

SAM 1

MÉCANIQUE DES FLUIDES

THERMODYNAMIQUE 1

PROJET 2
PROSIT 5

Objectifs

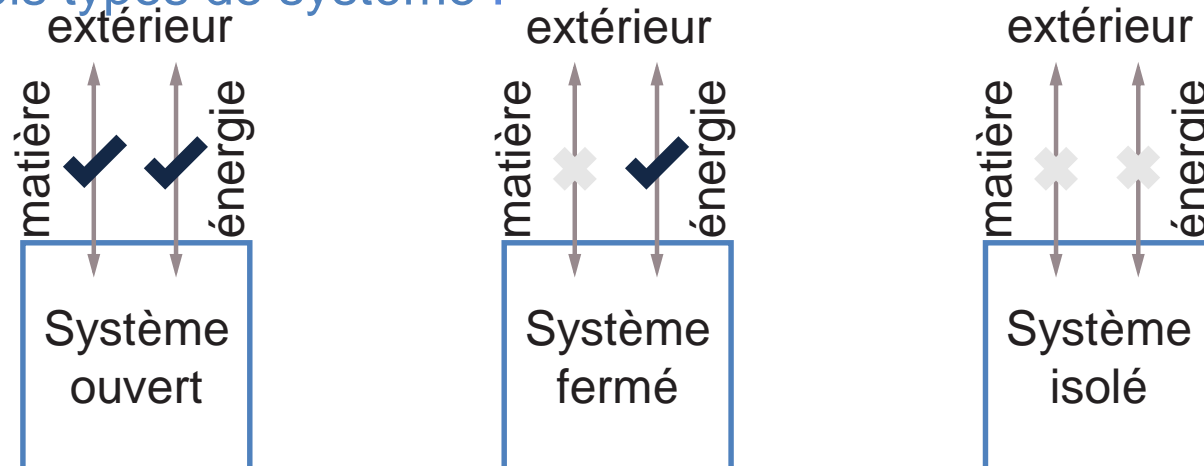
- ▶ **Savoir définir un système.**
- ▶ **Connaître les différentes transformations.**
- ▶ **Savoir calculer un travail.**
- ▶ **Savoir calculer une chaleur.**

Définitions

Le système (l'objet de l'étude) est séparé du milieu extérieur (le reste de l'univers) par la limite que nous nous fixons. Celle-ci peut être physique (la paroi extérieure du système) ou imaginaire (l'atmosphère pour la Terre).

Il faut que le système soit assez grand et complet pour bien traduire la physique du problème sans pour autant qu'il soit trop complexe.

Il existe trois types de système :



Définitions

Le système est dit « égoïste » car l'énergie :

- reçue par le système est comptée positivement,
- cédée par le système est comptée négativement.

Les variables d'état caractérisent le système et sont dites :

- **intensives** lorsqu'elles ne dépendent pas de la taille du système et qu'elles y sont homogènes (P, T, ρ),
- **extensives** quand elles dépendent de la quantité de matière n (V, m).

Les fonctions d'état (U, H, S et G) sont des valeurs extensives qui ne dépendent que des variables d'état et pas des transformations antérieures.

Définitions

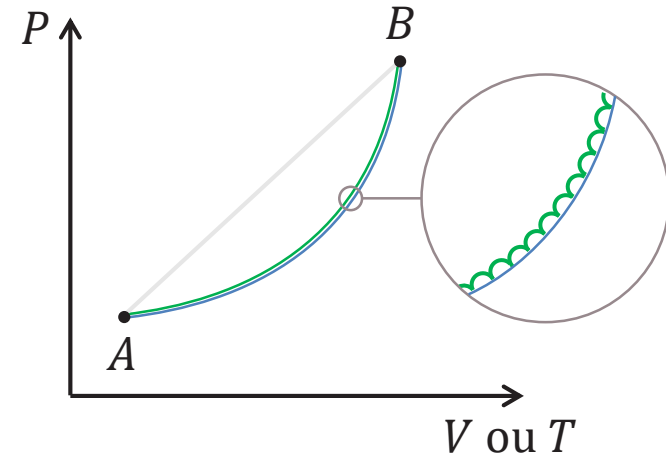
État d'équilibre : toutes les variables intensives sont stables et homogènes.

Transformation : évolution d'un système entre deux points d'équilibres.

- **Quasi-statique** lorsqu'elle se fait de façon infinitésimale (verte) en longeant la courbe d'équilibre (bleue) (ex : compression très lente).
- **Brutale** quand elle est extrêmement rapide (ex : explosion).

De plus, elles sont dites :

- **réversible** si la transformation peut repasser par la même suite d'états d'équilibre mais en sens inverse.
- **irréversible** si ce n'est pas le cas.



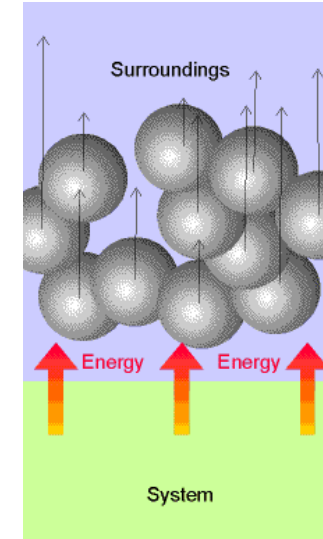
Définitions

Travail :

Le travail correspond à un transfert d'énergie causé par une force agissant sur un objet.

Notion liée à un déplacement ou à une variation de volume.

Énergie échangée de façon ordonnée.

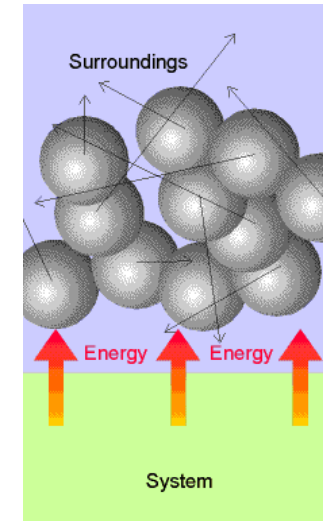


Chaleur :

Forme d'énergie transmise d'un point à haute température vers un point à basse température.

Notion liée à un transfert thermique pour élever ou diminuer la température d'un corps ou bien changer l'état de la matière (solide, liquide, gaz).

Énergie échangée de façon chaotique.



Loi des gaz parfaits

Hypothèses :

- Les particules sont assimilées à des masses ponctuelles, (pas de volume donc pas de chocs entre elles)
- Il n'y a pas d'interactions électrostatiques entre les particules,
- Isotropie des vitesses des particules.

$$P.V = n.R.T$$

P : pression du gaz (Pa),

V : volume du gaz (m³),

n : quantité de matière (mol),

R : constante des gaz parfaits (8,314 J.K⁻¹.mol⁻¹),

T : température (K).

