



Thème III. L'énergie : conversions et transferts (Thermodynamique)

Chapitre n°20 Énergie échangée par un système. Premier principe. Bilans d'énergie.



Combien doit-on mettre de glaçons dans un verre de jus de fruit à température ambiante pour l'obtenir aussi frais qu'à la sortie du réfrigérateur ?

Quelle énergie électrique est nécessaire pour faire bouillir l'eau dans une bouilloire ?



Pré-requis

- Terminale : Thème L'énergie : conversions et transferts
 - Premier principe de la thermodynamique. Transfert thermique, travail.
 - Modes de transfert thermique.
- PCSI : Thème L'énergie : conversions et transferts. Chapitre n°19.

Objectifs du chapitre

- Définir deux types de transferts d'énergie ;
- Énoncer et appliquer le 1^{er} principe de la thermodynamique pour réaliser des bilans d'énergie au cours de diverses transformations ;
- Définir et utiliser l'enthalpie ;
- Réaliser des bilans d'énergie au cours d'une transition de phase en utilisant l'enthalpie.

Plan du cours

I Transformations thermodynamiques 4

- I.1 Définition 4
- I.2 Vocabulaires des transformations 4

II Échanges d'énergie 5

- II.1 Travail des forces de pression 5
 - II.1.a) Expression générale 5
 - II.1.b) Transformations quasi-statiques 6
 - II.1.c) Interprétation géométrique 7
- II.2 Travail électrique 8
- II.3 Transfert thermique 8
 - II.3.a) Définition 8
 - II.3.b) Trois modes 9
 - II.3.c) Transformations adiabatiques 9
 - II.3.d) Thermostats et transfo monoT 9

III Premier principe 10

- III.1 Énergie totale d'un système 10
- III.2 Énoncé du premier principe 10
- III.3 Applications du premier principe 11

IV Enthalpie d'un système 14

- IV.1 Définitions 14
 - IV.1.a) Enthalpie 14
 - IV.1.b) Capacité thermique 14
- IV.2 Gaz parfait 15
- IV.3 Phase condensée 16
- IV.4 1^{er} principe avec H 17

V Transition de phase 18

- V.1 Différentes transitions de phase 18
- V.2 Enthalpie de transition de phase 18
- V.3 Bilans énergétiques 19

Programme officiel

Notions et contenus	Capacités exigibles
3.2. Énergie échangée par un système au cours d'une transformation	
Transformation thermodynamique subie par un système. Évolutions isochore, isotherme, isobare, monobare, monotherme.	Définir un système adapté à une problématique donnée. Exploiter les conditions imposées par le milieu extérieur pour déterminer l'état d'équilibre final.
Travail des forces de pression. Transformations isochore, monobare.	Évaluer un travail par découpage en travaux élémentaires et sommation sur un chemin donné dans le cas d'une seule variable. Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans un diagramme de Clapeyron.
Transferts thermiques. Transformation adiabatique. Thermostat, transformations monotherme et isotherme.	Distinguer qualitativement les trois types de transferts thermiques : conduction, convection et rayonnement. Identifier dans une situation expérimentale le ou les systèmes modélisables par un thermostat.
3.3. Premier principe. Bilans d'énergie	
Premier principe de la thermodynamique.	Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir travail et transfert thermique. Utiliser le premier principe de la thermodynamique entre deux états voisins. Exploiter l'extensivité de l'énergie interne. Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne du statut des termes d'échange. Calculer le transfert thermique sur un chemin donné connaissant le travail et la variation de l'énergie interne.
Enthalpie d'un système. Capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée incompressible et indilatable.	Exprimer le premier principe sous forme de bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final. Exprimer l'enthalpie $H_m(T)$ du gaz parfait à partir de l'énergie interne. Justifier que l'enthalpie H_m d'une phase condensée peu compressible et peu dilatable peut être considérée comme une fonction de l'unique variable T . Citer l'ordre de grandeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.
Enthalpie associée à une transition de phase : enthalpie de fusion, enthalpie de vaporisation, enthalpie de sublimation.	Exploiter l'extensivité de l'enthalpie et réaliser des bilans énergétiques en prenant en compte des transitions de phases. [TP] Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une grandeur thermodynamique énergétique (capacité thermique, enthalpie de fusion, etc.).

Ai-je bien appris mon cours ?

- 1 – 😊 – 😞 – Définir les transformations suivantes : isochore, monotherme, isotherme, monobare, isobare, adiabatique.
- 2 – 😊 – 😞 – Donner l'expression du travail des forces de pression pour une transformation quelconque.
- 3 – 😊 – 😞 – Donner l'expression du travail des forces de pression pour une transformation quasi-statique.
- 4 – 😊 – 😞 – Comment peut-on interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans le diagramme de Clapeyron ?
- 5 – 😊 – 😞 – Décrire les trois types de transfert thermique.
- 6 – 😊 – 😞 – Énoncer le premier principe dans le cas général ; dans le cas fréquent (système macroscopiquement au repos) ; pour une transformation monobare avec équilibre mécanique initial et final.
- 7 – 😊 – 😞 – Déterminer le travail des forces de pression et le transfert thermique reçu sur les transformations suivantes : isochore ; isobare ; et isotherme d'un gaz parfait.
- 8 – 😊 – 😞 – Donner la définition de l'enthalpie. Quelle est son unité ?
- 9 – 😊 – 😞 – Donner la définition de la capacité thermique à pression constante. Quelle est son unité ?
- 10 – 😊 – 😞 – Donner l'expression de l'enthalpie molaire d'un gaz parfait.
- 11 – 😊 – 😞 – Quelle propriété présente l'enthalpie molaire d'un gaz parfait ?
- 12 – 😊 – 😞 – Que peut-on dire de l'enthalpie d'une phase condensée par rapport à l'énergie interne ? De même, que peut-on dire des deux capacités thermiques ?
- 13 – 😊 – 😞 – Quelle propriété présente l'enthalpie molaire de phase condensée ?
- 14 – 😊 – 😞 – Définir l'enthalpie massique de transition de phase.

I Transformations thermodynamiques

Il faudra toujours COMMENCER par définir le SYSTÈME FERMÉ étudié.

I.1 Définition

Définitions : Transformations thermodynamiques

Un système subit une **transformation** s'il passe d'un état d'équilibre (état initial, EI) à un autre état d'équilibre (état final, EF). La transformation est déclenchée par la modification d'une contrainte extérieure qui entraîne une rupture de l'équilibre initial.

On considère un système dont l'état d'équilibre initial est connu et qui subit une transformation. Pour déterminer l'état d'équilibre final, on exploite les conditions d'équilibre vues au chapitre précédent :

- condition d'équilibre mécanique : $P = P_{\text{ext}}$ si le système possède des parois mobiles ;
- condition d'équilibre thermique : $T = T_{\text{ext}}$ si le système possède des parois diathermanes ;
- condition d'équilibre d'un système diphasé : $P = P_{\text{eq}}(T)$.
- On utilise de plus les équations d'état pour les chaque phase du système.

La transformation pourra être qualifiée de :

- **brutale** : les variables d'état intensives (T, P) ne sont pas définies au cours de la transformation car le système n'y est pas à l'équilibre. Elles sont définies uniquement à l'état d'équilibre initial et à l'état d'équilibre final. La durée de la transformation n'est pas très grande devant le temps d'homogénéisation du système.
- **infiniment lente** (quasi-statique) : les variations sont suffisamment lentes pour pouvoir considérer que le système est à l'équilibre thermodynamique à chaque instant. C'est un cas idéal où **les variables d'état intensives sont définies et homogènes à chaque instant**. La durée de la transformation est très grande devant le temps d'homogénéisation du système.

I.2 Vocabulaires des transformations

Définitions

Soit un système Σ de volume V , pression P_{Σ} , température T_{Σ} en contact avec un milieu extérieur de pression P_{ext} et de température T_{ext} .

