

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique**1. Introduction.****1.1 Généralités sur les transformations d'un système.**

On étudie dans ce chapitre l'évolution d'un système passant d'un état d'équilibre initial à un état d'équilibre final.

Voici quelques exemples :

Exemple 1.

Deux gaz sont enfermés dans une enceinte dont les deux compartiments sont séparés par une paroi fixe. L'existence de cette paroi permet au système constitué des deux gaz d'être dans un état d'équilibre alors que les deux compartiments sont à des pressions différentes  $P_1$  et  $P_2$  : c'est l'état d'équilibre initial et il est **contraint**. La contrainte est levée brutalement dès que la paroi est laissée libre de se déplacer : les variations des volumes  $V_1$  et  $V_2$  de chaque compartiment sont rendues possibles et le système évolue vers un état d'équilibre final où les pressions sont égales.

L'équilibre est ainsi atteint par un échange de volume entre les deux sous-systèmes : la diminution du volume de l'un et l'augmentation du volume de l'autre. L'équilibre final est atteint lorsqu'il y a égalité de la pression dans les deux compartiments.

Exemple 2.

On considère une casserole remplie d'un volume  $V$  d'eau. Ce récipient est alors chauffé durant une certaine durée  $\tau$ . On observe alors une élévation de la température de l'eau puis une stabilisation de cette dernière. Durant cette phase, on peut supposer que le système n'échange pas d'énergie avec l'atmosphère. Ensuite la température de l'eau évoluera vers la température ambiante, il faudra alors modéliser ces échanges thermiques.

Exemple 3.

On considère un piston coulissant dans le cylindre d'un moteur diesel d'une automobile. Le mélange air-carburant y est injecté à une certaine température et une certaine pression pour être ensuite compressé et ainsi provoquer la combustion du mélange.

Conclusion :

---

Un système thermodynamique est à l'équilibre dans un état imposé par les contraintes extérieures. La modification d'un paramètre extérieur provoque la transformation du système. Celle-ci est bien définie si elle part d'un état d'équilibre initial et aboutit à un état d'équilibre final. Mais entre ses états, il existe une infinité de chemins possibles caractérisant chacun une transformation différente.

---

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

## 1.2 Réversibilité et irréversibilité d'une transformation.

Les transformations peuvent être :

- **Brusques** ou **brutales**, les paramètres ne sont pas définis entre les 2 états d'équilibre. Ces transformations sont nécessairement *irréversibles*.
- **Lentes**, on est en permanence dans un état d'équilibre. On parle de transformations *quasistatiques*.

**N.B.**

- De la même façon que le caractère adiabatique d'une transformation doit être mis en perspective avec la durée de la transformation, le côté brusque ou lent d'une transformation doit être mis en perspective avec la vitesse des particules dans le système.

**Définition**

---

Une **transformation quasistatique** est *réversible* si on passe par les mêmes états d'équilibre dans un sens de la transformation ou dans l'autre. Cela suppose l'absence de *phénomène dissipatif*.

---

**Phénomènes dissipatifs** sont :

- Les frottements secs ou fluides,
- L'inélasticité d'un élément du système (ex : ressort trop étiré),
- La diffusion thermique, de matière, ou de quantité de mouvement (viscosité),
- Les inhomogénéités du système (ex : pression ou température non définies),
- Les réactions chimiques.

**N.B.**

- Une transformation parfaitement réversible n'existe pas !!
- Une seule cause d'irréversibilité rend la transformation irréversible.

## 1.3 Quelques transformations particulières.

**Notations:**

Pour exprimer les variations des grandeurs thermodynamiques lors d'une transformation, on utilisera les notations suivantes :

- $dX$  la variation élémentaire de la variable  $X$  au cours d'une transformation élémentaire.
- $\Delta X = X_F - X_i$  la variation de la variable  $X$  au cours de la transformation et dont la valeur initiale est  $X_i$  et la valeur finale  $X_F$ .