Travail des forces de pression

Travail effectué par le système (gaz) pour un déplacement du piston :

$$dW = \overrightarrow{F_{ext}} \cdot d\vec{z}$$

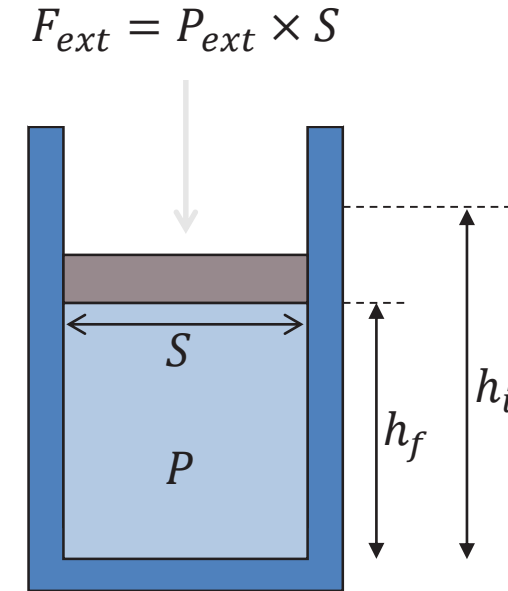
- Pour un déplacement dans une direction (z) :

$$F_{ext} = \|\overrightarrow{F_{ext}}\| \text{ donc } dW = -F_{ext} \cdot dz$$

- Le travail à fournir pour compresser le gaz d'un volume V_i au volume V_f est donc :

$$dW = -\frac{F_{ext}}{S} \times S \cdot dz = -\frac{F_{ext}}{S} \cdot dV$$
$$dW = -P_{ext} \cdot dV$$

$$W = -\int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV$$



Travail : transformation isobare ($P = C^{st}$)

Système fermé ($n = C^{st}$)

$$F_{ext} = C^{st} \Rightarrow P_{ext} = C^{st} \text{ car } S = C^{st}$$

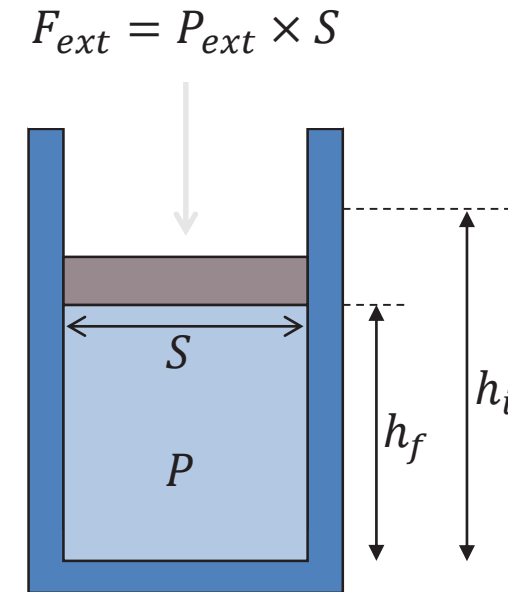
$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV$$

$$W = -P_{ext} \int_{V_i}^{V_f} dV$$

$$W = -P_{ext}(V_f - V_i)$$

$$W = -P_{ext} \cdot \Delta V$$

$$\text{avec } \Delta V = S(h_f - h_i)$$



Pour un gaz parfait :

$$\Delta V = \Delta T \times \underbrace{\left(\frac{n \times R}{P_{ext}} \right)}_{C^{st}}$$

Travail : transformation isotherme ($T = C^{st}$)

Système fermé ($n = C^{st}$)

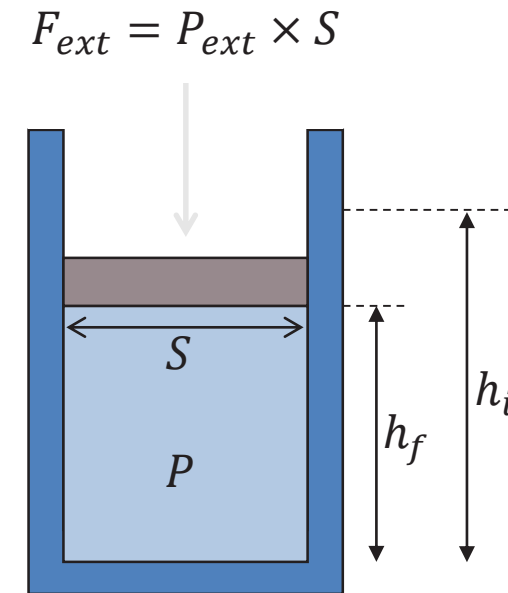
$$P_{ext} = P \text{ à } T = C^{st}$$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV$$

Pour un gaz parfait : $P = \frac{1}{V} \times \underbrace{(n \cdot R \cdot T)}_{C^{st}}$

$$W = -n \cdot R \cdot T \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V}$$

$$W = -n \cdot R \cdot T \ln \left(\frac{V_f}{V_i} \right)$$



Travail : transformation isochore ($V = C^{st}$)

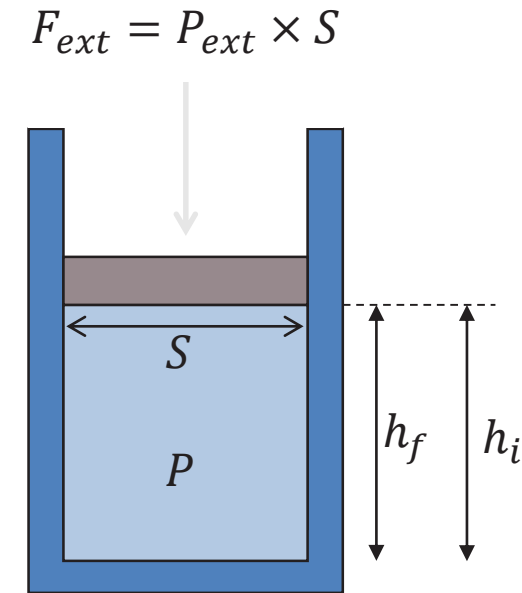
Tous les systèmes

$$V = C^{st} \text{ donc } dV = 0$$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV$$

$$\boxed{W = 0}$$

Cela n'a donc pas de sens.