Conditions sur le milieu EXTÉRIEUR		Conditions sur le système Σ	
		ISOCHORE	$V = \text{cste}$
MONOBARE	$P_{\text{ext}} = \text{cste}$	ISOBARE	$P_{\Sigma} = \text{cste}$ Elle est nécessairement lente car la pression du système y est définie à tout instant. Cela impose l'équilibre mécanique à tout instant, soit $P_{\Sigma} = P_{\text{ext}} = \text{cste}$ en présence de parois mobiles.
MONOTHERME	$T_{\text{ext}} = \text{cste}$	ISOTHERME	$T_{\Sigma} = \text{cste}$ Elle est nécessairement lente car la température du système y est définie à tout instant. Cela impose l'équilibre thermique à tout instant, soit $T = T_{\text{ext}} = \text{cste}$ en présence de parois diathermanes.

Attention – Erreur à ne pas commettre

! Ne pas confondre les transformations iso- et mono-.

II Échanges d'énergie : travail et transfert thermique

II.1 Travail des forces de pression

Rappel de mécanique : Le travail de la force \vec{F} qui s'exerce sur M au cours du déplacement de A à B s'écrit :

$$\mathcal{W}_{AB}^{\text{méca}}(\vec{F}) = \int_A^B \vec{F} \cdot d\vec{OM}$$

Ce travail est **algébriquement reçu par M** :

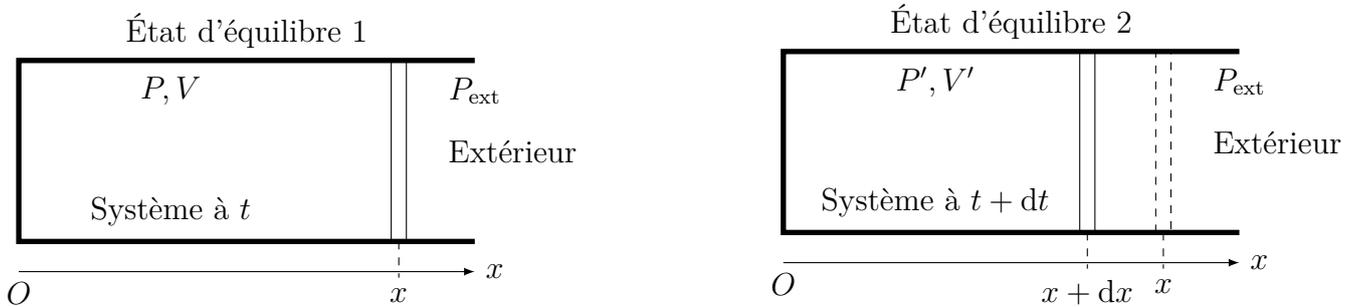
- si $\mathcal{W}_{AB}^{\text{méca}}(\vec{F}) > 0$, M reçoit réellement le travail de la part du milieu extérieur : \vec{F} est motrice ;
- si $\mathcal{W}_{AB}^{\text{méca}}(\vec{F}) < 0$, M fournit le travail au milieu extérieur : \vec{F} est résistante.

II.1.a) Expression générale

Capacité exigible : Calculer le travail par découpage en travaux élémentaires et sommation sur un chemin donné dans le cas d'une seule variable.

On considère un fluide contenu dans un cylindre indéformable fermé par un piston mobile de surface S .

On note $P_{\text{ext}} = \frac{F_{\text{ext}}}{S}$ la pression imposée par le milieu extérieur sur le système {gaz + piston}.



Activité : Travail des forces de pression

R1. Exprimer la force de pression subie par le piston de surface S de la part du milieu extérieur.

Solution: Le piston, de surface S , subit donc la force de pression dirigée de l'extérieur vers le système : $\vec{F}_{\text{ext}} = -P_{\text{ext}} S \vec{u}_x$

R2. Exprimer le travail élémentaire de la force de pression en fonction de P_{ext} , S et dx .

Solution: Le travail élémentaire de la force de pression exercée sur le piston lors du déplacement élémentaire du piston s'écrit

$$\begin{aligned} \delta W_P &= \vec{F}_{\text{ext}} \cdot d\vec{OM} \\ \delta W_P &= -P_{\text{ext}} S \underbrace{\vec{u}_x \cdot d\vec{OM}}_{dx} \\ &= -P_{\text{ext}} S dx \\ &= -P_{\text{ext}} dV \end{aligned}$$

R3. Exprimer la variation du volume du système, notée dV en fonction de S et dx .

Solution:

R4. En déduire l'expression du travail élémentaire en fonction de P_{ext} et dV . Relier le signe du travail au sens d'évolution du volume.

♥ À retenir : Travail des forces de pression

Le travail des forces de pression reçu algébriquement par le système soumis à une pression extérieure P_{ext} l'amenant d'un état d'équilibre initial pour lequel le volume est V_I à un état d'équilibre final pour lequel le volume est V_F s'écrit :

$$W_P = \int_{V_I}^{V_F} -P_{\text{ext}} dV$$

⚠ Attention – Erreur à ne pas commettre

- Ne pas oublier le signe $-$!
- La pression qui intervient est la pression EXTÉRIEURE qui est a priori différente de la pression intérieure du système P .

Capacité exigible : Calculer le travail sur des transformations isochore, monobare.

✂ Activité : Calculs de travaux de forces de pression

R1. Calculer le travail des forces de pression au cours d'une transformation isochore.

Solution:

EI	$\xrightarrow{\text{isochore}}$	EF
P_I		P_F
V_I		$V_F = V_I$
T_I		T_F

Le volume n'évolue pas au cours d'une transformation isochore, donc $dV = 0$, donc $W = \int_{V_I}^{V_F} -P_{\text{ext}} dV = 0$

R2. Calculer le travail des forces de pression au cours d'une transformation monobare.

Solution:

EI	$\xrightarrow{\text{monobare : } P_{\text{ext}}=\text{cste}}$	EF
P_I		P_F
V_I		V_F
T_I		T_F

$$W_P = \int_{V_I}^{V_F} -\underbrace{P_{\text{ext}}}_{=\text{cste}} dV$$

Donc $W_P = -P_{\text{ext}}(V_F - V_I)$

- Pour une détente : $V_F > V_I$, alors $W_P < 0$: le système **fournit réellement** de l'énergie au milieu extérieur.
- Pour une compression : $V_F < V_I$, alors $W_P > 0$: le système **reçoit réellement** de l'énergie de la part du milieu extérieur.

II.1.b) Transformations quasi-statiques

♥ À retenir : Travail des forces de pression

Au cours d'une transformation **quasi-statique**, il y a équilibre thermodynamique (et donc mécanique) à chaque instant, alors la pression P_Σ du système Σ est définie à chaque instant et $P_\Sigma = P_{\text{ext}}$ au niveau des

parois mobiles. Le travail des forces de pression au cours d'une telle transformation s'écrit

$$W_P = \int_{V_I}^{V_F} -P_{\Sigma} dV$$

Activité : Calculs de travaux de forces de pression

Calculer le travail des forces de pression reçu par n moles d'un gaz parfait subissant une transformation quasi-statique isotherme à la température T_0 , son volume passant de V_1 à V_2 . Commenter le signe.

Solution: Système : $\{n \text{ moles de gaz parfait}\}$

$$\begin{array}{ccc} EI & \xrightarrow{\text{isotherme : } T=\text{cste}} & EF \\ P_I & & P_F \\ V_I & & V_F \\ T_I & & T_F = T_I \end{array}$$

$$W_P = \int_{V_I}^{V_F} -P_{\text{ext}} dV$$

Or la transformation est isotherme, pour cela elle est nécessairement quasi-statique, donc $P_{\text{ext}} = P$

$$W_P = \int_{V_I}^{V_F} -P(V) dV$$

ATTENTION au cours d'une transformation isotherme, la pression n'est pas constante, elle dépend du volume, par conséquent il ne faut pas la sortir de l'intégrale.

Or le système est un gaz parfait, donc on peut écrire que $P = \frac{nRT}{V}$

$$\text{Ainsi } W_P = \int_{V_I}^{V_F} -\frac{nRT}{V} dV$$

Le système étant fermé, n est constante, R est la constante des gaz parfaits donc c'est une constante, et la température T du système est une constante au cours d'une transformation isotherme. On peut sortir nRT de l'intégrale.

