

Université Polytechnique de San Pedro



Année académique: 2024-2025

Centre de Formation Continue

Niveau Licence 2

ECUE: TPM70031

Thermodynamique Physique

Systemes Thermodynamiques

Echanges d'énergie

Premier Principe

Deuxième Principe

Dr YAYA COULIBALY

Enseignant-Chercheur

Université Polytechnique de San Pedro

UFR: Agriculture, Ressources Halieutiques et Agro-industries

E-mail: yaya.coulibaly@usp.edu.ci

Contact: 00225 0708438093

THERMODYNAMIQUE PHYSIQUE

Chapitre 1: Systèmes Thermodynamiques

**Chapitre 2: Echanges d'énergie dans les
Processus thermodynamiques**

Chapitre 3: Premier Principe

Chapitre 4: Deuxième Principe

OBJECTIFS DU COURS

Objectif général

Comprendre les transferts d'énergies au niveau des systèmes thermodynamiques

Objectifs spécifiques

- définir les systèmes thermodynamiques;**
- déterminer le travail et les quantités de chaleur lors des transformations réversibles ou irréversibles;**
- appliquer le premier et le deuxième principe à quelques machines dithermes**

Chapitre 1

DÉFINITIONS & SYSTÈMES

THERMODYNAMIQUES

1 – Définitions

2 - Gaz Parfaits

3 - Fluides réels

4 – Phases condensées

Définitions & Systèmes thermodynamiques

LA THERMODYNAMIQUE

- ✓ **La thermodynamique** est la branche de la physique qui étudie les échanges d'énergie entre un corps et son milieu extérieur.
- ✓ Elle étudie les lois de transformation c'est à dire les variations d'énergie d'un système quelque soit la forme d'énergie mise en jeu (énergie mécanique, thermique, électrique, chimique...).

Définitions & Systèmes thermodynamiques

LA THERMODYNAMIQUE

Deux approches de la Thermodynamique sont possibles:

- **Une approche microscopique** à partir des lois physiques usuelles appliquées aux particules qui composent le système

Définitions & Systèmes thermodynamiques

LA THERMODYNAMIQUE

- **Une approche macroscopique**, le comportement collectif des particules étant défini par quelques paramètres perceptibles à notre échelle (Pression, Température, ...)
- ✓ La thermodynamique classique (concernant notre étude) est l'étude des propriétés macroscopiques (P,V,T,...)

Définitions & Systèmes thermodynamiques

LA THERMODYNAMIQUE

- ✓ **Elle s'applique aux systèmes contenant suffisamment de particules pour que les fluctuations microscopiques puissent être négligées**

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

✓ La thermodynamique examine uniquement les **échanges d'énergie** qui ont lieu entre **le système et le milieu extérieur**.
On dit aussi que la thermodynamique est la science des douaniers.

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

✓ **Un système thermodynamique** est un corps ou un ensemble de corps de masse déterminée ou plus généralement une portion de l'univers bien délimitée par une surface où se produisent des **échanges d'énergie** avec son **milieu extérieur**.

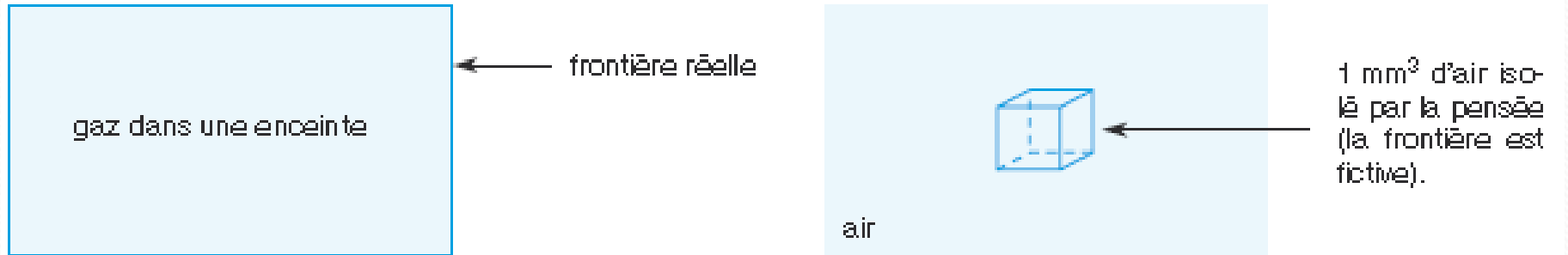
Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

- ✓ **La surface fermée délimitant le système est appelée paroi ou enceinte**
- ✓ **Elle peut être matérielle ou fictive**
- ✓ **Elle est la frontière entre le Système et son environnement (milieu extérieur)**

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE



✓ Le système peut être homogène ou hétérogène

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

- ✓ Le système peut être homogène ou hétérogène
 - **Homogène** si le système est constitué d'une seule phase
 - **Hétérogène** s'il se décompose en plusieurs phases

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

Systeme homogène :

un système est dit homogène s'il ne présente pas de surface de discontinuité (ex : un gaz). Dans le cas contraire, il est dit hétérogène (ex : équilibre-liquide-vapeur).

Systeme isolé :

un système isolé est un système qui n'échange ni énergie, ni matière avec son milieu extérieur

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

mécaniquement isolé :

ni échange de matière, ni échange d'énergie
mécanique : le travail reçu est nul

thermiquement isolé :

ni échange de matière, ni échange d'énergie
thermique : transfert de chaleur impossible

Définitions & Systèmes thermodynamiques

SYSTEME THERMODYNAMIQUE

Systeme fermé :

un système fermé est un système qui n'échange que l'énergie avec son milieu extérieur (un gaz enfermé dans un cylindre derrière un piston).

Systeme ouvert : un système ouvert est un système qui échange de l'énergie et de la matière avec son milieu extérieur (fluide en écoulement).

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

Un système est en équilibre thermodynamique si:

- **Équilibre mécanique** (Forces résultantes nulles)
- **Équilibre thermique** ($T = \text{cte}$)
- **Équilibre chimique** : la composition chimique du système ne varie pas (le potentiel chimique $\mu = \text{cte}$)

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

L'état d'un système est défini par les valeurs d'un certain nombre de grandeurs mesurables dites variables thermodynamiques ou **variables d'état** de nature macroscopique.

Exemple de variables d'état : le volume V , la température T , la pression P l'intensité I , la densité d , la viscosité μ , etc....

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

Variable intensive

C'est une variable qui ne dépend pas de l'étendue du système.

Exemple : la température T , la pression P au sein d'un gaz, le potentiel électrique

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

Variable extensive

C'est une grandeur qui dépend de l'étendue du système

Exemple : le volume V , masse m , longueur l ,
etc.....