Travail : transformation adiabatique $Q = 0$

Système isolé

Système isolé donc $Q = 0$.

$$P \cdot V^\gamma = C^{st} \Leftrightarrow P = \frac{C^{st}}{V^\gamma}$$

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P \cdot dV = -C^{st} \int_{V_i}^{V_f} \frac{dV}{V^\gamma}$$

$$W = -\frac{C^{st}}{1-\gamma} [V^{1-\gamma}]_{V_i}^{V_f}$$

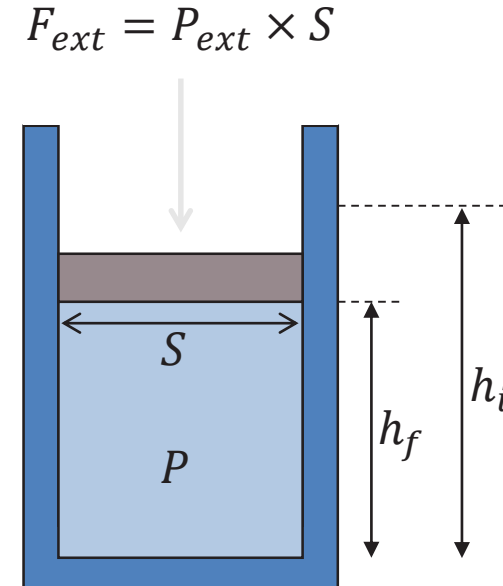
$$W = -\frac{P_f \cdot V_f^\gamma \cdot V_f^{1-\gamma} - P_i \cdot V_i^\gamma \cdot V_i^{1-\gamma}}{1-\gamma}$$

$$W = \frac{1}{\gamma - 1} (P_f \cdot V_f - P_i \cdot V_i)$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

GP monoatomique : $\gamma = \frac{5}{3}$

GP diatomique : $\gamma = \frac{7}{5}$



Compression Vs Détente

$$W = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV$$

Compression :

- $V_i > V_f$ donc $W > 0$
- Une diminution de volume correspond à un travail reçu par le gaz : gain d'énergie pour le système.

Détente (dilatation) :

- $V_i < V_f$ donc $W < 0$
- Une augmentation de volume correspond à un travail fourni par le gaz : perte d'énergie pour le système.

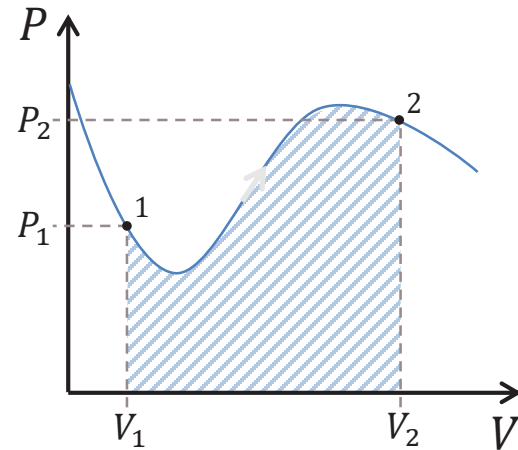
Diagramme de CLAPEYRON

Courbe $P = f(V)$.

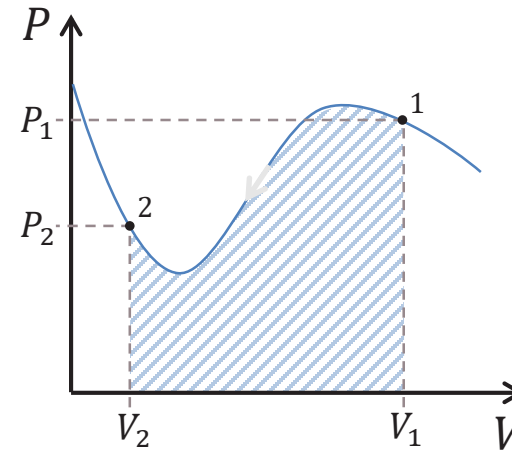
$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P(V) \cdot dV$$

Permet de visualiser l'évolution d'une transformation.

L'aire sous la courbe – *i.e.* son intégrale – correspond à la valeur du travail et son sens nous indique le signe.



$$W_{12} < 0$$



$$W_{12} > 0$$

- Ce diagramme est donc bien adapté à l'étude des moteurs thermiques.

Diagramme de CLAPEYRON

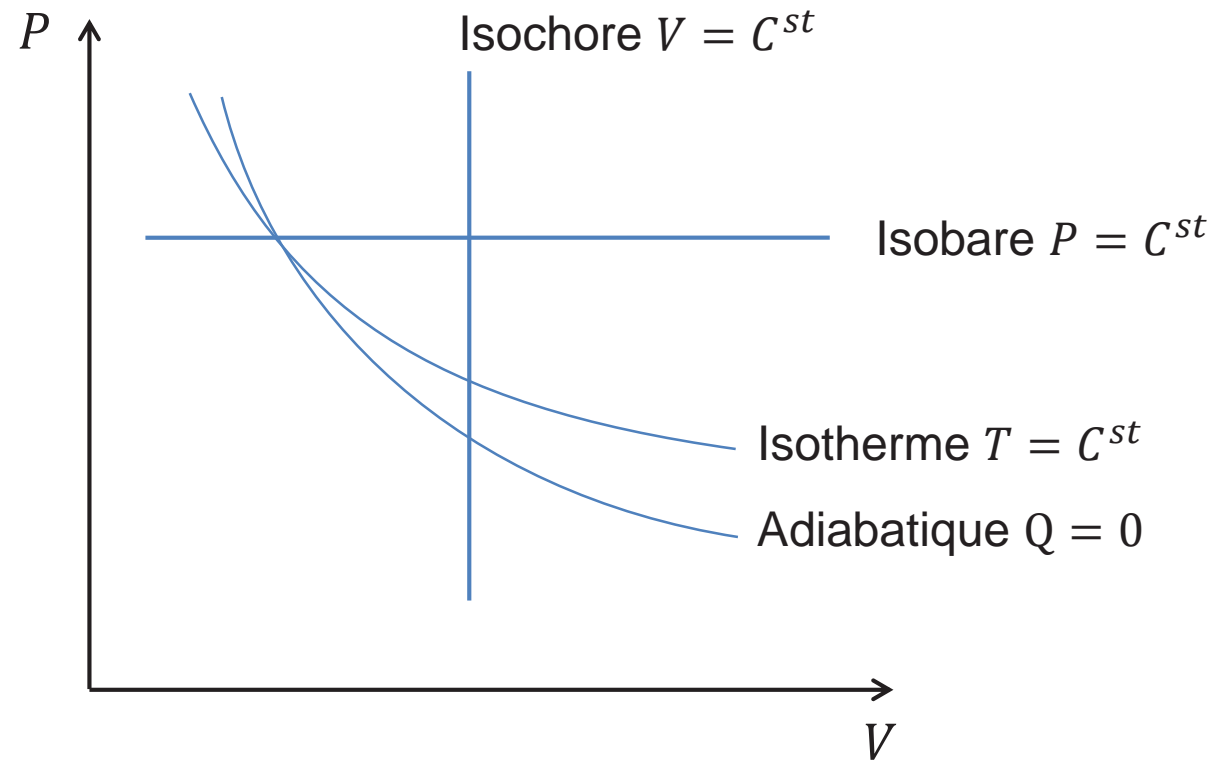
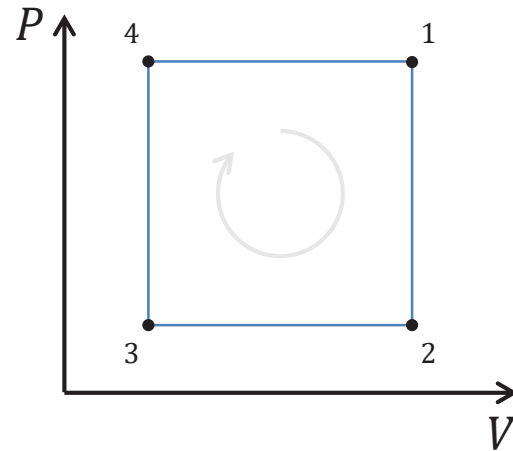


