



المدرسة العليا للتكنولوجيا - الميوز
+510 40 00 00 00 | +510 40 00 00 00
ÉCOLE SUPÉRIEURE DE TECHNOLOGIE - LAÏYOUNE



FILIERE : AGROBIOLOGIQUE

**MODULE : PHYSIQUE INDUSTRIELLE ET APPLIQUÉE ET
STATISTIQUES.**

ELEMENT : Physique Industrielle et Appliquée.

**LES ECHANGES D'ENERGIE : TRAVAIL ~ CHALEUR ET ENERGIE
INTERNE**

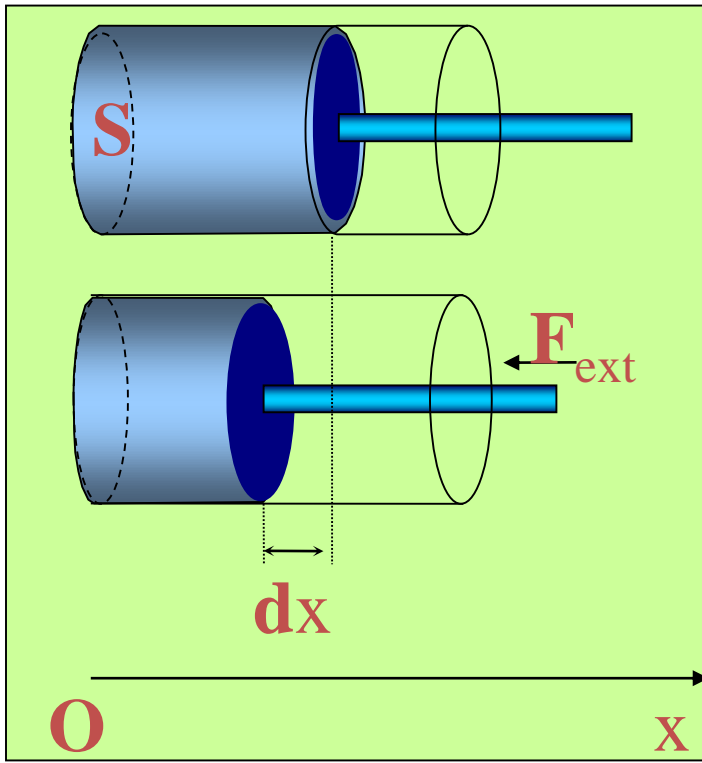
*Année universitaire
2019/2020*

Les Echanges d'énergie : travail - chaleur et énergie interne

I- Travail

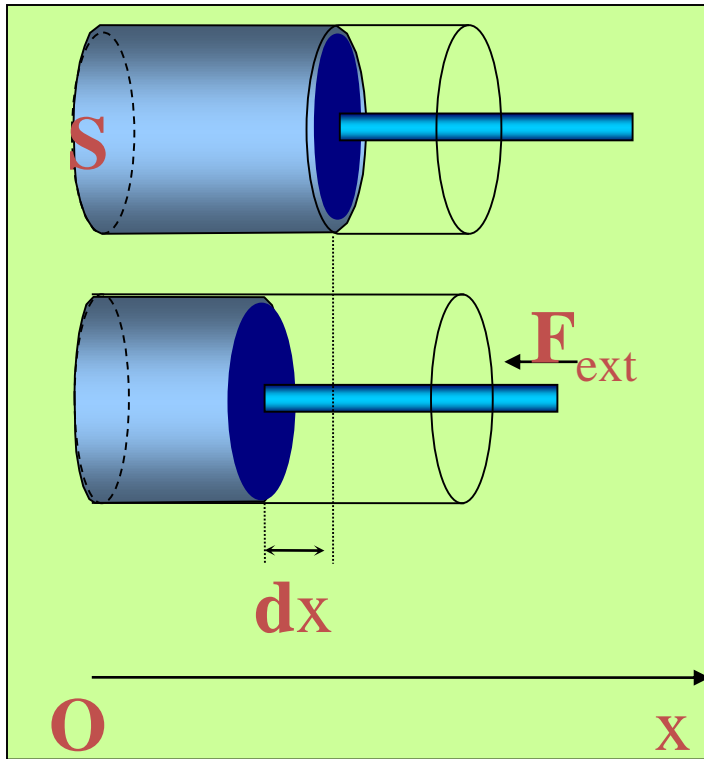
I-1- Notion du travail

Un système constitué d'un fluide enfermé dans une enceinte cylindrique muni d'une paroi mobile (piston). Le mouvement du piston sous l'action des forces extérieures (forces de pression) entraîne une compression ou une dilatation du fluide.



Le travail élémentaire δW de la résultante \vec{F}_{ext} des forces extérieures, au cours d'un déplacement dx du piston s'écrit en négligeant les frottements du piston sur les parois:

$$\delta W = \vec{F}_{ext} \cdot \vec{dx}$$



en introduisant : $P_{ext} = \frac{F_{ext}}{S}$

Soit : $dV = Sdx$

l'élément de volume balayé par le piston au cours du déplacement dx :

$$\delta W = -P_{ext} \cdot dV$$

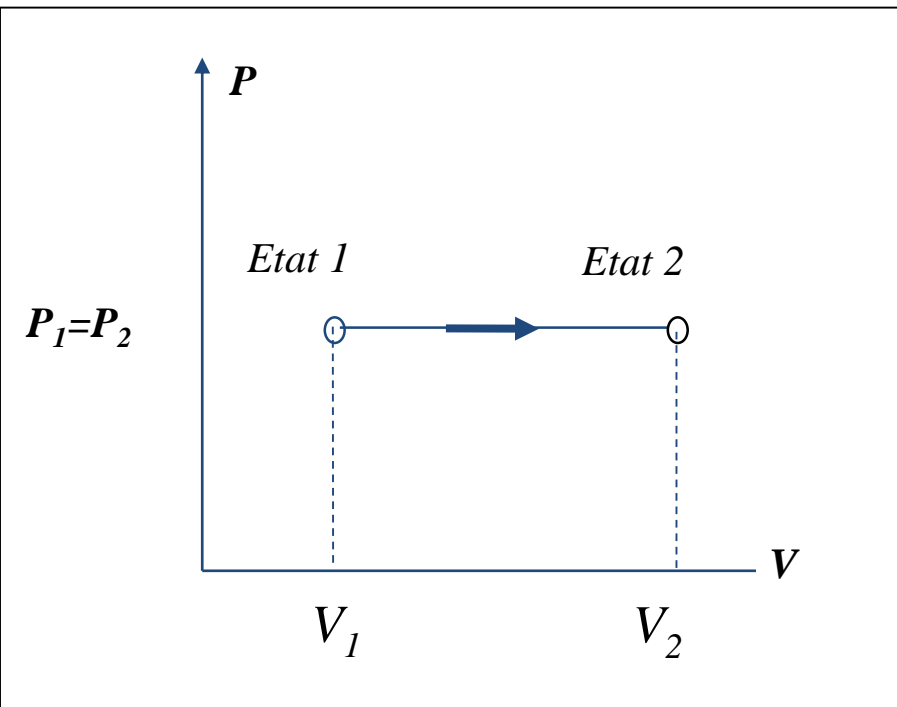
W représente *une forme d'énergie* échangée entre le système et le milieu extérieur avec:

$$W_{AB} = -\int_A^B P_{ext} \cdot dV$$

I-2- Remarque :

- Si (le volume diminue) : le travail est positif (le gaz reçoit de l'énergie sous forme de travail).
- Si (le volume augmente) : le travail est négatif (le gaz se détend et fournit du travail à l'extérieur)
- Cas d'une transformation isochore ($V = \text{cte}$):
Dans ce cas $dV = 0$ et le travail des forces des pressions est nul, $W = 0$.

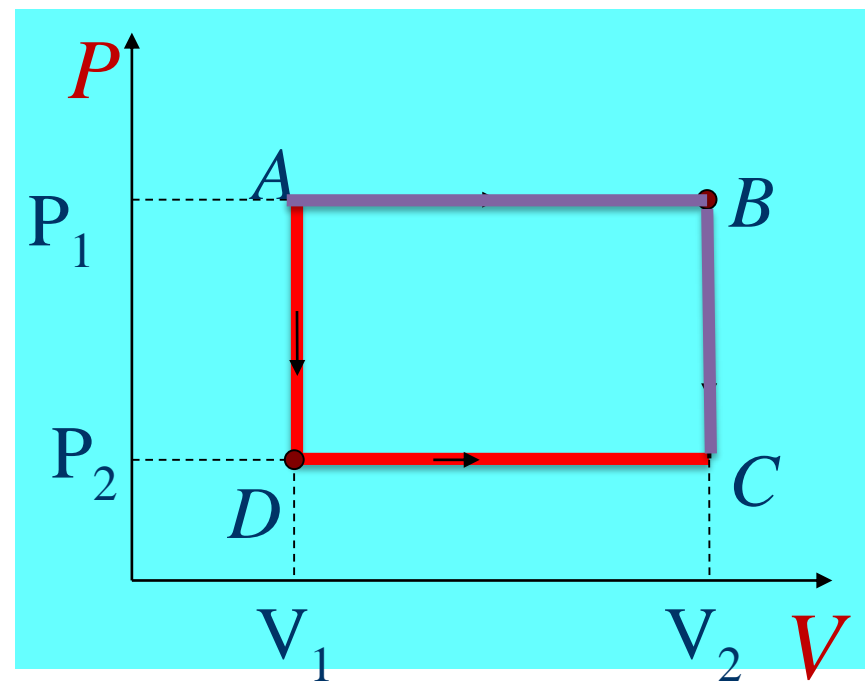
- **Cas d'une transformation isobare ($P = \text{cte}$)**



$$W_{12} = -P \int_1^2 dV = -P (V_2 - V_1)$$

I-3-Particularité :

