

Thermodynamique
« Cours et exercices résolus »

Par : Dr. Abdelwahed Semmah

Avant-propos

Bienvenue dans le monde fascinant de la thermodynamique ! L'étude de la thermodynamique est essentielle pour les étudiants en physique, en particulier au niveau de la licence 2. La thermodynamique est une branche de la physique qui se concentre sur les principes fondamentaux régissant les transformations de l'énergie sous différentes formes, ainsi que sur les propriétés macroscopiques des systèmes physiques. La thermodynamique offre une perspective unique pour comprendre comment l'énergie peut être transformée et échangée entre différents corps. Cette branche de la physique trouve des applications dans de nombreux domaines, de la production d'énergie à la météorologie, en passant par la chimie et l'ingénierie. Elle fournit également une base théorique pour de nombreux domaines scientifiques et techniques.

Objectifs du cours

1. **Compréhension des principes fondamentaux** : Vous acquerrez une compréhension approfondie des lois fondamentales de la thermodynamique, telles que la première loi de la thermodynamique (conservation de l'énergie) et la deuxième loi (évolution de l'entropie).
2. **Applications pratiques** : Vous explorerez des applications pratiques de la thermodynamique, telles que les cycles thermodynamiques, les machines thermiques et les processus de transfert de chaleur.
3. **Compétences en résolution de problèmes** : Vous développerez des compétences en résolution de problèmes en appliquant les concepts thermodynamiques à divers scénarios et systèmes.
4. **Connexions interdisciplinaires** : Vous verrez comment la thermodynamique est interconnectée avec d'autres branches de la physique, de la chimie et de l'ingénierie, élargissant ainsi votre perspective scientifique.

Méthodologie d'enseignement

Le cours sera structuré autour de conférences magistrales et de travaux dirigés. Vous serez encouragé à participer activement, à poser des questions et à collaborer avec vos camarades pour renforcer votre compréhension des concepts thermodynamiques.

Ressources

Des articles scientifiques et des supports de cours seront mis à votre disposition pour approfondir vos connaissances. N'hésitez pas à explorer ces ressources pour enrichir votre compréhension de la thermodynamique.

- B. DUI et al. **Thermodynamique**, Editions Hermann, Paris, 2007.

- B. DUI et al. **Exercices et problèmes de thermodynamique**, Editions Hermann, Paris, 2010.

- Éric Brunet 1, Thierry Hocquet 2, Xavier Leyronas 3, **Cours de Thermodynamique**,

<http://www.phys.ens.fr/~ebrunet/Thermo.pdf>, 2019, Sciences Sorbonne Université.

- Thermodynamique TD no 1, Théorie cinétique des gaz,
<http://www.phys.ens.fr/~caupin/fichiersPDF/thermo1.pdf>, 2001
- BTS et 1er cycle universitaire. Cours de thermodynamique n°1 : température et chaleur.
<https://www.studocu.com/row/document/universite-blida/thermodynamics-lessons-and-solutions-cours11/cours-1-thermodynamics-lessons-and-solutions/36775662>, 2007.
- CC-By-SA Olivier Cleynen, <https://thermodynamique.fr/thermodynamique-livre-gratuit.pdf>, 2018.

Figures

- [1] *Éric Brunet 1, Thierry Hocquet 2, Xavier Leyronas 3, Cours de Thermodynamique, <http://www.phys.ens.fr/~ebrunet/Thermo.pdf> ,2019, Sciences Sorbonne Université*
- [2] *Thermodynamique TD no 1, Théorie cinétique des gaz, <http://www.phys.ens.fr/~caupin/fichiersPDF/thermo1.pdf>, 2001*
- [3] *BTS et 1er cycle universitaire. Cours de thermodynamique n°1: température et chaleur. <https://www.studocu.com/row/document/universite-blida/thermodynamics-lessons-and-solutions-cours11/cours-1-thermodynamics-lessons-and-solutions/36775662>, 2007.*
- [4] *CC-By-SA Olivier Cleynen, <https://thermodynamique.fr/thermodynamique-livre-gratuit.pdf>, 2018.*
- [6] <https://api.semanticscholar.org/CorpusID:171601939>.
- [5] [http://tpe-stirling-1s2.e-monsite.com/pages/principes - du - moteur/1 - le-cycle-de - stirling. html](http://tpe-stirling-1s2.e-monsite.com/pages/principes-du-moteur-1-le-cycle-de-stirling.html)
- [7] Elie Wandersman. Transition vitreuse de nanoparticules magnétiques en interaction. Analyse de données, Statistiques et Probabilités [physics.data-an]. Université Pierre et Marie Curie - Paris VI, 2007. Français. NNT : tel-00193960
- [8][https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89quilibre_de_phases#/media/Fichier:Binary_phase_diagram_of_NiTi_\(phase\).JPG](https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89quilibre_de_phases#/media/Fichier:Binary_phase_diagram_of_NiTi_(phase).JPG)
- [9] Anne-Sophie Bernard, Sylvain Clède, Matthieu Emond, Hélène Monin-Soyer, Jérôme Quérard, *Techniques expérimentales en chimie*, Dunod, 2018, p. 31-32.
- [10] <https://www.alamyimages.fr/illustration-de-l-equilibre-chimique-de-l-eau-image69257955.html>
- [11] https://fr.wikipedia.org/wiki/Susceptibilit%C3%A9_magn%C3%A9tique

Conclusion

La thermodynamique offre une perspective puissante pour comprendre les processus énergétiques qui gouvernent notre univers. Nous espérons que ce cours vous inspirera et vous préparera à relever des défis passionnants dans votre parcours académique et professionnel.

Table des Matières

1/ Thermodynamique : quelques notions de bases

1-1	Définition.....	1
1-2	Systèmes thermodynamique.....	1
1-3	Description macroscopique et microscopique.....	2
1-3/a	L'échelle macroscopique.....	2
1-3/b	L'échelle microscopique.....	2
1-4	Variables thermodynamiques.....	3
1-4/a	Type de variables thermodynamiques.....	3
1-5	Energie interne.....	3
1-6	Fonctions d'états.....	4
1-7	Equations d'états.....	4
1-8	Définition de l'équilibre thermique.....	5
1-9	Principe de la conservation de l'énergie.....	5
1-10	Principe zéro de la thermodynamique.....	5

2/ Travail et Chaleur

2-1	Notions de chaleur.....	6
2-1/a	Est-ce que la chaleur est la température ont le même sens ?.....	6
2-1/b	Est-ce que la chaleur est une grandeur mesurable ?.....	6
2-1/c	Est-ce que la chaleur est une énergie ?.....	8
2-1/d	Signe de la chaleur Q et de l'énergie U	9
2-1/e	Chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_c	9
2-1/f	La chaleur totale.....	10
2-2	Notions de travail.....	10
2-2/a	Le travail de la force de pression.....	11
2-2/b	Travail de cycle.....	13

3/ Les transformations élémentaires et les principes de la thermodynamique

3-1	Les quatre transformations de base.....	15
3-2	Le premier principe de la thermodynamique.....	15
3-3	Evaluation de la variation d'énergie interne.....	17
3-3/a	Evaluation de ΔU_{cycle} sur un cycle.....	17
3-3/b	Evaluation de ΔU_{12} sur un chemin suivi.....	17
3-4	L'Enthalpie.....	18
3-4/a	Problème de calcul de la chaleur Q_{12}	18
3-4/b	Calcul du travail total W_{tot}	19
3-5	Transformation réversible et irréversible.....	20
3-5/a	Transformations thermodynamiques réversible (Idéale).....	20
3-8/b	Transformation irréversible et causes d'irréversibilité.....	21
3-8/c	Transformation quasi-statique.....	22
3-6	Entropie et deuxième principe.....	22
3-6/a	L'entropie du point de vue macroscopique.....	23
3-6/b	Le deuxième principe de la thermodynamique.....	23
3-6/c	L'entropie du point de vue microscopique (Entropie de Boltzmann).....	25

3-7	Troisième principe de la thermodynamique.....	26
3-8	Principe du maximum d'entropie.....	26
	3-8/a Processus.....	27
	3-8/b Applications.....	28
4/	Gaz parfait et Gaz réel	
4-1	Gaz parfait.....	30
4-2	Gaz réel.....	31
4-3	Capacité thermique.....	31
	4-3/a Capacité thermique à volume constant.....	32
	4-3/b Capacité thermique à pression constante.....	32
4-4	Energie interne d'un gaz parfait.....	33
4-5	Conséquences pour les quatre transformations de base.....	34
	4-5/a Transformation Isochore.....	34
	4-5/b Transformation Isobare.....	34
	4-5/c Transformation Isotherme.....	34
	4-5/d Transformation Adiabatique.....	34
4-6	Elément de la théorie cinétique.....	35
	4-6/a Théorie cinétique moléculaire.....	35
	4-6/b Le libre parcours moyen.....	38
	4-6/c La section efficace.....	39
5/	Notions sur les modes de transfert thermique	
5-1	Types de transfert thermique.....	40
	5-1/a Transfert thermique par conduction.....	40
	5-1/b Transfert thermique par convection.....	42
	5-1/c Transfert thermique par rayonnement.....	42
6/	Fonctions thermodynamiques	
6-1	Définition.....	44
	6-1/a Enthalpie libre $[G]$	44
	6-1/b Energie libre $[F]$	45
6-2	Potentiels thermodynamiques.....	46
6-3	Potentiels chimiques (Relations fondamentales).....	46
	6-3/a Définition du potentiel chimique.....	46
	6-3/b Potentiel chimique (Relation avec l'enthalpie libre G).....	47
6-4	Réaction chimique.....	48
7/	Application	
7-1	Machines thermiques.....	50
	7-1/a Machines mono-thermes (une seule source de chaleur).....	50
	7-1/b Machines dithermes (deux sources de chaleur).....	51
7-2	Théorème de Carnot.....	52
7-3	Un moteur thermique idéal.....	52
	7-3/a Cycle de Carnot.....	53
	7-3/b Cycle de Stirling.....	53

7-4	Machine thermique réelle	54
	7-4/a Cycle de moteur à combustion interne (cycle Otto).....	55
	7-4/b Cycle de moteur Diesel.....	55
7-5	Transition de phase d'une substance pure	56
7-6	Transition de phase d'un mélange	57
7-7	Solutions diluées	58
7-8	Équilibre chimique	59
7-9	Thermodynamique des matériaux magnétiques	60
	7-9/a Approche macroscopique.....	60
	7-9/b Modèle microscopique et solution analytique.....	60
	7-9/b.1 Modèle d'Ising.....	62
	7-9/b.2 Modèle de Heisenberg.....	63
	Exercices	67
	Solutions	83

Chap. I/ Thermodynamique : Quelques Notions de Bases

I/1- Définition de la Thermodynamique :

Branche de la physique qui étudie les propriétés des systèmes où interviennent les notions de température et de chaleur.

Le mot thermodynamique signifie :

Thermo : énergie thermique et Dynamique : énergie mécanique.

I/2- Système Thermodynamique :

Une portion limitée de l'univers à laquelle on applique les lois de la thermodynamique est nommée système thermodynamique. La zone de l'univers qui entoure le système thermodynamique représente son entourage. Un système thermodynamique peut échanger de la matière et de l'énergie avec son entourage. L'échange de l'énergie peut se faire sous forme de travail ou de chaleur

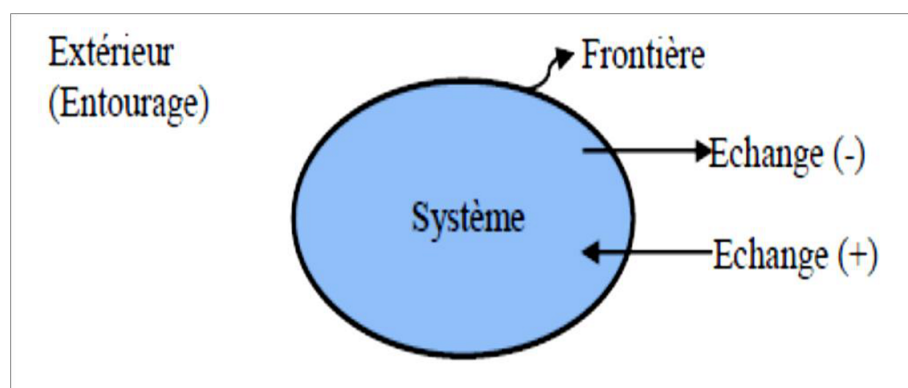


Fig. I/1- Système Thermodynamique

Système thermodynamique isolé : Un système thermodynamique qui n'échange ni matière, ni énergie avec son entourage.

Système thermodynamique fermé : Un système thermodynamique qui n'échange pas de matière avec son entourage.

Système thermodynamique ouvert : Un système thermodynamique qui échange de la matière et de l'énergie avec son entourage.

Système thermodynamique à l'équilibre: Un système thermodynamique qui atteint un état de repos apparent durant son évolution.

I/3- Description macroscopique et microscopique :

I/3-a. L'échelle macroscopique :

Est l'échelle de l'être humain, son ordre de grandeur est le mètre. La matière nous paraît continue à cette échelle.

A l'échelle macroscopique :

- Un solide possède un volume propre et forme propre.
- Un liquide possède un volume propre mais ne possède pas de forme propre (il prend la forme du récipient qui le contient).
- Un gaz ne possède pas de volume propre ni de forme propre.

I/3-b. L'échelle microscopique :

Est l'échelle des particules élémentaires du système, son ordre de grandeur est $\leq 10^{-10}$, la matière est discontinue à cette échelle.

I/4- Variables thermodynamiques :

On appelle variable thermodynamique une grandeur macroscopique mesurable qui sert à définir l'état d'un système.

I/4-a. Type de variables thermodynamiques :

Soit un système (S) homogène et en équilibre thermodynamique décrit avec un ensemble de variables. Exemple : n (nombre de mode), V (volume), T (température), P (pression).

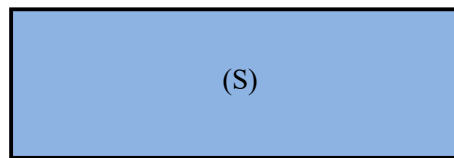


Fig. I/2.a- Système thermodynamique homogène et en équilibre

Coupons ce système (S) en deux parties (S_1) et (S_2) qui reste en équilibre.

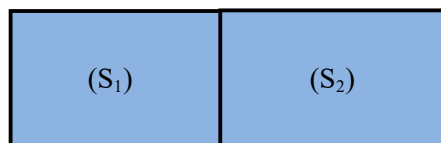


Fig. I/2.b- Système thermodynamique découpé en deux parties homogènes et en équilibres

On peut mesurer : n_1, V_1, T_1, P_1 et n_2, V_2, T_2, P_2 .

Si X est l'une des variables :

- 1- X est **extensive** si $X = X_1 + X_2$. Exemple V, n, S (entropie), M (masse).
- 2- X est **intensive** si $X = X_1 = X_2$ Exemple P, T, η (potentiel chimique).

I/5- Energie interne :

L'énergie interne d'un système thermodynamique est une fonction d'état extensive, associée à ce système, elle correspond à l'énergie intrinsèque du système définie à l'échelle microscopique. A l'exclusion de l'énergie cinétique ou potentielle d'interaction du système avec son environnement à l'échelle macroscopique :

$$U = \sum E_{C\text{-micro}} + E_{P\text{-micro}}$$

L'énergie interne est donc une composante de l'énergie totale d'un système définie par la relation suivante :

$$E_T = \sum E_{C\text{-macro}} + E_{P\text{-macro}} + U$$

I/6- Fonction d'état :

Lors d'une transformation thermodynamique un corps (gaz, fluide) passe d'un état thermodynamique à un autre état thermodynamique.

Soit un système décrit par un ensemble de variables $\alpha_1, \dots, \alpha_n$, on appelle fonction d'état toute fonction des seules variables d'état $\alpha_1, \dots, \alpha_n$.

On distingue deux sortes de fonction d'état :

- a- Fonction d'état extensive : ce sont les fonctions dont la valeur dépend de la masse du corps : le volume (V), l'enthalpie (H), l'entropie (S).
- b- Fonction d'état intensive : ce sont les fonctions dont la valeur ne dépend pas de la masse du corps : la pression (P), la température (T).

I/7- Equation d'état :

Fonction reliant diverses grandeurs thermodynamique entre elles :

- $PV=nRT$ loi des gaz parfaits.
- $PV=cte$ loi de Boyle-Mariotte.
- $V/T=cte$ loi de Gay-Lussac.

I/8- Définition de l'équilibre thermique :

Lorsque deux corps de températures différentes entrent en contact, ils échangent de l'énergie thermique de sorte à ce que leurs températures respectives s'égalisent. En physique statistique et en thermodynamique l'équilibre thermique représente la situation où la température au sein d'un système est uniforme.

I/9- Principe de conservation de l'énergie :

La conservation de l'énergie est un principe physique selon le quel l'énergie totale d'un système isolé est invariante au cours du temps c.à.d. l'énergie totale initiale du système isolé soit égale à l'énergie totale final.

I/10- Principe zéro de la thermodynamique :

Deux systèmes thermodynamiques A et B en équilibre avec un troisième C sont en équilibre entre eux.

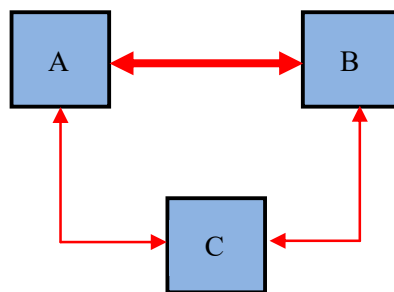


Fig. I/3- Système Principe Zéro de la thermodynamique

Chap. II/ Chaleur et Travail

II/1- Notion de chaleur :

II/1-a. Est-ce que la chaleur et la température ont le même sens ?

Prenons un récipient rempli d'eau et de glace ($T = 0^{\circ}\text{C}$), et exposons le à une source chaude (figure II/1). On remarque que la température du bain (qui a reçu Q) reste à 0°C (lecture du thermomètre), La chaleur Q a simplement fait fondre la glace sans changer la température T du bain.

Ce n'est pas parce qu'un corps (ici le bain) reçoit de la chaleur que sa température augmente.

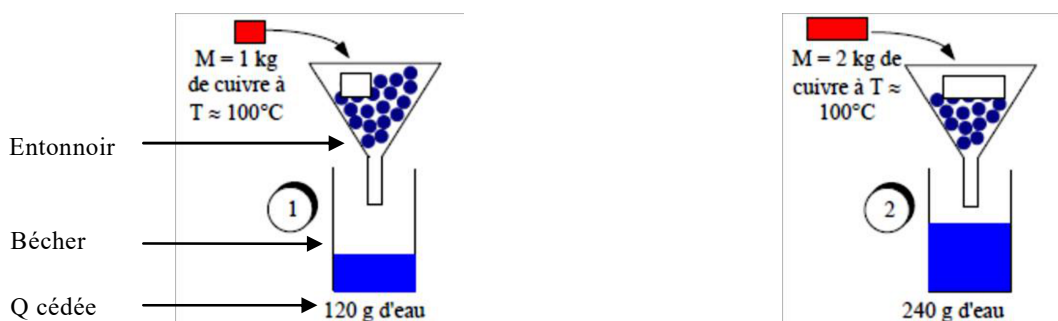


Fig. II/1- Relation entre la chaleur et la température

Conclusion (1) : Température et chaleur sont donc deux grandeurs différentes ($Q \neq T$).

II/1-b. Est-ce que la chaleur est une grandeur mesurable ?

Prenons un entonnoir rempli de glace pilée (glace fondante 0°C) et réalisons 4 expériences



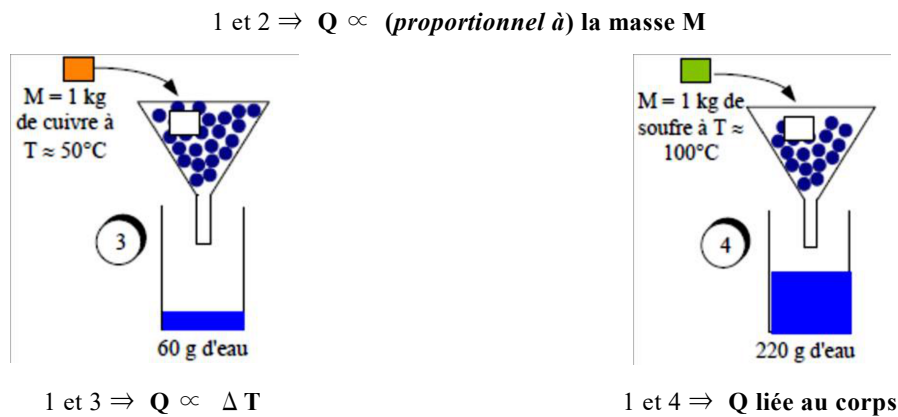


Fig. II/2- Mesure de la quantité de chaleur (Q)

On constate alors que dans le cadre particulier (sans transformation chimique et sans changement de phase du corps plongé dans la glace) d'un échauffement (ou refroidissement) :

1. Q proportionnel à M : $Q = k_1 \times M$ avec $k_1 = Cte$
2. Q proportionnel à ΔT (différence entre la température initiale et la température finale du cuivre) : $Q = k_2 \times \Delta T$ avec $k_2 = Cte$
3. Q liée au corps.

Conclusion (2) :

On en déduit que **Q est une grandeur physique mesurable** et cela se résume par la relation $Q[\text{kcal}] = M [\text{kg}].C [\text{kcal.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}].\Delta T [\text{K}]$, avec C "chaleur massique" ou "capacité calorifique massique" c'est-à-dire la faculté qu'à le corps de céder de la chaleur Q pour un refroidissement ΔT donné ($C=Q/M. \Delta T$).

Remarque : un corps ne possède pas une quantité de chaleur déterminée (contrairement à la température). Il perd ou gagne de la chaleur en fonction des corps avec lesquels il entre en contact et en fonction du type "transformation". On dira que la **chaleur Q n'est pas une "fonction d'état"**.

II/1-c. Est-ce que la chaleur est une énergie ?

Si on remue de l'eau avec une grosse cuillère, alors la température de l'eau va augmenter de ΔT (frottement de la cuillère contre les molécules d'eau). Joule a eu l'idée de comparer l'élévation de température ΔT à l'énergie mécanique dépensée pour obtenir ΔT . Pour cela il a fixé des pales en bois à l'axe d'une poulie entraînée par une masse (figure II/3) : la masse qui tombe libre son énergie potentielle (travail mécanique $m \cdot g \cdot h$) et provoque une élévation de température ΔT de l'eau du bac. Cette élévation ΔT de température est provoquée cette fois-ci par une énergie mécanique (travail des forces de frottement) et non plus directement par un apport de chaleur.

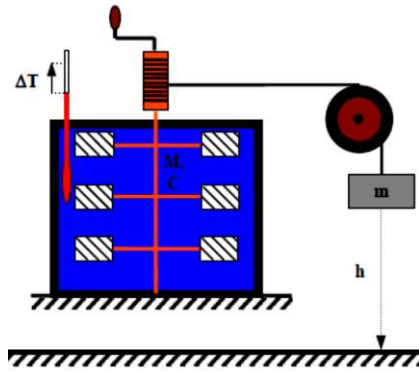


Fig.II/3-Expérience de Joule (1850)

Conclusion (3) :

Nous avons, $W=mgh$ [J] et $Q=MC\Delta T$ [Kcal] cause même élévation de température ΔT . On en déduit que Q et W sont de même nature (**c.à.d. Q est une énergie**)

Il faut alors convertir Q en Joule grâce à la constante de conversion J_c :

$$Q = W \Leftrightarrow M.C.\Delta T \times J_c = mgh \Leftrightarrow J_c = mgh/(M.C.\Delta T)$$

L'expérience montre que $J \approx 4180$ J/kcal entre $14,5^\circ\text{C}$ et $15,5^\circ\text{C} \Rightarrow Q = 4180 \times M.C.\Delta T$ joules
 $= M.C'.\Delta T$ joules avec C' en $[\text{J}.\text{kg}^{-1}.\text{K}^{-1}]$.

II/1-d. Signe de la chaleur Q et énergie interne U

En thermodynamique, la chaleur reçue par un système sera comptée positivement, une chaleur cédée sera comptée négativement.

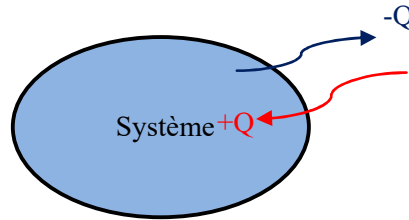


Fig. II/4- Signe de la chaleur

On appelle "énergie interne" U l'énergie thermique totale que peut fournir un corps immobile (absence d'énergie potentielle et d'énergie cinétique macroscopique) sans perdre de matière, c'est à dire ne perdant d'énergie que sous forme de chaleur (sa température tombant néanmoins à 0 K s'il a perdu U).

II/1-e. Chaleur latente Q_L et chaleur de combustion Q_C

La chaleur latente sert à créer un changement de phase (solide \rightarrow liquide) et non à augmenter la température.

Pour faire fondre $M = 1$ kg de glace (à 0°C) il faudra apporter la chaleur $Q_L = 352.10^3 \times M$. le chiffre 352.10^3 s'appelle "chaleur latente de fusion" (sous - entendu "massique") de la glace et on la note L_f .

$$Q_L = M_{(\text{glace})} \times L_{(\text{fusion})} \rightarrow [\text{J/kg}]$$

Si la source chaude est due à la combustion de l'essence, cette dernière apporte une **chaleur de combustion** Q_C qui sert à faire fondre la glace, et donc peut être considérée comme une chaleur de fusion de la glace.

$$Q_C = M_{(\text{essence})} \times L_{(\text{combustion})}$$

Tableau II-1 : Différentes chaleurs latentes de fusion

Corps	argent	Platine	Fer	Glace
$L_f [J.K^{-1}]$	$102. 10^3$	$111. 10^3$	$270. 10^3$	$352. 10^3$

Tableau II-2 : Différentes chaleurs (massiques) de combustion (pouvoir calorifique)

Corps	Bois	Alcool	Charbon	Pétrole	Essence	Méthane	H ₂
$L_c [J.K^{-1}]$	11 à 12,5. 10 ⁶	26. 10 ⁶	33,5. 10 ⁶	46. 10 ⁶	48. 10 ⁶	55. 10 ⁶	162. 10 ⁶

II/1-f. Chaleur totale

Pour augmenter la température de l'eau, il faudra d'abord apporter la chaleur nécessaire pour faire fondre la glace (chaleur latente) puis seulement ensuite la chaleur reçue en surplus aura pour effet d'augmenter la température de l'eau.

$$Q = Q_t - Q_L$$

Q : Chaleur nécessaire pour augmenter la température elle est égale à $MC\Delta T$.

Q_t : Chaleur apportée.

Q_L : Chaleur Latente (Changement de phase).

II/2- Notion de travail

Le travail est une autre forme d'énergie que la chaleur, c'est l'énergie qui intervient dès qu'il ya mouvement ou déformation d'un corps.

