

## T2 – TRANSFERT ET CONSERVATION D'ÉNERGIE - PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

### Programme ATS

incompressible	
Notion de thermostat	Décrire des thermostats naturels (atmosphère, fleuve, etc.) ou artificiels (pièce, compartiment frigorifique, etc.)
<b>6. Transferts d'énergie</b>	
État d'équilibre d'un système	Proposer un jeu de paramètres d'état permettant de caractériser un état d'équilibre. Différencier un système ouvert d'un système fermé. Distinguer les grandeurs extensives et les grandeurs intensives.
Transformations	Utiliser le vocabulaire usuel : isochore, isotherme, monobare, isobare, adiabatique.
Travail des forces de pression	Distinguer la pression extérieure de la pression du système. Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans le cas où la pression extérieure et la pression du système sont égales. Différencier un transfert d'énergie de l'énergie interne fonction d'état.
Les transferts thermiques	Décrire qualitativement la conduction, la convection et le rayonnement. Proposer des solutions technologiques pour les diminuer ou les favoriser.
Puissances électrique, mécanique et thermique	Distinguer la puissance (dimensionnement d'une installation) et l'énergie (consommation ou production).
<b>7. Conservation de l'énergie</b>	
Premier principe de la thermodynamique en système fermé	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir le travail et le transfert thermique. Expliquer en quoi le premier principe de la thermodynamique est un principe de conservation.
Bilan énergétique pour un cycle ditherme	Écrire le bilan énergétique.
<b>8. Bilans enthalpiques</b>	
Enthalpie d'un système monophasé, capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée incompressible et indilatable.	Définir l'enthalpie d'un système. Exprimer le premier principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final.
Enthalpie de changement d'état d'un corps pur	Connaître le vocabulaire des changements d'état et le diagramme $(p, T)$ . Comparer les ordres de grandeurs des variations d'enthalpie des systèmes monophasés avec celles des changements d'état d'un corps pur. Calculer l'énergie récupérable lors d'un changement d'état d'un corps pur à pression constante.
<b>11. Utilisation d'un modèle</b>	
Modèle du gaz parfait	Calculer un paramètre avec l'équation d'état du gaz parfait. Utiliser, dans l'approximation où les capacités thermiques à pression constante et à volume constant sont constantes, la relation de Mayer et le coefficient isentropique. Citer quelques limites du modèle.
Diagramme de Clapeyron	Tracer un cycle dans l'approximation d'une transformation mécaniquement réversible.

## I) TRANSFORMATIONS D'UN SYSTEME THERMODYNAMIQUE

**Transformation d'un système thermodynamique** : passage d'un **état d'équilibre initial (EI)** à un **état d'équilibre final (EF)**. Au moins une des variables d'état du système varie lors d'une transformation.

### I)1) Différents types de transformations

**Transformation « iso »** : une des grandeurs d'état du système est constante (stationnaire) au cours de la transformation.

- Transformation **isotherme** :
- Transformation **isobare** :
- Transformation **isochore** :

**Transformation « mono »** : un des paramètres extérieurs est constant (stationnaire) au cours de la transformation.

- Transformation **monotherme** :
- Transformation **monobare** :

#### Remarques :

- Si la paroi du système permet les transferts thermiques, alors une transformation isotherme est forcément monotherme, avec équilibre thermique dans les états I et F.
- Si la paroi du système peut se déplacer ou se déformer, alors une transformation isobare est forcément monobare, avec équilibre mécanique dans les états I et F.

**Transformation réversible** : transformation telle qu'il est possible de revenir de l'état final à l'état initial en repassant par les mêmes états intermédiaires.

Exemple : changement d'état.

**Transformation irréversible** : transformation non réversible.

Exemple : transformation brutale.

**Transformation mécaniquement réversible** : Equilibre mécanique à chaque instant :

**Transformation « quasi-statique »** : transformation suffisamment lente pour que le système soit à tout moment en équilibre thermique et mécanique avec l'extérieur.

