

Chapitre 0

Rappel



**Ce support de cours est en sa 1ère version
toute suggestion ou avis de la part des lecteurs
(en particulier des étudiants) est la bienvenue**

I- Systèmes thermodynamique

I- Systèmes thermodynamiques

1- Définition

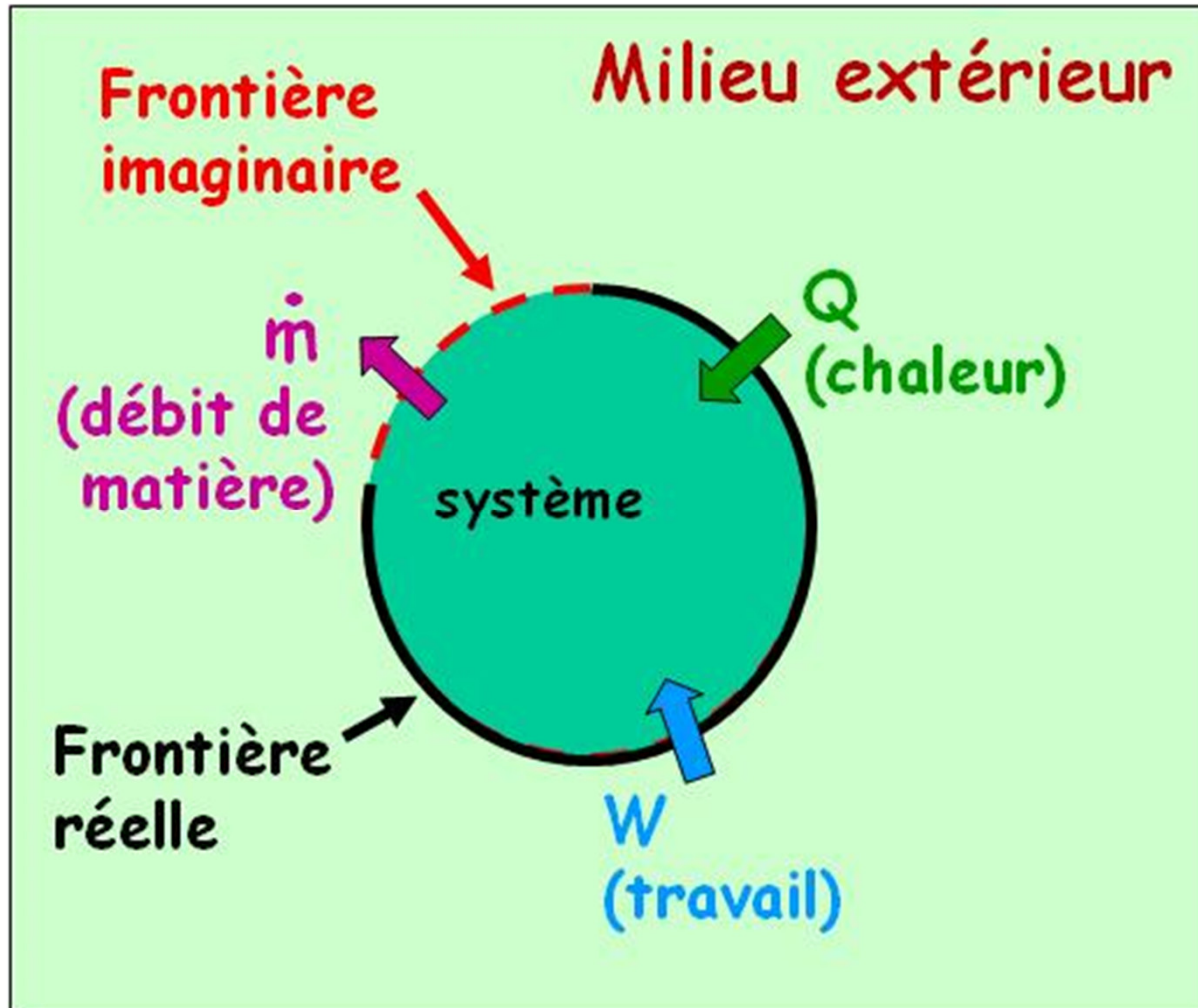
Un système est constitué d'un ensemble matériel délimité par une frontière :

- réelle ou imaginaire
- rigide ou déformable
- fixe ou en mouvement

La région de l'espace extérieure au système est appelée le milieu extérieur.

I- Systèmes thermodynamiques

1- Définition



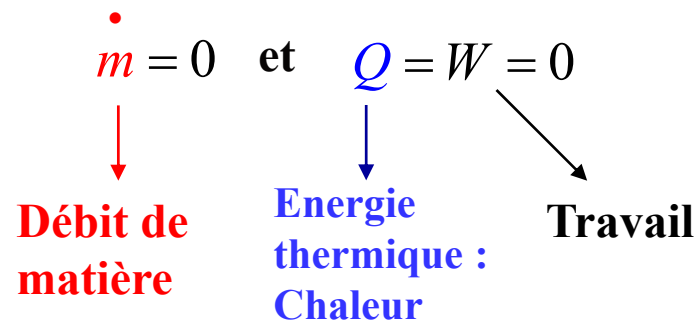
I- Systèmes thermodynamiques

2- Système isolé

Un système est dit isolé s'il n'échange ni matière, ni énergie (travail, chaleur) à travers sa frontière avec le milieu extérieur.

Exemple:

Un thermos (récipient fermé calorifugé à volume fixe)



I- Systèmes thermodynamiques

3- Système fermé

Un système est dit fermé s'il n'échange pas de matière avec le milieu extérieur alors qu'il échange de l'énergie avec ce dernier.

Le nombre de particules et la masse sont invariables.

Exemple :

(récipient fermé non calorifugé)

$$\dot{m} = 0$$

I- Systèmes thermodynamiques

4- Systèmes ouvert

Un système est dit ouvert s'il échange de la matière avec le milieu extérieur et éventuellement de l'énergie.

