

Résumé de cours Thermodynamique. TH2 Premier principe

Transformation isochore : $V = \text{Cste}$ Transformation isotherme : $T = \text{Cste}$.
Transformation isobare : $P = \text{Cste}$

Transformation monotherme : $T_{\text{ext}} = \text{Cste}$ Transformation monobare : $P_{\text{ext}} = \text{Cste}$.

Transformation quasistatique : Transformation très lente. Chaque état intermédiaire est un état d'équilibre interne, le système n'étant pas en équilibre avec l'extérieur. Les variables d'état restent continues au cours de la transformation.

Transformation mécaniquement réversible : Il y a équilibre mécanique à tout instant : $P_{\text{ext}} = P$

Transformation adiabatique : $Q = 0$

Il n'y a pas d'échange de chaleur avec l'extérieur si les parois sont calorifugées ou si la transformation est rapide.

Transformation cyclique : L'état final est identique à l'état initial.

Modèle de fluide	Equation d'état	Fonction d'état	Capacité thermique
Gaz réel (fluide quelconque)	$f(P, V, T) = 0$	$U(T, V)$ $H(T, P)$ $H = U + PV$	$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$ $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P$
Gaz parfait	$PV = nRT$	$U(T)$ $H(T)$	$C_V = \frac{dU}{dT}$ $C_P = \frac{dH}{dT}$ donc $dU = C_V dT$ $dH = C_P dT$ <u>Si C_V et C_P indépendants de T :</u> $\Delta U = C_V \Delta T$ $\Delta H = C_P \Delta T$ $C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}$ $C_P = \frac{nR\gamma}{\gamma - 1}$ $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ <u>Relation de Mayer</u> $C_P - C_V = nR$
GP monoatomique	$PV = nRT$	$U = \frac{3}{2}nRT$	$\gamma = \frac{5}{3}$
Solide et liquide	$V = \text{Cste}$	$U(T) \approx H(T)$	$C_P \approx C_V \approx C$ $dU \approx dH \approx C dT$ Si C indep. de T , $\Delta U \approx \Delta H \approx C \Delta T$

Travail (noté W , en Joule) : Travail des forces macroscopiques s'exerçant sur la surface délimitant le système, lorsque leur point d'application se déplace.

Transfert thermique ou chaleur (notée Q , en Joule) : énergie échangée qui n'est pas sous forme de travail. Liée aux interactions microscopiques qui modifient l'agitation thermique des molécules.

Trois modes de transfert thermique :

Rayonnement : Un corps chaud émet une onde électromagnétique. Lorsque cette onde arrive sur un corps, il y a agitation microscopique des molécules du corps.

Conduction : L'agitation des molécules se propage par contact (choc des molécules voisines).

Convection : Il y a déplacement global des molécules.

Thermostat : Système fermé n'échangeant que de la chaleur, sans que sa température varie.

Relation

Premier principe Pour tout système **fermé**, $\Delta E = W + Q$ ou $dE = \delta W + \delta Q$ où $E = U + E_{c \text{ macro}} + E_{p \text{ ext}}$
 E , **énergie totale**, se conserve pour un système **isolé**.

Premier principe Si le système est **macroscopiquement au repos**, d'énergie potentielle extérieure constante,
 $\Delta U = W + Q$ ou $dU = \delta W + \delta Q$

où $U = E_{c \text{ micro}} + E_{p \text{ int}}$ U , énergie interne, est une fonction d'état extensive et conservative

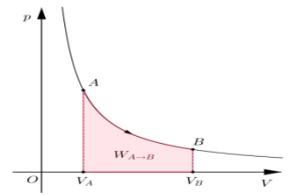
Travail des forces de pression : En l'absence de frottements $W = - \int_{V_1}^{V_2} P_{ext} dV$

Travail des forces de pression

Pour une transformation **quasistatique** (et mécaniquement réversible : $P_{ext} = P \forall t$)

$$\delta W = - PdV \quad W = - \int_{V_1}^{V_2} PdV$$

$$W_{A \rightarrow B} < 0 \text{ pour } V_B > V_A$$



Transformation isotherme $T=Cste$ **gaz parfait**: $\Delta U = 0$ $W = - Q$

Pour la transfo **quasistatique** mécaniquement réversible d'un **gaz parfait**: $W = - nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$ (à redémontrer)

Transformation monobare $P_{ext} = Cste$

Pour une transfo **monobare**, entre deux **équilibres mécaniques** : $Q_P = \Delta H$

(ou $Q_P + W_{autre} = \Delta H$ s'il existe un travail autre que celui des forces de pression).

Transformation isobare $P = Cste$ $\delta Q_P = dH$ $Q_P = \Delta H$

(ou $Q_P + W_{autre} = \Delta H$ s'il existe un travail autre que celui des forces de pression).

Transformation isochore $V = Cte$ $Q_V = \Delta U$ (d'après le premier principe)

Transformation adiabatique $Q=0$ donc $W = \Delta U$ (d'après le premier principe)

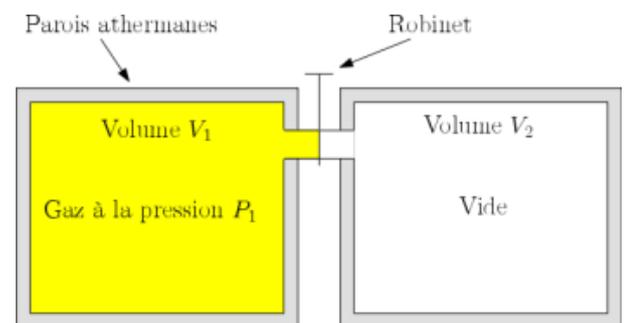
Pour un **gaz parfait** : $\Delta U = C_V \Delta T$

Pour la transfo **adiabatique réversible** d'un **gaz parfait** : Loi de Laplace : $PV^\gamma = Cste$

Détente de Joule Gay-Lussac d'un gaz parfait

La détente de Joule Gay-Lussac est « **isoénergétique** » : l'énergie interne du gaz est identique à l'état initial et à l'état final.

Un gaz ne subissant pas de variation de température lors de la détente de Joule Gay-Lussac suit la première loi de Joule : son énergie interne ne dépend que de sa température



Définition : **Chaleur latente (ou enthalpie massique de changement d'état)** à température T :

Variation d'enthalpie massique du corps pur lors du changement d'état $I \rightarrow II$, sous la pression d'équilibre $P(T)$.

$$\ell_{I,II}(T) = h_{II}(T) - h_I(T) = \Delta h_{I,II}$$

Propriété L'enthalpie massique de changement d'état représente l'échange de chaleur massique du système avec l'extérieur, lors du changement d'état :

$$\ell_{I,II}(T) = \Delta h_{I,II} = q_{P, I, II}$$

$$\ell_{vap} = \ell_{L \rightarrow G} > 0$$

$$\ell_{fus} = \ell_{S \rightarrow L} > 0$$

$$\ell_{sub} = \ell_{S \rightarrow G} > 0$$

Pour un système diphasé : $\Delta H = m(x_{II f} - x_{II i})\Delta h_{I,II}$ ou $\Delta H = n(x_{II f} - x_{II i})\Delta H_{m,II}$