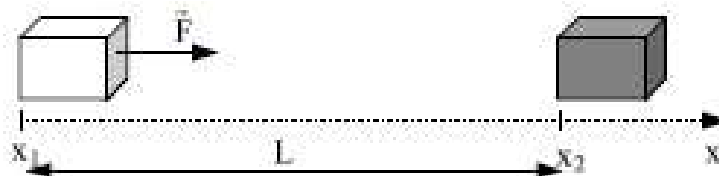


Fig. II/6-Travail mécanique

Pour bouger un corps sur une distance $L=1\text{m}$, admettons qu'il faille développer une force constante $F=400\text{N}$. Dans ce cas il faut dépenser une énergie :

$$E = \int_{x_1}^{x_2} \vec{F} dx$$

Comme cette énergie provoque le déplacement du corps, on dit qu'il s'agit d'un travail qu'on note W (le travail est une énergie mécanique)

$$W = F \times L \text{ avec } F = \text{Cst}$$

Dans le plan $F(x)$ cela correspond à la "surface" du trajet

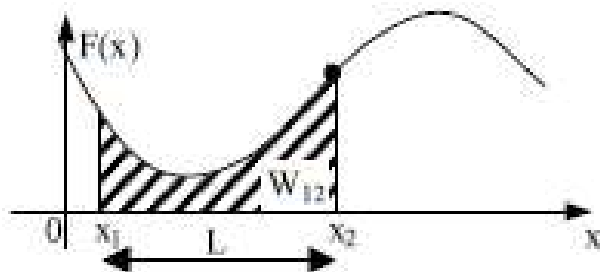


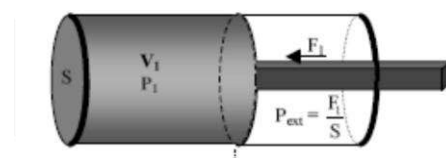
Fig. II/7-Diagramme $F(x)$

II/2-a. Travail de la force de pression

La pression d'un gaz sera à l'origine du travail effectué par le gaz, ce qui aboutira au déplacement d'un piston (moteurs thermiques). La pression est donc à l'origine des énergies mécaniques qui seront développées dans les systèmes que l'on étudiera.

Pression initiale du gaz : $P_1 = P_{\text{ext}} = F_1/S$

P_{ext} : pression atmosphérique



Pression finale du gaz : $P_2 = P_{\text{ext}} = F_2/S$

P_{ext} : pression exercée par notre main.

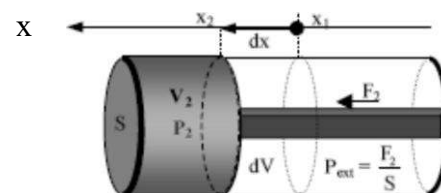


Fig. II/8-Travail de pression

Supposons avoir un cylindre muni d'un piston et rempli de gaz. Appliquons une pression P_{ext} sur le piston (figure II/8). Dans ce cas, en admettant que le déplacement est suffisamment lent pour avoir la pression P du gaz égale à la pression P_{ext} (transformation quasi - statique), on démontre assez facilement (figure II/8) que le travail (énergie) reçu par le gaz au cours de la transformation 1 à 2 vaut :

$$W_{12} = \int_{x_1}^{x_2} F \cdot dx = \int_{x_1}^{x_2} P_{\text{ext}} \cdot S dx = \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} \cdot (-dV) = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} \cdot dV$$

Remarque : un système thermodynamique rejette une quantité de travail ou en absorbe, selon le type de contrainte qu'on lui soumet. On dit que le travail n'est pas une fonction d'état.

Le travail est signé. Un travail reçu par le système (gaz) est positif, un travail rejeté par le système est négatif.

De la relation $W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} \cdot dV$ on a alors W_{12} donné par la surface du trajet effectué dans le plan $P(V)$: Coordonnées de Clapeyron, pour aller de l'état 1 (P_1, V_1) à l'état 2 (P_2, V_2) : ce plan est donc privilégié pour l'étude précise des travaux échangés.

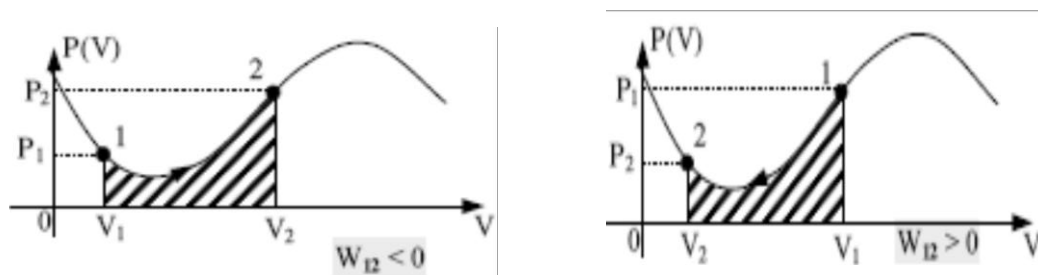


Fig. II/9-Diagramme de Clapeyron

Ainsi, lors du déplacement de la position 1 à la position 2 : $W_{12} > 0$ si le volume du fluide diminue : on a une machine (gaz) qui reçoit du travail de l'extérieur, la transformation est résistante.

$W_{12} < 0$ si le volume du fluide augmente : on a une machine qui fournit du travail à l'extérieur, la transformation est motrice.

L'évaluation d'un travail est facile grâce au diagramme $P(V)$ puisqu'il suffit de mesurer une surface : ce diagramme est donc bien adapté à l'étude des moteurs thermiques.

Le travail W_{12} considéré jusqu'à présent et calculé dans le plan de Clapeyron (système fermé) est une énergie nécessaire pour effectuer la transformation 1 à 2 (compression par exemple) : c'est une énergie de transformation. La machine (pompe) qui effectue ce travail peut être amenée à admettre puis évacuer le fluide hors du cylindre : dans ce cas elle effectue, outre W_{12} , un travail W_{trans} de transvasement différent de W_{12} qui ne modifie pas l'état du fluide : ce n'est pas une énergie de transformation. L'énergie totale mise en jeu par la machine sera alors $W_{\text{machine}} = W_{\text{trans}} + W_{12}$.

Dans ce dernier cas, le diagramme $P(V)$ que l'on trace souvent représente la pression P du gaz en fonction du volume V du cylindre (et non plus du gaz) : il ne s'agit plus d'un diagramme de Clapeyron du paragraphe précédent mais d'un diagramme de Watt.

Remarque :

- . $P(V_{\text{système}})$: diagramme de Clapeyron (adapté à l'étude des systèmes fermés)
- . $P(V_{\text{cylindre}})$: diagramme de Watt (adapté à l'étude des systèmes ouverts).

II/2-b. Travail de cycle

On est supposé connaître tous les échanges d'énergie que le système est susceptible d'échanger avec l'extérieur. Afin d'obtenir des dispositifs qui fonctionnent en permanence, on est amené à utiliser des transformations répétitives, périodique. Pour que les machines qui les réalisent soient optimales, il faut que le fluide ou corps finisse dans le même état que dans son état initial.

La série de transformations est alors dite cyclique, il faut au moins deux transformations pour effectuer un cycle, c.à.d. une série de transformations ou l'état finale est égale à l'état initiale du gaz.

Soit :

- Transformation 1 = chemin 1A2
- Transformation 2 = chemin 2B1
- Cycle = transformation 1A2B1

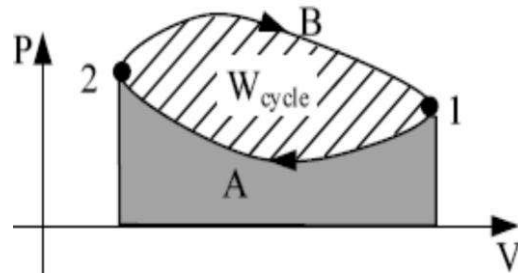


Fig.II/10- Diagramme P(V) : Travail de cycle

Pour effectuer la transformation du fluide, la machine qui le contient effectue le travail :

$$W_{\text{cycle}} = W_{1A2} + W_{2B1}$$

W_{cycle} est représenté par la surface hachurée. Un cycle est dit moteur lorsque $W_{\text{cycle}} < 0$ (sens horaire de parcours) car il fournit cette énergie à l'extérieur. Dans le cas contraire ($W_{\text{cycle}} > 0$) le cycle est dit résistant (sens trigonométrique de parcours). Dans notre cas le cycle est moteur.

Chap. III/ Les transformations élémentaires et les principes de la thermodynamique

III/1- Les quatre transformations de base

Les transformations réelles, généralement complexes, peuvent être décomposées en une succession de transformations élémentaires. Cette décomposition permet d'effectuer des calculs élémentaires de transfert de chaleur, de travail, de variation de température....ect.

Ces transformations de base sont :

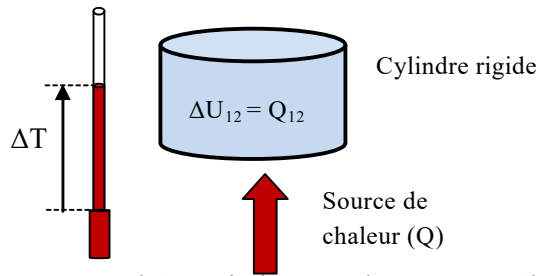
- Transformation isobare ($P=cte$).
- Transformation isocore ($V=cte$).
- Transformation isotherme ($T=cte$).
- Transformation adiabatique ($Q=0$).

Ces quatre transformations simple peuvent modéliser n'importe quelle transformation compliquée et donnent une expression simple de W , Q ou $W+Q$.

III/2- Le premier principe de la thermodynamique

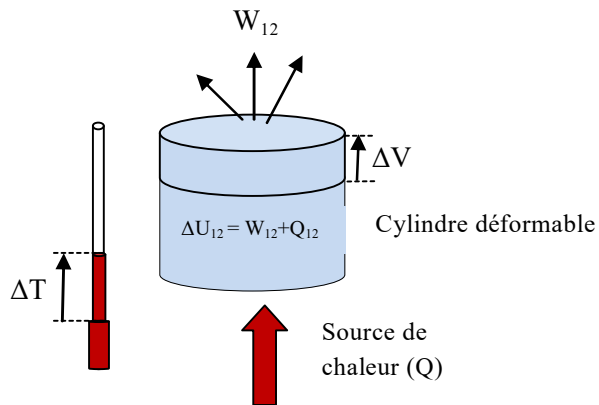
Les transformations thermodynamique provoquent souvent une variation de température, de pression ou de volume du système considéré. Le premier principe de la thermodynamique permettra de prévoir le signe et la valeur de ces variations, il s'agit d'un principe de base de la physique : la conservation de l'énergie.

- 1^{ère} expérience : Echauffement d'un gaz dans un cylindre rigide ($V=cte$)



Les instruments de mesure montre que l'énergie interne du gaz s'est élevés de $\Delta U_{12} = Q_{12}$.

- 2^{ème} expériences : Echauffement d'un gaz dans cylindre à parois déformables



$\Delta U_{12} = |W_{12}| - |Q_{12}|$ or W_{12} perdu par le gaz et Q_{12} gagnée c.à.d. $W_{12} < 0$, $Q_{12} > 0$.

En valeurs algébrique on $\Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$.

Ce résultat qui exprime finalement la simple conservation d'énergie d'un système fermé (rien ne se perd, rien ne se crée) constitue le premier principe de la thermodynamique.

III/3- Evaluation de la variation d'énergie interne

III/3-a. Evaluation de ΔU_{cycle} sur un cycle

Soit deux transformations qui s'effectuent de l'état 1 à l'état 2 suivant les chemins A et B (figure III/1)



Fig. III/1- Cycle de transformation : 1B2 et 2A1.

On a dit qu'un gaz (ou système) effectue un cycle si son état initial (caractérisé par le trio P, V, T) est identique à son état final (cycle terminé), c'est-à-dire quand il retrouve l'état P, V et T d'origine. Dans ce cas, l'énergie interne du système n'aura finalement pas varié: si de l'énergie interne a été perdue au cours d'une transformation, elle aura été regagnée au cours d'une transformation suivante c.à.d. $\Delta U_{\text{cycle}} = 0$. Cette relation permettra d'évaluer les chaleurs et travaux développés par un cycle, voire par une transformation particulière du cycle.

III/3-b. Evaluation de ΔU_{12} sur un chemin suivi

Soit une transformation qui s'effectue sur trois chemins différents (figure III/2) de l'état 1 à l'état 2.

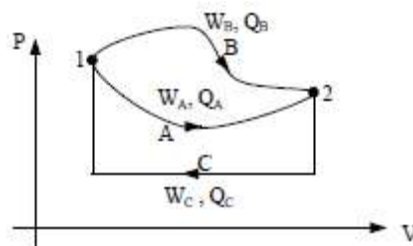


Fig. III/2- Transformation sur 3 chemins : 1A2, 1B2 et 2C1.

On a :

$$\Delta U_{AC} = 0 \text{ (car AC est un cycle)} \Rightarrow (W_A + Q_A) + (W_C + Q_C) = 0 \quad (1)$$

$$\Delta U_{BC} = 0 \text{ (car BC est aussi un cycle)} \Rightarrow (W_B + Q_B) + (W_C + Q_C) = 0 \quad (2)$$

(1) et (2) $\rightarrow W_A + Q_A = W_B + Q_B \Leftrightarrow \Delta U_{1A2} = \Delta U_{1B2} \Rightarrow \Delta U_{12}$ **ne dépend pas du chemin suivi**
 \Rightarrow autant la calculer sur la transformation C qui est simple.

III/4. Enthalpie

III/4-a. Problème de calcul de la chaleur Q_{12}

Pour calculer Q_{12} on peut utiliser la relation $Q_{12} = \Delta U_{12} - W_{12}$: comme U est une variable d'état, elle peut être donnée par des tables ou des courbes (c'est ce qu'on a fait avec l'exercice 1 précédent), et donc ΔU_{12} peut s'en déduire facilement. En revanche W_{12} n'est pas une variable d'état et ne peut donc pas être donnée par des tableaux ou des courbes caractéristiques. Une manière de connaître Q_{12} sans passer par W_{12} sera alors l'utilisation de la grandeur $H = U + PV$, cette grandeur est également une variable d'état puisque composée de somme et multiplication de variables d'état (U, P et V). Elle peut donc être donnée sous forme de courbes caractéristiques d'un gaz. La pression du système doit rester constante au cours de la transformation, **il doit donc s'agir d'une transformation isobare.**

On a :

Lorsque $P = C^{te}$ on a $\Delta U_{12p} = W_{12p} + Q_{12p} = - \int_{V_1}^{V_2} P dV + Q_{12p} \Rightarrow Q_{12p} = \Delta U_{12} + \int_{V_1}^{V_2} P dV =$
 $\Delta U_{12} + P \cdot [V]_{V_1}^{V_2} = \Delta U_{12} + P \cdot \Delta V_{12} = \Delta (U + PV) = \Delta H_{12}$ d'où $Q_{12p} = \Delta H_{12}$

III/4-b. Calcul du travail total W_{tot}

Le premier principe de la thermodynamique fait intervenir le travail W_{12} absorbé ou rejeté par le gaz lors de sa transformation de l'état 1 à l'état 2. Or pour dimensionner une machine (compresseur par exemple), ce n'est pas vraiment W_{12} qui nous intéresse mais plutôt le travail total W_{total} que le piston doit fournir, non seulement pour transformer le gaz mais également pour admettre et refouler le gaz hors du cylindre (ces travaux là ne modifient pas l'état du gaz). Ce travail d'admission et d'échappement est appelé "travail de transvasement" et est noté W_{trans} . Le travail total fourni par le compresseur vaudra :

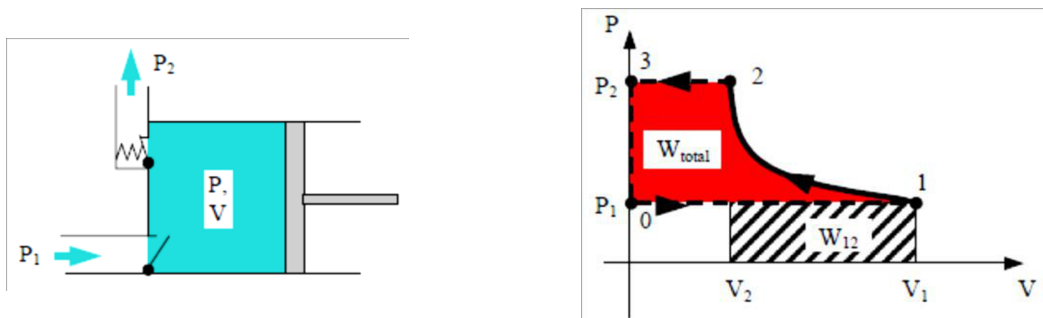


Fig. III/3- Travail total d'un piston de compresseur.

- Lors de l'**admission** du gaz dans le cylindre, le piston (et non le gaz) effectue le travail sous la pression extérieure constante P_1 , $W_{\text{adm}} = - \int_0^{V_1} P \, dV = -P_1 \cdot V_1$
- Lors de la **compression** 1-2, le gaz, via le piston, reçoit le travail de compression $W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P \, dV$.
- lors de l'**échappement** du gaz hors du cylindre, le piston effectue le travail sous pression constante $W_{\text{écha}} = - \int_{V_2}^0 P \, dV = P_2 \cdot V_2$.

Le **compresseur** (piston) a donc effectué le travail $W_{\text{total}} = W_{12} + W_{\text{adm}} + W_{\text{échap}} = \text{surface}$ rouge (en prenant en compte les signes) $\Rightarrow W_{\text{total}} = - \int_{P_1}^{P_2} V \, dP$

Remarque :

- Le premier principe pour les systèmes fermés $\Delta U_{12} = W_{12} + Q_{12}$.
- Le premier principe pour les systèmes ouverts $\Delta H_{12} = W_{\text{total}} + Q_{12}$

Démonstration : on définit l'enthalpie H par $H = U + P.V$ ce qui donne en différenciant les expressions : $dH = dU + dPV$, $\Leftrightarrow dH = dU + PdV + VdP \Leftrightarrow dH = dU - \delta W + VdP = (\delta W + \delta Q) - \delta W + VdP \Leftrightarrow dH = VdP + \delta Q$ et donc, en intégrant : $\Delta H_{12} = W_{\text{total}} + Q_{12}$.

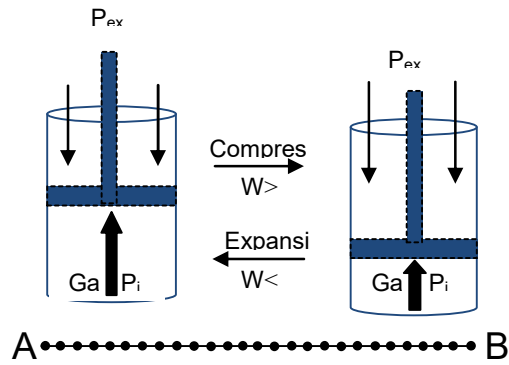
Sur un cycle on a le système gaz qui développe la variation d'enthalpie $\Delta H_{\text{cycle}} = 0$ (puisque H est une variable d'état du système), on a donc $W_{\text{total}} + Q_{\text{cycle}} = 0$, de même $\Delta U_{\text{cycle}} = 0$ donne $W_{\text{cycle}} + Q_{\text{cycle}} = 0$, ainsi on remarque que $W_{\text{total}} = W_{\text{cycle}}$: on peut donc étudier le travail d'un système ouvert avec transvasement en le considérant comme un système fermé cyclique (pas de transvasement) : c'est ce qui est réalisé pour l'étude des machines.

III/5. Transformation réversible et irréversible

Une transformation est une opération au cours de laquelle l'état d'un système se modifie en passant d'un état initial à un état final.

III/5-a. Transformation thermodynamique réversible ou idéale

Amènent le système d'un état initial à un état final, à travers une succession continue d'états d'équilibres thermodynamique, qui sont infiniment voisins les uns des autres. Le système étant en équilibre avec lui-même et avec le milieu extérieur avec la quel il interagit.



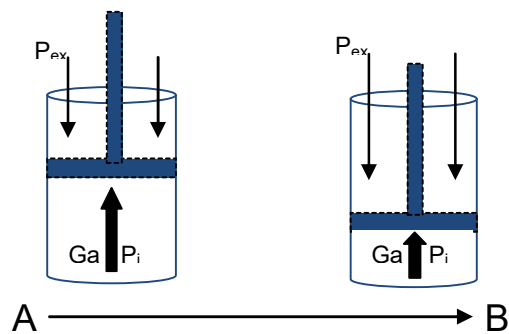
- A chaque état nous avons un équilibre : $P_{ext}=P_{int}$ (transformation lente)

III/5-b. Transformation thermodynamique irréversible et cause d'irréversibilité

Le système ne repasse pas par les états antérieurs. Les causes de ce phénomène sont dues

à :

- Phénomène de transport (loi de Fick \Rightarrow phénomène de diffusion).
- Transfert de chaleur (loi de Fourier).
- Réactions chimiques.



- La transformation est rapide en passe directement de l'état A à l'état B

III/5-c. Transformation thermodynamique quasi-statique

Amènent le système d'un état initial à un état final, à travers une succession continue d'états d'équilibres thermodynamique, qui sont infiniment voisins les uns des autres. Le système étant en équilibre avec lui-même et avec le milieu extérieur avec la quel il interagit, mais le système et milieu extérieur ne repassent pas nécessairement par les états d'équilibres antérieurs.

Remarque : une transformation thermodynamique réversible est nécessairement quasi-statique, le contraire est faut.

III/6. Entropie (S) et le deuxième principe

Le principe de la thermodynamique nous dit que le transfert d'énergie à un sens unique celui qui la fait repartir équitablement dans l'espace, plus concrètement une chambre vide qu'on y mette un paquet de gaz chaud ceci est une forme d'énergie rangée (ordonnée) si la chambre est isolée et on ouvre ou on éclate les parois de ce gaz chaud confiné dans le coin en bas a gauche de la chambre (figure III/4), ce gaz va se détendre et occupé toute les régions de la chambre, ce qui va nous donner une énergie répartie (désordonnée). Les physiciens ont trouvé une notion pour l'associer à cette image d'ordre et de désordre et pour pouvoir faire des quantifications ultérieurement ils ont appelé cette notion **l'entropie**

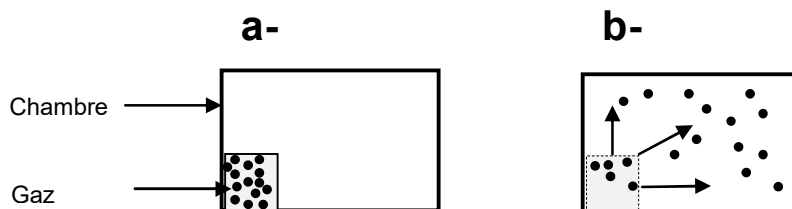


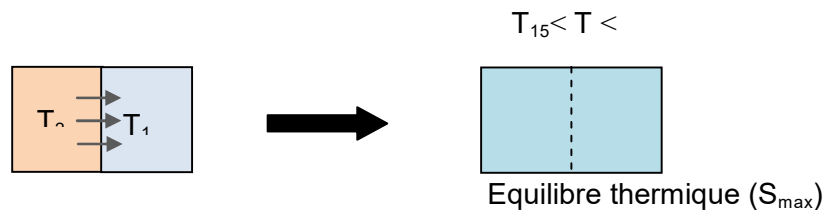
Fig.III/3- a. énergie ordonnée (l'entropie est minimale [S_{\min}]), b. énergie désordonnée (l'entropie est maximale [S_{\max}])

III/6-a. L'entropie du point de vue macroscopique

Est une grandeur qui caractérise bien l'ordre et le désordre, elle est minimale dans des situations idéale ou l'énergie est rangée confinée à une petite zone de l'espace et elle est maximale quand cette énergie est répartie, parfaitement désordonnée est occupée toute les zones de l'espace, on a donc un désordre minimal (ordre parfait) et un désordre maximal (ordre nul)

III/6-b. Le deuxième principe de la thermodynamique

Il peut se traduire en terme d'entropie ; l'entropie d'un système isolé évolue spontanément vers l'équilibre ce lui de la valeur maximal de S_{\max} .



On peut dire que ΔS_{sys} est une fonction d'état par ce qu'elle ne dépend que de l'état initial et l'état final. Pour pouvoir traduire le 2^{ème} principe de la thermodynamique sous forme d'équation pour faire des calculs d'évaluations des machines thermiques il faut quantifier cette grandeur S c'est la que vient l'égalité de Clausius, qui nous dit :

$$\oint_A \frac{\delta Q_{\text{rév}}}{T} = 0$$

Pour une série de transformations réversibles de l'état A à l'état A (cycle). Partons de cette égalité la variation de l'entropie est définie par :

$$dS = \frac{\delta Q_{\text{rév}}}{T}$$

Dans le cas d'un système qui n'échange que la chaleur. Si la transformation est irréversible alors la vient l'inégalité de Clausius :

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T_0}$$

Pour plusieurs sources thermiques on a :

$$dS \geq \sum_i \frac{\delta Q_i}{T_i}$$

Toute transformation d'un système thermodynamique s'effectue avec augmentation de l'entropie globale incluant l'entropie du système et du milieu extérieur, on dit alors qu'il ya création d'entropie.

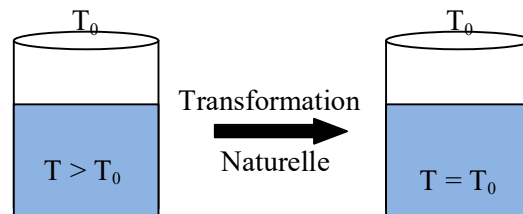
$$\Delta S_{\text{globale}} = S_{\text{création}} = \Delta S_{\text{syst}} + \Delta S_{\text{ext}} \geq 0$$

Dans le cas d'une transformation réversible on a : $\Delta S_{\text{globale}} = 0$.

Du point de vue non mathématique du 2^{ème} principe : il faut au moins deux source de chaleurs pour réaliser un moteur thermique

Exemple :

Clausius tente de formaliser la transformation irréversible du verre d'eau.



1^{er} principe : $\Delta U = W + Q$, $W = 0 \Rightarrow \Delta U = Q$.

2^{ème} principe : $\Delta S_{\text{syst}} = Q/T$, $\Delta S_{\text{ext}} = -Q/T_0 \Rightarrow \Delta S_{\text{tot}} = \Delta S_{\text{syst}} + \Delta S_{\text{ext}} = Q (1/T - 1/T_0) \geq 0$,

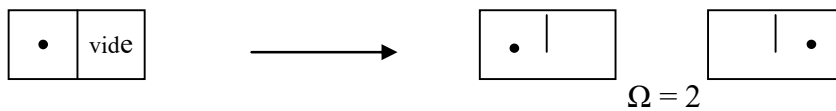
- $\Delta S_{\text{tot}} > 0 \Rightarrow T > T_0$, Q cédée par le système ($Q < 0$).
- $\Delta S_{\text{tot}} = 0 \Rightarrow T = T_0$.

III/6-c. L'entropie du point de vue microscopique (Entropie de Boltzmann)

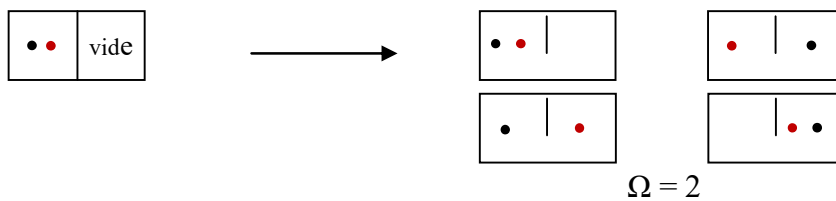
Boltzmann considère le nombre de complexion d'un système Ω qui représente le nombre d'états microscopiques possibles.