Il y a nécessairement un écoulement de matière.

$$\dot{m} \neq 0$$



II- Transformations thermodynamique

II- Transformations thermodynamique

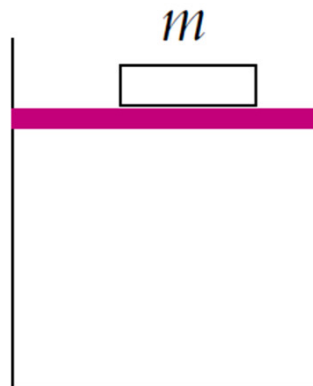
1- Définitions

- Transformation

Passage du système d'un état d'équilibre initial à un état d'équilibre final.

- Transformation irréversible

Transformation où seuls l'état initial et l'état final sont des états d'équilibre est une transformation irréversible.

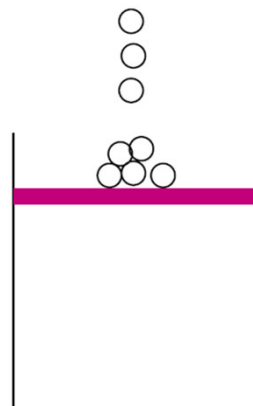


II- Transformations thermodynamique

1- Définitions

- Transformation réversible

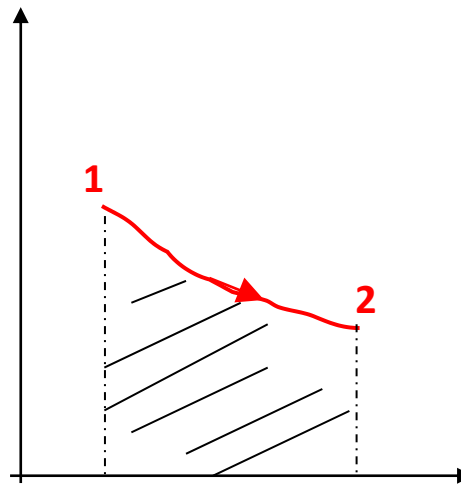
Transformation pour laquelle le système étant placé dans l'état final, il peut revenir à l'état initial en passant exactement par les mêmes états intermédiaires, les échanges avec le milieu extérieur étant strictement inversés.



II- Transformations thermodynamique

2- Transformation ouvert

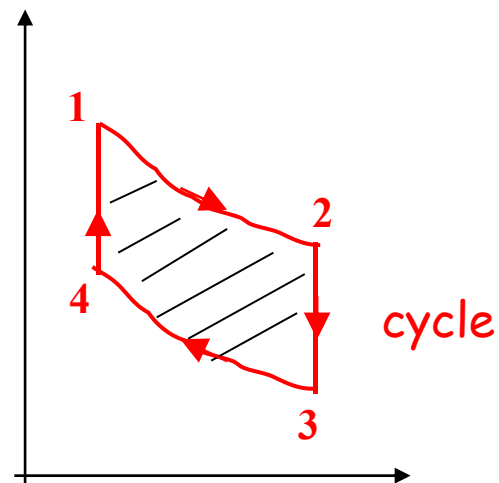
Dans le cas d'une transformation ouverte l'état initial 1 ne correspond pas à l'état final 2.



II- Transformations thermodynamique

3- Transformation fermé

Dans le cas d'une transformation fermé l'état initial et l'état final sont confondus. Le système décrit alors un cycle.



II- Transformations thermodynamique

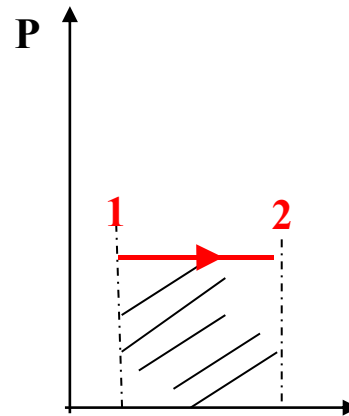
4- Transformation adiabatique

Dans le cas de ce type de transformation, le système est thermiquement isolé. Il n'y a aucun échange de chaleur avec le milieu extérieur.

II- Transformations thermodynamique

5- Transformation isobare

Au cours de cette transformation, la pression du système reste constante.

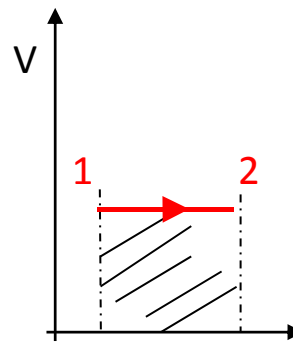


II- Transformations thermodynamique

6- Transformation isochore

Lorsque le système est entouré de parois rigides, indéformables, et indilatables, le volume du système reste constant, la transformation est isochore.

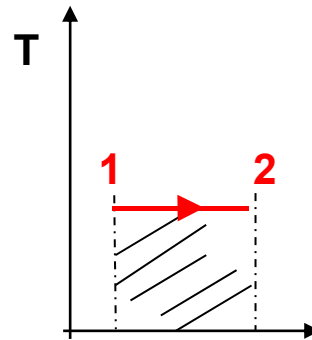
Le système est mécaniquement isolé, il peut y avoir échange de chaleur avec le milieu extérieur et des phénomènes mécaniques au sein du système.



II- Transformations thermodynamique

7- Transformation isotherme

Au cours de cette transformation, la température du système reste constante.



III- Etude thermodynamique d'un système

III- Etude thermodynamique d'un système

1- Définitions

La description de l'état d'un système nécessite la connaissance des variables d'états suivantes :

- Entropie : S
- Energie interne : U
- Enthalpie : $H = U + PV$

III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système

L'énergie d'un système peut se présenter sous différentes formes classables en deux catégories :

A- Energie propre au système dépendant de son état

- Energie propre externe
- Energie propre interne

B- Energie échangée

III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système

A- Energie propre:

* Energie propre externe

- Elle dépend du **mouvement** et de la **position** du système.
- Elle est observable à l'échelle macroscopique.

Energie cinétique notée E_c : Elle dépend de la vitesse du système

Energie potentielle notée E_p : Elle résulte de l'application au système de forces extérieures qui peuvent être telles que:

$$\vec{F} = -\overrightarrow{grad}(E_p)$$

Energie mécanique notée E_m : $E_m = E_c + E_p$

III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système

* Energie propre interne

L'énergie interne est associée à l'état interne du système. Elle n'est pas observable à l'échelle macroscopique (observable à l'échelle microscopique).