ATTENTION Avant de sortir quelque chose d'une intégrale à bien vérifier que c'est une constante !

$$W_P = -nRT \int_{V_I}^{V_F} \frac{dV}{V}$$

$$W_P = -nRT \left[\ln(V) \right]_{V_I}^{V_F}$$

$$W_P = -nRT \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right)$$

- Pour une détente : $V_F > V_I$, alors $W_P < 0$: le système **fournit réellement** de l'énergie au milieu extérieur.
- Pour une compression : $V_F < V_I$, alors $W_P > 0$: le système **reçoit réellement** de l'énergie de la part du milieu extérieur.

II.1.c) Interprétation géométrique dans le diagramme de Clapeyron

Capacité exigible : Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans un diagramme de Clapeyron.

On représente souvent graphiquement l'évolution de P en fonction de V au cours d'une transformation dans un **diagramme de Clapeyron**.

Travail des forces de pression et diagramme de Clapeyron

R1. Représenter une transformation isochore dans le diagramme de Clapeyron. Que vaut l'aire sous la courbe ?

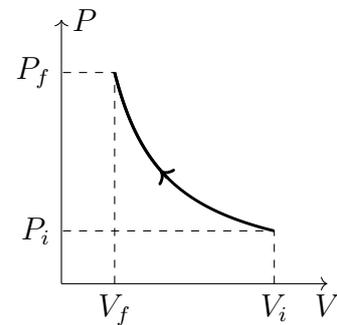
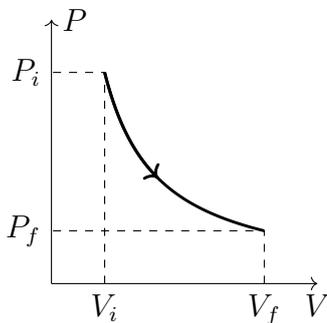
Solution: Une transformation isochore se représente par un segment vertical dans le diagramme de Clapeyron. L'aire sous la courbe est nulle.

R2. Représenter une transformation isobare dans le diagramme de Clapeyron.

Solution: Une transformation isobare se représente par un segment horizontal dans le diagramme de Clapeyron. L'aire sous la courbe vaut $P(V_f - V_i)$. Or le travail des forces de pression vaut $-P(V_f - V_i)$ au cours d'une transformation isobare.

Ainsi le travail des forces de pression reçu par un système au cours d'une transformation est égal à l'opposé de l'aire algébrique sous la courbe.

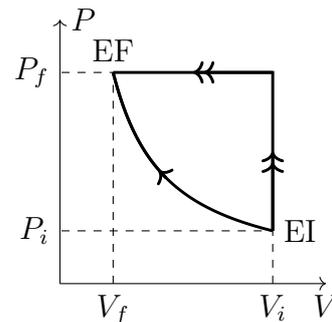
R3. Pour les deux transformations ci-dessous, quel est le signe du travail des forces de pression ? quel lien existe-t-il avec l'aire algébrique sous la courbe $\int_{V_i}^{V_f} P(V) dV$?



Solution: $W_P = - \int_{V_i}^{V_f} P(V) dV = -|\mathcal{A}| < 0$

Solution: $W_P = - \int_{V_i}^{V_f} P(V) dV = \int_{V_f}^{V_i} P(V) dV = |\mathcal{A}| > 0$

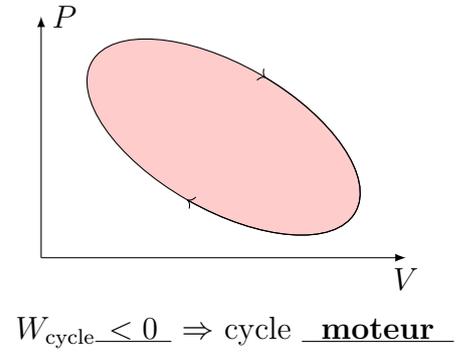
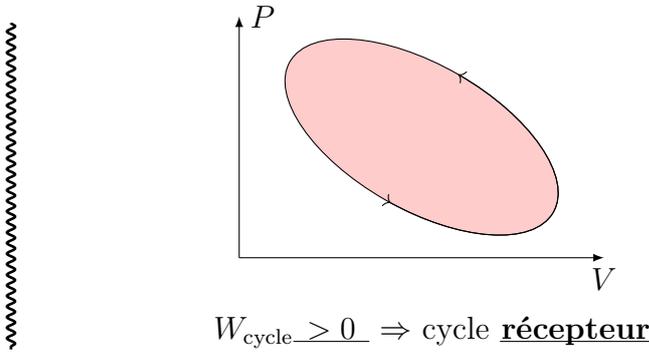
R4. Comparer l'aire sous la courbe sur les deux transformations ci-contre. Que peut-on dire du travail sur deux transformations différentes du même état initial au même état final ?



Solution: L'aire sous la courbe de la transformation \gg est différente de la transformation \gt . Ces deux transformations vont du même état initial au même état final.

Le travail des forces de pression dépend de la transformation subie par le système pour aller de l'état initial EI à l'état final EF.

R5. Pour une **transformation cyclique** (c'est-à-dire composée de plusieurs transformations permettant de revenir au même état initial), le **travail algébriquement reçu par le système de la part du milieu extérieur correspond à l'opposé de l'aire algébrique délimitée par le cycle.**



II.2 Travail électrique

Le travail électrique algébriquement reçu par le système traversé par le courant $i(t)$ dont la tension à ses bornes, en convention récepteur, est $u(t)$:

$$W_{\text{élec}} = \int_{t_A}^{t_B} \mathcal{P}(t) dt = \int_{t_A}^{t_B} u(t) \times i(t) dt$$

En régime permanent ($u(t) = U$ et $i(t) = I$ ne dépendent pas du temps), un conducteur ohmique reçoit algébriquement, au cours d'une transformation d'une durée Δt , le travail électrique :

$$W_{\text{élec}} = U \times I \times \Delta t = RI^2 \times \Delta t = \frac{U^2}{R} \times \Delta t$$

II.3 Transfert thermique

II.3.a) Définition



Définition : Transfert thermique

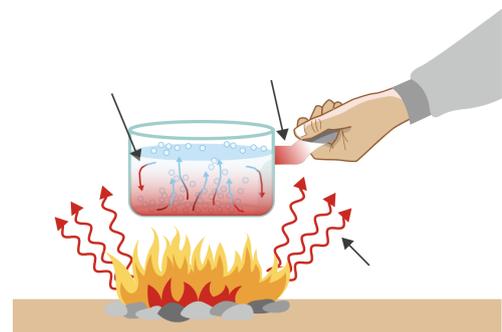
Un **transfert thermique**, noté Q est une quantité d'énergie thermique désordonnée (agitation microscopique) échangée entre deux systèmes. Il est compté reçu algébriquement par le système.

Il n'existe pas d'expression générale pour le transfert thermique.

II.3.b) Trois modes de transferts thermiques

Capacité exigible : Distinguer qualitativement les trois types de transferts thermiques : conduction, convection et rayonnement.

Distinguer ci-contre les trois modes de transferts thermiques.



■ La **conduction thermique** (ou **diffusion thermique**) est un phénomène de transport d'énergie thermique sans transport de matière, de proche en proche, qui intervient dans un milieu dont la température n'est pas homogène.

Ce transport se produit spontanément et se retrouve dans tous les types de systèmes.

Il s'effectue dans le sens des températures décroissantes et tend à homogénéiser la température du système. C'est le mode de transfert thermique qui domine dans les solides.

■ La **convection** est un transfert thermique par déplacement macroscopique de matière, et concerne donc les fluides (liquide et gaz) et pas les solides.

La convection peut être naturelle : au contact d'un simple radiateur, l'air chaud se dilate et devient moins dense que l'air froid, il monte et assure ainsi un brassage naturel. Il peut être forcé, par exemple, avec un ventilateur ou un four à chaleur tournante.

La convection est plus efficace que la conduction, et domine donc dans les fluides. Il est ainsi plus efficace de remuer son café pour le refroidir que de le laisser se refroidir seul sans remuer.

