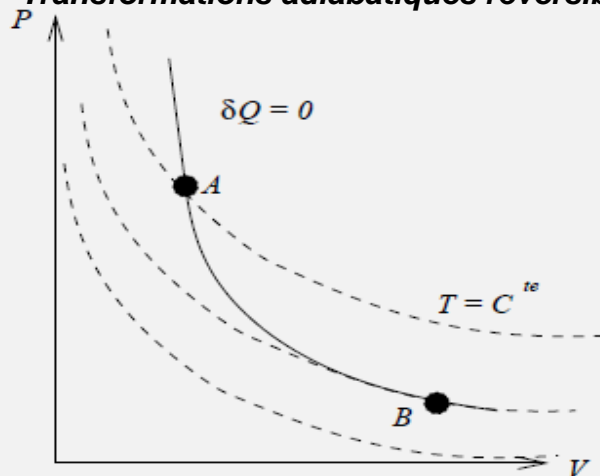
Transformations isobares réversibles



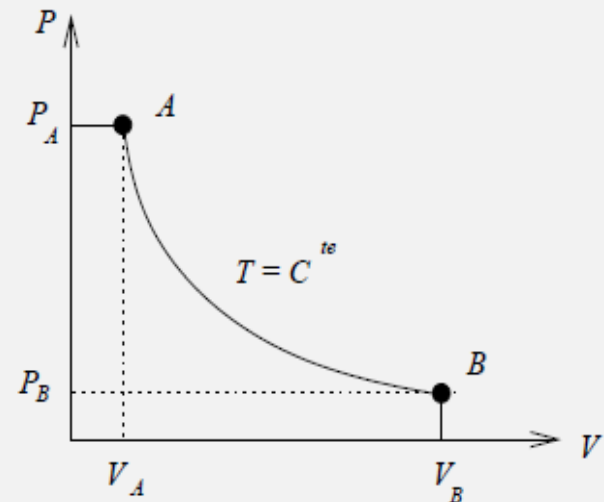
Transformations isochores réversibles



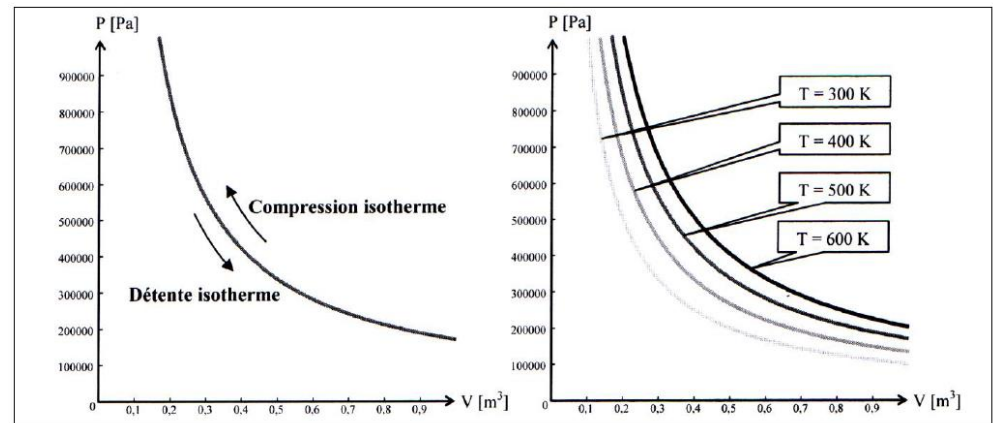
Transformations adiabatiques réversible



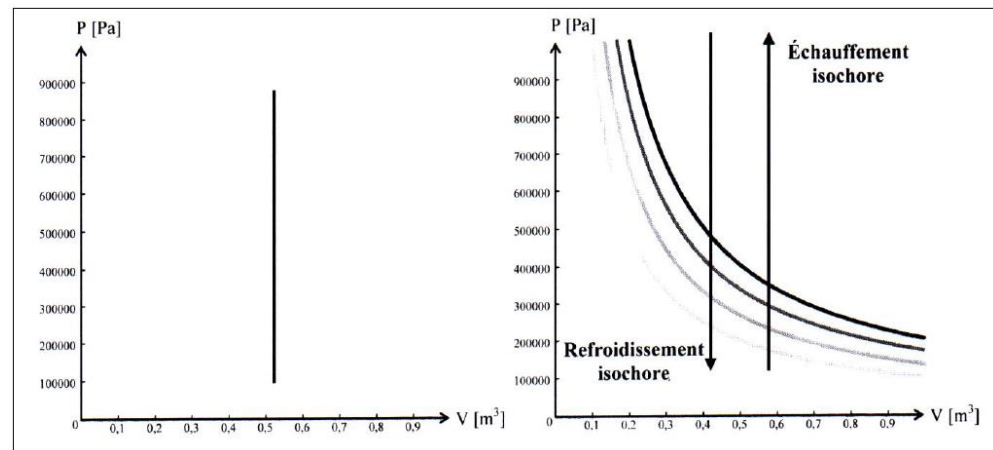
Transformations isothermes réversibles



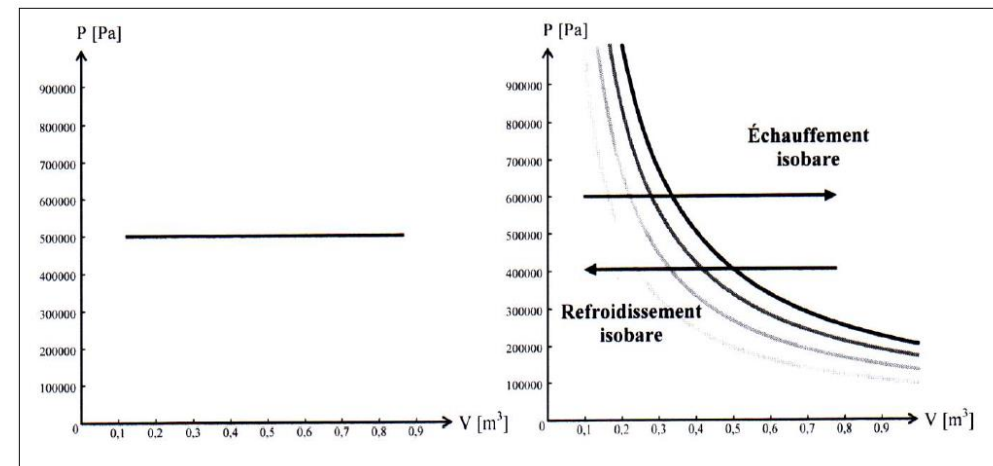
Transformations isothermes réversibles



Transformations isochores réversibles



Transformations isobares réversibles



Thermodynamique des gaz parfaits

Le modèle du gaz parfait

Définition

On appelle gaz parfait un ensemble de molécules sans interaction entre elles en dehors des chocs élastiques. Les molécules ne s'attirent ou ne se repoussent pas, elles ne font que se cogner les unes aux autres.

Equation d'état des gaz parfaits

$$PV = nRT$$

P : pression du gaz [Pa]

V : volume du gaz [m^3]

n : quantité de matière du gaz [mol]

R : constante des gaz parfaits [J.mol.K^{-1}]

T : température absolue [K]

La constante des gaz parfaits a pour valeur :

$$R = 8,314 \text{ J.mol.K}^{-1}$$

Applications

Exprimer p , fonction d'état, en fonction des variables d'état d'un gaz parfait. Donner l'équation caractéristique.

Exprimer dp en fonction des variables V et T .

dp est-elle une différentielle totale exacte ?

La température

- ❑ La température est une notion statistique: elle reflète (représente) l'énergie cinétique moyenne de particules.
- ❑ On ne peut pas mesurer directement la température, il faut utiliser un phénomène qui dépend de la température: la dilatation thermique, la résistance électrique...

Echelles communes: basées sur des phénomènes facilement reproductibles.

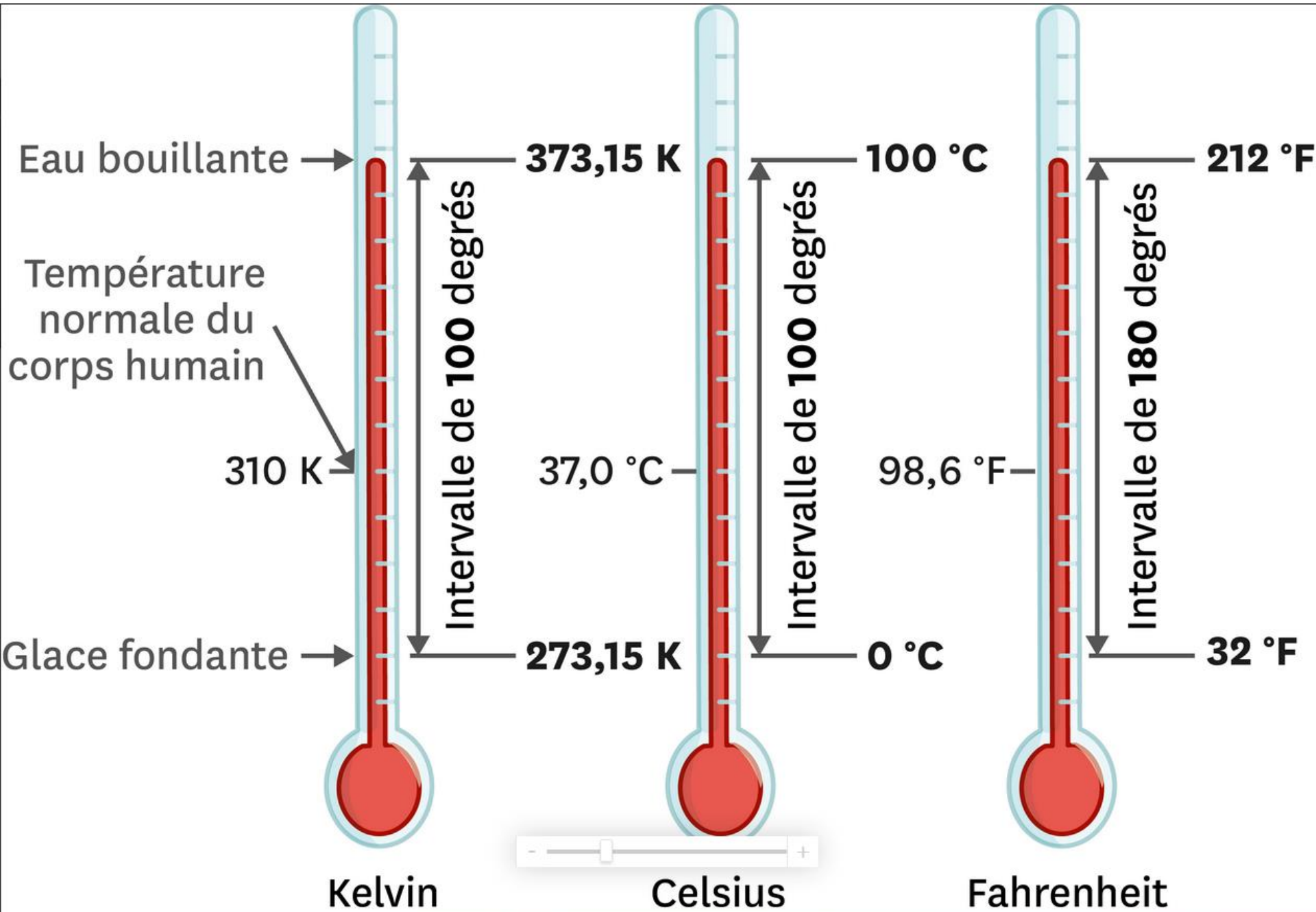
Exemple: échelle Celsius, basée sur les points de congélation et d'évaporation de l'eau, définis comme 0°C et 100 °C

Echelles thermodynamiques: indépendantes des propriétés de la matière. Pour les gaz à basse pression, la pression est proportionnelle à la température lorsque le volume est constant.

Echelle Kelvin : Cette échelle considère que la limite inférieure d'agitation des molécules se situe à - 273,15°C soit 0 K.

