

I - Introduction

Prof. Cécile Hébert

20 février 2024

Plan du cours

- I - Introduction
- II - Premier principe
- III - Second principe
- IV - Fonctions thermodynamiques et équilibres
- V - Gaz parfait et gaz de van der Waals ; théorie cinétique des gaz
- VI - Changement d'états
- VII - Machines thermiques
- VIII - Thermochimie
- IX - Transport
- X - Physique statistique

Table des matières

0. Organisation
1. Généralités, un peu d'histoire
2. Variables caractéristiques des systèmes étudiés
3. Grandeurs intensives et extensives
4. Equation d'état, différentielle partielle et totale
5. Système thermodynamique
6. Transformations
7. Diagramme de Clapeyron ou diagramme (p,V)

0. Organisation

Deux livres sont recommandés :



- Le Livre et Moocs de JP Ansermet & S. Brechet. Attention ! J'utilise les notations de la 3ème édition !! *néf principale.*
- Le Perez. Très complet, notre référence.

^ aussi

La philosophie de ce cours

Elle est "double". Nous commencerons par une partie très formelle qui peut vous paraître déconnectée de la réalité, proche du livre d'Ansermet-Brechet. Il est important d'aborder ces concepts abstraits tôt pour commencer à s'y habituer. Une partie, qui arrive plus tard, est très conceptuelle, sans calculs et fait appel à l'intuition. Pour les physicien.n.e.s, il est important de maîtriser les deux approches !

Les exercices

Très important ! Apprendre à aborder l'énoncé et à essayer de trouver des pistes sans indications. Mélange d'exercices plus formels (approche mathématique, abstraite) et d'exercices décrivant des situations réelles. Apprendre à appliquer les concepts à des problèmes du quotidien.

Forum Ed discussion

Quizzes en classe.

Questions sur le cours et les exercices

Q&A

Slides du cours

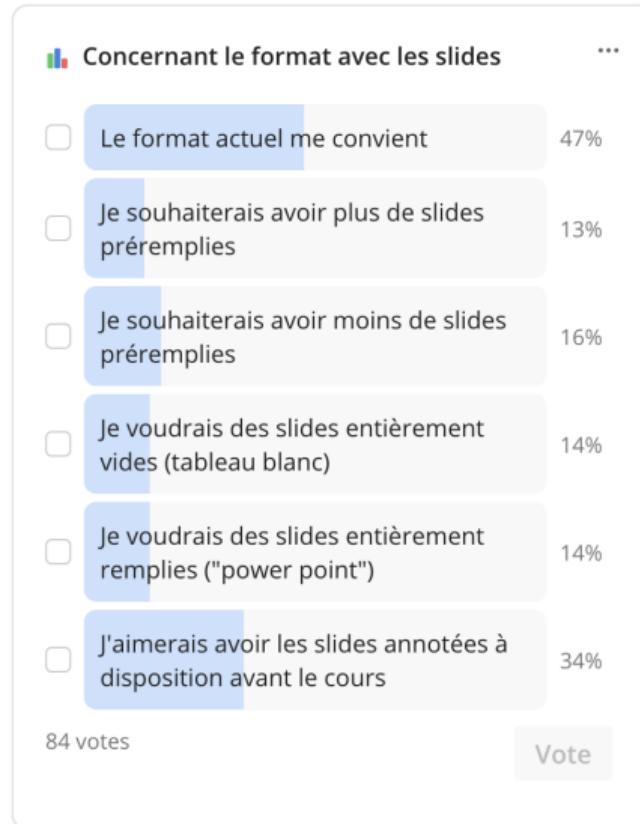
PDF vierge avant le cours

pdf annoté après. Beaucoup d'annotations, les slides seules ayant annotations ne suffisent pas.

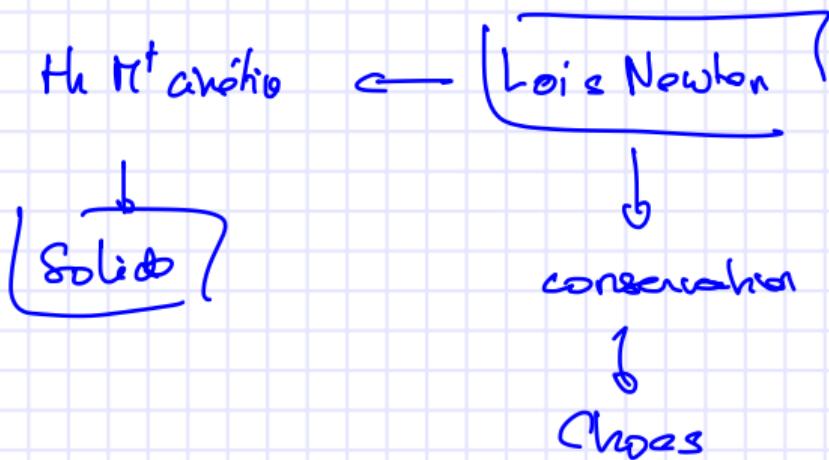
Enregistrements du cours

Faits avec le système automatique. Pas terrible pour les manips, qui sont un partie importante. C'est un backup en cas d'impossibilité de venir au cours, et pour les révisions.

I - Introduction 0. Organisation



"Mind map" de la thermo ?



1. Généralités, un peu d'histoire

Exemples d'objet ou phénomènes du quotidien pour lesquels la thermo est importante

Motar d'avion

papier à chaleur

Frigo

Avec une pièce
ça peut prendre de
chaleur

Couverture

Corps humain

tasse de
café

Microonde

Casseroles
eau -

thermos -

Bouilloire

Cocotte minute

plats surgelés

Veste

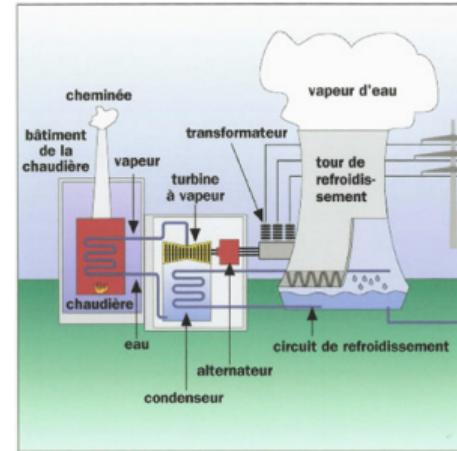
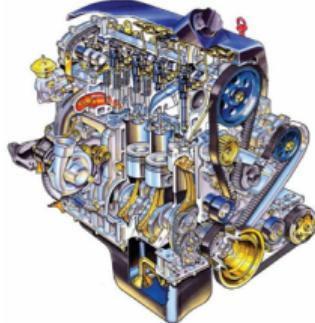
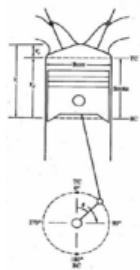
Magnétise

Cyclone

Buts pratiques de la thermodynamique :

Décrire

- De manière macroscopique des objets /systèmes extrêmement complexes
- Quel est le contenu en diverses formes de matière et d'énergie d'un dispositif physico-chimique ?
- Quel est le statut du dispositif par rapport à l'énergie thermique ?