## I)2) Echanges d'énergie au cours d'une transformation

### I)2)a) Nature des échanges et conventions

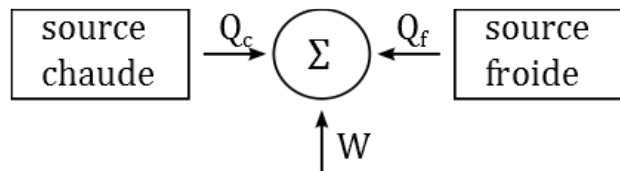
Un système peut échanger de l'énergie avec l'extérieur sous 2 formes :

- **Travail  $W$**  = Travail d'une action mécanique extérieure = **échange d'énergie au niveau macroscopique**, lié au **déplacement** du point d'application d'une force,
- **Transfert thermique (ou chaleur)  $Q$**  = **échange d'énergie au niveau microscopique**, aucun déplacement de force ne peut être mis en évidence.

Les grandeurs  **$W$**  et  **$Q$**  sont **algébriques** et définies en **convention récepteur** pour le système :

- $W > 0$  si ;
- $Q > 0$  si
- $W < 0$  si
- $Q < 0$  si

Représentation :



### I)2)b) Travail des forces de pression

**Travail élémentaire  $\delta W$**  (en **joules, J**) des forces de pression s'exerçant sur un système :

Avec :  $P_{ext} =$

$dV =$

Interprétation :

- Lors d'une **compression** du système :  
Les **forces** subies par le système sont
- Lors d'une **détente** du système :  
Les **forces** subies par le système sont

**Travail  $W$**  des forces de pression s'exerçant sur un système lors d'une transformation d'un état 1 à un état 2 :

$W =$

Si la transformation est mécaniquement réversible :  $P = P_{ext}$  d'où :

$W =$

**Application :** Soit un système thermodynamique évoluant entre 2 états d'équilibre notés 1 et 2. Exprimer le travail  $W$  des forces de pression dans les cas suivants :

- Transformation **isochore** :  $V = cte$  d'où  $dV = 0$
- Transformation **monobare** :  $P_{ext} = cte$
- Transformation **isobare mécaniquement réversible** :  $P = P_{ext} = cte$
- Transformation **isotherme mécaniquement réversible pour un gaz parfait (GP)** :

### **Interprétation dans le diagramme de Watt**

Rappel :

**Diagramme de Clapeyron ( $P, v$ )** : Pression  $P$  en fonction du volume massique  $v$ ,

**Diagramme de Watt ( $P, V$ )** : Pression  $P$  en fonction du volume  $V$ .

### ***Cas des systèmes mécaniquement réversibles***

#### **■ Cycle thermodynamique**

Un cycle thermodynamique est par définition tel que l'état final et l'état initial sont confondus.

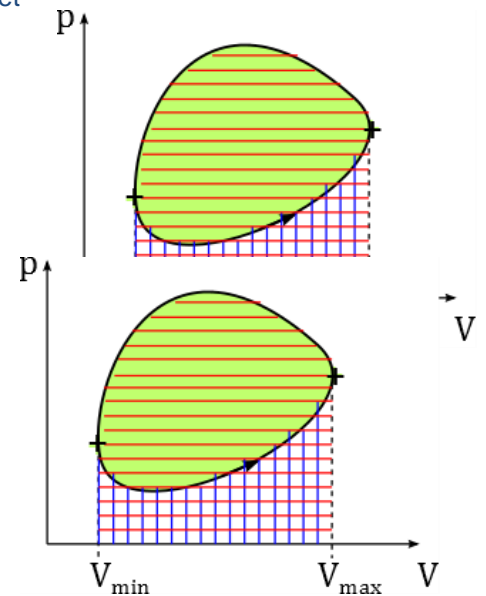
#### **Application : cycles mécaniquement réversibles moteurs et récepteurs dans le diagramme de Watt**

Déterminer le signe du travail reçu par le système sur l'ensemble du cycle pour un cycle parcouru dans le sens trigonométrique puis pour un cycle parcouru dans le sens horaire. Indiquer la nature (moteur ou récepteur) de ces cycles.