- Détente d'un gaz : irréversibilité et probabilité :

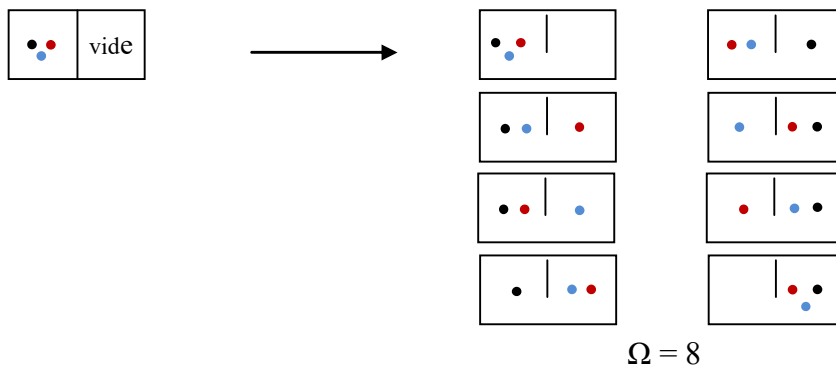
1 particule (N=1)



2 particules (N=2)



3 particules (N=3)



Dans l'exemple : $\Omega = 2^N$, lorsque le nombre de complexion augmente, il semble peu probable de revenir en arrière.

A l'échelle microscopique l'entropie caractérise le désordre ou le degré d'homogénéité du système : $S = K_B \cdot \ln(\Omega)$.

III/7- Troisième principe de la thermodynamique

Nernst propose que $S=0$ à $T=0\text{k}$, du point de vue microscopique l'agitation s'annule pour toutes les particules au zéro absolu :

$$T = 0\text{k} \Rightarrow \Omega=1 \Leftrightarrow S = K_B \cdot \ln(1) = 0\text{J/k}.$$

III/8- Principe du maximum de l'entropie

Le principe du maximum de l'entropie, également connu sous le nom de principe de maximisation de l'entropie, est un concept associé à la théorie de l'information et à la statistique. Ce principe a été introduit par Claude Shannon, un mathématicien et ingénieur américain, dans le cadre de sa théorie de l'information.

L'entropie, dans ce contexte, mesure l'incertitude ou le degré d'imprévisibilité d'une variable aléatoire. Le principe du maximum de l'entropie stipule que, en l'absence d'informations supplémentaires, la distribution de probabilité qui maximise l'entropie est la distribution uniforme. En d'autres termes, si nous ne savons rien de particulier sur un système, la distribution qui rend le système le plus imprévisible est celle où toutes les configurations possibles ont la même probabilité.

Ce principe peut être appliqué dans divers domaines, tels que la compression de données, la cryptographie, et la modélisation probabiliste. En compression de données, par exemple, il suggère que la meilleure façon de compresser l'information est de choisir un code qui attribue des longueurs de code plus courtes aux symboles les plus fréquents, suivant ainsi le principe du maximum de l'entropie.

En résumé, le principe du maximum de l'entropie propose de choisir la distribution de probabilité qui rend un système aussi imprévisible que possible dans des situations d'incertitude.

III/8-a. Processus

Pour résoudre des exercices impliquant le principe du maximum de l'entropie, vous devez comprendre les paramètres et les relations associés à la distribution de probabilité maximisant l'entropie dans une situation donnée. Voici quelques éléments clés à considérer :

1. Paramètres

- **Variables aléatoires** : Identifiez les éléments aléatoires du problème, comme le résultat d'un lancer de dé, le choix d'une carte, la couleur d'un bonbon, etc.
- **Événements** : Définissez les événements possibles liés à ces variables aléatoires, par exemple, obtenir face ou pile, choisir une carte particulière, sélectionner une couleur spécifique de bonbon, etc.

2. Relations

- **Distribution uniforme** : Comprenez que le principe du maximum de l'entropie suggère que, en l'absence d'informations spécifiques, la distribution de probabilité qui maximise l'entropie est la distribution uniforme. Cela signifie que chaque événement a une probabilité égale.
- **Calcul des probabilités** : Utilisez la formule de probabilité pour une distribution uniforme, où la probabilité d'un événement particulier est le nombre d'événements souhaités divisé par le nombre total d'événements possibles.

3. Formules utiles

- Pour une distribution uniforme, la probabilité d'un événement $P(E)$ est donnée par :

$$P(E) = \frac{1}{\text{Nombre total d'événements possibles}}$$

4. Adaptation au contexte

- Personnalisez les paramètres et les relations en fonction du contexte spécifique de l'exercice. Chaque situation peut avoir ses propres variables aléatoires et événements.

Voyons comment appliquer ces principes dans un exemple concret :

Exemple 1 : Lancer d'une pièce de monnaie équilibrée

Supposons que vous lanciez une pièce de monnaie parfaitement équilibrée. Si vous ne savez rien sur la façon dont la pièce tourne, quelles sont les probabilités d'obtenir face ou pile selon le principe du maximum de l'entropie?

Solution :

Paramètres

- Variable aléatoire : Résultat du lancer de la pièce.
- Événements : Face (F) ou Pile (P).

Relations

- La distribution maximisant l'entropie est une distribution uniforme.
- Probabilité de Face (F) : $P(\text{face})=1/2$
- Probabilité de Pile (P) : $P(\text{pile})=1/2$

III/8-b. Applications

Si vous lancez une pièce équilibrée, en l'absence d'informations spécifiques, chaque côté a une probabilité égale de $1/2$ selon le principe du maximum de l'entropie.

En résumé, analysez le problème en identifiant les variables aléatoires, les événements, utilisez la distribution uniforme pour maximiser l'entropie, et appliquez les formules de probabilité en fonction du contexte spécifique de l'exercice.

Exemple 2 : Boîte de crayons de couleur

Imaginez une boîte de crayons de couleur où vous ne savez pas combien de crayons de chaque couleur sont présents. Si vous voulez choisir un crayon au hasard, comment pourriez-vous attribuer les probabilités selon le principe du maximum de l'entropie?

Solution : Si vous ne disposez d'aucune information sur la distribution des couleurs, le principe du maximum de l'entropie suggère que chaque couleur a la même probabilité d'être choisie. Ainsi, si la boîte contient n couleurs différentes, la probabilité de choisir chaque couleur serait $1/n$.

Exemple 3 : Sélection d'une carte dans un jeu de cartes

Supposons que vous ayez un jeu de cartes standard avec 52 cartes. Si vous ne savez rien sur la manière dont les cartes sont mélangées, comment pourriez-vous attribuer les probabilités de sélectionner une carte au hasard en suivant le principe du maximum de l'entropie?

Solution : En suivant le principe du maximum de l'entropie, chaque carte doit avoir la même probabilité d'être choisie. Avec 52 cartes, cela signifie que la probabilité de choisir n'importe quelle carte serait de $1/52$.

Chap. IV/ Gaz parfait et Gaz réel

IV/1- Gaz parfait

Le gaz parfait correspond à un gaz idéal dont les molécules n'interagissent pas les unes avec les autres. Les gaz parfaits sont régis par la loi :

$$PV = NK_B T = nRT$$

K_B : constante de Boltzmann, $K_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$.

N : nombre de molécules de gaz.

n : nombre de moles, $n = N/N_A$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ Nombre d'Avogadro.

R : constante des gaz parfaits, $R = N_A K_B = 8,314 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Dans la pratique on utilise souvent la masse d'un gaz au lieu de sa quantité de matière :

$$PV = mrT$$

m : masse du gaz.

M : masse molaire, $M = m/n$.

r : R/M , constante thermodynamique du gaz considéré ($\text{J.K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$).

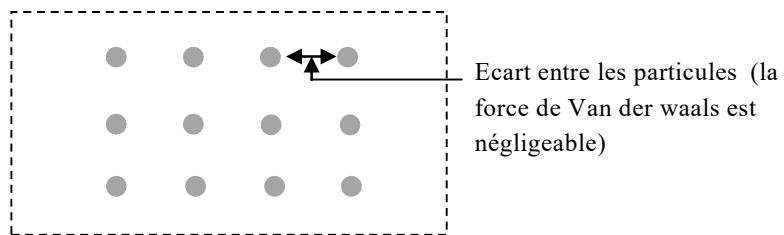


Fig. IV/1- Exemple d'un gaz parfait

IV/2- Gaz réel

Un gaz réel en physique, est un gaz qui se trouve dans une condition qui n'est plus décrite de façon satisfaisante par le modèle du gaz parfait. Pour correctement le comportement du gaz réel, il est de rajouter des termes correctifs au modèle du gaz parfait (tenir compte des interactions entre particules).

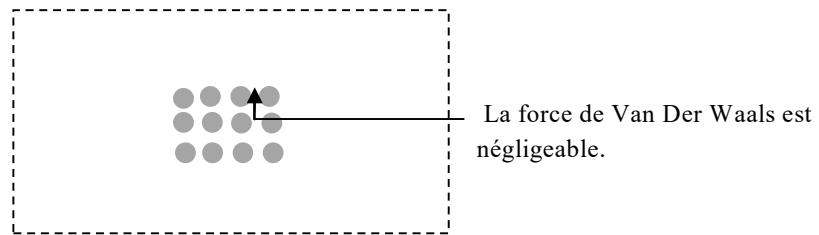


Fig. IV/2- Exemple d'un gaz réel

De nombreuses équations d'états ont été proposées pour décrire les gaz réels, parmi celles-ci l'équation de Van Der Waals donnée par :

$$\left(P + \frac{na}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

a et b sont des réels qui décrivent certains effets de l'interaction entre les molécules du gaz.

Si a=0 et b=0 on retrouve la loi des gaz parfaits.

Remarque : tout les gaz qui se trouvent à basses températures ont le comportement des gaz parfaits.

IV/3- Capacité thermique

La capacité thermique massique (Symbole C) anciennement appelée chaleur massique ou chaleur spécifique, reflète la capacité d'un matériau à accumuler de l'énergie sous forme thermique pour une masse donnée, quand sa température augmente.

On définit la capacité thermique du système dans les conditions expérimentales considérées comme :

$$Mc = \frac{\delta Q}{dT} \Rightarrow C = \frac{\delta Q}{dT}$$

c : capacité thermique massique.

C : capacité thermique (C=Mc).

IV/3-a. Capacité thermique à volume constant

- **Loi de Joule et Gay-Lussac (1^{ère} loi de Joule) :**

Un gaz suit la première loi de Joule lorsque son énergie interne ne dépend que de la T°

$$(U = Cst.T).$$

Nous avons le 1^{er} principe de la thermodynamique :

$$dU = \delta Q + \delta W = \delta Q - PdV \text{ à volume constant on a } dV=0 \Rightarrow dU = \delta Q \Rightarrow dU = C_V dT \text{ (1)}$$

D'après la 1^{ère} loi de Joule, l'énergie interne est uniquement en fonction de la température

$$U(T), \text{ le différentiel réel donne } dU = \frac{\partial U}{\partial T} T \text{ (2).}$$

$$\text{De (1) et (2) on a : } C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

IV/3-b. Capacité thermique à pression constante

- **Loi de Joule et Thomson (2^{ème} loi de Joule) :**

Un gaz suit la deuxième loi de Joule lorsque son enthalpie ne dépend que de la T°

$$(H = Cst.T).$$

$$\text{à } P = Cst \Rightarrow dH = \delta Q \text{ (3)}$$

D'après la 2^{ème} loi de Joule, L'enthalpie est uniquement en fonction de la température H(T),

$$\text{le différentiel réel donne } dH = \frac{\partial H}{\partial T} T \text{ (4)}$$

$$\text{De (3) et (4) on a : } C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$$

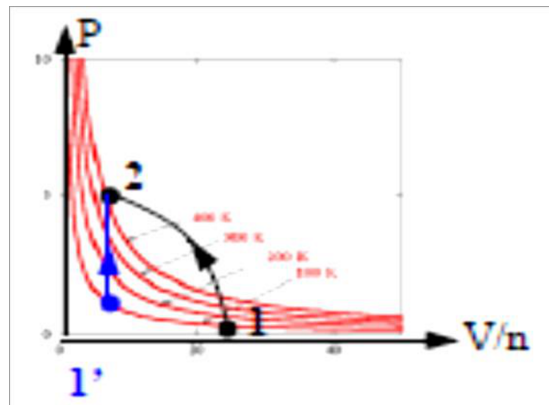
IV/4- Energie interne d'un gaz parfait

D'après la 1^{ère} loi de Joule, $U(T)$, on aura bien évidemment $\Delta U = \text{cst } \Delta T$.

Précisons la valeur de la constante qui lie ΔU et :

Prenons deux transformations qui amènent le gaz de T_1 à T_2 :

- de 1 à 2 est quelconque.
- de 1' à 2 est isochore ($dV=0 \Rightarrow W_{1'2}=0$)



ΔT est identique pour les deux transformations $\Rightarrow \Delta U_{12} = \Delta U_{1'2} = m c_v \Delta T$ ou bien

$$\Delta U = C_v \Delta T$$

C_v : capacité calorifique ($C_v = m c_v$)

m : masse des gaz

c_v : capacité calorifique massique ($J.K^{-1}.Kg^{-1}$)

Note : on démontre que U d'un gaz parfait est donnée par :

- $U = 3/2 n.R.T$ pour un gaz parfait monoatomique.
- $U = 5/2 n.R.T$ pour un gaz parfait diatomique.

IV/5- Conséquence pour les quatre transformations de base

IV/5-a. Transformation isochore ($W_{12} = 0$)

Pour une transformation isochore on a alors : le 1^{er} principe de la thermodynamique :
 $\Delta U = Q_{12} + W_{12} \Rightarrow \Delta U = Q_{12} + 0 \Rightarrow \Delta U = Q_{12}$ avec $\Delta U = C_v \Delta T$ pour une transformation quelconque. En finale on aura :

$$\Delta U = C_v \Delta T, Q_{12} = C_v \Delta T \text{ et } W_{12} = 0.$$

IV/5-b. Transformation isobare ($W_{12} = -P\Delta V$)

Pour une transformation isobare on a alors : le 1^{er} principe de la thermodynamique :
 $\Delta U = Q_{12} + W_{12} \Rightarrow C_v \Delta T = C_p \Delta T - P\Delta V.$

- **Relation de Mayer :**

On a pour une transformation isobare : $C_v \Delta T = C_p \Delta T - P\Delta V \Rightarrow C_v \Delta T = C_p \Delta T - \Delta(PV)$
 $\Rightarrow C_v \Delta T = C_p \Delta T - \Delta(n R T) \Rightarrow C_v \Delta T = C_p \Delta T - n R \Delta T \Rightarrow C_p - C_v = n R.$

IV/5-c. Transformation isotherme ($\Delta T=0$)

Pour une transformation isotherme on a alors : le 1^{er} principe de la thermodynamique :
 $\Delta U = Q_{12} + W_{12} \Rightarrow dU = \delta Q_{12} + \delta W_{12} \Rightarrow C_v dT = \delta Q_{12} - PdV \Rightarrow 0 = \delta Q_{12} - PdV \Rightarrow \delta Q_{12} = PdV \Rightarrow \delta Q_{12} = nRTdV/V \Rightarrow Q_{12} = nRT \ln (V_2/V_1).$ Donc en finale on aura :
 $\Delta U = 0, Q_{12} = nRT \ln (V_2/V_1)$ et $W_{12} = nRT \ln (V_1/V_2).$

IV/5-d. Transformation adiabatique ($Q_{12} = 0$)

Pour une transformation adiabatique on a alors : le 1^{er} principe de la thermodynamique :
 $\Delta U = Q_{12} + W_{12} \Rightarrow C_v \Delta T = 0 + W_{12}.$

• **Loi de Laplace :**

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

$$T.P^{(1-\gamma)/\gamma} = \text{Cte}$$

$$P.V^\gamma = \text{Cte}$$

On démontre la première équation :

Le 1^{er} principe de la thermodynamique : $\Delta U = Q_{12} + W_{12} \Rightarrow dU = \delta Q_{12} + \delta W_{12}$

$$\begin{aligned} \Rightarrow C_v dT &= -PdV \Rightarrow C_v dT = -nRTdV/V \Rightarrow C_v dT/T = -(C_p - C_v) dV/V \Rightarrow C_v \ln(T_2/T_1) = \\ &= (C_v - C_p) \ln(V_2/V_1) \Rightarrow \ln(T_2/T_1)^{C_v} = \ln(V_2/V_1)^{(C_v - C_p)} \Rightarrow T_2/T_1 = (V_2/V_1)^{(1 - C_p/C_v)} = \\ &= (V_1/V_2)^{(C_p/C_v - 1)} \Rightarrow T_1 V_1^{(1 - C_p/C_v)} = T_2 V_2^{(1 - C_p/C_v)} \end{aligned}$$

On pose $C_p/C_v = \gamma$, la pente de l'adiabatique sur la pente de l'isotherme ($\gamma=1,4$ pour les GP)

l'équation devient : $T_1 V_1^{(1-\gamma)} = T_2 V_2^{(1-\gamma)}$.

On démontre de la même façon les autres équations

IV/6- Elément de la théorie cinétique

IV/6-a. Théorie cinétique moléculaire :

Dans l'univers il existe plusieurs types d'énergie :

- Energie chimique ; par exemple l'énergie produite par les piles.
- Energie thermique ; par exemple pompe à chaleur.
- Energie rayonnante ; par exemple l'énergie émise par le soleil.

L'énergie cinétique est l'énergie associée au mouvement d'un objet. (Plus cet objet se déplace rapidement plus il possède de l'énergie cinétique).

Moléculaire signifié molécule : sont des particules minuscules de la matière et qui interagissent lors d'une réaction chimique.

La théorie cinétique permet d'expliquer le comportement des objets en se basant sur le mouvement des particules qui les composent, elle est basée sur quatre principes :

- 1- Toute la matière est faite de très petites particules (atomes).
- 2- Il existe des espaces vides entre les particules.
- 3- Les particules sont en mouvement constant et elles entrent en collision les unes avec les autres ainsi qu'avec les parois du contenant.
- 4- L'énergie fait bouger les particules, plus vite elles se déplacent et plus elles s'éloignent les unes des autres.

Pour illustrer le 1^{er} point, regardons un verre d'eau ordinaire :

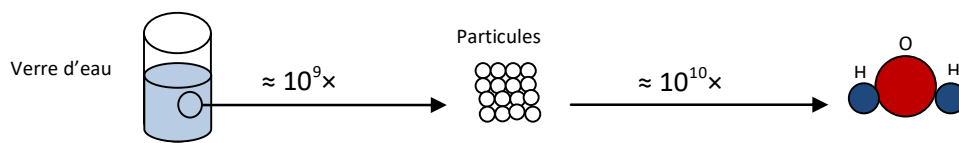


Fig. IV/4- la matière du macroscopique au microscopique

L'eau est de la matière parce qu'elle possède une masse et un volume, dans l'échelle macroscopique l'eau à l'air d'une substance continue mais si on observe par microscope on distingue que l'eau est constituée par des minuscules particules où chacune d'elles est composée de deux atomes H et un atome O.

Le 2^{ème} principe dit qu'il existe des espaces vides entre les particules, la grandeur de cet espace dépend généralement de l'état de la matière c.à.d. Solide-Liquide-gaz.

- Dans le solide les particules sont plus rapprochées les unes des autres qui peuvent seulement vibrées autour d'une position d'équilibre.

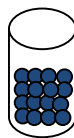


Fig. IV/5.a- Solide

- Chez les liquides il ya suffisamment d'espace entre elles puissent glisser les unes sur les autres



Fig. IV/5.b- Liquide

- Chez les gaz les particules sont séparées par des distances énormes comparées à la taille des particules individuelles

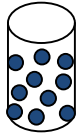


Fig. IV/5.c- Gaz

Le 3^{ème} principe dit que les particules sont en mouvement constant.

- Les particules du solide sont très rapprochées les unes des autres mais elles bougent comme même en vibrant.
- Les particules d'un liquide ont assez d'espace entre elle-même qu'elles puissent glisser les unes sur les autres ce qui permet au liquide de couler.
- Les particules d'un gaz se déplace librement parce qu'elles sont séparées par des distances énormes relativement à la taille des particules.

Le 4^{ème} principe porte sur le concept de l'énergie cinétique, la vitesse des particules augmente plus les particules possèdent d'énergie cinétique donc lorsque une substance passe de l'état solide – liquide – gaz, les particules se déplace de plus en plus rapidement et elles gagnent d'avantage d'énergie cinétique.

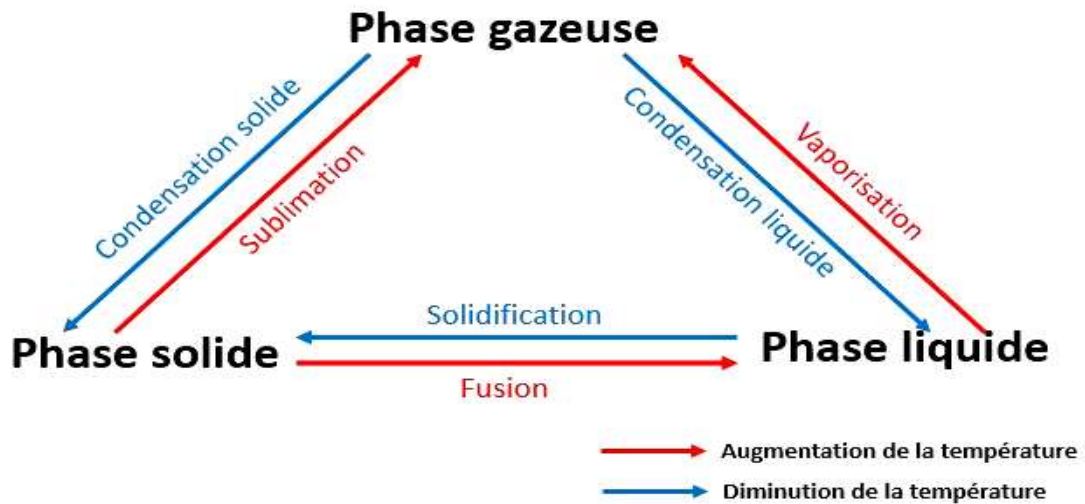


Fig. IV/5- Changement de phases

IV/6-b. Le libre parcours moyen

En physique le libre parcours moyen est la distance moyenne parcourue par une particule se déplaçant entre deux impacts successifs (collisions) modifiant sa direction, son énergie ou d'autres propriétés.

On considère un faisceau de particules projetées vers une cible, ainsi qu'une tranche infinitésimale de cette cible (figure IV/6). Les atomes (ou autres particules) susceptible d'arrêter des particules du faisceau sont en rouge, la grandeur du libre parcours moyen dépend des caractéristiques du système auquel la particule appartient :

$l = \frac{1}{\sigma n}$, pour un fluide $l = \frac{1}{\sqrt{2}\sigma n}$, où l est le libre parcours moyen, n la quantité de particules cible par unité de volume et σ la section efficace de collision.

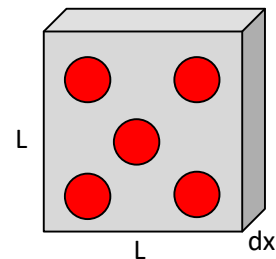


Fig. IV/6- Tranche de cible

IV/6-c. Section efficace

C'est la surface fictive que devrait avoir une particule cible pour reproduire la probabilité observée de collision avec une autre particule en supposant que ces collisions se produisent entre objets matériels impénétrables

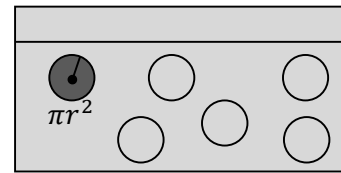


Fig. IV/7- Illustration d'une section efficace

Chap. V/ Notions sur les modes de transferts thermiques

V/1- Types de transferts thermiques

Le transfert thermique (ou de chaleur) au sein d'une phase ou plus généralement, entre deux phases se fait de trois façons :

- a- Par conduction.
- b- Par convection.
- c- Par rayonnement.

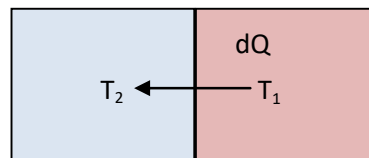
Dans de nombreux problèmes de transformation d'énergie thermique, les trois modes de transfert de chaleur coexisteront mais, généralement, au moins une des trois formes pourra être négligée ce qui simplifiera le traitement mathématique de l'appareil de transfert.

Dans le cas des températures ordinaires, le transport par rayonnement est négligeable.

V/2- Transferts thermique par conduction

Transmission provoquée par la différence de température entre deux régions d'un milieu en contact physique. La théorie de la conduction repose sur l'hypothèse de Fourier, la densité de flux est proportionnelle au gradient de température :

$$\phi = -\lambda S \frac{\partial T}{\partial x}$$



ϕ : Flux de chaleur transmis par conduction (W).

λ : Conductivité thermique du milieu ($\text{W m}^{-1} \text{C}^{-1}$).

x : Variable d'espace dans la direction du flux (m).

S : Aire de la section de passage du flux de chaleur (m^2).

$$\int_0^e \phi \, dx = - \int_{T_1}^{T_2} \lambda S \, dT \Rightarrow \phi|_0^e = -\lambda S \Big|_{T_1}^{T_2}$$

$$\Rightarrow \phi \times e = -\frac{\lambda S}{e} (T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \phi = \frac{\lambda S}{e} (T_1 - T_2)$$

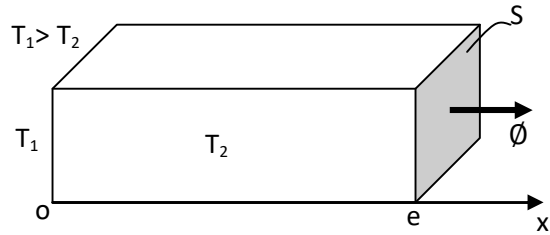


Fig. V/1- Schéma du transfert de chaleur conductif

Tableau V/1 : conductivité thermique de certains matériaux

Matériaux	λ (W.m ⁻¹ . °C ⁻¹)
Argent	419
Cuivre	386
Aluminium	204
Acier doux	45
Acier inox	15
Glace	1,88
Béton	1,4
Brique terre cuite	1,1
Verre	1,0
Eaux	0,6
Plâtre	0,48
Amiante	0,16
Bois (feuillés-résineux)	0,12-0,23
Liège	0,044-0,049
Laine de roche	0,038-0,041
Laine de verre	0,035-0,051
Polystyrène expansé	0,036-0,047
Polyuréthane (mousse)	0,030-0,045
Polystyrène extrudé	0,028

V/3- Transferts thermique par convection

C'est le transfert de chaleur entre un solide et un fluide, l'énergie étant transmise par déplacement du fluide. Ce mécanisme de transfert est régi par la loi de Newton :

$$\phi = hS(T_p - T_\infty)$$

ϕ : Flux de chaleur transmis par convection (W).

h : Coefficient de transfert de chaleur par convection ($W m^{-1} C^{-1}$).

T_p : Température de surface du solide ($^{\circ}C$).

T_∞ : Température du fluide loin de la surface du solide ($^{\circ}C$).

S : Aire de la surface de contact solide/fluide (m^2).

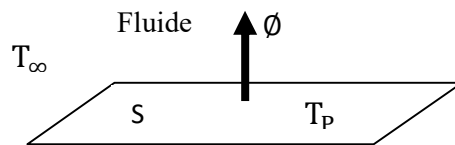


Fig. V/2- Schéma du transfert de chaleur convectif

V/4- Transferts thermique par rayonnement

C'est un transfert d'énergie électromagnétique entre deux surfaces (même dans le vide). Dans les problèmes de conduction, on prend le rayonnement entre un solide et le milieu environnant et dans ce cas nous avons la relation :

$$\phi = \sigma \epsilon_p S (T_p^4 - T_\infty^4)$$

ϕ : Flux de chaleur transmis par rayonnement (W).