Dans le cas général, le travail dépend du chemin suivi :



Calculons le travail pour passer de A en C suivant deux chemins différents :

(1) une *détente isobare* (A-B), puis une *compression isochore* (B-C)

(2) une *compression isochore* (A-D), puis une *détente isobare* (D-C)

Il vient alors :

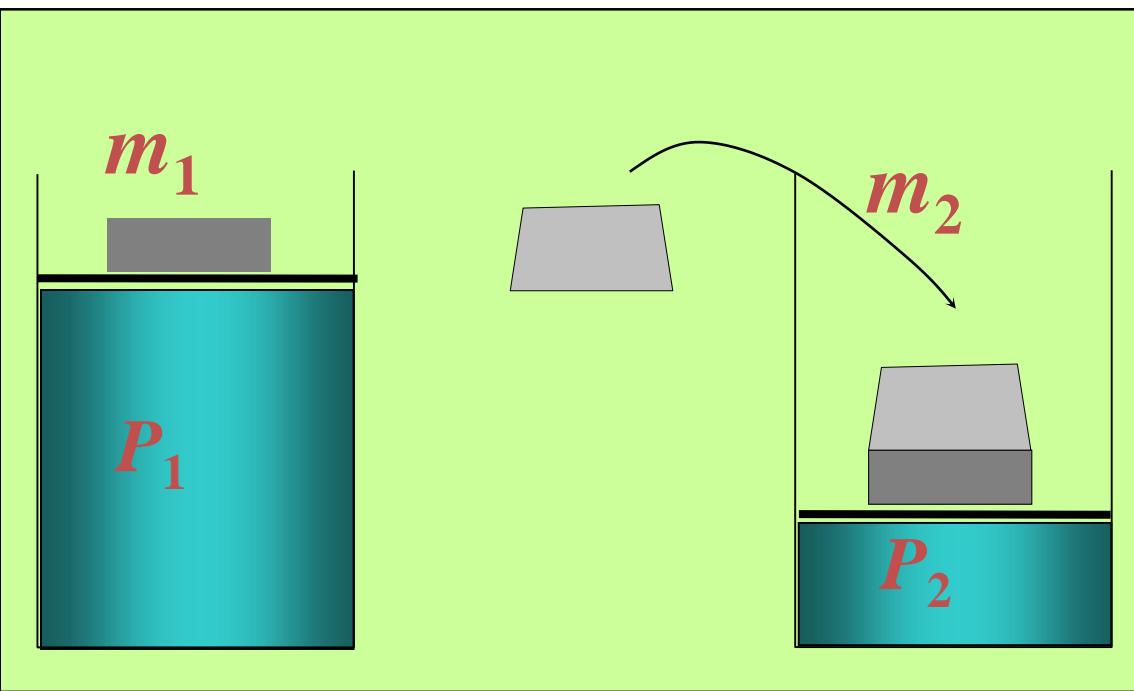
$$W_1 = -P_1(V_2 - V_1) \text{ et } W_2 = -P_2(V_2 - V_1)$$

Ainsi :

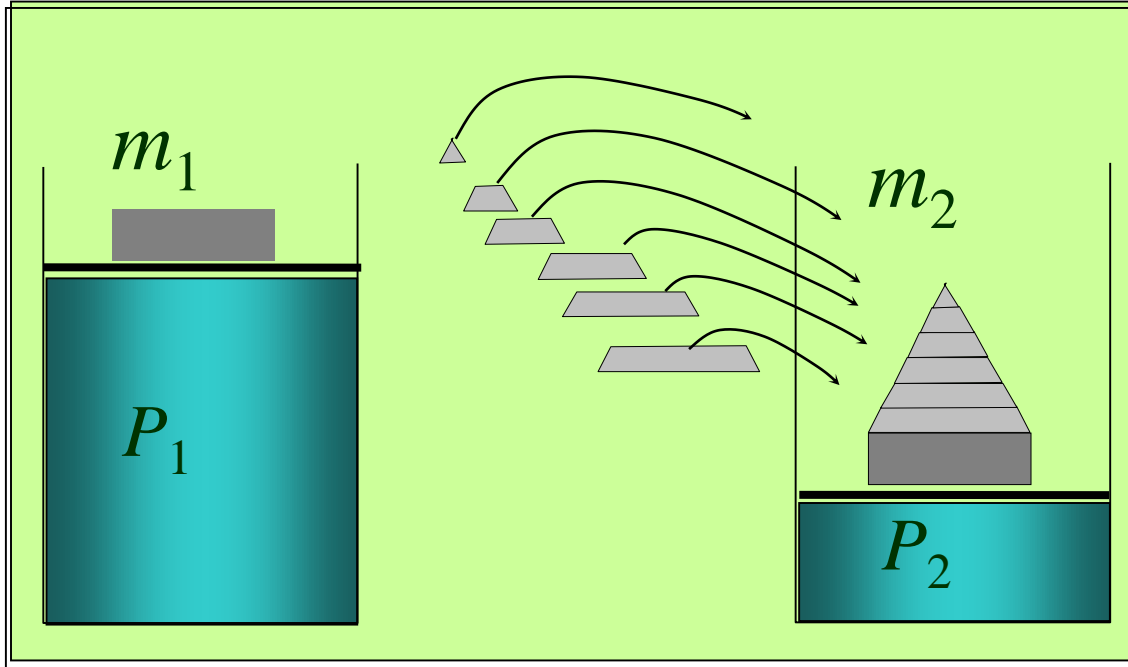
$$W_1 \neq W_2$$

**Le travail W n'est donc pas une
fonction d'état puisqu'il dépend du
chemin suivi**

I-4-Compression isotherme spontanée (irréversible)



I-5- Compression isotherme quasi-statique



on passe de la masse m_1 à la masse m_2 en ajoutant progressivement des petites masses Δm à m_1 jusqu'à ce que la masse devienne égale à m_2

Puisque la transformation est **quasi-statique**, on considère alors qu'à chaque instant, la pression extérieure P_{ext} est égale à la pression P du système

Ainsi :

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} -P dV = \int_{V_1}^{V_2} -nRT \frac{dV}{V} = -nR \int_{V_1}^{V_2} T \frac{dV}{V}$$

Et puisque la transformation est isotherme:

$$W_{12} = -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_1}{V_2}$$

Ou bien :

$$W_{12} = P_1 V_1 \ln \frac{P_2}{P_1} > 0$$

I-4- Application

Calculs de différents travaux reçus par un gaz parfait

On comprime une masse d'air $m = 1 \text{ kg}$, de température $T_1 = 300 \text{ K}$ et de pression $P_1 = 2 \text{ bar}$, de telle sorte que son volume initial soit réduit de moitié. Sachant que l'air peut être considéré comme un gaz parfait diatomique, de masse molaire $M = 29 \text{ g/mol}$, calculer le travail qu'il reçoit dans les évolutions suivantes pour lesquelles l'équilibre mécanique est réalisé :

1. La compression se fait à la pression constante P_1 .
 2. La compression est isotherme à la température T_1 .
- constante des gaz parfaits : $R = 8,32 \text{ S.I}$

Solution

$$1 - \text{on a } V_2 = V_1 / 2$$

on sait que

$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P.dV \text{ et on } P_1 = P_2$$

$$W_{12} = -P_1 \int_{V_1}^{V_2} dV$$

$$W_{12} = -P_1 (V_2 - V_1)$$

$$W_{12} = -P_1 \left(\frac{V_1}{2} - V_1 \right)$$

$$W_{12} = \frac{P_1 \cdot V_1}{2} \quad \text{on sait que } P_1 \cdot V_1 = nRT_1$$

$$W_{12} = \frac{nRT_1}{2} \quad \text{on sait que } n = \frac{m}{M}$$

$$W_{12} = \frac{mRT_1}{2M}$$

$$W_{12} = \frac{1000 \cdot 8,31 \cdot 300}{2 \cdot 29}$$

$$W_{12} = 42982,75 J = 42.982 KJ$$

2 – on a $T_1 = T_2$

on sait que

$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P.dV \text{ et on } P_1 = \frac{nRT_1}{V_1}$$