Diagramme de CLAPEYRON

- ▶ Le sens de rotation du cycle indique s'il est :

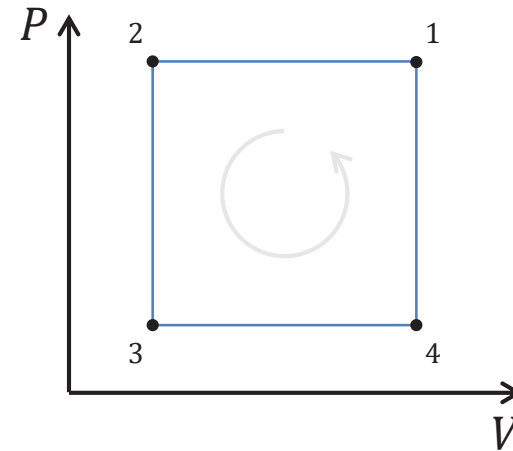
Moteur : horaire



$$W_{12} < 0$$

Ex : compresseur.
Produit du travail
en échangeant de la chaleur.

Récepteur : anti-horaire



$$W_{12} > 0$$

Ex : climatiseur.
Échange de la chaleur
en recevant du travail

Diagramme de CLAPEYRON

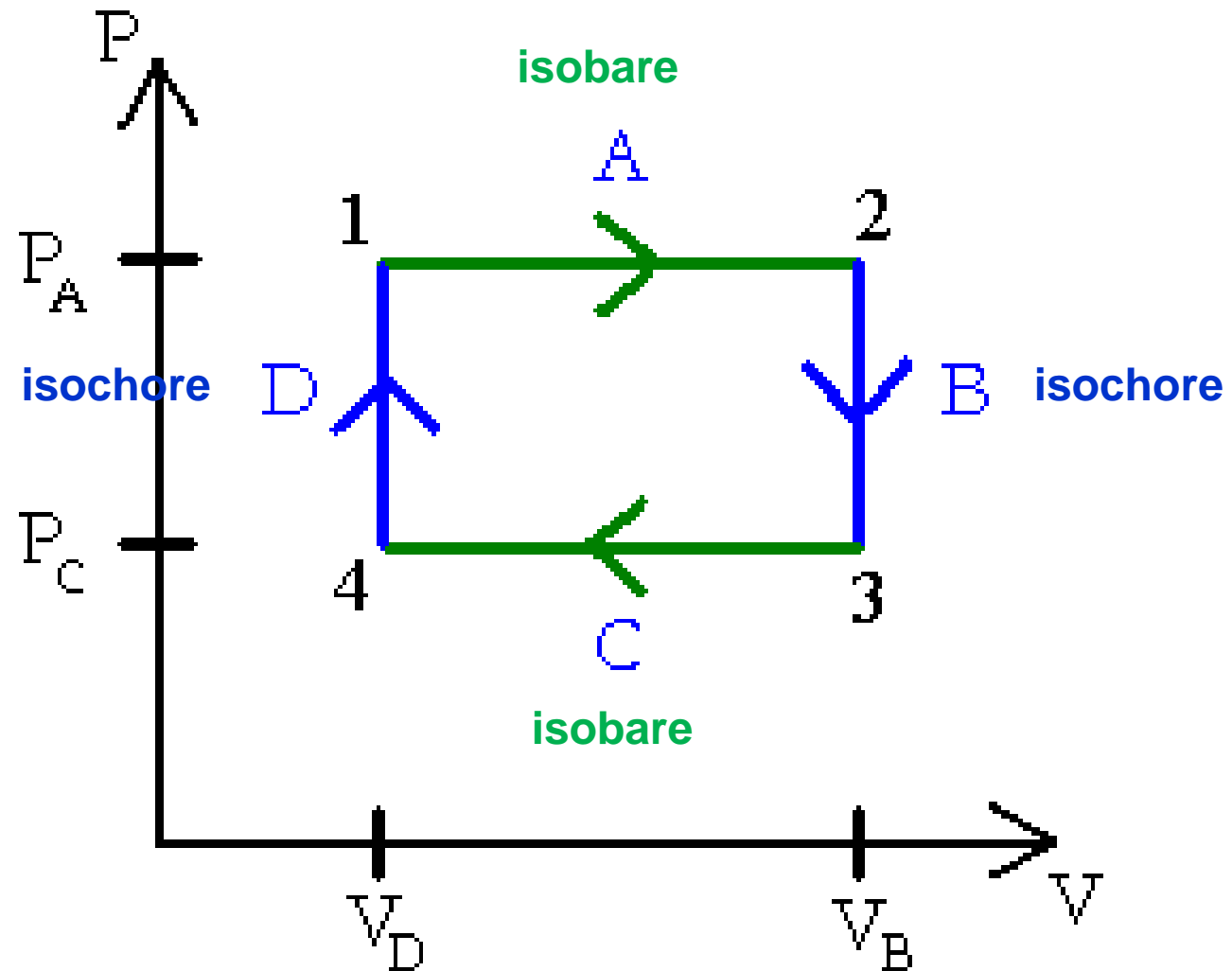


Diagramme de CLAPEYRON

