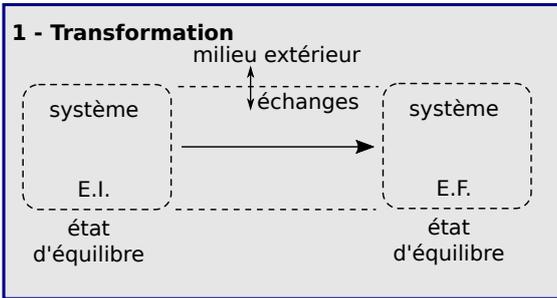


Échanges d'énergie – le premier principe

I Caractéristiques des transformations



2 - Types de transformation

- a/ Différents types** iso-X \longrightarrow X = cst
mono-X \longrightarrow X_{ext} = cst
adiabatique \rightarrow Q = 0
- b/ Adiabatique** (si rapide) **VS isotherme** (si lent)
- c/ "Quasi-statique"** = lent = assure la définition de p, T, ...
- d/ Réversible** \longleftrightarrow petites modif. milieu ext.
E.I. \longleftrightarrow E.F.
- \longleftrightarrow rév. mécanique : p uniforme et p = p_{ext}
rév. thermique : T uniforme et T = T_{ext}
- (et pas de frottements, d'inhomogénéité de matière, d'effet Joule...)

II Échanges d'énergie : travail et chaleur

1 - Travail

- a/ Cas général**
- b/ Cas des forces de pression** $\delta W = -p_{\text{ext}} dV$
calcul cas isochore, monobare, isotherme+GP, $pV^\gamma = \text{cst}$

2 - Transfert thermique (ou chaleur)

- a/ Trois types** : conduction, convection, rayonnement
- b/ Modèle du thermostat**
-

III Le premier principe

1 - Énoncé

$$\Delta E_e + \Delta E_p + \Delta U = W + Q$$

(la plupart du temps) $\underbrace{\hspace{10em}}_{\text{reçu}} \quad (>0 \text{ si reçu} \\ <0 \text{ si cédé})$

IV Enthalpie H et 1^{er} principe "version H"

1 - Définition $H = U + pV$

2 - 1^{er} principe "version H"

monobare ou isobare $\Rightarrow \Delta H = W' + Q$
avec $p_i = p_f = p_{\text{ext}}$

3 - Capacité thermique à pression constante

$$H = H(T, p, n) \xrightarrow{\text{dér}} C_p = \frac{dH}{dT}$$

↑
constants

a/ Gaz parfait

$$H_m = H_m(T)$$

$$\Delta H = C_p \Delta T$$

b/ Phase condensée

$$H_m = H_m(T) \text{ idéale}$$

$$C_V \simeq C_p = C$$

$$\Delta H \simeq \Delta U = C \Delta T$$

4 - Coefficient de Laplace ou indice adiabatique

a/ Définition $\gamma = \frac{C_p}{C_V}$

b/ Gaz parfait : relation de Mayer et expressions de C_p et C_V

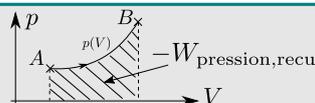
c/ Gaz parfait : loi de Laplace

adiabatique+réversible+GP $\Rightarrow pV^\gamma = \text{cst}$

V Tracé dans le diagramme p-V

1 - Le diagramme p-V

2 - Interprétation de l'aire sous la courbe



Ce qu'il faut connaître

_____ (cours : I)

- ₁ Qu'est ce qui caractérise une transformation isobare ? isotherme ? isochore ? monobare ? monotherme ? adiabatique ?
- ₂ Qu'est-ce qu'implique une transformation réversible en termes de relation entre p, p_{ext}, T, T_{ext} ?
Donner des exemples de causes d'irréversibilité.
- ₃ Une transformation lente est-elle plutôt modélisable par une transformation adiabatique ou isotherme ?
Et une transformation rapide ? La température peut-elle varier dans une transformation adiabatique ?

_____ (cours : II)

- ₄ Comment s'écrit le travail des forces de pression reçu par un système ?
- ₅ Quelle est la propriété importante d'un thermostat ?
- ₆ Énoncer les trois grands types de mode de transfert thermique.