$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV$$

$$W_{12} = -nRT_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$W_{12} = -nRT_1 [\ln V]_{V_1}^{V_2}$$

$$W_{12} = -nRT_1 [\ln V_2 - \ln V_1]$$

$$W_{12} = -nRT_1 \left[\ln \frac{V_2}{V_1} \right] \quad \text{on sait que } V_2 = \frac{V_1}{2}$$

$$W_{12} = nRT_1 \left[\ln \frac{V_1}{V_2} \right]$$

$$W_{12} = nRT_1 [\ln 2] \quad \text{on sait que } n = \frac{m}{M} \text{ donc}$$

$$W_{12} = \frac{mRT_1}{M} [\ln 2]$$

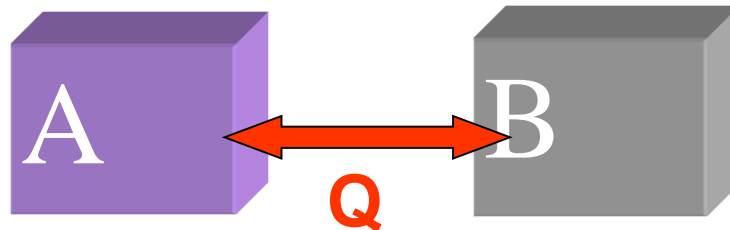
$$W_{12} = \frac{1000.8,31.300}{.29} .\ln 2$$

$$W_{12} = 59586,75J = 59.586KJ$$

II- La chaleur

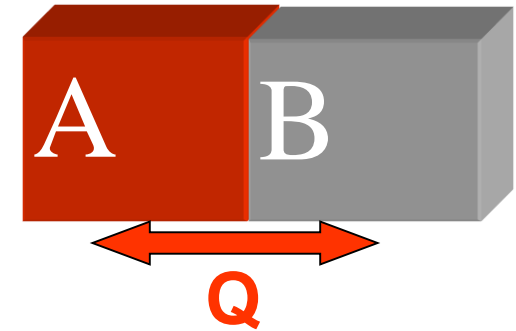
Deux corps de températures différentes mis en contact (le contact peut ne pas être matériel) échangent de l'énergie calorifique de manière à parvenir à un état d'équilibre thermique où la température est la même pour les deux corps. Un des corps a perdu une partie de son énergie au profit de l'autre.

On dit que les deux corps ont échangé de *la chaleur*.

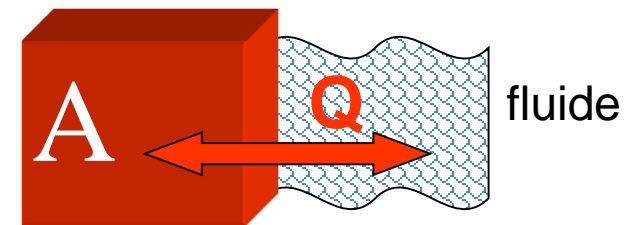


L'échange de chaleur peut avoir lieu selon 3 modes différents :

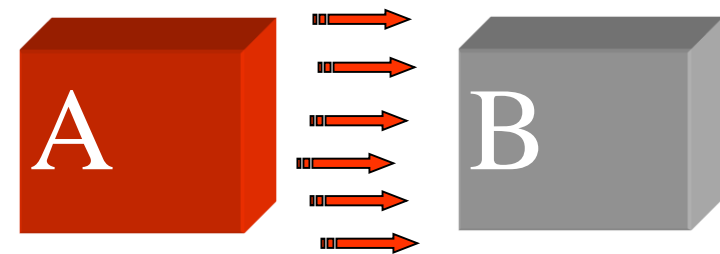
- **La conduction** : La chaleur qui s'échange entre objets à températures différentes peut passer de l'un à l'autre par simple contact matériel,



- **La convection** : La convection est un mode de transport d'énergie dans lequel la chaleur est entraînée *par un fluide en mouvement*,



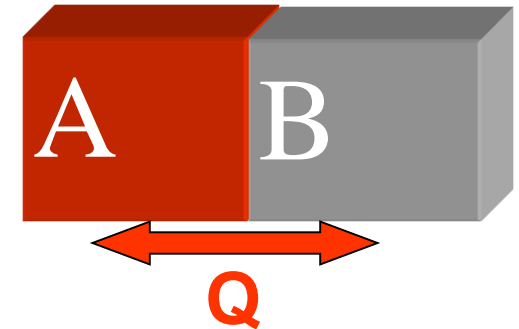
- **Le rayonnement** : La chaleur peut également être échangée à travers le vide ou à travers un milieu transparent, elle est portée par une onde électromagnétique.



L'échange de chaleur peut avoir lieu selon 3 modes différents :

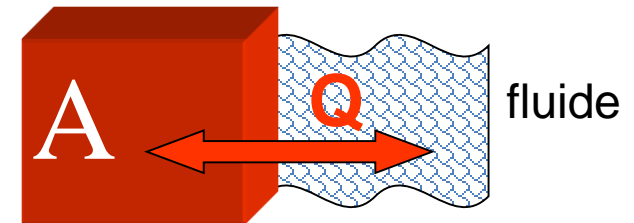
- **La conduction :**

$$\vec{\dot{Q}}_{conduction} = -\lambda \cdot S \overrightarrow{grad}(T)$$



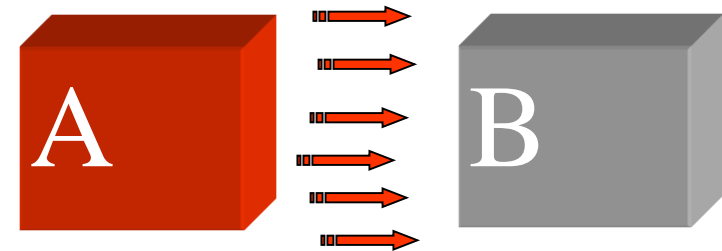
- **La convection :**

$$\dot{Q}_{convection} = h \cdot S (T_A - T_{fluide})$$



- **Le rayonnement :**

$$\dot{Q}_{radiatif} = \varepsilon \cdot S \cdot \sigma (T_A^4 - T_B^4)$$



La chaleur est une forme spéciale de l'énergie :

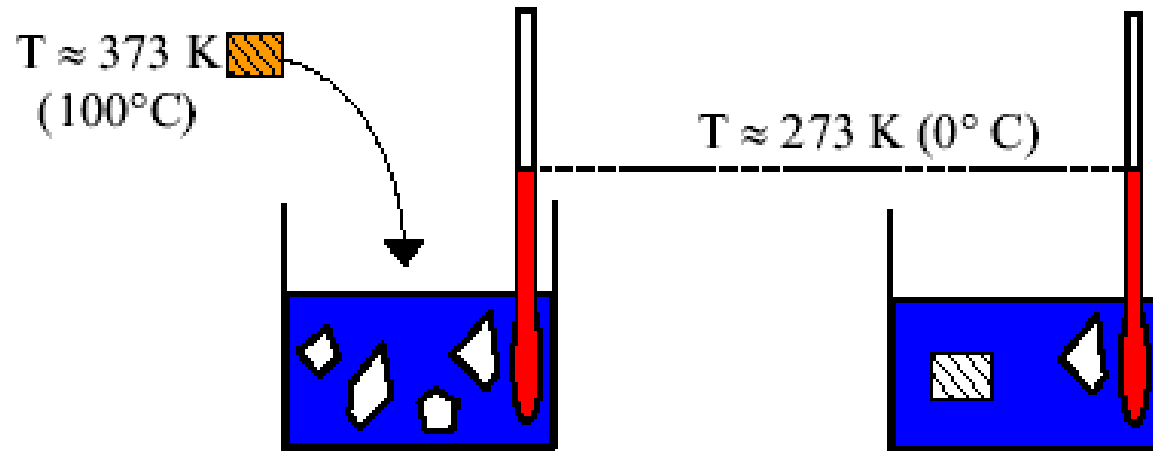
- à l'échelle microscopique, c'est une énergie cinétique échangée par agitation moléculaire (c'est à dire par chocs entre les molécules en mouvement)
- c'est une énergie qui s'exprime soit en joule [J] soit en calorie [cal] ($1 \text{ calorie} = 4,186 \text{ Joules}$)

Remarques :