Elle est liée aux mouvements et interactions entre les particules constitutives du système.

Elle correspond à l'ensemble de ces énergies :

Energie due aux forces de Coulomb: entre particules chargées.

III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système

Energie cinétique microscopique: induite par les mouvements de rotation, de translation, de vibration des molécules (selon la nature)

L'énergie interne sera notée U : C'est une grandeur extensive.

-On appelle énergie totale E_t , la somme de ces trois énergies. Elle est caractéristique de l'énergie stockée par le système.

$$E_t = U + E_c + E_p$$

III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système

* Energie échangé

Travail

-Le travail mécanique est le travail de forces macroscopiques dont les points d'application subissent des déplacements macroscopiquement mesurables.

De l'énergie est alors transférée ou prélevée au système par l'intermédiaire du travail des forces (de volume ou de surface).

III- Etude thermodynamique d'un système

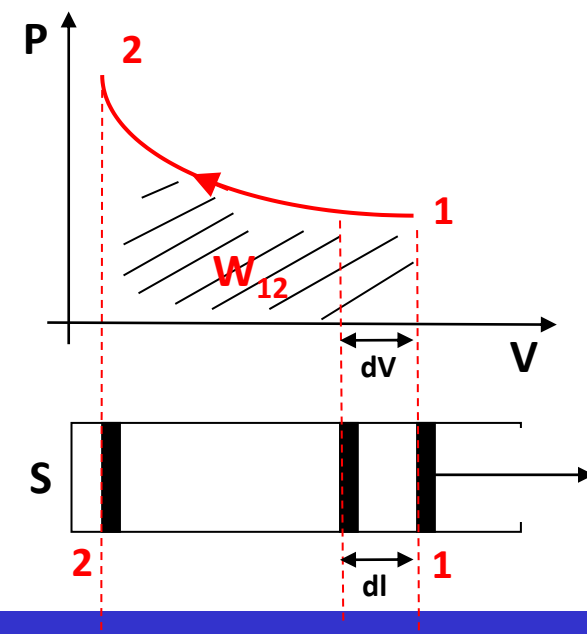
2- Energie d'un système

Travail dû aux forces de pression statique: Correspond pour une transformation réversible à un déplacement lent en augmentant la pression sur le piston (application d'une force de surface).

Le travail élémentaire reçu par le fluide pour un déplacement élémentaire est:

$$dW_s = \overrightarrow{dF}_{ext} \cdot \overrightarrow{dl} = -P \cdot dS dl = -PdV$$

$$W_{12} = - \int_1^2 PdV$$



III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système

* Chaleur

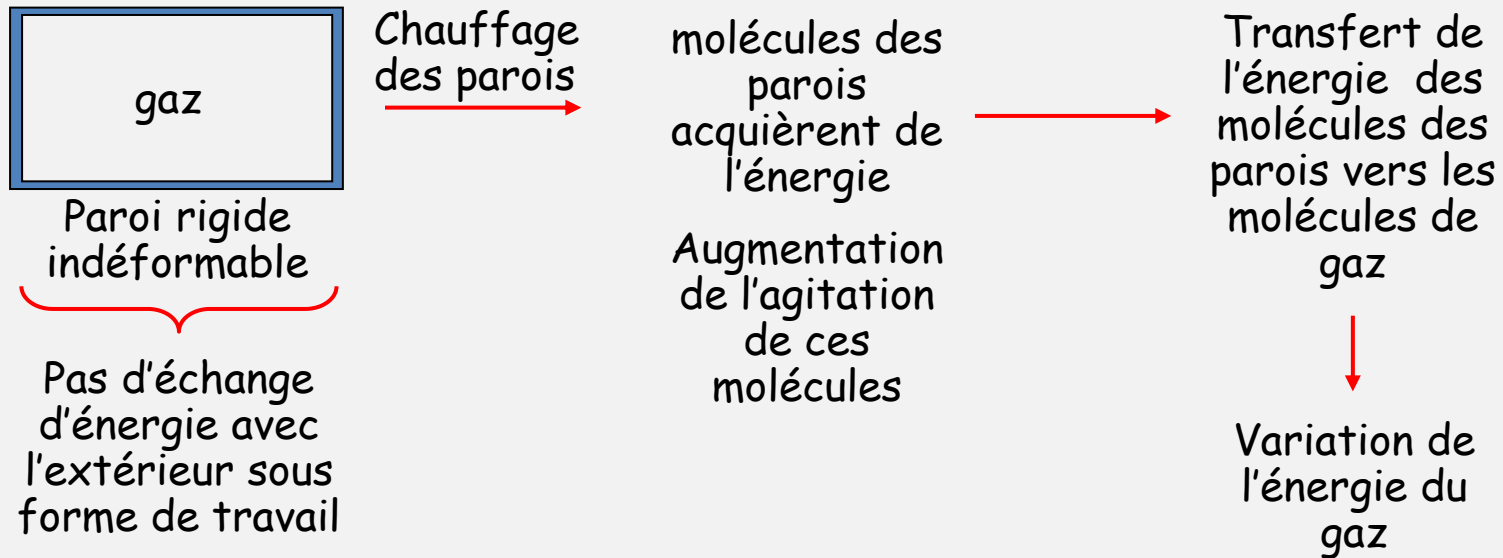
Elle est d'origine microscopique transférée au système. Ce type de transfert est associé à l'agitation permanente désordonnée des molécules de tout le système, appelée agitation thermique.

- Cette agitation se communiquant de proche en proche (choc entre particules) transporte de l'énergie.

- La quantité d'énergie ainsi transférée est communément appelée chaleur.

III- Etude thermodynamique d'un système

2- Energie d'un système



III- Etude thermodynamique d'un système fermé

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

1- Premier principe de la thermodynamique

Soit un système fermé. Soient Q et W les quantités d'énergie transférées sous forme de chaleur et de travail.