_____ (cours : III)

- ▶₇ Comment s'énonce le premier principe de la thermodynamique ?
 _____ (cours : IV)
- ▶₈ Quelle est la définition de l'enthalpie H ?
- ▶₉ Pour un gaz parfait : de quelle variable dépend-elle ? comment s'exprime la variation d'enthalpie ΔH ?
- ▶₁₀ Pour une phase condensée : de quelle variable dépend-elle ? comment s'exprime la variation d'enthalpie ΔH ?
- ▶₁₁ Comment s'énonce le premier principe "version H ", et sous quelles hypothèses ?

Ce qu'il faut savoir faire

- _____ (cours : II)
- ▶₁₂ Calculer le travail des forces de pression dans le cas d'une transformation isochore, ou monobare, ou isotherme d'un gaz parfait (avec $p = p_{\text{ext}}$), ou polytropique (du type $pV^\gamma = \text{cst}$ avec $p = p_{\text{ext}}$). → **EC1**
- ▶₁₃ Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans le diagramme p - V .
 _____ (cours : III)
- ▶₁₄ Définir un système adéquat et utiliser le 1^{er} ppe pour mener un bilan d'énergie, calculer Q , etc. → **EC2**
 _____ (cours : IV)
- ▶₁₅ Utiliser le 1^{er} principe "version H " dans le cas d'une transformation monobare avec $p_i = p_f = p_{\text{ext}}$. → **EC3**
- ▶₁₆ Utiliser la loi de Laplace pour un gaz parfait. → **EC4**

Exercices de cours

Exercice C1 – Calculer un travail de forces de pression (en colle on peut ne demander qu'un ou deux cas)

On considère un gaz dans une enceinte fermée par un piston (initialement pression p_0 , volume V_0 , température T_0). On note p_{ext} la pression extérieure s'exerçant sur le piston. On modélise le gaz par un gaz parfait.

Dans chacun des cas ci-dessous, exprimer le travail des forces de pression externe reçu par le système {gaz+enceinte+piston}. Sauf dans le cas 1/, le volume passe de V_0 à $V_0/2$.

- 1 - Transformation isochore (le piston ne bouge pas).
- 2 - La compression est menée de façon monobare.
- 3 - La compression est menée de façon isotherme et mécaniquement réversible.
- 4 - La compression est menée de façon adiabatique et réversible (on a donc la loi de Laplace $pV^\gamma = p_0V_0^\gamma$).

Remarque : pour ce dernier cas, nous verrons une méthode plus efficace qui passe par le 1^{er} principe.

Exercice C2 – Utilisation du 1^{er} principe pour déterminer un transfert thermique

- 1 - On considère un volume d'eau de masse $m = 0,50 \text{ kg}$ et capacité thermique massique $c_V = 4,2 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$, modélisée comme une phase condensée idéale, chauffée de $T_1 = 20^\circ\text{C}$ à $T_2 = 100^\circ\text{C}$. Calculer le transfert thermique reçu par l'eau nécessaire à cette augmentation de température.
- 2 - On considère deux moles d'un gaz dans une enceinte fermée et indéformable, initialement à $T_1 = 20^\circ\text{C}$, et que l'on chauffe jusqu'à $T_2 = 100^\circ\text{C}$. 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.

Exercice C3 – Utilisation du 1^{er} principe version H

- 1 - On considère deux moles d'un gaz dans une enceinte fermée par un piston libre de se déplacer et que l'on chauffe de $T_1 = 20^\circ\text{C}$ à $T_2 = 100^\circ\text{C}$. 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 molaire 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.

Exercice C4 – Utiliser la loi de Laplace pour un gaz parfait

Un gaz d'indice adiabatique $\gamma = 1,4$ est injecté dans un cylindre fermé de volume $V = 1,0 \text{ L}$ avec une pression $p_0 = 1,0 \text{ bar}$. Le gaz est comprimé de façon assez rapide pour que les échanges thermiques avec l'extérieur ne soient pas significatifs, jusqu'à un volume final $V_f = V_0/10$.

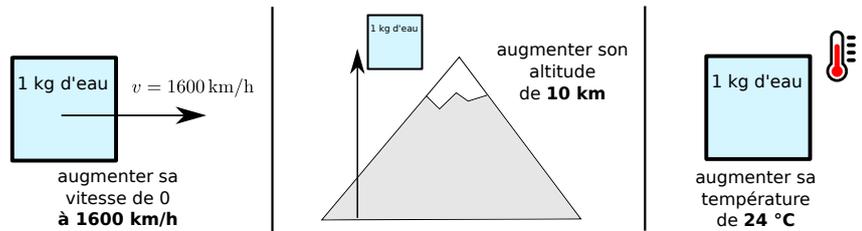
- 1 - Proposer une modélisation du système et de la transformation qui permet d'obtenir une expression de la pression finale du gaz (relire le titre de l'exercice peut aider). Faire l'A.N.