On repère les deux points extrêmes sur le cycle, avec les volumes  $V_{min}$  et  $V_{max}$ .

Le cycle ci-contre est décrit dans le sens trigonométrique.

- ✗ Quand le gaz passe de  $V_{min}$  à  $V_{max}$  sur la partie inférieure du cycle, le gaz reçoit un travail dont la valeur absolue est l'aire hachurée verticalement sur le diagramme ci-contre.  
D'autre part :  $W_{inf} < 0$
- ✗ Quand le gaz passe de  $V_{max}$  à  $V_{min}$  sur la partie supérieure du cycle, le gaz reçoit un travail dont la valeur absolue est l'aire hachurée horizontalement sur le diagramme ci-contre.  
D'autre part :  $W_{sup} > 0$
- ✗ Enfin,  $|W_{inf}| < |W_{sup}|$



Globalement, sur l'ensemble du cycle, le gaz reçoit de la part des forces de pression un travail  $W_{cycle} = W_{inf} + W_{sup}$

En valeur absolue, ce travail représente l'aire du cycle dans le diagramme de Watt.

Son signe est lié au sens de parcours du cycle. Ici, le cycle est décrit dans le sens trigonométrique et  $W_{cycle} > 0$  : cycle **récepteur**.

■ Travail des forces de pression au cours d'une transformation cyclique mécaniquement réversible

<b>Diagramme de Clapeyron</b>		
<b>Sens de parcours</b>	trigonométrique	horaire
<b>Signe du travail</b>	$W_{cycle} = \mathcal{A} > 0$	$W_{cycle} = -\mathcal{A} < 0$
<b>Conséquence</b>	Cycle récepteur : le système reçoit du travail.	Cycle moteur : le système fournit du travail.

## 1)2)c) Transfert thermique

3 modes de transfert thermique d'un système avec l'extérieur :

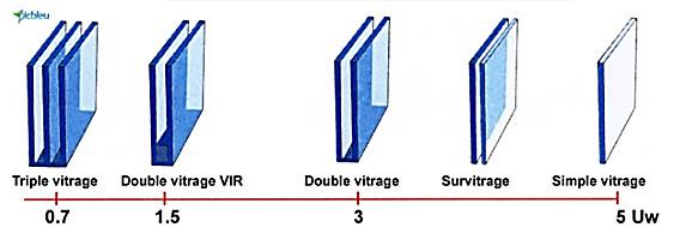
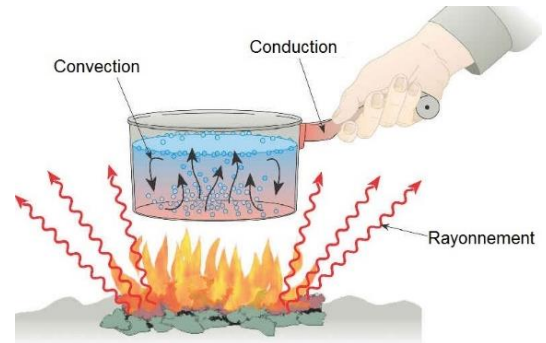
**Conduction thermique** = **diffusion thermique** : l'énergie thermique se transmet **de proche en proche** dans un milieu (agitation des molécules), sans déplacement macroscopique de matière. Exemple : au travers d'un mur ou d'une vitre.

⇒ Comment **diminuer la conduction thermique** ?

**Isoler** permet de diminuer la conduction thermique.

Exemples :

- ✓ Le **gant isolant thermique** permet de ne pas se brûler
- ✓ les **double ou triple vitrage** permettent de diminuer les pertes thermiques à travers une vitre



⇒ **Augmenter la convection thermique** permet notamment de **refroidir un système**. Comment augmenter la conduction thermique ?