On note les températures dans l'échelle Kelvin K, on utilise le symbole T

$$T_K \text{ (Kelvin)} = \theta^{\circ}\text{C} \text{ (Celsius)} + 273.15$$



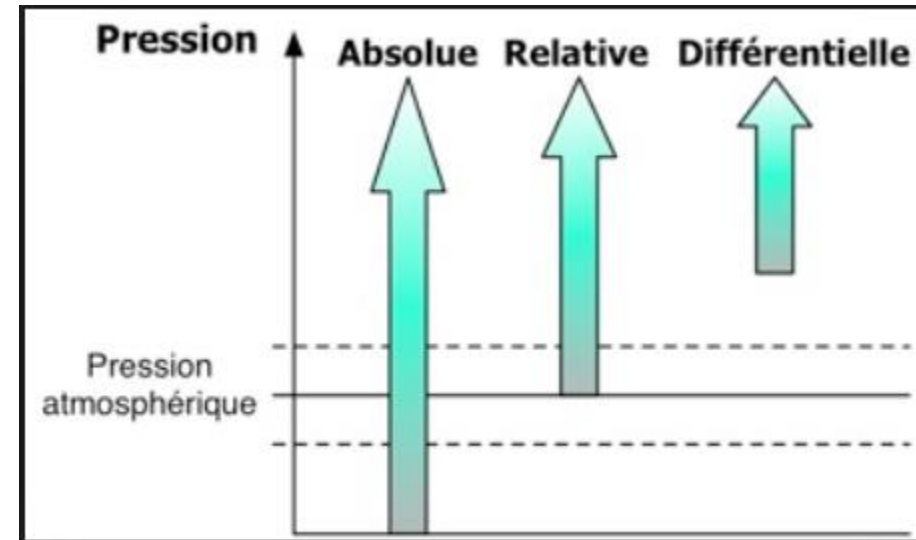
La pression

La pression absolue : C'est la pression réelle, dont on tient compte dans les calculs sur les fluides (gaz ou liquide).

La pression atmosphérique ou pression barométrique : La pression atmosphérique moyenne au niveau de la mer, à 15 °C, est d'environ 1013 mbar. Elle peut varier, avec la pluie ou le beau temps. Elle est fonction de l'altitude (hydrostatique).

La pression relative : C'est la différence de pression par rapport à la pression atmosphérique.

Pression différentielle : C'est une différence entre deux pressions, dont l'une sert de référence



$$P_{\text{absolue}} = P_{\text{relative}} + P_{\text{atm.}}$$

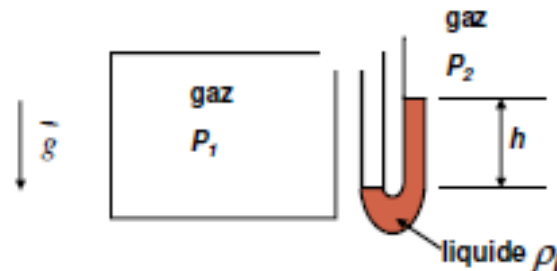
Équation fondamentale de la statique des fluides

Si le fluide est incompressible : sa masse volumique est constante.

$$P(z) + \rho g z = cte$$

$$P(B) - P(A) = \rho g(z_A - z_B)$$

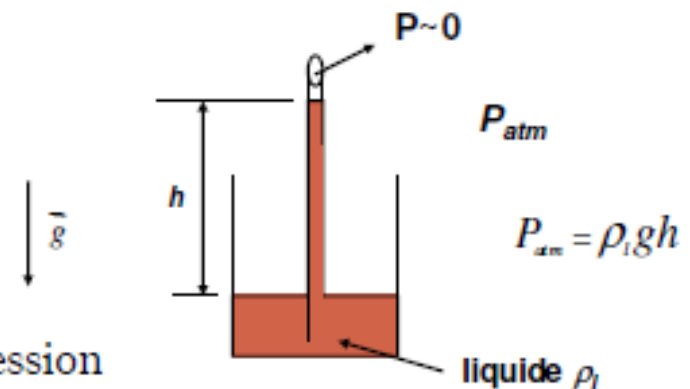
Manomètre: pression différentielle



$$P_1 - P_2 = \rho_l g h$$

'pression manométrique': pression différentielle par rapport à la pression atmosphérique.

- **baromètre**: pression atmosphérique



capteurs de pression: mesure la force exercée par la pression

- Déformation d'un solide (changement de résistance électrique)
- Matériaux piézo-électriques (force → voltage)

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

Débit volumique et massique

Débit volumique

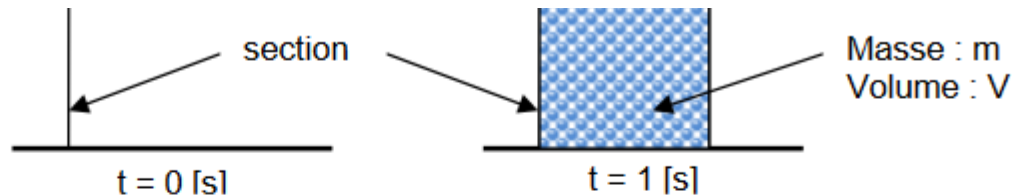
notation
q_v

unité
mètre cube par seconde

symbole de l'unité
$m^3.s^{-1}$

Le débit volumique est le volume de fluide qui s'écoule durant l'unité de temps au travers d'une section donnée.

$$q_v = \frac{V}{t}$$



Débit massique

notation
q_m

unité
kilogramme par seconde

symbole de l'unité
$kg.s^{-1}$

Le débit massique est la masse de fluide qui s'écoule durant l'unité de temps au travers d'une section donnée.

$$q_m = \frac{m}{t}$$

q_m
m
t

débit massique
masse
temps

$kg.s^{-1}$
kg
s

Relation débit massique débit volumique

Pour une **température** et une **pression** donnée :

$$q_m = \rho \times q_v$$

Débit volumique dans une section constante

$$q_v = S \times v$$

Avec S en m^2 et v en m/s

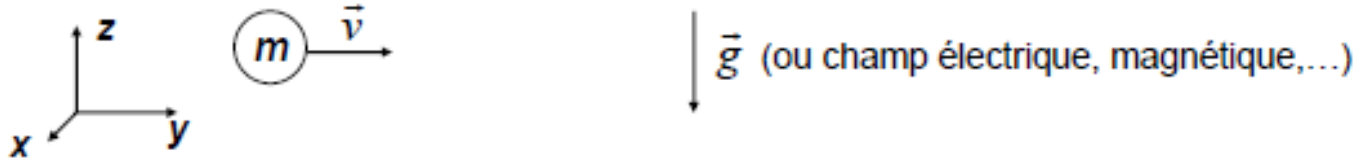
Principes de la thermodynamique

Premier principe de la thermodynamique:

Systèmes fermé et ouvert

Notion d'énergie

A- Energie macroscopique: *Energie que le système en entier possède par rapport à un système de référence.*



i- Energie cinétique: Energie due au mouvement dans le système de référence

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

$$e_c = \frac{E_c}{m} = \frac{1}{2}v^2$$

ii- Energie potentielle: Energie due à la hauteur/position d'un système dans un champs de force

$$E_p = mgz$$

$$e_p = \frac{E_p}{m} = gz$$

B- Energie microscopique (interne)

Énergie liée à la structure et l'activité moléculaire du système. Cette énergie, qu'on appelle aussi *l'énergie interne*, est dénotée par U (et $u=U/M$).

i- Energie sensible

Énergie cinétique due aux mouvements des molécules/atomes/particules subatomiques (translation, rotation, vibration)

ii- Energie latente

Énergie associée aux forces liant les molécules dans une phase d'un système. Cette énergie est dégagée ou absorbée lors d'un changement de phase.

iii- Energie chimique

Énergie associée aux liaisons atomiques (partage d'électrons entre atomes) qui est absorbée/dégagée lors du changement de liaisons (réactions chimiques).

iv- Energie nucléaire

Énergie associée aux forces de liaison dans le noyau de l'atome.

Notes:

- Energie totale d'un système est la somme des énergies potentielle, cinétique et internes: $E_{\text{tot}} = E_c + E_p + U$
- unité de l'énergie : (joule) = (N.m)
- pour la plupart des applications en thermodynamique, U ne comprend que l'énergie sensible et latente, que l'on regroupe sous le nom d'énergie thermique car elles sont associées au transfert de chaleur
- l'énergie est une propriété (alors fonction de l'état du système), qui peut être changée par deux méthodes:
travail et transfert de chaleur

Travail et chaleur

Echanges d'énergie entre le système et le milieu extérieur au niveau de la frontière

☐ Travail noté W : forme ordonnée

Mouvement d'ensemble cohérent des constituants du système

☐ Chaleur notée Q : forme désordonnée

Mouvement incohérent des constituants du système

Travail échangé par un système : travail des forces de pression

C'est un échange d'énergie d'origine macroscopique. Il résulte du déplacement macroscopique du point d'application d'une force macroscopique. On définit le travail élémentaire d'une force par:

$$\delta W = \vec{F} \cdot d\vec{x}$$

Travail des forces de pression :

Soit un fluide qui subit une transformation élémentaire qui mène son volume de v à $v+dv$.

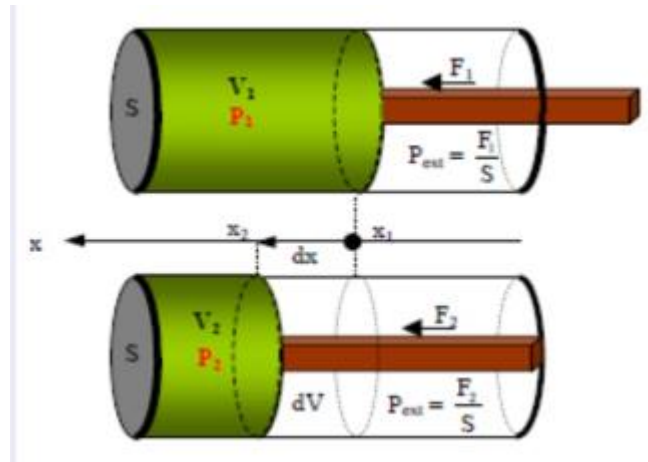
$$\Rightarrow \delta W^{ext} = P_{ext} S dx = -P_{ext} dv$$

Le volume diminue $dv < 0$

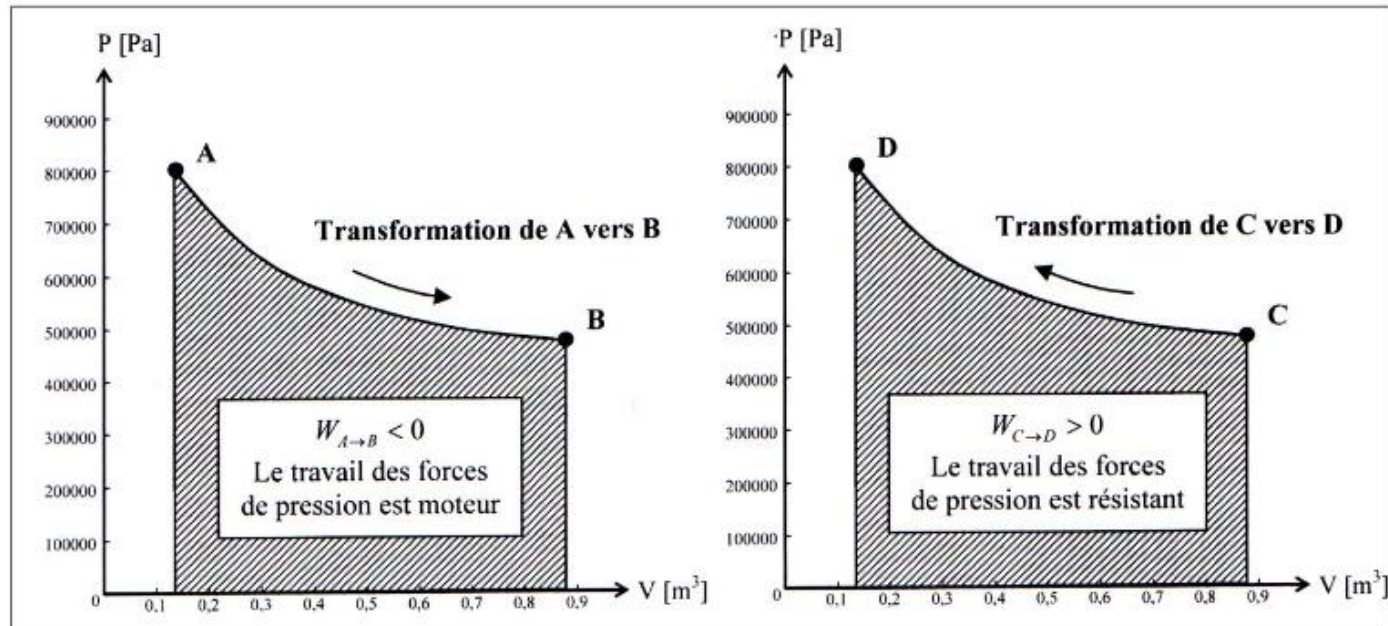
$$\delta W^{ext} = -P_{ext} dv$$

Si $dv < 0 \Rightarrow \delta W^{ext} > 0$: compression

Si $dv > 0 \Rightarrow \delta W^{ext} < 0$: détente



Expression du travail des forces de pression



Expression générale du travail des forces de pression

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV$$

Transformation isochore

$$W = 0$$

Transformation isobare

$$W = -P\Delta V$$

$$W = -nR\Delta T$$

Transformation isotherme réversible $W = - \int_{V_i}^{V_f} P dV = - \int_{V_i}^{V_f} \frac{nRT}{V} dV = -nRT \int_{V_i}^{V_f} \frac{1}{V} dV = -nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$

Transformation adiabatique réversible

$$W = \frac{P_i V_i - P_f V_f}{\gamma - 1}$$

$$W = nR \frac{T_i - T_f}{\gamma - 1}$$

La chaleur Q

On peut définir deux types de chaleur : **la chaleur sensible et la chaleur latente**.

