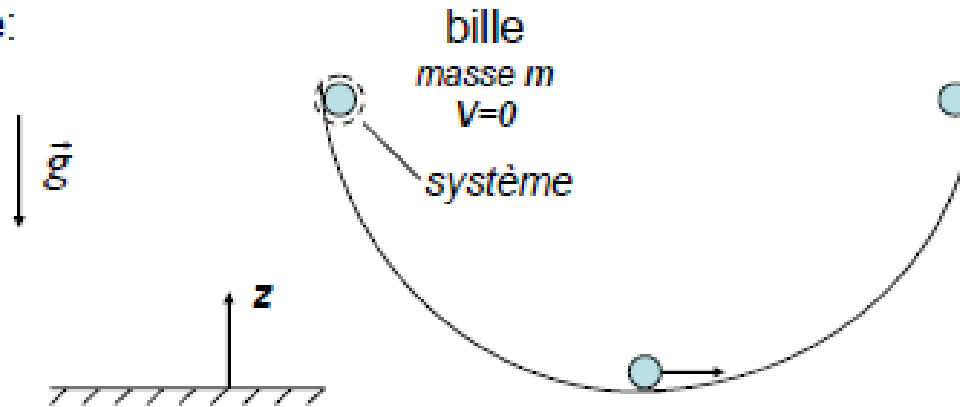


Chapitre 3:

Premier principe de la thermodynamique

Notion d'énergie

Considérons l'exemple:



Conservation de l'énergie:
(s'il n'y a pas de pertes)

$$E_{total} = E_{potentielle} + E_{cinétique} = const.$$

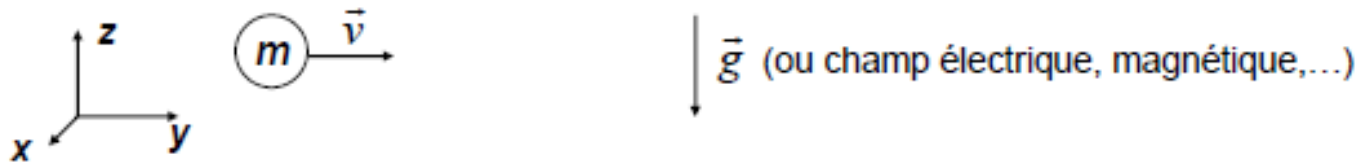
Considérez maintenant qu'il y ait traînée, friction (pertes) et changement de température de la bille. Il faudrait donc ajouter des termes dans cette équation, notamment:

- i) Énergie interne (température)
- ii) Travail (friction, traînée)
- iii) Transfert de chaleur

Mécanismes de changement d'énergie

Notion d'énergie

A- Energie macroscopique: *Energie que le système en entier possède par rapport à un système de référence.*



i- Energie cinétique: Energie due au mouvement dans le système de référence

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

$$e_c = \frac{E_c}{m} = \frac{1}{2}v^2$$

ii- Energie potentielle: Energie due à la hauteur/position d'un système dans un champs de force

$$E_p = mgz$$

$$e_p = \frac{E_p}{m} = gz$$

B- Energie microscopique (interne)

Énergie reliée à la structure et l'activité moléculaire du système. Cette énergie, qu'on appelle aussi *l'énergie interne*, est dénotée par U (et $u=U/M$).

i- Energie sensible

Énergie cinétique due aux mouvements des molécules/atomes/particules subatomiques (translation, rotation, vibration)

ii- Energie latente

Énergie associée aux forces liant les molécules dans une phase d'un système. Cette énergie est dégagée ou absorbée lors d'un changement de phase.

iii- Energie chimique

Énergie associée aux liaisons atomiques (partage d'électrons entre atomes) qui est absorbée/dégagée lors du changement de liaisons (réactions chimiques).

iv- Energie nucléaire

Énergie associée aux forces de liaison dans le noyau de l'atome.