Cours

Considérons un litre d'eau (donc 1 kg d'eau), et transférons lui **100 kJ d'énergie**.

Cette énergie peut servir, au choix, à trois scénarios (ci-contre).

→ Écrire à chaque fois la formule qui donne l'énergie du kg d'eau.



⇒ On constate que l'énergie sous forme thermique est très "concentrée"! Comment passer d'une forme d'énergie à l'autre? C'est ce à quoi répond (entre autres!) ce chapitre.

I – Caractéristiques des transformations

1 – Transformation

Définition : transformation

La transformation est l'évolution du système entre l'état initial et l'état final, qui sont tous deux des états d'équilibre.

Elle a lieu car on libère une contrainte ou on en impose une nouvelle.

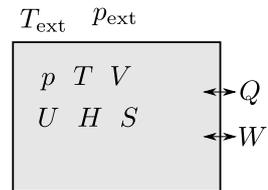
Au cours de la transformation :

- le système peut échanger de l'énergie avec le milieu extérieur,
- les grandeurs d'état du système peuvent évoluer.

2 – Types de transformations

a/ Différents types de transformations

Considérons un système dont on note p la pression, T la température, V le volume. Pour le milieu extérieur on note ces grandeurs p_{ext} , T_{ext} .



Vocabulaire des types de transformations

Une transformation subie par un système peut être :

Conditions sur le milieu extérieur

- ▶ Monobare : $p_{\text{ext}} = \text{cst}$
- ▶ Monotherme : $T_{\text{ext}} = \text{cst}$

Conditions sur les grandeurs d'état du système

- ▶ Isobare : $p = \text{cst}$
- ▶ Isotherme : $T = \text{cst}$
- ▶ Isochore : $V = \text{cst}$
- ▶ Isenthalpique : $H = \text{cst}$
- ▶ etc...

Conditions sur les échanges avec l'extérieur

- ▶ Adiabatique : $Q = 0$ (transfert thermique nul)

Conditions sur l'évolution

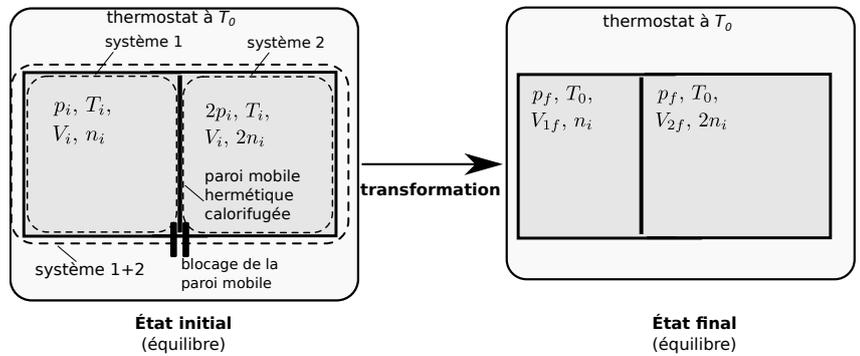
- ▶ Quasi-statique : "lente"
- ▶ Réversible : $S_{\text{créée}} = 0$

On retiendra que : – Isobare ⇒ monobare – Isotherme ⇒ monotherme

Autre vocabulaire concernant les parois des dispositifs :

- ▶ Paroi **calorifugée** : isolée afin de ne pas laisser passer la chaleur → la transformation tend à être
- ▶ Paroi **diatherme** : laisse facilement passer la chaleur.
- ▶ Enceinte indéformable → la transformation est

Exemple : soit une enceinte séparée en deux par une paroi mobile (sans frottements solide). Les grandeurs initiales sont notées ci-contre. On retire le taquet qui bloque la paroi, et on place le tout au contact d'un thermostat à T_0 . La paroi mobile est *calorifugée*.



→₂ Comment peut-on qualifier la transformation pour le système 1 ou pour le système 2 ?

Et pour le système $\{1+2\}$?

b/ Adiabatique VS isotherme

Pour qu'une transformation soit adiabatique il faut qu'elle soit plutôt rapide, car ainsi la chaleur n'a pas le temps d'être transférée vers l'extérieur du système.