Comprendre (approche "physique")

- Comment les diverses formes d'énergie et de matière présentes dans un dispositif physico-chimique peuvent-elles se convertir les unes dans les autres ?
- Quel est le rôle particulier de l'énergie thermique ?
- Qu'est-ce qui fait que certaines transformations se produisent spontanément, mais qu'on ne voit jamais l'inverse se produire ?



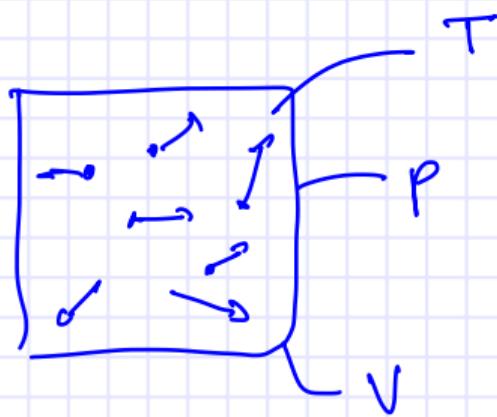
Prévoir

- Un dispositif physico-chimique donné est-il capable d'évoluer spontanément ?
- Si oui, que va-t-il se produire au cours de son évolution ?

Agir (approche "ingénieur")

- Comment faire pour orienter l'évolution spontanée d'un dispositif ?
- Comment optimiser un dispositif pour en tirer l'effet utile maximum ?
- Quelle est le maximum qu'on puisse obtenir d'un tel dispositif ?

Approche "globale" contre approche statistique





Arnold Sommerfeld (1868–1951)

" La thermodynamique est un sujet curieux. La première fois qu'on l'aborde, on ne le comprend pas du tout. La deuxième fois, on pense qu'on le comprend, sauf l'un ou l'autre point. La troisième fois, on sait qu'on ne le comprend pas, mais à ce stade on y est tellement habitué qu'on ne s'en préoccupe plus. "

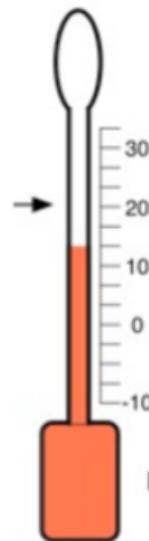
Très tôt, les physiciens se sont penchés sur le problème de mesure de la température, beaucoup plus difficile à faire de manière universelle que les longueurs ou les masses par exemple.

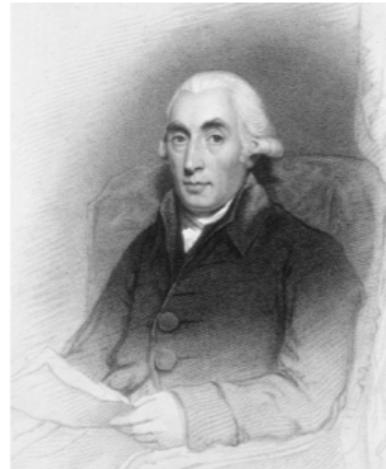


Thermomètre à dilatation de gaz
Galilée 1592

Thermomètre
à dilatation
de liquide.
Alcool: Jean Rey
1631

Mercure:
Farenheit ca 1720





Calorimètre à glace

Joseph Black 1728-1799:

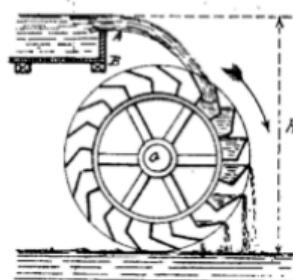
Distinction entre chaleur
et température

Notion de chaleur latente

Développe la calorimétrie

Fin 18°, la chaleur est un fluide (le calorique). Théorie qui tient la route sauf pour les changements de phase, et la "création" de calorique à partir de travail.

1824, Carnot, énonce le 2d principe à partir de la théorie du calorique pour expliquer les observations sur le fonctionnement des machines à vapeur



La puissance motrice est due, dans une machine à vapeur, non à une consommation réelle de calorique, mais à son transport d'un corps chaud à un corps froid. [...] D'après ce principe, il ne suffit pas, pour donner naissance à la puissance motrice, de produire de la chaleur ; il faut encore se procurer du froid



1799:
expérience de H. Davy
Le début de la fin du
calorique



EXPERIMENT II

I procured two parallelopipeds of ice, of the temperature of 29° , six inches long, two wide, and two-thirds of an inch thick: they were fastened by wires to two bars of iron. By a peculiar mechanism, their surfaces were placed in contact, and kept in a continued and violent friction for some minutes. They were almost entirely converted into water, which water was collected, and its temperature ascertained to be 35° , after remaining in an atmosphere of a lower temperature for some minutes. The fusion took place only at the plane of contact of the two pieces of ice, and no bodies were in friction but ice. From this experiment it is evident that ice by friction is converted into water, and according to the supposition its capacity is diminished; but it is a well-known fact, that the capacity of water for heat is much greater than that of ice; and ice must have an absolute quantity of heat added to it, before it can be converted into water. Friction consequently does not diminish the capacities of bodies for heat.



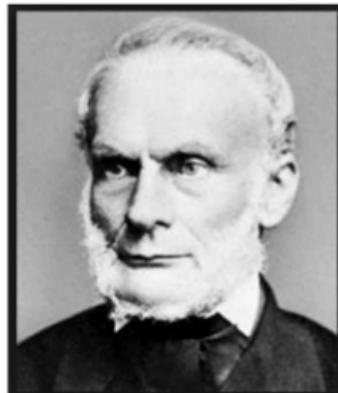
Thomson: le travail
mécanique peut être
converti en chaleur
(Forage des canons)

1847 Helmolz énonce le premier principe (23 ans après de 2d...) "l'énergie ne peut que
être transférée d'une forme à une autre"

Clausius reformule le 2d principe avec la notion d'énergie du 1^{er}:

Impossibilité de construire une machine qui convertisse intégralement la chaleur en travail

1865: Introduit la notion d'entropie



Fin 19ème, théorie microscopique de la chaleur
Définition microscopique de l'entropie



Comportement global de beaucoup de molécules/atomes.



2. Variables caractéristiques des systèmes étudiés

a. Volume : V [m³] *1 m³ = 1000 litres*

b. Quantité : n [moles]. 1 mole = $6.022 \cdot 10^{23}$ *N_A*

Nombre d'atomes dans 12g de C¹²

1 mole de GP à 800 K et 1 atm ≈ 24 litres

c. Pression : p [Pa] *← ⚡*

d. Température (absolue) : T [K]



La pression sert à mesurer la force exercée par un fluide sur une surface perpendiculairement à cette surface (liquide dans un récipient, par exemple).

Cette force est proportionnelle à l'aire considérée, la pression est la force par unité de surface.

$$P = \frac{F_{\perp}}{S}$$

$$F_{\perp} = SP$$

D'une manière générale, la pression peut dépendre de l'endroit où on se trouve dans le fluide, il est mieux de la définir pour une portion de surface infinitésimale.