Notes:

- Energie totale d'un système est la somme des énergies potentielle, cinétique et internes: $E_{\text{tot}} = E_c + E_p + U$
- unité de l'énergie : (joule) = (N.m)
- pour la plupart des applications en thermodynamique, U ne comprend que l'énergie sensible et latente, que l'on regroupe sous le nom d'énergie thermique car elles sont associées au transfert de chaleur
- l'énergie est une propriété (alors fonction de l'état du système), qui peut être changée par deux méthodes:
travail et transfert de chaleur

Travail et chaleur

Echanges d'énergie entre le système et le milieu extérieur au niveau de la frontière

☐ Travail noté W : forme ordonnée

Mouvement d'ensemble cohérent des constituants du système

☐ Chaleur notée Q : forme désordonnée

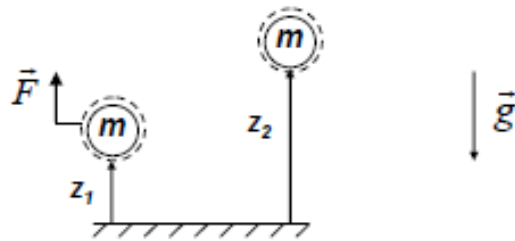
Mouvement incohérent des constituants du système

Travail échangé par un système

Mécanisme de transfert d'énergie. Ce transfert est dénoté par ***W***, dont l'unité en SI est le [Joule] (même unité que l'énergie)

travail = force x déplacement (point de vue mécanique)

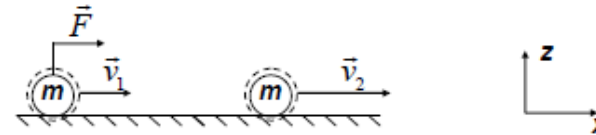
ex. 1: Élévation d'une masse



$$W_{1 \rightarrow 2} = \int_{1 \rightarrow 2} F dz = \int_{z_1}^{z_2} mg dz = mg(z_2 - z_1)$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = \Delta E_{\text{potentielle, sys } 1 \rightarrow 2}$$

ex. 2: Accélération d'une masse



$$W_{1 \rightarrow 2} = \int_{1 \rightarrow 2} F dx = \int_{1 \rightarrow 2} m a dx = \int_{1 \rightarrow 2} m \frac{dv}{dt} dx = \int_{1 \rightarrow 2} m dv \frac{dx}{dt}$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = \int_{v_1}^{v_2} m v dv = m \left[\frac{v^2}{2} \right]_{v_1}^{v_2} = \frac{1}{2} m (v_2^2 - v_1^2)$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = \Delta E_{\text{cinétique, sys } 1 \rightarrow 2}$$

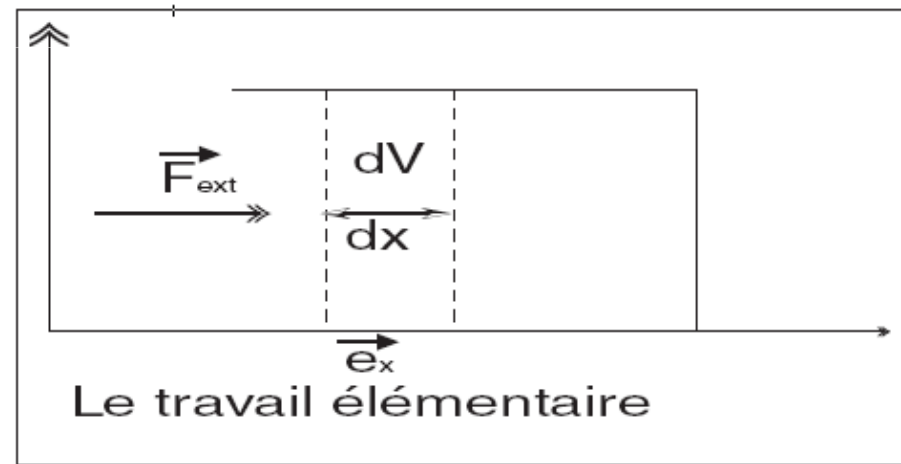
Travail échangé par un système : travail des forces de pression