À l'inverse, pour qu'une transformation soit isotherme il faut qu'elle soit plutôt lente, car ainsi toute variation de température a le temps de redevenir uniforme par échange thermique avec le milieu extérieur.

Bilan

plutôt rapide \Rightarrow adiabatique et plutôt lent \Rightarrow isotherme

Exemples :

Soit τ le temps caractéristique mis par le système pour atteindre l'équilibre thermique avec le milieu extérieur (donc pour que sa température T deviennent environ égale à T_{ext}).

→₃ Pour le cylindre en acier d'un moteur, d'épaisseur 0,5 cm, τ est de l'ordre de quelques minutes. La vitesse de rotation du moteur est de quelques milliers de tours par minutes. Que peut-on dire de la transformation du gaz dans les cylindres du moteur ?



→₄ On prend le même ensemble cylindre+piston que ci-dessus, mais on réalise une compression très lentement (sur une heure). Que peut-on dire de la transformation ?

Attention : une erreur courante est de dire que pour une transformation adiabatique, $Q = 0$ (c'est vrai), donc la température n'évolue pas (c'est faux!).

Tout au contraire, une compression adiabatique chauffe beaucoup le gaz puisque la chaleur ne s'évacue pas.

c/ Transformations quasi-statiques

Une transformation est dite quasi-statique si elle est "suffisamment lente" pour que les grandeurs d'état du système soient définies et uniformes au sein du système.

d/ Transformations réversibles : une première définition (suite au prochain chapitre)

Une transformation est réversible si on peut à tout moment inverser le sens de la transformation en modifiant très peu les conditions externes.

Transformation réversible (1^{re} définition)

Soit un système fermé de composition constante. Il suit une transformation **réversible** si la transformation est :

- ▶ **mécaniquement réversible** : $\forall t, p$ uniforme et $p = p_{\text{ext}}$ (c'est possible en l'absence de frottements) (concerne les parties mobiles, s'il n'y a aucune partie mobile, ce critère n'est pas à prendre en compte) ;
- ▶ **thermiquement réversible** : $\forall t, T$ uniforme et $T = T_{\text{ext}}$ (concerne les transferts thermiques : ils doivent donc avoir lieu avec une source de même température) (si $Q = 0$ car adiabatique, ce critère n'est pas à prendre en compte).

Attention, p_{ext} tient compte de toutes les forces extérieures au système. Cf partie II.1.

Remarque : on a supposé la composition constante. Si elle ne l'est pas (changement d'état, réactions chimiques, diffusion de matière), alors il peut y avoir d'autres causes d'irréversibilité. Nous verrons plus tard.

II – Échanges d'énergie : travail et chaleur

Un système a deux moyens d'échanger de l'énergie avec le milieu extérieur : via un travail ou via un transfert thermique.

1 – Travail

a/ Cas général

Rappel : travail d'une force (déjà vu en mécanique)

Soit un système sur lequel s'applique une force \vec{F} en un point d'application M .

Soit \vec{dl} le déplacement du point d'application.

Alors le travail élémentaire *algébriquement reçu* par le système s'écrit :

Pour un déplacement entre A et B du point M , le travail algébriquement reçu s'écrit :

Le travail dépend du chemin suivi entre A et B .

Attention : "Algébriquement reçu" signifie que le travail est compté comme reçu.

- Si $W > 0$ c'est que le système reçoit effectivement un travail.
- Si $W < 0$ c'est que le système cède en fait un travail $|W|$.

⇒ C'est la "convention du banquier" : ce qui est reçu est positif.

b/ Cas important du travail des forces de pression

Travail des forces de pression

Soit un système soumis à une pression extérieure p_{ext} .

Le travail des forces de pression *algébriquement reçu* par le système s'écrit

- ▶ Pour une variation infinitésimale dV de son volume :

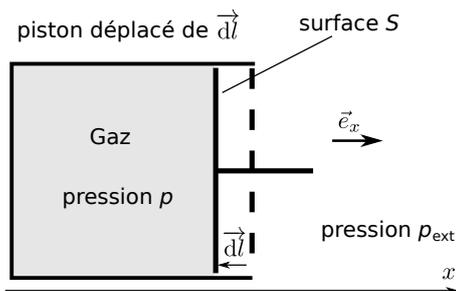
$$\delta W = -p_{\text{ext}} dV.$$

- ▶ Pour une variation entre deux états A et B :

$$W = \int_A^B \delta W = \int_A^B -p_{\text{ext}} dV.$$

→₅ **Cas important :** que vaut ce travail des forces de pression si le volume reste constant ?

