

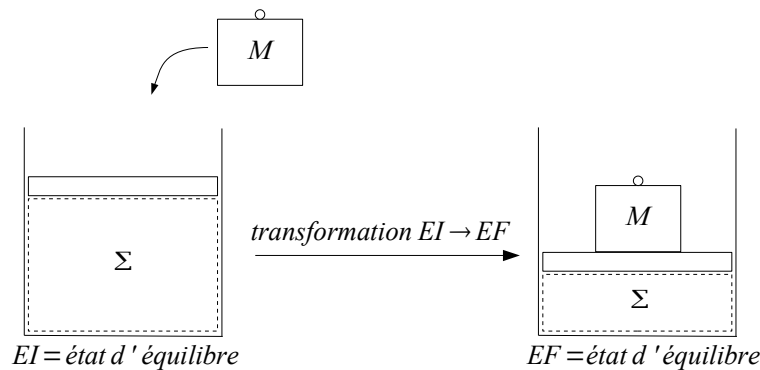
La thermodynamique repose sur des bilans énergétiques dont l'expression se nomme « premier principe de la thermodynamique ».

I. Transformation d'un système thermodynamique

1. Définition

On parle de transformation d'un système thermodynamique lorsque le système passe d'un état d'équilibre thermodynamique initial EI à un autre état d'équilibre thermodynamique final EF.

Exemple :



2. Terminologie des transformations

Si au cours de la transformation :

- la température du système est constante, la transformation est dite **isotherme**
- la pression du système est constante, la transformation est dite **isobare**
- le volume du système est constant, la transformation est dite **isochore**
- la température extérieure au système est constante, la transformation est dite **monotherme**
- la pression extérieure au système est constante, la transformation est dite **monobare**
- aucun transfert d'énergie thermique avec le milieu extérieur n'est possible, la transformation est dite **adiabatique** (les parois sont dites **calorifugées** ou **athermanes**)

Si une paroi permet les transferts d'énergie thermique, elle est dite **diatherme** ou **diathermane**.

On appelle **thermostat** (ou **source de chaleur**) un système thermodynamique dont la température ne varie pas même s'il échange de l'énergie avec le milieu extérieur.

3. Quasistaticité et réversibilité

a) Transformation quasistatique

Transformation suffisamment lente pour que le système étudié passe par une succession d'états d'équilibre infiniment proches les uns des autres durant toute la transformation.

Autrement dit, le système est en état d'équilibre thermodynamique à tout instant : la température et la pression du système sont définies au cours de la transformation (contrairement au cas d'une transformation « brutale »).

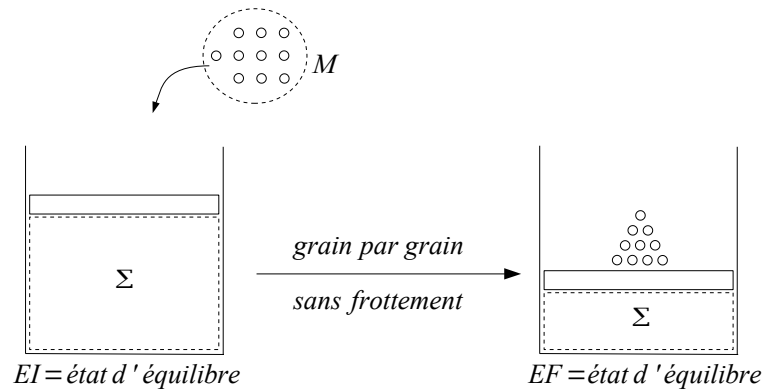
b) Transformation réversible

Transformation quasistatique et renversible : le système repasse par les mêmes états d'équilibre pour le passage de EI à EF ou le passage de EF à EI lorsque l'opérateur change les contraintes extérieures en sens inverse.

On a alors, au cours de la transformation :

- la température du système est égale à la température extérieure si paroi diatherme ;
- la pression du système est égale à la pression extérieure si paroi mobile.

Exemple :



c) Transformation irréversible

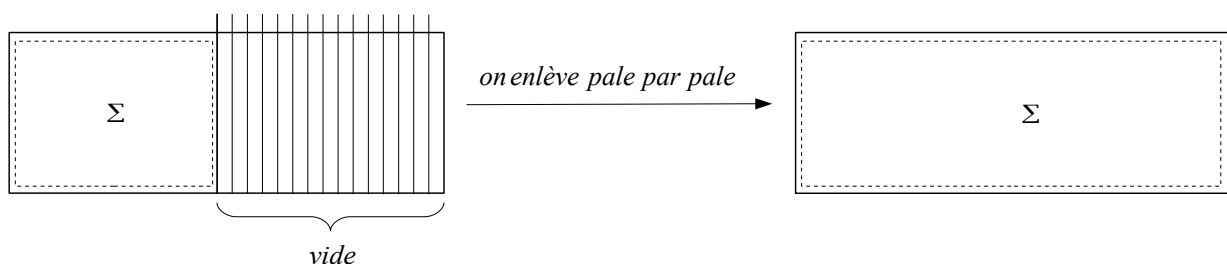
Transformation qui n'est pas réversible : « rapide » ou « quasistatique mais non renversible ».

réversible $\Rightarrow$ quasistatique
quasistatique $\nRightarrow$ réversible

Remarques :

- on verra les causes de l'irréversibilité lors du chapitre sur le second principe (T3).
- Une transformation réelle est toujours irréversible.