σ : Constante de Stefan ($5,67 \cdot 10^{-8} W m^{-2} C^{-1}$).

ϵ_p : Facteur d'émission de la surface

T_p : Température de surface du solide (K).

T_{∞} : Température du milieu environnant de la surface du solide (K).

S : Aire de la surface de contact solide/milieu environnant (m^2).

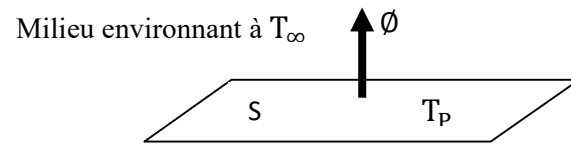


Fig. V/3- Schéma du transfert de chaleur radiatif

Chap. VI/ Fonctions thermodynamiques

VI/1- Définition

En thermodynamique, une fonction caractéristique est une fonction d'état extensive qu'à elle seule caractérise entièrement un système à l'équilibre.

VI/1.a- Enthalpie libre [G]

Considérons une réaction chimique effectuée à la température T et à pression P. on suppose ici que le travail n'est dû qu'aux forces de pression, soit Q_p la chaleur mise en jeu par le système réactionnel.

Comme $P = \text{cst}$ on a $\Delta H_{\text{syst}} = Q_p$, le 2^{ème} principe de la thermodynamique nous donne :

$$S_{\text{créée}} = \Delta S_{\text{syst}} + \Delta S_{\text{ext}} > 0$$

Or la chaleur fournie par le système est reçue par le milieu extérieur et réciproquement, donc son signe change lorsque l'on se place au niveau du système ou du milieu extérieur (règle des signes).

$$\Delta S_{\text{ext}} = -\frac{Q_p}{T} = -\frac{\Delta H_{\text{syst}}}{T}$$

Le bilan entropique s'écrit :

$$S_{\text{créée}} = \Delta S_{\text{syst}} - \frac{\Delta H_{\text{syst}}}{T} > 0$$

Multiplions par (-T), on obtient :

$$-TS_{\text{créée}} = \Delta H_{\text{syst}} - T\Delta S_{\text{syst}} < 0$$

On pose : $\Delta G_{\text{syst}} = -TS_{\text{créée}}$

$$\Delta G_{\text{syst}} = \Delta H_{\text{syst}} - T\Delta S_{\text{syst}}$$

D'où on obtient l'enthalpie libre de Gibbs :

$$G = H - TS$$

La réaction ne peut se produire que dans le sens correspondant à la diminution de la fonction $G_{T,P}(\text{syst})$, l'équilibre étant atteint pour le minimum de $G_{T,P}(\text{syst})$

VI/1.b- Energie libre [F]

Considérons une transformation irréversible effectuée à la température T et à volume $V = \text{Cst} \Rightarrow W = 0$

Le 1^{er} principe nous donne : $\Delta U_{\text{syst}} = Q_{\text{irrev}}$

Le 2^{ème} principe nous donne : $S_{\text{créée}} = \Delta S_{\text{syst}} + \Delta S_{\text{ext}} > 0$

Le système échange avec le milieu extérieur Q_{irrev} , si on se place du côté du milieu extérieur, celui-ci reçoit : $-Q_{\text{irrev}} = -\Delta U_{\text{syst}}$, et la variation d'entropie du milieu extérieur devient :

$$\Delta S_{\text{ext}} = -\frac{Q_{\text{irrev}}}{T} = -\frac{\Delta U_{\text{ext}}}{T}$$

D'où :

$$S_{\text{créée}} = \Delta S_{\text{syst}} - \frac{\Delta U_{\text{syst}}}{T}$$

Multiplions par $(-T)$:

$$-TS_{\text{créée}} = \Delta U_{\text{syst}} - T\Delta S_{\text{syst}} < 0$$

On définit ainsi la fonction énergie libre :

$$F = U - TS$$

Pour une transformation effectuée à T et V constants, on obtient :

$$(\Delta F_{\text{syst}})_{T,V} = \Delta U_{\text{syst}} - T\Delta S_{\text{sys}} = -TS_{\text{créée}} < 0$$

- Si la transformation est réversible, $S_{\text{créée}} = 0$ et $(\Delta F_{\text{syst}})_{T,V} = 0$
- Si la transformation est irréversible, $S_{\text{créée}} > 0$ et $(\Delta F_{\text{syst}})_{T,V} < 0$

VI/2- potentiels thermodynamiques

En thermodynamique un potentiel thermodynamique est une fonction particulière qui permet de prédire l'évolution et l'équilibre d'un système thermodynamique.

- Energie interne : $U(V, S, n)$; $dU = \delta Q + \delta W$, n ; quantité de matière
- Energie libre : $F(V, T, n) = U - TS$
- Enthalpie : $H(P, S, n) = U + PV$
- Enthalpie libre : $G(P, T, n) = U + PV - TS$

VI/3- potentiels chimique (Relations fondamentales)

VI/3.a- Définition du potentiel chimique

Supposant un mélange de N constituant. Le potentiel chimique μ_i de tout constituants i est défini pour chacun des quatre potentiels thermodynamiques.

- Energie interne : $dU = -PdV + TdS + \sum_{i=1}^n \mu_i dn_i$, par cette relation Gibbs introduisit le potentiel chimique dans les autres relations.
- Energie libre ($F=U - TS$) : $dF = -PdV - SdT + \sum_{i=1}^n \mu_i dn_i$
- Enthalpie ($H = U + PV$) : $dH = VdP + TdS + \sum_{i=1}^n \mu_i dn_i$
- Enthalpie libre ($G = H - TS$) : $dG = VdP - SdT + \sum_{i=1}^n \mu_i dn_i$

Le potentiel chimique en tant que dérivée partielle d'un potentiel thermodynamique peut donc être défini de diverses façon, toutes équivalentes.

***Potentiel chimique :**

$$\mu_i = \left(\frac{\partial U}{\partial n_i} \right)_{V,S,n_{j \neq i}} = \left(\frac{\partial F}{\partial n_i} \right)_{V,T,n_{j \neq i}} = \left(\frac{\partial H}{\partial n_i} \right)_{P,S,n_{j \neq i}} = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P,T,n_{j \neq i}}$$

VI/3.b- Potentiel chimique (Relation avec l'enthalpie libre G)

On définit le potentiel chimique d'une entité i comme étant l'enthalpie libre molaire partielle de cette entité.

$$\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P,T,n_{j \neq i}} = \bar{G}$$

n_i : la quantité de matière de l'entité considérée.

\bar{G} : Enthalpie libre molaire partielle.

***Relation d'Euler**

Pour un système séparé en plusieurs parties, nous pouvons dire que l'enthalpie libre est telle que :

$$G(T, P) = \sum_i \mu_i n_i$$

Pour cette démonstration nous avons besoin du théorème d'Euler qui s'énonce comme suit :

Pour toute grandeur extensive X , la relation entre cette grandeur et les grandeurs molaires partielles \bar{X}_i

$$X = \sum_{i=1}^N n_i \bar{X}_i$$

Dans le cas particulier de l'enthalpie cela implique :

$$G = \sum_{i=1}^N n_i \bar{G}_i; \mu_i = \bar{G}_i \Rightarrow G = \sum_{i=1}^N n_i \mu_i$$

*Relation de Gibbs-Duhem

La relation de Gibbs-Duhem est donnée par :

$$VdP - SdT = \sum_i n_i d\mu_i$$

On a :

$$G = \sum_{i=1}^N n_i \mu_i \Rightarrow dG = \sum_{i=1}^N n_i d\mu_i + \sum_{i=1}^N \mu_i dn_i \quad (1)$$

La différentielle de l'enthalpie libre s'écrit, dans ses variables naturelles :

$$dG = VdP - SdT + \sum_{i=1}^n \mu_i dn_i \quad (2)$$

Nous pouvons identifier les différents termes des équations (1) et (2), on obtient la relation de Gibbs-Duhem :

$$VdP - SdT = \sum_i n_i d\mu_i$$

VI/4- Réaction chimique

Une réaction chimique est une transformation de la matière au cours de la quelle les espèces chimiques (atomiques, ioniques ou moléculaires) qui constituent la matière sont modifiées ; les espèces qui sont consommées sont appelées **réactifs**. Les espèces formées au cours de la réaction sont appelées **produits de réaction**

*Vision microscope (au niveau atomique)

La matière est composée d'atomes regroupés dans des composés chimiques, au cours d'une réaction chimique, les composés s'échangent leur atomes.

Pour représenter les phénomènes qui ont lieu au cours d'une réaction chimique, on écrit une équation chimique :

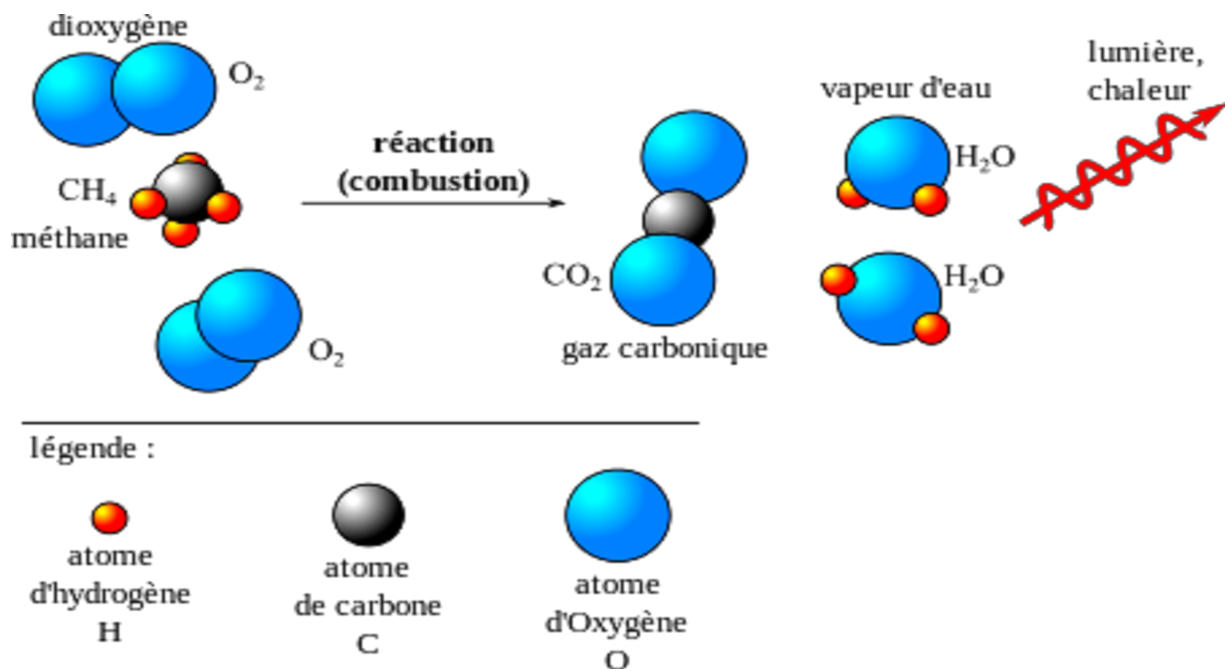


Fig.VI.1- Réaction chimique : échange d'atomes entre les composés, exemple de la combustion du méthane dans le dioxygène [Econologie.com].

Chap. VII/ Applications

VII/1- Machines thermiques

Ces dispositifs exploitent le principe de conversion de l'énergie thermique en énergie mécanique. Ils sont fondamentaux dans de nombreuses applications, de la propulsion des véhicules à la génération d'électricité dans les centrales thermiques. La compréhension de leur fonctionnement repose sur les lois de la thermodynamique, en particulier le concept de cycle thermodynamique.

Sont des systèmes utilisant des échanges de chaleur entre une source chaude et une source froide pour fonctionner. On distingue trois types de machines thermodynamiques :

- Les moteurs.
- Les réfrigérateurs.
- Les pompes à chaleur.

VII/1.a- Machines mono thermes : (une seule source de chaleur).

Les machines thermiques sont basées sur des cycles

$$\Delta U = 0 \Rightarrow Q = -W \quad (1)$$

$$\Delta S = 0 \Rightarrow S_{\acute{e}} = S_c$$

Nous avons :

$$S_{\acute{e}} = Q/T \text{ et } S_c \geq 0 \Rightarrow Q/T \leq 0 \quad (2)$$

$$\text{et comme } Q = -W \Rightarrow W \geq 0$$

on en déduit que les machines monothermes sont récepteur et pas moteur (moteur [$W < 0$], récepteur [$W > 0$]).

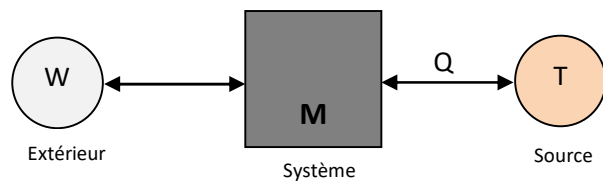


Fig.VII.1- Machine monotherme

VII/1.b- Machines dithermes : (deux sources de chaleur).

$$\Delta U = 0 \Rightarrow W = -Q_F - Q_C \quad (3)$$

$$\Delta S = 0 \Rightarrow S_é + S_c = 0$$

Nous avons : $S_c \geq 0$

$$\Rightarrow S_é \leq 0 \Rightarrow \frac{Q_C}{T_C} + \frac{Q_F}{T_F} \leq 0 \quad (4)$$

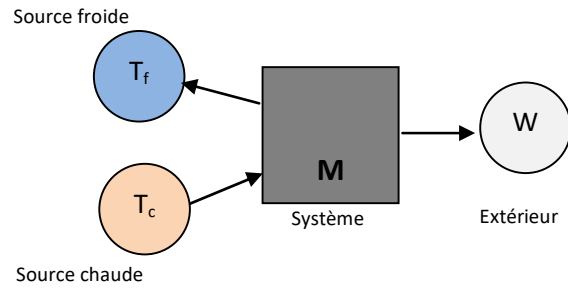


Fig.VII.2- Machine ditherme

Pour étudier les machines ditherme on emploi le diagramme de Raveau.

De la relation (3) : $W = 0 \Rightarrow Q_F = -Q_C$

Pour un système réversible :

De la relation (4) on a $\frac{Q_C}{T_C} + \frac{Q_F}{T_F} = 0 \Rightarrow \frac{Q_F}{T_F} = -\frac{Q_C}{T_C} \Rightarrow Q_F = -\frac{T_F}{T_C} Q_C$

- 1- $W < 0, Q_C > 0, Q_F < 0$ [transfert de Q_C vers Q_F en donnant du travail (machine utile), exemple ; moteur à combustion interne-externe...].
- 2- $W > 0, Q_C > 0, Q_F < 0$ [transfert de Q_C vers Q_F en le stimulant par un travail extérieur (machine inutile)].
- 3- $W > 0, Q_C < 0, Q_F < 0$ [transfert de Q_C et Q_F par la machine en le stimulant par un travail extérieur (machine inutile)].
- 4- $W > 0, Q_C < 0, Q_F > 0$ [transfert de Q_F vers Q_C en le stimulant par un travail extérieur (machine utile), exemple ; réfrigérateur, climatiseur, pompe à chaleur..].

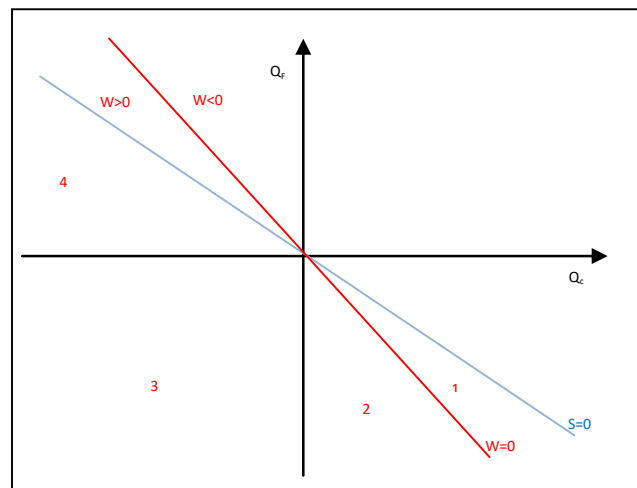


Fig.VII.3- Diagramme de Raveau

VII/2- Théorème de Carnot :

Pour une machine ditherme le rendement et efficacité ne dépendent que de la température des thermostats (sources de chaleurs).

- **Machine (1) :**

Moteurs :

le rendement $\eta = \text{énergie utile}/\text{énergie déplacée} = -\frac{W}{Q_C}$

$$W = - (Q_F + Q_C) \Rightarrow -W = Q_F + Q_C \Rightarrow \eta = \frac{Q_F + Q_C}{Q_C} = \frac{Q_F}{Q_C} + 1 \text{ or } \frac{Q_F}{Q_C} \leq -\frac{T_F}{T_C} \text{ (Clausius)}$$

$$\Rightarrow \eta \leq 1 - \frac{T_F}{T_C}$$

- **Machine (2):**

a- Climatisation

$$e = \frac{Q_F}{W} \Rightarrow e = \frac{Q_F}{-Q_C - Q_F} = \frac{1}{-\frac{Q_C}{Q_F} - 1} \text{ or } \frac{Q_C}{Q_F} \leq -\frac{T_C}{T_F} \text{ donc } e \leq \frac{1}{\frac{T_C}{T_F} - 1}$$

b- Pompe à chaleur

$$e = \frac{-Q_C}{W} \Rightarrow e = \frac{Q_C}{Q_C + Q_F} = \frac{1}{1 + \frac{Q_F}{Q_C}} \text{ or } \frac{Q_F}{Q_C} \leq -\frac{T_C}{T_F} \text{ donc } e \leq \frac{1}{1 - \frac{T_F}{T_C}}$$

VII/3- Un moteur thermique idéal

Les machines thermiques idéales sont des modèles théoriques qui fonctionnent de manière idéale et réversible. Leur efficacité est maximale et est déterminée uniquement par les températures entre lesquelles elles opèrent. Leur étude permet de définir les limites théoriques de performance des machines réelles.

VII/3.a- Cycle de Carnot :

- Toutes les transformations sont réversibles.
- Deux transformations isothermes ($T = \text{cst}$), contact avec deux sources de chaleurs de température différentes (T_C et T_F).
- Deux transformations adiabatiques (système isolé) pas d'échange d'énergie thermique avec le milieu extérieur ($Q = 0$).

Processus

De (a) à (b), une détente isotherme le gaz va pousser le piston et pour éviter que le gaz refroidisse on va mettre une source chaude. En arrivant en (b) on supprime la source chaude et on isole le système, la transformation est adiabatique et la température diminue (c). On va maintenant comprimer le gaz de façon isotherme on ajoute une source froide pour absorber Q cédée après compression (d), ensuite on supprime la source froide en isolant le système pour une compression adiabatique est la température augmente et reprend sa valeur initiale (a).

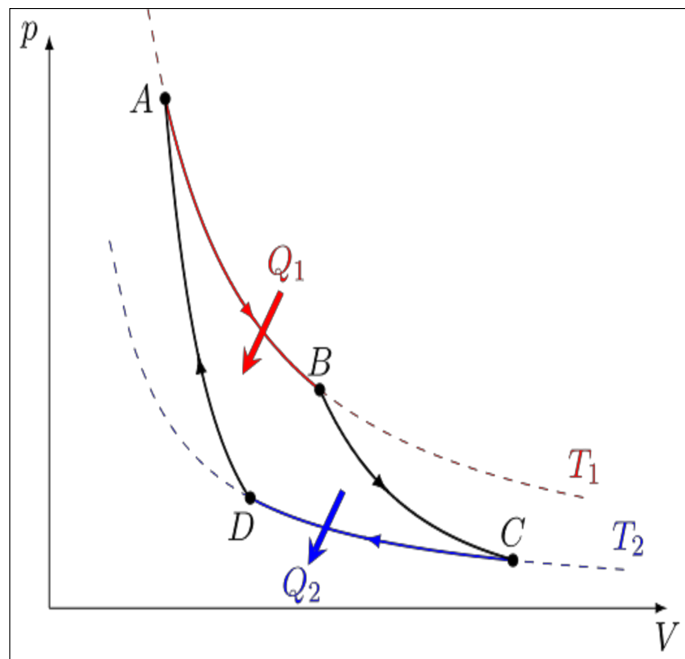


Fig.VII.4- Cycle de Carnot [5]

VII/3.b- Cycle de Stirling :

Le cycle est le même que la plupart des cycles thermiques et comprend quatre phases :

1. compression, 2. chauffage, 3. détente, 4. refroidissement (cf. diagramme de Clapeyron sur la gauche) :

- points 1 à 2 : détente isotherme. La zone de détente est chauffée par l'extérieur, ainsi le gaz suit une détente isotherme ;
- points 2 à 3 : refroidissement à volume constant (isochore). Le gaz passe dans le régénérateur, se refroidit en lui transférant sa chaleur qui sera utilisée pour le cycle suivant ;
- points 3 à 4 : compression isotherme. La zone de compression est refroidie, ainsi le gaz suit une compression isotherme ;
- points 4 à 1 : chauffage isochore. Le gaz circule dans le régénérateur et prélève de la chaleur.

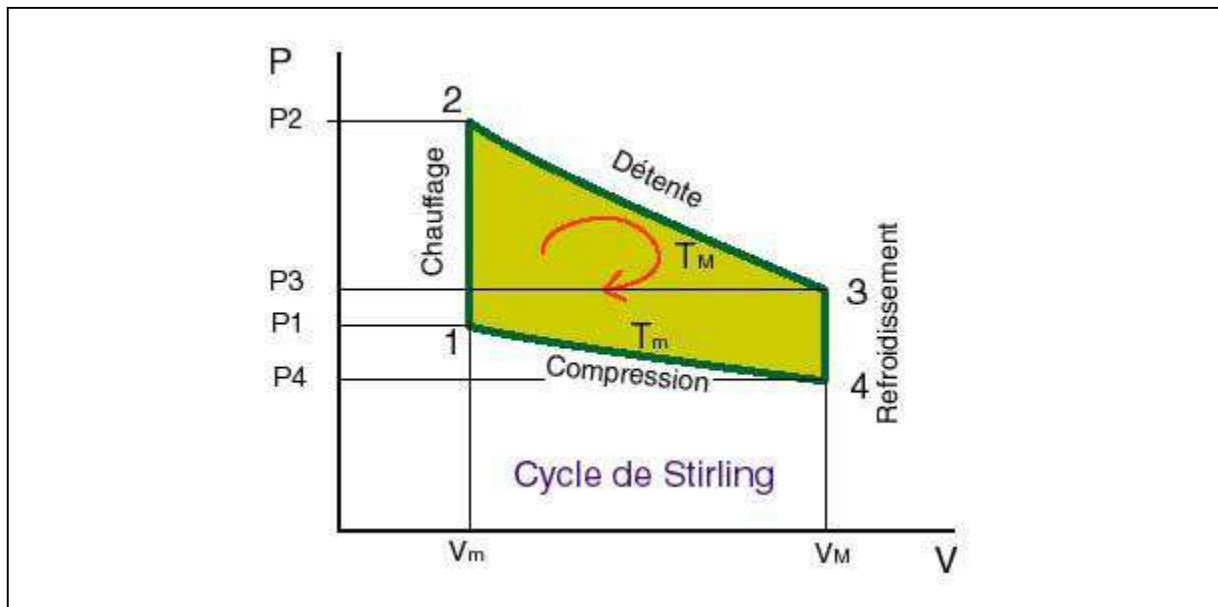


Fig.VII.5- Cycle de Stirling [5]

VII/4- Machines thermiques réelles

Contrairement aux machines idéales, les machines réelles subissent des pertes de chaleur et d'énergie, ce qui réduit leur efficacité. On étudie les facteurs qui influent sur ces pertes.

Contrairement aux machines idéales, les machines réelles sont sujettes à des pertes d'énergie dues à des processus irréversibles tels que la friction et la dissipation de chaleur. Ces

perdes limitent leur efficacité par rapport aux machines idéales. L'analyse des machines réelles implique souvent des techniques d'optimisation visant à minimiser ces pertes.

VII/4.a- Cycle de moteur à combustion interne (cycle Otto)

Ce cycle est utilisé dans les moteurs à essence. Il comprend quatre processus : admission, compression, combustion et échappement. Ce cycle est plus irréversible et moins efficace que le cycle de Carnot en raison des pertes de chaleur et des inefficacités.

VII/4.b- Cycle de moteur Diesel

Ce cycle est utilisé dans les moteurs Diesel. Il est similaire au cycle de Carnot, mais avec une combustion isochore (à volume constant) au lieu d'une combustion isobare (à pression constante). Il est également moins efficace en raison des pertes et des inefficacités.

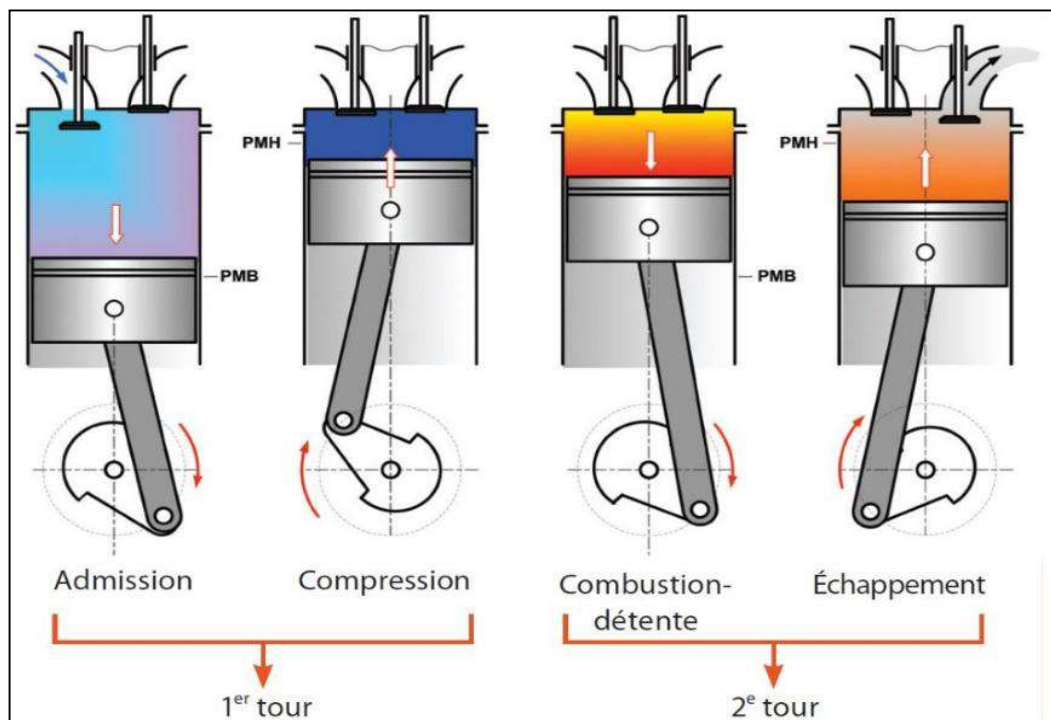


Fig.VII.6- Simulateur pour le moteur Diesel [6]

VII/5-Transition de phase d'une substance pure :

On examine les changements d'état d'une substance, tels que la fusion et la vaporisation, en fonction de la température et de la pression. Ces transitions sont décrites par des diagrammes de phases (Clapeyron).