C'est un échange d'énergie d'origine macroscopique. Il résulte du déplacement macroscopique du point d'application d'une force macroscopique. On définit le travail élémentaire d'une force par:

$$\delta W = F dl$$

Travail des forces de pression : Soit un fluide qui subit une transformation élémentaire qui mène son volume de v à $v+dv$.

$$\Rightarrow \delta W^{ext} = P_{ext} S dx = -P_{ext} dv$$



$$\delta W^{ext} = -P_{ext} dv$$

Si $dv < 0 \Rightarrow \delta W^{ext} > 0$: compression

Si $dv > 0 \Rightarrow \delta W^{ext} < 0$: détente

Chaleur reçue par un système

La quantité de chaleur Q nécessaire pour faire passer la température du système de T_1 à T_2 dépend de la façon dont s'effectue cette transformation.

Lors d'une transformation réversible élémentaire d'un système, on peut donc écrire δQ de 3 façons différentes.

$$\delta Q = \lambda(p, V)dp + \mu(p, V)dV$$

$$\delta Q = mc_p(p, T)dT + h(T, p)dp$$

$$\delta Q = mc_V(T, V)dT + l(T, V)dV$$

Capacité calorifique et chaleur spécifique

La **capacité thermique** est l'énergie qu'il faut apporter à un corps pour augmenter sa température d'un kelvin. Elle s'exprime en joule par kelvin (J/K). C'est une grandeur extensive : plus la quantité de matière est importante plus la **capacité thermique** est grande.

Soit **Q** la quantité de chaleur qu'il faut fournir à la masse **m** d'une substance pour élever sa température de **t₁** à **t₂** sans changement d'état.

On appelle **capacité thermique** de la substance:

$$C = \frac{Q}{t_2 - t_1} \quad \text{capacité thermique}$$

$$c = \frac{Q}{m(t_2 - t_1)} \quad \text{Capacité thermique massique}$$

La chaleur massique des solides dépend de la nature du corps. Le tableau suivant donne les chaleurs massiques de quelques corps dans les conditions normales de température et de pression : $P = 1 \text{ atm.}$ et $t = 0^\circ \text{C.}$

Corps	c [kcal . kg ⁻¹ . K ⁻¹]	Corps	c [kcal . kg ⁻¹ . K ⁻¹]
Eau	1	Cuivre	0,095
Glace	0,5	Fer	0,0113
Diamant	0,147	Plomb	0,031
Graphite	0,202	Argent	0,056
Mercure	0,033	Platine	0,032

Remarques:

à volume constant

$$mc_V = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_V$$

à pression constante

$$mc_p = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_p$$

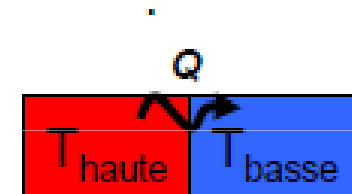
Transfert de chaleur

Mécanisme de transfert d'énergie due à une différence de température. Ce transfert est dénoté par Q , dont l'unité en SI est le [Joule] (même unité que l'énergie)

Mécanismes de transfert de chaleur

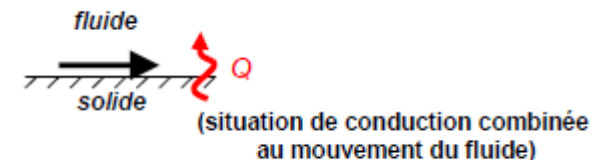
Conduction

Transmission de chaleur par contact entre deux éléments



Convection

Transfert de chaleur entre une surface solide et un fluide adjacent en mouvement.