- un échange de chaleur peut s'effectuer sans que la température varie

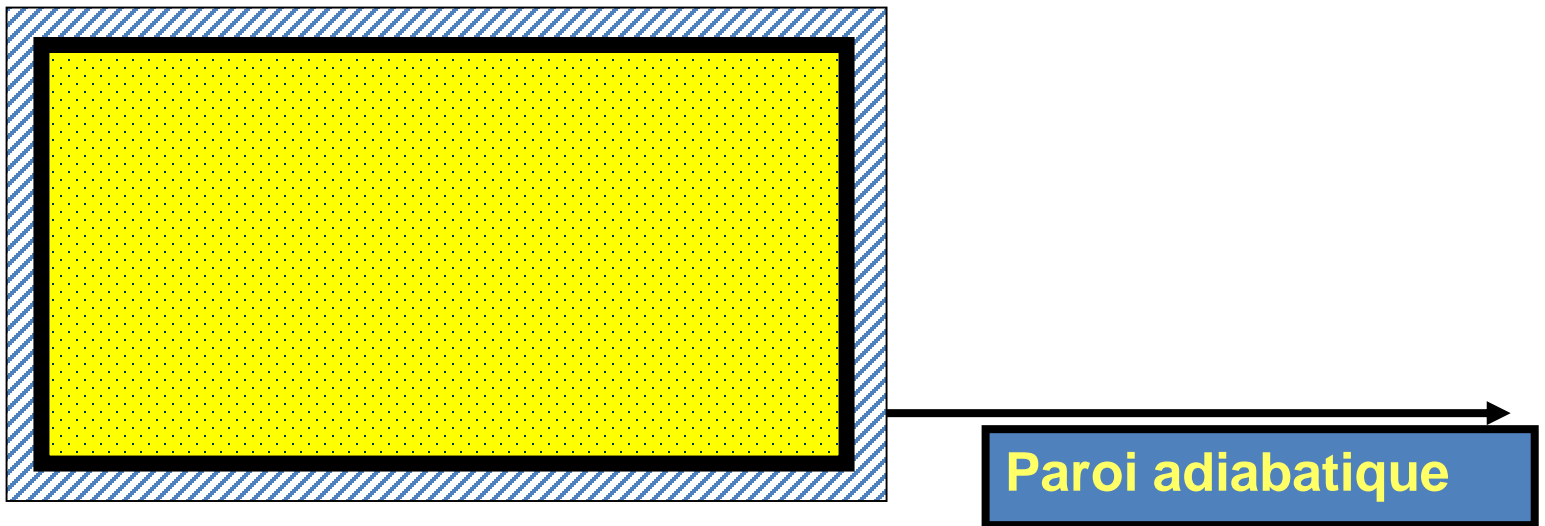
($\delta Q \neq 0$; $dT = 0$).

Exemple : la fusion d'un morceau de glace à 0°C (changement d'état d'un corps).



Chaleur et Température sont deux grandeurs différentes.

- il peut y avoir variation de température sans qu'il y ait échange de chaleur ($\delta Q = 0$; $dT \neq 0$). C'est le cas des transformations *adiabatiques*.



Expression de la quantité de chaleur

La quantité de chaleur échangée dépend de la nature de la transformation. Ainsi, pour un système décrit par les trois variables P , V et T reliées par une loi d'état $f(P,V,T)=0$, la quantité de chaleur reçue pour une transformation élémentaire s'écrit à l'aide de deux des trois variables sous la forme :

$$\delta Q = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial Q}{\partial V} \right)_T dV$$

$$\delta Q = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial Q}{\partial P} \right)_T dP$$

$$\delta Q = \left(\frac{\partial Q}{\partial V} \right)_P dV + \left(\frac{\partial Q}{\partial P} \right)_V dP$$

$$\delta Q = C_V dT + l dV$$

$$\delta Q = C_P dT + h dP$$

$$\delta Q = \mu dV + \lambda dP$$

Les 6 coefficients C_p , C_V , l , h , μ et λ sont appelés les coefficients calorimétriques de la substance étudiée.

Capacité thermique à pression constante

Capacité thermique à volume constant

$$c_p = \frac{C_p}{n}$$

$$c_V = \frac{C_V}{n}$$

Chaleur spécifique molaire à volume constant

$$c_p = \frac{C_p}{m}$$

$$c_V = \frac{C_V}{m}$$

Chaleur spécifique massique à volume constant

Chaleurs échangées

En général, les chaleurs massiques varient avec la température. Ainsi les **chaleurs** Q_v ou Q_p mises en jeu au cours du chauffage d'une substance de masse m de la température T_1 à la température T_2 s'écrivent :

$$Q_V = m \int_{T_1}^{T_2} c_V dT \quad \text{pour une transformation } \underline{\text{isochore}} \text{ (} P = \text{cste)} \text{}$$

Chaleur massique à volume constant

$$Q_P = m \int_{T_1}^{T_2} c_P dT \quad \text{pour une transformation } \underline{\text{isobare}} \text{ (} P = \text{cste)} \text{}$$

Chaleur massique à pression constante

Ce qui nécessite la connaissance des lois de variation de c_V et c_p en fonction de la température T . Nous supposons dans ce qui suit, pour des raisons de simplicité, que **les quantités c_v et c_p sont constantes.**

Dans ce cas on écrit que :

$$Q_v = mc_v(T_2 - T_1) \quad \text{et} \quad Q_P = mc_p(T_2 - T_1)$$

Notations adoptées :

c_p et c_v : les *chaleurs massiques*. Elles s'expriment en $[J/Kg.K]$.

: les *chaleurs molaires*. Elles s'expriment en $[J/mol.K]$

$$C_p = mc_p \quad \text{et} \quad C_v = mc_v :$$

$$C_p = n.c_p \quad \text{et} \quad C_v = n.c_v :$$

pour les capacités calorifiques (ou thermiques) d'une masse m (ou de n mole). Elles s'expriment en $[JK^{-1}]$. Elles représentent la chaleur nécessaire pour faire varier la température du système de 1 degré Kelvin (1 K).

Application

Calculer l'énergie thermique nécessaire pour faire passer $m=200g$ de l'eau de $20,0\text{ }^{\circ}C$ à $70,0\text{ }^{\circ}C$

Chaleur massique de l'eau : $c_e = 4185\text{ J}/(kg.K)$

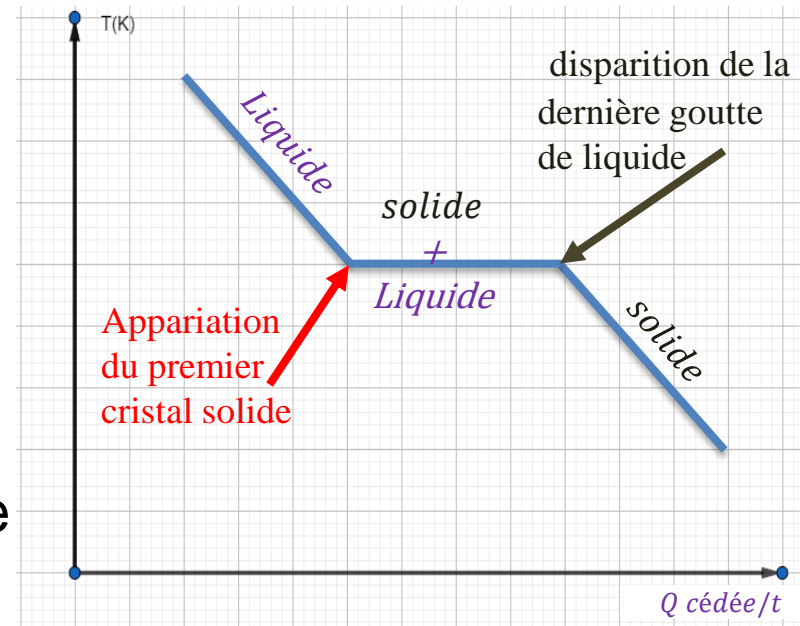
Chaleur latente de changement de phase (d'état) d'un corps pur:

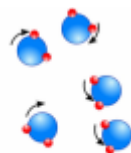
On appelle chaleur latente (massique) de changement d'état d'un corps pur à la température T la *quantité de chaleur* L qu'il faut fournir (à l'unité de masse) de ce corps passant d'un état (solide, liquide ou gazeux) à un autre état.