Les substances pures subissent des transitions de phase telles que la fusion, la vaporisation, la condensation, etc. Ces transitions sont caractérisées par des changements abrupts dans les propriétés physiques, tels que la température ou la pression. Les diagrammes de phase, comme le diagramme de phase eau (ou diagramme de Clapeyron), illustrent ces transitions.

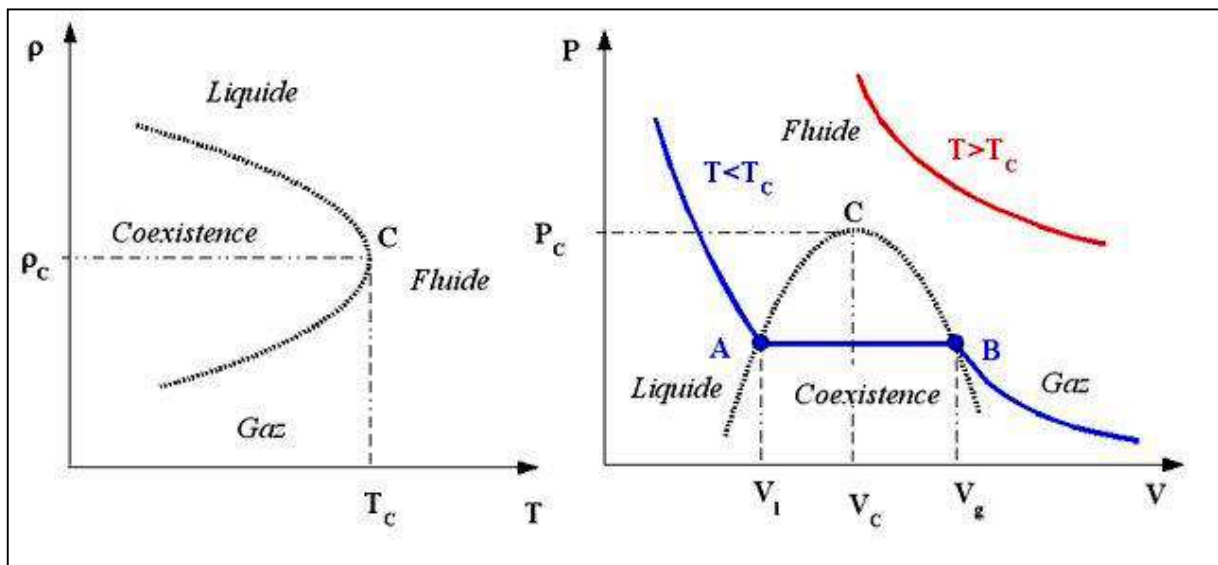


Fig.VII.7- Schéma du diagramme de phase d'un corps pur dans le plan $P - V$. [7]

La ligne noire épaisse pointillée est la ligne de coexistence entre l'état liquide et l'état gaz. Les lignes continues bleues et rouges sont deux isothermes, à des températures respectivement inférieure et supérieure à la température critique T_c .

VII/6-Transition de phase d'un mélange :

Lorsqu'on a un mélange de substances, les transitions de phase peuvent être plus complexes. On analyse comment les différentes composantes du mélange interagissent lors des changements d'état (Raoult, Henry).

Lorsque plusieurs substances sont mélangées, les transitions de phase peuvent être plus complexes en raison des interactions entre les différentes composantes. Des concepts comme la loi de Raoult pour les solutions idéales et la loi de Henry pour les solutions diluées sont utilisés pour prédire les propriétés de ces mélanges.

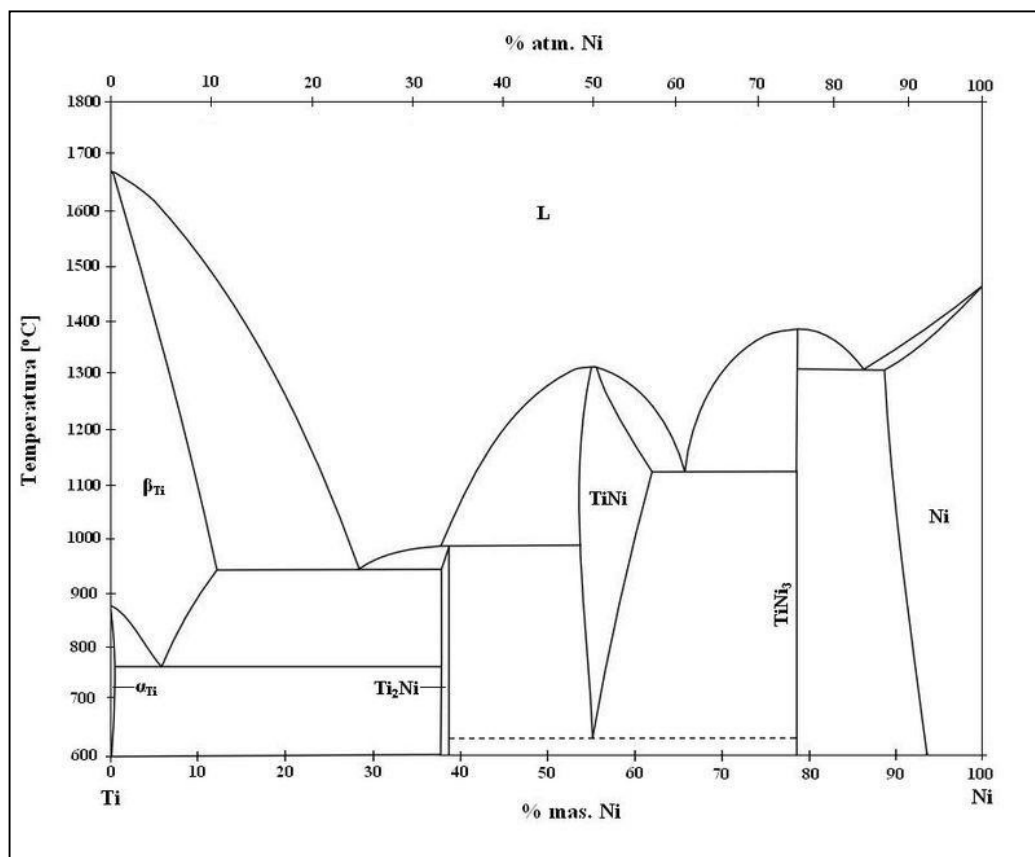


Fig.VII.8-Diagramme de phases du couple titane (Ti) - nickel (Ni).[8]

Les courbes délimitant les divers domaines représentent les conditions de transition de phase. Dans certains domaines, plusieurs phases peuvent coexister dans un équilibre stable.

VII/7- Solutions diluées :

Les solutions diluées sont des mélanges où la concentration d'une substance dissoute est faible. On étudie leur comportement en termes de propriétés thermodynamiques telles que l'enthalpie et l'entropie (Raoult, Henry, Gibbs).

Les solutions diluées sont des mélanges où la concentration d'une substance dissoute est faible par rapport au solvant. Les propriétés thermodynamiques de ces solutions, telles que l'enthalpie et l'entropie, peuvent être déterminées à l'aide de la loi de Raoult pour les solutions idéales et de la loi de Henry pour les solutions diluées.

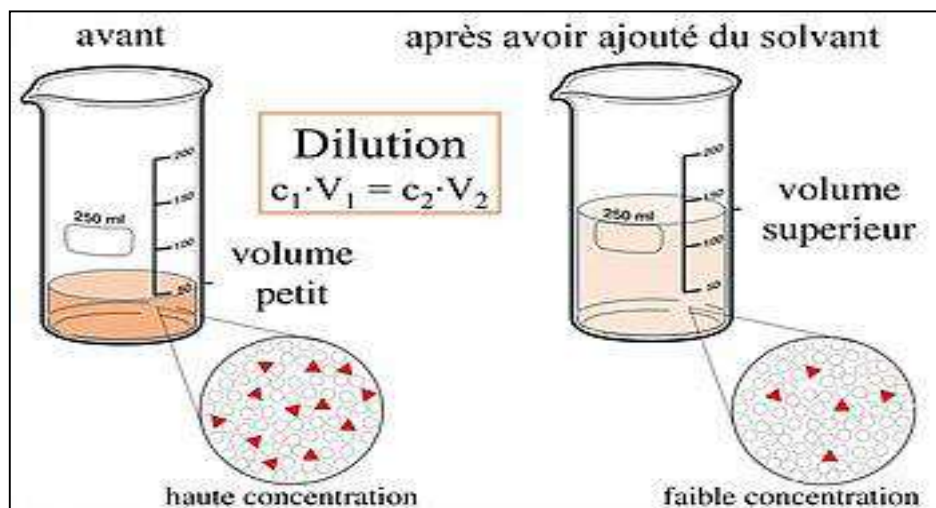


Fig.VII.9-Solution diluée. [9]

c : la concentration.

V : le volume.

La dilution change la concentration d'un soluté et le volume. Le protocole expérimental permettant de diluer une solution utilise un bécher (représenté sur ce schéma) ou un erlenmeyer qui sont surtout des matériels de stockage et de prélèvement, une éprouvette dont les graduations sont simplement indicatives (mesure grossière), ou une fiole jaugée (verrerie qui permet de mesurer un volume de liquide avec précision)

VII/8- Équilibre chimique :

On examine les réactions chimiques réversibles et comment elles atteignent un état d'équilibre où les taux de réaction dans les deux sens sont égaux. Les principes de la thermodynamique aident à comprendre les conditions qui influent sur cet équilibre (Le Chatelier, van't Hoff).

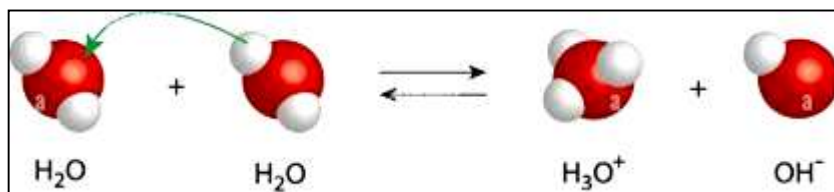


Fig.VII.10-Illustration de l'équilibre chimique de l'eau. [10]

Les réactions chimiques atteignent un état d'équilibre où les vitesses des réactions directe et inverse sont égales. Les principes de la thermodynamique, notamment la notion d'enthalpie libre, permettent de prédire dans quelle direction une réaction chimique se déroulera spontanément et comment les conditions externes influent sur l'équilibre.

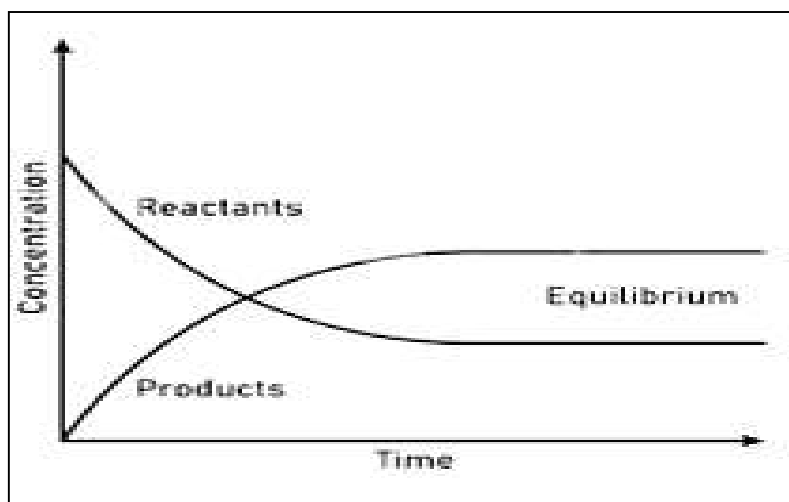


Fig.VII.11-Etat d'équilibre chimique en réaction.

VII/9- Thermodynamique des matériaux magnétiques :

VII/9.a- approche macroscopique :

On aborde le comportement magnétique des matériaux à grande échelle, en analysant des phénomènes tels que la magnétisation et la susceptibilité magnétique (Maxwell, Curie).

À l'échelle macroscopique, les matériaux magnétiques présentent des propriétés telles que la magnétisation et la susceptibilité magnétique, qui dépendent de facteurs tels que la température et le champ magnétique appliqué. Ces propriétés peuvent être décrites à l'aide de modèles thermodynamiques macroscopiques.

VII/9.b- Modèle microscopique et solution analytique :

En complément à l'approche macroscopique, on explore les modèles qui décrivent le comportement magnétique au niveau atomique ou moléculaire. Des solutions analytiques sont développées pour ces modèles (Weiss, Heisenberg).

Au niveau microscopique, le comportement magnétique des matériaux est souvent décrit en termes de spins atomiques ou de moments magnétiques.

Tout matériau est composé au niveau microscopique d'atomes liés ensemble, chacun de ces atomes pouvant être vu comme un aimant élémentaire si l'on ne s'intéresse qu'aux propriétés magnétiques. Lorsqu'un matériau est soumis à un champ magnétique extérieur, sa structure microscopique interagit avec ce champ qui pénètre le matériau. Chacun des aimants élémentaires peut avoir tendance à s'aligner avec ce champ ou bien à lui résister, la réponse dépendant au niveau microscopique de la nature des atomes et des forces de liaisons qui les lient. La susceptibilité magnétique χ_m peut être alors vue comme le « degré de réponse » du matériau au champ magnétique appliqué. La susceptibilité magnétique χ_m permet alors de donner une indication sur le comportement magnétique du corps étudié.

Si elle est positive et forte (de l'ordre de 10^4 ou au-delà), le corps est dit ferromagnétique. Les forces de liaisons sont fortes et renforcent la tendance des atomes à s'aligner avec le champ d'excitation. Si le matériau est vierge au départ de toute aimantation permanente, on observe une forte susceptibilité magnétique. Exemples : le Permalloy, le fer.

Si elle est positive mais faible (généralement comprise entre 10^{-6} et 10^{-3}), on parle plutôt d'un comportement paramagnétique, soit ferrimagnétique, soit encore antiferromagnétique.

Les forces de liaisons sont faibles et les atomes ont tendance à s'aligner avec le champ appliqué. Exemples : l'aluminium, le tungstène.

Si elle est nulle, le corps étudié est le vide par définition.

Si elle est négative et faible (généralement de l'ordre de -10^{-5}), le corps est dit diamagnétique.

Les forces de liaisons entre atomes sont faibles et les atomes ont tendance individuellement à s'aligner à l'opposé du champ d'excitation. Exemples : l'eau, le cuivre.

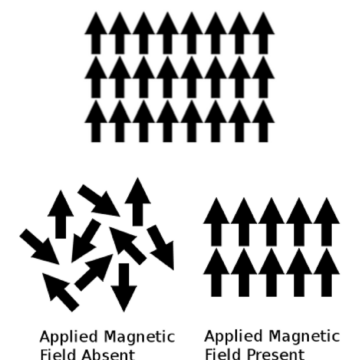
Si elle est égale à -1 , le corps est diamagnétique parfait, qu'on appelle alors supraconducteur. Les forces de liaisons sont fortes et renforcent la tendance des atomes à résister au champ appliqué. Cette propriété dite de supraconductivité (effet Meissner) n'est pour le moment obtenue qu'en laboratoire à basse température ou sous haute pression. Exemple : les YBCO, le mercure au-dessous de 4,2K kelvins.

- **Ferromagnétisme**

Les moments magnétiques sont ordonnés et de même ordre de grandeur en l'absence d'un champ magnétique extérieur.

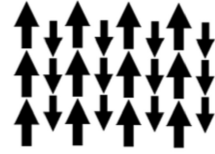
- **Paramagnétisme**

Les moments magnétiques sont désordonnés en l'absence d'un champ magnétique externe, et ordonnés en présence d'un champ magnétique extérieur.



- **Ferrimagnétisme**

Les moments magnétiques sont alignés de manière opposée avec des ordres de grandeurs différents dus à leur constitution en l'absence d'un champ magnétique extérieur.



- **Antiferromagnétisme**

En l'absence d'un champ magnétique extérieur, les moments magnétiques dans un matériau antiferromagnétique sont alignés et opposés avec les mêmes normes.

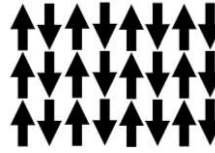


Fig.VII.12- Orientation des moments magnétiques dans les matériaux [11]

Des modèles théoriques, tels que le modèle d'Ising ou le modèle de Heisenberg, permettent de comprendre ces interactions à l'échelle atomique. Des solutions analytiques peuvent être obtenues pour ces modèles dans des cas simples.

VII/9.b.1- Modèle d'Ising :

Le modèle d'Ising est un modèle théorique simple utilisé en physique statistique pour étudier les phénomènes de magnétisme. Dans ce modèle, on considère un réseau de particules élémentaires (généralement des atomes ou des spins) disposées sur une grille régulière, comme un réseau carré ou cubique.

Dans ce modèle, chaque particule peut prendre deux états possibles : soit elle est "magnétisée" (spin orienté vers le haut ou vers le bas), soit elle est "démagnétisée" (spin neutre). L'état de chaque particule dépend de l'interaction avec ses voisines.

Le modèle d'Ising permet d'étudier comment ces particules s'organisent magnétiquement en fonction de la température et des interactions entre elles. À des températures suffisamment basses, les particules ont tendance à s'aligner magnétiquement, formant des domaines de magnétisation. À des températures plus élevées, l'agitation thermique domine et les particules sont désordonnées.

Par exemple, ce modèle peut être utilisé pour étudier le magnétisme des matériaux ferromagnétiques, où les spins atomiques tendent à s'aligner dans la même direction à basse température, mais deviennent désordonnés à mesure que la température augmente, entraînant une perte de magnétisation.

Le modèle d'Ising est également utilisé pour étudier d'autres phénomènes physiques, tels que les transitions de phase et les propriétés thermodynamiques des matériaux magnétiques. Bien qu'il soit simple, il peut fournir des informations importantes sur le comportement collectif des particules magnétiques.

- **Analytiquement**

Le modèle analytique d'Ising est un modèle théorique important en physique statistique qui décrit le comportement des systèmes magnétiques en termes d'interactions entre spins atomiques ou moléculaires. Voici un résumé simple du modèle avec quelques exemples :

Dans le modèle d'Ising, chaque site dans un réseau cristallin est associé à un "spin" qui représente l'orientation magnétique d'un atome ou d'un ion. Ces spins peuvent avoir deux valeurs possibles : "up" (\uparrow) ou "down" (\downarrow), ce qui correspond à une orientation magnétique vers le haut ou vers le bas par rapport à un axe de référence.

Les spins interagissent avec leurs voisins les plus proches, et cette interaction est généralement représentée par un terme d'énergie dans l'hamiltonien du système. Cette interaction peut être de deux types principaux :

- **Interaction ferromagnétique** : Les spins ont tendance à s'aligner parallèlement les uns aux autres, ce qui conduit à un état ferromagnétique où la magnétisation globale est non nulle. Un exemple classique de système ferromagnétique est un aimant permanent.
- **Interaction antiferromagnétique** : Les spins ont tendance à s'aligner antiparallèlement, de sorte que chaque spin est couplé à un spin opposé à côté de lui.

Cela conduit souvent à une annulation mutuelle des magnétisations locales, donnant lieu à un état antiferromagnétique.

Le modèle d'Ising peut être résolu analytiquement dans des cas simples, tels que le cas unidimensionnel ou le cas bidimensionnel sur une grille carrée. Il fournit des prédictions quantitatives sur des phénomènes magnétiques tels que les transitions de phase magnétiques et les comportements critiques associés.

En résumé, le modèle analytique d'Ising offre un cadre théorique pour comprendre comment les interactions entre spins magnétiques individuels influencent le comportement magnétique des systèmes.

VII/9.b.2- Modèle de Heisenberg

Le modèle de Heisenberg est une théorie en physique quantique qui décrit le comportement magnétique des matériaux en termes d'interactions entre les moments magnétiques atomiques ou moléculaires. Voici un résumé simple du modèle avec quelques exemples :

Dans le modèle de Heisenberg, les moments magnétiques des atomes ou des ions dans un matériau interagissent les uns avec les autres à travers un échange d'énergie appelé interaction d'échange. Cette interaction d'échange peut être de deux types principaux :

- **Interaction ferromagnétique** : Dans ce cas, les moments magnétiques ont tendance à s'aligner parallèlement les uns aux autres, ce qui conduit à un alignement global des moments magnétiques dans le matériau. Un exemple classique de matériau ferromagnétique est le fer lui-même, où les moments magnétiques atomiques s'alignent spontanément pour produire un champ magnétique global.
- **Interaction antiferromagnétique** : Dans ce cas, les moments magnétiques ont tendance à s'aligner antiparallèlement, de sorte que chaque moment magnétique est couplé à un moment magnétique opposé à côté de lui. Cela conduit souvent à une

annulation mutuelle des champs magnétiques, donnant lieu à un matériau antiferromagnétique. Un exemple bien connu d'un tel matériau est l'oxyde de manganèse (MnO).

Le modèle de Heisenberg peut être utilisé pour expliquer une variété de phénomènes magnétiques observés dans les matériaux, tels que la ferromagnétisme, l'antiferromagnétisme, ainsi que d'autres phénomènes plus complexes tels que le ferrimagnétisme et le paramagnétisme.

En résumé, le modèle de Heisenberg offre un cadre théorique pour comprendre comment les interactions entre moments magnétiques atomiques ou moléculaires influencent le comportement magnétique des matériaux.

- **Analytiquement**

Dans le cadre du modèle de Heisenberg analytique, les interactions magnétiques entre les moments magnétiques atomiques ou moléculaires sont décrites à l'aide d'une forme mathématique spécifique. Le modèle analytique de Heisenberg peut être formulé de différentes manières, mais l'une des approches les plus courantes est l'utilisation de l'hamiltonien de Heisenberg.

L'hamiltonien de Heisenberg est une expression mathématique qui représente l'énergie totale du système magnétique en fonction des interactions entre les spins des particules. Cette expression prend généralement la forme d'une somme sur toutes les paires d'atomes ou d'ions magnétiques, où chaque terme de la somme représente l'interaction d'échange entre deux spins.

Mathématiquement, l'hamiltonien de Heisenberg peut être écrit comme :

$$H = -J \cdot \sum_{i \neq j} S_i \cdot S_j$$

Dans cette expression :

- H est l'hamiltonien total du système.

- J est la constante d'échange qui mesure la force de l'interaction magnétique entre les spins.
- S_i et S_j sont les vecteurs de spin associés aux particules magnétiques i et j .

Le modèle analytique de Heisenberg permet d'analyser mathématiquement les propriétés magnétiques des matériaux en fonction des paramètres du système, tels que la constante d'échange, la géométrie cristalline, la température, etc. Il est largement utilisé en physique de la matière condensée pour comprendre et prédire divers phénomènes magnétiques observés dans les matériaux, tels que les transitions de phase magnétiques, les propriétés de magnéto-résistance, etc.

Exercices

Série n°1 :

Exercice 1.

Calculez la quantité de chaleur Q nécessaire pour commencer à faire bouillir 1 L d'eau initialement à 10°C . On donne la valeur moyenne de la capacité calorifique massique de l'eau : $C \approx 1 \text{ kcal}\cdot\text{kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$ et la masse volumique moyenne de l'eau $\mu \approx 1 \text{ kg/dm}^3$

Exercice 2.

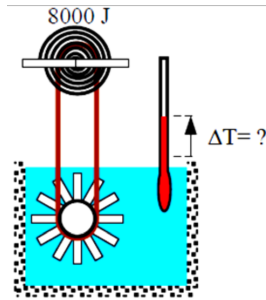
Une bouilloire électrique a pour puissance $P \approx 1 \text{ kW}$ lorsqu'elle est alimentée par la prise secteur (tension efficace de 230V).

On y place 1 L d'eau à 10°C . En combien de temps l'eau va bouillir ? (on suppose que toute la chaleur émise par la résistance électrique sert à chauffer l'eau). On rappelle que l'énergie Q développée par tout système qui développe pendant Δt une puissance P constante vaut $Q = P \cdot \Delta t$.

Exercice 3.

Un ressort spiral est comprimé ("remonté") à l'aide d'une clé de jouet. De cette manière il emmagasine une énergie de 8000 J.

Ce ressort sert à entraîner les pales d'une hélice qui remue 1 L d'eau liquide. Quel va être l'échauffement (augmentation de température) de l'eau après détente totale du ressort ?

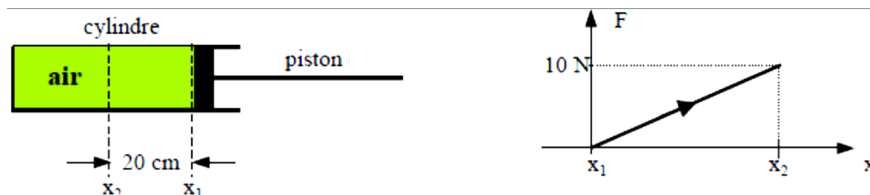


Exercice 4.

Une enceinte de $22,4 \text{ dm}^3$ de gaz à 25°C possède une énergie interne $U = 3/2 \cdot R \cdot T$ avec $R \approx 8,32 \text{ u.s.i.}$ et T sa température (en kelvin). Est-il possible, à l'aide de ce gaz, de fournir 5000 J à un corps solide plongé dans l'enceinte. Si oui, de quelle manière ?

Exercice 5.

On comprime de l'air dans une chambre à air de vélo à l'aide d'une pompe. L'ensemble pompe + chambre à air est modélisé par l'ensemble cylindre + piston ci-dessous :

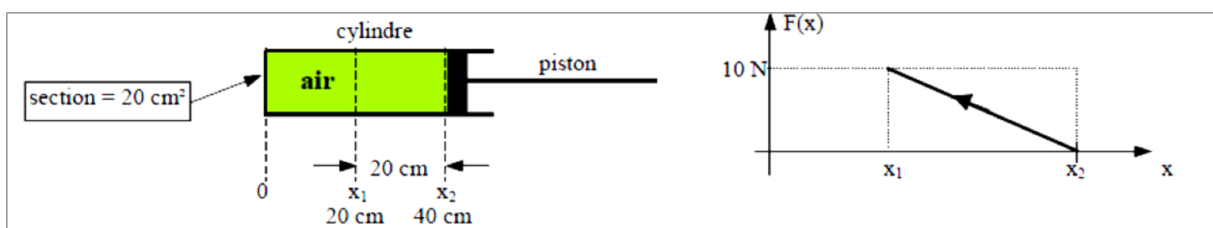


La force exercée par notre main sur le piston varie de la façon décrite ci-dessus en fonction de x .

Quel est le travail développé par notre main lors d'un déplacement de x_1 à x_2 ?

Exercice 6.

On reprend le dispositif de l'exercice 1 précédent en changeant tout simplement l'origine des x :



La force exercée par notre main sur le piston varie de la façon décrite ci-dessus en fonction de x .

1. Donnez l'évolution de la pression P de l'air en fonction du déplacement x du piston.
2. Donnez l'évolution de la pression P de l'air en fonction du volume V d'air dans le cylindre.
3. Déduisez de la question précédente le travail reçu par l'air.

Exercice 7.

Une masse d'air de 1 kg subit la transformation suivante :

état initial :	$\left\{ \begin{array}{l} P_1 \approx 10^5 \text{ Pa (pression atmosphérique).} \\ V_1 \approx 0,9 \text{ m}^3 \end{array} \right.$
état final :	$\left\{ \begin{array}{l} P_2 \approx 4,5 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ V_2 = ? \end{array} \right.$

La transformation 1-2 est telle que le produit $P \cdot V = \text{Cte}$.

1. Tracez avec précision, sur une feuille quadrillée, la courbe représentative de la transformation dans le plan $P(V)$.
2. Calculez le travail échangé lors de cette transformation, d'une part graphiquement et d'autre part algébriquement. (on rappelle qu'une primitive de $1/x$ est $\ln x$).