→₆ Démontrons l'énoncé ci-dessus. Considérons pour cela un cylindre fermé par un piston, ce dernier se déplaçant (schéma).



Remarque : on a bien dans tous les cas $\vec{dl} = dx\vec{e}_x$ (pas de signe moins !). En revanche dx est négatif sur le schéma considéré, et donc \vec{dl} est bien dirigé de la droite vers la gauche.

→₇ Signe du travail des forces de pression :

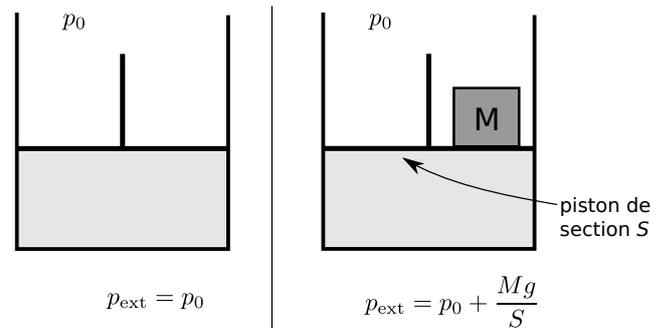
▷ Lors d'une compression :

▷ Lors d'une détente :

Remarque : on a considéré le travail reçu par le système {piston+enceinte+gaz}. Peut-on dire que c'est aussi, plus simplement, le travail reçu par le système {gaz} ? On admettra que c'est bien le cas pour toutes les applications du premier principe que nous ferons.

Signification de p_{ext} :

Il peut être pratique de prendre en compte dans p_{ext} toute pression qui s'exerce sur le système, et pas uniquement la pression du gaz extérieur.



~8 Il faut savoir calculer le travail des forces de pression dans différents cas. Faire l'EC1.

2 – Transfert thermique Q (aussi appelé chaleur)

Le transfert thermique correspond à tout transfert d'énergie autre que via un travail. Contrairement au travail qui met en jeu le plus souvent des mouvements macroscopiques, le transfert thermique se fait à l'échelle microscopique.

a/ Trois types de transferts thermiques (à connaître)

- ▶ **Par conduction** au sein d'un solide : les molécules du solide oscillent autour de leur position d'équilibre, plus fortement si T est élevé. Cette énergie thermique se communique ainsi dans le solide par collisions, de proche en proche.

Ce mode de transfert a lieu sans mouvement macroscopique de matière.

Exemple : transfert à travers un mur de maison en hiver.

- ▶ **Par convection** au sein d'un gaz ou d'un liquide : le fluide se déplace au niveau macroscopique, et les parties chaudes ou froides en déplacement permettent un transport d'énergie.

Exemple : courant d'air par une fenêtre ouverte.

- ▶ **Par rayonnement** : un corps émet un rayonnement électromagnétique qui est d'autant plus énergétique que sa température est élevée. Ce rayonnement se propage et peut être absorbé plus loin, transportant ainsi de l'énergie thermique.

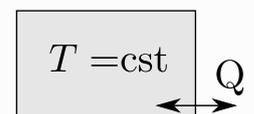
Exemple : le Soleil chauffant la Terre.

~9 Attribuer un type de transfert thermique à chacune des situations suivantes : (a) Je me réchauffe derrière la vitre de ma cheminée. (b) La fourchette que j'ai laissé dans la casserole d'eau bouillante est maintenant chaude de bout en bout. (c) L'air au dessus d'un radiateur est chaud et a un mouvement ascendant.

b/ Modèle du thermostat

Définition d'un thermostat

Lorsqu'il est mis en contact avec un objet, il y a transfert thermique Q , mais la température du thermostat ne varie pas.



Par exemple si on jette un caillou de température 0°C dans un lac dont l'eau est à 20°C , alors la température finale du lac sera inchangée, et celle du caillou sera de 20°C .

C'est dans cette limite là que l'on peut *modéliser* le lac comme un thermostat.

L'atmosphère joue également le rôle de thermostat. Ainsi que tout objet dont C_V est suffisamment grand.