- Le **rayonnement thermique** est un transfert d'énergie thermique par l'intermédiaire des ondes électromagnétiques. Ces dernières sont émises par tout corps de température non nulle et sont par la suite absorbées par la matière. Il se superpose aux deux premiers et a la particularité d'avoir lieu même en l'absence de milieu matériel et de contact entre les deux corps.
Le soleil chauffe la Terre par rayonnement.

II.3.c) Transformations adiabatiques

Définition : Transformation adiabatique

| Une **transformation adiabatique** s'effectue sans transfert thermique avec l'extérieur : $Q = 0$.

Comment réaliser une transformation adiabatique ?

Pour cela il faut entourer le système d'une **paroi athermane** (ou **calorifugée**), qui doit bloquer les trois modes de transfert thermique. L'isolation thermique permet d'**augmenter fortement le temps caractéristique d'établissement de l'équilibre thermique**. Dans ce cas, **l'équilibre mécanique est atteint beaucoup plus rapidement que l'équilibre thermique**. Au moment où le système a atteint l'équilibre mécanique, on peut alors considérer la transformation subie par le système comme étant adiabatique. Une transformation rapide peut être considérée comme adiabatique : au cours de la transformation, les échanges thermiques n'ont pas le temps de s'effectuer.

II.3.d) Thermostats et transformations monothermes

Capacité exigible : Identifier dans une situation expérimentale le ou les systèmes modélisables par un thermostat.

Définition : Thermostat et transformation monotherme

- Un **thermostat** est un système thermodynamique susceptible d'échanger du transfert thermique tout en conservant une température constante et uniforme.
- Au contact d'un thermostat, à travers une **paroi diathermane**, la transformation du système est **monotherme** : $T_{\text{ext}} = \text{cste}$.

Comment réaliser en pratique un thermostat ? On peut utiliser un très grand réservoir (lac, piscine, air d'une pièce, ...) qui va pouvoir échanger du transfert thermique sans que sa température ne varie. **Le thermostat doit avoir une capacité thermique très grande devant la capacité thermique du système.**

Exemples :

À retenir : Transformation isotherme

Pour qu'un système Σ subisse une **transformation isotherme**, c'est-à-dire $T_{\Sigma} = \text{cste}$, il doit être mis **en contact avec un thermostat** via des parois diathermanes.

Pour qu'à chaque instant $T_{\Sigma} = T_{\text{ext}} = \text{cste}$, il faut que la transformation soit suffisamment lente pour que les transferts thermiques aient le temps de s'effectuer : une **transformation isotherme** est donc **nécessairement quasi-statique**.

Attention : adiabatique \neq isotherme

- si la transformation est rapide (devant le temps d'établissement de l'équilibre thermique), la transformation pourra être modélisée comme étant adiabatique.
- si la transformation est lente (devant le temps d'établissement de l'équilibre thermique), la transformation pourra être modélisée comme étant isotherme.

III Premier principe

III.1 Énergie totale d'un système

L'**énergie totale** \mathcal{E} d'un système thermodynamique est la somme de l'énergie mécanique à l'échelle macroscopique $\mathcal{E}_m^{\text{macro}}$ (énergie cinétique à l'échelle macroscopique et énergies potentielles liée aux actions mécaniques extérieures conservatives) et de l'énergie interne U (somme des énergies cinétiques à l'échelle microscopique et des énergies d'interaction entre molécules).

$$\mathcal{E} = \mathcal{E}_m^{\text{macro}} + U$$

III.2 Énoncé du premier principe

♥ À retenir : Énoncé du premier principe de la thermodynamique

1. À tout système thermodynamique, on associe une **fonction d'état extensive** U appelée **énergie interne**.
2. Au cours d'une transformation d'un **système FERMÉ** entre deux états d'équilibre thermodynamique, la **variation de l'énergie totale du système est égale à la somme des travaux et des transferts thermiques reçus algébriquement par le système** :

$$\Delta \mathcal{E} = \mathcal{W} + \mathcal{Q} \Leftrightarrow \Delta \mathcal{E}_m^{\text{macro}} + \Delta U = \mathcal{W} + \mathcal{Q}$$

- $\Delta \mathcal{E} = \mathcal{E}_{\text{EF}} - \mathcal{E}_{\text{EI}}$ est la variation de l'énergie totale entre l'état initial et l'état final ;
- \mathcal{W} est le travail (des forces non conservatives) **reçu algébriquement** par le système (en joule, J) ;
- \mathcal{Q} est le transfert thermique **reçu algébriquement** par le système (en joule, J).

♥ À retenir : Énoncé fréquent du 1^{er} principe (syst. macro^t au repos)

En 1^{re} année, les systèmes thermodynamiques fermés étudiés seront macroscopiquement au repos, tels que $\Delta \mathcal{E}_m^{\text{macro}} = 0$

La **variation de l'énergie interne du système est égale à la somme des travaux et des transferts thermiques reçus algébriquement par le système FERMÉ** :

$$\Delta U = \mathcal{W} + \mathcal{Q}$$

Capacité exigible : Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne du statut des termes d'échange.

⚠ Attention aux notations

- ΔU , car c'est la **VARIATION** de l'énergie interne entre l'EI et l'EF : $\Delta U = U_f - U_i$
 ΔU dépend de l'état initial et de l'état final, et non de la nature de la transformation.
- \mathcal{W} et \mathcal{Q} (sans rien devant) car c'est la **quantité d'énergie reçue par le système au cours de la transformation** de l'EI vers l'EF
 \mathcal{W} et \mathcal{Q} ne sont pas la variation d'une quelconque grandeur.
 \mathcal{W} et \mathcal{Q} dépendent de la nature de la transformation suivie pour aller de l'EI vers l'EF.

♥ À retenir : Travail et transfert thermique algébriques

Les échanges d'énergie travail ou transfert thermique sont toujours exprimés en valeur algébrique reçus par le système étudié :

- \mathcal{W} et \mathcal{Q} sont lorsque le système reçoit réellement de l'énergie de la part du système extérieur,
- \mathcal{W} et \mathcal{Q} sont lorsque le système fournit réellement de l'énergie au système extérieur.

III.3 Applications du premier principe

💡 Méthode : Utilisation du 1^{er} principe (bilan d'énergie)

- | | EI | <u>nature de la transformation</u> → | EF |
|--|------------|--------------------------------------|---------|
| 1. Définir précisément le système FERMÉ étudié. | | | |
| 2. Préciser proprement les états d'équilibre initial et final du système étudié et indiquer la nature de la transformation (adiabatique, ...) | Σ_1 | $T_{1I} =$ | $T_F =$ |
| | | $P_{1I} =$ | |
| Si le système étudié est constitué de deux sous systèmes dont les états initiaux sont différents, séparer le système en deux sous-systèmes : $\Sigma = \Sigma_1 + \Sigma_2$. | Σ_2 | $V_{1I} =$ | $P_F =$ |
| | | $T_{2I} =$ | |
| | | $P_{2I} =$ | $V_F =$ |
| | | $V_{2I} =$ | |
| 3. Écrire le premier principe entre les deux états définis à l'étape précédente : $\Delta U = \mathcal{W} + \mathcal{Q}$ | | | |
| 4. Calculer la variation de l'énergie interne du système (ou de l'énergie totale) : $\Delta U = U_F - U_I$.
Si le système est initialement constitué de plusieurs sous-systèmes, il faudra utiliser l'additivité de l'énergie interne : $\Delta U(\Sigma_1 \cup \Sigma_2) = \Delta U(\Sigma_1) + \Delta U(\Sigma_2)$ | | | |
| 5. Calculer le travail : $\mathcal{W} = \mathcal{W}_{\text{pression}} + \mathcal{W}'$, avec \mathcal{W}' les travaux autres que celui des forces de pression. | | | |
| • cas général : $\mathcal{W}_{\text{pression}} = \int_{V_I}^{V_F} -P_{\text{ext}} dV$ | | | |
| • transformation quasi-statique : $\mathcal{W}_{\text{pression}} = \int_{V_I}^{V_F} -P dV$ | | | |
| 6. En déduire le transfert thermique par application du 1 ^{er} principe : $\mathcal{Q} = \Delta U - \mathcal{W}$
Le transfert thermique se calcule uniquement à l'aide du premier principe.
<i>Le travail et le transfert thermique <u>dépendent</u> du chemin suivi.</i> | | | |

Capacité exigible : Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir un travail W et un transfert thermique Q . Calculer le transfert thermique Q sur un chemin donné connaissant le travail W et la variation de l'énergie interne ΔU . Exploiter l'extensivité de l'énergie interne.

