

Premier principe

Ce qu'il faut connaître

- Qu'est ce qui caractérise une transformation isobare ? isotherme ? isochore ? monobare ? monotherme ? adiabatique ?
- Différencier p_{ext} et p_{atm} sur un exemple
- Qu'est-ce qu'implique une transformation réversible en termes de relation entre $p, p_{\text{ext}}, T, T_{\text{ext}}$?
- Donner des exemples de causes d'irréversibilité.
- Une transformation lente dans une enceinte diathermane est-elle plutôt modélisable par une transformation adiabatique ou isotherme ?
- Et une transformation rapide ? La température peut-elle varier dans une transformation adiabatique ?
- Comment s'écrit le travail des forces de pression reçu par un système ?
- Quelle est la propriété importante d'un thermostat ?
- Énoncer les trois grands types de mode de transfert thermique.
- Comment s'énonce le premier principe de la thermodynamique ?
- Quelle est la définition de l'enthalpie H ?
- Pour un gaz parfait : de quelle variable dépend-elle ? comment s'exprime la variation d'enthalpie ΔH ?
- Pour une phase condensée : de quelle variable dépend-elle ? comment s'exprime la variation d'enthalpie ΔH ?
- Comment s'énonce le premier principe "version H' ", et sous quelles hypothèses ?

Ce qu'il faut savoir faire

- Calculer le travail des forces de pression dans le cas d'une transformation isochore, ou monobare, ou isotherme d'un gaz parfait (avec $p = p_{\text{ext}}$), ou polytropique (du type $pV^\gamma = \text{cst}$ avec $p = p_{\text{ext}}$).
- Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans le diagramme $p - V$.
- Définir un système adéquat et utiliser le 1^{er} ppe pour mener un bilan d'énergie, calculer un transfert thermique, etc.
- Utiliser le 1^{er} principe "version H " dans le cas d'une transformation monobare avec $p_i = p_f = p_{\text{ext}}$
- Utiliser et démontrer la loi de Laplace pour un gaz parfait (on verra plus tard une autre démonstration)

I. Définitions

- **système** : ensemble de corps entouré par une surface
- **système isolé** : n'échange ni matière ni énergie exemple boîte calorifugée, thermos
- **système fermé** : n'échange pas de matière exemple piston, boîte **diathermane** (conduit la chaleur)
- **système ouvert** : échange énergie et matière. exemple : réacteur, pompe
- **transformation** : passage d'un état d'équilibre (P, V, T bien définis et vérifiant l'équation d'état) à un autre
- **transformation quasi statique** : (modèle) transformation infiniment lente passant par une suite d'états d'équilibre du système. (exemple : piston comprimé très lentement)
- **transformation réversible** : quasi statique renversible, c'est-à-dire repassant par les mêmes états d'équilibre en sens inverse (exemple : piston comprimé puis détendu sans frottements)
exemple d'une transformation quasi statique non réversible mélange goutte à goutte d'encre dans l'eau chauffage par une résistance

Vocabulaire des types de transformations

Une transformation subie par un système peut être :

Conditions sur le milieu extérieur

- ▶ Monobare : $p_{\text{ext}} = \text{cst}$
- ▶ Monotherme : $T_{\text{ext}} = \text{cst}$

Conditions sur les grandeurs d'état du système

- ▶ Isobare : $p = \text{cst}$
- ▶ Isotherme : $T = \text{cst}$
- ▶ Isochore : $V = \text{cst}$
- ▶ Isenthalpique : $H = \text{cst}$
- ▶ etc...

Conditions sur les échanges avec l'extérieur

- ▶ Adiabatique : $Q = 0$

Conditions sur l'évolution

- ▶ Quasi-statique : "lente"
- ▶ Réversible : $S_{\text{créée}} = 0$

On retiendra que : $\begin{cases} \text{Isobare} \Rightarrow \text{monobare} \\ \text{Isotherme} \Rightarrow \text{monotherme} \end{cases}$

- **calorifugé** : isolé thermiquement

- **diatherme** : laisse facilement passer la chaleur.

- **Adiabatique ou isotherme** ? Pour qu'une transformation soit adiabatique il faut qu'elle soit plutôt rapide, car ainsi la chaleur n'a pas le temps d'être transférée vers l'extérieur du système.

A l'inverse, pour qu'une transformation soit isotherme il faut qu'elle soit plutôt lente, car ainsi toute variation de température a le temps de redevenir uniforme par échange thermique avec le milieu extérieur.