- ✓ Le **dissipateur thermique** permet d'augmenter la surface d'échanges thermiques

**Convection thermique** = l'énergie thermique est transportée grâce au **déplacement macroscopique d'un fluide**.

- **Convection naturelle** : due à des **inhomogénéités de température** dans le milieu. Exemple : le convecteur électrique.
- **Convection forcée** : dans le cas où le **mouvement du fluide** est dû à une cause externe.

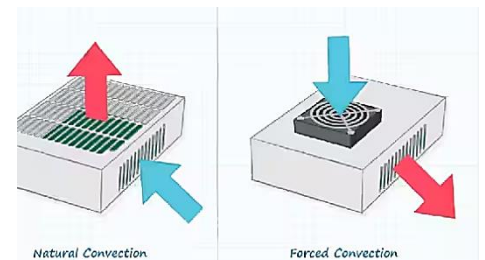


Exemple :

⇒ **Augmenter la convection thermique** permet notamment de **refroidir un système**. Comment augmenter la convection thermique ?

Passer de la convection naturelle à la convection forcée permet d'augmenter la convection.

Exemple : Refroidissement d'un processeur par ventilation.



**Rayonnement thermique** = rayonnement électromagnétique émis par un corps à une température  $T$  ; **seul transfert thermique** pouvant avoir lieu **dans le vide (sans support matériel)**

Tous les corps **rayonnent de l'énergie électromagnétique**, de façon d'autant plus importante que leur **température augmente**, la longueur d'onde et la puissance rayonnée dépendant de la température.

**Exemples** : **Soleil**, Corps humain rayonnant dans l'IR, lampe à filament dans l'IR et le visible, plus généralement couleur des objets lorsqu'ils rayonnent dans le visible.



## Transformation adiabatique

Transformation adiabatique :

Une paroi qui n'autorise pas les transferts thermiques est dite **calorifugée**, atherme ou athermane.

Au contraire, une paroi qui autorise les transferts thermiques est dite **diatherme** ou **diathermane**.

Transformation adiabatique : modèle pour une transformation brève ou brutale, pendant laquelle les transferts thermiques n'ont pas le temps de se produire.

## Thermostat, transformations isotherme et monotherme

Un thermostat

Autres appellations : **source ou réservoir de chaleur**.

Exemples de thermostats :

Transformation monotherme : système au contact d'un thermostat, assez lente pour laisser l'équilibre thermique s'établir.

Transformation isotherme : système au contact d'un thermostat, très lente de façon à laisser l'équilibre s'établir à chaque instant.

En général, le thermostat impose sa température au système.

**Remarque :**

- Une **transformation isotherme** réalisée entre un système et un thermostat impose des **parois diathermes**, c'est-à-dire perméables à la chaleur,
- Une **transformation adiabatique** entre un système et l'extérieur impose des **parois calorifugées**, c'est-à-dire imperméables à la chaleur.

En général, l'absence de transfert thermique  $Q$  entraîne une élévation de température, notamment s'il y a un travail  $W$  échangé.

**1)2)d) Tableau récapitulatif**

Il existe **2 formes d'énergie** et **2 formes de transferts d'énergie** pour caractériser l'état et l'évolution des systèmes thermo.