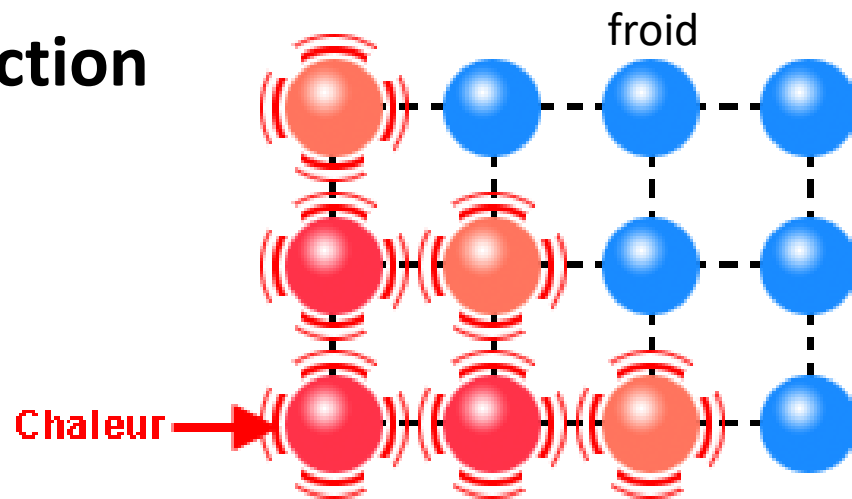


Radiation

Transfert d'énergie par radiation électromagnétique.

exemple: chaleur ressentie par la peau sous l'effet de rayons solaires ou près d'un feu.

Conduction

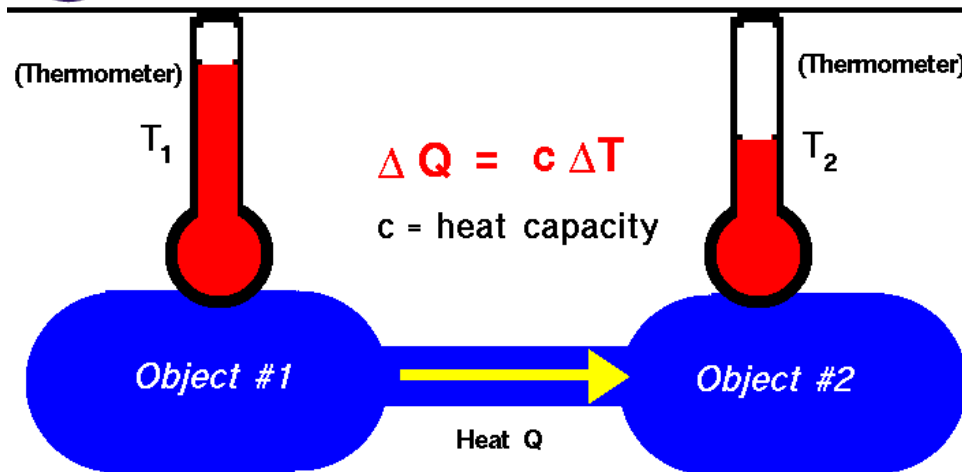


Chaud



Heat Transfer

Glenn
Research
Center



In the process of reaching thermodynamic equilibrium,
heat is transferred from the warmer object to the cooler object.
At thermodynamic equilibrium heat transfer is zero.

Loi de Fourier de la conduction thermique (1820 Joseph Fourier)

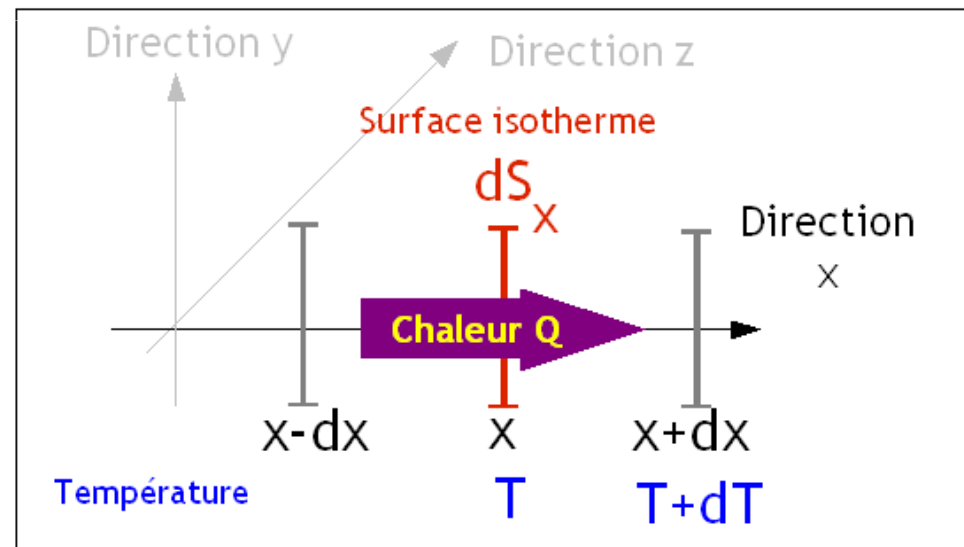
Le flux de chaleur (φ - dimension W/m^2) transféré par conduction dans une direction donnée est proportionnel au gradient de température $\frac{dT}{dx}$ dans cette direction. Cette loi, dite de Fourier, est donc telle que la composante sur l'axe Ox du flux est égale à :