Exemple : transformation quasistatique mais non renversible :



4. Transformation élémentaire

On parle de transformation élémentaire ou infinitésimale lorsque les états d'équilibre initial EI et final EF sont infiniment proches l'un de l'autre.

Remarque : une transformation quasistatique est constituée d'une infinité de transformations élémentaires.

II. Variation d'une fonction d'état extensive

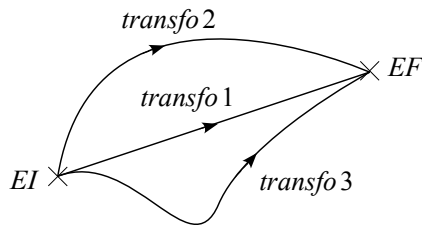
1. Présentation

On considère $X(T, p, V, \dots)$ une fonction d'état extensive quelconque du système thermodynamique.

Le système subit la transformation quelconque :
$$X_I(T_I, P_I, V_I, \dots) \xrightarrow{EI} X_F(T_F, P_F, V_F, \dots)$$

X étant une fonction d'état, $\Delta X = X_F - X_I$ ne dépend pas du « chemin suivi » par le système lors de la transformation mais uniquement de l'état initial et de l'état final.

Représentation :



$\Delta X_1 = \Delta X_2 = \Delta X_3$ car X est une fonction d'état

2. Bilan de X

Exemple introductif : on considère comme système une usine de poulets. $X = \text{Nb de poulets}$ est une fonction d'état extensive de l'usine. On fait un bilan entre un certain EI et un certain EF de l'usine :

$$\Delta X = X_F - X_I =$$

$\Delta X = X_{\text{échangé}} + X_{\text{créé}}$

 pour une fonction d'état X extensive quelconque du système.

Convention de la thermodynamique : $X_{\text{éch}}$ ou $X_{\text{créé}}$ est

- positif si reçu par le système de la part du milieu extérieur
- négatif si cédé par le système au milieu extérieur.

3. Lors d'une transformation élémentaire

Lors d'une transformation élémentaire, on utilise les notations universelles suivantes : $dX = \delta X_{\text{éch}} + \delta X_{\text{créé}}$.

dX représente alors une « petite variation » de X alors que δY représente une « petite quantité » de Y.

4. Grandeur conservative

X est dite conservative si et seulement si $X_{\text{créé}} = 0$ quelle que soit la transformation considérée.

Sinon, X est dite non conservative.

III. Premier principe de la thermodynamique

1. Énergie et échange d'énergie en thermodynamique

a) Énergie totale du système

$E_{tot} = U + E_{c\ macro} + E_{p\ ext}$ avec U l'énergie interne du système (énergie cinétique microscopique de translation, rotation, vibration et énergie potentielle d'interaction interne au système).

b) Échange d'énergie avec le milieu extérieur

Les **échanges d'énergie** avec le milieu extérieur en **système fermé** lors d'une transformation ($EI \rightarrow EF$) peuvent se faire sous deux formes :

- sous forme de **travail** $W_{I \rightarrow F}$
- sous forme de **transfert d'énergie thermique** (ou « chaleur ») $Q_{I \rightarrow F}$.

Remarques :

- En général, les échanges de chaleur sont très lents devant les échanges de travail (exemple de la pompe à vélo) ... Cette remarque sera importante pour les modélisations des moteurs thermiques (T4).
- W et Q représentent tous deux des quantités d'énergies échangées, leur unité est le Joule.

2. Premier principe de la thermodynamique

a) Énoncé

Pour tout système thermodynamique, il existe une **fonction d'état extensive** **conservative** appelée **énergie totale du système** E_{tot} .

Remarques :

- Le premier principe est un principe de conservation de l' E_{tot} .
- E_{tot} est extensive : si $\Sigma = \Sigma_1 + \Sigma_2$ alors $E_{tot}(\Sigma) = E_{tot}(\Sigma_1) + E_{tot}(\Sigma_2)$.