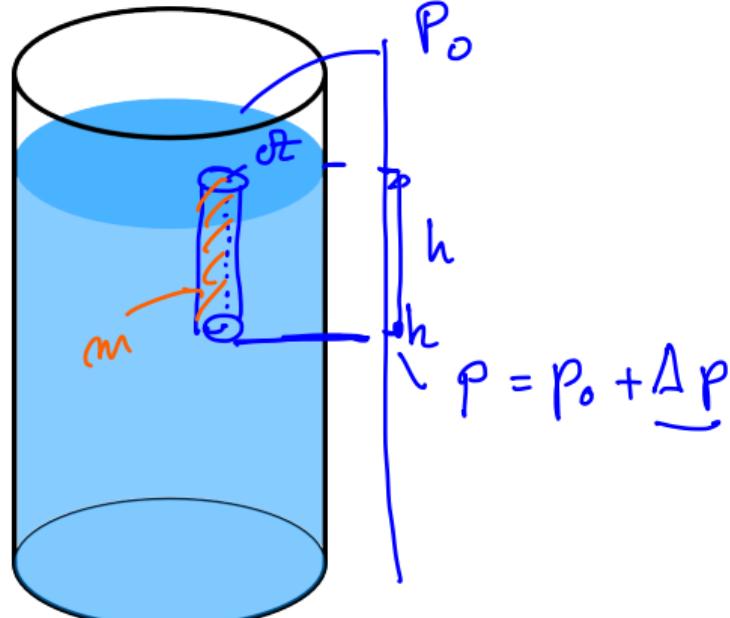
$$\int dF_{\perp}$$

$$P = \frac{dF_{\perp}}{dS}$$

1 Pa = 1 N.m⁻²; autres unités : bar et atmosphère; 1 bar = 10⁵ Pa; 1 atm = 1,013 10⁵ Pa

1 atm ≈ 1 bar

La pression dépend en particulier de la profondeur à laquelle on se trouve



$$\Delta p = \frac{F}{A} = \frac{mg}{At} = \frac{\rho \cdot h \cdot g}{At}$$

$$\Delta p = \rho gh$$

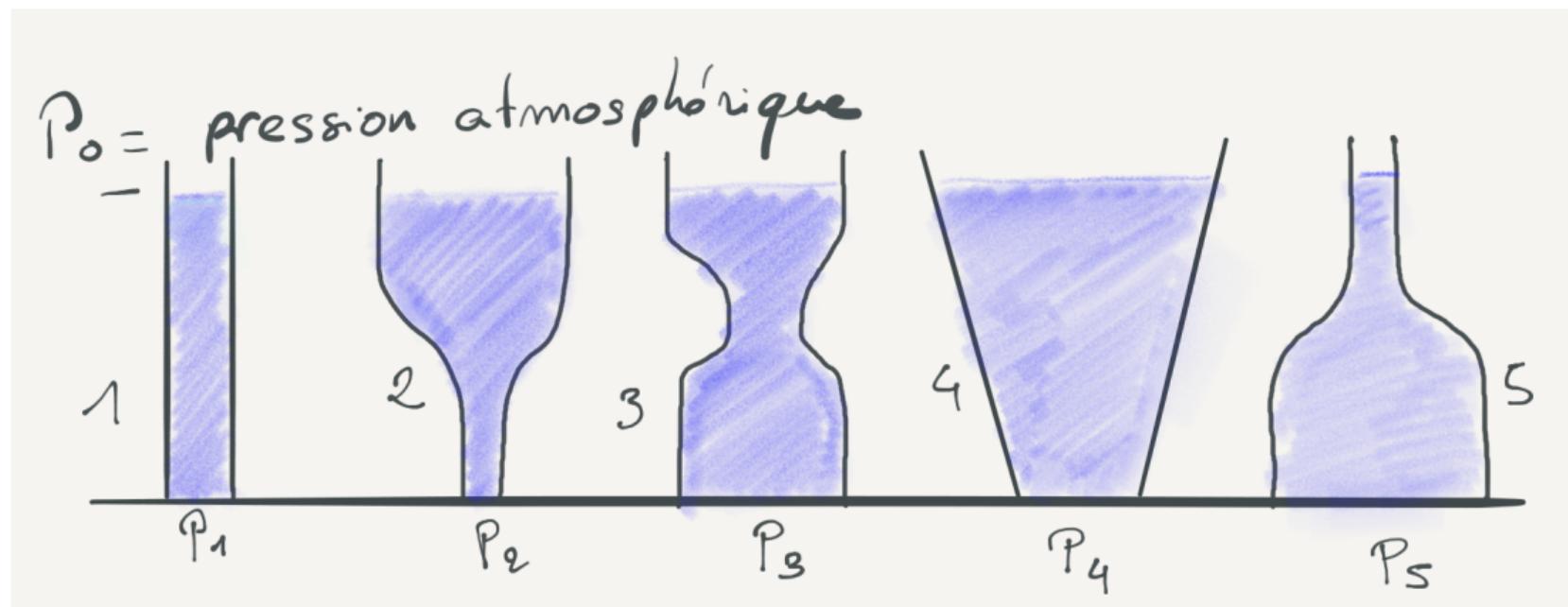
$$\text{eau } \rho = 10^3 \text{ kg/m}^3$$

$$g = 10 \text{ m.s}^{-2}$$

$$h = 10 \text{ m}$$

$$\Delta p = 10^3 \times 10 \times 10 = 10^5 \approx 1 \text{ atm}$$

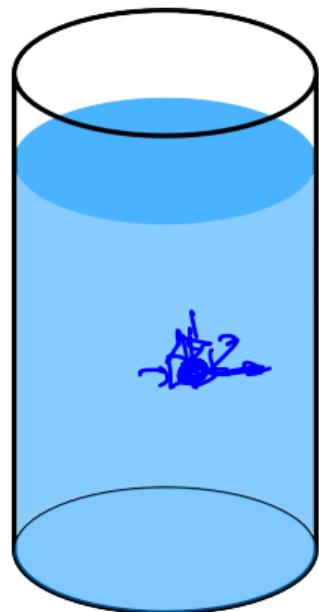
Quizz Pression en bas d'un récipient non cylindrique



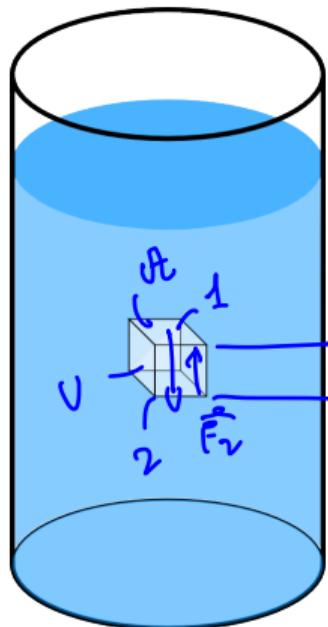
$$P_1 = P_2 = P_3 = P_4 = P_5 ?$$

En revanche,

la pression *ne dépend pas de la direction dans laquelle on regarde.*



Poussée d'Archimède



$$\begin{aligned}
 & -mg \vec{e}_3 \\
 & \vec{F}_A = V \cdot \rho_{\text{ea}} g \vec{e}_3 \\
 & \text{pression en } h \rightarrow \text{force } \vec{F}_1 \\
 & \vec{F}_1 = -\cancel{\rho} t p(h) \vec{e}_3 = -\cancel{\rho} t (\rho_0 + \rho g h) \vec{e}_3 \\
 & \vec{F}_2 = \cancel{\rho} t p(h + dh) \vec{e}_3 \\
 & = \cancel{\rho} t (\rho_0 + \rho g (h + dh)) \vec{e}_3 \\
 & \vec{F}_1 + \vec{F}_2 = \cancel{\rho} t \rho g dh \vec{e}_3 = \rho g \cancel{V} dh \vec{e}_3 = \rho g V \vec{e}_3
 \end{aligned}$$

Manips/ quizz ludion

Température. On utilise la température *absolue* en Kelvin

Attention, ne pas confondre la température qui est une variable qui caractérise l'état dans lequel se trouve le système avec la *chaleur* qui est une énergie *échangée*.