La **chaleur sensible** est la quantité de chaleur qui est échangée entre deux corps, sans changement de phase. Cet échange de chaleur se traduit par une modification de température des corps.

La quantité de chaleur sensible Q, échangée par un corps qui passe d'une température T_1 à une température T_2 , est donnée par la relation :

$$Q = m c (T_2 - T_1)$$

soit Q la chaleur sensible (J) ;

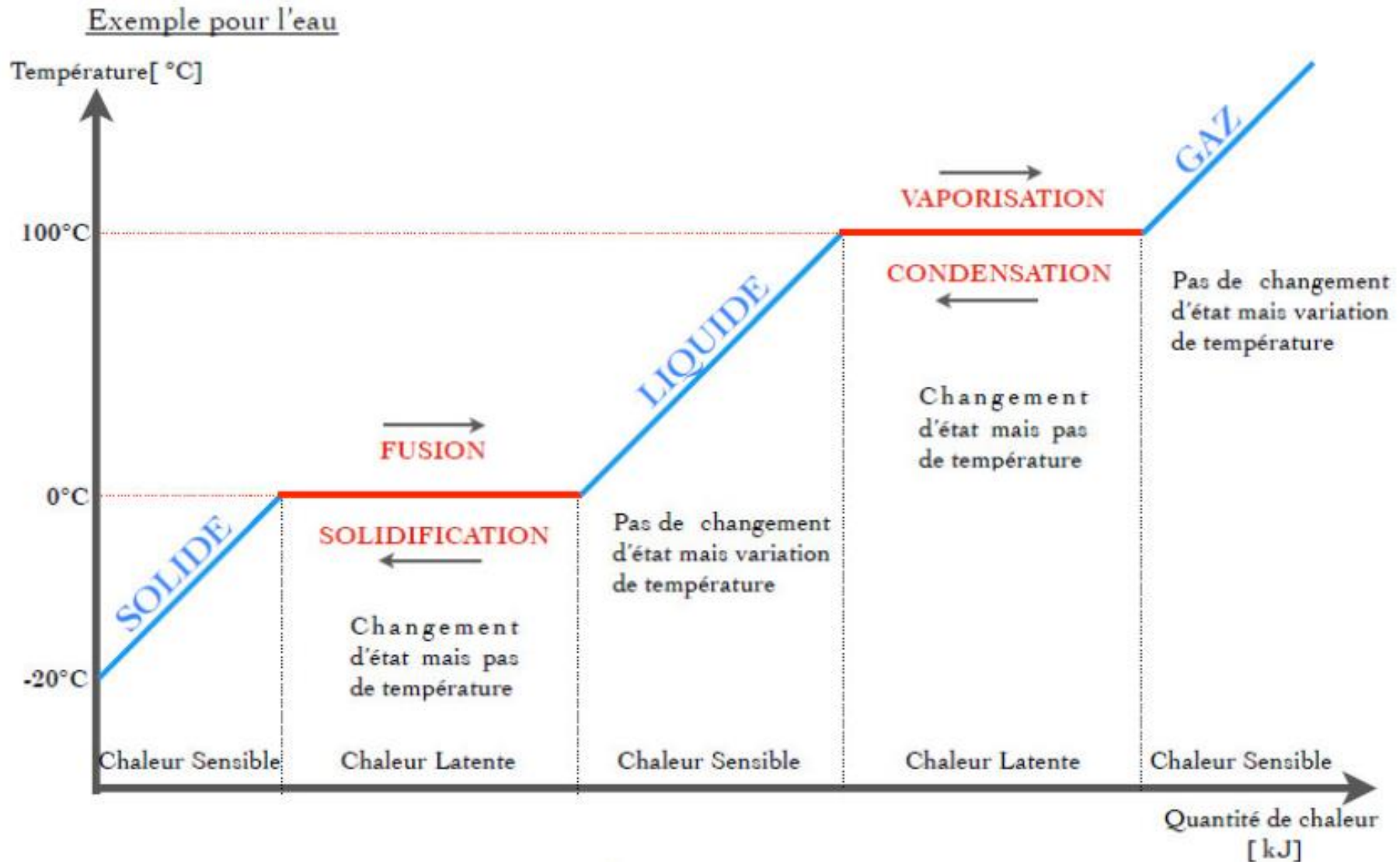
m la masse du corps (kg) ;

c la chaleur massique de ce corps ($\text{J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$) ;

T_1 et T_2 les températures initiales et finales du corps (K).

La **chaleur latente** est la quantité de chaleur absorbée par un corps lors d'un changement de phase, sans changement de température : exemple de la chaleur de vaporisation (chaleur nécessaire pour passer de l'état liquide à l'état gazeux).

Chaleur Q: Liquides et solides



Chaleur Q: Cas d'un gaz

La quantité de chaleur Q nécessaire pour faire passer la température du système de T_1 à T_2 dépend de la façon dont s'effectue cette transformation.

Lors d'une transformation réversible élémentaire d'un système, on peut donc écrire δQ de 3 façons différentes.

$$\delta Q = \lambda(p, V)dp + \mu(p, V)dV$$

$$\delta Q = mc_p(p, T)dT + h(T, p)dp$$

$$\delta Q = mc_V(T, V)dT + l(T, V)dV$$

$$mc_V = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_V$$

à volume constant

$$mc_p = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_p$$

à pression constante

Enoncé du premier principe de la thermodynamique

Energie interne U

Pour tout **système fermé**, on peut définir une fonction d'état, extensive, conservative, appelée énergie interne U tel que au cours d'une transformation d'un système thermodynamique d'un état initial vers un état final, la somme de transfert thermique et du travail des forces échangés avec l'extérieur au cours de la transformation est:

$$\Delta(U + E_c + E_p) = Q + W^{\text{ext}}$$

Remarque 1:

Dans un référentiel galiléen R si le système est au repos alors:

- $E_c = 0$ pas d'énergie cinétique macroscopique
- $E_p = \text{Cte}$ pas de variation de l'énergie potentielle macroscopique

le premier principe se réduit :

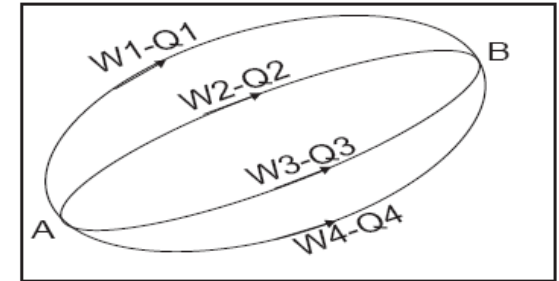
$$\Delta U = Q + W^{\text{ext}}$$

Remarque 2:

✓ *Le premier principe traduit la conservation totale de l'énergie macroscopique et microscopique*

✓ *L'énergie interne ne dépend pas du chemin suivi :*

$$\Delta U = W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2 = \dots = W_4 + Q_4.$$



L'énergie interne U est une fonction d'état

✓ Pour une transformation élémentaire:

$$dU = \delta W + \delta Q$$

✓ Pour une transformation cyclique:

$$\Delta U_{cycle} = 0 \Rightarrow U = cte$$

Energie interne de gaz parfait

1^{ere} loi de joule : L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de la température : c'est-à-dire

$$U(T, V) = U(T).$$

$$\Delta U = \int_{T_1}^{T_2} C_V dT$$

Relation de Mayer

$$C_P - C_V = nR$$

$$C_V = \frac{3}{2}nR \quad ; \quad C_P = \frac{5}{2}nR \quad ; \quad \gamma = \frac{5}{3} = 1.67$$

$$C_V = \frac{5}{2}nR \quad ; \quad C_P = \frac{7}{2}nR \quad ; \quad \gamma = \frac{7}{5} = 1.4$$

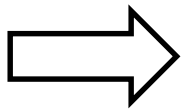
$$C_V = \frac{nR}{\gamma - 1} \quad ; \quad C_P = \frac{\gamma}{\gamma - 1}nR$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} > 1$$

Loi de Laplace

$$\left. \begin{array}{l} dU = C_V dT = \frac{nR}{\gamma - 1} dT \\ nR dT = d(PV) \end{array} \right\} \Rightarrow dU = \frac{1}{\gamma - 1} d(PV)$$

$$\begin{aligned} dU &= \delta Q + \delta W \Rightarrow \delta Q = dU - \delta W \\ \delta Q &= \frac{\gamma}{\gamma - 1} d(PV) + P dV \end{aligned}$$



$$\delta Q = \frac{\gamma}{\gamma - 1} P dV + \frac{1}{\gamma - 1} V dP$$

□ Pour une transformation adiabatique d'un gaz parfait ($\delta Q = 0$) on a donc :

$$PV^\gamma = cte \Rightarrow TV^{\gamma-1} = cte \Rightarrow P^{1-\gamma} T^\gamma = cte$$

$$P_i V_i^\gamma = P_f V_f^\gamma$$

$$P_i^{1-\gamma} T_i^\gamma = P_f^{1-\gamma} T_f^\gamma$$

$$T_i V_i^{\gamma-1} = T_f V_f^{\gamma-1}$$

Enthalpie d'un système

l'enthalpie d'un système fermé est la quantité, noté **H**, qui se déduit de son énergie interne par la relation :

$$\mathbf{H} = \mathbf{U} + P\mathbf{V}$$

- **dH** est une différentielle exacte (vérifie le théorème de Schwartz).
- **ΔH** ne dépend pas du chemin suivi.
- **ΔH_{cycle} = 0**

$$\begin{cases} \mathbf{U} = \mathbf{U}(V, T) = \mathbf{U}(V, P) = \mathbf{U}(P, T) \\ \mathbf{H} = \mathbf{H}(V, T) = \mathbf{H}(V, P) = \mathbf{H}(P, T) \end{cases}$$
$$d\mathbf{U} = \left(\frac{\partial \mathbf{U}}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial \mathbf{U}}{\partial V}\right)_T dV ; \quad d\mathbf{H} = \left(\frac{\partial \mathbf{H}}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial \mathbf{H}}{\partial P}\right)_T dP$$

$$\begin{aligned}
H &= U + PV \Rightarrow dH = dU + PdV + VdP \\
&\Rightarrow dH = \delta W + \delta Q + PdV + VdP \\
&\Rightarrow dH = (P - P_{ext})dV + \delta Q + VdP
\end{aligned}$$

à pression constante on a : $P = P_{ext} = \text{Cte} \quad \Rightarrow \quad dH = \delta Q_P = C_p dT$

2^{eme} loi de joule : On a : $H = U + PV$ et $PV = nRT$ donc $H = U(T) + nRT = H(T)$ enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température. $dH = C_p dT$ donc :