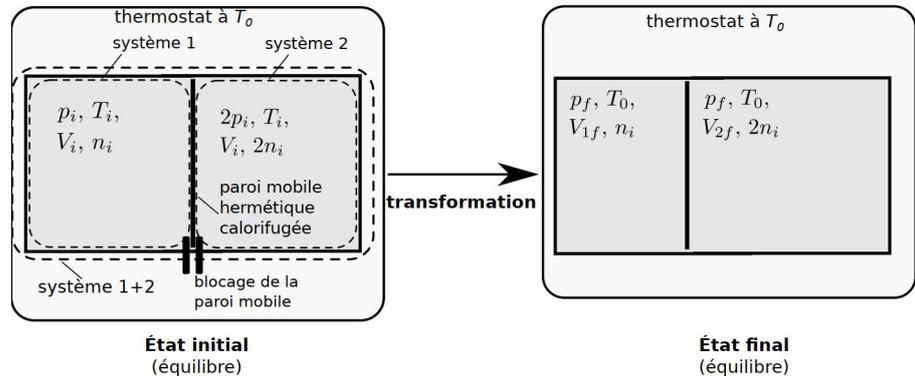
Bilan

plutôt rapide \Rightarrow adiabatique et plutôt lent \Rightarrow isotherme

Exemple : soit une enceinte séparée en deux par une paroi mobile (sans frottements solide). Les grandeurs initiales sont notées ci-contre. On retire le taquet qui bloque la paroi, et on place le tout au contact d'un thermostat à T_0 . La paroi mobile est calorifugée.

Comment peut-on qualifier la transformation pour le système 1 ou pour le système 2 ?

Et pour le système $\{1 + 2\}$?



II. Premier principe

1. Non conservation de l'énergie mécanique

Si on lâche un pendule dans l'air il finit par s'arrêter. Sa variation d'énergie mécanique est égale au travail des forces de frottement, l'énergie mécanique (**macroscopique**) n'est pas conservée.

Microscopiquement, il y a eu conversion de l'énergie cinétique macroscopique en énergie microscopique (interne) de l'air par choc des molécules d'air sur le pendule. L'énergie totale se conserve (point de vue thermodynamique)

2. Enoncé du premier principe, énergie interne

Énoncé : pour tout système on définit une énergie une fonction énergie totale ϵ extensive telle que - à l'équilibre ϵ est fonction d'état - ϵ est constante pour un système isolé - pour un système fermé $\Delta\epsilon = \epsilon_{re\acute{c}ue}$ du milieu extérieur

Énergie interne U : c'est la partie interne de ϵ . U est une fonction d'état extensive $U = \epsilon - E_{méca}$. Alors le premier principe s'écrit

$$\Delta(U + E_p + E_c) = W_{nc} + Q$$

(On ne doit pas compter les travaux conservatifs, qui sont dans l'énergie potentielle...)

Dans le cas fréquent d'un système au repos macroscopique et énergie potentielle constante on a la forme classique

$$\Delta U = W + Q$$

on se placera dans ce cas dans toute la suite

3. Contributions à l'énergie interne

- énergie cinétique microscopique (énergie d'agitation thermique)

- énergie potentielle interne (inter/intramoléculaire : force de Van der Waals, énergie de vibration de la molécule, énergie de masse,...)

$\Rightarrow U$ est défini à une constante près

4. U fonction d'état

U fonction d'état, donc ne dépend que de l'état du système. Donc ΔU **indépendant du chemin suivi**, on pourra calculer ΔU sur un chemin quelconque, par exemple réversible, même si le réel ne l'est pas.

Par contre W et Q dépendent du chemin suivi et ne sont pas des fonctions d'état (expérience de Joule en 1842 : on peut échauffer de l'eau en lui donnant de l'énergie thermique, ou du travail mécanique).

Pour une transformation élémentaire on note

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

5. Trois types de transferts thermiques (à connaître)

- **Par conduction au sein d'un solide** : L'énergie d'agitation thermique se communique ainsi dans le solide par collisions, de proche en proche, sans mouvement de matière.

Exemple : transfert à travers un mur de maison en hiver.

- **Par convection au sein d'un gaz ou d'un liquide** : le fluide se déplace et transporte son énergie thermique.

Exemple : courant d'air par une fenêtre ouverte.

- **Par rayonnement** : émission électromagnétique d'autant plus énergétique que la température est élevée.

Exemple : le Soleil chauffant la Terre.