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

grandeur intensive	grandeurs extensive	produit (travail ou chaleur)
force F	longueur l	$F.l$
moment M	angle θ	$M.\theta$
pression P	volume V	$P.V$
tension superficielle τ	surface S	$\tau.S$
température T	entropie S	$T.S$
potentiel de gravité gz	masse m	mgz
potentiel électrique U_e	quantité d'électricité q	$q.U_e$

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

Température absolue

On appelle température, une grandeur physique caractérisant le degré d'échauffement d'un corps.

Les différentes échelles sont:

- **Échelle Celsius** (échelle centésimale):

$$t_0 = 0 \text{ } ^\circ\text{C}, t_b = 100 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Définitions & Systèmes thermodynamiques

EQUILIBRE THERMODYNAMIQUE

- Échelle Farenheit: $t_0 = 32 \text{ }^\circ\text{C}$, $t_b = 212 \text{ }^\circ\text{C}$
- Échelle Kelvin (température absolue)

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

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAIT

- **Le gaz parfait** est un modèle thermodynamique permettant de décrire le comportement des gaz réels à basse pression.
- **Les hypothèses** qui conditionnent le modèle du gaz parfait sont les suivantes :

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAIT

- Les molécules sont supposées ponctuelles : leurs dimensions sont négligeables devant les distances intermoléculaires ;
- Il n'y a pas d'interaction à distance entre les molécules, elles ont des collisions élastiques avec les parois (conservation de l'énergie cinétique avant et après le choc) ;
- La répartition spatiale de ces molécules est homogène et la distribution des vitesses est isotrope

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAITS

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 (choc élastique et interaction de courte durée).

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAITS

Pression :

La pression est la force moyenne exercée par le gaz sur une unité de surface, elle est due aux chocs molécules-paroi.

De façon générale, la pression $P(M)$ en un point M est définie par :

$$d\vec{F} = -P(M)d\vec{S} = -P(M)dS \cdot \vec{n}$$

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAITS

Pression cinétique :

La pression est une grandeur liée à la cinétique (vitesse) et vaut:

$$P = (m.n^*.u^2)/3 \quad n^* = N / V$$

La température cinétique est le degré d'agitation des molécules, elle est une quantité T proportionnelle à l'énergie cinétique de translation moyenne d'un atome.

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAITS

Energie interne U :

L'énergie interne d'un système macroscopique est l'énergie mesurée dans le référentiel galiléen par rapport auquel il est au repos, sans interaction avec aucun champ extérieur.

$$U = E_c + E_p$$

- E_c = Energie cinétique microscopique moyenne

- E_p = Energie potentielle d'interaction

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAITS

Energie interne U du Gaz parfait monoatomique:

A l'équilibre thermodynamique, **l'énergie interne U** est l'énergie cinétique moyenne associée à chaque atome.

$$**$U = (3/2).N.k_B.T = (3/2).n.RT$**$$

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ PARFAIT - EQUATION D'ETAT

Le système thermodynamique le plus simple est décrit par 3 coordonnées mesurables (P, V, T). Ces 3 ne sont pas indépendantes, on exprime la relation entre celles-ci aux états d'équilibre sous la forme

$$f(P, V, T) = 0 \quad \text{Equation d'ETAT}$$

$$\mathbf{PV = n \cdot N_A \cdot k_B \cdot T = n \cdot R \cdot T}$$

$$R = 8,314 \text{ J/ mol.K}$$

Définitions & Systèmes thermodynamiques

- Mélange de gaz parfaits

Un mélange de gaz parfait est dit idéal quand toutes les particules (qu'elles soient identiques ou non) ne subissent que des chocs élastiques et aucune autre interaction.

$$n_{\text{totale}} = \sum_i n_i$$

Qté de matière

$$P_{\text{totale}} = \sum_i P_i$$

Pression totale

$$M_{\text{mélange}} = \frac{m_{\text{Totale}}}{n_{\text{Totale}}} = \sum_i x_i M_i$$

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{totale}}}$$

Fraction molaire de i

$$P_i = x_i P_{\text{totale}}$$

Pression partielle de i

Masse molaire apparente

EXERCICE 1 (Gaz parfait, fraction molaire, pression partielle)

Un mélange de gaz est constitué de 0,2 g de H_2 ; 0,21g de N_2 et 0,51g de NH_3 sous la pression d'une atmosphère et à une température de 27°C .

Déterminer :

1. les fractions molaires.
2. la pression partielle de chaque gaz.
3. le volume total.

Données : $M(\text{H}) = 1\text{g mol}^{-1}$ et $M(\text{N}) = 14\text{g mol}^{-1}$

EXERCICE 2 (Gaz parfait, détermination d'une formule brute)

Une masse $m=0,896$ g d'un composé gazeux ne contenant que de l'azote et de l'oxygène occupe un volume $V=524$ cm³ à la pression $P= 730$ mm de Hg et à la température $t=28^{\circ}\text{C}$.

Ce composé étant assimilable à un gaz parfait, déterminer sa masse molaire et sa formule chimique.

Définitions & Systèmes thermodynamiques

GAZ REELS

Définition : Un gaz réel est un gaz pour lequel les énergies d'interaction des particules ne sont pas négligées vis à vis de l'énergie totale du système.

- **Forme Equation d'état des Gaz réels**

$$(P + \pi)(V - nb) = n R T \quad (\text{n moles})$$

π : pression interne ou la surpression due aux interactions des particules.

b : covolume c'est à dire le plus petit volume que peut occuper le gaz

Définitions & Systèmes thermodynamiques

Il existe d'autres variantes de cette équation générale ; les plus utilisées sont :

- *L'équation de VAN DER WALLS*

$$\left(P + \frac{n^2 a}{v^2} \right) (v - nb) = nRT \quad (\text{pour } n \text{ moles})$$

- *L'équation de Berthelot*

$$\left(P + \frac{n^2 a}{Tv^2} \right) (v - nb) = nRT \quad (\text{pour } n \text{ moles})$$

a, b, r des constantes qui dépendent de la nature du gaz.

Définitions & Systèmes thermodynamiques

COEFFICIENTS THERMOELASTIQUES

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

**Coefficient de dilatation
isobare (1/K)**

$$\beta = \frac{1}{P} \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_V$$

**Coefficient de variation de
pression isochoire (1/K)**

$$\chi_T = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$$

**Coefficient de compressibilité
isotherme (1/Pa)**

Définitions & Systèmes thermodynamiques

PHASE CONDENSEE

Une phase condensée est constituée d'un liquide (fluide très peu compressible) ou d'un solide (quasi incompressible).