La température caractérise le degré d'agitation du système.

Il est très difficile d'apprécier la température d'un objet par contact : exemple dans une pièce à 22° un morceau de bois paraîtra moins froid au toucher qu'un morceau de verre ou de métal : mesure par thermomètre.

La température absolue ne peut pas être négative : $T > 0$

$$\underline{0^\circ\text{C}} = \underline{273.15 \text{ K}}$$

I-3. Grandeurs intensives et extensives

Grandeurs extensive

Grandeur physique proportionnelle à l'extension du système :

- Masse : m
- Volume : V
- Nombre de moles des constituants i du système : n_i
- Quantité de mouvement
- Entropie : S
- ...

La valeur prise par une grandeur extensive dans un système thermodynamique décomposable en sous-systèmes est la somme des valeurs prises par cette grandeur dans chacun des sous-systèmes.

Grandeurs extensive réduite ou grandeur densitaire

On peut diviser une grandeur extensive par une autre qui caractérise l'extension du système (volume, masse ou nombre de moles)

On obtient une grandeur extensive réduite ou grandeur densitaire.

- densité volumique d'énergie
- densité massique de quantité de mouvement
- ... toute autre combinaison :-)

Grandeurs intensives

Grandeur physique indépendante de l'extension du système :

- Température : T

- Pression : p

- potentiel chimique μ

Les grandeurs intensives sont conjuguées d'une grandeur extensive. (p, V) , (T, S) (μ, N). Elles sont la dérivée partielle de l'énergie par rapport à la variable extensive.

$$\frac{\partial E}{\partial S} = T$$

4. Equation d'état, différentielle partielle et totale

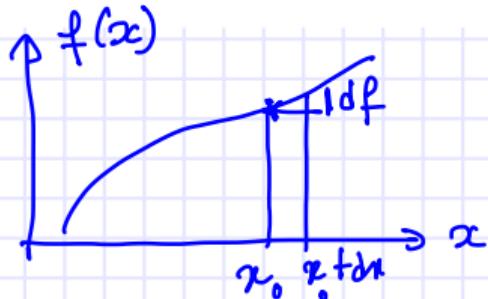
En thermodynamique, nous allons voir deux types de grandeurs :

– les **grandes d'état** : elles caractérisent l'*état* du système et ne dépendent pas de l'historique des transformations

toute grandeur d'état peut être exprimée comme une *fonction* (au sens mathématique) d'autres grandeurs d'état

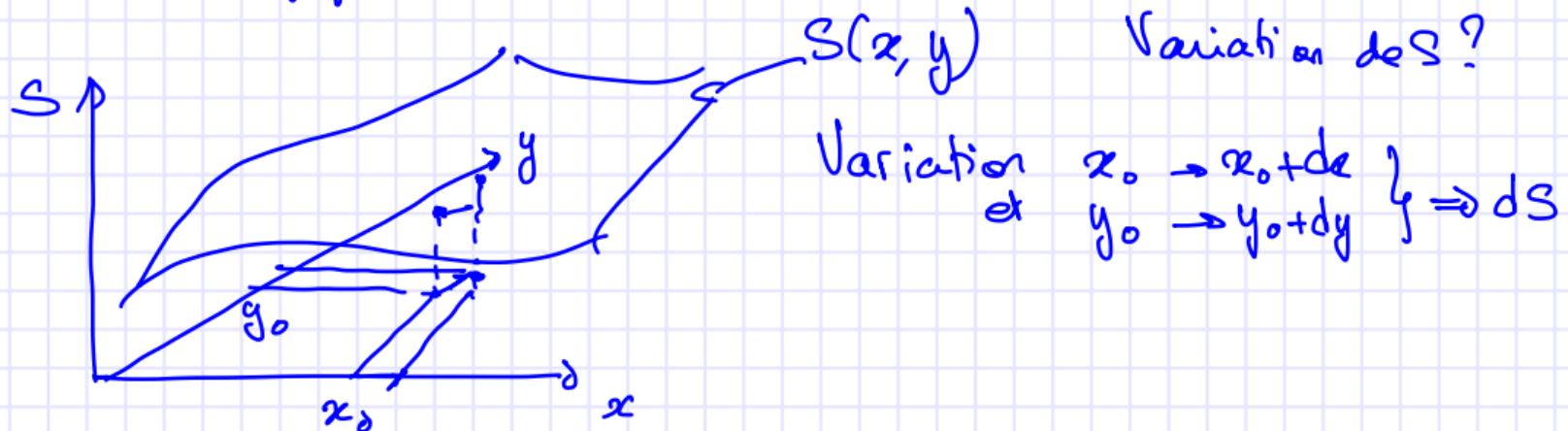
– des **grandes qui dépendent du chemin** suivi pour les transformations : typiquement travail mécanique (W) et chaleur (Q)

Définie d'une fonction de plusieurs variables : problème



Variation de f ?

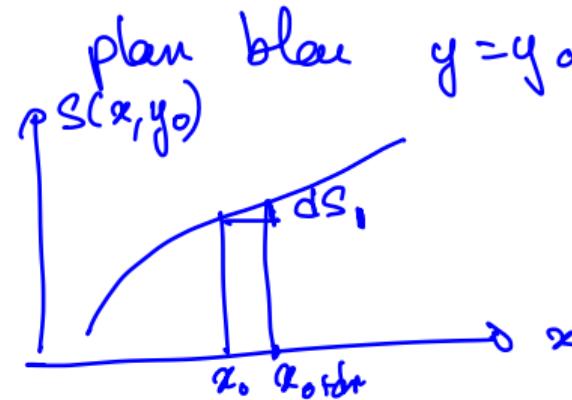
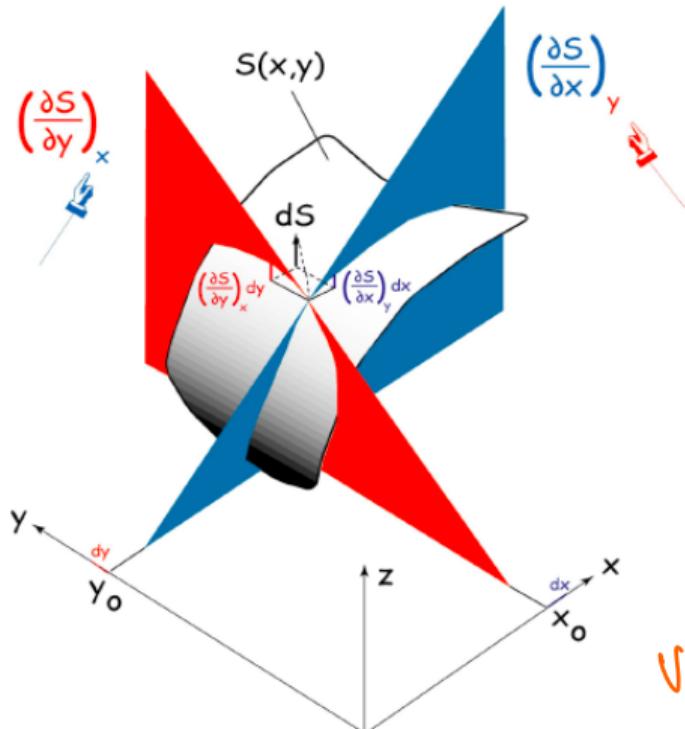
$$f'(x_0) = \frac{df}{dx}$$