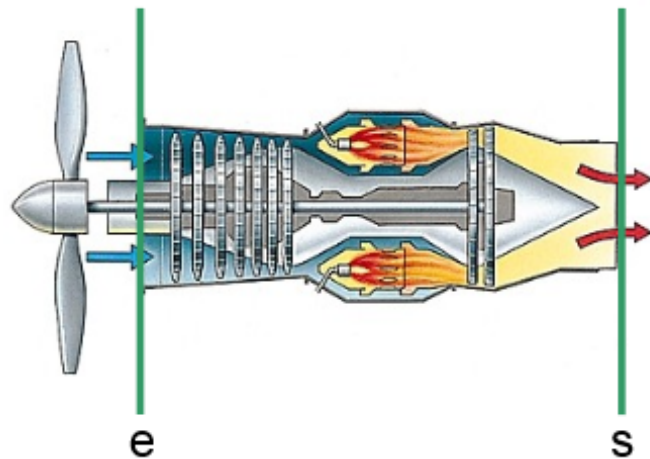
$$\Delta H = \int_{T_1}^{T_2} C_p dT$$

Energie échangée dans le cas d'un gaz parfait

	Isotherme réversible	Isochore réversible	Isobare réversible	Adiabatique réversible
Variation d'énergie interne	$\Delta U = nc_{V_{molaire}} \Delta T = 0$	$\Delta U = nc_{V_{molaire}} \Delta T$	$\Delta U = nc_{V_{molaire}} \Delta T$	$\Delta U = nc_{V_{molaire}} \Delta T$
Variation d'enthalpie	$\Delta H = nc_{P_{molaire}} \Delta T = 0$	$\Delta H = nc_{P_{molaire}} \Delta T$	$\Delta H = nc_{P_{molaire}} \Delta T$	$\Delta H = nc_{P_{molaire}} \Delta T$
Travail des forces extérieures de pression	$W = -nRT \ln \frac{V_{final}}{V_{initial}}$	$W = 0$	$W = -P \Delta V$	$W = nR \frac{T_{initial} - T_{finale}}{\gamma - 1}$
Énergie reçue par transfert thermique	$Q = nRT \ln \frac{V_{final}}{V_{initial}}$	$Q_V = \Delta U$	$Q_P = \Delta H$	$Q = 0$
Relation entre paramètres d'état	$P_{initiale} V_{initial} = P_{finale} V_{final}$	$\frac{P_{initiale}}{T_{initiale}} = \frac{P_{finale}}{T_{finale}}$	$\frac{V_{initiale}}{T_{initiale}} = \frac{V_{finale}}{T_{finale}}$	$P_{initiale} V_{initial}^{\gamma} = P_{finale} V_{finale}^{\gamma}$

Premier principe pour les systèmes ouverts

Thermodynamique (industrielle) des fluides en écoulement permanent



Système à une entrée et une sortie

En J.kg^{-1} :

$$\left(\frac{1}{2}c_s^2 - \frac{1}{2}c_e^2\right) + (g.z_s - g.z_e) + (h_s - h_e) = w_i + q_r$$

Vitesse en sortie

Enthalpie
massique

Phases condensées $\Delta h = c.(T_2 - T_1)$

Gaz parfaits $\Delta h = c_p.(T_2 - T_1)$

$$h = u + P.v$$

Travail « indiqué »
échangé **avec les
parties mobiles**

Premier principe pour les systèmes ouverts

Premier exemple : puissance récupérée sur l'arbre d'une turbine à gaz



Fluide : air , $c_p = 1 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$

Débit massique : $D_m = 1,2 \text{ kg.s}^{-1}$

Entrée : $T_e = 1250 \text{ K}$, $P_e = 6,15 \text{ bar}$

Sortie : $T_s = 1054 \text{ K}$, $P_s = 3,38 \text{ bar}$

Détente adiabatique (car rapide)

$$\cancel{\left(\frac{1}{2}c_s^2 - \frac{1}{2}c_e^2\right)} + \cancel{(g.z_s - g.z_e)} + (h_s - h_e) = w_i + \cancel{q_r}$$

$$(h_s - h_e) = w_{ir}$$

Si hypothèse gaz parfait : $(h_s - h_e) = c_p.(T_s - T_e) = w_{ir} = -196 \text{ kJ.kg}^{-1}$

Puissance sur
l'arbre :

$$P_i = D_m \cdot w_{ir}$$

Watt kg/s J/kg

$$P_i = -235 \text{ kW}$$

Application 1

Les **systèmes fermés** , de matière , tandis que les **systèmes ouverts** .

Attention : le caractère ouvert ou fermé d'un système que l'on choisit pour le définir, ce qui peut induire de petites difficultés.

La plupart des composants qui interviennent dans les machines thermiques opèrent , étant tous traversés .

Un **système fermé** échange avec l'extérieur du travail, noté W , et de la chaleur, notée Q . La fonction d'état représentant son énergie propre est .

Un **système ouvert** échange avec l'extérieur du travail utile, noté τ , et de la chaleur, notée Q . La fonction d'état représentant son énergie propre est .

Application 2

Le **premier principe** de la thermodynamique postule que la variation d' Δu d'un système fermé interagissant avec son environnement et subissant une évolution, ne dépend que de l'état initial et de l'état final, ce qui signifie que u est une .

Le premier principe indique que, si l'**énergie interne** u du système varie, c'est qu'il y a échange d'énergie avec l'extérieur sous forme de W et/ou de Q , et que la somme de W et de Q est égale à la variation d'énergie interne du système.

Le premier principe peut ainsi s'écrire pour un système sous la forme : $\Delta u = W + Q$

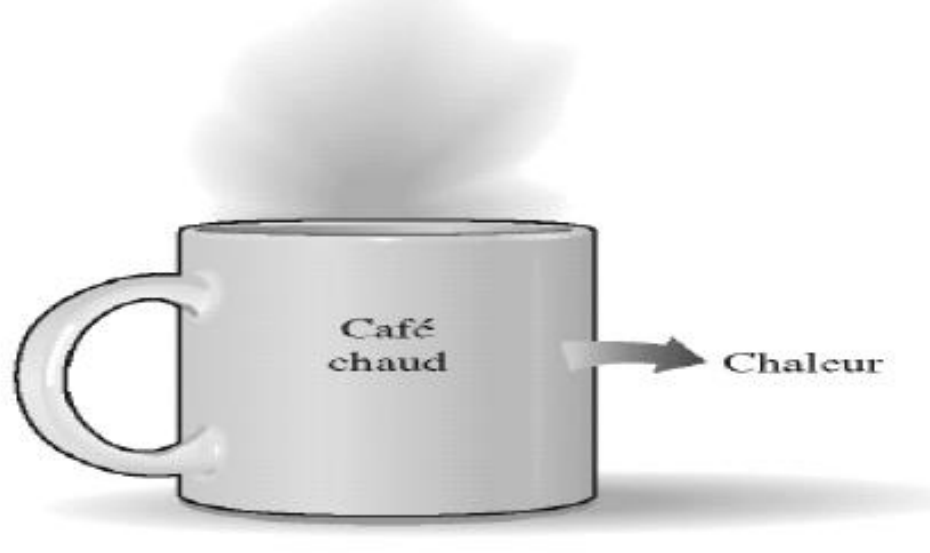
Par convention, l'énergie par un système est comptée positivement (son énergie interne croît), et celle cédée à l'extérieur est comptée négativement.

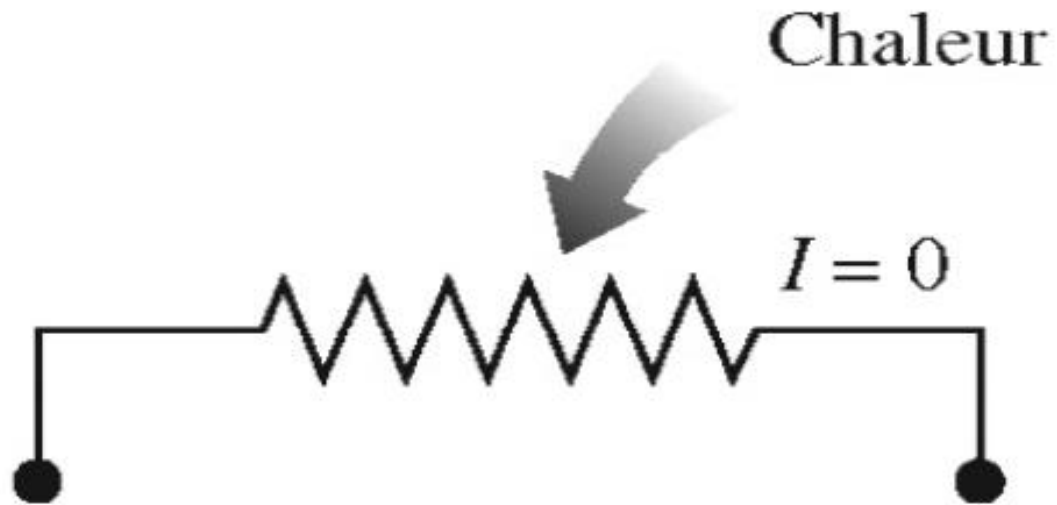
En faisant apparaître une grandeur h appelée telle que $\Delta h = \Delta u + \Delta(Pv)$, le premier principe en système s'écrit : $\Delta h = \tau + Q$.

Second principe de la thermodynamique

Insuffisance du 1^{er} principe de la thermodynamique

Il existe un sens naturel d'évolution pour plusieurs phénomènes courants. Le premier principe de la thermodynamique n'impose aucune restriction quant au sens dans lequel la chaleur est transmise ou travail effectué





Transmettre de la chaleur au fil ne restitue pas le courant électrique

Utilité du second principe

- ☐ Prédire le sens d'une évolution
- ☐ Déterminer le meilleur rendement possible de cycles, machines et systèmes
- ☐ Déterminer quantitativement les irréversibilités qui réduisent le rendement

Enoncé

Il existe une fonction d'état additive **S**, appelée fonction « **entropie** » dont la variation au cours d'une transformation élémentaire est donnée par la relation:

$$dS = \delta Q/T + \delta S_c$$

$\delta S_c = 0$ pour une transformation réversible

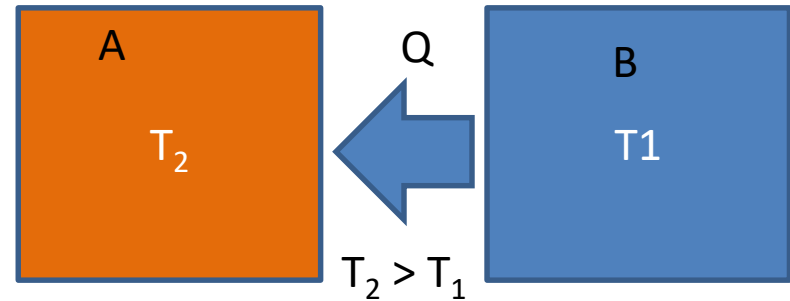
$\delta S_c > 0$ pour une transformation irréversible

δQ : quantité de chaleur échangée par le système à la température T avec le milieu extérieur

$\delta Q/T$: entropie échangée par le système avec le milieu extérieur ne dépend pas du chemin suivi

Pour un système isolé évoluant spontanément pas forcément d'une manière réversible, On a $\Delta S \geq 0$

1^{ère} conséquence:



$$\Delta S_{\text{sys.}} = \Delta S_A + \Delta S_B \geq 0$$

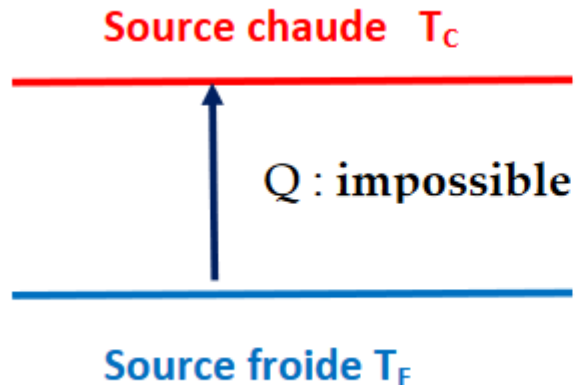
$$= Q/T_2 - Q/T_1 \geq 0$$

$$\Rightarrow Q < 0$$

Conclusion: Naturellement la chaleur migre des systèmes le plus chauds vers les systèmes le plus froids

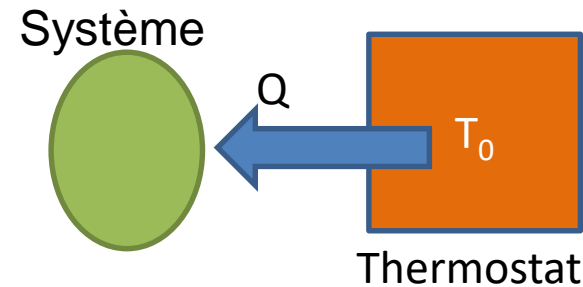
Enoncé de Clausius

Une quantité de chaleur ne peut jamais être transférée spontanément d'une source froide vers une source chaude.



Il est impossible de réaliser un appareil décrivant un cycle dont le seul effet serait de transférer une quantité de chaleur d'une source froide à une source chaude.

2ème conséquence:



- Cas d'un thermostat de température T_0
- On imagine une transformation réversible: $\Delta S_{\text{rév}} = Q/T_0$
- Soit un système qui décrit un cycle monotherme en contact avec une seule source.