b) Formulation mathématique

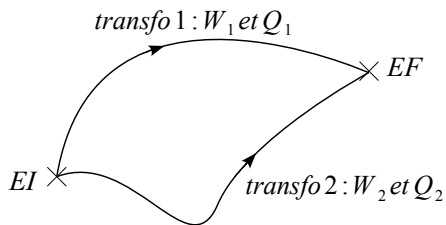
- Lors d'une transformation finie : $\Delta E_{tot} = E_{éch} + E_{créée}$ donc $\Delta E_{tot} = W_{I \rightarrow F} + Q_{I \rightarrow F}$ en système fermé.
- Si $E_{p\ ext}(EI) = E_{p\ ext}(EF)$ alors $\Delta E_{tot} = \Delta U + \Delta E_{c\ macro}$ donc le premier principe prend la forme simplifiée : $\Delta U + \Delta E_{c\ macro} = W_{I \rightarrow F} + Q_{I \rightarrow F}$.
- De plus, si $E_{c\ macro}(EI) = E_{c\ macro}(EF)$ alors $\Delta E_{tot} = \Delta U$ donc le premier principe prend la forme simplifiée : $\Delta U = W_{I \rightarrow F} + Q_{I \rightarrow F}$.
Ce sera notamment le cas lorsque l'état initial et final sont des états de repos du système par rapport au référentiel d'étude ($E_{c\ macro}(EI) = 0 = E_{c\ macro}(EF)$).
- Lors d'une transformation élémentaire, on utilise les notations : $dU = \delta W + \delta Q$

c) Fonction d'état

E_{tot} est une fonction d'état implique que U est une fonction d'état. $\Delta U = U(EF) - U(EI)$ ne dépend alors pas du « chemin suivi » lors de la transformation mais uniquement de l'EI et de l'EF.

ATTENTION : $W_{I \rightarrow F}$ et $Q_{I \rightarrow F}$ dépendent du chemin suivi par la transformation considérée !!!

Représentation :



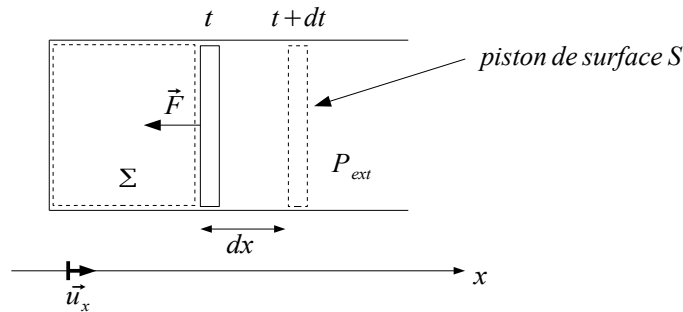
$\Delta U_1 = \Delta U_2$ donc $W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2$ mais $\begin{cases} W_1 \neq W_2 \\ Q_1 \neq Q_2 \end{cases}$ a priori !
(cf exercice 3 TD1).

IV. Travail des forces de pression W_{FP}

De manière générale, $W_{I \rightarrow F} = W_{FP} + W_{autre}$. On aura $W_{autre} = 0$ donc on s'intéresse au calcul de W_{FP} .

1. Travail élémentaire des forces pressantes

On considère un cylindre fermé par un piston. Système = {contenu dans la chambre du piston} :

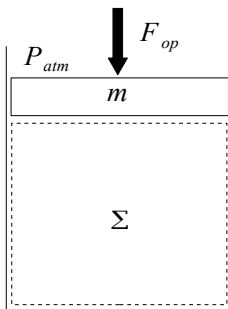


Durant la transformation élémentaire, le système subit de la part du milieu extérieur une force $\vec{F} = -P_{ext} S \vec{u}_x$. Entre les instants t et $t+dt$, $\delta W_{FP} = \vec{F} \cdot d\vec{OM} = \vec{F} dx \vec{u}_x = -P_{ext} S dx = -P_{ext} dV$ où V est le volume du système.

On a alors : $\delta W_{FP} = -P_{ext} \cdot dV$ où P_{ext} est la pression appliquée au système au niveau de la paroi mobile.

Remarques :

- convention thermodynamique :
 $\rightarrow$ travail reçu par le système : $\delta W_{FP} > 0$ si $dV < 0$ OK
 $\rightarrow$ travail fourni par le système : $\delta W_{FP} < 0$ si $dV > 0$ OK



$$P_{ext} = \frac{F_{ext}}{S} = \frac{P_{atm} S + mg + F_{op}}{S}$$

2. Cas d'une transformation finie quelconque

On somme tous les δW_{FP} de l'EI à l'EF : $W_{I \rightarrow F}(FP) = \int_{EI}^{EF} -P_{ext} \cdot dV \rightarrow$ dépend du chemin suivi entre l'EI et l'EF.

Remarques :

- pour une transformation monobare, $P_{ext} = cte$ donc $W_{FP} = -P_{ext} \int_{EI}^{EF} dV = -P_{ext} (V_F - V_I)$
- pour une transformation isochore, $V = cte$ donc $dV = 0$ soit $W_{FP} = 0$.

3. Cas d'une phase condensée

Modèle incompressible et indilatable donc $V = cte$ quelle que soit la transformation considérée donc $dV = 0$: le travail des forces de pression est nul.