Le premier principe stipule que:

- L'énergie du système fermé se conserve au cours des transformations du système
- L'énergie du système est seulement transformée d'une forme d'énergie en une autre (équivalence des formes d'énergie)
- Un système ne peut créer ni détruire de l'énergie

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

1- Premier principe de la thermodynamique

Lors d'une transformation entre deux états d'équilibre, la variation d'énergie totale ΔE du système est la somme algébrique des énergies thermique Q et non thermique W échangées par le système avec le milieu extérieur :

$$\Delta E_{\dagger} = E_2 - E_1 = Q_{1 \rightarrow 2} + W_{1 \rightarrow 2}$$

La variation d'énergie pour une transformation infinitésimale s'écrit (états d'équilibre infiniment proches) :

$$dE_{\text{totale}} = \delta Q + \delta W$$

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

1- Premier principe de la thermodynamique

Si la transformation s'est déroulée entre deux instants t et $t+dt$, on peut exprimer le premier principe sous la forme :

$$\frac{dE}{dt} = \frac{dU}{dt} = \frac{\delta Q}{dt} + \frac{\delta W}{dt} = \dot{Q} + \dot{W}$$

\dot{W} et \dot{Q} représentent respectivement la puissance et le flux calorifique échangés avec l'extérieure.

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

2- Limites du premier principe

Pour une transformation (*système macroscopiquement au repos*) d'un état initial 1 à un état final 2, l'écriture du premier principe de la thermodynamique donne :

$$\Delta U_+ = U_2 - U_1 = Q + W$$

Multiplier cette relation par (1) revient à renverser le cours du temps :

$$U_1 - U_2 = (-Q) + (-W)$$

Cette équation laisse à penser que le renversement du sens des échanges d'énergie permet au système de revenir à son état initial (**impossible pour une transformation irréversible**)

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

2- Limites du premier principe

- Exemple de transformation irréversible

Freinage d'une roue : une roue de voiture en mouvement est freiné progressivement jusqu'à son arrêt, avec comme résultat un échauffement des freins et de la jante : jamais, on ne voit cette roue se mettre seule en mouvement en absorbant la chaleur dégagée par le freinage.

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

2- Limites du premier principe

Le premier principe qui stipule la conservation de l'énergie permet de faire le bilan d'énergie des systèmes, sans imposer de conditions sur les types d'échanges possibles.

Ce bilan énergétique ne permet pas de prévoir, ni le comportement d'un système quand plusieurs évolutions sont possibles à partir d'un instant initial, ni la notion de (ir)réversibilité des systèmes.

Il faut donc introduire un deuxième principe dit aussi principe d'évolution, déduit des faits expérimentaux, qui permettra de prévoir l'évolution des systèmes.

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

3- Deuxième principe de la thermodynamique

Le deuxième principe introduit une nouvelle fonction d'état: l'entropie notée S (il s'agit d'une grandeur extensive).

- Lors d'une évolution quelconque d'un système fermé, on peut décomposer ΔS en $\Delta S = S_{\text{éch}} + S_{\text{créé}}$

- $S_{\text{éch}}$ provient des transferts thermiques

- $S_{\text{créé}}$ est un terme de création d'entropie qui est ≥ 0

• $S_{\text{créé}} = 0$ pour une transformation réversible,

• $S_{\text{créé}} > 0$ pour une transformation irréversible.

$$S_{\text{éch}} = \int_1^2 \frac{\delta Q_{\text{éch}}}{T_e}$$

T_e : Température de l'interface qui sépare le système du milieu extérieur

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

3- Deuxième principe de la thermodynamique

-Dans le cas d'un système isolé, à tout instant: $\delta Q_{éch} = 0$

Alors $dS_{éch} = 0$

L'expression du second principe est alors :

$$dS_{créé} \geq 0$$

Lorsqu'un système isolé est le siège de transformation irréversible (uniquement un échange de chaleur et pas de travail), son entropie croît jusqu'à l'établissement d'un état d'équilibre. Elle est alors maximale.

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

3- Deuxième principe de la thermodynamique

Considérons l'évolution réversible d'un système thermiquement isolé. En vertu du second principe, son entropie ne peut que croître :

Si l'évolution de l'état noté (I) à l'état noté (F) est possible alors l'évolution inverse l'est aussi.

Dans ce cas, on peut écrire :

$$\Delta S_{\text{I}}^{\text{F}} = S(\text{F}) - S(\text{I}) = S_{\text{créé}} \geq 0$$

$$\Delta S_{\text{F}}^{\text{I}} = S(\text{I}) - S(\text{F}) = - S_{\text{créé}} \geq 0$$

$$S(\text{I}) = S(\text{F})$$

$$S_{\text{créé}} = - S_{\text{créé}} = 0$$

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

3- Deuxième principe de la thermodynamique

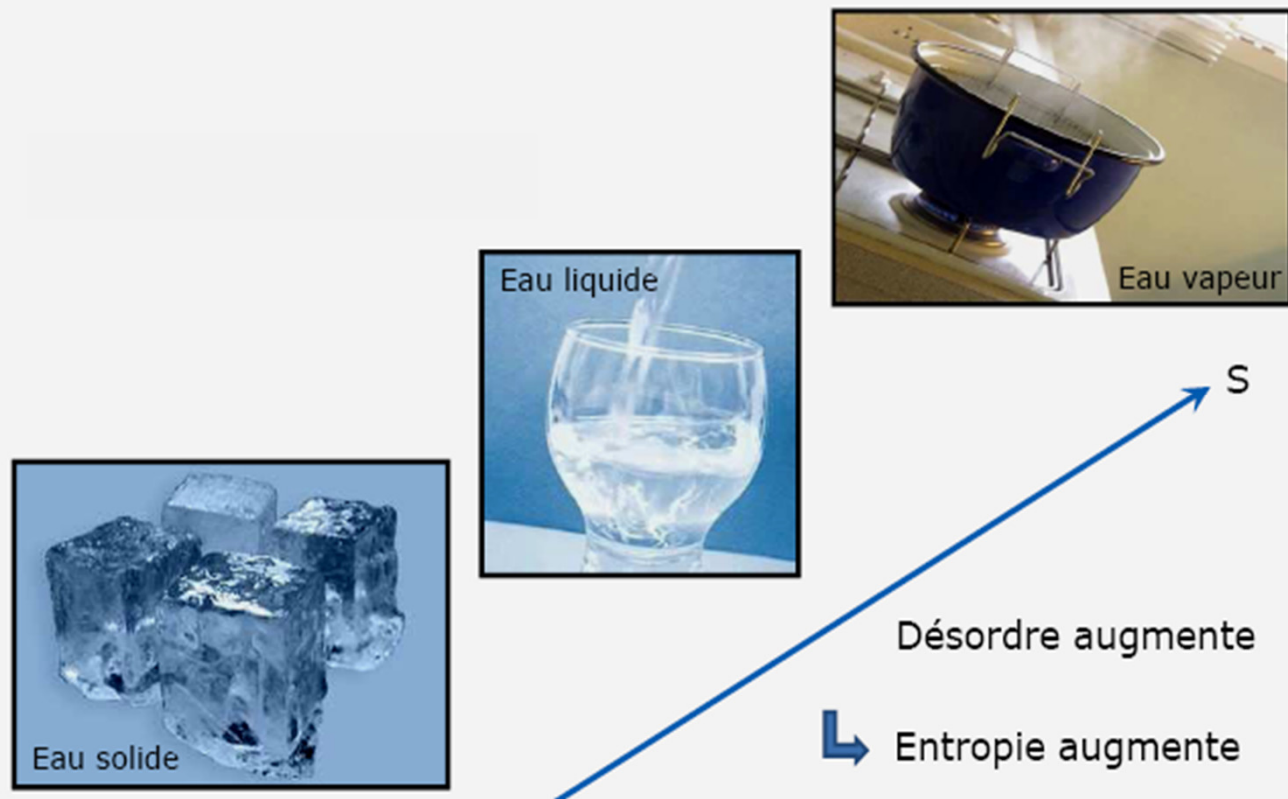
- La nullité de l'entropie créée est le critère de réversibilité d'une transformation
- Dans le cas d'une évolution irréversible:

$$\Delta S = S(F) - S(I) = S_{\text{créé}} > 0$$

III- Etude thermodynamique d'un système fermé

4- Remarque

L'entropie S mesure le degré du désordre microscopique d'un système



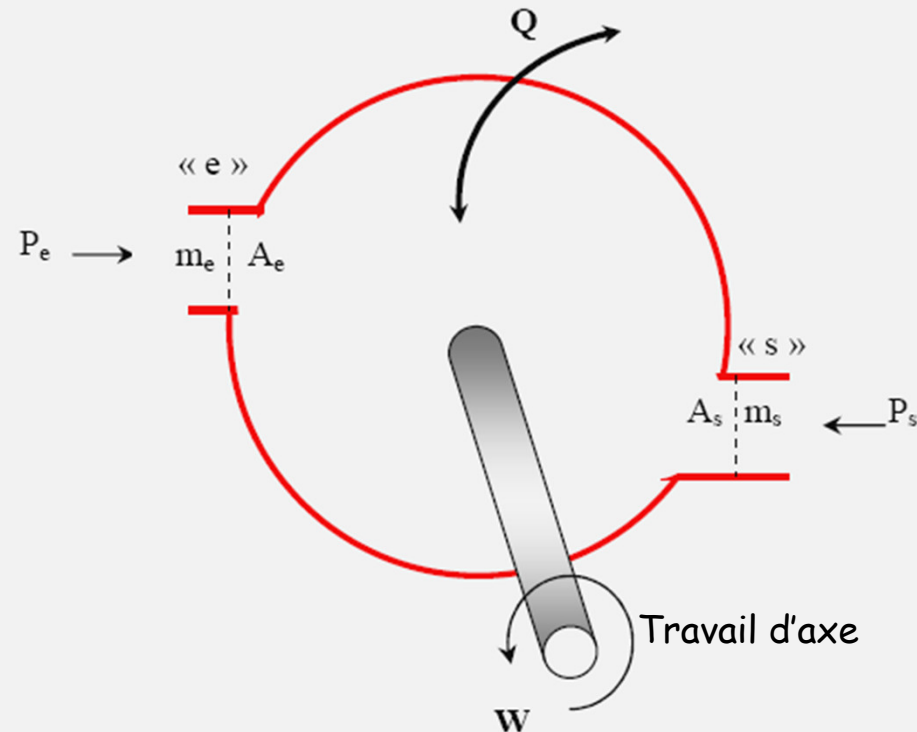
IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

Le système S (ouvert) échange:

- de la matière,
- de l'énergie (W et Q) avec son entourage



Pour un système ouvert, deux bilans s'imposent:

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

A- Bilan de masse

Dans un intervalle de temps, la différence entre la masse du fluide qui entre dans la machine (m_e) et la masse qui sort (m_s) est égale à la quantité de fluide qui s'accumule dans le système:

$$m_e - m_s = m$$

Dans un intervalle de temps dt :

$$\frac{\delta m_e}{dt} - \frac{\delta m_s}{dt} = \frac{\delta m}{dt} \quad [kg / s] \quad \text{Débit massique}$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

B- Bilan d'énergie

Le bilan énergétique global au sein du système S correspond à la variation, dans un intervalle de temps dt , suivante:

$$dE = \underbrace{(\delta E_e - \delta E_s)}_{\text{Energie échangée entre } S \text{ et l'extérieur}} + \underbrace{\delta W + \delta Q}_{\text{Energie apportée par le fluide entrant et sortant de } S} + \text{Travaux des forces de pression}$$



Energie contenue dans le système



Energie apportée par le fluide entrant et sortant de S



Energie échangée entre S et l'extérieur

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

On suppose qu'à chaque instant le système contient une quantité m de fluide caractérisée par une énergie E :

$$E = (U + Ec + Ep) m$$

Si on considère un temps différentiel, la quantité d'énergie qui s'accumule dans la machine est donnée par:

$$dE = d \{ (U + Ec + Ep) m \}$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

* Energie du fluide entrant

Chaque unité de masse du fluide qui entre dans la machine est caractérisée par une certaine quantité d'énergie (par unité de masse):

$$E_e = (U_e + Ec_e + Ep_e) [J / kg]$$

Si dans un intervalle de temps différentielle, dt , traverse à travers la section A_e un débit massique δm_e , l'énergie correspondante est:

$$\frac{\delta E_e}{dt} = (U_e + Ec_e + Ep_e) \frac{\delta m_e}{dt}$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