Elle est faiblement dilatable ($\alpha = 0$) et peu compressible ($\chi_T = 0$)

L'équation d'état d'une phase condensée est :

$$V = V_0 = \text{cte}$$

Chapitre 2

ECHANGE D'ÉNERGIES DANS LES PROCESSUS THERMODYNAMIQUES

1 – Transformations

2- Nature de l'énergie échangée

**3 - Echanges de Travail entre le Système
et le milieu extérieur**

4- Echange de chaleur- Calorimétrie

RAPPELS

Rappels

- Forme différentielle

Si $f(x,y)$ est une fonction continue de x et y , à des variations infinitésimales dx , dy correspondent une variation df tq on a:

$$df(x, y) = \left(\frac{\partial f}{\partial x} \right)_y dx + \left(\frac{\partial f}{\partial y} \right)_x dy$$

Si $dG(x,y) = A(x,y) dx + B(x,y) dy$

$$\left(\frac{\partial A}{\partial y} \right) = \left(\frac{\partial B}{\partial x} \right)$$

On dit que dG est une différentielle totale exacte
(D.T.E)

RAPPELS

Si $f(x,y,z) = 0$ est une équation d'état donnée d'un système et x, y et z indépendantes deux à deux, on peut toujours écrire:

$$\left(\frac{\partial x}{\partial y}\right)_z \left(\frac{\partial y}{\partial z}\right)_x \left(\frac{\partial z}{\partial x}\right)_y = -1$$

TRANSFORMATION

EQUILIBRE D'UN SYSTÈME

On dit qu'un système est équilibré lorsque ses variables d'état ne changent pas au cours du temps.

L'équilibre sera dit **stable** si après une évolution fortuite faible du système, celui-ci revient à l'équilibre spontanément sans intervention extérieure.

TRANSFORMATION

1- DEFINITION

On dira qu'il y a transformation lorsque entre deux observations l'une quelconque des variables d'états du système évolue.

- Transformation fermée

La transformation sera dite fermée si l'état final est confondu à l'état initial.

-Transformation ouverte

La transformation est dite ouverte si l'état initial est différent de l'état final.

TRANSFORMATION

- Transformation réversible et irréversible

D'une manière générale toutes les transformations **réelles sont irréversibles**.

Une transformation n'est **totalelement réversible** que si la transformation inverse peut être réalisée en passant **rigoureusement par les mêmes états d'équilibres intermédiaires** aussi pour le système que le milieu extérieur.

Une transformation réelle peut s'approcher de la réversibilité si elle est effectuée *aussi lentement que possible et si les frottements* (causes essentielles d'irréversibilité) *sont négligés*.

TRANSFORMATION

2 -TRANSFORMATIONS PARTICULIERES ET REPRESENTATIONS

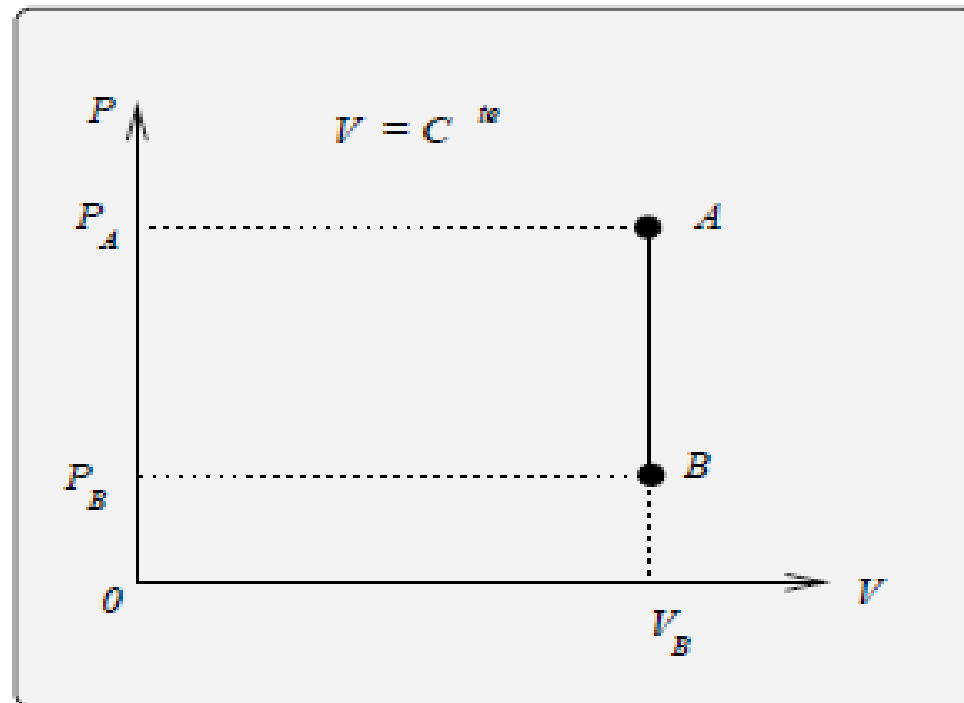
On utilise un diagramme pour représenter les transformations. Le diagramme couramment utilisé en thermodynamique est le diagramme (P, V) ou *diagramme de Clapeyron*. Dans ce diagramme P est porté en ordonnée et V en abscisse

TRANSFORMATION

- *Transformation à volume constant*

C'est une transformation au cours de laquelle le volume du système reste constant. Elle est dite aussi *isochore*.

Représentation dans
le Diagramme (P,V)
ou de Clapeyron

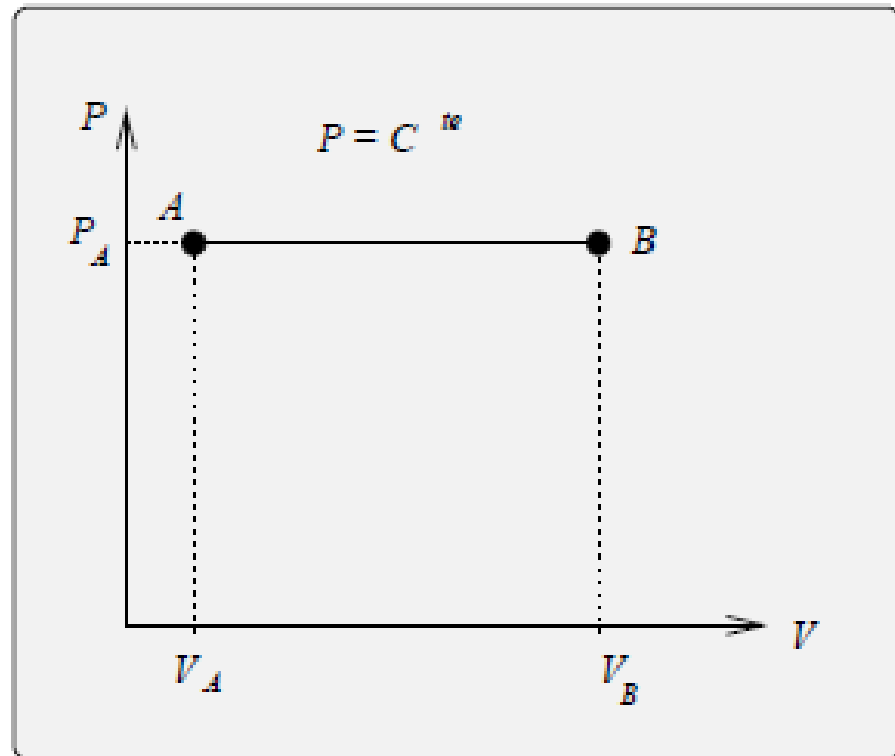


TRANSFORMATION

- *Transformation à pression constante*

C'est une transformation au cours de laquelle la pression du système reste constante. Elle est dite aussi *isobare*.