4. Diagramme de Watt (ou de Clapeyron)

a) Définition

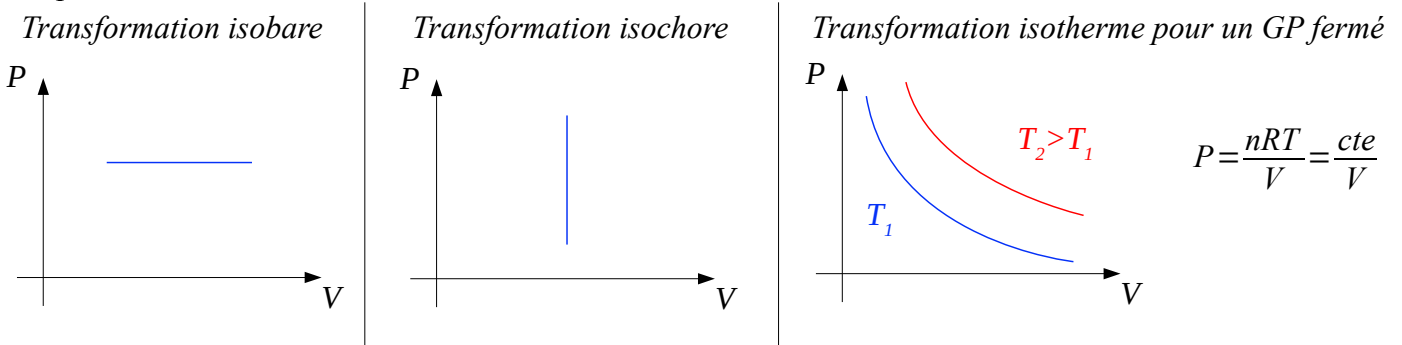
Pour représenter une transformation, on utilise souvent le **diagramme** $P=f(V)$ dit **de Watt (ou de Clapeyron)** si $P=f(v)$ où v est le volume massique du système).

Pour que la représentation soit possible, il faut que la pression du système soit définie au cours de la transformation donc possible uniquement pour les transformations quasistatiques.

Remarques :

- expérimentalement, on peut représenter un diagramme de Watt pour n'importe quelle transformation, il suffit de placer un manomètre en un endroit particulier du système ...
- lors de la présence de changement d'état du système, on préfère utiliser d'autres diagrammes (cf T5).

Exemples d'allures :



b) Visualisation du travail échangé

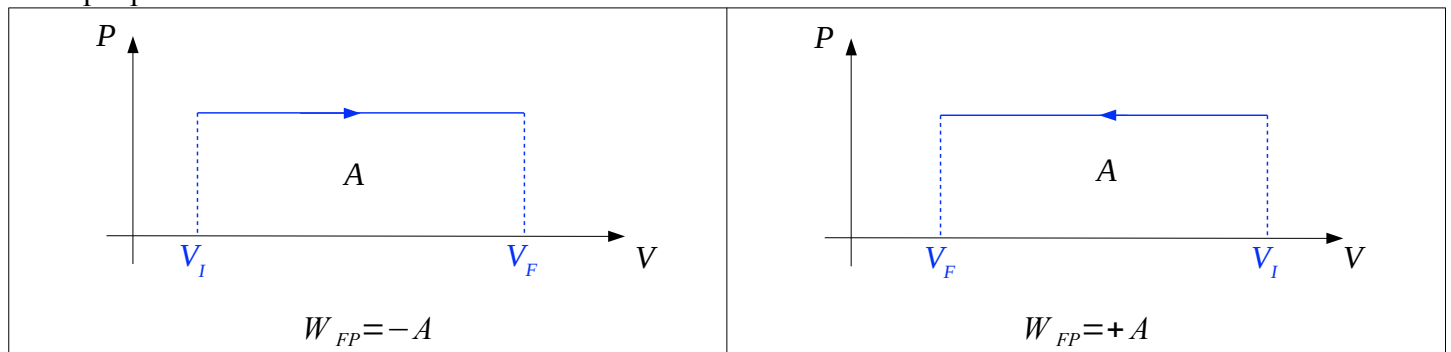
$W_{FP} = - \int_{EI}^{EF} P_{ext} \cdot dV$; dans le cas particulier d'une transformation quasistatique, $P_{ext} = P$ donc

$W_{FP} = - \int_{EI}^{EF} P \cdot dV$: l'aire sous la courbe A d'une transformation en diagramme de Watt représente

$|W_{FP}|$ avec :

- si V augmente alors $W_{FP} = -A < 0$;
- si V diminue alors $W_{FP} = +A > 0$.