**Quelques transformations:**

- Transformation **isotherme** :  $T = cte$  ou  $dT = 0$ .
- Transformation **monotherme** :  $T_{ext} = cte$ .
- Transformation **isobare** :  $P = cte$  ou  $dP = 0$ .
- Transformation **monobare** :  $P_{ext} = cte$

## Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

- Transformation **cyclique** où après un certain nombre de transformations le système revient à son état initial, on a alors pour toutes les variables d'état :  $\Delta X = 0$

### 2. Energie d'un système.

#### Définition

L'**énergie totale E** d'un système est telle que :

$$E = U + Ec_{macro} + Ep_{ext}$$

Avec :

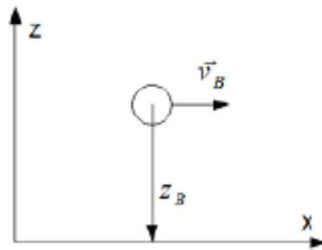
$$U = \text{Energie interne } (U = Ec_{agitation} + Ep_{int})$$

$Ec_{macro}$  = Energie cinétique liée au mouvement d'ensemble du système.

$Ep_{ext}$  = Energie potentielle du système par rapport à l'extérieur.

#### N.B.

- Exemple d'un ballon de football rempli d'air et de masse  $m_B$  :



On a :

- $Ec_{macro} = \frac{1}{2} m_B \cdot v_B^2$
- $Ep_{ext} = mg \cdot z_B + K$
- $U = Ec_{agitation} + Ep_{int}$

Avec :

- $Ep_{int}$  = Energie potentielle d'interaction entre les particules.
- $Ec_{agitation}$  = Energie cinétique des particules en mouvement à cause de l'agitation thermique. Si on a un gaz parfait alors  $U = Ec_{agitation}$ .

#### Propriétés de l'énergie interne U

U est une **grandeur extensive**, c'est-à-dire que  $U_{\Sigma_1 \cup \Sigma_2} = U_{\Sigma_1} + U_{\Sigma_2}$

U est une **fonction d'état**, c'est-à-dire que U ne dépend que des paramètres d'états.

### 3. Transferts d'énergie.

#### 3.1 Généralités sur les transferts d'énergie.

On distingue deux types de transferts d'énergie : les transferts thermiques et les transferts sous forme de travail. On notera :

- $\delta Q$  un transfert thermique élémentaire ayant eu lieu au cours d'une transformation élémentaire et  $Q$  le transfert thermique ayant eu lieu lors de la transformation entre l'état initial et l'état final.
- $\delta W$  un transfert d'énergie élémentaire sous forme d'un travail ayant eu lieu au cours d'une transformation élémentaire et  $W$  le transfert d'énergie sous forme d'un travail ayant eu lieu lors de la transformation entre l'état initial et l'état final.

Ces transferts d'énergie sont des **grandeurs algébriques**, les grandeurs  $\delta Q$ ,  $Q$ ,  $\delta W$  et  $W$  sont les **grandeurs reçues** par le système. Si  $Q \geq 0$  alors le système a effectivement reçu de l'énergie thermique au cours de la transformation alors que si  $Q \leq 0$  il a effectivement perdu de l'énergie thermique au cours de la transformation.

#### 3.2 Transferts thermiques.

##### Définition

Il y a trois modes de transferts thermiques :

- Par **conduction**, l'agitation thermique des molécules se "diffuse" de proche en proche. Une cuillère en argent plongée dans une soupière remplie de soupe chaude deviendra chaude à son extrémité et sera difficile à saisir à cause de ce mode de transfert d'énergie. Si la cuillère est en bois, matériau mauvais conducteur thermique, la température de l'extrémité du manche sera peu élevée.  
La conductivité dépend donc de la nature du matériau.  
Ce mode de conduction est mis en évidence dans la vidéo dont voici le lien :  
[https://www.youtube.com/watch?v=9HUVUcldu5uQ&list=PLTbP\\_2RFPyxAYeRH2-rjIA2BoLVd47oq&index=4](https://www.youtube.com/watch?v=9HUVUcldu5uQ&list=PLTbP_2RFPyxAYeRH2-rjIA2BoLVd47oq&index=4)
- Par **convection**, des mouvements de particules permettent le transfert d'énergie thermique. Un ventilateur sur un microprocesseur permet de mieux le refroidir en assurant une convection forcée.  
Ce mode de conduction est mis en évidence dans la vidéo dont voici le lien :  
[https://www.youtube.com/watch?v=ZN0Txm2tP94&list=PLTbP\\_2RFPyxAYeRH2-rjIA2BoLVd47oq&index=3](https://www.youtube.com/watch?v=ZN0Txm2tP94&list=PLTbP_2RFPyxAYeRH2-rjIA2BoLVd47oq&index=3)
- Par **rayonnement**, les ondes électromagnétiques transportent de l'énergie et permettent de chauffer "à distance". Tout corps émet ce type d'onde, par exemple un être humain émet dans l'infrarouge, et on remarque que la présence d'étudiants dans une salle de cours a tendance à augmenter la température de la salle.  
Ce mode de conduction est mis en évidence dans la vidéo dont voici le lien :