	Macroscopique	Microscopique
Perception par un « observateur mécanique »	perceptible	dissimulée
Energie	Energie <b>mécanique</b> : $E_m = E_{p,ext} + E_{c,macro}$	Energie <b>interne</b> : $U = E_{p,int} + E_{c,micro}$
Transfert d'énergie	<b>Travail <math>W</math> d'une force :</b> Echange d'énergie par l'intermédiaire d'une force entre le ( $\Sigma$ ) et l'extérieur, associé à une variation macroscopique de certains paramètres extérieurs.	<b>Quantité de chaleur (par un transfert thermique) <math>Q</math> :</b> Tout transfert d'énergie sans variation apparente d'un paramètre macroscopique
Notations pour les transferts d'énergie	Transformation infinitésimale : $\delta W$ Transformation finie : $W$	Transformation infinitésimale : $\delta Q$ Transformation finie : $Q$
Notations pour la puissance	<b>Puissance mécanique</b> $\mathcal{P} = \frac{\delta W}{dt} = \dot{W}$	<b>Puissance thermique</b> $\mathcal{P}_{th} = \frac{\delta Q}{dt} = \dot{Q}$
Propriétés et convention	Grandeurs algébriques suivant la convention récepteur : $\delta W$ et $\delta Q > 0$ si l'énergie est effectivement reçue par le système, $\delta W$ et $\delta Q < 0$ si l'énergie est en réalité cédée au milieu extérieur	



## II) PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE

Nous allons voir que le premier principe de la thermodynamique traduit la **conservation de l'énergie d'un système**.

### II)1) Premier principe de la thermodynamique : Bilan d'énergie

Soit un **système fermé** évoluant entre 2 états initial (I) et final (F) et recevant de l'extérieur un transfert thermique  $Q$  et un travail  $W$  (grandeurs algébriques).

Soient  $\Delta E_m$  et  $\Delta U$  les variations d'énergie mécanique et interne du système au cours de l'évolution.

Le **bilan d'énergie** du système s'écrit :

Pour une transformation infinitésimale, le bilan d'énergie s'écrit :

### II)2) Remarques sur le premier principe

La variation d'énergie potentielle macroscopique est souvent nulle ou négligeable => Le **premier principe** s'écrit :

Si le **système** est au **repos** (macroscopique), le premier principe s'écrit :

Si le **système** est **isolé** :

$$Q = 0 \text{ et } W = 0 \text{ d'où } \Delta E_{TOT} = 0 \text{ c'est à dire } E_{TOT} = cte$$

$W$  comprend tous les travaux : Travail des forces de pression  $W_{pression}$ , mais aussi  $W_{elec} = RI^2 t$  si présence d'une résistance chauffante par exemple.

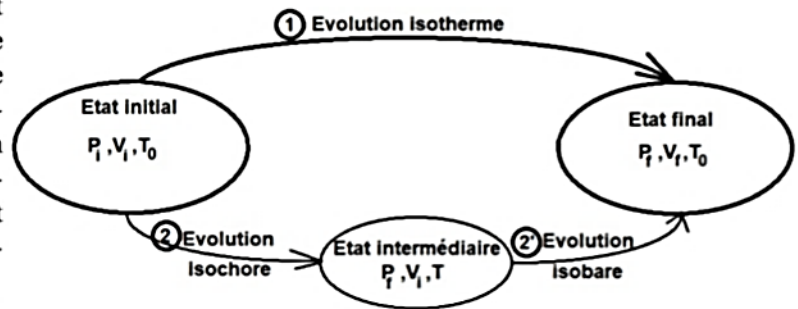
**L'énergie interne  $U$  est une fonction d'état (extensive)** : L'énergie interne initiale ne dépend que de l'état initial I, l'énergie interne finale ne dépend que de l'état final F

⇒ **La variation d'énergie interne  $\Delta U$**

En revanche, **les grandeurs  $W$  et  $Q$  sont des grandeurs d'échange (ou de transfert), qui dépendent du type de transformation.**

**Attention : Ne pas écrire  $\Delta W$  et  $\Delta Q$  car ce sont des termes d'échange et non des variations.**

Considérons l'évolution réelle ① isotherme à  $T_0$  entre l'état initial et l'état final. La variation d'énergie interne  $\Delta U = U_F - U_I$  sera la même que le système subisse l'évolution réelle isotherme ou qu'il subisse la succession de 2 évolutions imaginaires (l'une isochore puis l'autre isobare) l'amenant du même état initial au même état final.