Représentation dans
le Diagramme (P,V)
ou de Clapeyron



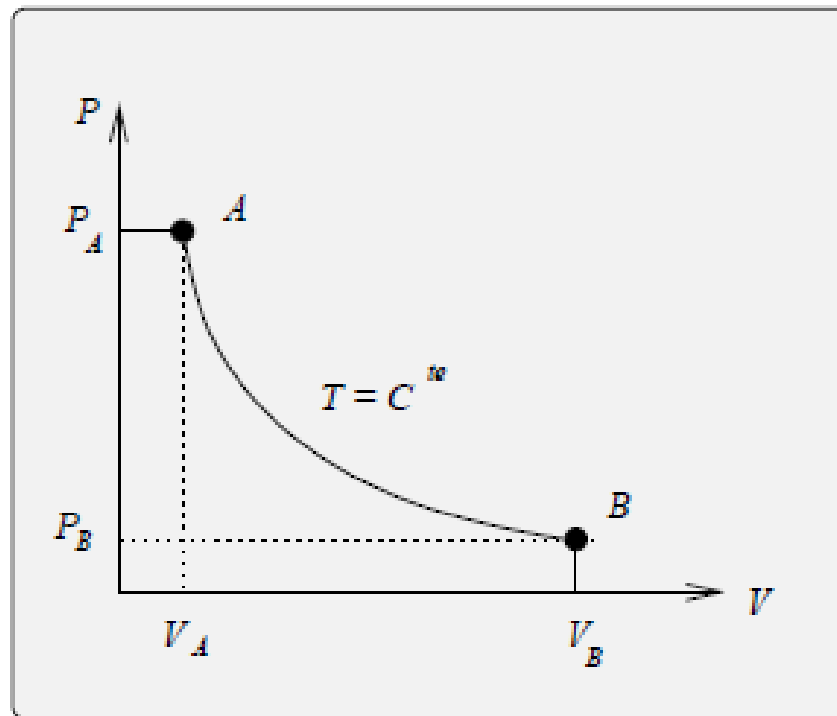
TRANSFORMATION

-Transformation à température constante

C'est une transformation au cours de laquelle la température du système reste constante.

Elle est dite aussi *isotherme*

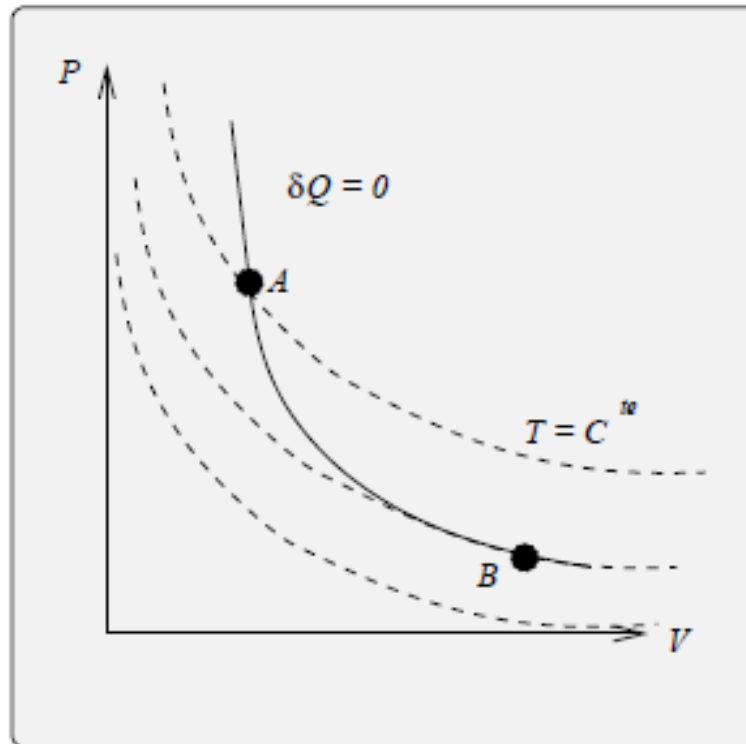
Représentation dans
le Diagramme (P,V)
ou de Clapeyron



TRANSFORMATION

-Transformation sans échange de chaleur

C'est une transformation au cours de laquelle le système n'échange pas de chaleur avec son milieu extérieur. Elle est dite aussi *adiabatique*



Représentation dans
le Diagramme (P,V)
ou de Clapeyron

NATURE DE L'ÉNERGIE

Il ya deux formes d'énergie échangée:

- **L'énergie mécanique ou travail**

Elle se fait sous forme ordonnée, consécutive à l'action de forces extérieures

- **L'énergie thermique ou chaleur**

Elle est liée à l'agitation moléculaire et est sous forme désordonnée

ECHANGE DE TRAVAIL

Considérons un système thermodynamique non isolé, lors de son évolution, il peut échanger avec le milieu extérieur : soit du travail, soit de la chaleur, deux quantités à équivalence d'énergie.

W représente le travail effectué entre le système et le milieu extérieur.

$$\delta W = \vec{F} \cdot \vec{dl}$$

Travail élémentaire

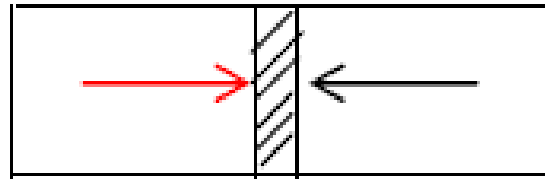
$$W = \int_A^B \vec{F} \cdot \vec{dl}$$

Travail total sur le trajet A-B

ECHANGE DE TRAVAIL

Cas particulier : *Travail de la Force de Pression*

$$\vec{F} = -\vec{F}_{\text{ext}} t$$



$$\delta W = \vec{F} \cdot d\vec{l} = -F_{\text{ext}} dl = -PSdl \text{ soit}$$

$$\delta W = -PdV$$

la pression $P > 0$

Si $dV > 0$, c'est *une détente* $\delta W < 0 \Rightarrow \delta W = -PdV$.