$$Q = m.L$$

L : est la chaleur latente (massique) de *changement d'état* en $[JKg^{-1}]$

m : est la masse de matière subissant le changement d'état





GAZ

L_c

condensation

sublimation

L_{sub}

L_v

vaporisation

liquéfaction

L_l

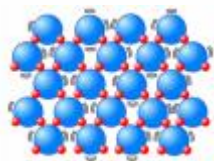
L_{sol}

solidification

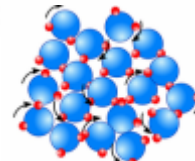
fusion

L_f

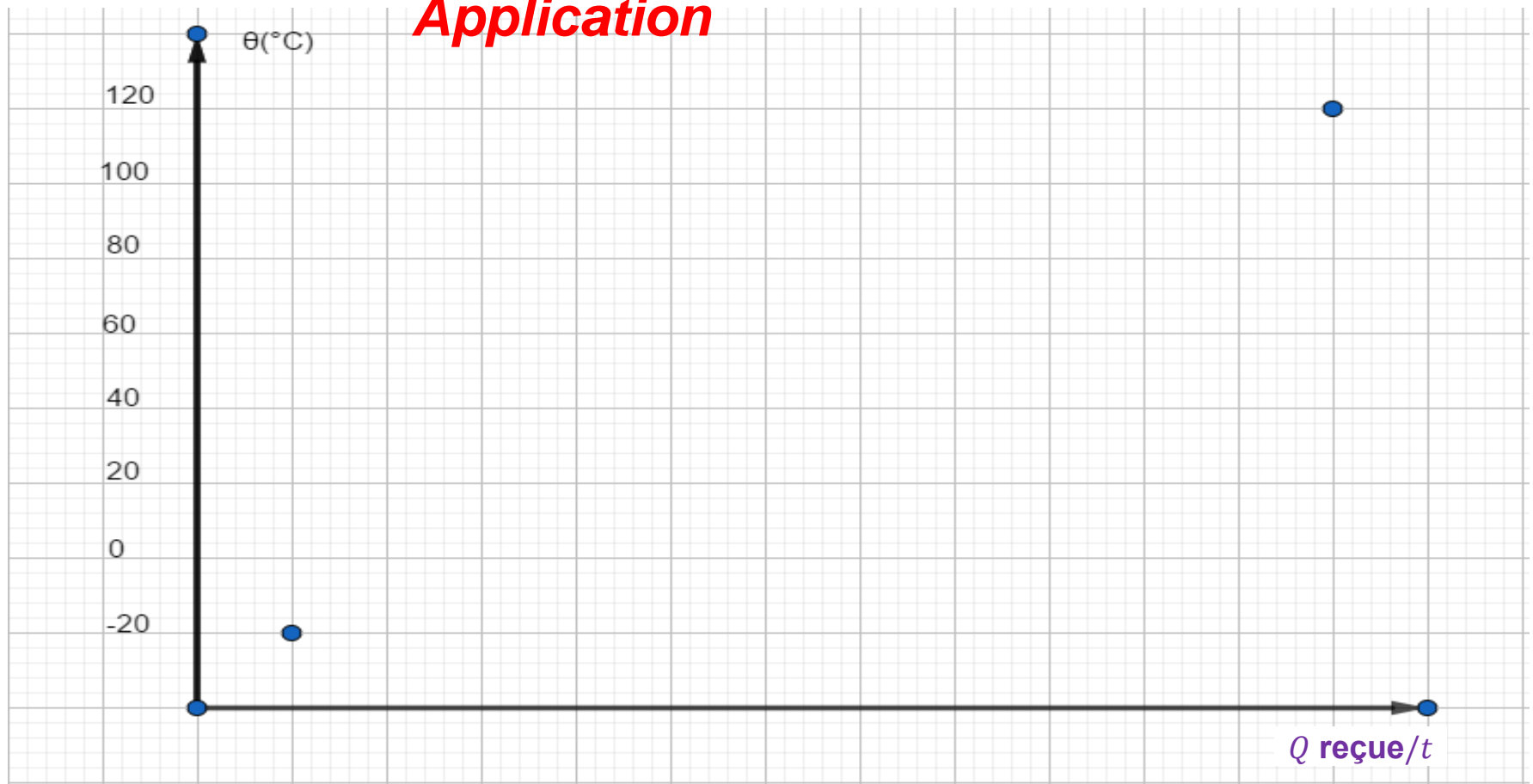
SOLIDE



LIQUIDE



Application



Chaleur latente de fusion de la glace : $L_f = 334 \text{ kJ/kg}$

$$\theta_f = 0^{\circ}\text{C}$$

Chaleur latente de vaporisation de la glace : $L_v = 2257 \text{ kJ/kg}$

$$\theta_v = 100^{\circ}\text{C}$$

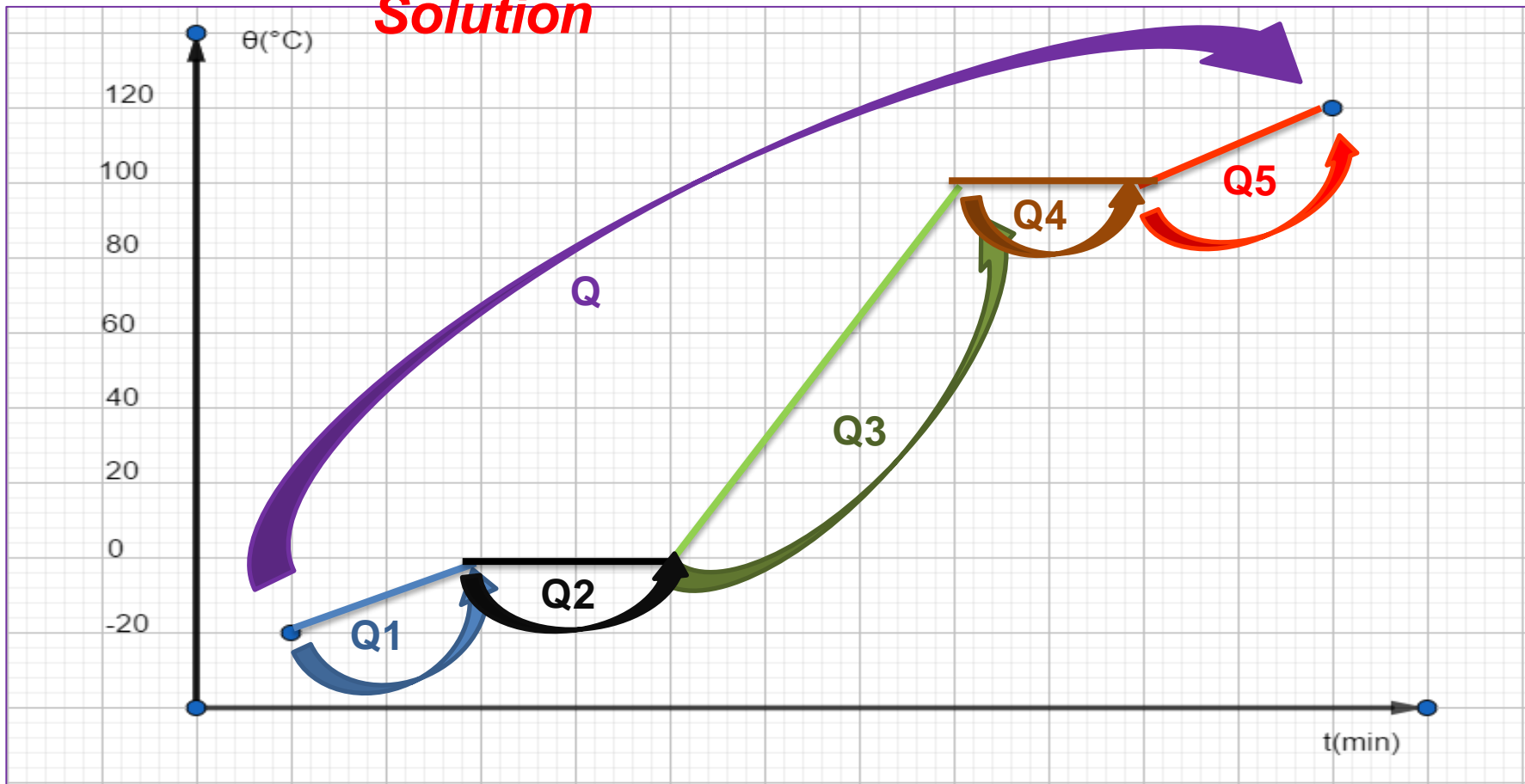
Chaleur massique de l'eau : $c_e = 4185 \text{ J/(kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$

Chaleur massique de la glace : $c_g = 2090 \text{ J/(kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$;

Chaleur massique du vapeur de l'eau $c_v = 1410 \text{ J/(kg} \cdot ^{\circ}\text{C)}$

. Calculer la chaleur nécessaire pour faire passer une masse $m = 2 \text{ kg}$ de l'eau de $\theta_1 = -20,0^{\circ}\text{C}$ à $\theta_2 = 120^{\circ}\text{C}$.

Solution



on a

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

Avec :

$$Q_1 = m.C_g(T_f - T_1)$$

$$= m.C_g(\theta_f + 273.14 - (\theta_1 - 273.14))$$

$$= m.C_g(\theta_f - \theta_1)$$

$$= m.C_g(\theta_f - \theta_1)$$

$$= 2.2090(0 - (-20))$$

$$= 83600J$$

$$= 83,6KJ$$

et on a

$$Q_2 = m.L_f$$

$$= 2.334.10^3$$

$$= 668\text{KJ}$$

$$Q_3 = m.C_e(T_v - T_f)$$

$$= m.C_e(\theta_v + 273.14 - (\theta_f - 273.14))$$

$$= m.C_e(\theta_v - \theta_f)$$

$$= m.C_e(\theta_v - \theta_f)$$

$$= 2.4185(100 - 0)$$

$$= 837000J$$

$$= 837\text{KJ}$$

et on a

$$Q_4 = m.L_v$$

$$= 2.2257.10^3$$

$$= 4514\text{KJ}$$

$$Q_5 = m.C_v(T_2 - T_v)$$

$$= m.C_v(\theta_2 + 273.14 - (\theta_v - 273.14))$$

$$= m.C_v(\theta_2 - \theta_v)$$

$$= m.C_v(\theta_2 - \theta_v)$$

$$= 2.1410(120 - 100)$$

$$= 56400J$$

$$= 56,4\text{KJ}$$

donc :