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

<https://www.youtube.com/watch?v=gNa0zjtGmN8>

**N.B.**

- Prenons pour bien ressentir ces trois modes de transfert thermique l'exemple d'un skieur décidant de manger au sommet des pistes un jour ensoleillé. La température est de  $-5^{\circ}\text{C}$ , mais il peut se mettre en tee-shirt !!!

Si on fait un bilan des transferts thermiques qui le concerne :

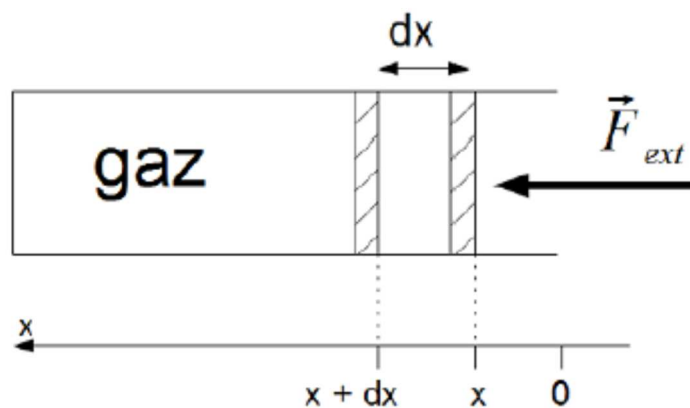
- Il perd de l'énergie par conduction thermique avec l'air (à  $-5^{\circ}\text{C}$ )
  - Il reçoit de l'énergie par rayonnement de la part du soleil
- ⇒ Globalement le bilan est nul, c'est pourquoi il peut rester bras nus alors qu'il fait  $-5^{\circ}\text{C}$ .

Si le vent se lève, il est clair que le bilan n'est plus nul (il perd de l'énergie par convection), il faut alors se couvrir afin de limiter d'une part la conduction et d'autre part l'effet de la convection thermique.

- Lors d'une **transformation adiabatique**, il n'y a pas de transfert thermique, on a donc  $\delta Q = 0$  et  $Q = 0$ .

**3.3 Travail des forces de pression.**

Considérons un piston horizontal de section  $S$  lors d'une transformation infinitésimale caractérisée par un déplacement élémentaire  $dx$  :



Le déplacement élémentaire  $dx$  ( $dx > 0$ ) est causé par l'action d'une force extérieure  $\vec{F}_{ext}$ . Le piston se trouvant au début et à la fin de la transformation élémentaire à l'équilibre, sa vitesse initiale et finale sont donc nulles.

On a donc  $\Delta E_{c\ piston} = 0 = \delta W_{gaz \rightarrow piston} + \delta W_{ext \rightarrow piston}$

Avec  $\delta W_{ext \rightarrow piston} = \vec{F}_{ext} \times \vec{dl} = F_{ext} \cdot \vec{U}_x \times dx \cdot \vec{U}_x = F_{ext} \times dx$

D'où

$$\delta W_{gaz \rightarrow piston} = -\delta W_{ext \rightarrow piston} = -F_{ext} \times dx$$

On pose :  $P_{ext} = \frac{F_{ext}}{S}$ ,  $P_{ext}$  est une pression "équivalente" liée à la force  $\vec{F}_{ext}$  agissant sur le piston.

## Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

On a donc  $\delta W_{\text{gaz} \rightarrow \text{piston}} = -F_{\text{ext}} \times dx = -P_{\text{ext}} \cdot S \cdot dx = +P_{\text{ext}} \cdot dV$  où  $dV = S \cdot dx$  est la variation élémentaire du volume du piston. On notera que le signe  $-$  vient du fait que pour  $dx > 0$ , on a  $dV < 0$ .

On a de plus :

$$\delta W_{\text{piston} \rightarrow \text{gaz}} = -\delta W_{\text{gaz} \rightarrow \text{piston}} = -P_{\text{ext}} \times dV$$

### Bilan :

Le **travail des forces de pression** s'exerçant sur un gaz a pour expression :

$$\delta W = -P_{\text{ext}} \times dV \text{ pour une transformation élémentaire}$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = \int_1^2 -P_{\text{ext}} \times dV \text{ pour une transformation entre un état 1 et un état 2.}$$

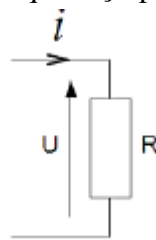
### N.B.

- Si  $\delta W > 0$ , le gaz est comprimé, il reçoit alors effectivement de l'énergie de l'extérieur.
- Si  $\delta W < 0$ , le gaz se détend, il donne alors effectivement de l'énergie à l'extérieur.
- Pour une transformation quasistatique, il y a en permanence équilibre mécanique entre le gaz et l'extérieur, on a alors  $P_{\text{ext}} = P$  et le travail élémentaire devient alors  $\delta W = -P \times dV$ .  $P$  est la pression du gaz qui est reliée aux autres paramètres d'état (température  $T$ , volume  $V$ , ...) par l'équation d'état.

### 3.4 Autres travaux.

On définit le travail comme un transfert ordonné d'énergie entre le système et le milieu extérieur alors que les transferts thermiques sont des transferts désordonnés d'énergie. Il existe d'autres types de transfert d'énergie sous forme de travail, on peut citer le travail reçu par un solide lors de sa déformation, le travail reçu lors de la polarisation d'un milieu diélectrique, ...

Nous nous limiterons au travail électrique reçu par un dipôle :



On a 
$$\delta W = U(t) \cdot i(t) \cdot dt$$

Et pour une résistance : 
$$\delta W = U(t) \cdot i(t) \cdot dt = R \cdot i^2(t) \cdot dt = \frac{U^2(t)}{R} \cdot dt$$

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique4. 1<sup>er</sup> principe de la thermodynamique.4.1 Enoncé du 1<sup>er</sup> principe.Enoncé dans le cas général :


---

Le 1<sup>er</sup> principe est un principe de conservation de l'énergie.

Pour un système fermé, entre deux états d'équilibre notés 1 et 2, on a :

$$\Delta E_{1 \rightarrow 2} = \Delta U_{1 \rightarrow 2} + \Delta E_{c_{macro}1 \rightarrow 2} + \Delta E_{p_{ext}1 \rightarrow 2} = W_{1 \rightarrow 2}^{nc} + Q_{1 \rightarrow 2}$$

Avec

- $W_{1 \rightarrow 2}^{nc}$  = travaux reçus par le système et ne dérivant pas d'une énergie potentielle extérieure
  - $Q_{1 \rightarrow 2}$  = énergie reçue sous forme de transferts thermiques.
- 

Souvent on travaille avec  $E_{c_{macro}}$  et  $E_{p_{ext}}$  constantes, on a alors  $\Delta E_{1 \rightarrow 2} = \Delta U_{1 \rightarrow 2}$

Enoncé simplifié:


---

Pour un système fermé, entre deux états d'équilibre notés 1 et 2, on a :

$$\Delta U_{1 \rightarrow 2} = W_{1 \rightarrow 2} + Q_{1 \rightarrow 2}$$

Pour un système fermé et pour une transformation infinésimale :

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


---

N.B.