Ou bien

$$\delta E_e = (U_e + Ec_e + Ep_e) \delta m_e$$

En suivant le même raisonnement:

$$\delta E_s = (U_s + Ec_s + Ep_s) \delta m_s$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

* Travaux des forces de pression

Pour compléter le bilan d'énergie, il faut considérer les travaux des forces de pression exercées par le fluide à l'entrée et à la sortie au niveau des sections :

- Pour **la section d'entrée**, le travail des forces de pression exercée par le fluide est :

$$\delta W_e = P_e A_e . dx = P_e dV_e = P_e . v_e . \delta m_e$$

avec v_e est le volume massique du fluide entrant (m^3/kg): $v_e = \frac{1}{\rho_e}$

- De même pour **la section de sortie** :

$$\delta W_s = -P_s A_s . dx = -P_s dV_s = -P_s . v_s . \delta m_s$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

Finalelement le bilan d'énergie est exprimé par :

$$dE = (U_e + Ec_e + Ep_e + P_e v_e) \delta m_e \\ - (U_s + Ec_s + Ep_s + P_s v_s) \delta m_s + \delta W + \delta Q$$

En posant que $h_e = U_e + P_e v_e$ définit comme étant l'enthalpie massique et ramenée à l'unité de temps, l'expression du premier principe pour un système ouvert s'écrit sous la forme :

$$\frac{dE}{dt} = (h_e + Ec_e + Ep_e) \dot{m}_e - (h_s + Ec_s + Ep_s) \dot{m}_s + \dot{W} + \dot{Q}$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

Simplifications de l'Equation du bilan:

* Cas d'un régime permanent:

$$(h_e + Ec_e + Ep_e) \dot{m}_e - (h_s + Ec_s + Ep_s) \dot{m}_s + \dot{W} + \dot{Q} = 0$$

* La machine ne produit pas de travail:

simple écoulement en régime permanent. Tout d'abord, dans

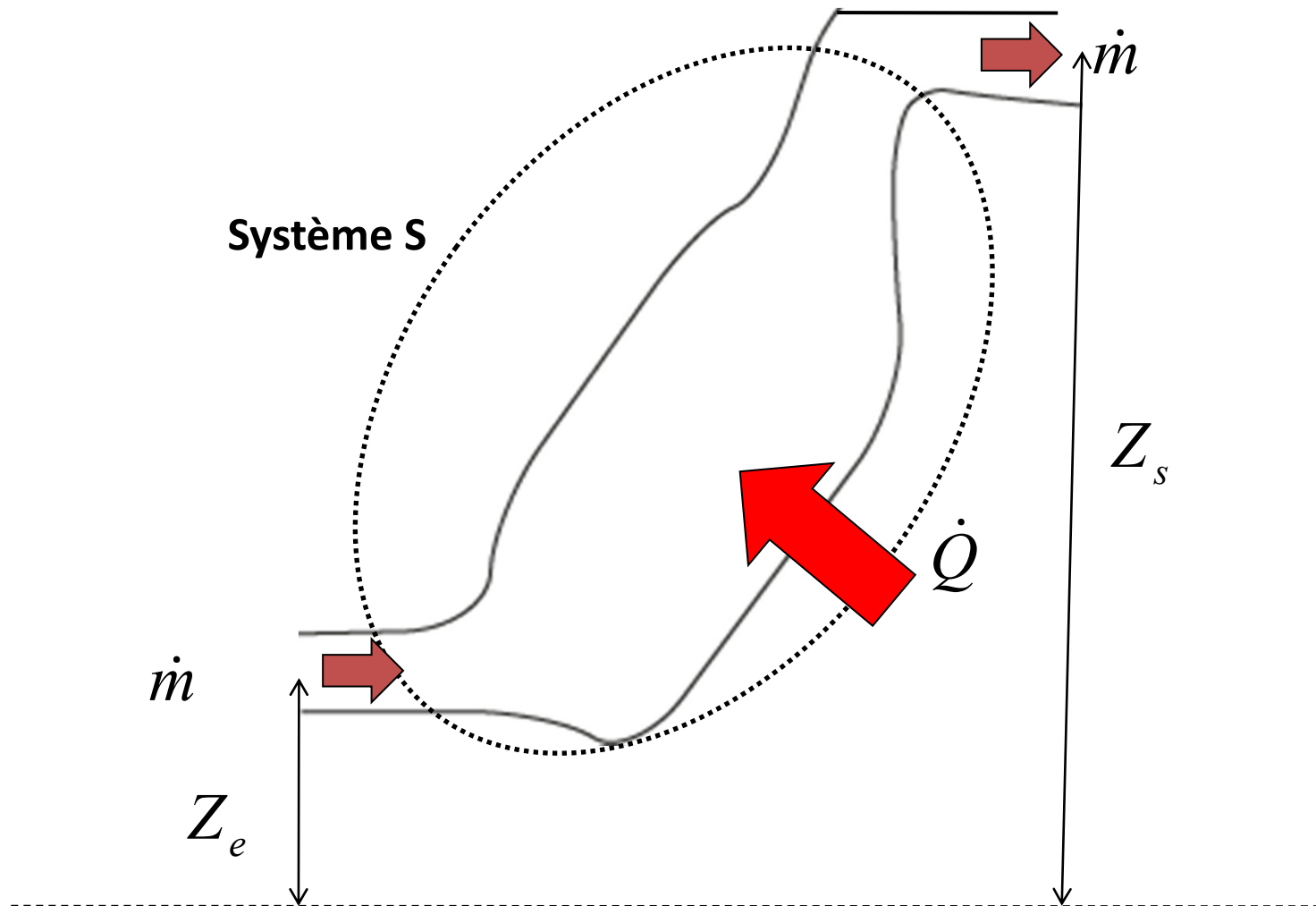
ces conditions on a: $\dot{m}_e = \dot{m}_s = \dot{m}$

$$\dot{Q} = \dot{m}(h_s - h_e) + \dot{m} \left(\frac{V_s^2}{2} - \frac{V_e^2}{2} \right) + \dot{m}g(Z_s - Z_e)$$

Cette relation est valable pour les écoulements avec apport de chaleur (turboréacteur, moteur de fusé, ...)