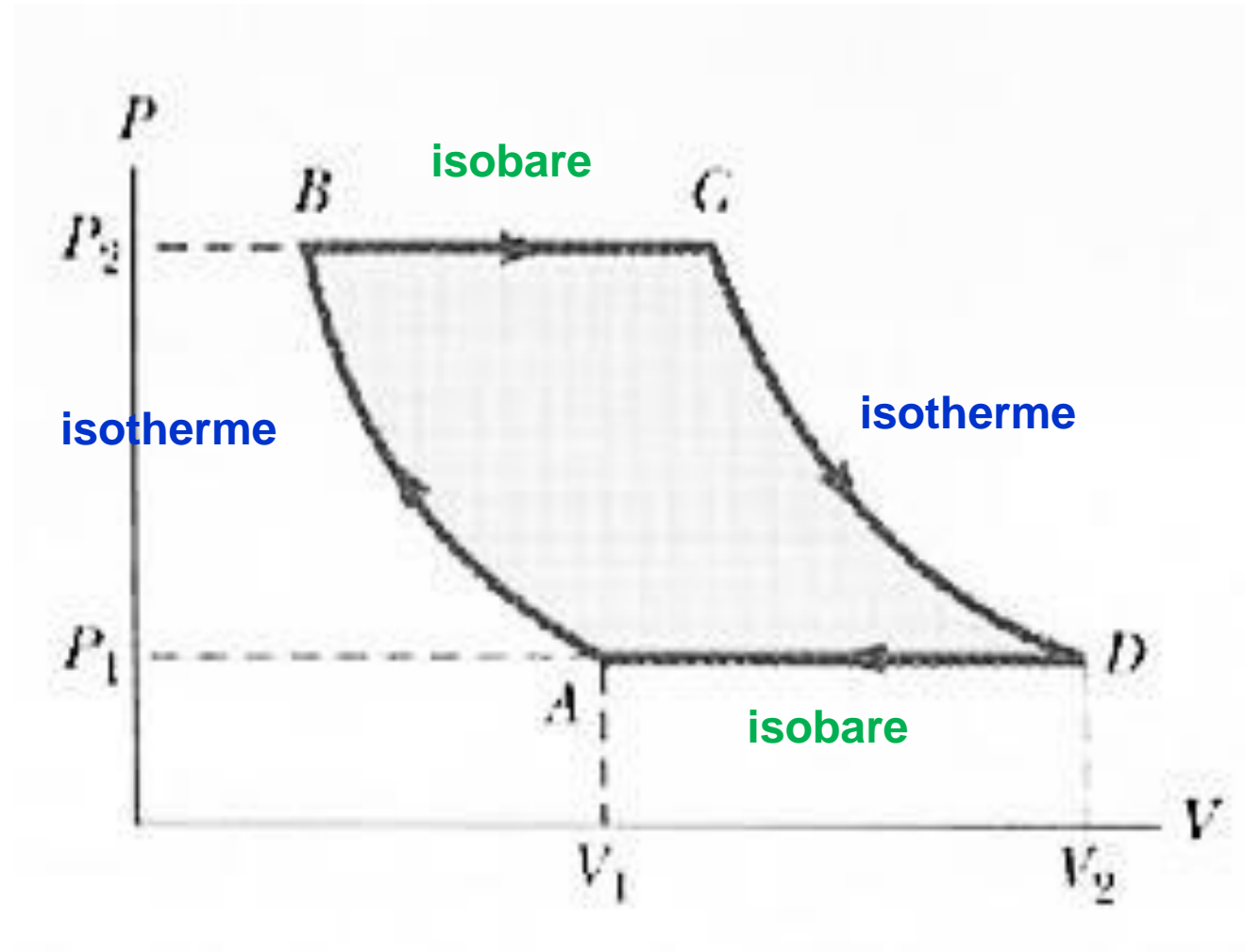
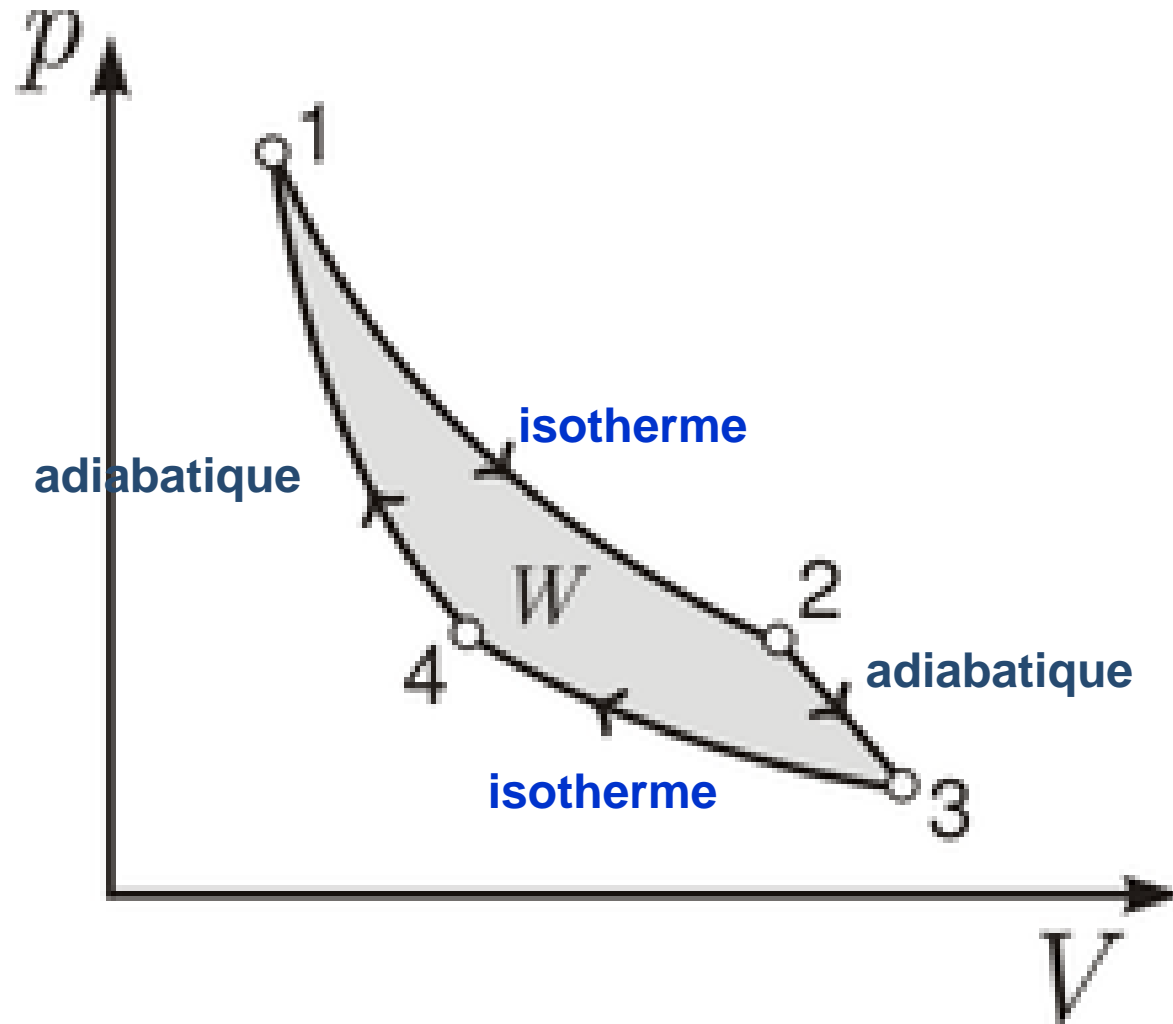


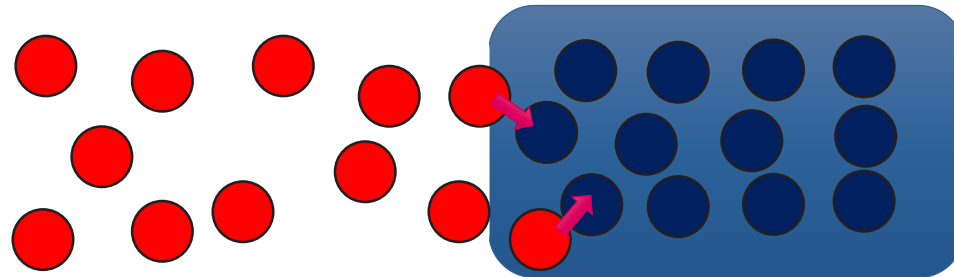
Diagramme de CLAPEYRON



Notion de chaleur (rappel)

La température, mesurée à l'échelle macroscopique, correspond à l'agitation des particules à l'échelle microscopique.

Les transferts thermiques se font donc toujours du point chaud (grande énergie cinétique) vers le point froid par collisions désordonnées entre les particules.

