

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 : $Q = 0$

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	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 $dU = C_V dT$ et $dH = C_P dT$ Si C_V et C_P indépendants de T : $\Delta U = C_V \Delta T$ et $\Delta H = C_P \Delta T$ $C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}$ $C_P = \frac{nR\gamma}{\gamma - 1}$ $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$ coefficient de Laplace <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 , $\Delta U \approx \Delta H \approx C \Delta T$

Premier principe

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

Si le système est macroscopiquement au repos, d'énergie potentielle extérieure constante,

$\Delta E_{\text{c macro}} = \Delta E_{\text{p forces ext}} = 0$ alors $\Delta U = W + Q$

$dE_{\text{c macro}} = dE_{\text{p forces ext}} = 0$ alors $dU = \delta W + \delta Q$

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

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.

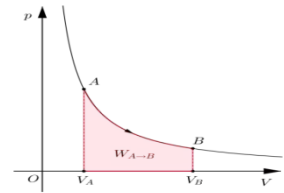
Travail (noté W, en Joule): Travail des forces macroscopiques s'exerçant sur la surface délimitant le système, lorsqu'ils ont leur point d'application se déplacent.

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

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

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

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



Transformation isotherme $T = Cste$ gaz parfait: $\Delta U = 0$ $W = -Q$
 Pour la transformation quasistatique (mécaniquement réversible) d'un gaz parfait:
 $W = -nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$ (à redémontrer)

Premier principe revisité

Pour une transformation monobare ($P_{ext} = Cste$), entre deux équilibres mécaniques : $\Delta H = Q_p$
 (ou $\Delta H = Q_p + W_{autre}$ s'il existe un travail autre que celui des forces de pression).

Pour une transformation isobare ($P = Cste$) $dH = \delta Q_p$ donc $\Delta H = Q_p$
 (ou $dH = \delta Q_p + \delta W_{autre}$ s'il existe un travail autre que celui des forces de pression).

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

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

Pour un gaz parfait : $\Delta U = C_v \Delta T$

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

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

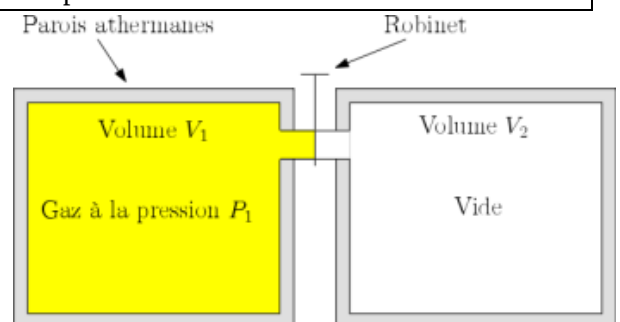
$$\ell_{vap} = \ell_{L \rightarrow G} > 0 \quad \ell_{fus} = \ell_{S \rightarrow L} > 0 \quad \ell_{sub} = \ell_{S \rightarrow G} > 0$$

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

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



Un gaz ne subissant pas de variation de température lors de la détente de Joule Thomson (écoulement dans une conduite, à travers un milieu poreux) suit la deuxième loi de Joule : son enthalpie ne dépend que de sa température.