- Le premier principe de la thermodynamique rend compte de la conservation de l'énergie, en effet il dit simplement '' la variation d'énergie du système durant la transformation est égale à ce qu'a reçu le système durant cette transformation''. On compte algébriquement les transferts d'énergie reçus par le système.
- On peut faire une analogie pertinente avec notre quotidien en raisonnant sur notre compte en banque : la variation de solde au cours du mois est égale à ce que le compte a ''reçu'' au cours du mois. Imaginons un compte dont le solde au 1<sup>er</sup> février est de 1000 euros, il reçoit 65 euros de la mutuelle LMDE et -50 euros de l'opérateur télécom SFR, le solde à la fin du mois est donc de 1015 euros. On peut écrire cela de manière ''thermodynamique'' :

$$\Delta \text{Solde} = \text{Solde}_{final} - \text{Solde}_{initial} = +65 - 50 = 15$$

Donc  $\text{Solde}_{final} = \text{Solde}_{initial} + 15 = 1015$

## 4.2 Fonction Enthalpie.

Définition


---

L'*enthalpie* H est la **fonction d'état** définie par :

$$H = U + PV$$


---

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique**N.B.**

- H s'exprime en Joule (J) comme l'énergie interne U.
- H est une fonction d'état extensive.
- Comme l'énergie interne U, cette grandeur rend compte de l'énergie stockées dans le système. La nuance avec U sera plus simple à saisir un peu plus tard lors de l'étude des systèmes ouverts où H est très utilisée.

**Propriété**


---

Pour une transformation isobare quasistatique et où seul le travail des forces de pression intervient, on a :

$$dH = \delta Q$$

Et

$$\Delta H_{1 \rightarrow 2} = Q_{1 \rightarrow 2}$$


---

**Démonstration**

On a  $dH = dU + P.dV + V.dP$

Or  $dU = \delta W + \delta Q$  avec  $\delta W = -P.dV$

On a donc  $dH = -PdV + \delta Q + P.dV + V.dP = \delta Q + V.dP$

Or ici  $dP = 0$ , on a finalement :

$$dH = \delta Q$$

En intégrant :

$$\Delta H_{1 \rightarrow 2} = Q_{1 \rightarrow 2}$$

4.3 1<sup>ère</sup> et 2<sup>nd</sup> lois de Joule.**Enoncé de la 1<sup>ère</sup> loi de Joule :**


---

Pour un gaz parfait :  $U = U(T)$

---

**N.B.**

- Cela signifie simplement que pour un gaz parfait, l'énergie interne ne dépend que de la température.

**Enoncé de la 2<sup>nd</sup> loi de Joule :**


---

Pour un gaz parfait :  $H = H(T)$

---

**N.B.**

- Cette seconde loi de Joule se déduit de la précédente, en effet :

$$H = U + PV$$

Avec

$$PV = n.R.T$$



Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamiqueet  $U = U(T)$ on a donc  $H = U(T) + n.R.T = H(T)$ **5. Capacités thermiques et loi de Laplace.****5.1 Définitions.****Définitions**

On définit les capacités thermiques à volume et pressions constantes par les relations suivantes :

$$C_V = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

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

**N.B.**

- $C_V$  et  $C_P$  rendent compte de la capacité d'un système à stocker de l'énergie sous forme thermique. La nuance entre les deux grandeurs n'est pas simple à saisir, mais le sera un peu plus quand nous verrons les systèmes dit "ouverts" où la fonction d'état enthalpie est très utilisée.
- On a  $[C_V] = [C_P] = J.K^{-1}$
- Souvent ces grandeurs sont exprimées en  $J.K^{-1}.kg^{-1}$  ou  $J.K^{-1}.mol^{-1}$
- Voici un tableau des valeurs pour les corps purs :

- Valeur max =  $14,304 J.g^{-1}.K^{-1}$  pour l'hydrogène
- Valeur min =  $0,094 J.g^{-1}.K^{-1}$  pour le radium