Si $dV < 0$, c'est *une compression* $\delta W > 0 \Rightarrow \delta W = -PdV$

ECHANGE DE TRAVAIL

Cas de Transformations particulières

- Transformation réversible **isobare** ($P=cste$)

$$W_{1 \rightarrow 2} = \int_1^2 -p dv \qquad W_{1 \rightarrow 2} = P(V_1 - V_2)$$

- Transformation **isochore** ($V=cst$)

$$W_{1 \rightarrow 2} = 0$$

- Transformation **isotherme réversible** (GP) ($T=cste$)

$$GP: PV = RT \text{ et } P = RT/V$$

ECHANGE DE TRAVAIL

$$\delta W_{1 \rightarrow 2} = -Pdv \quad \delta W_{1 \rightarrow 2} = -RT \frac{dV}{V}$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = RT \ln\left(\frac{V_1}{V_2}\right) \quad W_{1 \rightarrow 2} = RT \ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

EXERCICE 3 (Travail des forces de pression)

Déterminer le travail mis en jeu par 2 litres de gaz parfait maintenus à 25°C sous la pression de 5 atmosphères (état 1) qui se détend de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres (état 2) dans les cas suivants:

- a) Transformation réversible
- b) Transformation irréversible

ÉCHANGE DE CHALEUR

L'expérience montre que l'échange spontané de chaleur entre 2 corps se fait toujours dans le sens de transfert de chaleur du corps le **plus chaud** vers le corps le **plus froid**.

On a 2 sortes de chaleurs :

- ***La chaleur sensible***: c'est une chaleur qui, fournie à un système permet d'élever sa température: $\delta Q = C dT$

- ***La chaleur latente***: c'est une chaleur qui, fournie à un système à **température constante** lui permet de changer de phase:
 $\delta Q = L dm$

ÉCHANGE DE CHALEUR

$\delta Q > 0$ si le système reçoit de la chaleur

$\delta Q < 0$ si le système cède de la chaleur

Il y a 3 modes de transfert de chaleur d'un système à un autre

- Le rayonnement
- La conduction
- La convection

ÉCHANGE DE CHALEUR

CHALEUR MASSIQUE ET CAPACITÉ CALORIFIQUE

On appelle **chaleur massique moyenne du corps** entre t_1 et t_2 la quantité :

$$c_m = \frac{Q}{m(t_2 - t_1)} \quad \text{ou} \quad C_m = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dt}$$

C_m dépend en général de la température

On appelle C_V et C_P les **chaleurs spécifiques molaires** à volume et à pression constantes

ÉCHANGE DE CHALEUR

ÉQUATIONS CALORIMÉTRIQUES POUR UNE ÉVOLUTION ÉLÉMENTAIRE

✓ **La calorimétrie** est la partie expérimentale de la thermodynamique qui consiste en la mesure de quantités de chaleur en général, des chaleurs massiques, des chaleurs latentes et de chaleurs des réactions chimiques en particulier.

EXERCICE 4: Chaleur massique et capacité calorifique

1- Un calorimètre supposé parfaitement isolé contient une masse $m_1 = 500$ g d'eau à la température $t_1 = 19$ °C. On y ajoute une masse m_2 de 150 g d'eau à la température $t_2 = 25.7$ °C ; un équilibre s'établit alors à la température $t_{eq} = 20.5$ °C.

- Calculer la capacité calorifique du calorimètre C_{cal} .

2- Dans le calorimètre précédent contenant maintenant une masse $m_3 = 750$ g d'eau à la température $t_3 = 19$ °C, on immerge un bloc de cuivre de masse m_4 égale à 550 g porté à la température t_4 qui est de 92 °C. La température finale de l'ensemble est de $t_{eq} = 23.5$ °C.

- Quelle est la chaleur massique du cuivre ?

Donnée : $c_e = 4180 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{Kg}^{-1}$

ÉCHANGE DE CHALEUR

ÉQUATIONS CALORIMÉTRIQUES POUR UNE ÉVOLUTION ÉLÉMENTAIRE

✓ La quantité élémentaire δQ de chaleur échangée peut s'exprimer de 3 manières suivantes:

$$\delta Q = c_v dT + \ell dv \quad \text{①} \quad (T,v)$$

$$\delta Q = c_p dT + h dp \quad \text{②} \quad (T,P)$$

$$\delta Q = \lambda dp + \mu dv \quad \text{③} \quad (P,v)$$

δQ n'est pas une différentielle totale exacte

ÉCHANGE DE CHALEUR

COEFFICIENTS CALORIFIQUES

- c_p et c_v sont les chaleurs spécifiques respectivement à pression constante et à volume constant.

- ℓ est la chaleur latente de détente isotherme. $\ell = (c_p - c_v) \left(\frac{\partial T}{\partial v} \right)_P$

- h est la chaleur latente de compression isotherme. $h = -(c_p - c_v) \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_v$

- λ est coefficient calorimétrique de variation de pression à volume constant. $\lambda = c_v \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_v$

- μ est coefficient calorimétrique de variation de volume à pression constante $\mu = c_p \left(\frac{\partial T}{\partial v} \right)_P$

ÉCHANGE DE CHALEUR

RELATION DE MAYER DU G.P

On montre que :

$$C_P - C_V = R \quad \text{et} \quad \gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

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

Relations pour 1 mole

ÉCHANGE DE CHALEUR

Chaleur échangée pour quelques transformations

- Transformation isobare

$$\delta Q_P = nC_P dT \Rightarrow Q_P = nC_P (T_2 - T_1)$$

- Transformation isochore

$$\delta Q_V = nC_V dT \Rightarrow Q_V = nC_V (T_2 - T_1)$$

- Transformation isotherme

$$\delta Q_T = l dV = P dV \Rightarrow Q_T = -W$$

ÉCHANGE DE CHALEUR

- Transformation adiabatique réversible (G.P)

$$\delta Q = 0 \Rightarrow Q = 0$$

Formules de Laplace

$$\delta Q = \lambda dP + \mu dV = 0$$

En remplaçant λ et μ par leurs expressions en fonction de C_p et C_v , on obtient :

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

Chapitre 3

PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

1 – Energie interne

2 - 1^{er} Principe

3 - Fonction Enthalpie

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

ÉNERGIE INTERNE

Energie interne - Energie totale

L'énergie interne U est la somme de l'énergie cinétique microscopique totale E_{cm} et de l'énergie potentielle totale d'interaction entre les particules du système E_{pm}

$$U = E_{pm} + E_{cm} \quad \text{Energie interne}$$

$$E_T = U + E_C + E_p \quad \text{Energie totale}$$

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

ÉNERGIE INTERNE

L'énergie interne U est fonction des variables d'état (P, V, T, \dots): c'est une fonction d'état.