$$\Delta U = W_1 + Q_1 = W_2 + Q_2 + W_{2'} + Q_{2'} \text{ mais } W_1 \neq W_2 + W_{2'} \text{ et } Q_1 \neq Q_2 + Q_{2'}$$

Cas d'un système subissant un **cycle** (état final identique à l'état initial) :

$$\Delta U_{cycle} =$$

### II)3) Exemples

#### Exemple 1 : Echauffement isochore d'un gaz

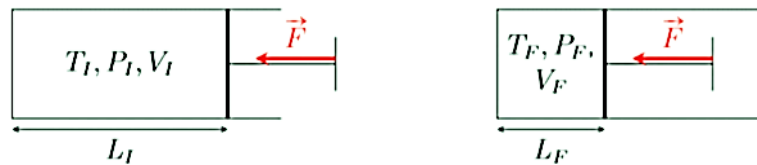
Considérons un gaz parfait dans une enceinte indéformable diatherme. Ses variables d'état initiales sont  $T_i, P_i, V_i$ . On place l'enceinte dans un milieu extérieur la température  $T_0$ .

1. Déterminer l'état final, c'est-à-dire les valeurs  $T_f, P_f$  et  $V_f$ , en utilisant les conditions d'équilibre.
2. Déduire du premier principe le transfert thermique reçu par le gaz.
3. Analyser son signe.

On suppose la capacité thermique à volume constant  $C_V$  (en  $J.K^{-1}$ ) du gaz connue.

### Exemple 2 : Echauffement d'un gaz sans transfert thermique

Considérons un gaz parfait dans une enceinte fermée. Un opérateur appuie brusquement sur le piston de la seringue en exerçant une force constante.



1. Définir le système. Justifier que la transformation peut être considérée comme adiabatique.
2. Dédire du premier principe la température finale.

**Rappel :** La température  $T$  d'un système peut varier sans qu'il n'y ait de transfert thermique  $Q$ .

**Isotherme :  $\Delta T = 0 \neq$  Adiabatique :  $Q = 0$**

### III) ENTHALPIE D'UN SYSTEME

#### III)1) Intérêt et définition de l'enthalpie

Considérons un système en transformation monobare avec équilibre mécanique dans les états I et F.

Cas particulier important : toutes les transformations qui se font à l'air libre sont monobares :  $P_{ext} = P_{atm}$  = constante.

Travail des forces de pression au cours de la transformation :

$$W_p = - \int_{V_i}^{V_f} P_{ext} \cdot dV = -P_{ext}(V_f - V_i) = -P_{ext}V_f + P_{ext}V_i = -P_fV_f + P_iV_i = -\Delta(PV)$$

car l'équilibre mécanique impose  $P_i = P_f = P_{ext}$

On peut donc écrire :  $W_p = -\Delta(PV)$

Le premier principe s'écrit :  $\Delta E_m + \Delta U = W + Q = W_p + W_{\neq p} + Q = -\Delta(PV) + W_{\neq p} + Q$

Ou :  $\Delta E_m + \Delta U + \Delta(PV) = W_{\neq p} + Q$  ou  $\Delta E_m + \Delta(U + PV) = W_{\neq p} + Q$

On appelle **enthalpie** la **fonction d'état** :

Elle est **extensive** et homogène à une énergie (unité : joule, J).

Pour une transformation monobare, le premier principe s'écrit :

Avec  $W_{\neq p}$  l'ensemble des travaux autres que celui des forces de pression.

Remarques :

Hypothèses : Transformation mécaniquement réversible  $P = P_{ext}$ , Travail des forces de pression uniquement.

### III)2) Capacité thermique à pression constante

Nous avons défini la capacité thermique à volume constant  $C_V$  d'un système fermé à partir de la variation d'énergie interne :

$$C_V =$$

De la même façon, nous pouvons définir la **capacité thermique d'un système à pression constante**  $C_P$  à partir de la variation d'enthalpie :

$$C_P$$

$C_P$  est une **grandeur extensive**, exprimée, comme  $C_V$ , en **J.K<sup>-1</sup>**.