H 14,304																	He 5,193
Li 3,582	Be 1,825											B 1,026	C 0,709	N 1,04	O 0,918	F 0,824	Ne 1,03
Na 1,228	Mg 1,023											Al 0,897	Si 0,712	P 0,769	S 0,708	Cl 0,479	Ar 0,52
K 0,757	Ca 0,647	Sc 0,568	Ti 0,523	V 0,489	Cr 0,449	Mn 0,479	Fe 0,449	Co 0,421	Ni 0,444	Cu 0,385	Zn 0,388	Ga 0,373	Ge 0,32	As 0,329	Se 0,321	Br 0,474	Kr 0,248
Rb 0,363	Sr 0,306	Y 0,298	Zr 0,278	Nb 0,265	Mo 0,251	Tc	Ru 0,238	Rh 0,243	Pd 0,246	Ag 0,235	Cd 0,232	In 0,233	Sn 0,227	Sb 0,27	Te 0,202	I 0,214	Xe 0,158
Cs 0,242	Ba 0,204	*	Hf 0,144	Ta 0,14	W 0,132	Re 0,137	Os 0,13	Ir 0,131	Pt 0,133	Au 0,129	Hg 0,1388	Tl 0,129	Pb 0,13	Bi 0,122	Po	At	Rn
Fr	Ra 0,094	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
*	La 0,195	Ce 0,192	Pr 0,193	Nd 0,19	Pm	Sm 0,197	Eu 0,182	Gd 0,236	Tb 0,182	Dy 0,173	Ho 0,165	Er 0,168	Tm 0,16	Yb 0,155	Lu 0,154		
**	Ac 0,12	Th 0,118	Pa	U 0,116	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

## 5.2 Cas des gaz parfaits.

Dans le cas des gaz parfaits, on a :

$$U = U(T) \Rightarrow C_V = \frac{dU}{dT}$$

$$H = H(T) \Rightarrow C_P = \frac{dH}{dT}$$

**Définition**

On note gamma  $\gamma$  le rapport des capacités thermiques à volume et à pression constante :

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

**N.B.**

- $\gamma$  est une grandeur sans dimension.
- Sa valeur dépend de la nature du gaz considéré. Pour un gaz parfait, sa valeur théorique est :
  - $\gamma = \frac{5}{3} \approx 1,67$  pour un gaz monoatomique.
  - $\gamma = \frac{7}{5} \approx 1,4$  pour un gaz diatomique.
- Voici quelques valeurs de cette grandeur :

Gaz	Température (°C)	Gamma $\gamma$
Air	0-100	1,40
Argon	15	1,65
Diazote	0-200	1,41
Dioxyde de carbone	20	1,29
Hélium	18	1,66
Dihydrogène	16	1,41
Dioxygène	13-207	1,40
Vapeur d'eau	100	1,33

**Propriété**

On a pour les gaz parfaits la relation suivante de Mayer suivante:

$$C_P - C_V = nR$$

**Démonstration**

On a  $H = U + P.V = U + n.R.T$

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

Donc  $\frac{dH}{dT} = \frac{dU}{dT} + n.R$  soit  $C_p - C_v = nR$

**Propriété**


---

On a pour les gaz parfaits :

$$C_v = \frac{nR}{\gamma - 1}$$

$$C_p = \frac{nR.\gamma}{\gamma - 1}$$

**Démonstration**

On a  $C_p - C_v = nR$

Or  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$  soit  $C_p = \gamma.C_v$

Donc  $\gamma.C_v - C_v = nR$  soit  $C_v = \frac{nR}{\gamma - 1}$

Puis  $C_p = \frac{nR.\gamma}{\gamma - 1}$

**5.3 Cas des phases condensées.****Propriété**


---

On a pour les phases condensées :

$$C_v \approx C_p = C(T)$$

**N.B.**

- Cela se justifie car pour une phase condensée  $V = cte$ , on a donc :  

$$dH = dU + P.dV + V.dP = dU + V.dP$$
 avec en général le second terme  $V.dP$  qui est faible devant  $dU$ .
- En général la capacité thermique d'une phase condensée dépend de la température T.
- Voici quelques valeurs de phases condensées :

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

Substance (phase solide)	Capacité thermique massique J·kg <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup>
Asphalte	1021
Brique	840
Béton	880
Granite	790
Gypse	1090
Marbre	880
Sable	835
Verre	720 <sup>4</sup>
Bois	≈ 1200-2700 <sup>5,6</sup>

## 5.4 Loi de Laplace.

Enoncé de la loi de Laplace

Pour un gaz parfait, lors d'une transformation réversible, adiabatique où seul le travail des forces de pression intervient, on a :

$$P.V^\gamma = Cste$$

$$P^{1-\gamma} T^\gamma = Cste$$

$$T.V^{\gamma-1} = Cste$$

Démonstration.