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 + Q_5$$

$$= 83,6 + 668 + 837 + 4514 + 56,5$$

$$= 5405\text{KJ}$$

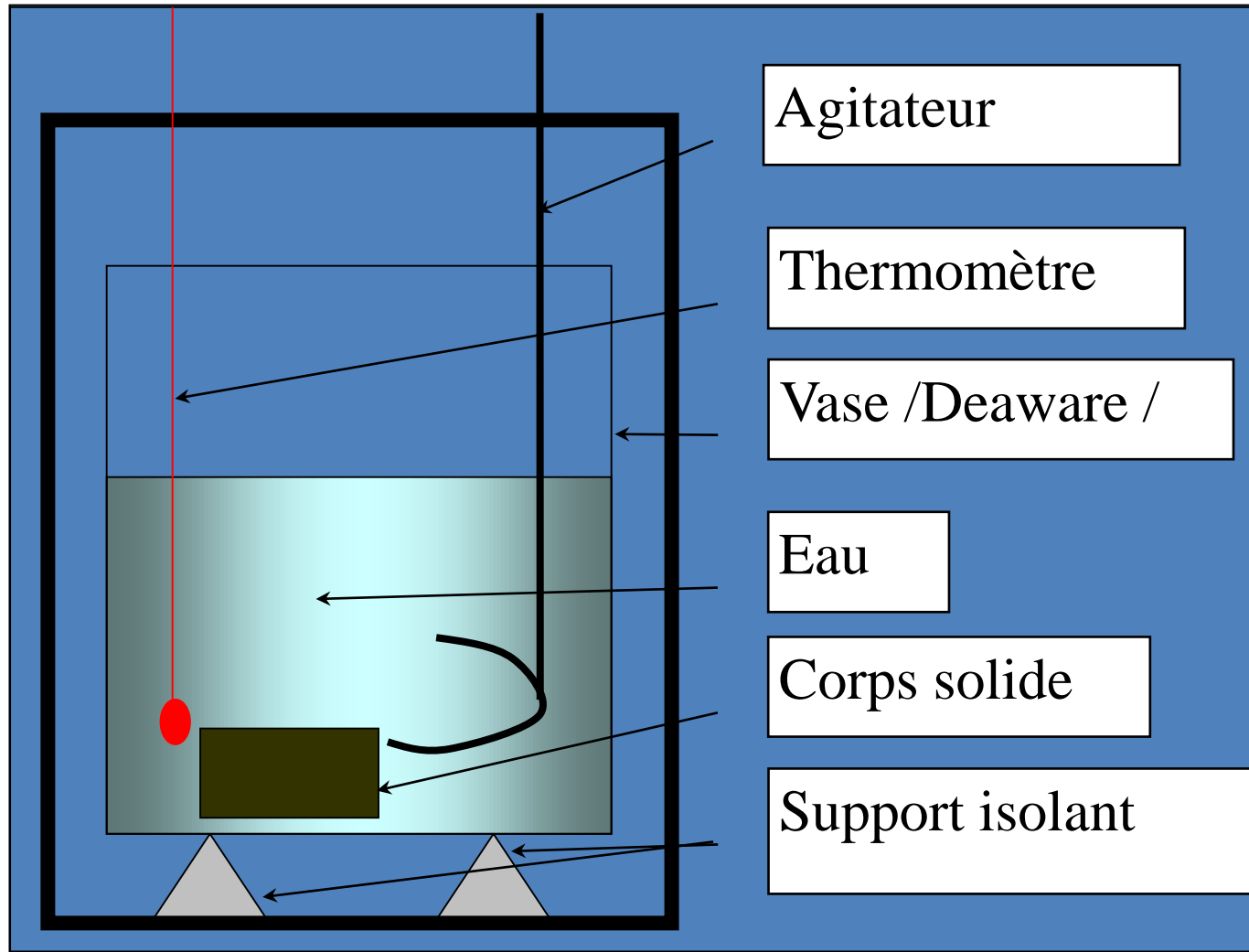
Application : Calorimétrie

La calorimétrie est la mesure des échanges de chaleur entre différents corps.

Elle permet notamment la mesure des capacités calorifiques, ou des chaleurs massiques

Une méthode utilisée est la méthode des mélanges dans laquelle les échanges de chaleur se font à pression constante.

Application : Calorimétrie



Application : Calorimétrie

Un récipient contenant de l'eau est placé dans une *enceinte adiabatique*. Soit M la masse de l'eau. La température initiale est T_0 .

On introduit dans l'eau une masse m d'un corps dont on veut mesurer la chaleur massique c_p .

Soit T_1 la température du corps ($T_1 \neq T_0$).

La température du mélange s'établit à T_2 .

On note c_{eau} la chaleur massique de l'eau et μ la masse d'eau équivalente au calorimètre et ses accessoires (**thermomètre, agitateur, ...**)

Application : Calorimétrie

μ est dite « *valeur en eau* » du calorimètre :

$$\mu C_{eau} = m_{agit} C_{agit} + m_{thermo} C_{thermo} + m_{vase} C_{vase} +$$

m_{agit} et C_{agit} masse et chaleur spécifique de l'agitateur,

m_{thermo} et C_{thermo} masse et chaleur spécifique du thermomètre

m_{vase} et C_{vase} masse et chaleur spécifique du vase (Deawar)

Application : Calorimétrie

Puisque le calorimètre (système 1) et la masse m (système 2) forment un *système isolé thermiquement*, on écrit que le système n'échange pas de chaleur avec l'extérieur, le corps et le calorimètre sont en équilibre thermique:

$$Q(\text{corps}) + Q(\text{calorimètre}) = 0$$

Cela s'écrit :

$$m c_p (T_2 - T_1) + (M + \mu) c_0 (T_2 - T_0) = 0$$

Exercice d'Application: La calorimétrie

Dans un calorimètre de cuivre, de masse $m=400\text{g}$, contenant $m'=500\text{g}$ d'eau à la température $T=10^\circ\text{C}$, on immerge un bloc de cuivre de masse $m''=600\text{g}$ porté à la température $T'=100^\circ\text{C}$. L'équilibre est réalisé à la température $T''=19^\circ\text{C}$. En supposant le système parfaitement isolé, déterminer la chaleur massique du cuivre en $\text{Cal.g}^{-1}\text{K}^{-1}$.

On donne la chaleur massique de l'eau :

$$c_{\text{eau}} = 1 \text{ Cal.g}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

Puisque le calorimètre (en cuivre), le bloc de cuivre et la masse d'eau forment un système isolé thermiquement, on écrit que ce système n'échange pas de chaleur avec l'extérieur :

$$Q(\text{calorimètre}) + Q(\text{bloc de cuivre}) + Q(\text{eau}) = 0$$

L'équation (calorimétrique) exprimant la conservation de la chaleur s'écrit alors :

$$mc(T'' - T) + m''c(T'' - T') + m'c_{eau}(T'' - T) = 0$$

On déduit la valeur de c :

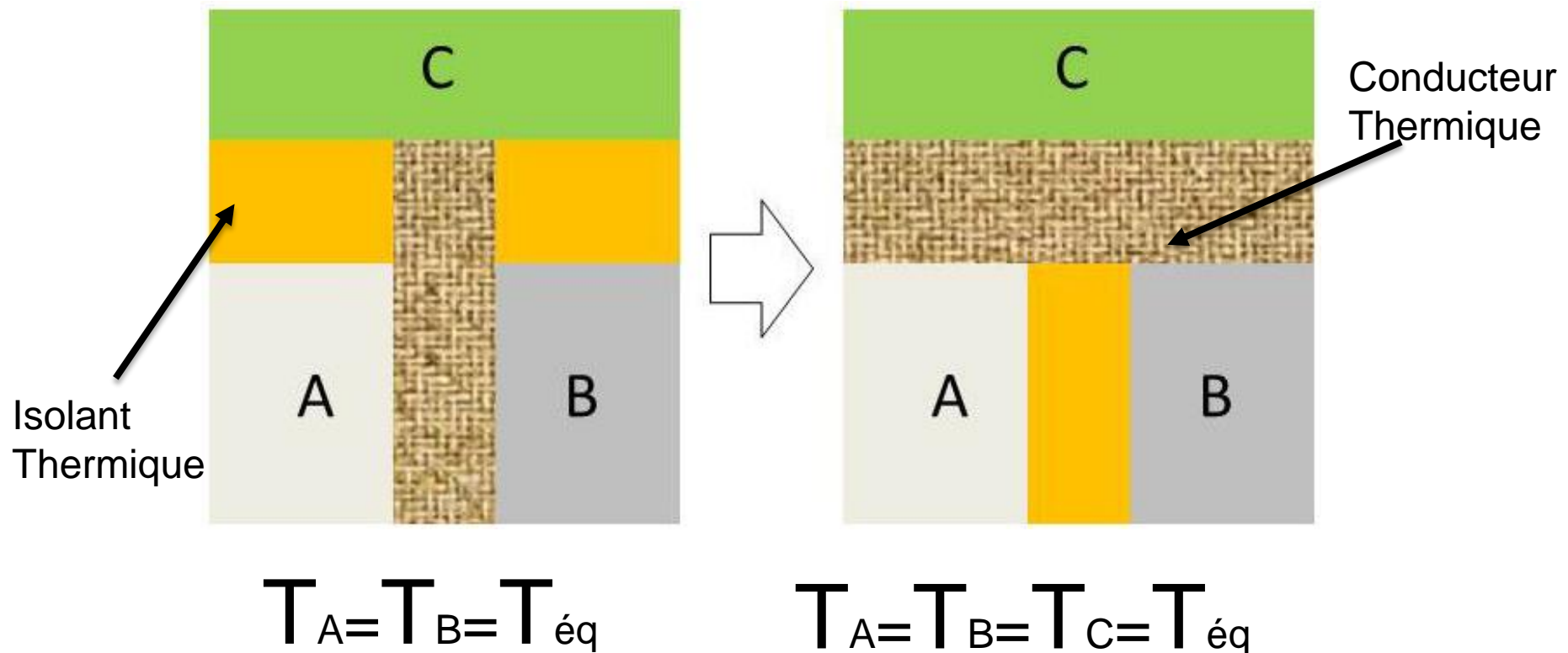
$$c = \frac{-m'c_{eau}(T'' - T)}{m(T'' - T) + m''(T'' - T')}$$

$$c = \frac{-500 * 1(19 - 10)}{0.4(19 - 10) + 0.6(19 - 100)} = 0.1 \frac{\text{Cal}}{\text{g.K}}$$