Exercice 8.

On effectue, de 3 façons différentes, une compression qui amène du diazote N_2 (\approx air) de l'état 1 ($P_1 = P_0 \approx 1 \text{ bar}$, $V_1 = 3 \cdot V_0$) à l'état 2 ($P_2 = 3 \cdot P_0$, $V_2 = V_0 \approx 1 \text{ litre}$).

La première transformation est isochore (volume constant) puis isobare (pression constante), la seconde est isobare puis isochore, la troisième est telle que $P \cdot V = \text{Cte}$.

1. Représentez dans le plan $P(V)$ les 3 transformations.
2. Quelles sont les travaux reçus dans les 3 cas ?
3. Quelle transformation choisira-t-on si l'on veut dépenser le moins d'énergie motrice ?

Exercice 9.

On reprend les 2 premières transformations de l'exercice précédent de manière à réaliser un cycle : on effectue donc une compression qui amène du diazote N_2 (\approx air) de l'état 1 ($P_1 = P_o \approx 1$ bar, $V_1 = 3.V_o$) à l'état 2 ($P_2 = 3.P_o$, $V_2 = V_o \approx 1$ litre).

Puis on force le gaz à revenir à son état initial grâce à une détente isochore puis isobare.

1. Quel est le travail échangé par le gaz avec l'extérieur ?
2. Est-ce qu'un tel cycle nécessite l'apport d'un travail de l'extérieur pour pouvoir être exécuté?

Série n°2

Exercice 10.

On effectue de 3 manières différentes une compression qui amène un mélange air - essence de l'état 1 à l'état 2 avec :

état 1 : [$P_1 = 1 \text{ bar}$, $V_1 = 3 \text{ litres}$], état 2 : [$P_2 = 3 \text{ bars}$, $V_2 = 1 \text{ litres}$]

La première évolution est isochore puis isobare, la deuxième est isobare puis isochore, la troisième est isotherme ($P.V = \text{Cte}$)

1. Représentez les 3 transformations en coordonnées de Clapeyron.
2. Sachant que l'on a $\Delta U = C_V \cdot \Delta T$ pour ce gaz, calculez ΔU (variation d'énergie interne entre les états 1 et 2).
3. Calculez les travaux dans les 3 cas. Déduisez- en les chaleurs échangées : sont- elles reçues ou évacuées ?

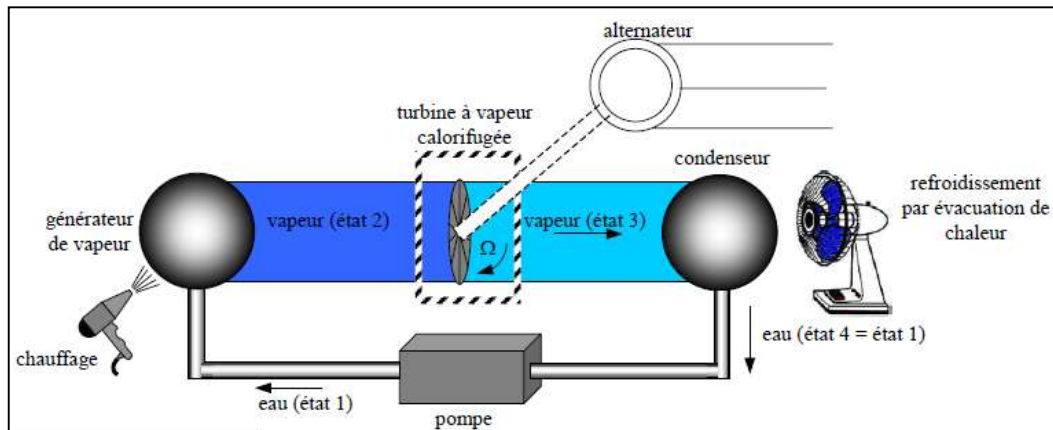
Exercice 11.

Un tube cylindrique de verre calorifugé a un diamètre $D \approx 3 \text{ cm}$, une hauteur $H \approx 1,1 \text{ m}$ et contient une masse $M \approx 1 \text{ kg}$ de mercure (masse volumique $\rho \approx 13600 \text{ kg.m}^{-3}$, chaleur massique $C \approx 138 \text{ J.kg}^{-1}$) à la température T_1 . Le tube étant vertical, on le retourne 50 fois et on constate que la température du mercure s'est élevée de ΔT .

1. Calculez le travail développé par la masse M de mercure (on donne l'accélération due à la pesanteur $g \approx 9,81 \text{ m.s}^{-2}$).
2. Calculez alors la variation d'énergie interne du mercure.
3. Calculez la variation de température ΔT sachant que tout le travail a servi à échauffer le mercure.

Exercice 12.

Une turbine à vapeur entraîne un alternateur. La vapeur d'eau sous pression entraîne les pals de la turbine qui se met à tourner et entraîne dans sa rotation le rotor de l'alternateur. L'installation est la suivante :

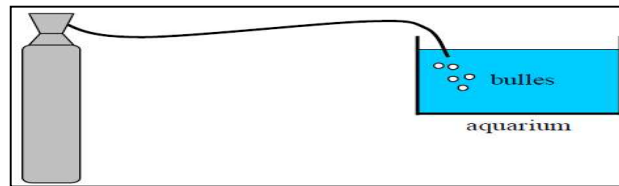


Le cycle décrit par $M = 1$ kg d'eau est le suivant : Le générateur de vapeur (parois indéformables) fournit $Q_{m1} \approx 2800$ kJ / kg de chaleur à l'eau qui se transforme alors en vapeur sous pression. Une valve de sortie du générateur de vapeur s'ouvre, la vapeur entraîne alors une turbine calorifugée, fournissant ainsi un travail à l'extérieur (la turbine). Cette vapeur, une fois son travail fourni, est récupérée dans un condenseur (parois indéformables) qui la transforme à nouveau en eau grâce au refroidissement qui s'y opère. Cette vapeur liquéfiée (eau liquide) a cédé à l'extérieur (air ambiant) une quantité de chaleur de 1200 kJ/kg. L'eau a donc finalement décrit un cycle de transformations.

1. A l'aide du premier principe, calculez la variation d'énergie interne massique $(U_2 - U_1)/M$ et $(U_4 - U_3)/M$.
2. Sachant que l'eau décrit un cycle, déduisez- en la variation d'énergie interne massique $(U_3 - U_2)/M$ et le travail massique W_{23}/M qui est fourni à la turbine.
3. La turbine entraînant l'alternateur possède dans ce cas un débit massique $q_m = 4$ kg.s⁻¹. Calculez la puissance P développée par la turbine (rappel : les watts sont des J.s⁻¹).

Exercice 13.

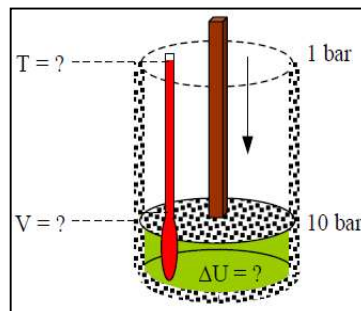
On dispose d'une bouteille de gaz carbonique (CO_2) de 0,5 L comprimée à 2 bars (≈ 2000 hPa) destinée à l'aquariophilie (alimentation des plantes aquatiques). La sortie de la bouteille est reliée à un tuyau qui plonge à environ 1 cm (pression approximative de l'eau à 1 cm de la surface de l'air ambiant de 1 bar) en dessous de la surface de l'eau d'un aquarium. Quelle quantité de CO_2 peut-on en extraire si on ouvre lentement la bouteille ?



Exercice 14.

On effectue une compression de 1 bar à 10 bars d' 1 litre d'air (G.P.) pris initialement à la température ambiante (20°C).

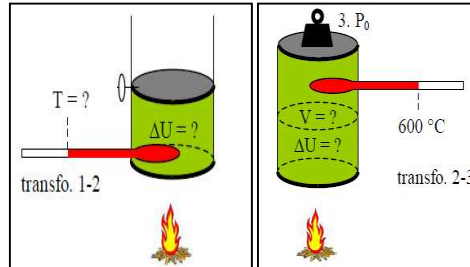
Cette compression est suffisamment rapide pour que le récipient renfermant l'air n'ait pas le temps d'évacuer la chaleur pendant la compression. On donne $\gamma \approx 1,40$, $r \approx 287 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ et $c_v \approx 720 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$ pour l'air.



1. Calculer la température finale de la masse d'air.
2. Déduisez en son volume final et sa variation d'énergie interne.

Exercice 15.

Un volume d'air (gaz parfait) de 20 litres à la pression atmosphérique $P_0 \approx 1013 \text{ hPa}$ et à $T_0 \approx 0^\circ \text{C}$ subit les deux transformations suivantes :



Transformation 1-2 : compression isochore. L'air est chauffé jusqu'à ce que sa pression soit égale à $3P_0$.

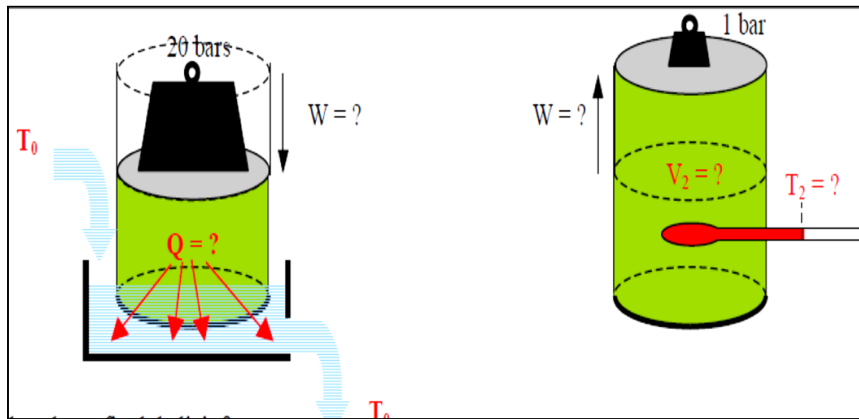
Transformation 2-3 : expansion isobare. L'air est chauffé jusqu'à ce que sa température atteigne 600°C .

On donne pour l'air : masse molaire $M \approx 29 \text{ g/mole}$, $C_v \approx 708 \text{ J.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$, $\gamma \approx 1,40$ et $R \approx 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

1. Quelle est la température atteinte par l'air à la fin de la transformation 1-2 ?
2. Calculez la masse m d'air et déduisez- en la variation d'énergie interne de l'air dans la transformation 1-2.
3. Quel est le volume occupé par l'air à la fin de la transformation 2-3 ?
4. Calculez la variation d'énergie interne de l'air dans la transformation 2-3.

Exercice 16.

On comprime isothermiquement jusqu'à la pression de 20 bars 1 m^3 d'air se trouvant initialement dans les conditions normales (rappel : $T_0 \approx 273 \text{ K}$, $P_0 \approx 1013,25 \text{ hPa}$). On admet que l'air se comporte comme un gaz parfait ($R \approx 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$)



1. Quel est le volume final de l'air ?
2. Calculez le travail de compression et la quantité de chaleur cédée par le gaz au milieu extérieur.

La masse d'air est ramenée à la pression $P_2 \approx 1$ bar par une détente adiabatique ($PV^\gamma = \text{Cte}$ avec $\gamma \approx 1,42$ pour l'air).

3. Déterminez le volume V_2 et la température T_2 du gaz après la détente.
4. Calculez le travail fourni au milieu extérieur et comparez- le au travail fourni au gaz pendant la compression isotherme. Interprétez les résultats en utilisant le diagramme de Clapeyron.

Exercice.17

Au cours d'une transformation isobare à 7 bars, le volume d'une certaine masse de gaz passe de 70 à 100 dm³. Au cours de cette évolution, l'énergie interne du gaz augmente de 20 kcal.

- 1- Calculer la quantité de chaleur qui accompagne l'évolution.
- 2- Déterminer le sens de cette quantité de chaleur ; on donne $J_c = 4185$ J/kcal.

Exercice 18.

Déterminer le travail mis en jeu par 2 litres de gaz parfait maintenu à 25°C sous la pression de 5atm (Etat1) qui se détend de façon isotherme pour occuper un volume de 10 litres (Etat2)

- de façon réversible
- de façon irréversible

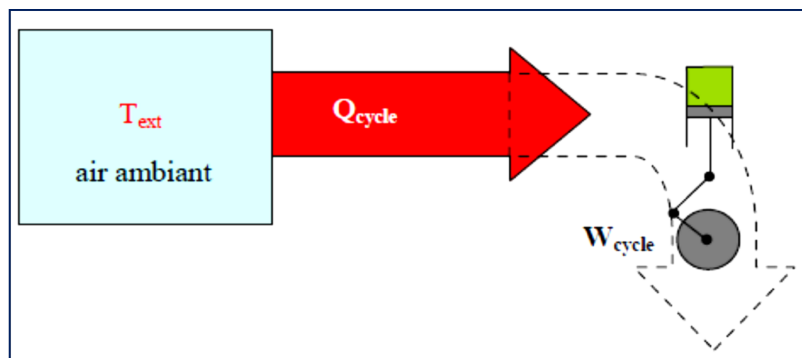
A la même température le gaz est ramené de l'état 2 à l'état 1

Déterminer le travail mis en jeu lorsque la compression s'effectue

- de façon réversible
- de façon irréversible

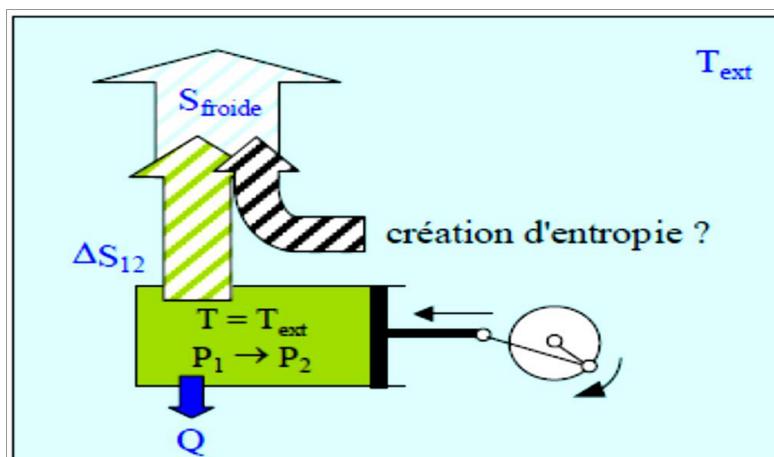
Exercice 19.

Montrez qu'il est impossible d'avoir "le mouvement perpétuel", c'est -à-dire qu'il est impossible d'obtenir un moteur thermique à partir d'une seule source de chaleur (air ambiant par exemple).



Exercice 20.

On effectue quasi-statiquement une compression monotherme de P_1 à P_2 (avec $P_1 < P_2$) d'un gaz parfait situé dans un cylindre dont la température est égale à la température de l'air ambiant T_{ext} constante. Cette compression est suffisamment lente pour avoir la température T du gaz telle que $T = T_{ext}$ à chaque instant : la compression est donc *isotherme*.



1. Calculez la variation d'entropie ΔS_{12} du gaz lors de la compression.
2. Calculez l'entropie S_{froide} gagnée par l'air ambiant.
3. Est ce que la compression est réversible ?

Exercice 21.

On effectue brusquement une compression monotherme de P_1 à P_2 (avec $P_1 < P_2$) de n moles de gaz parfait situé dans un cylindre dont la température initiale est égale à la température de l'air ambiant T_{ext} constante. Le système considéré est le gaz.

1. Calculez la chaleur échangée par le gaz avec l'extérieur en fonction de P_1 , P_2 , n et R (constante des gaz parfaits)
2. Calculez la variation d'entropie ΔS_{12} du gaz lors de la compression en fonction de P_1 , P_2 , n et R .
3. Calculez l'entropie S_{froide} gagnée par l'air ambiant.
4. Est ce que la compression est réversible ?

Exercice 22.

On chauffe 10 g de dioxygène de 20 à 100 °C :

Sous pression constante (transformation isobare). Calculer la variation d'entropie correspondante. On donne : $C_p [\text{O}_2(\text{g})] = 29,26 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

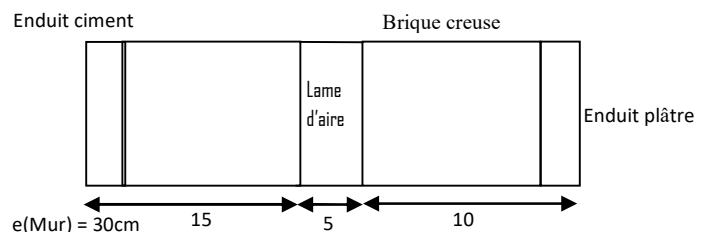
Sous volume constant (transformation isochore). Calculer la variation d'entropie correspondante. On donne pour les gaz parfaits : la relation de Mayer $C_v = C_p - R$.

Série n°3

Exercice 23.

Déterminer le flux de chaleur traversant un mur de hauteur $H=3\text{m}$ et de largeur $L=4\text{m}$ (tableau, figure), sachant que la température externe $T_{\text{ext}}=3\text{C}^\circ$, la température interne $T_{\text{int}}=20\text{C}^\circ$, la résistance thermique d'échange superficielle extérieure $1/h_e=0,06\text{m}^2\text{c}/\text{W}$ et la résistance thermique d'échange superficielle intérieure $1/h_i=0,11\text{ m}^2\text{c}/\text{W}$.

Compositions	e_i (m)	λ_i ($\text{W}/\text{m}^\circ\text{C}$)
Enduit plâtre	0,015	0,46
Brique creuse	0,10	0,5
Lame d'aire	0,05	0,31
Brique creuse	0,15	0,5
Enduit ciment	0,015	0,15



On donne $k=\lambda/e$ et $1/k=1/h_i + \Sigma (e_i/\lambda_i) + 1/h_e$.

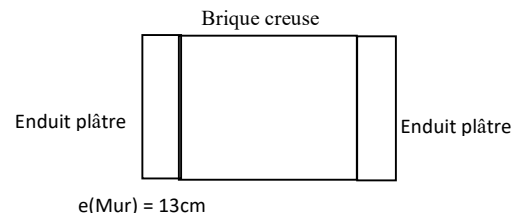
Exercice 24.

Calculer le flux traversant une vitre de 1m^2 de surface est de 3,5 mm d'épaisseur, la température de la face interne de la vitre est égale à 10C° , et celle de la face extérieure est égale à 5C° . Sachant que la conductivité thermique de la vitre est $\lambda_v=0,7\text{W}/\text{m}^\circ\text{C}$.

Exercice 25.

Calculer le flux de chaleur traversant un mur interne de 13cm d'épaisseur, 3m de hauteur et 3m de largeur (tableau, figure) à une température interne $T_{\text{int}}=20\text{C}^\circ$ et une température externe $T_{\text{ext}}=5\text{C}^\circ$.

Compositions	e_i (m)	λ_i (W/m°C)
Enduit plâtre	0,015	0,46
Brique creuse	0,10	0,5
Enduit plâtre	0,015	0,15



On donne la résistance thermique d'échange superficielle intérieure $1/h_i = 0,11 \text{ m}^2\text{c/W}$.

Exercice 26.

La température maximale atteignable dans un moteur est de 600°C , et la température à laquelle sont rejetés les gaz d'échappement est de 100°C . Quel est le rendement maximal atteignable par le moteur ?

Exercice 27.

Un réfrigérateur doit amener la chambre froide à -15°C dans une pièce à 25°C . Quel est le rendement maximal atteignable ?

Exercice 28.

Une pompe à chaleur est utilisée pour chauffer de l'eau à 120°C dans un environnement à -5°C . Quel est le rendement maximal atteignable ?

Exercice 29.

On étudie une machine ditherme fonctionnant suivant le cycle représenté sur la figure.

On distingue dans ce cycle : deux transformations réversibles isochores, deux transformations réversibles isothermes aux températures T_1 et T_2 ($T_1 < T_2$). Le fluide décrivant ce cycle dans le sens ABCDA est assimilé à un gaz parfait. On rappelle que pour une évolution élémentaire quelconque $dU = C_v dT$ où C_v est la capacité calorifique molaire à volume constant du fluide.

On donne : température de la source froide $T_1 = 276\text{K}$, température de la source chaude $T_2 = 293\text{K}$, rapport volumétrique $V_{\max}/V_{\min} = 3,0$, constante du gaz parfait $R = 8,32 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $C_v = 21 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

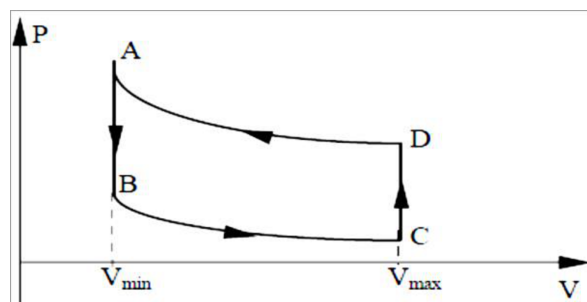
1. Quelle est la nature de chacune des transformations A-B, B-C, C-D et D-A ?

2. Pour une mole de fluide :

a- Exprimer pour chacune des transformations le travail et la quantité de chaleur échangés par le fluide avec le milieu extérieur.

b- Calculer les valeurs numériques des grandeurs exprimées ci-dessus pour les transformations A-B et B-C.

c- Exprimer le travail total W échangé par cycle entre le fluide et le milieu extérieur. Le fonctionnement du cycle est il moteur ou récepteur ? Justifier la réponse.



Exercice 30.

Un gaz parfait monoatomique G effectue un cycle ditherme constitué des transformations suivantes :

- détente réversible isotherme $A \rightarrow B$ au cours de laquelle le gaz G est en contact avec une source de chaleur de température $T_1 = 600\text{K}$ (source chaude) ; on donne $P_A = 10^5 \text{ Pa}$, $V_A = 1\text{L}$

- À partir de l'état B , le gaz est mis en contact avec une seconde source de chaleur de température $T_2 = 300\text{K}$ (source froide). Il effectue alors une compression à pression constante $P_0 = P_B$ qui l'amène à l'état C tel que $T_C = T_2$.

- À partir de l'état C , le gaz est remis en contact avec la source chaude et subit une transformation isochore le ramenant à l'état A .

1- Représenter le cycle sur un diagramme $P(V)$.

2-Calculer le nombre de moles de G La constante des gaz parfaits sera prise égale à $R = 25/3 \text{ J K}^{-1} \text{ mole}^{-1}$.

3-Déterminer, en fonction des données, la pression P_B et le volume V_B du gaz dans l'état B.

En donnant les valeurs numériques

4-Exprimer, en fonction de P_A , V_A , T_1 et T_2 , les quantités de travail W_{AB} , W_{BC} , W_{CA} , et préciser leurs signes respectifs. On donnera tout d'abord leurs expressions littérales puis leurs valeurs numériques. On donne $\ln 2 = 0,7$.

5-Exprimer, en fonction des données, le travail total W reçu par le gaz au cours du cycle et en donner la valeur numérique. Quel est son signe ? Pouvait-on prévoir celui-ci ?

Exercice.31

On réalise le cycle de transformations réversibles suivant : transformation AB : compression adiabatique; transformation BC : compression isobare ; transformation CA : détente isotherme avec : état A ($P_0 = 10^5 \text{ Pa}$, $V_0 = 10 \text{ L}$, $T_0 = 273 \text{ K}$); état B ($P_1 = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $V_1 = 7,84 \text{ L}$, $T_1 = 321 \text{ K}$); état C ($P_1 = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $V_1 = 6,67 \text{ L}$, $T = 273 \text{ K}$) on donne ($\gamma=1,4$).

1. Représenter, aussi exactement que possible, le cycle dans un plan de coordonnées (P , V).

Est-ce que le cycle est moteur ou récepteur? Justifier votre réponse. (Test de TD)

2. Donner les expressions des travaux des trois transformations.

3. Calculer numériquement ces valeurs.

4. Calculer le travail total échangé entre le gaz et le milieu extérieur au cours d'un cycle.

Exercice.32

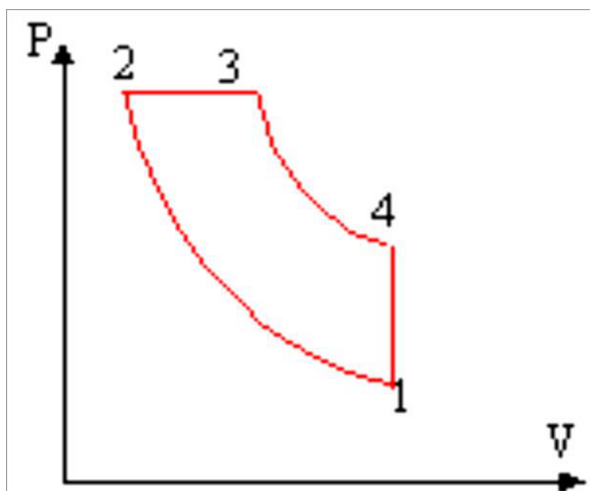
Une mole de gaz parfait subit les transformations réversibles suivantes : état (1) à état (2) compression adiabatique ; état (2) à état (3) dilatation à pression constante ; état (3) à état (4) détente adiabatique ; état (4) à état (1) refroidissement à volume constant.

Chaque état est défini par la pression P_i , la température T_i et le volume V_i (i variant de 1 à 4).

On appelle γ le rapport des chaleurs molaires C_p/C_v . On définit $a = V_1/V_2$ et $b = V_4/V_3$.

1. Le fonctionnement du cycle présenté sur le diagramme de Clapeyron est-il moteur ou récepteur ? Justifier la réponse. Donner les expressions de la pression (P), du volume (V) et de la température (T) pour les états (2), (3) et (4), en fonction de P_1, V_1, T_1, a et b . Calculer numériquement ces valeurs.
2. Calculer les travaux et chaleurs échangés pour toutes les transformations subies. Préciser notamment le sens des échanges.
3. Proposer une expression pour le rendement η d'un moteur fonctionnant suivant ce cycle, en fonction des travaux et chaleurs échangés. Calculer η .

Données : $\gamma = 1,4$; $P_1 = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $a = 9$; $T_1 = 300 \text{ K}$; $b = 3$; $C_v = 20,8 \text{ J/K/mol}$



Solutions

Série n°1 :

Solution (Exercice1) :

L'eau boue à $T=100^{\circ}\text{C}$ (sous pression atmosphérique de 1013 mbar)

IL faut donc que la température s'élève à $\Delta T=100 -10=90^{\circ}\text{C}$

Mieux vaut utiliser les unités du système international (u, s, i), c.à.d. $\Delta T=90\text{K}$

On a alors $Q=M \times C \times \Delta T = \mu \times v \times C \times \Delta T = 1 \times 1 \times 1 \times 90 = 90 \text{kcal}$

Solution (Exercice2) :

On a vu dans l'exercice précédant qu'il faut apporter une énergie de 90Kcal. Une telle énergie correspond à $Q=90 \times 4180 \approx 376,2 \text{KJ}$. Une puissance P permet de délivrer cette énergie en

durée $\Delta t = \frac{376,2 \times 10^3}{1 \times 10^3} = 376 \text{s}$ (soit 6 minutes et 16 secondes).