On peut aussi définir les capacités thermiques massiques  $c_P$  et molaire  $C_{P,m}$  (grandeurs intensives) :

$$c_P = \quad \quad \quad \text{et} \quad C_{P,m} =$$

#### Cas du gaz parfait

**L'enthalpie molaire d'un gaz parfait ne dépend que d'une seule variable d'état : la température  $T$ .** Elle s'exprime de la façon suivante :

$$H_m = H_m(T) \text{ d'où } H = n \cdot H_m(T)$$

Expression de  $C_P$  pour un gaz parfait :

$$C_P = \frac{\partial H}{\partial T} = \frac{dH}{dT} = \frac{d}{dT}(U + PV) = \frac{dU}{dT} + \frac{d}{dT}(nRT) = C_V + nR$$

D'où la **Relation de Mayer** :

$$C_P =$$

Pour un gaz parfait monoatomique (par exemple l'Argon), l'enthalpie molaire ne dépendant que de la température  $T$ , la capacité thermique à pression constante s'écrit :

$$C_P =$$

Pour un gaz parfait diatomique (par exemple le dioxygène, ou l'air), la capacité thermique à pression constante s'écrit :

$$C_P =$$

Pour un gaz parfait, on définit le **coefficient isentropique**  $\gamma$  :

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{C_{P,m}}{C_{V,m}} = \frac{c_P}{c_V}$$

**Application 1 :** Considérons un gaz parfait de coefficient isentropique  $\gamma$ . Déterminer les expressions des capacités calorifiques en fonction de  $n$ ,  $R$  et  $\gamma$ .

**Application 2 :** Déterminer la valeur du coefficient isentropique  $\gamma$  pour un gaz parfait monoatomique, puis pour un GP diatomique.

Pour un gaz parfait, les capacités thermiques massiques  $c_p$  et  $c_v$  sont des constantes.

Conséquences :

$$c_p = \frac{dh}{dT} \text{ d'où } dh = c_p \cdot dT \text{ ou } \Delta h = c_p \cdot \Delta T \text{ ou}$$

$$c_v = \frac{du}{dT} \text{ d'où } du = c_v \cdot dT \text{ ou } \Delta u = c_v \cdot \Delta T \text{ ou}$$

**Cas d'une phase condensée incompressible et indilatable**

L'enthalpie  $H$  d'une phase condensée est à priori fonction de la température  $T$  et de la pression  $P$ . Cependant, pour une phase incompressible, il y a peu d'influence de la pression. On peut écrire :

$$H_{m, \text{ phase condensée}} = H_m(T)$$

D'où l'expression de la capacité thermique à pression constante pour une phase condensée incompressible et indilatable :

$$C_p = \frac{\partial H}{\partial T} = \frac{dH}{dT} = \frac{d}{dT}(U + PV) = C_v + P \cdot \frac{\partial V}{\partial T} + V \cdot \frac{\partial P}{\partial T} \approx C_v + 0 + 0 \approx C_v$$

Pour une **phase condensée incompressible et indilatable**,

- L'enthalpie molaire ne dépend que de la température :

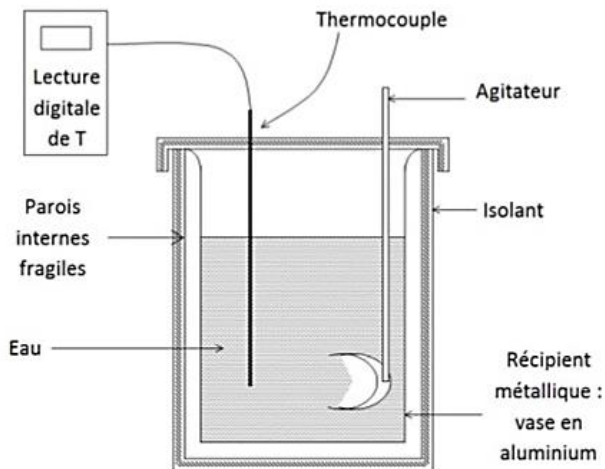
$$H_m = H_m(T) \text{ d'où } H = n \cdot H_m(T)$$