$$\varphi_x = -\lambda \frac{dT}{dx}$$

$$\text{Flux : } \varphi_x = \frac{Q}{dS * dt}$$

dt – temps de conduction

λ – conductivité thermique



Dans le tableau suivant sont reportées les conductivités de quelques corps solides, liquides et gazeux. D'une façon générale, les métaux sont beaucoup plus conducteurs de la chaleur que les substances non métalliques. Les gaz sont plutôt mauvais conducteurs : le caractère isolant de la laine de verre est dû à la présence de l'air emprisonné entre les fibres.

Matériau	λ (W m ⁻¹ K ⁻¹)	Matériau	λ (W m ⁻¹ K ⁻¹)
Chrome	449	Ardoise	2,2
Argent	419	Grès	1,8
Cuivre	386	Verre	0,78
Aluminium	204	Papier	0,48
Zinc	112	Chêne	0,17
Fer (pur)	73	Laine de verre	0,038
Acier Inox	16	Eau	0,556
Mercure	8,2	Air	0,0262

Enoncé du premier principe de la thermodynamique

Pour tout système fermé , on peut définir une fonction d'état, extensive, conservative , appelée énergie interne U tel que au cours d'une transformation d'un système thermodynamique d'un état initial vers un état final , la somme de transfert thermique et du travail des forces échangés avec l'extérieur au cours de la transformation est:

$$\Delta(U + E_c + E_p) = Q + W^{\text{ext}}$$

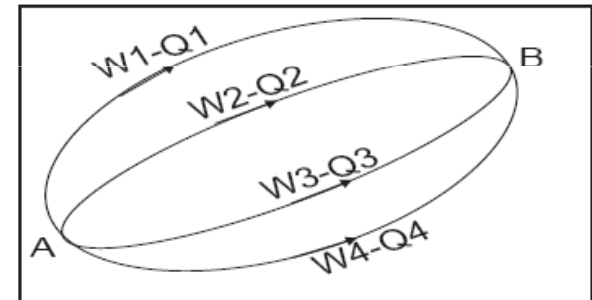
Dans un référentiel galiléen R si le système est au repos alors

➤ $E_c = 0$ pas d'énergie cinétique macroscopique

➤ $E_p = \text{Cte}$ pas de variation de l'énergie potentielle macroscopique

le premier principe se réduit :

$$\Delta U = Q + W^{\text{ext}}$$



Remarques:

✓ *Le premier principe traduit la conservation totale de l'énergie macroscopique et microscopique*

✓ *L'énergie interne ne dépend pas du chemin suivi :*

$$\Delta U = W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2 = \dots = W_4 + Q_4.$$

L'énergie interne U est une fonction d'état

✓ Pour une transformation élémentaire:

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

✓ Pour une transformation cyclique:

$$\Delta U_{cycle} = 0 \Rightarrow U = cte$$

Conséquences pratiques

U est une fonction d'état donc **dU** est une différentielle totale exacte c'est à dire:

$$dU = A dx + B dy \text{ avec } A = \left(\frac{\partial U}{\partial x}\right)_y \text{ et } B = \left(\frac{\partial U}{\partial y}\right)_x$$