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique



IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

* Ecoulement adiabatique

$$h + \frac{V^2}{2} + gZ = cst$$

Or, puisque $h = U + Pv$

$$U_s + \frac{P_s}{\rho_s} + \frac{V_s^2}{2} + gZ_s = U_e + \frac{P_e}{\rho_e} + \frac{V_e^2}{2} + gZ_e$$

C'est la relation de Bernoulli généralisée

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

1- Premier principe de la thermodynamique

Pour des machines industrielles

Pour les machines industrielles ΔE_c et ΔE_p sont négligeables, le premier principe s'écrit :

$$\frac{dU}{dt} = \dot{m}_e h_e - \dot{m}_s h_s + \dot{W} + \dot{Q}$$

En régime permanent:

$$\dot{m}_s h_s - \dot{m}_e h_e = \dot{W} + \dot{Q}$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

2- Deuxième principe de la thermodynamique

Dans une transformation élémentaire quelconque, la variation d'entropie d'un système est égale à la somme de la variation de l'entropie résultant des échanges avec l'extérieur et de l'entropie produite à l'intérieur du système.

$$dS = d_e S + d_i S$$

$d_e S$ Peut être positif, négatif ou nul.

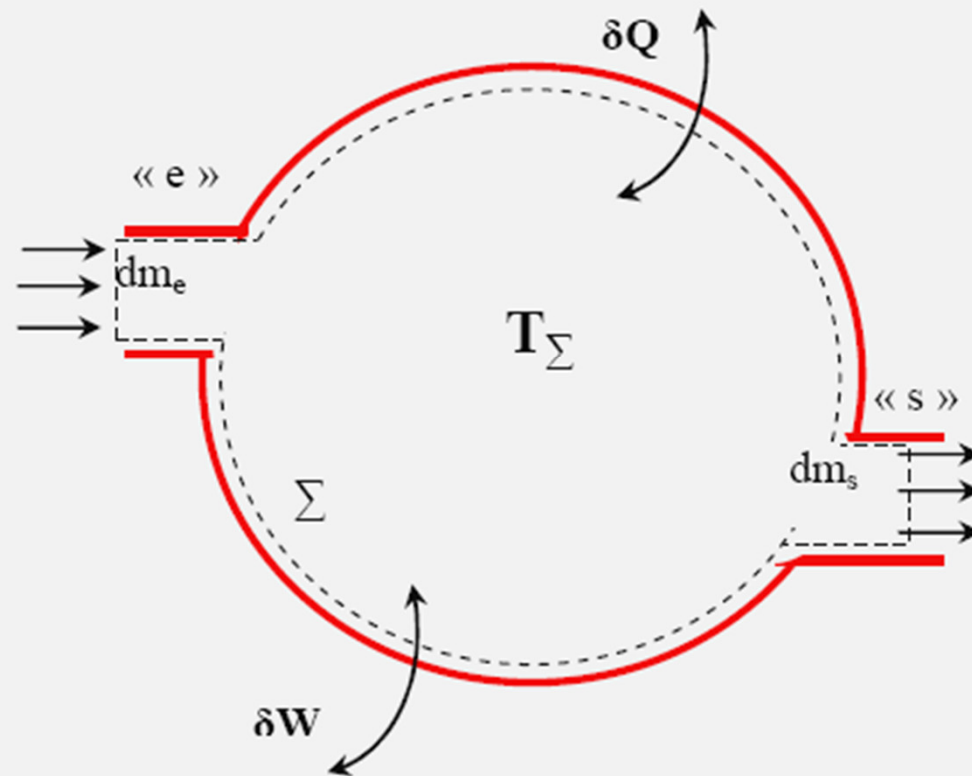
Le second principe s'exprime par la relation : $d_i S \geq 0$

Pour une évolution réversible : $d_i S = 0$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

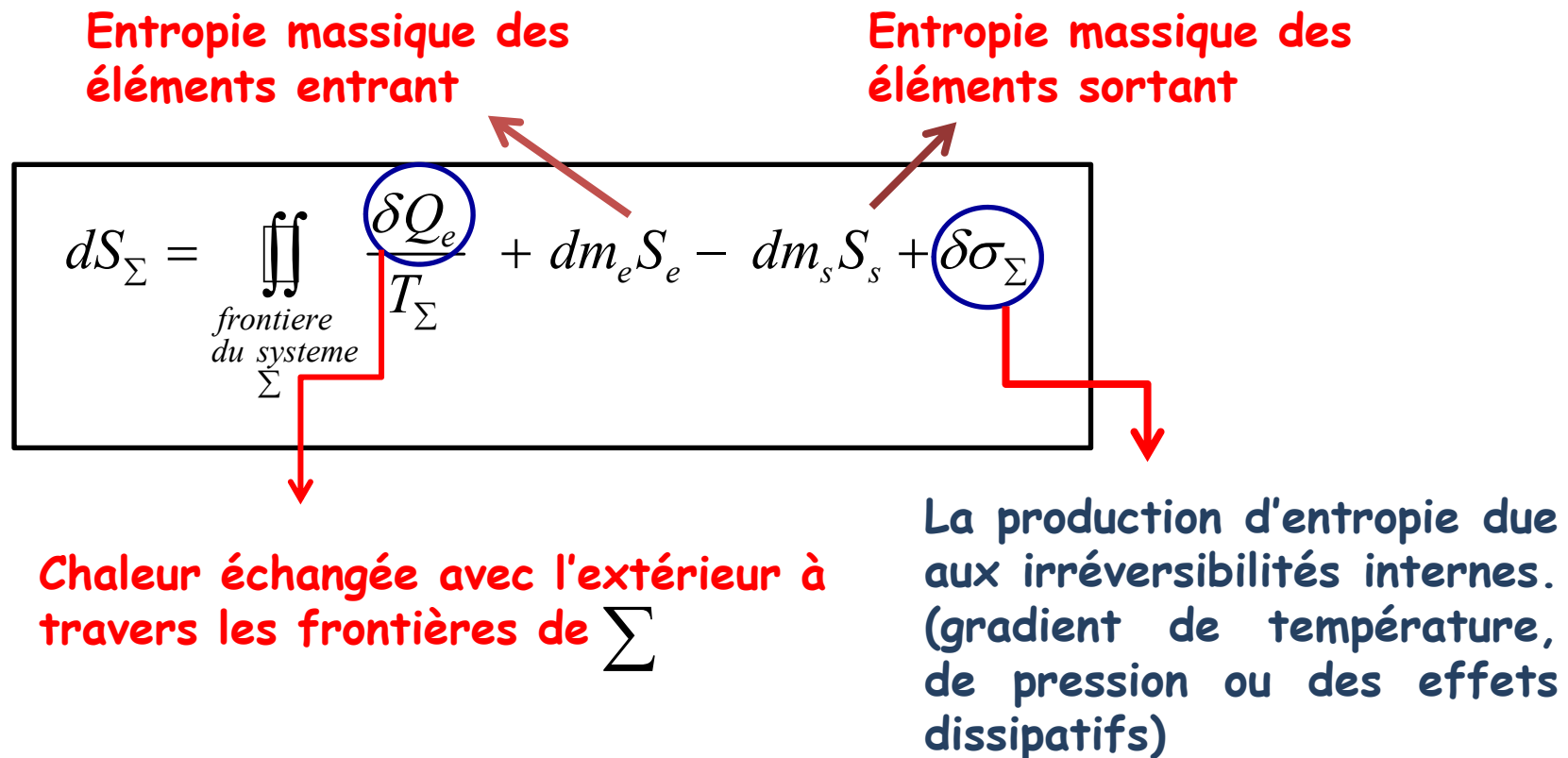
2- Deuxième principe de la thermodynamique