- Les capacités thermiques à pression et à volume constant sont quasiment égales :

$$C_p \approx C_v \approx C$$

- Les variations d'énergie ou d'enthalpie s'écrivent :  $\Delta H = \Delta U = C \cdot \Delta T = m \cdot c \cdot \Delta T = n \cdot C_m \cdot \Delta T$

### III)3) Calorimétrie



**Calorimétrie** : technique expérimentale qui permet la mesure de grandeurs thermodynamiques.

Sur des courtes durées, les transformations qui ont lieu dans un calorimètre peuvent être considérées comme **adiabatiques** et **monobares**.

Remarque : la capacité thermique du calorimètre est en général non négligeable et doit être prise en compte dans le bilan énergétique.

On la prend en compte sous la forme de la **valeur en eau ( $\mu$ ) du calorimètre = masse d'eau qui aurait la même capacité thermique** :

$$C_{\text{calorimètre}} = \mu \cdot C_{m,\text{eau}}$$

#### Application : Mesure de capacité thermique par calorimétrie

On cherche à mesurer la capacité thermique massique du fer, notée  $c_{\text{fer}}$ . Dans un calorimètre de valeur en eau  $\mu = 30 \text{ g}$ , on place une masse d'eau  $m_{\text{eau}} = 400 \text{ g}$ . Après avoir attendu l'équilibre thermique avec le calorimètre, on mesure sa température  $T_{\text{eau}} = 4^\circ\text{C}$ , et on y ajoute un bloc de fer de masse  $m_{\text{fer}} = 200 \text{ g}$  à  $T_{\text{fer}} = 85^\circ\text{C}$ . Après avoir laissé l'ensemble évoluer quelques minutes, on obtient un nouvel équilibre thermique à température  $T_{\text{éq}} = 7,9^\circ\text{C}$ .

En déduire la capacité thermique massique du fer.

### III)4) Enthalpie de changement d'état

Considérons un **changement d'état** ou une **transition de phase** pour un corps pur.

On appelle **enthalpie (massique) de changement d'état** ou **chaleur latente (massique)** de changement d'état (de l'état 1 vers l'état 2) la différence d'enthalpie massique entre les états 1 et 2 :

Remarque : L'enthalpie de changement d'état de l'état 2 vers l'état 1 s'écrit :  $\Delta h_{21} = -\Delta h_{12}$

Le changement d'état ou transition de phase est une **transformation réversible, qui ne dépend que de la température**. En effet, si la température du changement d'état est fixée, la pression l'est aussi.

L'enthalpie de changement d'état est **positive dans le sens phase ordonnée => phase moins ordonnée**, négative dans le cas contraire.

Exemples :  $\Delta h_{fusion}(T) = h_l(T) - h_s(T) > 0$

$$\Delta h_{vaporisation}(T) = h_v(T) - h_l(T) > 0$$

$$\Delta h_{sublimation}(T) = h_v(T) - h_s(T) > 0$$

#### Application : Bilan enthalpique avec changement d'état

Calculer le transfert thermique reçu par un glaçon de masse  $m = 5 \text{ g}$  sorti du congélateur (température  $T_1 = -18^\circ\text{C}$ ) jusqu'à sa fonte totale dans l'air (température  $T_2 = 20^\circ\text{C}$ ).

*Données* : capacités thermiques massiques de la glace  $c_{sol} = 2,1 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$  et de l'eau liquide  $c_{liq} = 4,2 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$  ; enthalpie massique de fusion de l'eau  $\Delta h_{fus} = 3,3 \cdot 10^2 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$