Solution (Exercice3) :

Si l'énergie W (Potentielle) du ressort comprimée et supposée se convertir intégralement en chaleur (pas de pertes) alors on a un échauffement ΔT tel que $W=m \times c \times \Delta T \times J_c$ c.à.d. $\Delta T =$

$$\frac{W}{m \times c} = \frac{8000}{1 \times 4180} \approx 1,9^{\circ}\text{C} \text{ ou } 1,9\text{K}$$

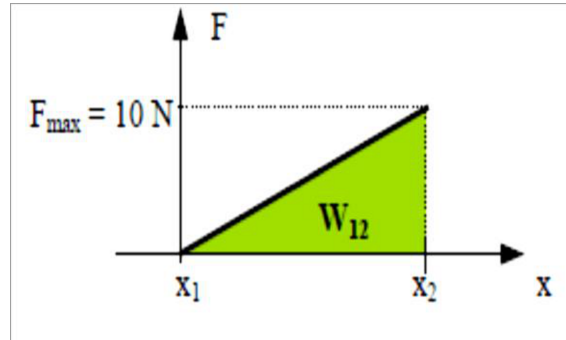
Solution (Exercice4) :

Le gaz possède une énergie interne $U = \frac{3}{2}RT = \frac{3}{2} \times 8,32 \times T_{25}$ avec $T_{25} = 25+273=298\text{K}$ on

obtient $U=3719$. Dont le gaz ne peut pas fournir les 5000J demandés.

Solution (Exercice5) :

Le travail reçu par l'air est $W_{12} = \int_{x_1}^{x_2} F(x) dx$ c.à.d. la surface ci-dessus :



- Méthode de calcul de la surface

$$\text{Ainsi } W_{12} = \frac{1}{2}(x_2 - x_1) \cdot F_{\max} = \frac{1}{2} \times (20 \times 10^{-2}) \times 10 \approx \mathbf{1J}$$

- Méthode d'intégrale

On cherche la fonction $F(x)$?

$$F(x) = ax + b ; (x_1, 0) \text{ et } (x_2, F_{\max})$$

$$\text{On a } a = \frac{F_{\max} - 0}{x_2 - x_1} = \frac{F_{\max}}{x_2 - x_1} \Rightarrow F_{\max} = \left(\frac{F_{\max}}{x_2 - x_1} \right) x + b \text{ on remplace } (x, F) = (x_1, 0)$$

$$\Rightarrow \left(\frac{F_{\max}}{x_2 - x_1} \right) x_1 + b \Rightarrow b = - \left(\frac{F_{\max}}{x_2 - x_1} \right) x_1 = 0 \text{ donc } F(x) = \left(\frac{10}{20 \times 10^{-2}} \right) x = \frac{10^2}{2} x$$

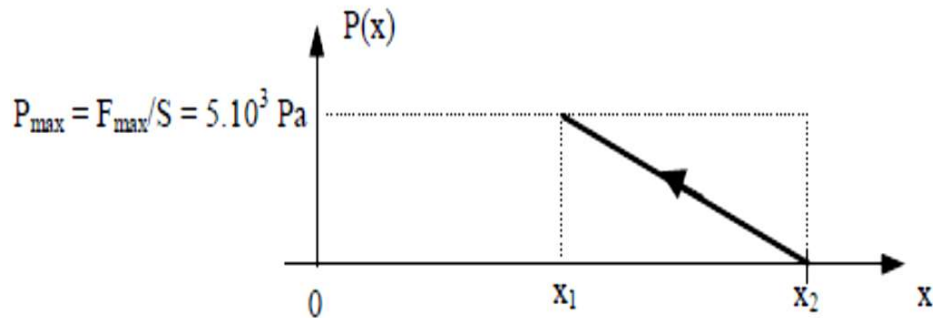
$$W_{12} = \int_{x_1}^{x_2} F(x) dx = \int_{x_1}^{x_2} \frac{10^2}{2} x dx = \frac{10^2}{2} \int_{x_1}^{x_2} x dx = \frac{10^2}{2} \left[\frac{1}{2} x^2 \right]_{x_1}^{x_2}$$

$$\Rightarrow W_{12} = \frac{10^2}{2} \times \frac{x_2^2}{2} = \frac{10^2}{2} \times \frac{(20 \times 10^{-2})^2}{2} = \frac{10^2 \times 4 \times 10^2 \times 10^{-4}}{4} = \mathbf{1J}$$

Solution (Exercice6) :

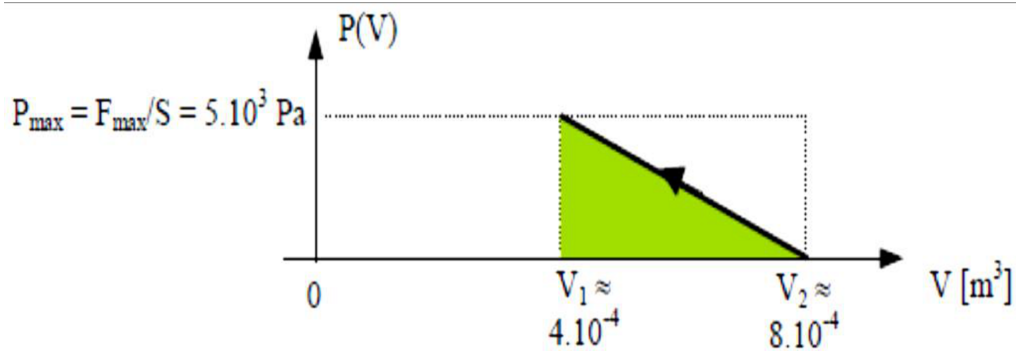
1-

$P=F/S$, Il suffit de changer l'échelle verticale, remplacer F par $F/(20 \times 10^{-4})$ d'où le graphique :



2-

On a pour la position x le volume V du cylindre donné par $V=S \times x$. Il suffit donc de remplacer l'échelle horizontale des x par $S \times x = 20 \times 10^{-4} \times x$ d'où le graphe ci-dessous :



D'après le graphe : (V_1, P_{Max}) et $(V_2, 0)$

$$P = a \times V + b \quad (1)$$

- Calcul de a : on a $a = \frac{0 - P_{Max}}{V_2 - V_1}$, on remplace dans (1)

$$\text{Donc } P = \frac{-P_{Max}}{V_2 - V_1} V_2 + b \quad (2)$$

- Calcul de b : en remplace $(V, P) = (V_2, 0)$ dans (2)

Donc $0 = \left(\frac{-P_{\text{Max}}}{V_2 - V_1}\right)V_2 + b \Rightarrow b = \left(\frac{P_{\text{Max}}}{V_2 - V_1}\right)V_2$ ainsi l'expression de P en fonction de V devient :

$$P = \left(\frac{-P_{\text{Max}}}{V_2 - V_1}\right)V + \left(\frac{P_{\text{Max}}}{V_2 - V_1}\right)V_2$$

- 1^{ère} méthode : $W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P(V)dV = - \int_{V_1}^{V_2} \left[\left(\frac{-P_{\text{Max}}}{V_2 - V_1}\right)V + 2 \times P_{\text{Max}}\right] dV =$

$$\left[-\frac{1}{2}\left(\frac{P_{\text{Max}}}{V_2 - V_1}\right)V^2 + 2 \times P_{\text{Max}} \times V\right]_{V_1}^{V_2} = 4 - 3 = 1\text{J}$$

- 2^{ème} méthode : $W_{12} = \text{surface hachurée} = (\text{base} \times \text{hauteur}) \times (1/2)$

$$\text{Donc } [(V_2 - V_1) \times P_{\text{Max}}] / 2 = 4 \times 10^{-4} \times 5 \times 10^3 \times (1/2) = 1\text{J}$$

Solution (Exercice7)

1-

- Calcul de v_2 ?

$$P \cdot V = \text{cst} \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \Leftrightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} \Rightarrow V_2 = \frac{0,9 \times 10^5}{4,5 \times 10^5} \approx \mathbf{0,2m^3}$$

- Calcul de la fonction P ?

$$P \cdot V = \text{cst} \Leftrightarrow \frac{\text{cst}}{V} \Leftrightarrow \frac{P_1 \cdot V_1}{V} \Leftrightarrow P = \frac{0,9 \times 10^5}{V} \text{ Permet de tracer } P(V)$$

2-

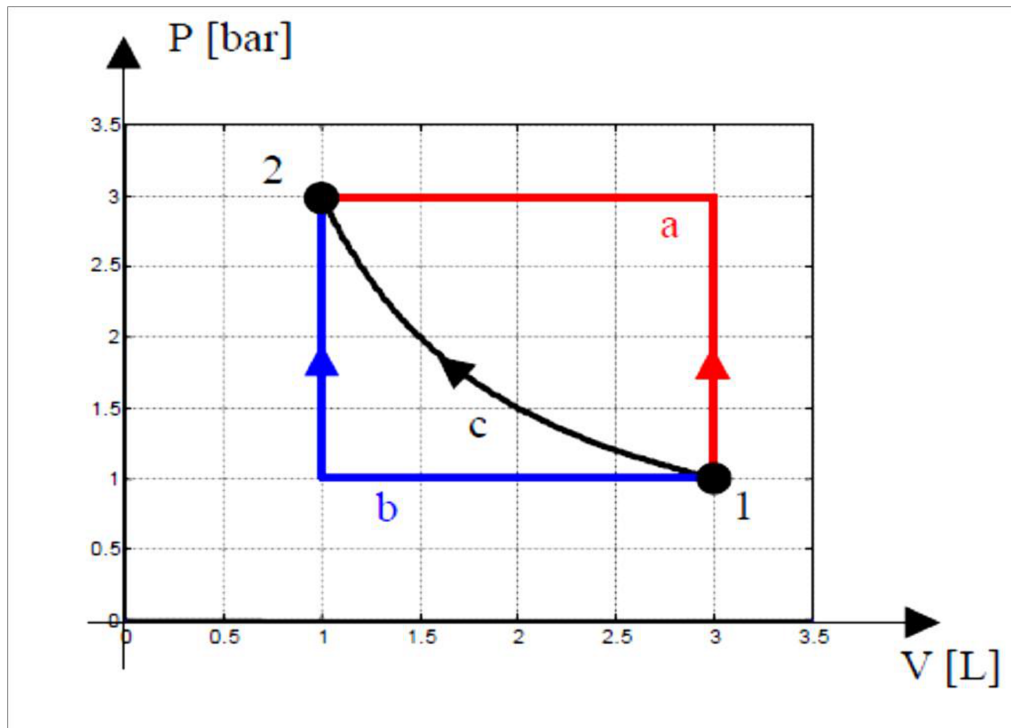
$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P(V)dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{PV}{V} dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{\text{cst}}{V} dV = -\text{cst} \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$W_{12} = -\text{cst} [\ln V]_{V_1}^{V_2} = -P_1 \cdot V_1 (\ln V_2 - \ln V_1)$$

$$\text{Ainsi } W_{12} = -P_1 \cdot V_1 \ln \left(\frac{V_1}{V_2}\right) \approx 1 \times 10^5 \times 0,9 \times \ln \left(\frac{0,9}{0,2}\right) \approx \mathbf{135kJ}$$

Solution (Exercice8)

1-



Chemin a = 1ère transformation (isochore suivie de l'isobare)

Chemin b = 2ème transformation (isobare puis isochore)

Chemin c = 3ème transformation ($P \cdot V = \text{Cst}$),

tracé par $P = \text{Cst}/V = P_1 \cdot V_1/V = 3 \times 1/V$ où $P = 3/V$ (avec P en bar et V en L)

2-

Le calcul de W_{1a2} et W_{1b2} est facile car cela revient à déterminer la surface d'un rectangle.

Nous avons $W_{1a2} = 3 \cdot P_0 \times 2V_0 \Leftrightarrow W_{1a2} = 6 \cdot P_0 \cdot V_0 \approx 6 \cdot 1 \cdot 10^5 \times 1 \cdot 10^{-3} \approx \mathbf{600 \text{ J}}$

de même $W_{1b2} = P_0 \times 2 \cdot V_0 \cdot W_{1b2} = 2 \cdot P_0 \cdot V_0 \mid 2 \times 1 \cdot 10^5 \times 1 \cdot 10^{-3} \approx \mathbf{200 \text{ J}}$

On ne peut pas éviter le calcul de l'intégral pour W_{1c2} : $W_{1c2} = - \int_{V_1}^{V_2} P(V) dV =$

$$- \int_{V_1}^{V_2} \frac{\text{cst}}{V} dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{P_1 \cdot V_1}{V} dV = -P_1 \cdot V_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

Ainsi $W_{12} = -cst [\ln V]_{V_1}^{V_2} = -P_1 \cdot V_1 (\ln V_2 - \ln V_1) \Leftrightarrow W_{12} = P_1 \cdot V_1 \ln \left(\frac{V_1}{V_2} \right) \approx 1 \times 10^5 \times 3 \times 10^{-3} \times \ln \left(\frac{3 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} \right) \approx \mathbf{329J}$

3-

On choisie la 2^{ème} transformation (1b2)

Solution (Exercice9)

1-

Voir solution (exercice8) /2-

$$W_{\text{cycle}} = W_{1a2} + W_{2b1} = 600 + (-200) = 400J$$

2-

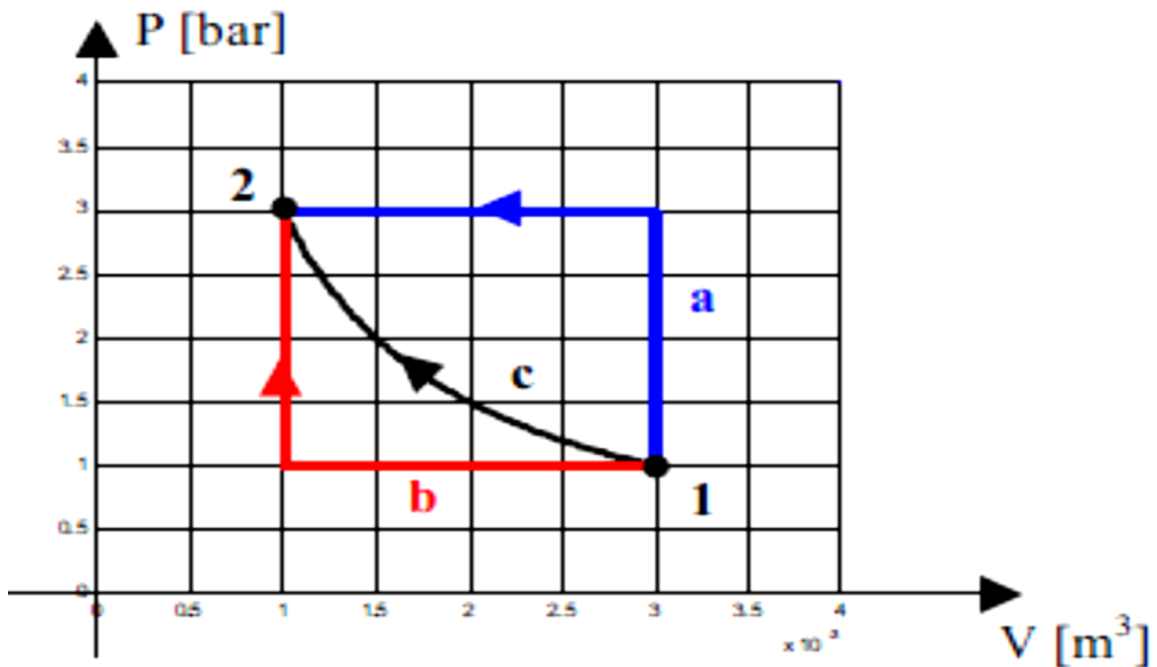
$W_{\text{cycle}} > 0$ donc cette énergie doit donc être apportée au gaz par l'extérieur pour que le cycle soit réalisé le cycle est décrit dans le sens trigonométrique (antihoraires), il s'agit donc bien d'un cycle résistant

Solutions

Série n°2 :

Solution (Exercice10)

1-



2-

ΔU ne dépend pas du chemin suivi, donc elle peut être calculée sur l'isotherme (c) et cela reste également vrai pour les transformations (a) et (b) on a donc :

$$\Delta U = C_v \times \Delta T = 0 \text{ J}$$

3-

Il suffit de calculer les surfaces situées entre l'axe des abscisses et la trajectoire.

$$W_a = P_2 \times (V_1 - V_3) \approx 3 \times 10^5 \times (3 \times 10^{-3} - 1 \times 10^{-3}) \approx 600 \text{ J}$$

$$W_b = P_1 \times (V_1 - V_3) \approx 1 \times 10^5 \times (3 \times 10^{-3} - 1 \times 10^{-3}) \approx 200 \text{ J}$$

$$W_c = - \int_{V_1}^{V_2} P(V) dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{cst}{V} dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{P_1 \cdot V_1}{V} dV = -P_1 \cdot V_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$= -P_1 \cdot V_1 (\ln V_2 - \ln V_1) \Leftrightarrow W_{12} = P_1 \cdot V_1 \ln \left(\frac{V_1}{V_2} \right) \approx 1 \times 10^5 \times 3 \times 10^{-3} \times \ln \left(\frac{3 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} \right)$$

$$\approx 329 \text{ J}$$

On a $\Delta U = Q + W = 0$ donc $Q = -W$

Ainsi :

$$Q_a = -W_a \approx -600 \text{ J}$$

$$Q_b = -W_b \approx -200 \text{ J}$$

$$Q_c = -W_c \approx -329 \text{ J}$$

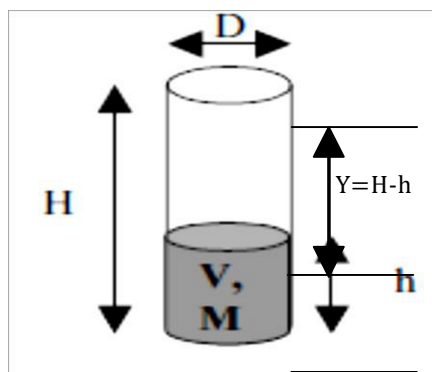
On en déduit que les trois chaleurs sont évacuées.

Solution (Exercice 11)

1-

$$W = M \times g \times y = M \times g \times (H - h),$$

Travail de la force de pesanteur donc il faut déterminer h pour en déduire W .



On a $S = \pi \times r^2 = \pi \times \left(\frac{D}{2}\right)^2$, $\rho = \frac{M}{V} \Rightarrow V = \frac{M}{\rho}$ et $V=h \times S \Rightarrow h = \frac{M}{\rho \times S} = \frac{M}{\rho \times \pi \times \left(\frac{D}{2}\right)^2} \approx 10,4 \text{ cm}$

On a alors : $W = M \times g \times \left[H - \frac{M}{\rho \times \pi \times \left(\frac{D}{2}\right)^2} \right] \times 50 \Rightarrow W \approx \mathbf{488J}$

2-

$\Delta U = Q + W = W$ car $Q=0$ (aucune chaleur échangée avec l'extérieur grâce aux parois calorifugées). D'où $\Delta U \approx 488J$

3-

Le travail s'est transformé en chaleur grâce aux frottements (viscosité du mercure) c'est tout simplement identique à l'expérience de joule vue au chapitre II.

Cette chaleur reçue par le mercure n'est pas une chaleur échangée avec l'extérieur ($Q=0$).

On a finalement $W = Q_{\text{frottements}} = MC\Delta T$

$\Delta T = W / (M \times C) = 488 / (1 \times 138) \approx 3,54K$ (ou °C puisque c'est une différence de température)

Solution (Exercice12)

1-

$\Delta U_{12} = Q_{12} + W_{12} = Q_{12}$ (parois indéformable, $V = \text{cst}$), donc $\Delta U_{12} = Q_{12} = M \times Q_{m1}$ d'où

$\Delta U_{12} / M = Q_{m1} \approx 2800 \text{ kJ/kg}$

$\Delta U_{34} = Q_{34} + W_{34} = Q_{34}$ (parois indéformable) donc $\Delta U_{34} = Q_{34} = M \times Q_{m2}$ d'où $\Delta U_{34} / M = Q_{m2} \approx -$

1200 kJ/kg , le signe (-) chaleur cédée.

2-

$\Delta U_{\text{cycle}} = \Delta U_{12} + \Delta U_{23} + \Delta U_{34} = 0$ donc $\Delta U_{23} / M = - \Delta U_{12} - \Delta U_{34} / M \approx -2800 + 1200 \approx -1600 \text{ kJ/kg}$.

Aussi on a : $\Delta U_{23} = Q_{23} + W_{23} = W_{23}$ (paroi calorifugée, $Q=0$) d'où : $\Delta U_{23}/M = W_{23}/M \approx -1600 \text{ kJ/kg}$.

3-

L'énergie perdue entre l'état 2 et l'état 3 est perdue par le travail W_{23} , puisque ce ne peut pas être par la chaleur (paroi calorifugée), grâce aux unités on peut retrouver la relation qui donne P.

$q_m = 4 \text{ kg.s}^{-1}$ donc $q_m = M/t$, on a $P=W/t$ donc $P = W_{23} \times q_m / M \approx 4 \times (-1600 \times 10^3) \approx -6400 \text{ kW}$ (J.s^{-1})

Solution (Exercice13)

1-

L'ouverture lente implique une détente isotherme, $P.V = \text{cst} = P_1.V_1 = 2 \times 10^5 \times 0,5 \times 10^{-3} \approx 100 \text{ Pa.m}^3$ le CO_2 va se détendre à $P_2 \approx 1 \text{ bar}$. Le volume total du gaz détendu vaut donc $V_2 = P_1 V_1 / P_2$ ainsi $V_2 \approx 100 / 1 \times 10^5 \approx 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 1 \text{ L}$.

Ce pendant le gaz sort de la bouteille tant que la pression de sortie P_1 du CO_2 de la bouteille est supérieure à la pression de sortie P_2 du CO_2 , il va donc rester 0,5L de CO_2 à 1bar dans la bouteille à la fin de la détente. Donc la quantité de CO_2 qu'on peut extraire est de :

Pendant que la pression de sortie P_1 du CO_2 de la bouteille est supérieure à la pression de sortie P_2 du CO_2 , le gaz continuera de s'échapper de la bouteille. Ainsi, à la fin du processus de détente, il restera 0,5 litre de CO_2 à 1 bar dans la bouteille. Par conséquent, la quantité de CO_2 que nous pouvons extraire est de :

$$V = V_2 - V_{\text{bouteille}} = 1 - 0,5 = 0,5 \text{ L.}$$

Solution (Exercice14)

1-

$$T_1 \cdot P_1^{(1-\gamma)\gamma} = T_2 \cdot P_2^{(1-\gamma)\gamma} \Rightarrow T_2 = T_1 \times \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{(\gamma-1)\gamma} \approx 293 \times (10 \times 10^5 / 1 \times 10^5)^{0,4/1,4}$$

$$\approx 566\text{K} \approx 293^\circ\text{C}$$

Si on place un bout de ficelle dans ce récipient, il peut s'enflammer ! Si le gaz est un mélange air - essence il s'enflamme et provoque alors un dégagement important de chaleur suivi d'une expansion (moteurs thermiques).

2-

$$r = \frac{R}{M}, m = n \times M$$

où M, m et r sont consécutivement la masse molaire, la masse du gaz et la constante du gaz considéré.

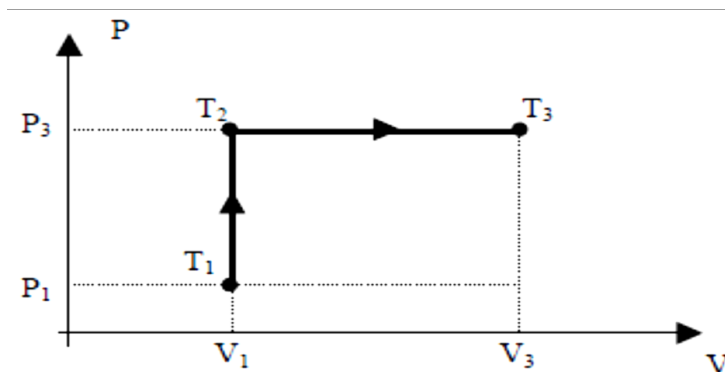
$$P_1 \times V_1 = m \times r \times T_1 \text{ et } P_2 \times V_2 = m \times r \times T_2 \Leftrightarrow \frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2} \Leftrightarrow V_2 = \frac{P_1 \times V_1 \times T_2}{P_2 \times T_1} \approx 0,2\text{L}$$

$$\Delta U = m \times c_v \times (T_2 - T_1) \text{ or } P_1 \times V_1 = m \times r \times T_1 \Rightarrow m = \frac{P_1 \times V_1}{r \times T_1} \Rightarrow m \approx \frac{1 \times 10^5 \times 1 \times 10^{-3}}{287 \times 293} \approx 1,2\text{g}$$

$$D'où : \Delta U = 1,2 \times 10^{-3} \times 720 \times (566 - 293) \approx 236\text{J}$$

Solution (Exercice15)

1-



$$\begin{cases} P_1 \times V_1 = n \times R \times T_1 \\ P_3 \times V_1 = n \times R \times T_2 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} nR = \frac{P_1 \times V_1}{T_1} \\ T_2 = \frac{P_3 \times V_1}{n \times R} \end{cases} \Rightarrow T_2 = \frac{P_3 \times V_1 \times T_1}{P_1 \times V_1} = \frac{3 \times P_1}{P_1 \times V_1} \Rightarrow T_2 = 3 \times T_1$$

$$\approx 3 \times 273 \approx \mathbf{819K (546^\circ C)}$$

2-

$$n = \frac{P_1 \times V_1}{R \times T_1} \text{ or } m = n \times M = \frac{P_1 \times V_1}{R \times T_1} \times M \approx \frac{101300 \times 20 \times 10^{-3}}{8,3 \times 273} \times 29 \times 10^{-3} \approx \mathbf{26g}$$

$$\Delta U_{12} = m \times c_v \times (T_2 - T_1) \approx 26 \times 10^{-3} \times 708 \times (2 \times 273) \approx 10 \text{kJ}$$

3-

$$P_3 \times V_3 = n \times R \times T_3 = \frac{P_1 \times V_1}{T_1} \times T_3 \Leftrightarrow V_3 = \frac{P_1 \times V_1 \times T_3}{T_1 \times 3 \times P_1} = \frac{V_1 \times T_3}{3 \times T_1} \approx \frac{20 \times 10^{-3} \times 873}{3 \times 273}$$

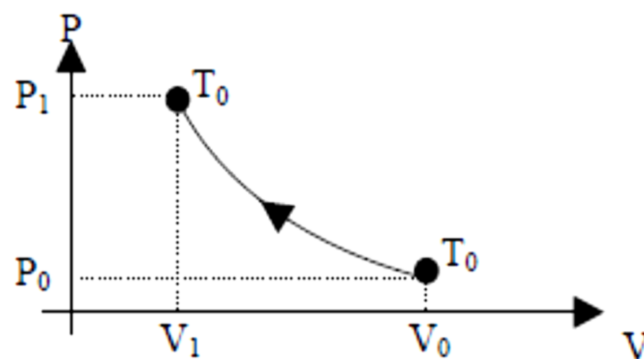
$$\approx \mathbf{21,3L}$$

4-

$$\Delta U_{23} = m \times c_v \times (T_3 - T_2) \approx 26 \times 10^{-3} \times 708 \times (873 + 819) \approx 985 \text{J}$$

Solution (Exercice16)

1-



$$\begin{aligned} P_0 \times V_0 = n \times R \times T_0 &\Rightarrow \frac{P_1 \times V_1}{T_0} = \frac{P_0 \times V_0}{T_0} \Rightarrow P_1 \times V_1 = P_0 \times V_0 \Rightarrow V_1 = \frac{P_0 \times V_0}{P_1} \\ P_1 \times V_1 = n \times R \times T_0 & \end{aligned}$$

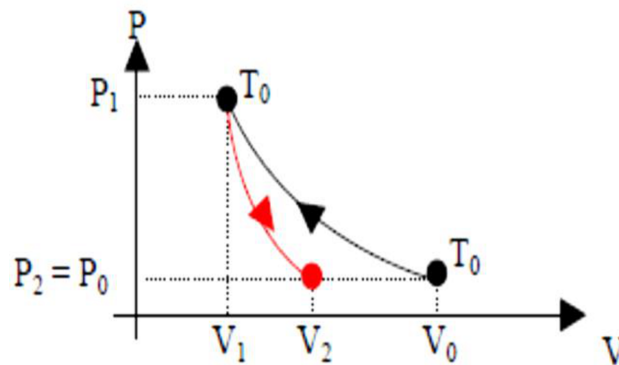
$$\approx \frac{101325 \times 1}{20 \times 101325} \approx 50 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = \mathbf{50L}$$

2-

Il faut exprimer P en fonction de V puisque la variable d'intégration est V. on utilise alors la relation des gaz parfait :

$$\begin{aligned}
 W_c &= - \int_{V_0}^{V_1} P(V) dV = - \int_{V_0}^{V_1} \frac{n \times R \times T_0}{V} dV = -n \times R \times T_0 \int_{V_0}^{V_1} \frac{dV}{V} = -P_0 \times V_0 \int_{V_0}^{V_1} \frac{dV}{V} \\
 &= -P_0 \times V_0 \times (\ln V_1 - \ln V_0) \Leftrightarrow W_{12} = P_0 \times V_0 \times \ln \left(\frac{V_0}{V_1} \right) \approx 101325 \times 1 \times \ln \frac{1}{50 \times 10^{-3}} \\
 &\approx \mathbf{304kJ}
 \end{aligned}$$

$\Delta U_{12} = C_v \times \Delta T = 0$ car $T = \text{cst}$ donc $Q + W = 0$ d'où $Q = -W = -304kJ$



$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \Rightarrow V_2 = \left(\frac{P_1}{P_2} \right)^{\frac{1}{\gamma}} \times V_1 \approx \left(\frac{20 \times 10^5}{1 \times 10^5} \right)^{\frac{1}{1,4}} \times 50 \times 10^{-3} \approx \mathbf{412L}$$

$$\begin{aligned}
 P_2 \times V_2 &= n \times R \times T_2 = \left(\frac{P_0 \times V_0}{T_0} \right) \times T_2 \Rightarrow T_2 = \frac{P_2 \times V_2 \times T_0}{P_0 \times V_0} \\
 &\approx \frac{1013,25 \times 10^2 \times 412 \times 10^{-3} \times 273}{1013,25 \times 10^2 \times 1} \approx \mathbf{113K}
 \end{aligned}$$

4-

On sait que:

$$PV = \text{cst} \Rightarrow P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \text{ d'où } W = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{\text{cst}}{V^\gamma} dV = -\text{cst} \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^\gamma} = -P_1 V_1^\gamma \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^\gamma} =$$

$$-P_1 V_1^\gamma \int_{V_1}^{V_2} V^{-\gamma} dV = -P_1 V_1^\gamma \times \left[\left(\frac{1}{-\gamma+1} \right) \times V^{-\gamma+1} \right]_{V_1}^{V_2} \Rightarrow W = P_1 V_1^\gamma \times \left(\frac{1}{1-\gamma} \right) \times [V_1^{1-\gamma} -$$

$$V_2^{1-\gamma}] \approx 20 \times 10^5 \times 50 \times 10^{-3} \times 11^{-1,4} - 31,4 \times 10^5 \times 50 \times 10^{-3} \times 31^{-1,4} \approx -142$$

kJ

On s'en doutait que le gaz travaille moins qu'avant car la surface située sous la courbe adiabatique (**en rouge**) et plus petite que la surface située sous la courbe isotherme (**en noir**).