(thermostat + système) \cong **système isolé**. $\Delta S = \Delta S_{\text{th}} + \Delta S_{\text{sys}} \geq 0$

$$\Delta S_{\text{th}} = - Q/T_0$$

$$\Delta S = \Delta S_{\text{sys}} - Q/T_0 \geq 0 \Rightarrow \Delta S_{\text{sys}} \geq Q/T_0$$

Or la transformation est cyclique $\Delta S_{\text{sys}} = 0 \Rightarrow Q_{\text{cycle}} \leq 0$

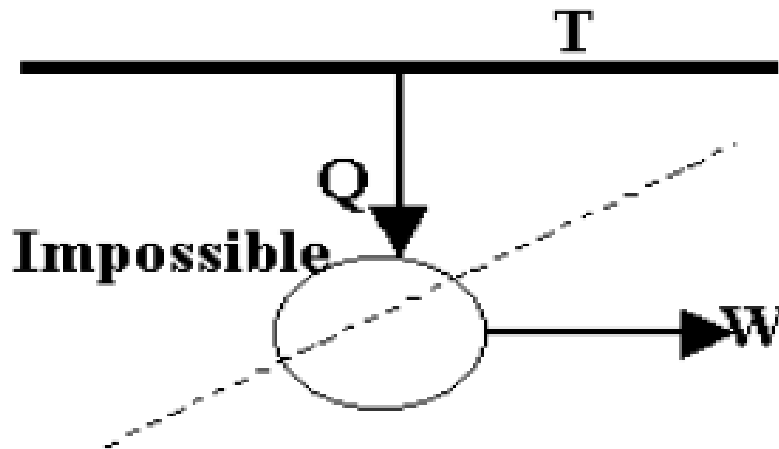
D'après 1^{er} principe:

$$\Delta U = W_{\text{cycle}} + Q_{\text{cycle}} = 0$$

$$\Rightarrow W_{\text{cycle}} = - Q_{\text{cycle}}$$

$$\Rightarrow W_{\text{cycle}} \geq 0$$

C'est le principe de Thomson - Kelvin



Aucun système ne peut accomplir un cycle et effectuer un travail sur l'environnement en recevant de la chaleur d'un seul réservoir.

Une transformation monotherme cyclique ne peut que consommer de l'énergie mécanique et céder de la chaleur: **un tel cycle dégrade l'énergie**

Exercice: cycle irréversible monotherme

On dispose d'une seule source de chaleur à la température $T_A = 300 \text{ K}$.
on considère de l'hélium (supposé parfait), dans l'état initial A : volume $V_A = 10 \text{ L}$, pression $P_A = 1 \text{ atm}$, $T_A = 300 \text{ K}$.

On opère les transformations suivantes:

- transformation adiabatique réversible AB; à l'état B, le volume du gaz est $V_B = 20 \text{ L}$;
- transformation isochore BC amenant le gaz à la température T_A et à une pression $P_C < P_B$;
- transformation isotherme CA, ramenant le gaz aux conditions initiales.

1- Calculer, en joules, les travaux et les quantités de chaleur échangés au cours de chaque transformations.

2- Vérifier ainsi les conséquences du second principe de la thermodynamique, pour les transformations monothermes.

On donne $\gamma = 5/3$; $R = 8,33 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$.

Résumé: Qu'est – ce que l'entropie?

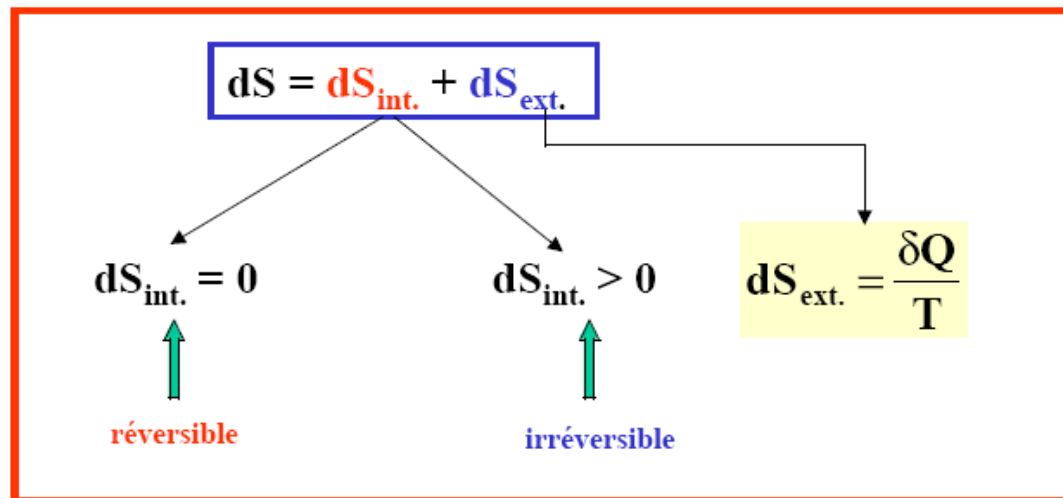
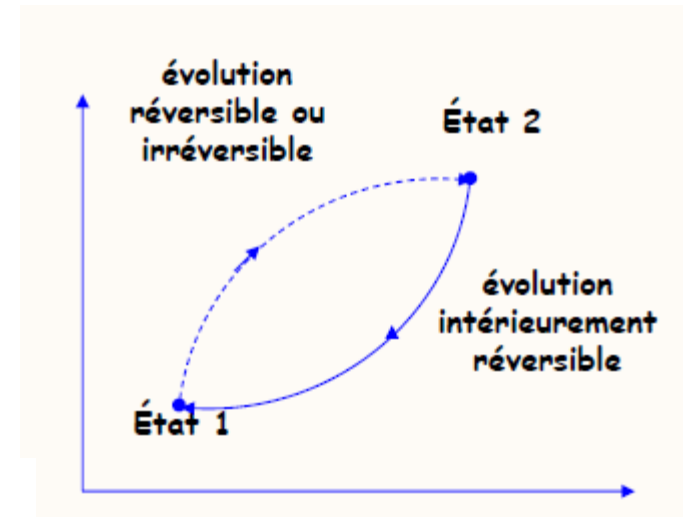
- ☐ L'entropie est une mesure du désordre moléculaire d'un système
- ☐ Une évolution peut se produire dans un sens et non dans n'importe quel sens;
- ☐ Une évolution se produit dans le sens qui obéit au principe de l'accroissement d'entropie, i.e $S_{\text{créé}} \geq 0$
- ☐ une évolution qui enfreint ce principe n'existe pas;
- ☐ L'entropie n'est pas conservée. Dans toute les évolutions réelles, l'entropie totale (le système et le milieu extérieur) augmente;
- ☐ Le rendement de tous les systèmes se détériorer en présence d'irrégularités.

Considérons le cycle formé d'une transformation réversible ou irréversible 1-2 et d'une transformation réversible 2-1. D'après l'inégalité de Clausius on a alors:

$$\oint \frac{\delta Q}{T} \leq 0$$

$$\Rightarrow \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} + \underbrace{\int_2^1 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{\text{rév.int}}}_{S_1 - S_2} \leq 0$$

$$S_2 - S_1 \geq \int_1^2 \frac{\delta Q}{T} \quad \text{ou} \quad dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$



Transformation réversible	\Rightarrow	$dS = \frac{\delta Q}{T}$
Transformation irréversible	\Rightarrow	$dS > \frac{\delta Q}{T}$

Pour une évolution adiabatique ($\delta Q=0$): $\Delta S_{\text{sys, isolé}} = S_{\text{gén}} \geq 0$

Donc l'entropie d'un système isolé augmente toujours, ou reste inchangée pour une évolution réversible .

Si on combine le système et l'environnement pour former un système combiné isolé (sans interactions avec l'extérieur)

$$\Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{env}} \geq 0 \quad (1)$$

Comme aucune évolution réelle n'est complètement réversible, l'équation (1) indique que l'entropie de l'univers augmente toujours, ou reste inchangée pour une évolution réversible.

Entropie d'un corps pur

Considérons une évolution réversible d'un système fermé. On a d'après le bilan d'énergie:

$$dU = \delta Q_{\text{int,rev}} - \delta W_{\text{int,rev}} \quad \text{or : } \delta Q_{\text{int,rev}} = Tds \quad , \quad \delta W_{\text{int,rev}} = PdV$$

$$\text{D'où } dU = TdS - PdV$$

$$TdS = dU + PdV$$

$$Tds = du + Pdv \text{ ou encore } ds = \frac{du}{T} + \frac{Pdv}{T} \longleftarrow \text{Équation de Gibbs}$$

$$h = u + Pv$$

$$dh = du + Pdv + vdP = Tds + vdP$$

$$Tds = dh - vdP \longrightarrow ds = \frac{dh}{T} - \frac{vdP}{T} \longleftarrow \text{Équation de Gibbs}$$

Ces deux relations permettent de calculer la variation de l'entropie d'un système en fonction de la variation d'autres variables thermodynamiques

Dans le cas des **gaz parfaits** on a: **$du = c_v dT$** et **$dh = c_p dT$** et l'équation d'état **$PV = nRT$** . Les relations Tds s'intègrent immédiatement pour donner:

$$ds = c_v \frac{dT}{T} + R \frac{dv}{v} \rightarrow s_2 - s_1 = \int_1^2 c_v(T) \frac{dT}{T} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

$$ds = c_p \frac{dT}{T} - R \frac{dP}{P} \rightarrow s_2 - s_1 = \int_1^2 c_p(T) \frac{dT}{T} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

Transformation isotherme

$$\Delta S = \frac{Q_{rev}}{T} = n R \ln \frac{V_2}{V_1} = n R \ln \frac{P_1}{P_2}$$

Transformation isobare

$$\Delta S = n c_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

Transformation isochore

$$\Delta S = n c_v \ln \frac{T_2}{T_1}$$

Transformation adiabatique

$$\Delta S = 0$$

Application :

1. a) Calculer la variation d'entropie de 2 moles de gaz parfait qui se détend de 30 à 50 litres de manière isotherme et irréversible.
b) Calculer l'entropie créée.
2. Même question que celle de 1-a, mais la détente n'est plus isotherme, la température passant de 300K à 290K. On donne $C_v = 5 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Solution

$$T = \text{cste} \Rightarrow \Delta U = 0 \Rightarrow Q = -W$$

$$W = - \int_1^2 P dV = -n R T \int_1^2 \frac{dV}{V} = -n R T \ln \frac{V_2}{V_1} = n R T \ln \frac{V_1}{V_2}$$

$$\text{Donc : } Q_{rev} = n R T \ln \frac{V_2}{V_1} = n R T \ln \frac{P_1}{P_2}$$

$$\Delta S_{sys} = \frac{Q_{rev}}{T} = n R \ln \frac{V_2}{V_1} = 2 (8,314) \ln \frac{50}{30} = 8,52 \text{ J/K}$$

b) Entropie Créée :

$$\Delta S_{éch} = \int \frac{\delta Q_{éch}}{T_{éch}} = \frac{Q_{irr}}{T_{éch}} = - \frac{W_{irr}}{T_{éch}} = \frac{1}{T} \int_1^2 P_{ext} dV = \frac{P_{ext}}{T} (V_2 - V_1)$$

$$\text{On a: } P_1 V_1 = P_2 V_2 = n R T$$

$$\Rightarrow P_2 = \frac{n R T}{V_2} \Rightarrow \Delta S_{éch} = \frac{n R T}{T V_2} (V_2 - V_1) = \frac{n R}{V_2} (V_2 - V_1)$$

$$\Rightarrow \Delta S_{éch} = \frac{2(8,314)}{50} (50 - 30) = 6,68 \text{ J/K} \quad \Delta S_{Créées} = \Delta S_{sys} - \Delta S_{éch} = 8,52 - 6,68 = 1,84 \text{ J/K}$$

2. Variation d'entropie du système :

$$\Delta S_{sys} = \int_1^2 \frac{\delta Q_{rev}}{T} = \int_1^2 \frac{dU - dW}{T} = \int_1^2 \frac{n C_v dT}{T} + \int_1^2 \frac{n R T dV}{T V} = n \left(C_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{V_2}{V_1} \right)$$

$$\Rightarrow \Delta S_{sys} = 7,1 \text{ J/K}$$

Chapitre 3

Machines thermiques

Cycle ditherme

On appelle cycle ditherme, un cycle duquel un système est en contact avec deux sources de chaleur: une source chaude de température T_c et une source froide T_f avec $T_f < T_c$