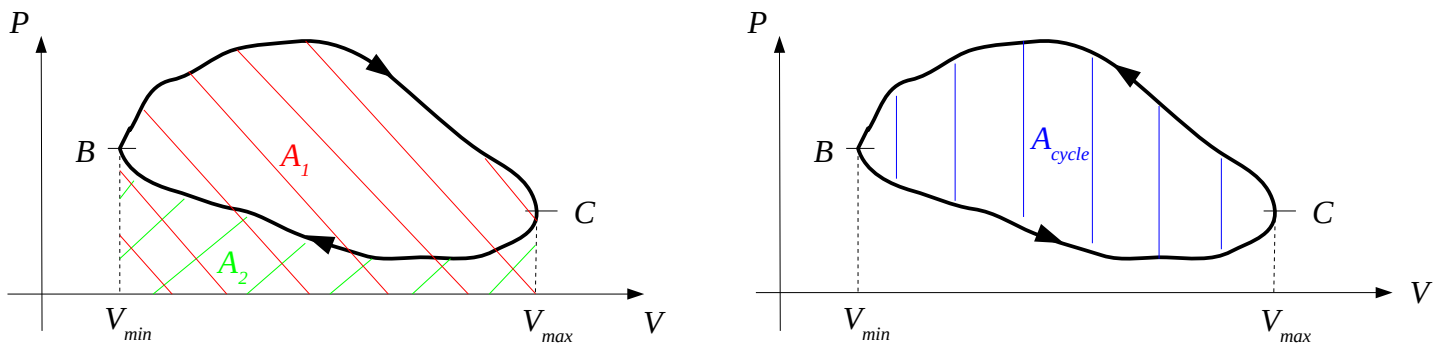
Exemple pour une transformation isobare :



c) Cas d'une transformation cyclique

Une transformation est dite cyclique si l'état final de la transformation correspond à l'état initial. Le système thermodynamique peut alors subir la même transformation cyclique plusieurs fois.

Exemple d'un cycle quelconque :



Dans le cas 1, $W_{\text{cycle}} = W_{B \rightarrow C} + W_{C \rightarrow B} = -A_1 + A_2 = -A_{\text{cycle}} < 0$: le système fournit globalement du travail au milieu extérieur au cours du cycle, on parle de cycle moteur.

Si le cycle est parcouru en sens inverse (cas 2) alors $W_{\text{cycle}} = W_{B \rightarrow C} + W_{C \rightarrow B} = -A_2 + A_1 = A_{\text{cycle}} > 0$, le système reçoit globalement du travail de la part du milieu extérieur au cours du cycle, on parle de cycle récepteur.

- Un cycle parcouru dans le sens horaire est un cycle moteur $W_{\text{cycle}} = -A_{\text{cycle}} < 0$;
- Un cycle parcouru dans le sens trigonométrique est un cycle récepteur $W_{\text{cycle}} = A_{\text{cycle}} > 0$.

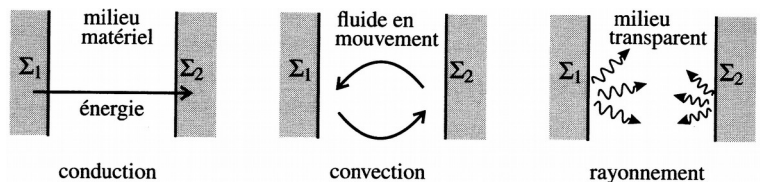
Remarques :

- l'étude des moteurs et récepteurs thermodynamiques est réalisée au chapitre T4 ;
- moyen mnémotechnique : pour allumer son moteur, on tourne la clef dans le sens horaire.

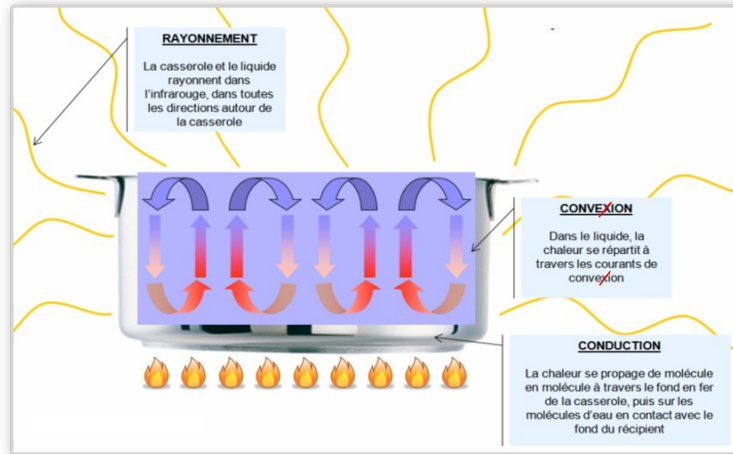
V. Transferts thermiques

1. Généralités : les 3 types de transferts thermiques

Les transferts thermiques entre un système Σ_1 et un autre système Σ_2 peuvent s'effectuer de 3 manières différentes : par **conduction** thermique (T8), par **convection** (MF2) ou par **rayonnement** (EM5).



Exemple : les différents processus de transferts thermiques ont lieu au sein d'une casserole



2. Méthode de calcul de Q

Le calcul direct est, en général, impossible !

- un seul cas accessible : transformation adiabatique $\Rightarrow Q=0$ par définition.
- sinon : calcul indirect via le premier principe :

$$\Delta U = W_{I \rightarrow F} + Q_{I \rightarrow F} \text{ donc } Q_{I \rightarrow F} = \Delta U - W_{I \rightarrow F}$$

Pour la suite, on suppose que $W_{I \rightarrow F} = W_{I \rightarrow F}(FP)$.

Remarque : $Q_{I \rightarrow F} = \Delta U - W_{I \rightarrow F}$ donc $Q_{I \rightarrow F}$ dépend du chemin suivi par la transformation.