Variation de S ?

Variation de S et

$$\begin{cases} x_0 \rightarrow x_0 + dx \\ y_0 \rightarrow y_0 + dy \end{cases} \Rightarrow dS$$



dérivé de $S(x, y)$ par rapport à x
partielle $\frac{\partial S}{\partial x}]_y$

$$dS_1 = \left. \frac{\partial S}{\partial x} \right|_y dx$$

Variation de y seul. $\Rightarrow dS_2 = \left. \frac{\partial S}{\partial y} \right|_x dy$

$$ds = (ds_1 + ds_2) = \left[\frac{\partial S}{\partial x} \right]_y dz + \left[\frac{\partial S}{\partial y} \right]_x dy$$

$$S(x, y) = x^2 y^3$$

$$\left[\frac{\partial S}{\partial x} \right] = y^3 2x$$

$$\left[\frac{\partial S}{\partial y} \right] = x^2 3y^2$$

$$ds = \underbrace{2xy^3 dx}_{A(x,y)} + \underbrace{3x^2y^2 dy}_{B(x,y)}$$

$$\frac{\partial A}{\partial y} = \frac{\partial}{\partial y} \left[\frac{\partial S}{\partial x} \right] = 2x \cdot 3y^2$$

notation/signification géométrique

{ différentielle totale de la fonction $S(x,y)$

$$dS = \left(\frac{\partial S}{\partial y}\right)_x dy + \left(\frac{\partial S}{\partial x}\right)_y dx$$

$$dS = \frac{\partial S}{\partial x} dx + \frac{\partial S}{\partial y} dy + \frac{\partial S}{\partial z} dz$$

...

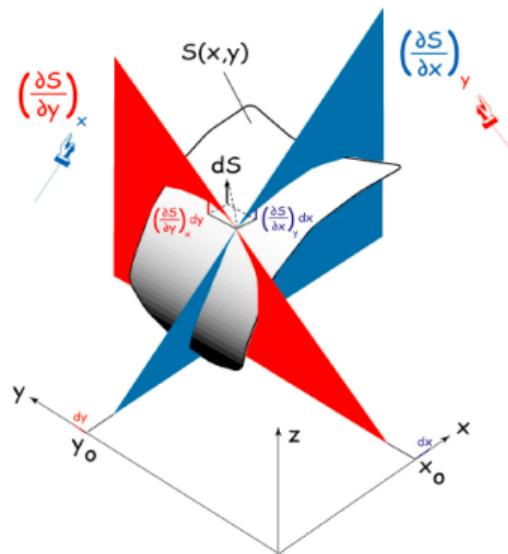
{ différentielles des variables indépendantes
(i.e. des grandeurs arbitraires ne dépendant pas
de x et y !)

$$dx \quad dy$$

{ différentielles partielles

$$\left(\frac{\partial S}{\partial x}\right)_y dx \quad \left(\frac{\partial S}{\partial y}\right)_x dy$$

$$\left(\frac{\partial S}{\partial x}\right)_y (x,y)$$



Si on a une fonction $f(x, y)$

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

) Théorème de Schwartz

La dérivation seconde d'une fonction f par rapport à deux variables indépendantes, est indépendante de l'ordre dans lequel sont effectuées les dérivations successives.

$$\frac{\partial}{\partial x} \left(\frac{\partial f}{\partial y} \right)_x = \frac{\partial}{\partial y} \left(\frac{\partial f}{\partial x} \right)_y$$

$$f(x, y, z) \quad \frac{\partial^2 f}{\partial x \partial z} = \frac{\partial^2 f}{\partial z \partial x} \quad \dots$$

$$dg = \sin(xy) dx + x^2y^2 dy$$

soit une équation

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

$$\begin{aligned}\frac{\partial}{\partial y} \sin(xy) &= x \cos(xy) \\ \frac{\partial}{\partial x} (x^2y^2) &= y^2 2x\end{aligned}$$

Il n'y a aucune raison a priori pour que

$$\frac{\partial A}{\partial y} = \frac{\partial B}{\partial x}$$

Il n'existe pas de $g(x, y)$ tel que $dg = dg$

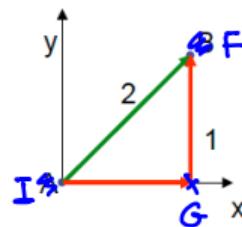
Exemples : intégrale de δf sur deux chemins

a) $\delta f = y \, dx$

b) $\delta f = x \, dx + y \, dy$

W force en mécanique

$$SW = \vec{F} \cdot d\vec{r} = F_x \, dx + F_y \, dy$$



$$W_{A \rightarrow B} = \int_A^B \vec{F} \cdot d\vec{r}$$

chemin

a) $\delta f = A(x,y) \, dx + B(x,y) \, dy = y \, dx + 0 \, dy \Rightarrow A(x,y) = y ; B(x,y) = 0$

$$\frac{\partial A}{\partial y} = 1 \neq \frac{\partial B}{\partial x} = 0$$

b) $\delta f = x \, dx + y \, dy \quad A(x,y) = x \quad B(x,y) = y$

$$\frac{\partial A}{\partial y} = 0 = \frac{\partial B}{\partial x} = 0$$

a) $\int_I^F \delta f = \int_I^G \delta f + \int_G^F \delta f = \int_I^G y dx + \int_G^F y dx = 0 + 0 = 0$

$\int_I^F \delta f = \int_I^G y dx \underset{y=x}{=} \int_I^F x dx = \left[\frac{1}{2} x^2 \right]_I^F = \frac{1}{2}$

b) $\int_I^F \delta f = \int_I^G \delta f + \int_G^H \delta f = \int_I^G x dx + \underset{y=0}{y dy} + \int_G^H x dx + y dy = \int_{x=0}^1 x dx + \int_1^1 dx + \int_0^1 y dy = \frac{1}{2} + 0 + \frac{1}{2} = 1$