🔧 Activité : Bilans d'énergie sur un gaz parfait

- R1. Déterminer le transfert thermique reçus par deux moles d'un gaz parfait subissant une compression isotherme, son volume passant de V_0 à $V_0/2$. Commenter.

Solution: Système : n moles de gaz parfait

$$\begin{array}{ccc} EI & \xrightarrow{\text{isotherme : } T_0=\text{cste}} & EF \\ P_I & & P_F = P_I \\ V_I = V_0 & & V_F = \frac{V_0}{2} \\ T_I & & T_F = T_I \end{array}$$

- Variation de l'énergie interne : $\Delta U = C_V(T_F - T_I) = 0$, car $T_F = T_I$ au cours d'une transformation isotherme.
- Travail des forces de pression :

$$W_P = \int_{V_I}^{V_F} -P(V)dV$$

ATTENTION au cours d'une transformation isotherme, la pression n'est pas constante, elle dépend du volume, par conséquent il ne faut pas la sortir de l'intégrale.

Or le système est un gaz parfait, donc on peut écrire que $P = \frac{nRT_0}{V}$

$$\text{Ainsi } W_P = \int_{V_I}^{V_F} -\frac{nRT_0}{V}dV$$

nRT est constante.

$$\begin{aligned} W_P &= -nRT_0 \int_{V_I}^{V_F} \frac{dV}{V} \\ W_P &= -nRT_0 \left[\ln(V) \right]_{V_I}^{V_F} \\ W_P &= -nRT_0 \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right) \\ W_P &= -nRT_0 \ln \frac{1}{2} \\ W_P &= nRT_0 \ln(2) > 0 \end{aligned}$$

Le système reçoit réellement du travail des forces de pression au cours de la compression.

- Transfert thermique :

Il se détermine par application du 1^{er} principe : $\underbrace{\Delta U}_{=0} = W_P + Q$

$$\text{Ainsi } Q = -W_P = nRT \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right) = -nRT_0 \ln(2) < 0$$

Le système fournit du transfert thermique au milieu extérieur : lors de la compression, la température du système reste constante car il libère du transfert thermique.

- R2. On considère deux moles d'un gaz dans une enceinte fermée et indéformable, initialement à $T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C}$, et que l'on chauffe jusqu'à $T_2 = 100 \text{ }^\circ\text{C}$. La capacité thermique molaire à volume constant du gaz est $C_{V,m} = 21 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Exprimer le transfert thermique reçu par le gaz lors de cette transformation.

Solution:

Système : $n = 2$ moles de gaz parfait

$$\begin{array}{ccc} EI & \xrightarrow{\text{isochore}} & EF \\ P_I & & P_F \\ V_I & & V_F = V_I \\ T_1 & & T_2 \end{array}$$

1^{er} principe : $\Delta U = W + Q$

— la transformation est isochore (à V constant), donc pour tout système :

$$\Delta U = C_V(T_2 - T_1) = nC_{Vm}(T_2 - T_1)$$

— la transformation étant isochore, $W_P = 0$

— D'après le premier principe : $Q = \Delta U = nC_{Vm}(T_2 - T_1) = 3,36 \text{ kJ}$

Activité : Bilan d'énergie sur une phase condensée

On met dans une bouteille dite « isotherme (Thermos[®]) » un volume $V_1 = 80 \text{ cL}$ de thé à $T_1 = 90 \text{ °C}$ et $V_2 = 20 \text{ cL}$ d'eau liquide à $T_2 = 20 \text{ °C}$. On souhaite déterminer la température finale T_F .

R1. Comment peut-on qualifier la transformation ? En déduire que la variation de l'énergie interne est nulle.

Solution: Système : { eau dans le thermos }

EI	$\xrightarrow{\text{transformation adiabatique et isochore}}$	EF
$\boxed{1}$ eau (ℓ)		eau (ℓ)
$V_1 = 80 \text{ cL}$		V_1
$m_1 = \rho V_1$		m_1
$T_1 = 363 \text{ K}$		T_F
$\boxed{2}$ eau (ℓ)		eau (ℓ)
$V_2 = 20 \text{ cL}$		V_2
$m_2 = \rho V_2$		m_2
$T_2 = 293 \text{ K}$		T_F

Premier principe : $\Delta U = Q + W_P$

Le système est constitué d'eau liquide uniquement, qui est une phase condensée incompressible et indilatable, donc la transformation est isochore, donc $W_P = 0$

Le système est enfermé dans un thermos qui limite grandement les transferts thermiques avec l'extérieur, que l'on peut négliger à l'échelle du temps de la transformation : $Q = 0$

Le premier principe donne donc $\Delta U = 0$

R2. En utilisant l'additivité de l'énergie interne, établir l'expression de la variation de l'énergie interne en fonction de V_1 , V_2 , T_1 , T_2 , T_F , et de la capacité thermique massique à volume constant de l'eau liquide.

Solution: L'énergie interne est additive : $\Delta U = \Delta U_1 + \Delta U_2$, avec :

$$\begin{aligned} \Delta U_1 &= C_{V1}(T_F - T_1) \\ &= m_1 c_{V,\ell}(T_F - T_1) \\ &= \rho V_1 c_{V,\ell}(T_F - T_1) \end{aligned}$$

De même : $\Delta U_2 = \rho V_2 c_{V,\ell}(T_F - T_2)$

Ainsi $\Delta U = \rho c_{V,\ell}(V_1(T_F - T_1) + V_2(T_F - T_2))$

R3. En déduire l'expression de la température T_F . Faire l'application numérique.

Solution:

D'après le 1^{er} principe : $\rho_{C_{V,\ell}}(V_1(T_F - T_1) + V_2(T_F - T_2)) = 0$, ainsi $T_F(V_1 + V_2) = V_1T_1 + V_2T_2$

Donc $T_F = \frac{V_1T_1 + V_2T_2}{V_1 + V_2} = 349 \text{ K} = 76 \text{ °C}$

IV Enthalpie d'un système

IV.1 Définitions

IV.1.a) Enthalpie d'un système thermodynamique

Définition : Enthalpie

L'**enthalpie**, notée H , d'un système à l'équilibre thermodynamique est définie par

$$H = U + PV$$

- H l'enthalpie du système (en joule, J) : c'est une énergie ;
- U l'énergie interne du système (en joule, J) ;
- P la pression du système (en pascals, Pa) ;
- V le volume du système (en m^3).

De même que l'énergie interne, l'enthalpie est une :

- **fonction d'état** : sa variation ne dépend pas du chemin suivi,
- **extensive et additive** : H est proportionnelle à la quantité de matière et $H(\Sigma_1 \cup \Sigma_2) = H(\Sigma_1) + H(\Sigma_2)$

Définitions : Enthalpies molaire et massique

L'enthalpie étant une grandeur extensive, on définit :

- **Enthalpie molaire** : $H_m = \frac{H}{n} = U_m + PV_m$ en $\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- **Enthalpie massique** : $h = \frac{H}{m} = u + Pv$ en $\text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$.

IV.1.b) Capacité thermique à pression constante

Capacité exigible : Définir la capacité thermique à pression constante d'un système.

Définition : Capacité thermique à pression constante

Lors d'une transformation infinitésimale au cours de laquelle la température varie de dT , la pression étant gardée constante, l'enthalpie du système varie de :

$$dH = C_P dT$$

avec C_P (en $\text{J} \cdot \text{K}^{-1}$) la **capacité thermique à pression constante**.

Autrement dit : $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$

📖 Définitions : Capacité thermique à pression constante molaire et massique

La capacité thermique à pression constante étant une grandeur extensive, on définit :

- la **capacité thermique molaire à pression constante** $C_{Pm} = \frac{C_P}{n}$ (en $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$);
- la **capacité thermique massique à pression constante** $c_P = \frac{C_P}{m}$ (en $J \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$).