3. Transformation isochore

Le volume du système est constant donc $V = cte$ soit $W_{FP} = 0$ d'où $Q_{isoV} = \Delta U$.

4. Transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final :

$P_{ext} = P_I = P_F$ (on notera « monobare + EM »)

a) Calcul de Q

$$W_{FP} = -P_{ext}(V_F - V_I) \text{ donc } Q_{monoP} = \Delta U - W_{FP} = (U_F + P_{ext}V_F) - (U_I + P_{ext}V_I).$$

L'équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final implique que $P_{ext} = P_I = P_F$ donc :

$$Q_{monoP+EM} = \Delta U - W_{FP} = (U_F + P_F V_F) - (U_I + P_I V_I)$$

Il ressort alors une fonction d'état extensive, homogène à une énergie, dont la variation lors d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final représente la chaleur échangée avec le milieu extérieur ! On l'appelle l'enthalpie ...

b) Enthalpie H d'un système

Définition : l'enthalpie d'un système thermodynamique est $H = U + PV$ fonction d'état, extensive, s'exprime en Joule.

Le **premier principe** prend alors la **forme simplifiée** $\Delta H_{monoP+EM} = Q$ et c'est pour ça que H a été définie !

Propriété : technologiquement, une transformation isobare est une transformation monobare, quasistatique avec équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final.

Une isobare est donc un cas particulier de monobare avec EM donc $\Delta H_{isoP} = Q$.

c) Capacité thermique à pression constante C_p

Définition : pour un système fermé, la capacité thermique à pression constante est définie par $C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$

Grandeur extensive exprimée en $J.K^{-1}$.

Interprétation : C_p d'un système représente la quantité d'énergie nécessaire pour élever la température T de ce système d'un Kelvin (ou $1^\circ C$) à pression constante.

Les données des exercices, afin de calculer les variations de U et H seront :

- Pour une phase condensée : la capacité thermique massique c ;
- Pour un gaz parfait : γ et R (qui donnent C_V et C_P).

Si rien n'est indiqué :

- GPM $\Rightarrow C_V = \frac{3}{2} nR$;
- GPD $\Rightarrow C_P = \frac{5}{2} nR$.

I. Cas des phases condensées

On considère un système fermé constitué d'une phase condensée et on suppose que $W = W_{FP}$.

1. Capacité thermique

Expérimentalement, pour une phase condensée, on observe :

- $C_{P,\phi c} \simeq C_{V,\phi c} \simeq C$ appelée capacité thermique de la phase condensée, exprimée en $J \cdot K^{-1}$;
- $\Delta U_{\phi c} \simeq \Delta H_{\phi c}$ pour une transformation quelconque.

Remarque : on utilise souvent la capacité thermique massique c (en $J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$) : $C = m_{\Sigma} c$.

OdG : $c_{\phi c} \# 10^3 J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1} = 1 kJ \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$

Exemples :

Matériau	$Fe_{(s)}$	$Cu_{(s)}$	$H_2O_{(l)}$	Brique	Béton	Verre
c (en $kJ \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$)	0,46	0,39	4,18	0,84	0,88	0,72

2. Variations de U et H

D'après le paragraphe précédent, $\Delta U_{\phi c} = C \Delta T$ et $\Delta H_{\phi c} = C \Delta T$ quelle que soit la transformation étudiée.

$$= mc \Delta T$$

$$= mc (T_F - T_I)$$

3. Calculs de W et Q lors d'une transformation quelconque

- $\delta W_{\phi c} = -P_{ext} dV$ or $dV = 0$ pour une phase condensée (incompressible et indilatable) donc $W_{\phi c} = 0$ quelle que soit la transformation étudiée.
- Par le premier principe, $\Delta U_{\phi c} = W_{\phi c} + Q_{\phi c}$ soit $Q_{\phi c} = \Delta U = C \Delta T$.

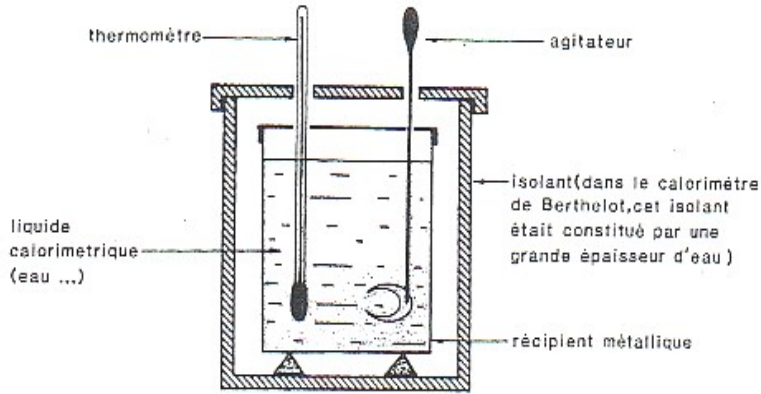
4. Calorimétrie (cf exercice 1 TD)

On s'intéresse ici à la mesure de la capacité thermique d'une phase condensée.