$\int_I^F \delta f = \int_I^F x dx + y dy \text{ avec } y=x \Rightarrow \int_I^F \delta f = 2 \int_I^F x dx = 2 \int_{x=0}^1 x dx = 2 \times \frac{1}{2} = 1$

a) f n'est PAS une différentielle totale exacte donc $f(x,y)$ n'existe pas

b) f est une différentielle totale exacte \Rightarrow on peut utiliser δf

$$\delta f = x dx + y dy + (x, y) = \frac{1}{2} (x^2 + y^2) + C$$

Dériver les temporelles

$$\text{Soit } S(x, y) \Rightarrow dS = \frac{\partial S}{\partial x} dx + \frac{\partial S}{\partial y} dy$$

$$\begin{aligned}\frac{dS}{dt} &= \dot{S} = \frac{\partial S}{\partial x} \frac{dx}{dt} + \frac{\partial S}{\partial y} \frac{dy}{dt} \\ &= \frac{\partial S}{\partial x} \dot{x} + \frac{\partial S}{\partial y} \dot{y}\end{aligned}$$

Théorème Soit $\delta g = A(x, y) dx + B(x, y) dy$

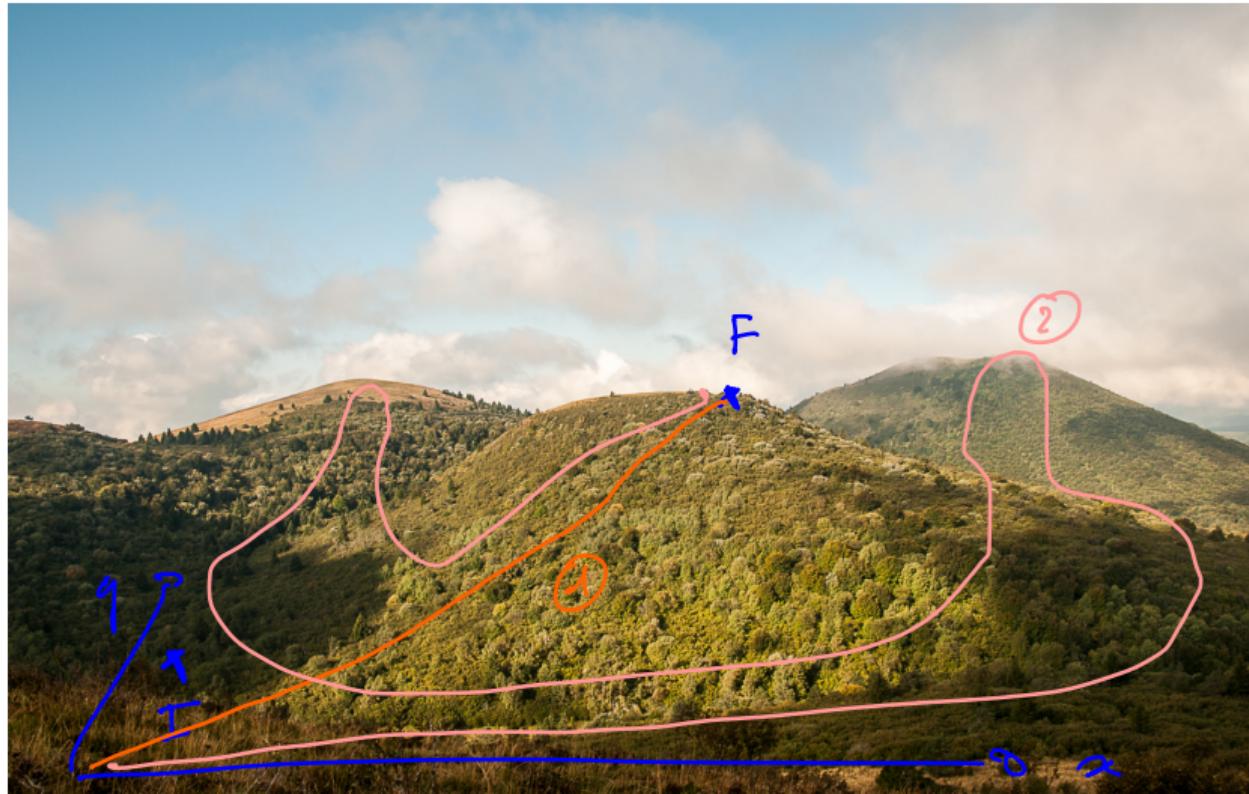
Si

$$\frac{\partial A}{\partial y} = \frac{\partial B}{\partial x}$$

Alors l'équation est une différentielle totale, on écrit dg au lieu de δg et on peut (au moins théoriquement) trouver $g(x, y)$ tel que

$$\left(\frac{\partial g}{\partial x} \right)_y = A(x, y) \text{ et } \left(\frac{\partial g}{\partial y} \right)_x = B(x, y)$$

Exemple : randonnée en montagne



$H(x,y)$ altitude
 $\Delta H_{IF} = H_F - H_I$
dénivelé positif
cumulé
 $h_{IF}^{(1)} \neq h_{IF}^{(2)}$

Résumé des notations :

Notation "d droit" : différentielle totale, petite variation d'une fonction d'état (exemple énergie interne U , petite variation dU). Donne la variation de la fonction pour une variation de toutes les variables

Notation "delta" : variation d'une grandeur qui n'est pas une différentielle totale (exemple travail W , petite variation δW)

Notation "d rond" Utilisée pour noter la dérivation par rapport à une variable d'une fonction de plusieurs variables : exemple $\frac{\partial p(T,V)}{\partial T} V$.

d

δ

∂

Equation d'état

Relation mathématique phénoménologique qui lie les variables d'état d'un système thermodynamique.

Permet une détermination indirecte de certaines variables d'état inconnues à partir des variables connues.

Exemple, pour un gaz parfait

$$pV = nRT$$

p pression
 n nb molles
 T température
 V volume

Equation d'état des gaz parfaits

R constante des gaz parfaits. $R = 8.31 J.K^{-1}mol^{-1}$

Autre équation d'état : fluide de van der Waals

$$\left(p + \frac{n^2 a}{V^2} \right) \cdot (V - nb) = nRT$$

Peng-Robinson (eau) :

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a\alpha}{V_m^2 + 2bV_m - b^2}$$

$$a = \frac{0.45724 R^2 T_c^2}{p_c}$$

$$b = \frac{0.07780 RT_c}{p_c}$$

$$\alpha = (1 + \kappa (1 - T_r^{0.5}))^2$$

$$\kappa = 0.37464 + 1.54226 \omega - 0.26992 \omega^2$$

$$T_r = \frac{T}{T_c}$$

5. Système thermodynamique

C'est le "morceau d'univers" que l'on étudie. Il est entouré par une **enceinte**.

Système isolé Aucun échange possible, ni de matière ni d'aucune forme d'énergie

Système fermé : aucun échange de **matière** avec l'environnement.



Système ouvert : échange de **matière** possible avec l'environnement.