III – Le premier principe

1 – Énoncé

Le premier principe traduit la conservation de l'énergie totale ($E_{\text{tot}} = E_c + E_p + U$) lors d'échanges entre systèmes, et indique que le travail W et le transfert thermique Q sont tous les deux des formes de transfert d'énergie.

Énoncé du 1^{er} principe

- ▶ Il s'applique à un **système fermé**.
- ▶ L'énergie totale du système est la somme de :
 - ▷ L'énergie cinétique macroscopique des pièces mobiles du système ou de tout le système si celui-ci bouge, du type $E_c = \frac{1}{2}mv^2$.
 - ▷ L'énergie interne U (cf chapitre 1 : énergie d'agitation thermique et énergie d'interactions microscopiques).
 - ▷ L'énergie potentielle du système E_p s'il est dans un champ de force extérieur qui dérive d'un potentiel. Exemple dans un champ de pesanteur : $E_p = mgz$ où z est l'altitude et m la masse du système.

U , E_c et E_p sont des **grandeurs d'états extensives et additives**.

- ▶ Le système peut céder ou recevoir de l'énergie de deux façons :
 - ▷ Sous forme de travail. On note W le travail **reçu algébriquement** par le système.
 - ▷ Sous forme de transfert thermique. On note Q le transfert thermique **reçu algébriquement** par le système.

W et Q **ne sont pas** des grandeurs d'état : elles dépendent du chemin suivi.

Toutes ces précisions rendent clair le fait que la conservation de l'énergie pour le système considéré s'écrit :

$$\Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p = W + Q$$

On omet souvent ΔE_c et ΔE_p parce que ces variations d'énergie sont négligeables ou nulles.

Si on vous demande d'énoncer le premier principe, il faut être plus bref que ci-dessus. On peut dire :

Énoncé bref du 1^{er} principe

Pour tout système fermé, pour une évolution entre deux états d'équilibre, on a : $\Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p = W + Q$.

↪₁₀ Comment s'écrit le premier principe pour un système isolé ?

↪₁₁ Application dans l'EC2.

IV – Enthalpie H et 1^{er} principe "version H "

1 – Définition de l'enthalpie

Définition : enthalpie d'un système

L'enthalpie d'un système dont l'énergie interne est U , la pression p et le volume V est définie comme :

C'est une grandeur d'état → on note sa variation ΔH , indépendante du chemin suivi.

→₁₂ Quelle est l'unité SI de H ? .

→₁₃ H est-elle extensive ? Intensive ? Ni l'un ni l'autre ?

On définit également l'enthalpie massique et l'enthalpie molaire .

2 – 1^{er} principe version H

L'intérêt de l'enthalpie est qu'elle permet de traiter facilement les transformations monobares et isobares.

1^{er} principe

Pour un système fermé qui suit une transformation :

– monobare ($p_{\text{ext}} = \text{cst}$) OU isobare ($p = \text{cst}$) ; avec en plus $p_i = p_f = p_{\text{ext}}$,

$$\text{alors : } \Delta H = W' + Q,$$

avec W' les travaux autres que ceux des forces de pression.

Remarques :

- ▶ Exemples de travaux autre que ceux des forces de pression : travail électrique $W' = U \times I \times t$.
- ▶ S'il n'y a pas d'autres travaux que ceux des forces de pression, on a simplement $\Delta H = Q$.
- ▶ On a négligé ΔE_c et ΔE_p , mais on peut les rajouter si besoin.

Démonstration de cette version du premier principe (n'est pas à connaître) :

Considérons un système fermé. Considérons une transformation monobare entre A et B , avec $p_A = p_B = p_{\text{ext}}$. La variation d'enthalpie entre A et B s'écrit :

$$\Delta H = H_B - H_A = U_B - U_A + p_B V_B - p_A V_A = W + Q + p_{\text{ext}}(V_B - V_A).$$

On décompose le travail : $W = W_{\text{pression}} + W'$.

Or pour une transformation monobare, $W_{\text{pression}} = -p_{\text{ext}}(V_B - V_A)$. Il reste donc $\Delta H = W' + Q$.

3 – Capacité thermique à pression constante

Définition : capacité thermique à pression constante

La capacité thermique à pression constante est définie par :

$$C_p = \frac{dH}{dT},$$

où $H = H(T, p, n)$, et où on observe la variation de H en gardant p et n fixés.