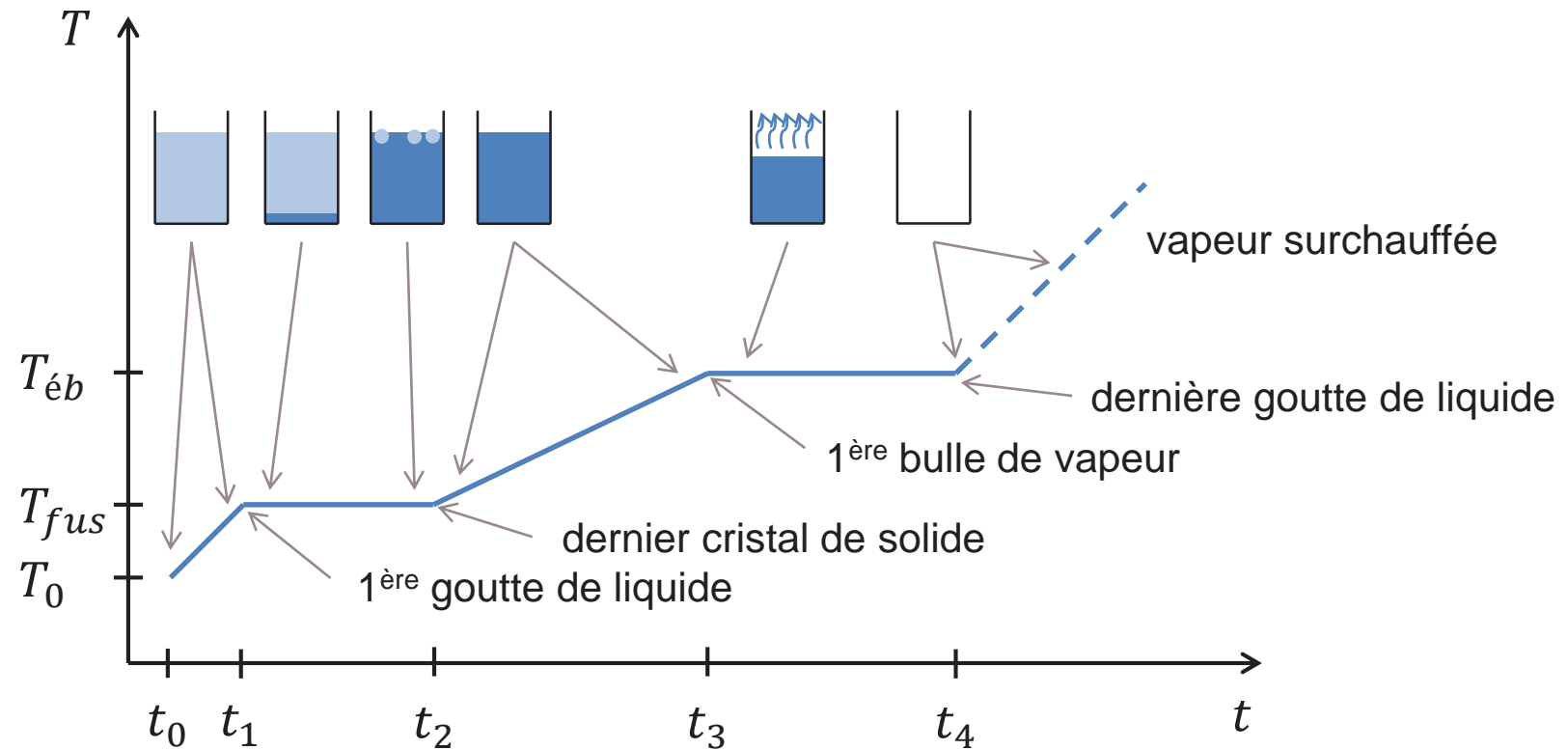


Chaleur : transfert énergétique (ou agitation moléculaire) effectué par des chocs moléculaires désordonnés jusqu'à atteindre l'équilibre thermique

Exercice 1

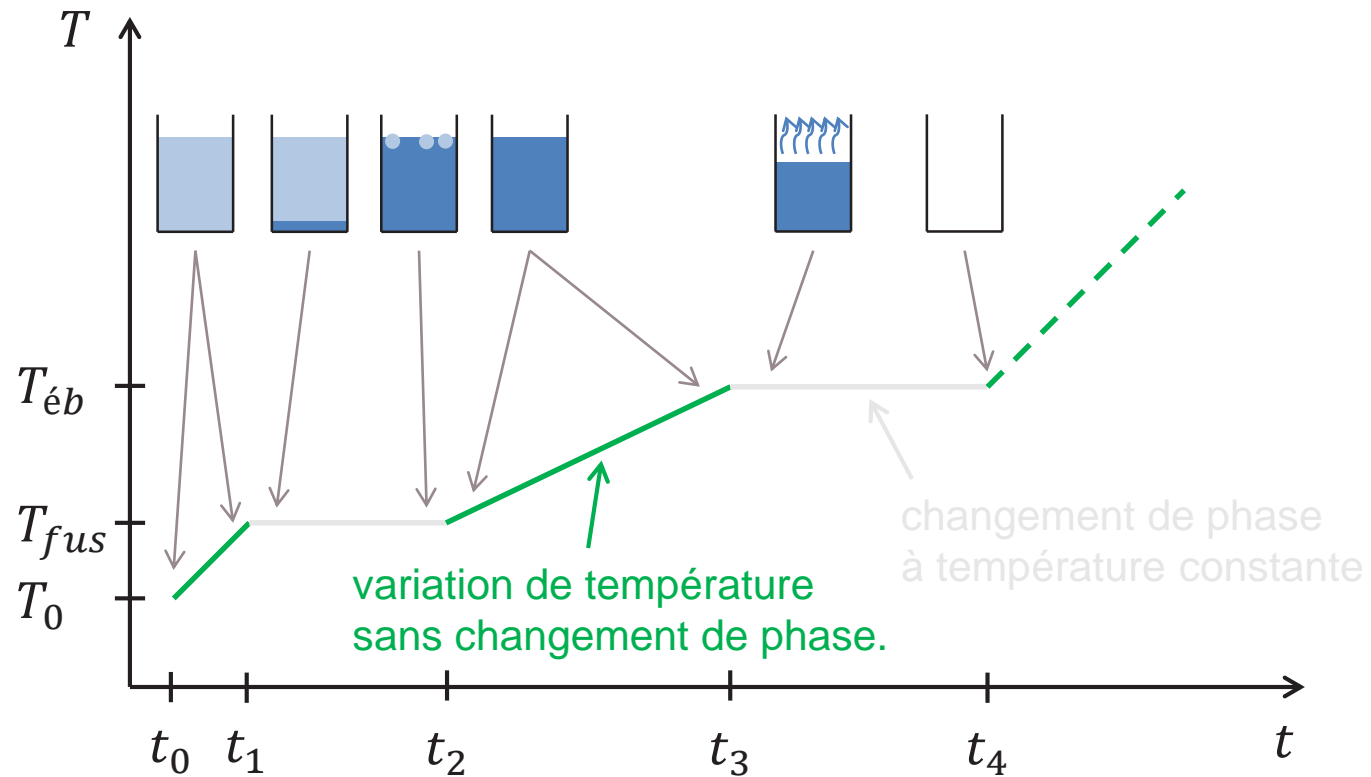
Un récipient rempli d'eau à l'état solide ($T_0 = -20\text{ °C}$) est mis à chauffer.