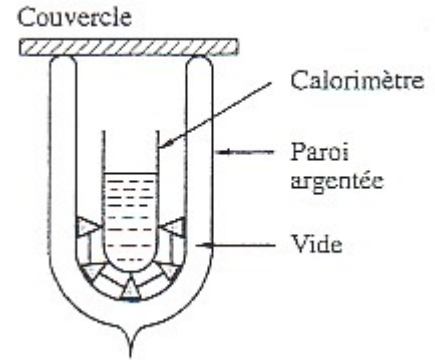
Cette mesure fait partie du domaine de **la calorimétrie** qui est dédiée à la mesure des transferts thermiques lors de transformations réalisées dans un calorimètre.

a) Le calorimètre

Un **calorimètre** est un récipient calorifugé (parois athermanes = qui ne laissent pas passer la chaleur).



Vue en coupe générale



Vase Dewar

Remarque : la paroi extérieure argentée d'un vase Dewar permet d'éviter (ou au moins d'atténuer) un transfert thermique par rayonnement.

b) Le système étudié

Le système étudié est constitué (toutes les capacités thermiques sont supposées constantes) :

- **du ou des corps étudiés** de capacités thermique massique c_{corps} (placés dans le calorimètre)
- **du calorimètre intérieur et de ses accessoires** (agitateur, thermomètre) de capacité thermique C_{cal}
→ on utilise souvent la **valeur en eau μ du calorimètre** : masse d'eau qui aurait la même capacité thermique que le calorimètre $C_{\text{cal}} = \mu c_{\text{eau}}$
- **de l'air ambiant** (dont on négligera la capacité thermique).

Le système subit une **transformation adiabatique** ($Q=0$) et **monobare avec EM** ($P_{\text{ext}} = P_{\text{atm}} = \text{cte}$), on préfère alors utiliser l'enthalpie H . On a donc, d'après le 1^{er} principe : $\Delta H = Q = 0$.

c) Méthode des mélanges

Cette méthode est la plus utilisée afin de mesurer la capacité thermique massique $c_{\text{métal}}$ d'un métal (ou d'un liquide). Par exemple :

État initial :

- calorimètre intérieur et ses accessoires à la température T_1 connue
- masse m_1 connue d'eau à la température T_1
- masse m_2 connue d'un métal à la température T_2 connue

État final : l'ensemble a une température T_F que l'on mesure.

Méthodologie classique de calorimétrie :

→ 1^{er} principe : $\Delta H = Q = 0$.

→ Expression de ΔH : H étant extensive, $\Delta H = \Delta H_{cal} + \Delta H_{eau} + \Delta H_{métal}$;

pour une phase condensée, $\Delta H_{\phi cond} = C_{\phi cond} (T_F - T_I) = m_{\phi cond} c_{\phi cond} (T_F - T_I)$;

d'où $\Delta H = C_{cal} (T_F - T_1) + m_1 c_{eau} (T_F - T_1) + m_2 c_{métal} (T_F - T_2)$

→ On en déduit $c_{métal}$:
$$c_{métal} = \frac{T_F - T_1}{T_2 - T_F} \cdot \frac{C_{cal} + m_1 c_{eau}}{m_2}$$

Pour en déduire $c_{métal}$, il faut évidemment connaître C_{cal} ou sa **valeur en eau** μ ($C_{cal} = \mu c_{eau}$). Pour cela, on refait une expérience. Par exemple :

État initial :

- calorimètre intérieur et ses accessoires à la température T'_1 connue
- masse m'_1 connue d'eau à la température T'_2 connue

État final : l'ensemble a une température T'_F que l'on mesure.

→ 1^{er} principe : $\Delta H_{monoP/EM} = Q = 0$ car transformation adiabatique

→ Expression de ΔH : H étant extensive, $\Delta H = \Delta H_{cal} + \Delta H_{eau} = C_{cal} (T'_F - T'_1) + m'_1 c_{eau} (T'_F - T'_2)$

→ Expression de C_{cal} puis de μ :
$$C_{cal} = \frac{T'_2 - T'_F}{T'_F - T'_1} m'_1 c_{eau} \quad \text{d'où} \quad \mu = \frac{T'_2 - T'_F}{T'_F - T'_1} m'_1$$

Remarque : l'agitateur permet d'accélérer les transferts thermiques au sein du calorimètre. Le travail fourni au système par l'agitateur doit être négligeable, il faut donc remuer doucement ou ne pas remuer et être patient.

II. Cas des gaz parfaits

On considère un système fermé constitué d'un gaz parfait et on suppose que $W = W_{FP}$.

1. Lois de Joule

- **1ère loi de Joule** : pour un système fermé de gaz parfait, l'énergie interne ne dépend que de la température : $U_{GP} = U_{GP}(T)$.
- **2ème loi de Joule** : pour un système fermé de gaz parfait, l'enthalpie ne dépend que de la température : $H_{GP} = H_{GP}(T)$.