IV.2 Gaz parfait

Capacité exigible : Exprimer l'enthalpie molaire $H_m(T)$ d'un gaz parfait à partir de l'énergie interne.

🔗 Enthalpie et C_P d'un gaz parfait

R1. En utilisant la loi des gaz parfaits, exprimer l'enthalpie molaire d'un gaz parfait. Commentaire.

En déduire l'enthalpie d'un gaz parfait monoatomique

Solution: Enthalpie : $H = U + PV$

D'après la loi des gaz parfaits : $PV = nRT$

Ainsi : $H(n, T) = U(n, T) + nRT$

Enthalpie molaire d'un gaz parfait : $H_m(T) = U_m(T) + RT$

L'énergie interne molaire d'un gaz parfait ne dépend que de la température, donc l'enthalpie molaire d'un gaz parfait ne dépend que de la température.

Pour un GPM, $U_m(T) = \frac{3}{2}RT$, donc $H_m(T) = \frac{5}{2}RT$

R2. Relier la capacité thermique molaire à pression constante à la capacité thermique molaire à volume constant pour un gaz parfait.

R3. En déduire la valeur de la capacité thermique molaire à pression constante d'un gaz parfait monoatomique.

Solution: Pour un gaz parfait : $C_{Vm} = \frac{dU_m}{dT}$ et $C_{Pm} = \frac{dH_m}{dT}$

On dérive par rapport à la température la relation $H_m(T) = U_m(T) + RT$:

$$\frac{dH_m}{dT} = \frac{dU_m}{dT} + \frac{d(RT)}{dT}$$

Soit $C_{Pm} = C_{Vm} + R$

Pour un gaz parfait monoatomique : $C_{Vm} = \frac{3}{2}R$, ainsi $C_{Pm} = \frac{5}{2}R$

R4. Exprimer C_{Pm} et de C_{Vm} en fonction du rapport isentropique $\gamma = \frac{C_{Pm}}{C_{Vm}}$ et R .

Solution: On a les deux équations : $\begin{cases} C_{Pm} = C_{Vm} + R \\ \gamma = \frac{C_{Pm}}{C_{Vm}} \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} \gamma C_{Vm} = C_{Vm} + R \\ C_{Pm} = \gamma C_{Vm} \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} C_{Vm}(\gamma - 1) = R \\ C_{Pm} = \gamma C_{Vm} \end{cases}$

Ainsi : $C_{Vm} = \frac{R}{\gamma - 1}$ et $C_{Pm} = \frac{\gamma R}{\gamma - 1}$

♥ À retenir : Enthalpie d'un gaz parfait

- L'enthalpie molaire d'un gaz parfait est liée à l'énergie interne molaire par

$$H_m(T) = U_m(T) + RT$$

Elle ne dépend que de la température.

- La variation de l'enthalpie d'un gaz parfait, au cours d'une transformation quelconque entre un état initial où la température vaut T_I et un état final où la température vaut T_F , s'écrit

$$\Delta H = H(T_F) - H(T_I) = \int_{T_I}^{T_F} n C_{Pm}(T) dT$$

- Très souvent, C_{Pm} sera considérée indépendante de la température :

$$\Delta H = n C_{Pm}(T_F - T_I)$$

- Les capacités thermiques molaires des gaz parfaits sont reliées par :

$$C_{Pm} = C_{Vm} + R$$

IV.3 Phase condensée

Capacité exigible : Comprendre pourquoi l'enthalpie molaire H_m d'une phase condensée peu compressible et peu dilatable peut être considérée comme une fonction de l'unique variable T .

Exemple 1. On considère 1 kg d'eau liquide, modélisée par une phase condensée incompressible et indilatable, de capacité thermique massique à volume constant $c_V = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

— Variation de l'énergie interne si la température varie de 10°C :

$$\Delta U = m c_V \Delta T = 41,8 \text{ kJ}$$

— Variation de PV si la pression varie de 1 bar, en considérant le volume comme étant constant :

$$\Delta(PV) = \frac{m}{\rho} \Delta P = \frac{10^5}{10^3} = 100 \text{ J}$$

— Ainsi $\Delta(PV) \sim \frac{\Delta U}{400} \ll \Delta U$, soit $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV) \approx \Delta U$

♥ À retenir : H et C_P d'une phase condensée

- L'enthalpie molaire (ou massique) d'une phase condensée incompressible et indilatable ne dépend que de la température :

$$H_m = H_m(T)$$

- Les capacités thermiques à volume constant et à pression constante d'une phase condensée sont environ égales. On parle donc de **capacité thermique**, notée C (c , C_m) sans précision.

- La variation de l'enthalpie molaire d'une phase condensée indilatable et incompressible entre un état initial où la température vaut T_I et un état final où la température vaut T_F s'écrit

$$\Delta H = H(T_F) - H(T_I) = \int_{T_I}^{T_F} n C_m(T) dT$$

■ Très souvent, C_m (resp. c) sera considérée indépendante de la température :

$$\begin{aligned}\Delta H &= n \times C_m \times (T_F - T_I) \\ &= m \times c \times (T_F - T_I)\end{aligned}$$

Capacité exigible : Connaitre l'ordre de grandeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.

♥ **À retenir** : Capacité thermique massique de l'eau liquide

$$c_{\text{eau},\ell} = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$$

IV.4 Premier principe avec H pour une transformation monobare

Capacité exigible : Exprimer le premier principe sous forme de bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final.

♥ **À retenir** : 1^{er} principe avec l'enthalpie

Pour un système FERMÉ subissant une transformation monobare avec équilibre mécanique à l'état initial ($P_I = P_{\text{ext}}$) et à l'état final ($P_F = P_{\text{ext}}$) OU une transformation isobare :

	monobare $P_{\text{ext}} = \text{cste}$	
EI	OU isobare $P = P_{\text{ext}} = \text{cste}$	EF
$T_I =$		$T_F =$
$P_I = P_{\text{ext}}$		$P_F = P_{\text{ext}}$
$V_I =$		$V_F =$

au cours de laquelle il reçoit le transfert thermique Q et des travaux autres que ceux des forces de pression W' , le premier principe s'écrit :

$$\Delta H = W' + Q$$

Si seules les forces de pression agissent ($W' = 0$) :

$$\Delta H = Q$$

Démonstration. D'après le premier principe de la thermodynamique : $\Delta \mathcal{E}_m + \Delta U = \mathcal{W}_{\text{pression}} + W' + Q$, avec :

- le travail des forces de pression reçu : $\mathcal{W}_{\text{pression}} = \int_{V_I}^{V_F} -P_{\text{ext}} dV = -P_{\text{ext}}(V_F - V_I)$ car P_{ext} est constante ;
- le travail autre que les forces de pression W' reçu par le système (par ex. du travail électrique si une résistance électrique est contenue dans le système) ;

$$\begin{aligned}\Delta \mathcal{E}_m + \Delta U &= -P_{\text{ext}}(V_F - V_I) + W' + Q \\ \Delta \mathcal{E}_m + U_F - U_I &= -P_{\text{ext}}V_F + P_{\text{ext}}V_I + W' + Q \\ \Delta \mathcal{E}_m + U_F + P_{\text{ext}}V_F - (U_I + P_{\text{ext}}V_I) &= W' + Q \\ &\text{avec } P_F = P_{\text{ext}} \text{ et } P_I = P_{\text{ext}} \\ \Delta \mathcal{E}_m + \underbrace{(U_F + P_F V_F)}_{=H_F} - \underbrace{(U_I + P_I V_I)}_{=H_I} &= W' + Q \\ \Delta \mathcal{E}_m + \Delta H &= W' + Q\end{aligned}$$

Activité : Bilan enthalpique d'un gaz

On considère deux moles d'un gaz dans une enceinte fermée par un piston libre de se déplacer et que l'on chauffe de $T_1 = 20\text{ °C}$ à $T_2 = 100\text{ °C}$. On néglige les capacités thermiques autres que celle du gaz. Le piston mobile est au contact du gaz d'un côté, et de l'atmosphère à $P_0 = 1,0\text{ bar}$ de l'autre.