Tracer la courbe de la température en fonction du temps.



Exercice 1

Il est à noter que nous obtenons deux types de courbes différentes :



Définitions

Chaleur sensible : chaleur due à la variation de température d'un corps sans changement d'état.

$$Q = m \times C \times (T_f - T_i)$$

Q : chaleur (J),
 m : masse (kg),
 C : capacité calorifique (J.kg⁻¹.K⁻¹),
 T_f : température finale (°C ou K),
 T_i : température initiale (°C ou K).

La capacité calorifique – à pression constante C_p ou à volume constant C_v – correspond à l'énergie qu'il faut fournir à un kilogramme de matière pour élever sa température d'un degrés Celsius ou d'un Kelvin.

Si cette valeur est :

- faible, le matériau refroidira beaucoup pour céder Q ,
- forte, le matériau refroidira peu en cédant la chaleur.
(application : fluide caloporteur).

Définitions

- ▶ **Chaleur latente** : chaleur due au changement d'état à température constante où intervient l'**enthalpie de changement d'état ΔH** , aussi notée L pour chaleur latente.

$$Q = m \times \Delta H$$

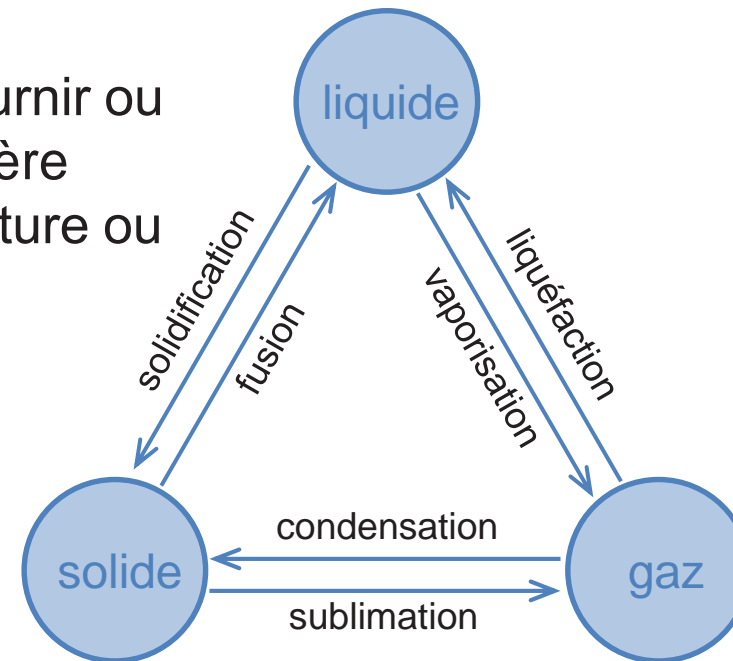
Q : chaleur (J),
 m : masse (kg),
 ΔH : enthalpie de changement d'état (J.kg^{-1}).

- ▶ Il s'agit de l'énergie qu'il faut fournir ou retirer à un kilogramme de matière pour le faire changer d'état (rupture ou création des interactions intermoléculaires).

$$\Delta H_{fus} = -\Delta H_{sol}$$

$$\Delta H_{vap} = -\Delta H_{liqué}$$

$$\Delta H_{sub} = -\Delta H_{cond}$$



Exercice 2

- ▶ Calculer l'énergie à fournir à 1 kg d'eau solide à la température initiale de -20 °C pour obtenir de la vapeur surchauffée à 120 °C .

Données : $C_p(s) = 2\,060\text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $C_p(l) = 4\,185\text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $C_p(g) = 1\,850\text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $\Delta H_{fus} = 334\text{ kJ.kg}^{-1}$, $\Delta H_{éb} = 2\,264,76\text{ kJ.kg}^{-1}$.

$$\begin{aligned} \text{▶ } Q &= m \times C_p(s) \times (T_{fus} - T_0) + m \times \Delta H_{fus} + m \times C_p(l) \times (T_{éb} - T_{fus}) \\ &\quad + m \times \Delta H_{éb} + m \times C_p(g) \times (T_{finale} - T_{éb}) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q &= m \times (C_p(s) \times (T_{fus} - T_0) + \Delta H_{fus} + C_p(l) \times (T_{éb} - T_{fus}) \\ &\quad + \Delta H_{éb} + C_p(g) \times (T_{finale} - T_{éb})) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} Q &= 1 \times (2\,060 \times (0 - (-20)) + 334\,000 + 4\,185 \times (100 - 0) \\ &\quad + 2\,264\,760 + 1\,850 \times (120 - 100)) \end{aligned}$$

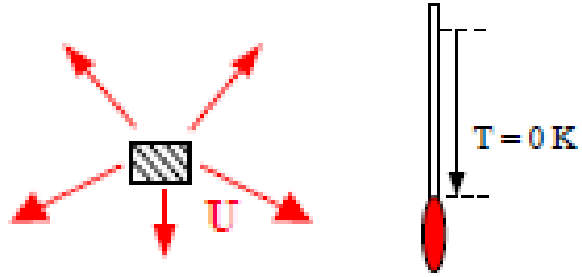
$$Q = 3\,095\,460\text{ J}$$

$$Q = 3\,095\text{ kJ}$$

Exercice 2

- ▶ Le changement d'état liquide – gaz représente à lui seul 73 % de l'énergie à fournir.
- ▶ Les procédés devant échanger ou stocker beaucoup de chaleur sont généralement basés sur un changement de phase plutôt que la simple variation de température.
 - ▶ Réfrigérateur, climatiseur réversible,
 - ▶ Stockage de chaleur (sel fondu), etc.
- ▶ Les autres systèmes fonctionnent sur l'inertie de matériaux ayant une forte capacité calorifique.
 - ▶ Radiateur à huile, à brique, etc.