III- L' énergie interne

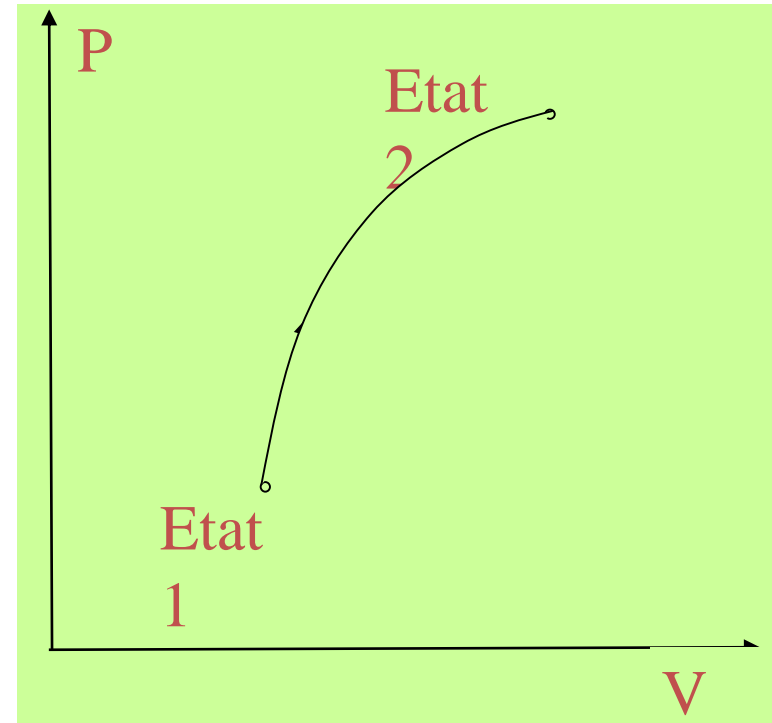
1-Principe zéro de la thermodynamique

Deux systèmes en équilibre thermique avec un troisième sont en équilibre thermique entre eux.



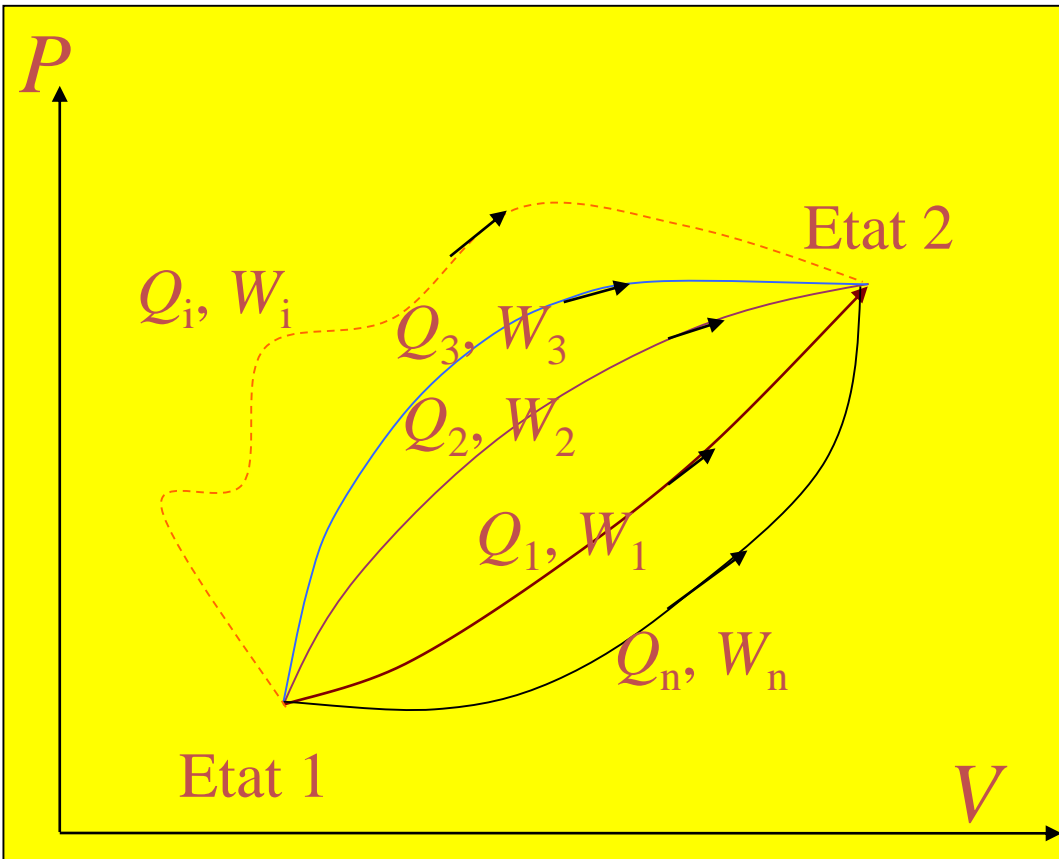
2-Énoncé du Premier principe de la thermodynamique

Si au cours d'une transformation d'un système fermé d'un état initial (1) à un état final (2), il y a échange d'une quantité de chaleur Q et d'un travail W avec le milieu extérieur,



alors la somme du travail et de la chaleur échangés est égal à la variation de l'énergie interne égale à :

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



$$W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2 = \dots = W_i + Q_i = Cte$$

3-Expression différentielle du premier principe

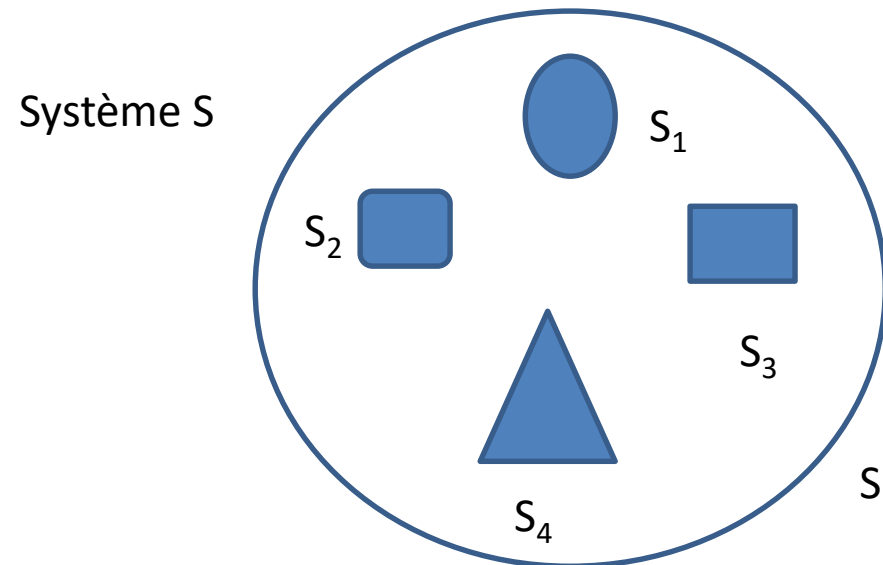
Pour une transformation, entre deux états d'équilibre infiniment proches et faisant intervenir une quantité de chaleur : δQ et un travail δW .

la variation de l'énergie interne s'écrit :

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

Remarques :

L'énergie interne a un caractère additif, la fonction énergie interne est alors une grandeur **extensive**.



$$U_S = U_{S_1} + U_{S_2} + U_{S_3} + U_{S_4}$$

S est constitué de N sous systèmes :
$$U_S = \sum_{i=1}^N U_{S_i}$$

4-Cas d'un système isolé :

La variation de l'énergie interne d'un système isolé est nulle. L'énergie interne est constante.