Les capacités thermiques molaires du gaz sont $C_{V,m} = 21\text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $C_{P,m} = 29,3\text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Calculer le transfert thermique reçu par le gaz nécessaire à cette augmentation de température.

Solution: Système : {2 moles de gaz}

	EI	$\xrightarrow{\text{monobare à } P_{\text{ext}}=P_0}$	EF
	T_1		T_2
	$P_I = P_0$ (éq. méca)		$P_F = P_0$ (éq. méca)

La transformation est monobare avec $P_I = P_{\text{ext}} = P_F$, donc on peut écrire le premier principe avec l'enthalpie : $\Delta H = W' + Q$,
avec W' le travail AUTRE que celui des forces de pression. Ici il n'y a que les forces de pression, donc $W' = 0$
Ainsi $\Delta H = W$
Au cours d'une transformation à pression constante, pour un gaz (même non parfait), $\Delta H = nC_{pm}(T_2 - T_1)$ (par définition de C_p).
Ainsi $Q = nC_{pm}(T_2 - T_1)$

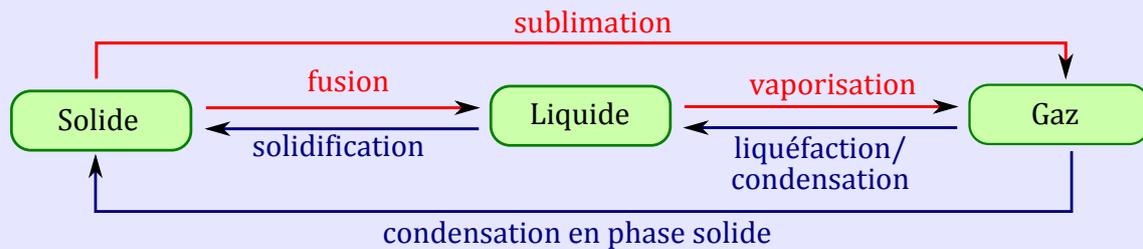
V Transition de phase

V.1 Différentes transitions de phase

📖 Définition : Transition de phase

Une **phase** est une région du système où les grandeurs intensives sont des fonctions continues des coordonnées de l'espace.

Une **transition de phase** (ou changement d'état) est une transformation macroscopique de la structure du système le faisant passer d'une phase à une autre.



V.2 Enthalpie de transition de phase

Capacité exigible : Définir l'enthalpie de transition de phase : enthalpie de fusion, enthalpie de vaporisation, enthalpie de sublimation.

📖 Définition : Enthalpies de transition de phase

L'**enthalpie massique de transition de phase** d'un corps pur passant de la phase φ_1 à la phase φ_2 , à la température T et à la pression d'équilibre $P = P_{\text{éq}}(T)$, est la différence des enthalpies massiques d'un corps pur dans la phase φ_2 (à T et $P = P_{\text{éq}}(T)$) et dans la phase φ_1 (à la même température T et à la pression d'équilibre $P = P_{\text{éq}}(T)$) :

$$\Delta_{\varphi_1 \rightarrow \varphi_2} h(T) = h_{\varphi_2}(T) - h_{\varphi_1}(T) \text{ en } \text{J} \cdot \text{kg}^{-1}$$

- **Enthalpie massique de fusion** à T_{fus} : $\Delta_{\text{fus}} h(T_{\text{fus}}) = h_L(T_{\text{fus}}) - h_S(T_{\text{fus}}) = -\Delta_{\text{sol}} h(T_{\text{fus}})$
- **Enthalpie massique de vaporisation** à T_{vap} : $\Delta_{\text{vap}} h(T_{\text{vap}}) = h_V(T_{\text{vap}}) - h_L(T_{\text{vap}}) = -\Delta_{\text{liq}} h(T_{\text{vap}})$

• **Enthalpie massique de sublimation à T_{sub} :** $\Delta_{\text{sub}}h(T_{\text{sub}}) = h_V(T_{\text{sub}}) - h_S(T_{\text{sub}}) = -\Delta_{\text{cond}}h(T_{\text{sub}})$

Quel est le signe de l'enthalpie de transition de phase ?

- Considérons une transition de phase se produisant à température T constante et à la pression $P_{\text{eq}}(T)$ constante, alors on peut écrire le premier principe $\Delta H = Q \Leftrightarrow m\Delta h = Q$
 Au cours d'une vaporisation : $\Delta_{\text{vap}}h(T) = \frac{Q}{m}$, il faut fournir de l'énergie au système pour réaliser la vaporisation, donc il faut que Q soit positif. Cela implique $\Delta_{\text{vap}}h(T) > 0$, de même $\Delta_{\text{fus}}h(T) > 0$ et $\Delta_{\text{sub}}h(T) > 0$.
- Pour les changements d'état inverses, les enthalpies de transition de phase sont négatives.

V.3 Bilans énergétiques en présence d'une transition de phase

Capacité exigible : Exploiter l'extensivité de l'enthalpie et réaliser des bilans énergétiques en prenant en compte des transitions de phase.

💡 Méthode : Bilans énergétiques en présence de transition de phase

Pour étudier une transformation mettant en jeu des transitions de phase, **les étapes sont identiques à ce qu'on a fait en l'absence de transition de phase**, mais il est nécessaire de :

- **découper le système en sous-systèmes** selon la transformation subie par chacun, notamment changements d'état ou non (Par exemple pour un glaçon dans un verre d'eau, on considèrera le sous-système glaçon et le sous-système eau liquide) ;
- calculer la variation d'enthalpie de chaque (sous-)système selon le **chemin fictif** menant de l'état initial à l'état final faisant apparaître des étapes au cours desquelles, il se produit :
 - soit une transition de phase isobare et isotherme de l'ensemble du sous-système ;
 - soit un changement de température sans transition de phase de l'ensemble du sous-système ;

🔧 Activité : Bilan enthalpique lors de la vaporisation de l'eau

On souhaite faire passer un kilogramme d'eau de l'état liquide E ($P_E = 1,0 \text{ bar}$; $T_E = 300 \text{ K}$) par voie monobare sous 1 bar à l'état gazeux D ($P_D = 1,0 \text{ bar}$; $T_D = 600 \text{ K}$).

On donne l'enthalpie massique de vaporisation à $T_v = 373 \text{ K}$: $\Delta_{\text{vap}}h(T_v) = 2,26 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ et la capacité thermique massique à pression constante de l'eau vapeur : $c_{P,\text{vap}} = 1,94 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

R1. Justifier que le transfert thermique reçu est égal à la variation d'enthalpie du système.

	E	$\xrightarrow{\text{monobare } P_{\text{ext}}=1,0 \text{ bar}}$	D
	eau liquide		eau vapeur
Solution: Système : {1 kg d'eau liquide}	$m = 1,0 \text{ kg}$		$m = 1,0 \text{ kg}$
	$P_E = 1,0 \text{ bar}$		$P_D = 1,0 \text{ bar}$
	$T_E = 300 \text{ K}$		$T_D = 600 \text{ K}$

La transformation est monobare et le système est à l'équilibre mécanique à l'état initial et à l'état final, donc on peut écrire le 1^{er} principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie : $\Delta H = W' + Q$, avec W' le travail des forces extérieures non conservatives autres que les forces de pression.

Il n'y a pas d'autres actions mécaniques extérieures non conservatives que les forces de pression (pas de turbines, pas de résistances traversées par un courant...), donc $W' = 0$.