Système rigide : l'enceinte ne peut pas être déformée



Système déformable : l'enceinte peut être déformée (et changer de volume)

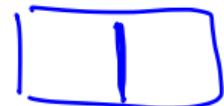


Système fermé par une enceinte adiabatique : l'enceinte ne permet pas d'échanges de chaleur *bouteille thermos*

Système fermé par une enceinte diatherme : l'enceinte permet les échanges de chaleur

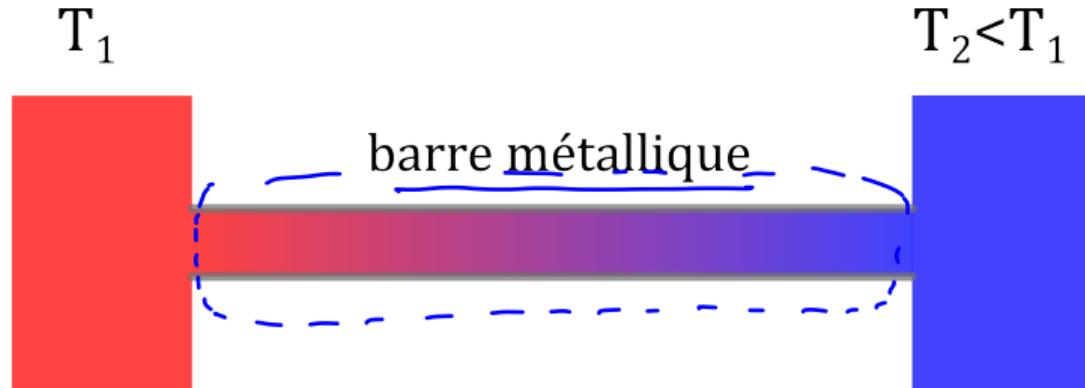
Un système peut être découpé en sous systèmes, séparés par une **paroi**. Cette paroi peut être mobile, fixe, perméable, imperméable, diatherme, adiabatique

réservoir thermique : source inépuisable d'énergie thermique.



système stationnaire ; système à l'équilibre

Un système est *stationnaire* si ses variables d'état sont indépendantes du temps.



Un système est à *l'équilibre* s'il est stationnaire, et reste stationnaire même si on l'isole

6. Transformations



Dans une *transformation*, le système passe d'un état initial (I) à un état final (F). Ces états sont caractérisé par des variables d'état notées X_I et X_F

Les variables d'état ne dépendent pas de la façon dont on est arrivé à l'état, donc du chemin.

Une transformation est **cyclique** si l'état initial est le même que l'état final.

$$F = I$$



Une transformation peut être **réversible** ou **irréversible** si il est possible (ou pas) de remettre le système ET SON ENVIRONNEMENT dans l'état initial

Principaux types de transformations :

1. Isotherme $T = \text{cte}$
2. Isobare $p = \text{cte}$
3. Isochore $V = \text{cte}$
4. Adiabatique, pas d'échange de chaleur
5. Autre (quelconques)

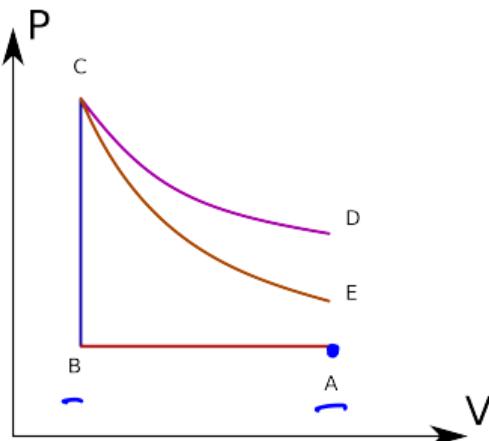
7. Diagramme de Clapeyron

(p, V) pour n fixé

Cordonnées (p, V). Exemple, pour un gaz parfait dans une enceinte fermée et des transformations usuelles :

$$pV = nRT$$

$$p = \frac{nRT}{V} = p(V, T)$$



A-B : Isobare

B-C : Isochore

C-D : isotherme

C-E : adiabatique

Attention !! les états du système peuvent toujours être représentés dans le diagramme de Clapeyron, mais il peut arriver qu'une transformation ne puisse pas être représentée ! (explosion)

II - Premier principe

Prof. Cécile Hébert

18 février 2024

Plan du cours

- I - Introduction
- II - Premier principe
- III - Second principe
- IV - Fonctions thermodynamiques et équilibres
- V - Gaz parfait et gaz de van der Waals ; théorie cinétique des gaz
- VI - Changement d'états
- VII - Machines thermiques
- VIII - Thermochimie
- IX - Transport
- X - Physique statistique

Table des matières

1. Introduction
2. Premier principe
3. Application
4. Expression du travail élémentaire
5. Diagramme de Clapeyron
6. Exemples de conversion travail/chaleur

préambule : convention de signes

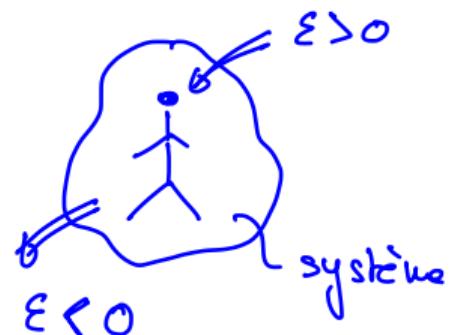
En thermodynamique il est très important de délimiter le système qui nous intéresse (par exemple un moteur, les réactifs et produits d'une réaction chimique). Certaines lois sont valables uniquement pour des systèmes bien définis.

Quand un système échange de l'énergie \mathcal{E} sous quelque forme que ce soit la convention de signe suivante est appliquée :

$\mathcal{E} > 0$ Si le système reçoit l'énergie $|\mathcal{E}|$

$\mathcal{E} < 0$ si le système cède l'énergie $|\mathcal{E}|$

On se place donc toujours du point de vue du système



Rappel de mécanique

Vous avez vu les notions d'énergie cinétique, d'énergie potentielle, les forces conservatives, et le travail de forces *externes*.

Entre un point A et un point B

$$\sum W_{\vec{F}_{\text{ext}}}^{A \rightarrow B} = W_{\text{forces conservatives}}^{A \rightarrow B} + W_{\text{forces non conservatives}}^{A \rightarrow B} = E_{c,B} - E_{c,A} = \Delta E_c$$

$$\sum W_{\vec{F}_{\text{ext}}}^{A \rightarrow B} = E_{p,A} - E_{p,B} + W_{\text{forces non conservatives}}^{A \rightarrow B} = -\Delta E_p + W_{\text{forces non conservatives}}^{A \rightarrow B} = \Delta E_c$$

$$\Delta E_m = \Delta E_c + \Delta E_p = W_{\text{forces non conservatives}}$$

Finalement, ce n'est pas très satisfaisant. On sent bien que "quelque chose arrive" à cette énergie mécanique "détruite". On postule donc qu'en fait l'énergie ne peut pas être créée ou détruite mais seulement échangée.