Les machines dithermes doivent respecter :

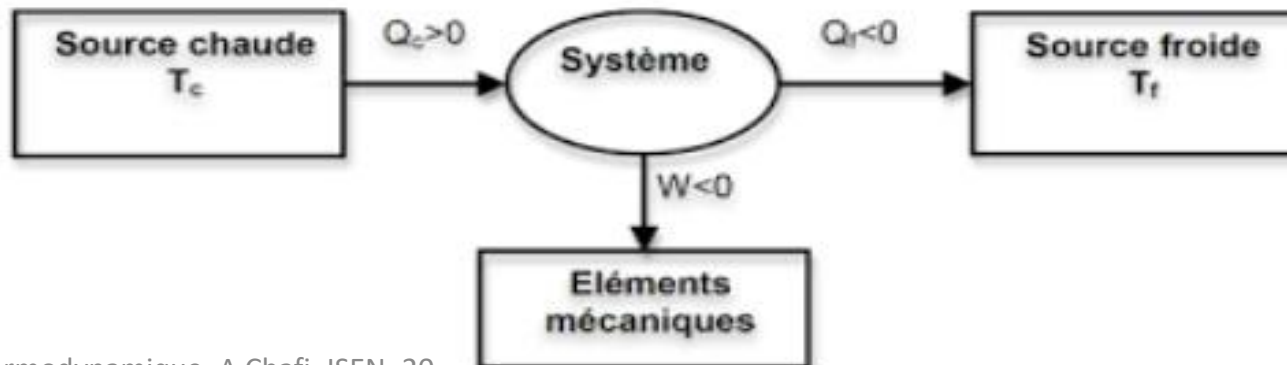
- le premier principe : $\Delta U_{\text{cycle}} = 0 = W + Q_1 + Q_2$, donc

$$W = -Q_1 - Q_2$$

- le second principe, lequel prend forme par l'inégalité de Carnot – Clausius :

$$\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} \leq 0$$

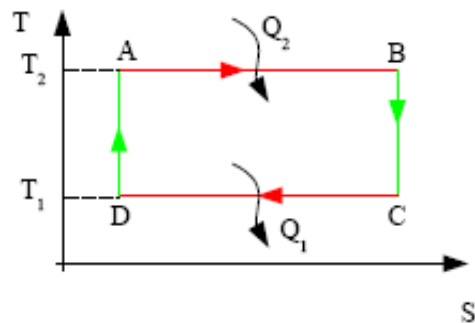
Exemple:



CYCLE DE CARNOT MOTEUR

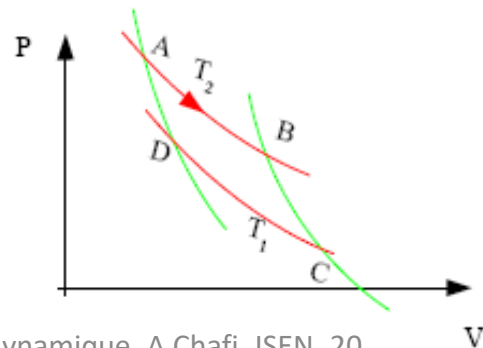
Un système quelconque décrit un cycle de Carnot s'il subit successivement, dans des conditions de réversibilité, les quatre transformations suivantes.

- ✓ Cycle diatherme (2 thermostats)
- ✓ Agent de transformation : fluide gaz parfait
- ✓ 2 isothermes réversibles
- ✓ 2 adiabathiques réversibles
- ✓ Deux représentations : P-V (Clapeyron) T-S (diagramme entropique)



Cycle réversible:

$$\Delta S = \frac{Q_2}{T_2} + \frac{Q_1}{T_1} = 0 \quad (\text{2ème principe})$$



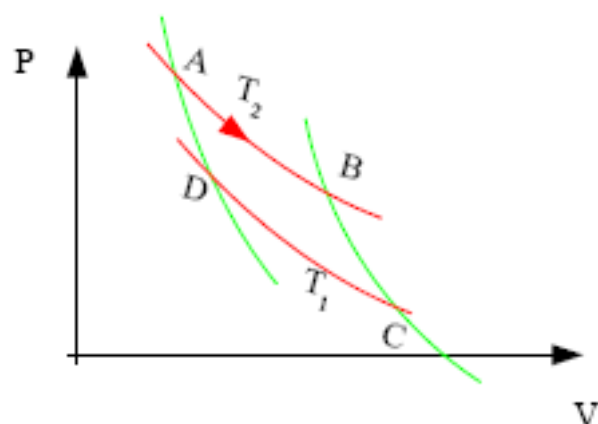
$$\Delta U_{\text{cycle}} = 0$$

$$U_A - U_A = 0 = (U_A - U_D) + (U_D - U_C) + (U_C - U_B) + (U_B - U_A)$$

$$U_i - U_j = Q_{j \rightarrow i} + W_{j \rightarrow i}$$

$$Q_{A \rightarrow B} + Q_{C \rightarrow D} + \underbrace{\sum W_{i \rightarrow j}}_W = 0$$

$$Q_2 + Q_1 + W = 0$$



$$Q_2 = Q_{A \rightarrow B} = -W_{A \rightarrow B} = -\int_A^B -P dV$$

$$\text{avec } P = \frac{nRT_2}{V} \rightarrow Q_2 = nRT_2 \ln \frac{V_B}{V_A} > 0$$

$$\text{également } Q_1 = nRT_1 \ln \frac{V_D}{V_C} < 0$$

$$\begin{aligned} T_2 > T_1 &\rightarrow |Q_2| > |Q_1| \rightarrow Q_1 + Q_2 > 0 \rightarrow W < 0 \quad \text{La machine fournit un travail} \\ \frac{Q_2}{T_2} = -\frac{Q_1}{T_1} &\rightarrow W + Q_1 + Q_2 = 0 \end{aligned}$$

Le sens de parcours du cycle est important

- Sens *horaire* : $W < 0$: la machine produit un travail
- Sens *antihoraire* : $W > 0$: la machine consomme un travail

$$\text{Si cycle réversible : } \frac{Q_2}{T_2} = -\frac{Q_1}{T_1} \Rightarrow \boxed{\eta_m = 1 - \frac{T_1}{T_2}} \quad (\text{Rendement de Carnot})$$

Le rendement η d'un moteur est le rapport entre le travail fourni par le moteur $W < 0$ et la chaleur reçue de la source chaude $Q_2 > 0$.

Pour un cycle réversible :

$$\eta = \frac{-W}{Q_2}$$

$$\eta_{\text{rév}} = \frac{-W}{Q_2} = \frac{Q_2 + Q_1}{Q_2} = 1 + \frac{Q_1}{Q_2} = 1 - \frac{T_1}{T_2}$$

Premier principe $W + Q_1 + Q_2 = 0$

Second principe $\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0$

Si le cycle est irréversible

$$\eta = 1 + \frac{Q_1}{Q_2}$$

avec,

$$\frac{Q_1}{T_1} < -\frac{Q_2}{T_2} \Leftrightarrow \frac{T_2}{T_1} < -\frac{Q_2}{Q_1} \quad (Q_2 > 0) \Leftrightarrow \frac{Q_1}{Q_2} < -\frac{T_1}{T_2}$$

Donc, $\eta < 1 - \frac{T_1}{T_2} = \eta_{\text{rév}}$

Second principe $\frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} < 0$

Conclusion: le rendement η d'un moteur réel est inférieur au rendement ($\eta_{\text{rév}}$) du moteur réversible fonctionnant entre les deux mêmes sources de chaleur.

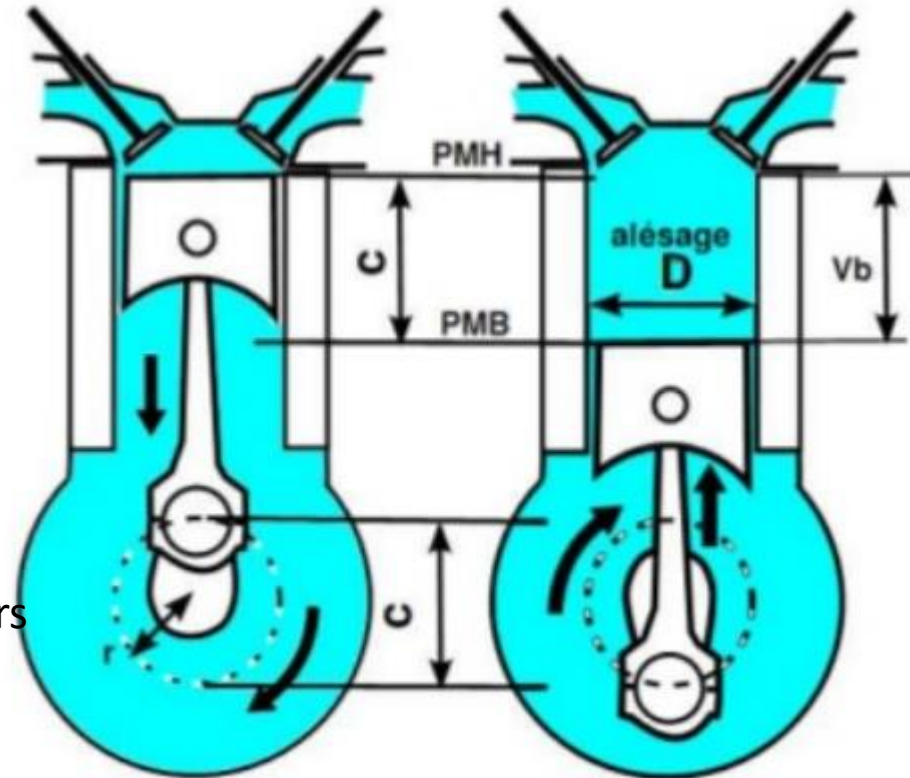
Dimensions caractéristiques d'un moteur

Les moteurs thermiques à combustion interne se caractérisent par **l'alésage**, la **course**, la **Cylindrée**, le **rapport volumétrique**, le **couple moteur**, la **puissance maximale**...

Alésage: diamètre $D=A$ du cylindre (mm)

Course: distance C parcourue par le piston entre PMB et PMH.

Cylindrée unitaire: volume balayé par le piston lors de la course C en (cm³).



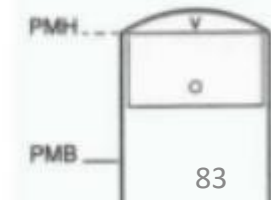
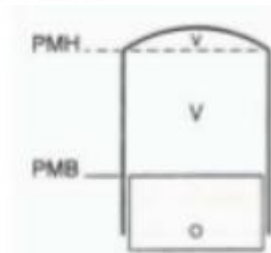
$$C_u = \pi \times \frac{A^2}{4} \times C$$

Cylindrée totale

$$C_t = \pi \times \frac{A^2}{4} \times C \times n$$

Rapport volumétrique

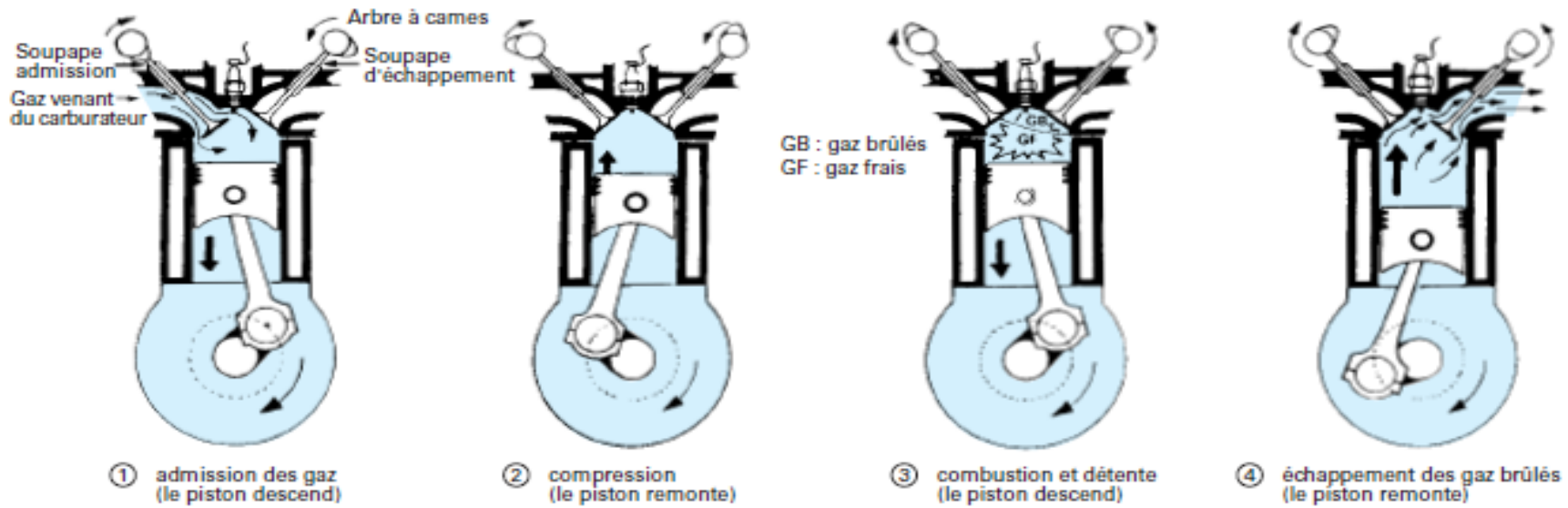
$$\varepsilon = \frac{V + v}{v}$$



Le résultat se présente sous forme

De fraction exemple: 8,5/1, 10,5/1 ou 10,5 pour 1

Comparaison entre les cycles d'un moteur à Essence et d'un moteur Diesel



Permet à l'air d'entrer, et en même temps l'essence est injectée.