On définit aussi :

- Capacité thermique massique à pression constante : $c_p = \frac{C_p}{m}$
- Capacité thermique molaire à pression constante : $C_{p,m} = \frac{C_p}{n}$ lien : $c_p = \frac{C_{p,m}}{M}$

Remarque : avec le formalisme des dérivées partielles que vous verrez l'an prochain, on peut écrire $C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_{p,n}$.

De manière générale, $H = n \times H_m$ où l'enthalpie molaire dépend de T et de p : $H_m = H_m(T, p)$. Cependant on a les expressions suivantes :

Expressions de l'enthalpie

- ▶ Pour un gaz parfait :
 - ▷ L'enthalpie molaire ne dépend que de T : $H_m = H_m(T)$.
 - ▷ La variation d'enthalpie est $dH = C_p dT$ (infinitésimale) et $\Delta H = C_p \Delta T$.
- ▶ Pour une phase condensée idéale :
 - ▷ L'enthalpie molaire ne dépend que de T : $H_m = H_m(T)$.
 - ▷ $C_V \simeq C_p$ que l'on note C sans préciser "pression constante" ou "volume constant".
 - ▷ $\Delta H \simeq \Delta U \simeq C \Delta T$.

On démontre ces résultats dans les deux sous-parties ci-dessous.

→₁₄ D'abord un exemple. Considérons 2 L d'eau, que l'on fait passer de $T = 10^\circ\text{C}$ à 60°C . Calculer la variation d'enthalpie du liquide. On donne $c_p = 4.2 \times 10^3 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

→₁₅ Application dans l'EC3.

a/ Démonstration dans le cas d'un gaz parfait

$$H_m = \frac{H}{n} = \frac{U}{n} + \frac{pV}{n} = U_m(T) + RT, \text{ ne dépend que de } T.$$

b/ Cas des phases condensées (pas à savoir faire)

Nous sommes intéressé par les variations de H :

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV) \simeq \Delta U + \underbrace{V \times \Delta p}_{\text{car } V \text{ cst}}$$

Le second terme ci-dessus est en général négligeable devant le premier. Par exemple pour l'eau on peut montrer que $\frac{\Delta(pV)}{\Delta U} = 0.02 \times \frac{\Delta p_{\text{en bar}}}{\Delta T_{\text{en K}}}$. Ce dernier terme est en général petit, on a donc bien $\Delta(pV) \ll \Delta U$.

On a donc $\Delta H \simeq \Delta U$ et aussi $\Delta H_m \simeq \Delta U_m$. Or $U_m = U_m(T)$ (phase condensée idéale), donc $H_m = H_m(T)$.

4 – Coefficient de Laplace ou indice adiabatique

a/ Définition

Définition : coefficient de Laplace ou indice adiabatique

La valeur de γ est tabulée pour les différents corps purs. Il existe des expressions théoriques dans les cas simples, par exemple le gaz parfait monoatomique ($\gamma = \frac{5}{3} = 1,67$) et diatomique ($\gamma = \frac{7}{5} = 1,4$ à température usuelle). Pour une phase condensée idéale $\gamma = 1$.

b/ Pour un gaz parfait : relation de Mayer et expressions de C_V et C_p (pas à connaître)

Pour un gaz parfait avec $n = \text{cst}$, on a la relation de Mayer $C_p - C_V = nR$.

Preuve : $H = U + pV = U + nRT$, donc $\Delta H = \Delta U + nR\Delta T$, donc $C_p\Delta T = C_V\Delta T + nR\Delta T$.

De la relation de Mayer et de la définition de γ , on obtient :

$$\begin{cases} C_p = \gamma C_V \\ C_p - C_V = nR \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} C_p = \gamma C_V \\ \gamma C_V - C_V = nR \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} C_p = \gamma C_V \\ C_V = \frac{nR}{\gamma - 1} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} C_p = \gamma \frac{nR}{\gamma - 1} \\ C_V = \frac{nR}{\gamma - 1} \end{cases}$$

Remarque : on a donc $C_p > C_V$, et donc $\gamma > 1$.

c/ Pour un gaz parfait : loi de Laplace

Loi de Laplace

Pour un gaz parfait subissant une évolution adiabatique et mécaniquement réversible, le produit pV^γ reste constant tout au long de la transformation : $pV^\gamma = \text{cst}$.

Deux façons d'exploiter ceci :

► Notons p_0 et V_0 la pression et le volume initiaux.