La chaleur Q et l'énergie interne U



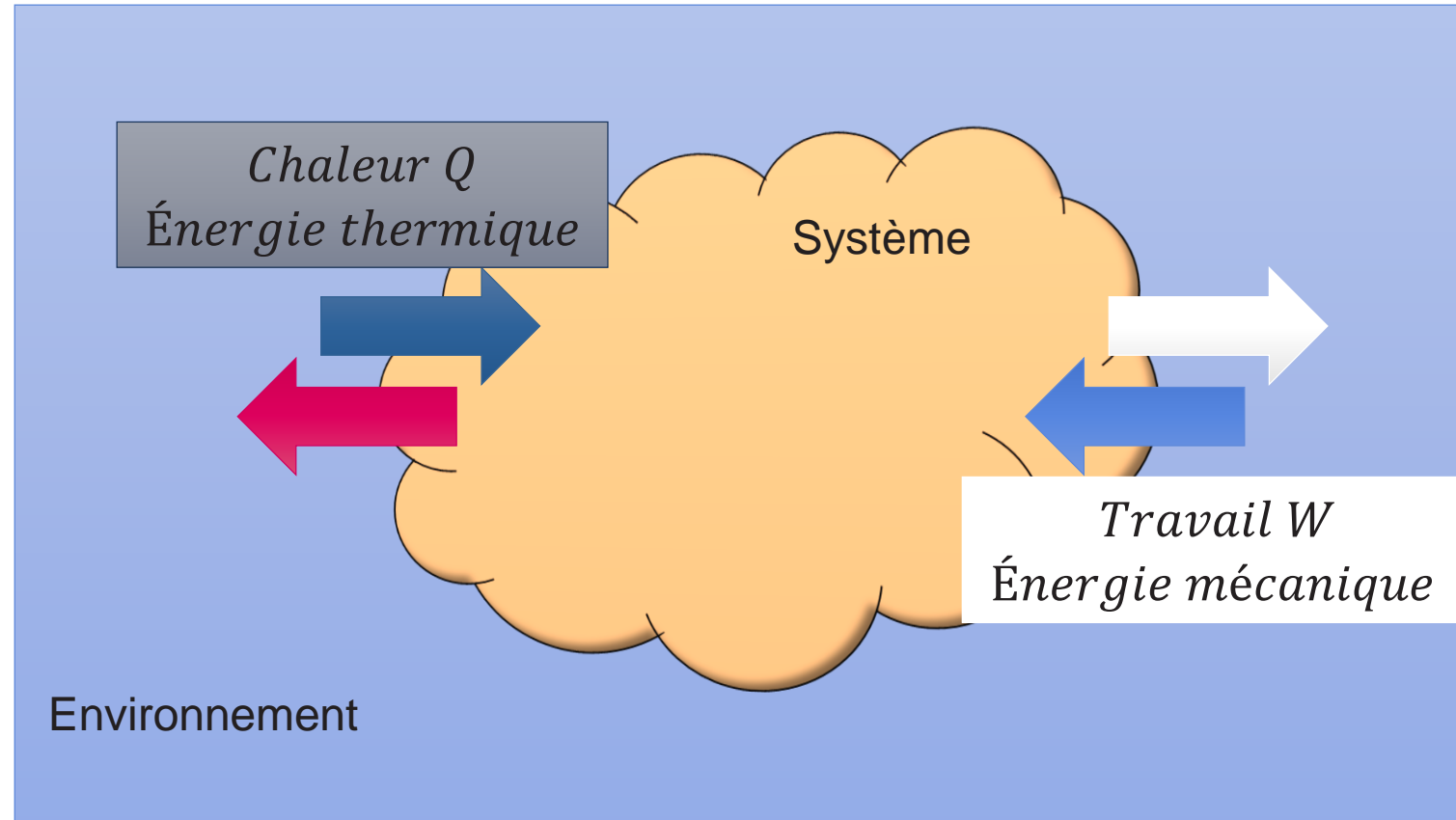
Le matériau perd son énergie interne (U)
 \Rightarrow sa température chute à 0 K

Énergie interne U : l'énergie thermique totale que peut fournir un corps immobile sans perte de matière, c'est-à-dire ne perdant d'énergie que sous forme de chaleur (sa température tombant néanmoins à 0 K s'il a perdu U).

Loi de Joule : L'énergie interne ne dépend que de la température :

$$\Delta U \approx nR(T_f - T_i)$$

Premier principe de la thermodynamique



Premier Principe de la Thermodynamique

Conservation de l'énergie

Chaleur Q
Énergie thermique

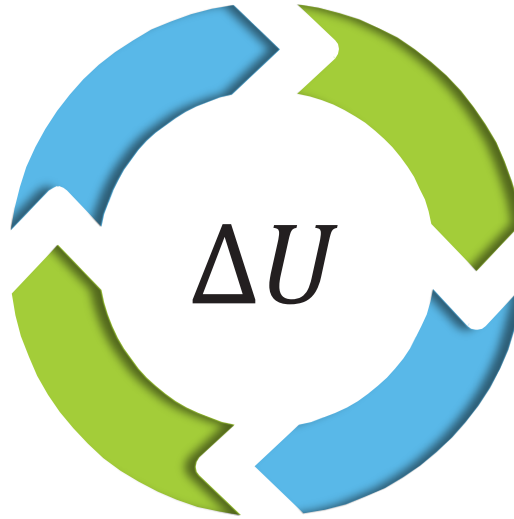
Travail W
Énergie mécanique

- W et Q sont des quantités qui n'appartiennent pas au système
- W et Q « entrent » ou « sortent » du système par un moyen quelconque
- Le système doit favoriser les échanges (ex: un système fermé sans contact avec l'environnement n'échange rien avec l'extérieur)

W et Q «fluctuent » \rightarrow provoquant $\Delta T \rightarrow \Delta U$ l'énergie interne appartient au système, U peut varier grâce aux échanges de W et Q

Premier Principe de la Thermodynamique

Conservation de l'énergie



Les systèmes disposent d'une réserve d'énergie, appelée l'énergie interne U , énergie indestructible, que l'on modifie par les échanges de chaleur ou de travail avec le milieu extérieur, et en conséquence l'agitation moléculaire du système varie aussi.

$$\Delta U = W + Q$$

Conservation de l'énergie : Conséquences

- ▶ L'énergie interne permet :
 - ▶ le dégagement de chaleur,
 - ▶ la production de travail,
 - ▶ la déformation ou déplacement d'un corps.
- ▶ C'est le principe qui est à l'origine des **moteurs thermiques** : une combustion dégagera de l'énergie qui sera convertie pour une partie en chaleur et pour l'autre partie en travail (c'est le travail récupéré qui nous intéresse pour les moteurs).
- ▶ « la chaleur Q est une énergie, au même titre que le travail W »

Les échanges et les transformations

$$\Delta U = W + Q$$

Échanges de travail : le travail effectué sur ou par un système. Un corps ne possède pas de travail, il fait ou reçoit W .

Échanges de chaleur : elle est absorbée ou dégagée par un système. Un corps ne possède pas de chaleur, il cède ou reçoit Q .

Les échanges peuvent se faire sous des conditions spécifiques par ex.: avec $\Delta T = 0$, $\Delta V = 0$, $\Delta P = 0$, ou bien $Q_{tot} = 0$ (adiabatique).

Échange de travail et de chaleur sur un cycle

Cycle : Transformation dans laquelle l'état final du système coïncide avec l'état initial.

$$U_i = U_f$$

$$\Delta U = W + Q$$

$$U_i = U_f \rightarrow \Delta U = 0$$

$$\boxed{\Delta U = 0 = W + Q}$$

Conséquence : Sur un cycle, les échanges de chaleur et de travail s'annulent.

$$\boxed{W + Q = 0}$$