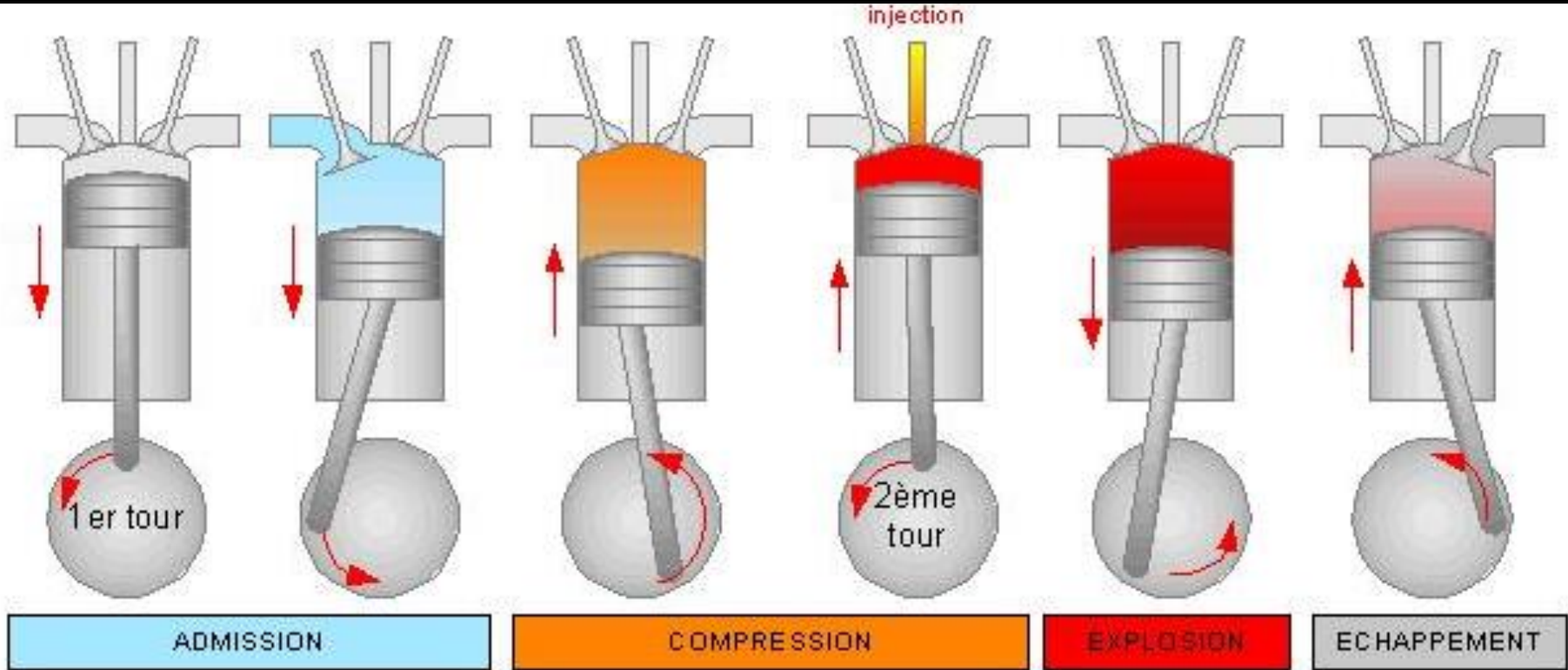
Ainsi le cylindre se remplit du mélange.

Le piston remonte et comprime l'air, il ne faut pas que la compression soit trop forte sinon : risque d'explosion

Les soupapes sont fermées.

Une étincelle se produit, le mélange explose, une surpression pousse le piston vers le bas

Le piston remonte et la soupape d'échappement s'ouvre. L'air brûlé est éjecté vers le pot d'échappement



Le piston descend, la soupape s'ouvre. L'air frais s'engouffre dans le cylindre. Il n'y a pas de carburant. Le vilebrequin fait un demi-tour.

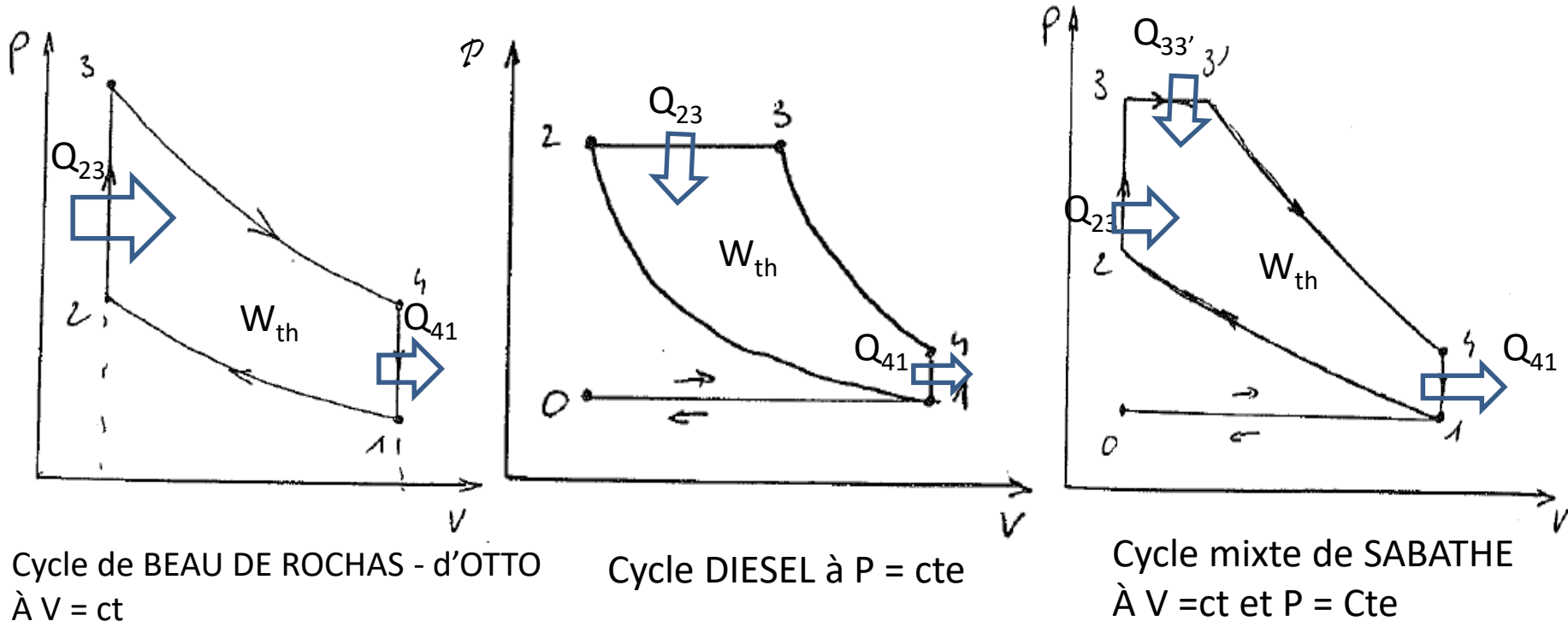
La soupape se ferme, le piston remonte. Compression de l'air et échauffement. Injection de carburant en quantité définie.

Les soupapes se ferment, l'air et le carburant dans le cylindre sont sous pression. La température permet la combustion du mélange.

La soupape d'échappement s'ouvre et le piston remonte chassant l'air brûlé qui est éjecté vers le pot d'échappement.

Principaux cycles du moteur thermique à combustion interne

Les trois principaux cycles du moteur à combustion interne peuvent être résumés de la manière suivante:



Remarque: travail théorique W_{th} : c'est le travail donné par le cycle théorique (il ne s'agit pas du même travail pour les trois cycles)

Application

On considère 1 kg d'air (gaz parfait), subissant un cycle de Carnot ABCD: AB et CD isothermes et BC et DA adiabatiques réversibles.

La température au point A est $T_1 = 300 \text{ K}$. Les pressions aux points A, B et C sont respectivement $P_1 = 1 \text{ atm}$, $P_2 = 3 \text{ atm}$, et $P_3 = 9 \text{ atm}$.

On donne $c_p = 10^3 \text{ J/kg.K}$ et $\gamma = 7/5$.

1- Calculer le rendement thermodynamique du cycle de deux manières:

A- en faisant le bilan thermique du cycle;

B- à partir des températures extrêmes du cycle

2- Calculer les variations d'entropie de l'air, au cours des quatre transformations du cycle.

On donne $(1/3)^{2/7} = 0,73$

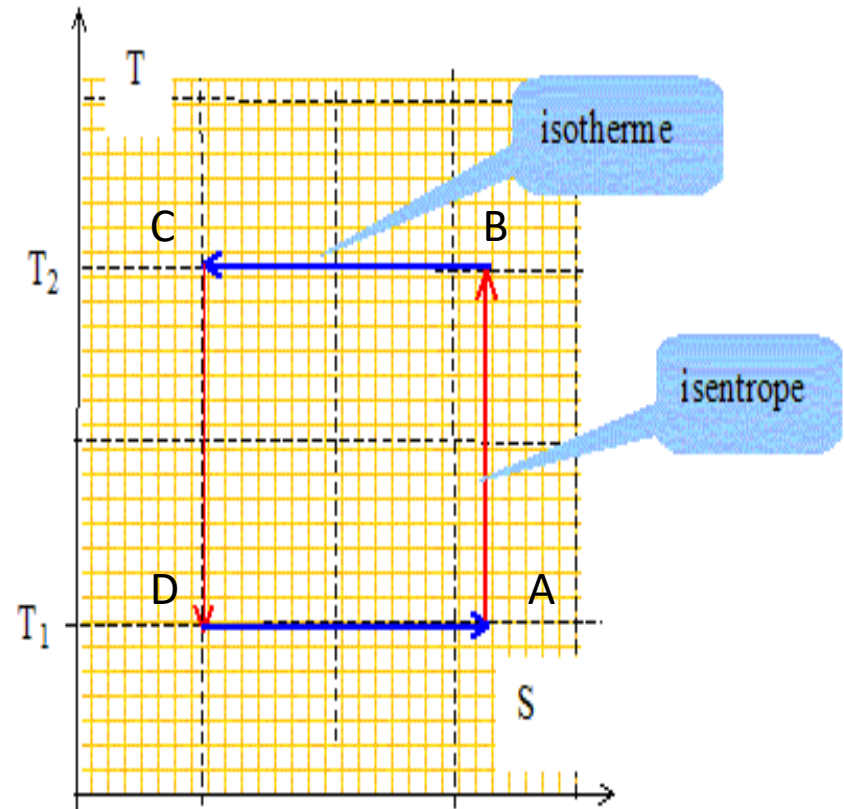
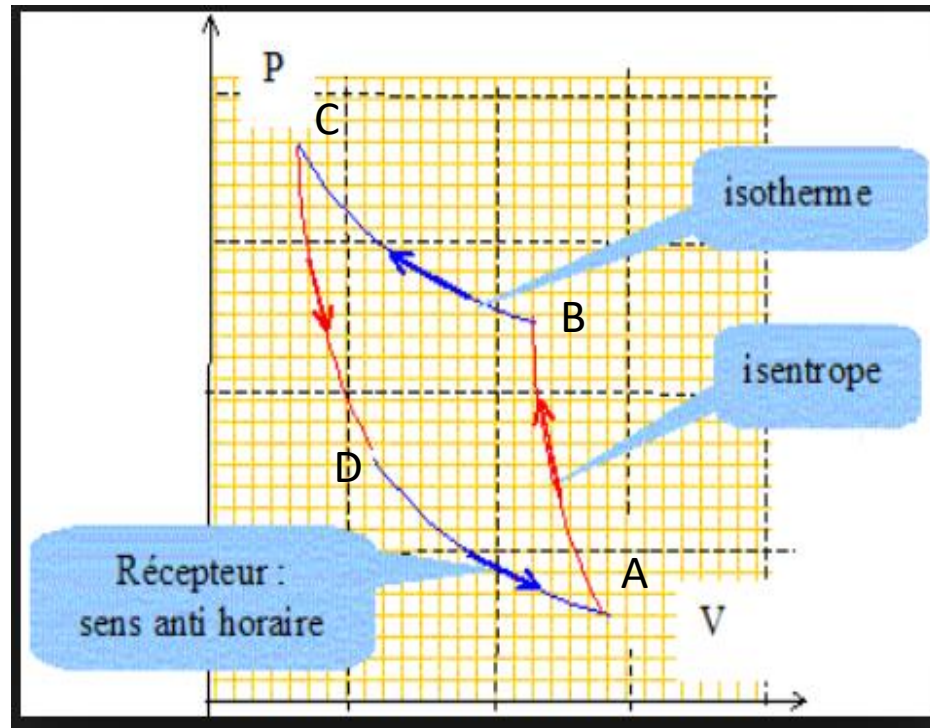
CYCLE DE CARNOT RECEPTEUR

C'est un cycle réversible au cours duquel le fluide subit:

- deux transformations isothermes
- deux transformations adiabatiques.