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

Avec  $dU = \frac{n.R}{\gamma-1} .dT$

$$\delta Q = 0$$

$$\delta W = -P.dV$$

On a donc  $n.R.dT = -(\gamma-1).P.dV$

Or pour un gaz parfait :

$$n.R.dT = d(P.V) = P.dV + V.dP$$

On a donc  $-(\gamma-1).P.dV = P.dV + V.dP$

Soit  $\gamma P.dV + V.dP = 0$

Puis  $\gamma \cdot \frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} = 0$

On intègre entre l'état initial et l'état considéré:

$$\gamma \cdot \ln\left(\frac{V}{V_0}\right) + \ln\left(\frac{P}{P_0}\right) = 0$$

Soit  $\ln\left(\left(\frac{V}{V_0}\right)^\gamma\right) + \ln\left(\frac{P}{P_0}\right) = 0$

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

Puis 
$$\ln\left(\frac{P.V^\gamma}{P_0.V_0^\gamma}\right) = 0$$

Soit finalement :

$$P.V^\gamma = P_0.V_0^\gamma$$

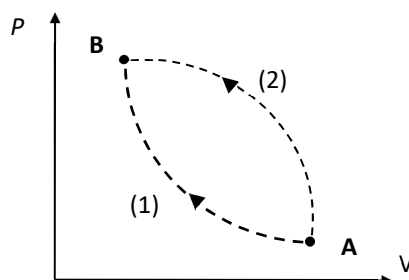
Pour retrouver les autres relations, on utilise la relation des gaz parfaits :  $P.V = n.R.T$

## 6. Représentations graphiques des transformations.

### 6.1 Présentation du diagramme de Clapeyron.

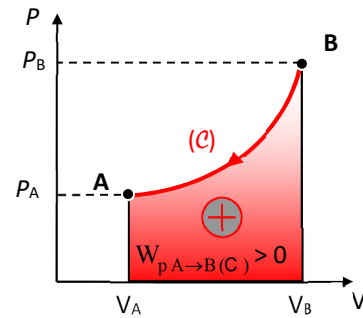
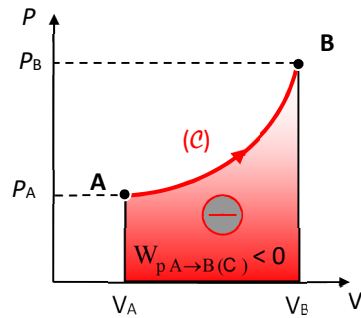
#### Définition

Le diagramme de Clapeyron est une représentation graphique des transformations quasistatiques. On représente la pression en fonction du volume ou du volume molaire (en chimie) ou du volume massique (en physique):



#### N.B.

- La transformation doit être quasistatique afin que les grandeurs pression et température soient définies.
- Le travail des forces de pression peut, grâce à ce diagramme, être visualisé. En effet pour une transformation quasistatique on a  $\delta W = -P.dV$  et  $W_{A \rightarrow B} = \int_A^B -P_{ext} \times dV$ . L'aire sous la courbe représentant une transformation de l'état 1 à l'état 2 est donc égale à  $-W_{A \rightarrow B}$ . On a pour les transformations suivantes :

Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique

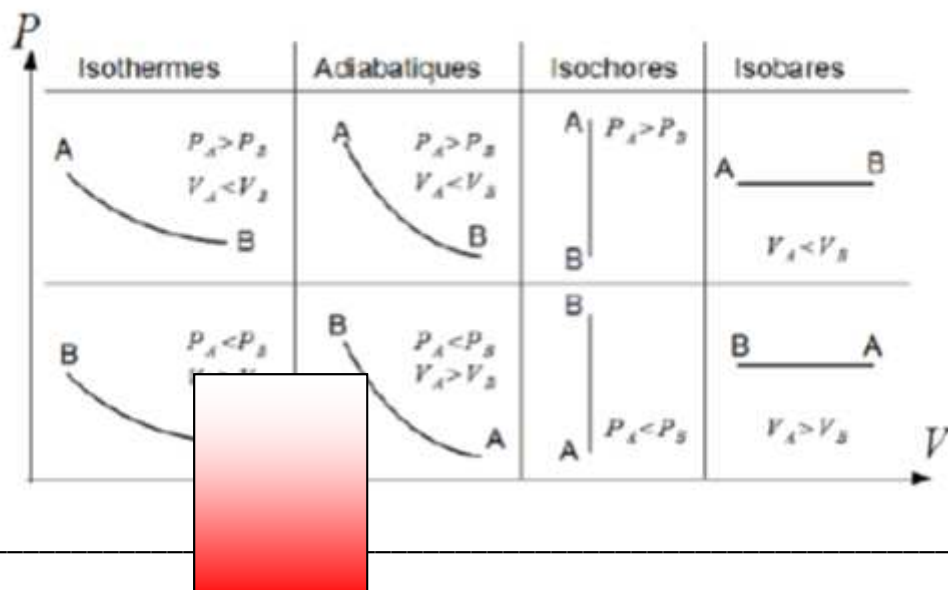
- Le tracé des transformations isobares sont des droites horizontales.
- Le tracé des transformations isochores sont des droites verticales.

## 6.2. Cas des gaz parfaits.

Dans le cas des gaz parfaits, l'équation d'état  $P.V = n.R.T$ , nous permet d'avoir pour une transformation isotherme  $T = T_0$ , l'équation  $P = \frac{n.R.T_0}{V}$  pour la représentation de Clapeyron. On a alors une courbe en  $\frac{1}{V}$  pour les transformations isothermes quasistatiques.

Pour une transformation adiabatique réversible, la loi de Laplace nous donne  $P.V^\gamma = P_0.V_0^\gamma$ , soit donc  $P = \frac{P_0.V_0^\gamma}{V^\gamma}$ . On a donc pour les transformations adiabatiques réversibles des courbes en  $\frac{1}{V^\gamma}$ . Or le coefficient  $\gamma$  est supérieur à 1, la pente d'une adiabatique réversible est donc plus importante que celle d'une isotherme.

On peut donc résumer ces résultats pour les gaz parfaits dans le tableau suivant :



## 6.3 Autres types de diagrammes.

**Chap.2 1<sup>er</sup> Principe de la thermodynamique**

Afin de représenter les transformations thermodynamiques, on peut utiliser d'autres diagrammes.

**Définition**

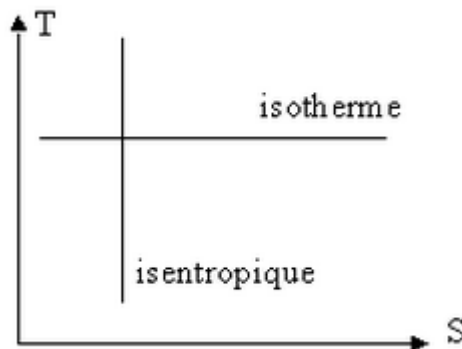
---

Dans le *diagramme entropique*, on représente  $S$  l'entropie en fonction de la température.

---

**N.B.**

- La fonction d'état entropie sera vu au chapitre sur le 2<sup>nd</sup> principe. Elle donne des informations sur le désordre du système.
- Exemple de représentation de deux transformations de base :

**Définition**

---

Dans le *diagramme de Molier (ou diagramme enthalpique)* l'abscisse correspond à l'enthalpie et l'ordonnée à la pression.

---

**N.B.**

- Ce diagramme est très utilisé dans l'étude des machines thermiques (qui sera vue plus tard) où il y a des changements d'état du fluide.
- Il doit son nom au physicien et ingénieur allemand [Richard Mollier \(1863-1935\)](#).
- Voici un exemple de diagramme enthalpique :

## Thermodynamique