- Principe d'équivalence 1

Quand 1 système revient à son état initial en effectuant 1 cycle de transformations dans lesquelles il n'échange que du travail et de la chaleur avec le milieu extérieur :

- s'il a reçu du travail (W), il a fourni de la chaleur (Q) au milieu extérieur
- s'il a reçu de la chaleur (Q), il a fourni du travail (W) au milieu extérieur

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

ÉNERGIE INTERNE

- Principe d'équivalence 2

Dans 1 cycle fermé réalisé avec uniquement des échanges de travail et de chaleur, la somme algébrique des énergies mécanique et calorifique reçues ou cédées par le système est nulle

$$W + Q = 0$$

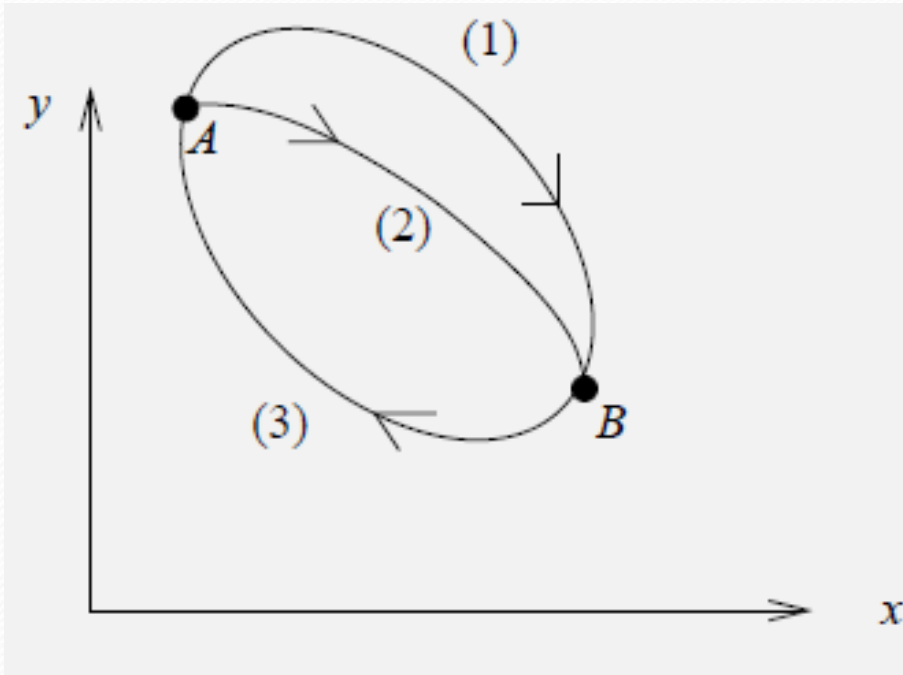
- Principe de l'état initial et de l'état final

Considérons les 2 cycles suivants

- A (1) B (3) A
- A (2) B (3) A

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

PREMIER PRINCIPE



▪ cycle A (1) B (3) A

$$W_1 + Q_1 + W_3 + Q_3 = 0$$

▪ cycle A (2) B (3) A

$$W_2 + Q_2 + W_3 + Q_3 = 0$$

Soit

$$W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2$$

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

PREMIER PRINCIPE

Définition

La quantité $W + Q$, homogène à un travail.

Pour un système quelconque, il existe une grandeur d'état, à caractère extensif, appelé énergie interne du système notée ΔU

$$\Delta U = U_B - U_A = W + Q$$

ΔU ne dépend que des états A et B et non du chemin suivi

Expression différentielle: $dU = \delta W + \delta Q$ est une D.T.E

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

PREMIER PRINCIPE

Cas particuliers

- Transformation cyclique $\Delta U = 0$
- Transformation adiabatique $\delta Q = 0 \longrightarrow \delta W = dW = dU$
- Transformation isochore $\delta W = 0 \longrightarrow \delta Q = dQ = dU$

Pour une Transformation élémentaire réversible, on a

$$\delta W = -Pdv \quad \text{et} \quad \delta Q = c_v dT + \ell dV \quad \text{donc}$$

$$dU = c_v dT + (\ell - P)dV$$

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

FONCTION ENTHALPIE

Autre expression du 1^{er} Principe:

Lorsque le problème étudié se formule plus aisément à partir des variables T et P qu'avec T,V, il est avantageux de remplacer l'énergie interne U par une autre fonction d'état appelée **Fonction enthalpie (H)**

$$\mathbf{H = U + PV}$$

$$\mathbf{dH = c_p dT + (h + V)dP}$$

CHP3: PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

FONCTION ENTHALPIE

Propriétés Energétiques des G.P: lois de Joule

- **1ere Loi de Joule**

Pour un G.P, $\ell = P$, $dU = nC_v dT$

$\Delta U = nC_v \Delta T$: L'énergie interne du G.P ne dépend que de la Température

- **2ieme Loi de Joule**

Pour un G.P, $h = -V$, $dH = nC_p dT$

$\Delta H = nC_p \Delta T$: L'Enthalpie du G.P ne dépend que de la Température

Chapitre 4

DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

1 – Transformations

2 – Systèmes dithermes

3 – Fonction Entropie

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

TRANSFORMATIONS

Insuffisance du 1^{er} Principe

- 1 principe d'équivalence des formes d'énergie
- traduit la conservation de l'énergie
- ne définit pas un sens de transformations.

→ La nécessité d'un principe qui mette en évidence le sens des transformations c.à.d. un **principe d'évolution**

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

TRANSFORMATIONS

Transformations monothermes

Transformations utilisant une seule source de chaleur à température constante. Cette source fournit ou reçoit de la chaleur

Le 1^{er} Principe donne $W + Q = 0$ pour un cycle

C'est-à-dire $W \geq 0$ et $Q \leq 0$:

➤ or il est impossible de prélever une quantité de chaleur Q d'un milieu et de la transformer intégralement en travail

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

TRANSFORMATIONS

Transformations (Systèmes) dithermes

Un système est **ditherme** lorsqu'il échange de la chaleur avec 2 sources de T constante et différente l'une de l'autre.

- Exemples
- Moteur thermique
 - Machine frigorifique (réfrigérateur)
 - Pompe à chaleur