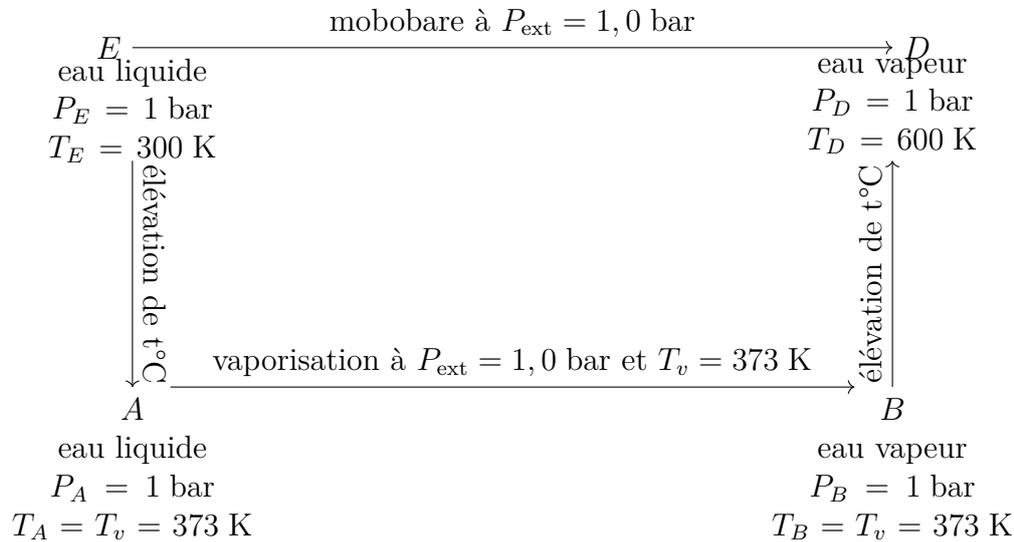
Ainsi le transfert thermique recherché vaut $Q = \Delta H$

R2. Définir un chemin permettant de calculer la variation de l'enthalpie et déterminer la variation d'enthalpie du kilogramme d'eau au cours de cette transformation.

Solution: L'enthalpie est une fonction d'état, donc sa variation ne dépend pas du chemin suivi, il faut faire intervenir des étapes au cours desquelles :

- seul l'état varie à température et pression constantes ;
- seule la température varie, sans transition de phase.

On nous donne l'enthalpie de vaporisation à 373 K, il faut donc « procéder à un transition de phase » à cette température.



$\Delta_{ED}H = \Delta_{EA}H + \Delta_{AB}H + \Delta_{BD}H$, avec :

- $E \rightarrow A$: c'est un phase condensée dont la température évolue, donc $\Delta_{EA}H = C(T_A - T_E)$, avec $C = mc_{\text{eau},\ell}$, donc $\Delta_{EA}H = mc_{\text{eau},\ell}(T_v - T_E)$
- $A \rightarrow B$: l'eau se vaporise entièrement à température T_v et pression constante, donc $\Delta_{AB}H = m\Delta_{\text{vap}}h(T_v)$
- $B \rightarrow D$: c'est un gaz dont la température évolue, donc $\Delta_{BD}H = C_P(T_D - T_v)$, avec $C_P = mc_P$, donc $\Delta_{BD}H = mc_P(T_D - T_v)$.

Ainsi $\Delta H = m(c_{\text{eau},\ell}(T_v - T_E) + \Delta_{\text{vap}}h(T_v) + c_P(T_D - T_v))$

R3. En déduire le transfert thermique nécessaire. Faire l'application numérique.

Solution: D'après le premier principe : $Q = m(c_{\text{eau},\ell}(T_v - T_E) + \Delta_{\text{vap}}h(T_v) + c_P(T_D - T_v))$

A.N. : $Q = 3,00 \cdot 10^6 \text{ J} = 3,00 \text{ MJ}$

Activité : Bilan enthalpique lors de la préparation d'un thé glacé

On souhaite réaliser du thé glacé, en mettant un volume $V_1 = 500 \text{ mL}$ d'eau liquide à $T_1 = 20,0 \text{ °C}$ dans un thermos® avec 4 glaçons de $8,0 \text{ g}$ à $T_2 = -18 \text{ °C}$. On suppose que le système est à la fin entièrement sous forme liquide et on souhaite déterminer la température finale.

R1. Montrer que la variation d'enthalpie du système dans le thermos est nulle.

Solution: Système : {eau contenue dans le thermos}

	transformation adiabatique et isobare		
EI	→	EF	
1 eau (ℓ)		??	
$V_1 = 500 \text{ mL}$			
m_1		m_1	
$T_1 = 293 \text{ K}$		T_F	
2 eau (s)		??	
$m_2 = 32 \text{ g}$		m_2	
$T_2 = 255 \text{ K}$		T_F	

La pression régnant dans le thermos n'évolue pas au cours du temps si on néglige tout phénomène d'évaporation de l'eau au cours de la transformation, on peut donc considérer la transformation comme isobare.

On peut donc écrire le 1^{er} principe sous la forme d'un bilan d'enthalpie : $\Delta H = W' + Q$

Le thermos étant constitué de parois athermanes sur une durée de plusieurs heures (durée bien supérieure à la durée de la transformation), on peut en déduire que $Q = 0$.

De plus, aucune action mécanique autre que celle des forces de pression ne s'exerce, donc $W' = 0$

Ainsi $\Delta H = 0$

R2. Que peut-on écrire en utilisant le fait que l'enthalpie est additive ?

Solution: L'enthalpie est une grandeur additive, donc $H = H_1 + H_2$

R3. Proposer un chemin fictif permettant d'exprimer la variation d'enthalpie du sous-système Σ_2 (glaçons du départ).

Solution: Pour calculer la variation d'enthalpie de la glace, il est nécessaire d'utiliser le fait que l'enthalpie est une fonction d'état dont la variation ne dépend pas de la transformation subie, et de se ramener à un chemin fictif ne faisant intervenir que des transformations au cours desquelles la température varie et d'autres au cours desquelles l'état change et la température reste constante.

	échauffement de l'eau solide		fusion		échauffement de l'eau liquide	
EI	→	A	→	B	→	EF
2 eau (s)		eau(s)		eau (ℓ)		eau (ℓ)
$m_2 = 32 \text{ g}$		m_2		m_2		m_2
$T_2 = 255 \text{ K}$		$T_0 = 273 \text{ K}$		T_0		$T_F = ??$
	$m_2 c_g (T_0 - T_2)$		$m_2 \Delta h_{\text{fusion}}(T_0)$		$m_2 c_\ell (T_F - T_0)$	

R4. En déduire la variation de l'enthalpie ΔH_2 de Σ_2 en fonction de m_2 , c_g , c_ℓ , $\Delta_{\text{fus}}h(T_0 = 0^\circ\text{C})$.

Solution: $\Delta H_2 = m_2 (c_g (T_0 - T_2) + \Delta h_{\text{fusion}}(T_0) + c_\ell (T_F - T_0))$

R5. Exprimer la variation de l'enthalpie totale du système en fonction des données.

Solution: La variation de l'enthalpie du sous-système Σ_1 : $\Delta H_1 = m_1 c_\ell (T_F - T_1)$

Ainsi la variation de l'enthalpie totale du système total vaut

$$\Delta H = m_1 c_\ell (T_F - T_1) + m_2 (c_g (T_0 - T_2) + \Delta h_{\text{fusion}}(T_0) + c_\ell (T_F - T_0)) = 0$$

R6. En déduire la température finale du système.

Solution: Partons de $m_1 c_\ell (T_F - T_1) + m_2 (c_g (T_0 - T_2) + \Delta h_{\text{fusion}}(T_0) + c_\ell (T_F - T_0)) = 0$

Isolons T_F :
$$T_F = \frac{c_\ell (m_1 T_1 + m_2 T_0) - m_2 (c_g (T_0 - T_2) + \Delta h_{\text{fusion}}(T_0))}{(m_1 + m_2) c_\ell}$$

Soit
$$T_F = \frac{m_1 T_1 + m_2 T_0}{m_1 + m_2} - \frac{m_2 (c_g (T_0 - T_2) + \Delta h_{\text{fusion}}(T_0))}{(m_1 + m_2) c_\ell}$$

A.N. : $T_F = 285 \text{ K} = 12 \text{ °C} > T_0$: donc l'hypothèse où toute l'eau à la fin est liquide est vérifiée.

- Enthalpie massique de fusion de l'eau à 0 °C : $\Delta_{\text{fus}} h(T_0 = 0 \text{ °C}) = 335 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$
- Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_\ell = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$
- Capacité thermique massique de l'eau solide (glace) : $c_g = 2,09 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$