Remarques :

- on a déjà discuté de la première (cf T1) ;
- la deuxième découle directement de la première : $H_{GP} = U_{GP} + PV = U_{GP}(T) + nRT$.

2. Capacités thermiques

a) Rappels

- $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$ donc pour un gaz parfait, $C_{V,GP} = \frac{dU_{GP}}{dT}$;
- $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$ donc pour un gaz parfait, $C_{P,GP} = \frac{dH_{GP}}{dT}$.

b) Relation de Mayer pour un gaz parfaits

$$C_{P,GP} = \frac{dH_{GP}}{dT} = \frac{dU_{GP}}{dT} + \frac{d(nRT)}{dT} = C_{V,GP} + nR$$

D'où la **relation de Mayer** : pour un gaz parfait, $C_P - C_V = nR$.

On la rencontre aussi sous la forme $C_{Pm} - C_{Vm} = R$.

c) Coefficient de Laplace ou coefficient isentropique γ

Définition : le coefficient de Laplace d'un système thermodynamique est $\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{C_{Pm}}{C_{Vm}} = \frac{C_P}{C_V}$.

Pour un gaz parfait : $\begin{cases} C_P - C_V = nR \\ \gamma = \frac{C_P}{C_V} \end{cases}$, on obtient donc : $\begin{cases} C_{V,GP} = \frac{nR}{\gamma - 1} \\ C_{P,GP} = \frac{\gamma nR}{\gamma - 1} \end{cases}$.

Exemples :

1. GPM : $C_V = \frac{3}{2}nR$; $C_P = \frac{5}{2}nR$; $\gamma = \frac{5}{3} \simeq 1,67$.
2. GPD : $C_V = \frac{5}{2}nR$; $C_P = \frac{7}{2}nR$; $\gamma = \frac{7}{5} \simeq 1,40$.
3. γ est facile à mesurer pour un GP, c'est pourquoi il est donné !

3. Variations de U et H

- $C_V = \frac{dU_{GP}}{dT}$ donc $dU_{GP} = C_V dT$ soit $\Delta U_{GP} = C_V \Delta T = \frac{nR}{\gamma-1} (T_F - T_I)$.
- De la même manière, $\Delta H_{GP} = C_P \Delta T = \frac{\gamma nR}{\gamma-1} (T_F - T_I)$.

4. Calculs de W et Q lors de transformations particulières

a) Transformation isochore

- Par définition, $V = cte$ donc $W_{FP} = 0$.
- 1^{er} principe de la thermodynamique : $\Delta U = W_{FP} + Q$ soit $Q_{isoV} = \Delta U = C_V (T_F - T_I)$.

b) Transformation monobare

- Par définition, $P_{ext} = cte$ donc $W_{FP} = - \int_{EI \rightarrow EF} P_{ext} dV = -P_{ext} (V_F - V_I)$.
- Si **monobare + EM** alors on utilise le 1^{er} principe simplifié : $Q_{monoP+EM} = \Delta H = C_P (T_F - T_I)$.

Remarques :

1. Une isobare étant un cas particulier de monobare + EM, $Q_{isoP} = \Delta H = C_P (T_F - T_I)$.
2. Si la transformation est juste monobare (sans EM) alors on utilise le 1^{er} principe : $Q_{monoP} = \Delta U - W_{FP} = C_V (T_F - T_I) + P_{ext} (V_F - V_I)$.

c) Transformation isotherme

- Il s'agit d'une transformation quasistatique telle que $T_\Sigma = cte = T_0 = T_{ext}, \forall t$.
- $W_{FP} = - \int_{I \rightarrow F} P_{ext} dV = - \int_{I \rightarrow F} P dV = - \int_{I \rightarrow F} \frac{nRT_0}{V} dV = -nRT_0 \int_{I \rightarrow F} \frac{dV}{V} = -nRT_0 \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right)$.
- 1^{er} principe : $Q = \Delta U - W_{FP}$ or $\Delta U = 0$ car $T_F = T_I$
donc $Q = -W_{FP} = nRT_0 \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right)$.

Propriété : technologiquement, une transformation isotherme est une transformation monotherme, quasistatique et avec échange de chaleur possible !!! (on vient de le démontrer sur l'exemple du GP).

Remarque : la confusion vient du langage courant du « sac isotherme » dont le but est de garder la température intérieure constante en isolant thermiquement les parois du sac. Il faut comprendre qu'il n'y a alors aucune transformation thermodynamique (W et Q sont nuls et T n'évolue pas).

d) Transformation adiabatique

- $Q = 0$ par définition !!!
- $W_{FP} = - \int_{I \rightarrow F} P_{ext} dV = ?!$ Il s'agit d'une exception dans la méthodologie : par définition, on connaît Q , on calcule donc W de manière indirecte :
1^{er} principe $\Delta U = W + Q$ donc $W = \Delta U - Q = C_V (T_F - T_I)$.

Propriété : lors d'une transformation adiabatique, il peut y avoir évolution de la température du système.