Théorème de Schwartz $\frac{\partial A}{\partial y} = \frac{\partial B}{\partial x} \Leftrightarrow \frac{\partial}{\partial y} \left(\frac{\partial U}{\partial x} \right) = \frac{\partial}{\partial x} \left(\frac{\partial U}{\partial y} \right)$

Pour une transformation cyclique:

$$\Delta U = 0 \Rightarrow Q_{cycle} = -W_{cycle}$$

Pour une **transformation adiabatique** **Q = 0** pas d'échange thermique avec l'extérieur alors :

$$\Delta U = W_{adiabatique}$$

Enthalpie d'un système

l'enthalpie d'un système fermé est la quantité, noté **H**, qui se déduit de son énergie interne par la relation :

$$\mathbf{H} = \mathbf{U} + P\mathbf{V}$$

- **dH** est une différentielle exacte (vérifie le théorème de Schwartz).
- **ΔH** ne dépend pas du chemin suivi.
- **ΔH_{cycle} = 0**

$$\begin{cases} \mathbf{U} = \mathbf{U}(V, T) = \mathbf{U}(V, P) = \mathbf{U}(P, T) \\ \mathbf{H} = \mathbf{H}(V, T) = \mathbf{H}(V, P) = \mathbf{H}(P, T) \end{cases}$$
$$d\mathbf{U} = \left(\frac{\partial \mathbf{U}}{\partial T}\right)_V dT + \left(\frac{\partial \mathbf{U}}{\partial V}\right)_T dV ; \quad d\mathbf{H} = \left(\frac{\partial \mathbf{H}}{\partial T}\right)_P dT + \left(\frac{\partial \mathbf{H}}{\partial P}\right)_T dP$$

On définit :

la *capacité thermique à volume constant* C_V :

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

et

la *capacité thermique à pression constante* C_P :

$$C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P.$$

Remarques:

➤ C_V et C_P dépendent à priori de la température.

➤ Application du théorème de Schwartz :

$$dU = C_v dT + \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T dV \Rightarrow \left(\frac{\partial C_v}{\partial V} \right)_T = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_T$$

$$dH = C_p dT + \left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T dP \Rightarrow \left(\frac{\partial C_p}{\partial P} \right)_T = \frac{\partial}{\partial T} \left(\frac{\partial H}{\partial P} \right)_T$$

$$\text{On a } dU = \delta W + \delta Q = -P_{ext}dV + \delta Q$$

$$\text{à volume constant on a : } dU = \delta Q \quad \text{donc,} \quad C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V = \frac{\delta Q_V}{dT}$$

Il en résulte :

$$C_V = \frac{\delta Q_V}{dT} \Leftrightarrow Q_V = \Delta U = \int_{T_1}^{T_2} C_V dT$$

$$\begin{aligned}
\mathbf{H} &= \mathbf{U} + P\mathbf{V} \Rightarrow d\mathbf{H} = d\mathbf{U} + P d\mathbf{V} + \mathbf{V} dP \\
&\Rightarrow d\mathbf{H} = \delta\mathbf{W} + \delta\mathbf{Q} + P d\mathbf{V} + \mathbf{V} dP \\
&\Rightarrow d\mathbf{H} = (P - P_{ext})d\mathbf{V} + \delta\mathbf{Q} + \mathbf{V} dP
\end{aligned}$$