La variation d'entropie d'un système ouvert résulte de l'échange de chaleur et de matière avec l'extérieur.



IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

2- Deuxième principe de la thermodynamique



IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

2- Deuxième principe de la thermodynamique

Rapportée à l'unité de temps et pour un système possédant plusieurs entrées et sorties, on peut écrire :

$$\frac{dS_{\Sigma}}{dt} = \iint_{\substack{\text{frontiere} \\ \text{du systeme} \\ \Sigma}} \frac{\delta \dot{Q}_e}{T_{\Sigma}} + \sum_e \dot{m}_e S_e - \sum_s \dot{m}_s S_s + \delta \dot{\sigma}_{\Sigma}$$

IV- Etude thermodynamique d'un système ouvert

Remarque

- Lorsqu'il n'y a pas de production d'entropie à l'intérieure du système, le terme $\dot{\sigma}$ est nul, il s'agit dans ce cas d'une évolution réversible.

Pour un système fermé :

$$dS_{\Sigma} = d_e S = \frac{\delta Q_e}{T_{\Sigma}}$$

Pour un système ouvert :

$$dS_{\Sigma} = d_e S = \iint_{\substack{\text{frontiere} \\ \text{du systeme} \\ \Sigma}} \frac{\delta Q_e}{T_{\Sigma}} + dm_e S_e - dm_s S_s$$

Caractéristiques thermodynamiques

Transformation	Caractéristique
Irréversible	$\delta_i S > 0$
Réversible	$\delta_i S = 0$
Adiabatique	$\delta Q = 0$
Adiabatique et réversible	$dS = 0$
Isentropique	$dS = 0$

Caractéristiques thermodynamiques

Transformation	Caractéristique
Isotherme	$dT = 0$
Isobare	$dP = 0$
Isochore	$dV = 0$
Isenthalpique	$dH = 0$
Polytropicque (gaz parfait)	$PV^n = \text{constante}$

Quelques rappels thermodynamique

Transformation réversible
+ Gaz parfait

$$\left\{ \begin{array}{l} PV = nRT \\ C_p / C_v = \gamma \\ C_p - C_v = R \end{array} \right. \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} dW = -P.dV \\ dU = \delta Q + \delta W \\ = d(PV)/(\gamma-1) \\ dS = \delta Q/T \end{array} \right. \text{ et } \left\{ \begin{array}{l} C_p = R.\gamma/(\gamma-1) \\ C_v = R/(\gamma-1) \\ \gamma \approx 1,3 - 1,4 \\ R \approx 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} \end{array} \right.$$

	Isobare
	P
dQ	$nC_p.dT = P.dV.\gamma/(\gamma-1)$
dW	$-P.dV$
dU	$nC_p.dT - P.dV = P.dV/(\gamma-1)$
dS	$nC_p.dT/T = P.dV/T.\gamma/(\gamma-1)$
Q	$nC_p.(T_2 - T_1) = P.(V_2 - V_1).\gamma/(\gamma-1)$
W	$-P.(V_2 - V_1)$
ΔU	$P(V_2 - V_1)/(\gamma-1)$
ΔS	$nC_p.\ln T_2/T_1 = nR.\gamma/(\gamma-1).\ln V_2/V_1$

	Isotherme
	T
dQ	$P.dV$
dW	$-P.dV$
dU	0
dS	$P.dV/T$
Q	$-P_1 V_1.\ln P_2/P_1$
W	$P_1 V_1.\ln P_2/P_1$
ΔU	0
ΔS	$nR.\ln V_2/V_1$

Quelques rappels thermodynamique

	Adiabatique
	$T^\gamma P^{1-\gamma}, PV^\gamma, TV^{\gamma-1}$
dQ	0
dW	-P.dV
dU	-P.dV
dS	0
Q	0
W	$(P_2 V_2 - P_1 V_1) / (\gamma - 1) = nC_v \cdot (T_2 - T_1)$
ΔU	$(P_2 V_2 - P_1 V_1) / (\gamma - 1) = nC_v \cdot (T_2 - T_1)$
ΔS	0

	Isochore
	V
dQ	$nC_v \cdot dT = V \cdot dP / (\gamma - 1)$
dW	0
dU	$nC_v \cdot dT = V \cdot dP / (\gamma - 1)$
dS	$nC_v \cdot dT / T = V \cdot dP / T / (\gamma - 1)$
Q	$nC_v \cdot (T_2 - T_1) = V(P_2 - P_1) / (\gamma - 1)$
W	0
ΔU	$nC_v \cdot (T_2 - T_1) = V(P_2 - P_1) / (\gamma - 1)$
ΔS	$nC_v \cdot \ln T_2 / T_1 = nR / (\gamma - 1) \cdot \ln P_2 / P_1$