Soit un système délimité par une enceinte. On appelle E son énergie. Une variation (temporelle) de E , \dot{E} est due à des échanges.



$$\dot{E} = I_E + \Sigma_E$$

I_E courant d'énergie à travers l'enceinte

Σ_E "source" : énergie venant des forces externes macroscopiques qui changent l'état de mouvement (translation de G et/ou rotation autour de G), *ou qui ont une action autre que la déformation de l'enceinte.*

Premier principe de la thermodynamique

$$\dot{E} = I_E + \Sigma_E$$

Énergie
Temps \propto puissance

$$\dot{E} = I_Q + I_W + I_C + P^{\text{ext}}$$

échauffement travail échange matière

E est une fonction d'état du système.

$$E = E(\vec{p}, \vec{L}_G, X_0, X_1, \dots, X_p)$$

Volume, n ...

II - Premier principe 2. Premier principe

Si il n'y a pas de forces externes [influant le mouvement global de translation de G ou le mouvement de rotation autour de G], $P^{\text{ext}} = 0$. Pourtant E peut varier par des échanges avec l'extérieur. Il y a donc une autre forme d'énergie aux E_c , E_{pot} ou E_{rot} .

On l'appelle énergie interne, notée U

$$\dot{E} = I_Q + I_W + I_C + \cancel{P_{\text{ext}}}$$
$$\dot{E} = \dot{U}$$

$$\dot{U} = I_Q + I_W + I_C$$

U est une fonction d'état du système

$I_C = 0$ enceinte fermée

$I_Q = 0$ enceinte adiabatique

$I_W = 0$ enceinte rigide

II - Premier principe 2. Premier principe

Notations sur les delta (Q , W , C) et les intégrales temporelles

$$I_Q \quad I_C \quad I_W : \frac{\text{énergie}}{\text{unité de temps}} \quad \frac{\delta E}{\delta t}$$

$$\text{Pendant } dt \quad \delta W = I_W dt \quad \delta Q = I_Q dt \quad \delta C = I_C dt$$

$$\text{entre } I \text{ et } F \quad W_{IF}^{\text{chemin}} = \int_{I \text{ chemin}}^F \delta W = \int_{I \text{ chemin}}^F I_W dt$$

$$Q_{IF} \quad dr \quad C_{IF}$$

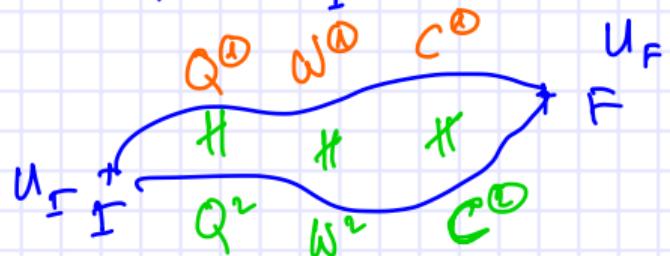
On n'soit PAS ~~ΔQ_{IF}~~

$$\Delta \text{ ne suit pas les grandeurs d'élat} \quad \int_I^F dl = U_F - U_I = \Delta U_{IF}$$

II - Premier principe 2. Premier principe

$$\Delta U_{IF} = U_f - U_i = \int_{I(\text{harm})}^F dU = \int_{I(\text{harm})}^F SQ + SC + SW$$

$$\Delta U_F = U_F - U_i = Q_{IF}^{\omega} + C_{IF}^{\omega} + W_{IF}^{\omega}$$



II - Premier principe 2. Premier principe

Le premier principe *postule* que si on considère TOUTES les formes d'énergie, l'énergie *TOTALE* est conservée.

Historiquement :

Meyer, 1842 "ex nihilo nil fit" (rien ne surgit de rien). Helmholtz 1847 "L'énergie ne peut être transformée que d'une forme à une autre"



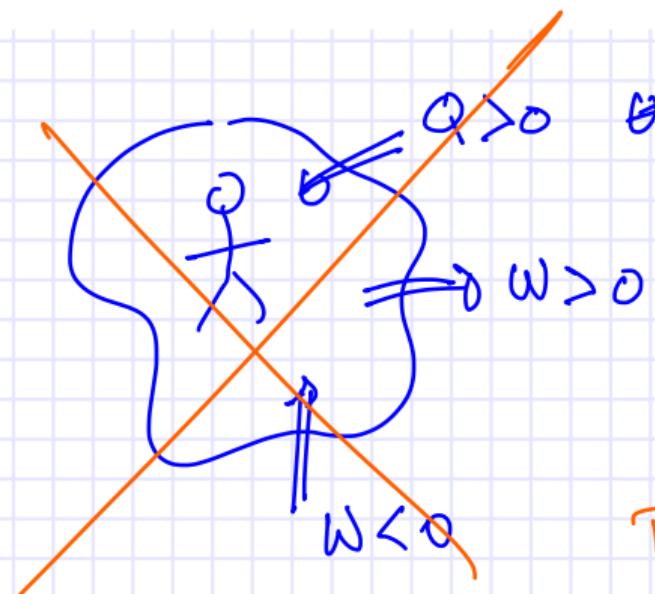
Hermann von
Helmholtz
1821-1894



Julius Robert
von Mayer
1814-1878

II - Premier principe 2. Premier principe

Attention : $+W$ ou $-W$?

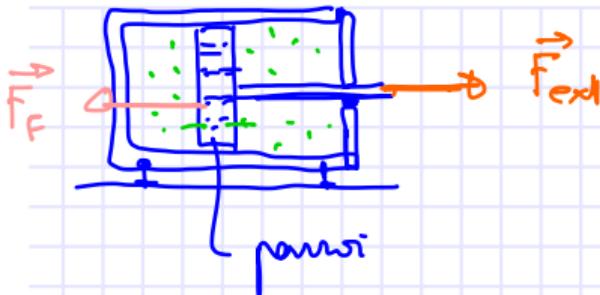


$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = Q - W$$

Convection différent
PAS utilisée à ∞ ! !

Exemple : piston qui frotte (fluide)



Enceinte fermée, rigide, adiabatique

Pas de réactions chimiques $\Rightarrow n = c$

Frottements fluides entre le piston et le gaz.

$$\vec{F}_f = -\vec{F}_{ext}$$

$$\vec{v}_{piston} = \dot{\sigma} \vec{e}. \vec{v} \quad \vec{f}_f = -b \vec{v}$$

Système : piston + gaz

$$P^{ext} = \vec{F}_{ext} \cdot \vec{N}$$

$$\dot{E} = I_c + I_Q + I_w + P^{ext} = \vec{F}_{ext} \cdot \vec{v}$$

$$\dot{E} = (-\vec{F}_f) \cdot \vec{v} = (b \vec{v}) \cdot \vec{v} = b v^2 > 0$$

$$\dot{E} = \dot{U} \Rightarrow \ddot{U} = \dot{E} = b \dot{\varphi}^2 > 0$$

$$E(\vec{p}, x_0) \Rightarrow dE = \frac{\partial E}{\partial p} dp + \frac{\partial E}{\partial x_0} dx_0$$

$$\dot{E} = \frac{\partial E}{\partial p} \vec{p}_0 + \frac{\partial E}{\partial x_0} \dot{x}_0 = \frac{\partial E}{\partial x_0} \dot{x}_0$$

$$\dot{E} = \dot{U} = \frac{\partial E}{\partial x_0} \dot{x}_0$$

x_0 une variable d'etat
du systeme.