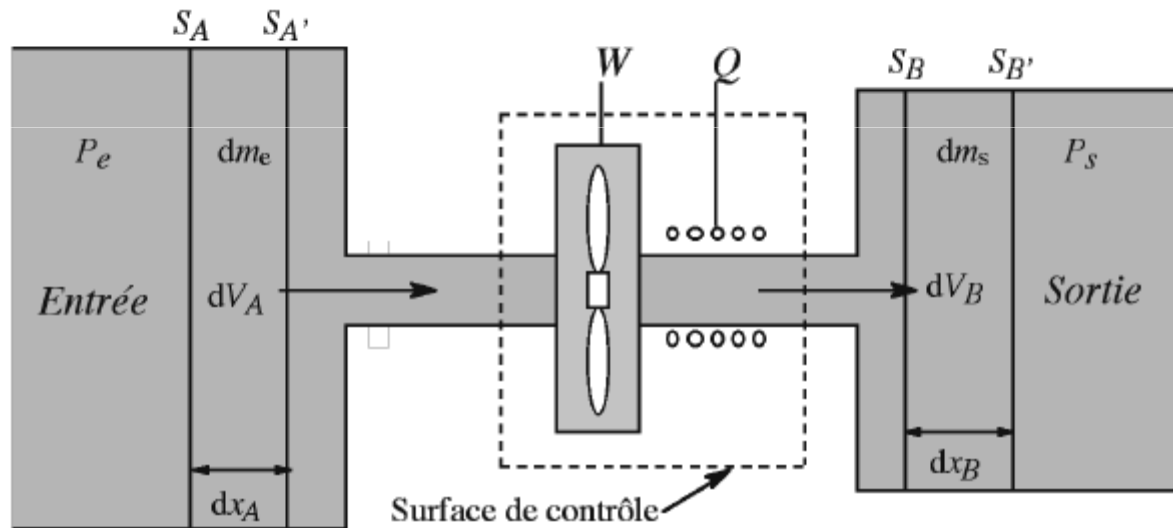
à pression constante on a : $\mathbf{P} = \mathbf{P}_{ext} = \mathbf{Cte} \quad \Longrightarrow \quad d\mathbf{H} = \delta\mathbf{Q}_P = C_p dT$

$$C_p = \frac{\delta Q_p}{dT} \Leftrightarrow Q_P = \Delta H = \int_{T_1}^{T_2} C_P dT$$

Le premier principe pour un système ouvert

Action des forces pressantes

Les masses de fluide qui traversent la surface de contrôle en amont (Δm_e) et en aval (Δm_s) du volume de contrôle donnent lieu à l'action de forces pressantes qui sont à l'origine d'un travail des forces de pression, appelé également **travail d'écoulement**.



Écoulement d'un fluide dans une canalisation

Soit le système constitué par le fluide compris à l'instant t entre deux sections droites mobiles SA et SB liées au fluide. À l'instant $t + dt$, le système se trouve entre les sections SA' et SB' .

Expression du premier principe de la thermodynamique
pour un système ouvert

$$\mathbf{W'} + Q = \Delta H + \Delta E_c + \Delta E_p}$$

Application 1

Les **systèmes fermés** , de matière , tandis que les **systèmes ouverts** .

Attention : le caractère ouvert ou fermé d'un système que l'on choisit pour le définir, ce qui peut induire de petites difficultés.

La plupart des composants qui interviennent dans les machines thermiques opèrent , étant tous traversés .

Un **système fermé** échange avec l'extérieur du travail, noté W , et de la chaleur, notée Q . La fonction d'état représentant son énergie propre est .

Un **système ouvert** échange avec l'extérieur du travail utile, noté τ , et de la chaleur, notée Q . La fonction d'état représentant son énergie propre est .

Application 2

Le **premier principe** de la thermodynamique postule que la variation d' Δu d'un système fermé interagissant avec son environnement et subissant une évolution, ne dépend que de l'état initial et de l'état final, ce qui signifie que u est une .

Le premier principe indique que, si l'**énergie interne** u du système varie, c'est qu'il y a échange d'énergie avec l'extérieur sous forme de W et/ou de Q , et que la somme de W et de Q est égale à la variation d'énergie interne du système.

Le premier principe peut ainsi s'écrire pour un système sous la forme : $\Delta u = W + Q$

Par convention, l'énergie par un système est comptée positivement (son énergie interne croît), et celle cédée à l'extérieur est comptée négativement.

En faisant apparaître une grandeur h appelée telle que $\Delta h = \Delta u + \Delta(Pv)$, le premier principe en système s'écrit : $\Delta h = r + Q$.