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

||
○

||
○

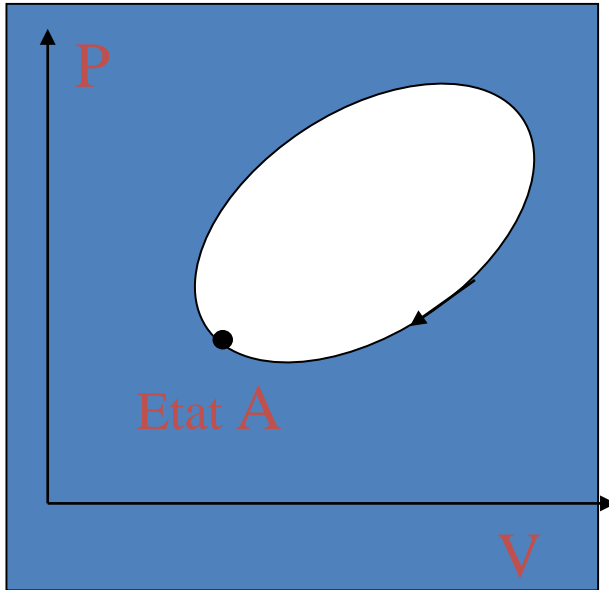
Pas d'échange d'énergie.

$$U = Cst.$$

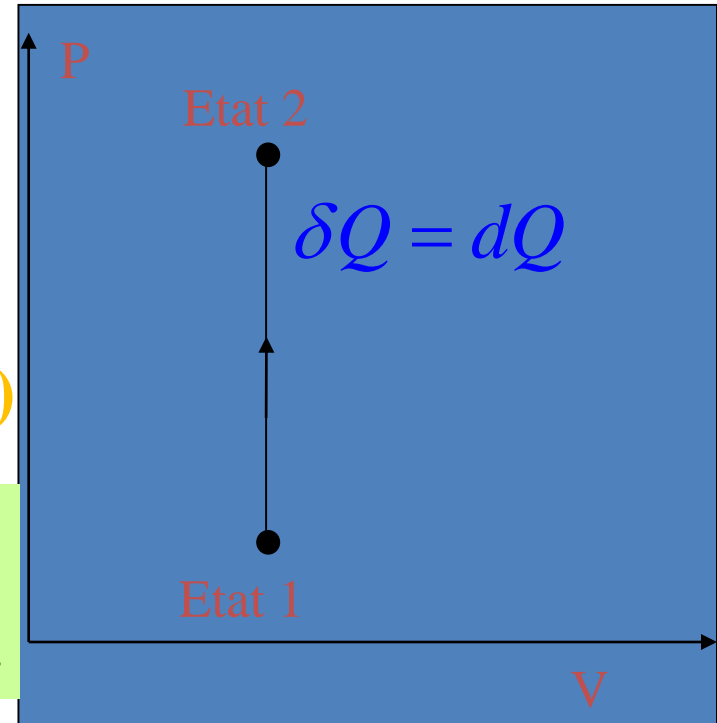
L'énergie interne est conserve.

5-Cas des transformations particulières

5-1-Transformation cyclique



$$\Delta U = U_A - U_A = 0$$

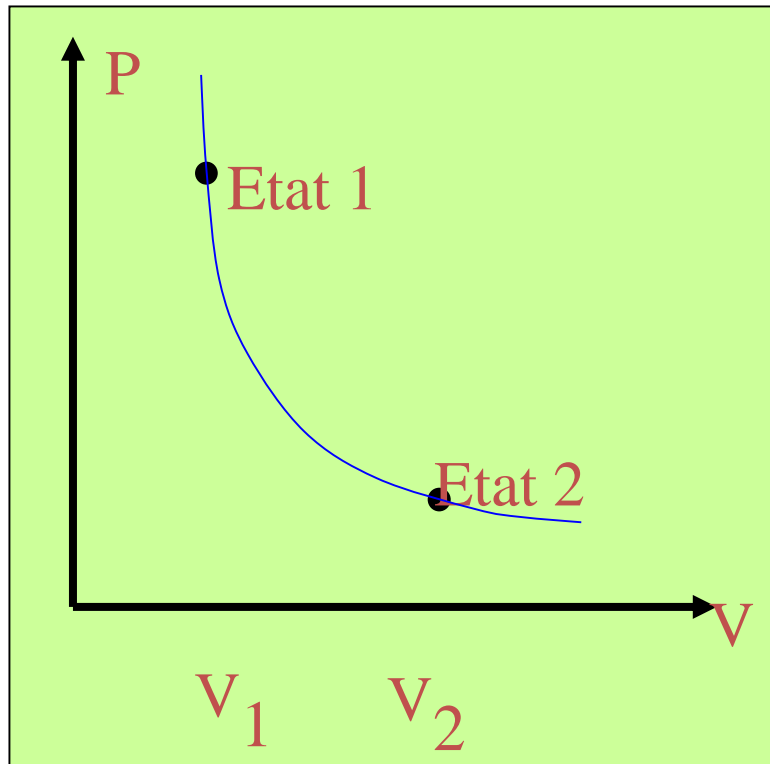


5-2 Transformation isochore ($V = \text{Cte}$)

$$dU = \delta Q - PdV = \delta Q \Rightarrow dU = dQ$$
$$\Rightarrow \Delta U = Q_{rev}$$

Dans ce cas δQ s'identifie à dQ . La chaleur est une fonction d'état et est une différentielle totale exacte.

5-3 Transformation adiabatique réversible ($Q = Cte$)

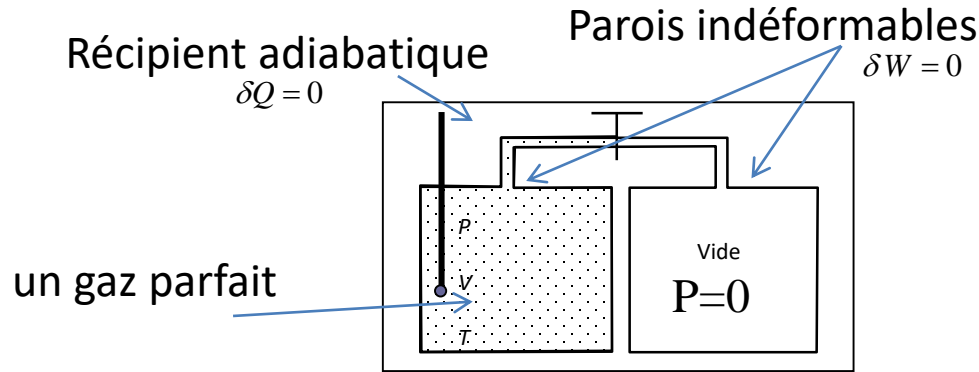


$$dU = \delta Q + \delta W = dW = -PdV$$

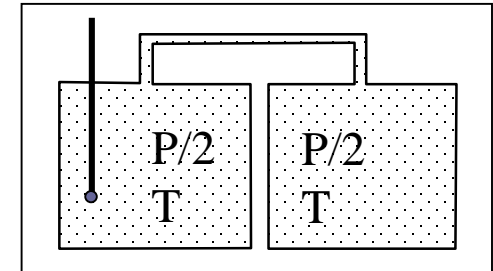
$$\Rightarrow \Delta U = \int_{V_1}^{V_2} -PdV = W$$

W est une différentielle totale exacte, dans ce cas le travail est une fonction d'état. Il ne dépend que de l'état initial et l'état final.

Détente de Joule (loi de Joule)



On ouvre le robinet le gaz occupe les deux compartiments



Transformation spontanée

transformation irréversible.

La variation de l'énergie interne du système (Gaz) est :

$$\Delta U = W + Q$$

Quand on ouvre le robinet la pression extérieure appliquée au gaz est nulle (vide)

$$P_{ext} = 0 \Rightarrow \delta W = -P_{ext} dV = 0$$

$$\Delta U = 0$$
$$U = Cte$$

les parois sont adiabatiques

$$Q = 0$$

On conclue alors que l'énergie interne du système au cours de cette transformation reste constante, la transformation est iso énergétique

Conséquences pour le gaz parfait

La **T** du gaz parfait (système) n'a pas varié. Raisonnablement, on peut émettre l'hypothèse que **U** est fonction de **T**.

★ $dU = \delta Q + \delta W$

$$\delta Q = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial Q}{\partial V} \right)_T dV$$

$$\delta W = -PdV$$

$$dU = \delta Q - PdV = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_V dT + \left(\frac{\partial Q}{\partial V} \right)_T dV - PdV$$

Chaleur spécifique molaire à volume constant

$$dU = \left(\frac{\partial Q}{\partial T} \right)_V dT + \left(\left(\frac{\partial Q}{\partial V} \right)_T - P \right) dV$$

0

$$dU = nC_V dT$$

1

Rq:

L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de la température

Conséquences pour le gaz parfait

En thermodynamique statistique, l'énergie interne de n mol d'un gaz parfait est donnée par la relation:

$$U = \frac{i}{2} nRT$$

$$\text{avec : } R = 8.31 \text{ JK}^{-1}\text{mole}^{-1}$$

i : étant le nombre de degré de liberté des particules du gaz :

cas de gaz monoatomique : (Ar, Ne,...) $i=3$ donc :

$$U = \frac{3}{2} nRT$$

Cas d'un gaz diatomique (N_2 , O_2 , H_2 ...) $i= 5$ donc:

$$U = \frac{5}{2} nRT$$

Cas d'un gaz polyatomique (3 au plus) (CO_2 ...) $i= 6$ donc:

$$U = \frac{6}{2} nRT$$