► Entre un état A et un état B :

On a :

$$\forall t, \quad p(t) \times V(t)^\gamma = p_0 V_0^\gamma.$$

$$p_A V_A^\gamma = p_B V_B^\gamma.$$

Démonstration : dans le chapitre suivant. De même, les autres formes de la loi de Laplace seront abordées dans le chapitre suivant.

→₁₆ Application dans l'EC4.

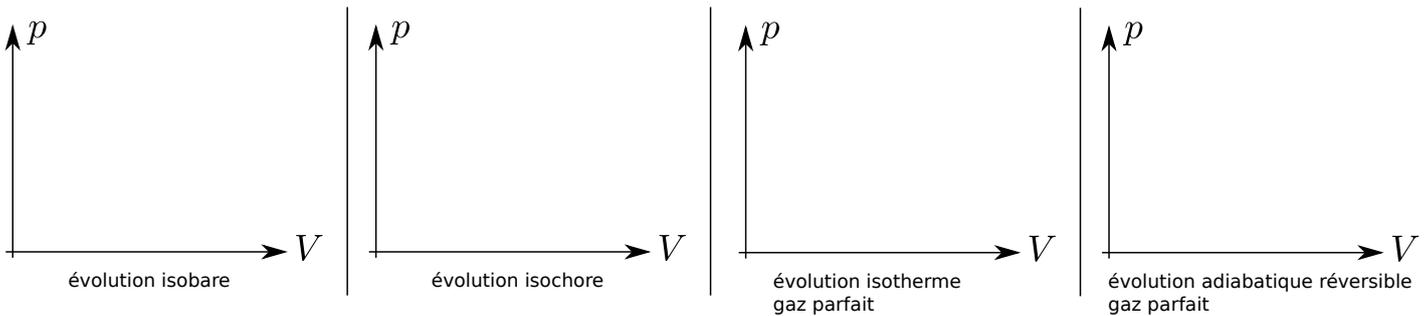
Remarque : réversible \Rightarrow mécaniquement réversible, donc si l'énoncé indique "adiabatique + réversible + gaz parfait", on a aussi la relation de Laplace.

V – Tracé dans le diagramme p - V

1 – Le diagramme p - V

- Le **diagramme de Watt** consiste à tracer la pression p du système en fonction de son volume V .
- Le **diagramme de Clapeyron** trace p en fonction du volume massique v .

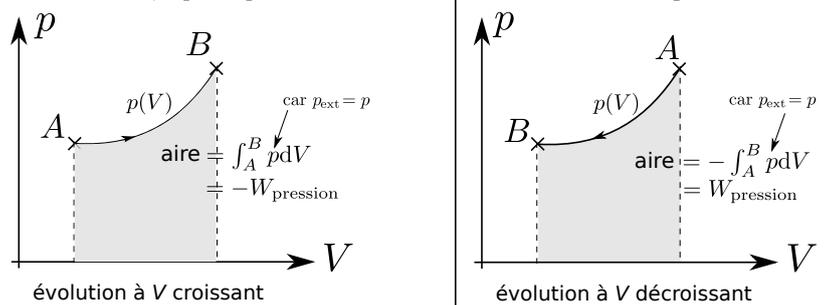
→₁₇ Compléter les diagrammes ci-dessous avec un exemple pour chaque cas.



2 – Interprétation de l'air sous la courbe

Pour une transformation mécaniquement réversible on a : $\forall t, p = p_{\text{ext}}$. Donc le travail des forces de pression est $W = - \int p_{\text{ext}} dV = - \int p dV$.

→₁₈ Que représente, géométriquement dans la figure 1 ci-contre, l'intégrale $\int_A^B p dV$?



Aire sous la courbe dans le diagramme p - V

Pour une transformation mécaniquement réversible ($\forall t, p = p_{\text{ext}}$), l'aire sous la courbe dans un diagramme p - V s'identifie à :

- ▶ $-W_{\text{pression}}$ si le sens de parcours est vers les V croissants,
- ▶ $+W_{\text{pression}}$ sinon,

avec W_{pression} le travail algébriquement reçu par le système de la part des forces de pression.

Dans le cas du diagramme p - v la conclusion est la même, en remplaçant travail par travail massique $w = W/m$.

Enfin, ceci permet de bien visualiser le fait que W n'est pas une grandeur d'état mais un terme d'échange, dont la valeur entre deux états A et B fixes dépend de la transformation effectuée pour aller de A à B .

C'est la même chose pour le transfert thermique Q .