Le premier principe s'écrit : $W + Q_1 + Q_2 = 0$

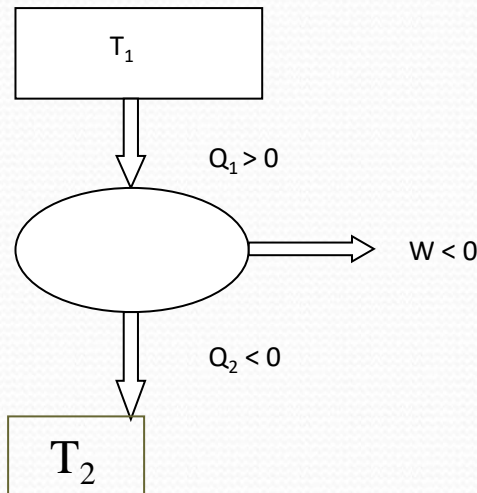
$W > 0$ pour le cycle récepteur

$W < 0$ pour le cycle moteur

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SYSTÈMES DITHERMES

Détermination du rendement d'une machine motrice ditherme



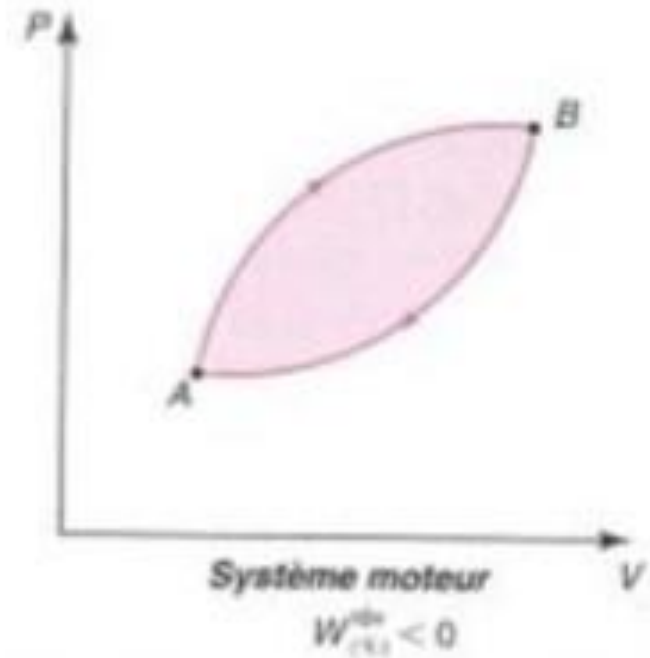
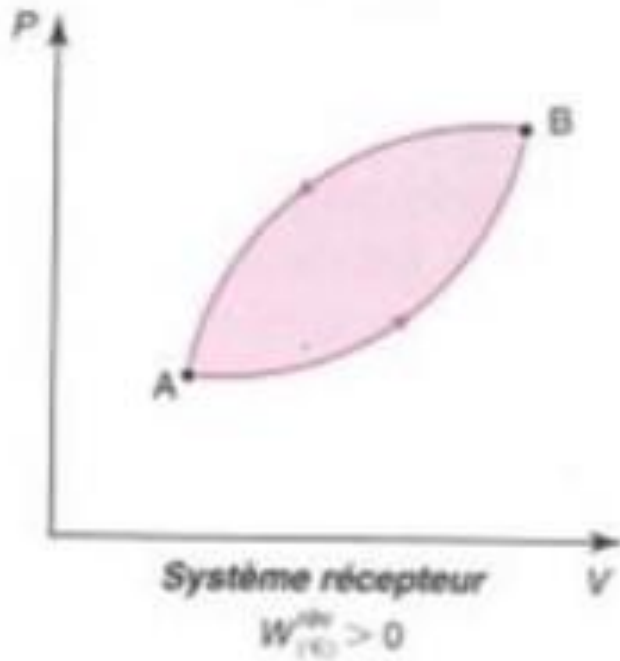
$$\Delta U = 0 \rightarrow Q_1 + Q_2 + W = 0 \rightarrow W = -(Q_1 + Q_2)$$

$$\eta = -\frac{W}{Q_1}$$

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

Chapitre 3: Les Machines thermiques/M. Dithermes

Représentations



CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SYSTÈMES DITHERMES

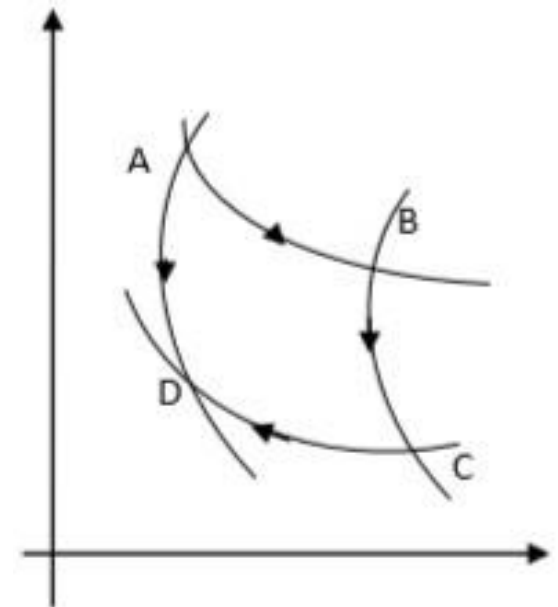
Cycle de Carnot :

C'est un cycle réversible composé de deux transformations isothermes et deux transformations adiabatiques

$$Q_1 = RT_1 \ln\left(\frac{v_B}{v_A}\right) \quad \text{et} \quad Q_2 = RT_2 \ln\left(\frac{v_D}{v_C}\right)$$

$$W = -(Q_1 + Q_2) = -RT_1 \ln\left(\frac{v_B}{v_A}\right) - RT_2 \ln\left(\frac{v_D}{v_C}\right)$$

$$\eta = -W / Q_1 = 1 + Q_2 / Q_1 = 1 - T_2 / T_1$$



CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SECOND PRINCIPE

Principe de Carnot: Second Principe

Lorsqu'un système fournit du travail en échangeant la chaleur qu'avec deux sources, il ne peut au cours d'un cycle que recevoir de la chaleur de la source chaude et en fournir une partie à la source froide