Le cycle de Carnot permet de transférer une certaine quantité de chaleur de la source froide à la source chaude en absorbant un certain travail.

Deux représentations (P,V) et (T, S)

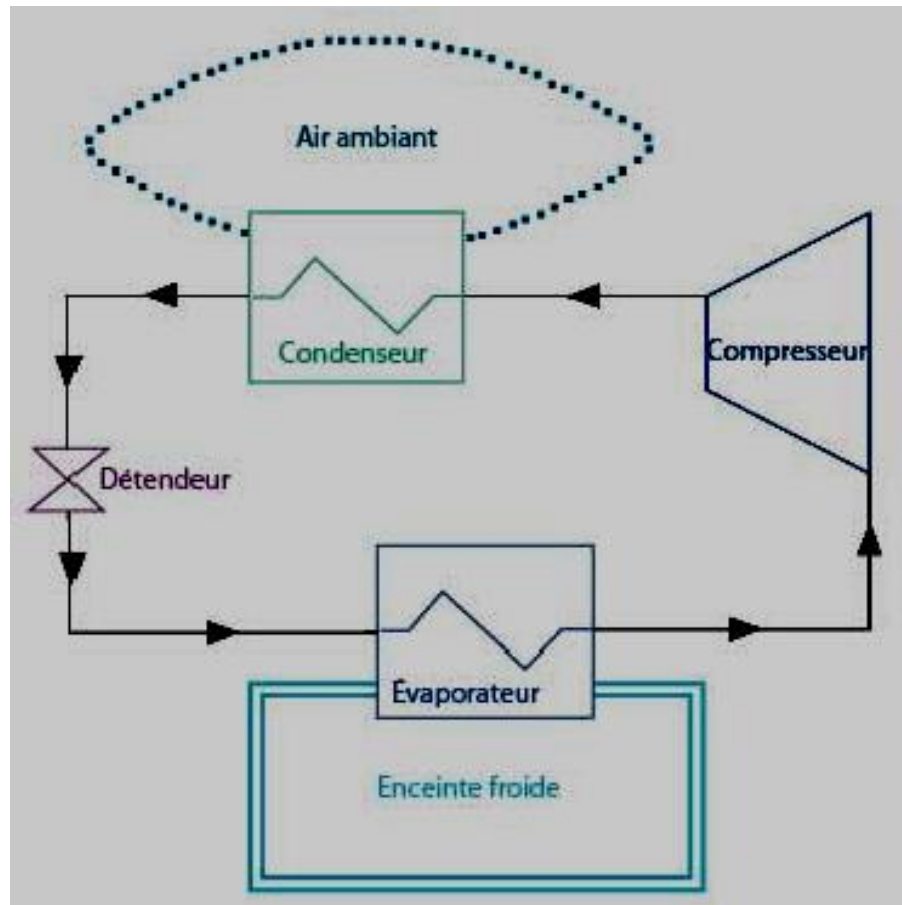


Machine frigorifique / Pompe à chaleur

Naturellement la chaleur migre des systèmes le plus chauds (plus agités) vers les systèmes les plus froids (moins agités).

La machine frigorifique / pompe à chaleur est un moyen d'inverser ce sens naturel du transfert: *récupérer de la chaleur à la source froide puis la restituée à la source chaude*

Appareils constituant l'installation



Une PAC ou une installation frigorifique est un système hermétiquement clos où le fluide va subir une succession de cycles en traversant les éléments suivants :

- **L'évaporateur** : c'est un échangeur immergé dans la source froide. Le fluide y entre à l'état liquide (ou partiellement vaporisé) et en sort à l'état de vapeur. Au cours de cette évolution, le fluide a absorbé une certaine quantité de chaleur inférieure ou égale à sa chaleur latente de vaporisation.

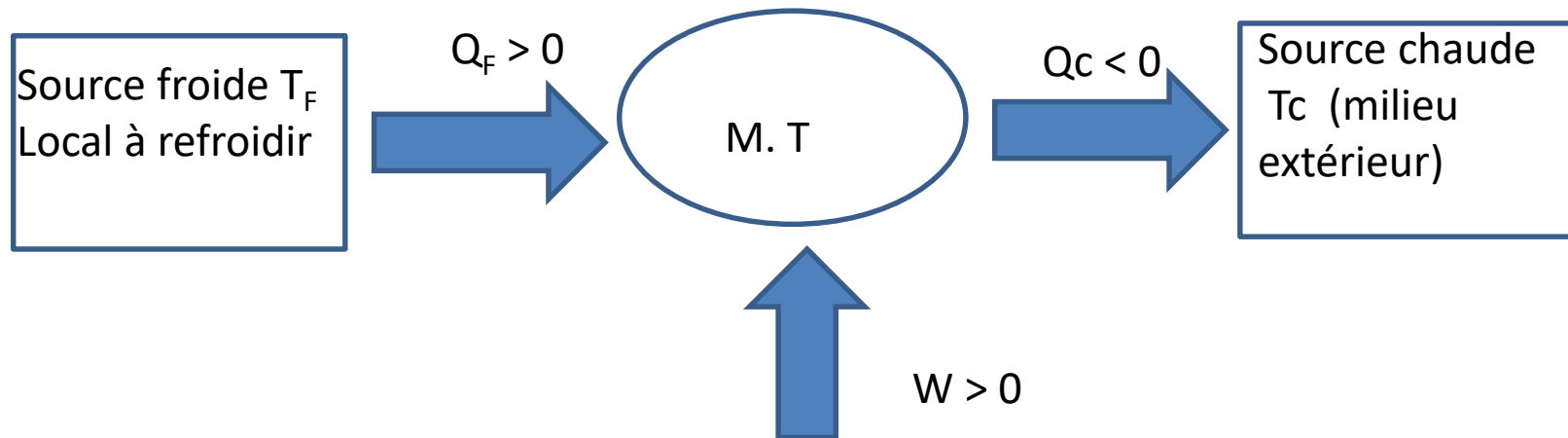
- **Le compresseur** : à sa sortie de l'évaporateur, le fluide frigorigène est à l'état de vapeur. Il pénètre alors dans un compresseur où il va être comprimé. Cela a pour effet d'élever sa pression et sa température.

- **Le condenseur** : c'est un échangeur immergé dans la source chaude. En traversant le condenseur, le fluide frigorigène passe de l'état de vapeur à l'état liquide en cédant une quantité de chaleur supérieure à sa chaleur latente de liquéfaction.

Le détendeur : à sa sortie du condenseur, le fluide frigorigène est à l'état liquide à haute pression. Il faut donc le détendre avant son entrée dans l'évaporateur : c'est le rôle du détendeur.

Installation frigorifique

Si l'effet recherché est l'extraction de la quantité de chaleur Q_F à la source froide, on sera en présence d'une machine frigorifique (réfrigérateur par exemple)



Pour caractériser la performance du cycle on utilise le coefficient de performance: COP

$$\text{COP} = Q_F / W$$

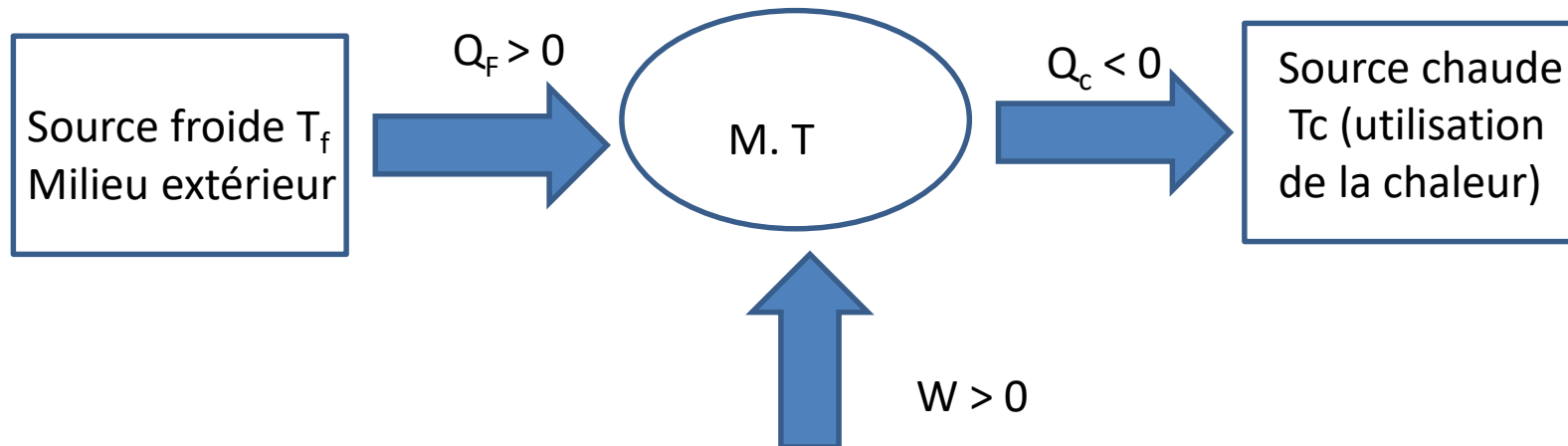
$$\text{COP}_{F \text{ Carnot}} = T_F / (T_C - T_F)$$

Le $\text{COP}_{F \text{ Carnot}}$ est le COP_F maximal d'une installation évoluant entre les

températures extrêmes T_F et T_C . L'installation sera d'autant plus performante que l'écart entre les deux sources sera faible

Pompe à chaleur (PAC)

Si l'effet recherché est l'apport de la quantité de chaleur Q_c à la source chaude, nous serons en présence d'une pompe à chaleur.



$$\text{COP}_c = Q_c / W$$

$$\text{COP}_{c \text{ Carnot}} = T_c / (T_c - T_f)$$

Application

Le fluide d'un réfrigérateur subit une transformation cyclique suivant un cycle de Carnot . Au cours d'un cycle, de durée Δt , le fluide reçoit le travail W ($W>0$).

- 1- Comparer la valeur Q_2 de la chaleur cédée par la source froide (température T_2) à celle Q_1 de la chaleur reçue par la source chaude (température T_1).
- 2- peut-on refroidir l'air d'une cuisine en laissant ouverte la porte du réfrigérateur?
- 3- En supposant le cycle décrit de façon réversible, calculer Q_2 en fonction de W , T_1 et T_2 .
- 4- Quelle masse de glace m peut-on fabriquer par seconde à partir d'eau prise à 0°C ? (négliger la chaleur massique de la glace).

Application numérique: le travail est fourni par un moteur de puissance $P = 200 \text{ W}$; $T_1 = 50^\circ\text{C}$; $T_2 = - 5^\circ\text{C}$.

Chaleur latente de solidification de l'eau: $L = 320 \text{ J/g}$. Durée d'un cycle 10 s.