Relation de Carnot

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

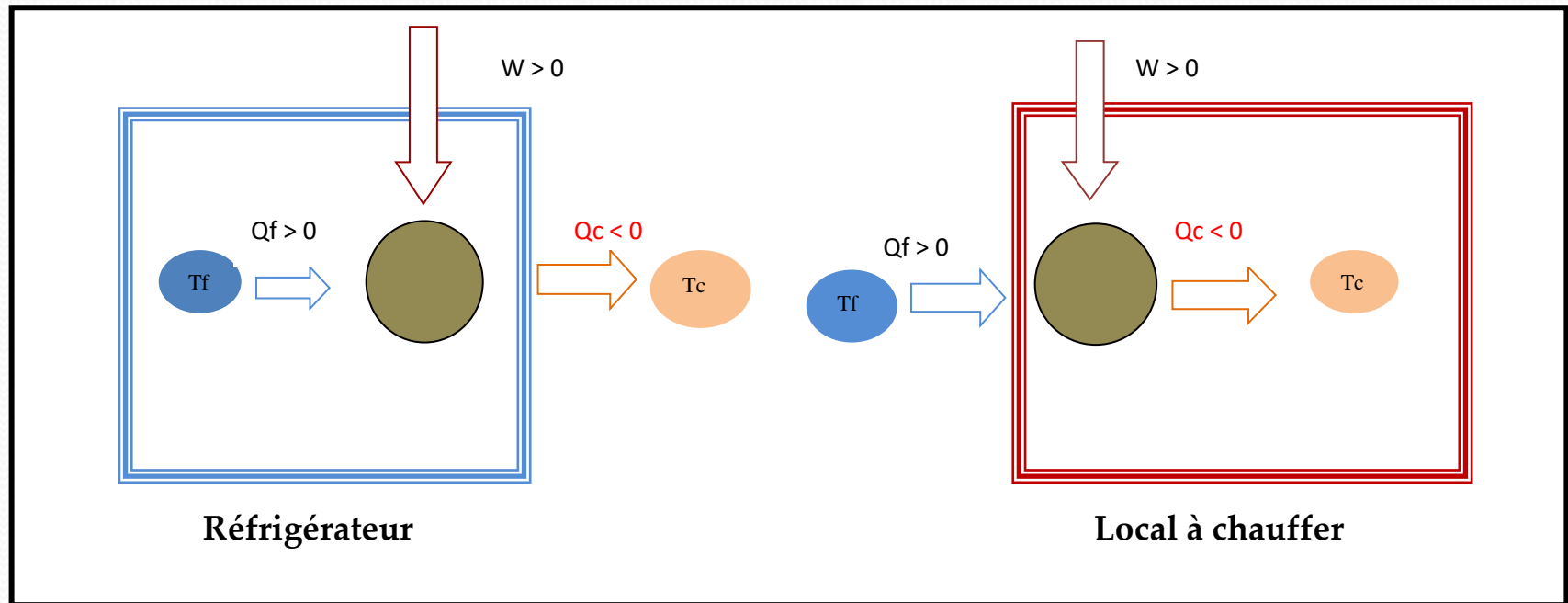
Inégalité de Clausius

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

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SECOND PRINCIPE

□ Schéma du principe d'un récepteur



CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SECOND PRINCIPE

□ Calcul du rendement

$$e_{frigo} = \frac{Q_F}{W} = -\frac{Q_f}{Q_f + Q_C} = -\frac{1}{1 + \frac{Q_C}{Q_f}}$$

$$e_{pompe} = -\frac{Q_C}{W} = \frac{Q_C}{Q_f + Q_C} = \frac{1}{1 + \frac{Q_f}{Q_C}}$$

EXERCICE 5: Machine frigorifique

1- Dans une machine frigorifique, le système que l'on assimilera à un gaz parfait décrit un cycle de Carnot. Au cours de ce cycle le gaz échange une quantité de chaleur Q_c avec la source chaude à la température T_c de $27\text{ }^\circ\text{C}$ et une quantité de chaleur Q_f avec la source froide portée à une température T_f de $0\text{ }^\circ\text{C}$.

a- Représenter le cycle dans le diagramme (P,V)

b- Exprimer en fonction de T_c , T_f et de Q_f le travail W reçu par le gaz au cours du cycle.

2- Supposons que la machine est irréversible, le rapport $\left| \frac{Q_f}{Q_c} \right|$ sera égale à $0.8 \frac{T_f}{T_c}$

a- Exprimer W' , travail reçu, en fonction de T_c , T_f et de Q_f .

b- Quel travail faut-il fournir pour congeler 0.5 L d'eau prise à 0 °C ?

3- Exprimer en fonction de T_c et T_f puis calculer le coefficient d'efficacité de la machine dans les deux cas. Conclusion ?

Données : $L_f = 334 \text{ KJ/kg}$, $\rho = 1 \text{ Kg/l}$, L

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

FONCTION ENTROPIE S

Pour 1 système thermodynamique subissant une transformation réversible, nous pouvons écrire à partir de la relation de Carnot:

$\int_A^B \frac{\delta Q}{T} = 0$. Cette relation ne dépend pas du chemin suivi mais ne dépend que des conditions initiale et finale. On définit une fonction d'état S telle que:

$$\int_A^B \frac{\delta Q}{T} = S(B) - S(A)$$

Cette fonction s'appelle fonction **Entropie S** $dS = \delta Q/T$

SECOND PRINCIPE

Nouvel Enoncé du Second Principe

Pour 1 système thermodynamique donné, il existe une fonction d'état S appelée Entropie (revenir en arrière) qui a les propriétés suivantes:

- S est extensive, additive (J/K)
- $\Delta S = \Delta S_{éch} + \Delta S_{créée}$ lors d'une évolution quelconque

$\Delta S_{éch}$: provient des transferts thermiques $dS_{éch} = \left(\frac{\partial Q_{éch}}{T} \right)$

$\Delta S_{créée}$: Création d'entropie; $\Delta S_{créée} = 0$ (Transfo réversible)

$\Delta S_{créée} > 0$ (Transfo irréversible)

SECOND PRINCIPE

Température et Pression thermodynamique

En considérant $U = U(S, V)$, on définit pour un système thermodynamique en équilibre:

- **Température Thermodynamique** $T = \left(\frac{\partial U}{\partial S} \right)_V$

- **Pression Thermodynamique** $P = - \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_S$

On en déduit les identités thermodynamiques vraies pour toutes transformations

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SECOND PRINCIPE

$$dU = \left[\left(\frac{\partial U}{\partial S} \right)_T dS + \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_S dT \right] \quad \text{on en tire}$$

$$dU = [T dS - P dV]$$

de même on a :

$$dH = [T dS + V dP]$$

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

SECOND PRINCIPE

ENTROPIE D'UN GAZ PARFAIT

$$dU = [\delta Q - PdV]$$

$$\delta Q = dU + PdV \Rightarrow \delta Q = nC_v dT + \frac{nRT}{V} dV$$

$$dS = \frac{\delta Q}{T} \Rightarrow dS = nC_v \frac{dT}{T} + nR \frac{dV}{V}$$

$$S_2 - S_1 = nC_v \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

CHP 4 : DEUXIÈME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

TRANSFORMATIONS

W	Q1	Q2	Commentaires
Machine Motrice (W < 0)	+	+	Interdit (Second Principe)
	+	-	Moteur Thermique
	-	+	Interdit (Second Principe)
	-	-	Interdit (Premier Principe)
Machine Réceptrice (W > 0)	+	+	Interdit (Premier Principe)
	+	-	Sans intérêt
	-	+	Pompe à Chaleur - Réfrigérateur
	-	-	Sans intérêt

Différents cas selon le **signe de W , Q₁ et Q₂**

EXERCICE 6: Moteur ditherme et pompe à chaleur

On veut réguler la température du chauffe-eau d'un bungalow (c'est à dire la maintenir fixe) à $T_2 = 333$ K en utilisant le site où il se trouve : air extérieur chaud à $T_1 = 310$ K et eau froide d'un lac à $T_3 = 285$ K . On utilise à cet effet un moteur ditherme réversible fonctionnant entre l'air extérieur et le lac, fournissant l'énergie nécessaire à une pompe à chaleur réversible fonctionnant entre le chauffe-eau du bungalow et le lac. En appelant Q_1 le transfert thermique reçu par le moteur de l'air extérieur et Q_2 le transfert thermique réellement reçu par le chauffe-eau du bungalow, déterminer l'efficacité thermique d'un tel dispositif : $e = Q_2/Q_1$.