Solution (Exercice17)

Le travail accompagnant la transformation qu'a subi la masse de gaz :

$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} P dV = -P(V_2 - V_1) = -7 \times 10^5 (100 - 70) \times 10^{-3} = -21000 \text{ J}$$

On voit que le travail est négatif c'est-à-dire que le système (gaz) a reçu du travail.

En se basant sur le premier principe de la thermodynamique, on a : $\Delta U_{12} = Q_{12} + W_{12}$

Alors : $Q_{12} = \Delta U_{12} - W_{12} = 20 - (-21000) = 21020 \text{ kcal}$.

Le système (gaz) a reçu de la chaleur au cours de sa transformation.

Solution (Exercice18)

I/1- Réversible

$$W_{\text{rev}(1-2)} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} dV \text{ on a } P_{\text{ext}} = P_{\text{gaz}} \text{ (transformation réversible)}$$

$$W_{\text{rev}(1-2)} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{gaz}} dV \text{ on a } P \times V = n \times R \times T \Rightarrow P = n \times R \times T / V \text{ et } P_1 \times V_1 = \text{cst} = n \times R \times T$$

$$\begin{aligned}
W_{\text{rev}(1-2)} &= - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{P_1 V_1}{V} dV = -P_1 V_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = -P_1 V_1 \times [\ln V]_{V_1}^{V_2} \\
&= -P_1 V_1 \times (\ln V_2 - \ln V_1) = P_1 V_1 \times \ln \left(\frac{V_1}{V_2} \right) \\
&= 5 \times 1,01 \times 10^5 \times 2 \times 10^{-3} \ln \left(\frac{1}{5} \right) \Rightarrow W_{\text{rev}(1-2)} = -1630,4\text{J}
\end{aligned}$$

I/2- Irréversible

$$W_{\text{irr}(1-2)} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{final}} dV = - \int_{V_1}^{V_2} P_2 dV = -P_2 \times (V_2 - V_1) = -\frac{P_1 V_1}{V_2} (V_2 - V_1) \quad (PV=\text{cst})$$

$$\text{D'où } W_{\text{irr}(1-2)} = -P_1 V_1 \left(1 - \frac{V_1}{V_2} \right) = P_1 V_1 \left(\frac{V_1}{V_2} - 1 \right) \Rightarrow W_{\text{irr}(1-2)} = 810,4\text{J}$$

II/1- Réversible

$$W_{\text{rev}(1-2)} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} dV = -P_1 V_1 \times [\ln V]_{V_1}^{V_2} = P_1 V_1 \times \ln \left(\frac{V_1}{V_2} \right) = 1630,4\text{J}$$

II/2- Irréversible

$$W_{\text{irr}(1-2)} = - \int_{V_2}^{V_1} P_{\text{final}} dV = - \int_{V_2}^{V_1} P_1 dV = -P_1 \times (V_2 - V_1) = 4052\text{J}$$

Solution (Exercice19)

1^{er} principe : $\Delta U_{\text{cycle}} = Q_{\text{cycle}} + W_{\text{cycle}} = 0 \Leftrightarrow W_{\text{cycle}} = -Q_{\text{cycle}}$ or $W_{\text{cycle}} < 0$ (on a un cycle moteur) $\Rightarrow Q_{\text{cycle}} > 0$ (1).

2^{èm} principe : $\Delta S_{\text{cycle}} - Q_{\text{cycle}}/T_{\text{ext}} \geq 0 \Rightarrow -Q_{\text{cycle}}/T_{\text{ext}} \geq 0 \Rightarrow Q_{\text{cycle}} \leq 0$ (2).

Entre (1) et (2) il y'a une absurdité \Rightarrow fonctionnement impossible

Solution (Exercice20)

1-

Compression 1-2 isotherme $\Rightarrow \Delta U_{12}=0$ or $\Delta U_{12}=Q_{12}+W_{12} \Rightarrow Q_{12}=-W_{12}$ or $\Delta S_{12} =$

$$\int_2^1 \frac{\delta Q_{12}(\text{rév})}{T} \text{ d'où } \Delta S_{12} = - \int_2^1 \frac{\delta W_{12}(\text{rév})}{T_{\text{ext}}} \Rightarrow \Delta S_{12} = - \frac{1}{T_{\text{ext}}} \int_2^1 \delta W_{12}, \text{ on peut toujours imaginer}$$

un extérieur en quasi-équilibre avec le système or $W_{12} = n \times R \times T_0 \times \ln(V_1/V_2)$, d'où $\Delta S_{12} = -$

$n \times R \times \ln(V_1/V_2)$ et puisque $PV = \text{cst}$ on a $V_1/V_2 = P_2/P_1$ d'où $\Delta S_{12} = -n \times R \times \ln(P_2/P_1) < 0$ car

$$P_1 < P_2$$

2-

$$S_{\text{froide}} = \frac{Q_{12}}{T_{\text{ext}}} \text{ car air = thermostat } \Rightarrow S_{\text{froide}} = -n \times R \times \ln(P_2/P_1)$$

3-

$S_{\text{froide}} = \Delta S_{12} \Rightarrow$ l'entropie perdue par le gaz est entièrement gagnée par la source froide \Rightarrow la

transformation est donc réversible. On peut ici remarquer que pour une transformation 1-2

réversible $\Delta S_{12} - Q_{12}/T_{\text{ext}} = 0$.

Solution (Exercice21)

1-

1^{er} principe : $\Delta U = Q_{\text{brusq}} + W_{\text{brusq}} \Leftrightarrow$ or les températures initiale et finale du gaz sont

identiques donc $\Delta U = 0$ c'est-à-dire $Q_{\text{brusq}} + W_{\text{brusq}} = 0$ donc $Q_{\text{brusq}} = -W_{\text{brusq}}$

$$\text{on a } W_{\text{brusq}} = - \int_{V_1}^{V_2} P_{\text{ext}} dV = - \int_{V_1}^{V_2} P_2 dV = -P_2 \int_{V_1}^{V_2} dV = P_2 \times (V_1 - V_2) = P_2 \times V_2 \times$$

$\left(\frac{V_1}{V_2} - 1\right)$ et puisque $P_1 V_1 = P_2 V_2 = nRT_{\text{ext}} = \text{cst}$ on a $V_1/V_2 = P_2/P_1$ (attention : on n'a pas pour

autant $PV = nRT_{\text{ext}}$ car la transformation n'est pas isotherme, seuls les états initial et final sont

à température identique). Ainsi $W_{\text{brusq}} = P_2 \times V_2 \times \left(\frac{P_2}{P_1} - 1\right) = n \times R \times T_{\text{ext}} \times \left(\frac{P_2}{P_1} - 1\right)$

d'où $Q_{\text{brusq}} = n \times R \times T_{\text{ext}} \times \left(\frac{P_2}{P_1} - 1\right)$

2-

$\Delta S = \int_1^2 \frac{\delta Q_{\text{rév}}}{T}$ sur un chemin réversible menant de 1 à 2. Le plus simple des chemins

réversibles est l'isotherme où $T = T_{\text{ext}}$, et sur un tel chemin on a : $\delta Q_{\text{rév}} = -\delta W_{\text{rév}} = P \times dV$

or $P \times V = n \times R \times T$, donc $P = n \times R \times T / V$ et donc $P \times dV = n \times R \times T / V \times dV$, ainsi $\frac{\delta Q_{\text{rév}}}{T} = \frac{-\delta W_{\text{rév}}}{T} =$

$$\frac{n \times R \times T \times dV}{V \times T} = n \times R \times \frac{dV}{V} \quad \text{d'où} \quad \int_1^2 \frac{\delta Q_{\text{rév}}}{T} = \int_1^2 n \times R \times \frac{dV}{V} = n \times R \times \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = n \times R \times T \times \ln\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$$

car $P_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{cst}$ (isotherme), ainsi : $\Delta S = n \times R \times T \times \ln\left(\frac{P_1}{P_2}\right) < 0$ car $P_2 > P_1$

3-

$$S_{\text{froide}} = \int_1^2 \frac{Q_{\text{brusq}}}{T} \quad \text{car air=thermostat, d'où} \quad S_{\text{froide}} = -n \times R \times \ln\left(\frac{P_2}{P_1} - 1\right)$$

4-

On a $\Delta S \neq S_{\text{froide}} \Rightarrow$ la transformation n'est pas réversible. Remarque que $0 > \ln(P_1/P_2) > -$
 $(P_2/P_1 - 1)$ et donc que $0 > \Delta S > S_{\text{froide}}$ (le 2^{ème} principe est bien vérifié).

Solution (Exercice 22)

1-

Pour une transformation isobare, la variation d'entropie est donnée par :

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T} = \int m c_p \ln \frac{T_2}{T_1} = 10 \times 10^{-3} \times 29,26 \times \ln \frac{100}{20} = \mathbf{0,47 J/K}$$

2-

Pour une transformation isochore, la variation d'entropie est donnée par :

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T} = \int m c_v \ln \frac{T_2}{T_1} = \int m (c_p - R) \ln \frac{T_2}{T_1} = 10 \times 10^{-3} \times (29,26 - 8,32) \times \ln \frac{100}{20} \\ = \mathbf{0,337 J/K}$$

Solutions

Série n°3 :

Solution (Exercice23)

Pour un transfert thermique par conduction le flux :

$$\phi = \frac{\lambda}{e} S \Delta T \text{ si le transfert thermique se fait à travers un (1) seule produit.}$$

Dans notre cas le transfert thermique se fait à travers cinq (5) produits (enduit plâtre-brique creuse-lame d'aire-brique creuse-enduit ciment) donc :

$$\phi = K S \Delta T \text{ tel que } \frac{1}{K} = \frac{1}{h_i} + \sum_i \frac{e_i}{\lambda_i} + \frac{1}{h_e}.$$

On calcule $\sum_i \frac{e_i}{\lambda_i}$

En utilisant les données du tableau :

Compositions	e_i (m)	λ_i (W/m°C)	e_i / λ_i
Enduit plâtre	0,015	0,46	0,032
Brique creuse	0,10	0,5	0,20
Lame d'aire	0,05	0,31	0,16
Brique creuse	0,15	0,5	0,20
Enduit ciment	0,015	0,15	0,10

On a $1/K = 0,06 + (0,032+0,2+0,16+0,2+0,1) + 0,11=0,862 \Rightarrow K = 1,16$ d'où :

$$\phi = 1,16 \times (3 \times 4) \times (20 - 3) = 1,16 \times 12 \times 17 = \mathbf{236,64W}$$

Solution (Exercice24)

Un transfert qui se fait à travers un (1) produit (vitre)

$$\phi = \frac{\lambda_v S}{e} \Delta T = \frac{0,7 \times 1 \times (10 - 5)}{3,5 \times 10^{-3}} = \mathbf{1000W}$$

Solution (Exercice25)

Dans cet exercice on utilise le même raisonnement dans la solution de l'exercice 21 ci-dessus

$\phi = KS\Delta T$ avec $1/K = 0,11 + 0,032 + 0,2 + 0,032 + 0,11 = 0,484 \Rightarrow K = 2,06$ d'où :

$$\phi = 2,06 \times 9 \times 15 = \mathbf{278,1W}$$

Solution (Exercice26)

Pour atteindre la conversion la plus efficace, il faut que le moteur soit réversible, on aurait alors,

$$\eta = 1 - \frac{T_f}{T_c} = 1 - \frac{100 + 273,15}{600 + 273,15} = \mathbf{57,3\%}$$

Solution (Exercice27)

L'efficacité maximale serait atteinte avec un réfrigérateur réversible, ce qui nous permettrait d'obtenir

$$e = \frac{1}{\frac{T_c}{T_f} - 1} = \frac{1}{\frac{25 + 273,15}{-15 + 273,15} - 1} = \mathbf{6,45\%}$$

Solution (Exercice28)

L'efficacité maximale serait atteinte avec une pompe à chaleur réversible, ce qui nous permettrait d'obtenir

$$e = \frac{1}{1 - \frac{T_f}{T_c}} = \frac{1}{1 - \frac{-5 + 273,15}{120 + 273,15}} = 3,15\%$$

Solution (Exercice29)

1-

AB : détente isochore

BC : expansion isotherme

CD : compression isochore

DA : compression isotherme

2-

a/

- pour les travaux :

$W_{AB} = 0$ et $W_{CD} = 0$ (transformation isochore)

$$W_{BC} = - \int_{V_{\min}}^{V_{\max}} PdV \text{ or } PV = RT \text{ (n=1) d'où } W_{BC} = -R \times T_1 \int_{V_{\min}}^{V_{\max}} \frac{1}{V} dV = -R \times$$

$$T_1 [\ln V]_{V_{\min}}^{V_{\max}} \text{ d'où } W_{BC} = -R \times T_1 \left(\frac{V_{\max}}{V_{\min}} \right) \text{ de même } W_{DA} = -R \times T_2 \left(\frac{V_{\min}}{V_{\max}} \right)$$

- Pour les chaleurs

On appliquant le 1^{er} principe de la thermodynamique :

$$Q_{AB} = \Delta U_{AB} \text{ or } \Delta U_{AB} = C_V \times (T_1 - T_2) \text{ d'où } Q_{AB} = C_V \times (T_1 - T_2) \text{ de même } Q_{CD} = C_V \times (T_2 - T_1).$$

Comme AD et BC sont isothermes on a $Q_{BC} = -W_{BC}$ et $Q_{DA} = -W_{DA}$ d'où $Q_{BC} = R \times T_1 \left(\frac{V_{\max}}{V_{\min}} \right)$

$$\text{et } Q_{DA} = R \times T_2 \left(\frac{V_{\min}}{V_{\max}} \right)$$

b/

$$W_{AB} = 0, Q_{AB} = 21 \times (276-293) = -357\text{J}, W_{BC} = -8,32 \times 276 \times \ln 3 = -2523\text{J}, Q_{BC} = -W_{BC} = 2523\text{J}$$

c/

$$W_{\text{tot}} = W_{AB} + W_{BC} + W_{CD} + W_{DA} = W_{BC} + W_{DA} \text{ d'où } W_{\text{tot}} = -R \times T_1 \left(\frac{V_{\text{max}}}{V_{\text{min}}} \right) - R \times$$

$$T_2 \left(\frac{V_{\text{min}}}{V_{\text{max}}} \right) \Rightarrow W_{\text{tot}} = -R \times T_1 \left(\frac{V_{\text{max}}}{V_{\text{min}}} \right) + R \times T_2 \left(\frac{V_{\text{max}}}{V_{\text{min}}} \right) = R \times \left(\frac{V_{\text{max}}}{V_{\text{min}}} \right) (T_2 - T_1)$$

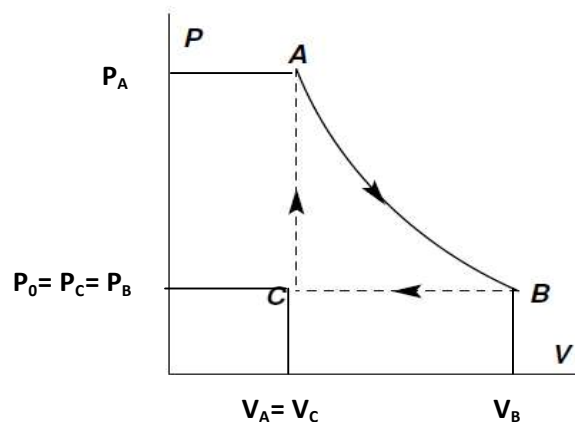
$$\text{On trouve } W_{\text{tot}} = 8,32 \times \ln 3 \times (293-276) = 155\text{J} > 0$$

Le cycle est récepteur car W est positif de plus le cycle est décrit dans le sens trigonométrique.

Solution (Exercice30)

1-

Représentation du cycle



2-

Nombre de mole

$$P_A V_A = nRT_1 \Rightarrow n = \frac{P_A V_A}{RT_1} = \frac{10^5 \times 3 \times 10^{-3}}{25 \times 600} = 2 \times 10^{-2}$$

3-

$P_B ? V_B ?$

$$V_A = V_C \Rightarrow \frac{nRT_1}{P_A} = \frac{nRT_2}{P_C} \Rightarrow P_C = P_A \frac{T_2}{T_1} = P_B = \frac{10^5 \times 300}{600} = 0,5 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$P_A V_A = P_B V_B \Rightarrow \frac{P_A}{P_B} = \frac{V_B}{V_A} \Rightarrow \frac{T_1}{T_2} = \frac{V_B}{V_A} \Rightarrow V_B = \frac{V_A T_1}{T_2} = \frac{10^{-3} \times 600}{300} = 2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

4-

$W_{AB} ?$, $W_{BC} ?$, $W_{CA} ?$

$$W_{AB} = -nRT_1 \ln\left(\frac{V_B}{V_A}\right) \Rightarrow W_{AB} = -P_A V_A \ln\left(\frac{T_1}{T_2}\right) = -10^5 \times 10^{-3} \ln 2 = -70 \text{ J}$$

$$\bullet W_{BC} = -P_0(V_C - V_B) = -P_C \left(V_A - \frac{V_A T_1}{T_2}\right) = -P_C V_C \left(1 - \frac{T_1}{T_2}\right) = \frac{-P_C V_C}{T_2} (T_2 - T_1) =$$

$$nRT_1 \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right) \Rightarrow W_{BC} = P_A V_A \left(1 - \frac{T_2}{T_1}\right) = 10^5 \times 10^{-3} \left(1 - \frac{300}{600}\right) = 50 \text{ J}$$

$$\bullet W_{BC} = 0 \text{ J}$$

5-

$W_{\text{tot}} ?$

$$\bullet W_{\text{tot}} = W_{AB} + W_{BC} = -20 \text{ J} < 0$$

- Ce qui peut être prévu au regard du sens de parcours du cycle dans le plan (P, V) qui opposé au sens trigonométrique.

Solution (Exercice31)

1-

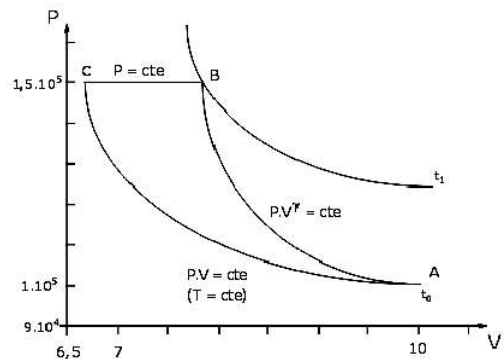
État A ($P_0 = 10^5 \text{ Pa}$, $V_0 = 10 \text{ L}$, $T_0 = 273 \text{ K}$);

État B ($P_1 = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $V_1 = 7,84 \text{ L}$, $T_1 = 321 \text{ K}$);

État C ($P_1 = 1,5 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $V_1 = 6,67 \text{ L}$, $T = 273 \text{ K}$)

Le cycle est récepteur

car il est dans le sens antihoraire ; ($w > 0$).



2-

$$W_1 = - \int_A^B P dV; W_1 = -P_0 V_0^\gamma \int_A^B \frac{dV}{V^\gamma} = P_0 V_0^\gamma \left[\frac{V^{1-\gamma}}{\gamma-1} \right]_A^B \Rightarrow W_1 = \frac{P_1 V_1 - P_0 V_0}{\gamma-1}$$

$$W_2 = - \int_B^C P dV; W_2 = -P_1 [V]_B^C \Rightarrow W_2 = P_1 [V_1 - V_1']$$

$$W_3 = - \int_C^A P dV; W_3 = -PV \int_C^A \frac{dV}{V} = -P_0 V_0 \ln \frac{V_0}{V_1'} \Rightarrow W_3 = P_0 V_0 \ln \frac{V_1'}{V_0}$$

3-

$$W_1=440J; W_2=175,5J; W_3=-405J.$$

4-

$$W = W_1 + W_2 + W_3 \text{ soit } W = 210,5J.$$

Solution (Exercice32)

1-

- Le cycle est moteur (sens horaire) $W < 0$.

- Les expressions de la pression, du volume et de la température pour les états (2), (3) et (4), en fonction de P_1, V_1, T_1, a et b .

- Compression adiabatique :

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \text{ soit } P_2 = P_1 \times (V_1 / V_2)^\gamma \Rightarrow P_2 = P_1 a^\gamma \text{ et } P_2 = 10^5 \times 9^{1,4} \Rightarrow P_2 = 2,167 \times 10^6 \text{ Pa.}$$

$$V_1 / V_2 = a \text{ d'où } V_2 = V_1 / a. \text{ avec } P_1 V_1 = RT_1 \text{ soit } V_1 = 8,31 \times 300 / 10^5 = 0,025 \text{ m}^3 \text{ et}$$

$$V_2 = 0,025 / 9 \Rightarrow V_2 = 2,77 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3.$$

$$P_2 V_2 = RT_2 \text{ soit } T_2 = P_1 a^{\gamma-1} V_1 / (R), \text{ on a } R = P_1 V_1 / T_1 \text{ d'où } T_2 = a^{\gamma-1} T_1 \text{ soit } T_2 = 9^{0,4} \times 300$$

$$\Rightarrow T_2 = 722,5 \text{ K.}$$

- Dilatation à $P = C^{te}$:

$$P_3 = P_2 \Rightarrow P_3 = 2,167 \times 10^6 \text{ Pa ;}$$

$$V_4 / V_3 = b \text{ d'où } V_3 = V_4 / b \text{ (on a } V_1 = V_4 \text{ transformation isochore) d'où } V_3 = V_1 / b \text{ soit}$$

$$V_3 = 0,025 / 3 \Rightarrow V_3 = 8,33 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$P_3 V_3 = RT_3 \text{ d'où } T_3 = P_2 V_3 / R \Rightarrow T_3 = P_1 a^\gamma V_1 / (Rb) \text{ on a } R = P_1 V_1 / T_1 \text{ d'où } T_3 = a^\gamma T_1 / (b) \text{ soit}$$

$$T_3 = 9^{1,4} \times 300 / (3) \Rightarrow T_3 = \mathbf{2167 \text{ K.}}$$

- détente adiabatique :

$$P_3 V_3^\gamma = P_4 V_4^\gamma \text{ soit } P_4 = P_3 (V_3 / V_4)^\gamma = P_3 / b^\gamma \Rightarrow P_4 = P_1 (a/b)^\gamma \text{ soit } P_4 = 10^5 \times 3^{1,4} \text{ d'où}$$

$$P_4 = \mathbf{4,65 \cdot 10^5 \text{ Pa.}}$$

$$V_4 = \mathbf{0,025 \text{ m}^3} \text{ avec } P_4 V_4 = RT_4 \text{ soit } T_4 = P_4 V_4 / R = P_1 \times (a/b)^\gamma \times V_1 / R. \text{ soit } T_4 = 3^{1,4} \times 300 \Rightarrow$$

$$T_4 = \mathbf{1397 \text{ K.}}$$

2-

- Travail et chaleur échangés (1) à (2) : adiabatique, donc pas d'échange de chaleur avec

$$\text{l'extérieur (} Q_{12} = 0 \text{)} : W_{12} = - \int_1^2 P dV ; W_{12} = -P V^\gamma \int_1^2 \frac{dV}{V^\gamma} \Rightarrow W_{12} = (P_2 V_2 - P_1 V_1) / (\gamma - 1) ;$$

$$W_{12} = (21,67 \times 10^5 \times 2,77 \times 10^{-3} - 10^5 \times 0,025) / 0,4 \Rightarrow W_{12} = \mathbf{8 \ 756 \text{ J. (reçu)}}$$

- Travail et chaleur échangés (2) à (3) :

$$\text{Pression constante donc } W_{23} = - P_2 (V_3 - V_2) \Rightarrow W_{23} = - 21,67 \times 10^5 (8,33 - 2,77) \times 10^{-3} \Rightarrow$$

$$W_{23} = \mathbf{- 12 \ 048 \text{ J (cédé à l'extérieur)}}$$

$$\text{Variation d'énergie interne du gaz } \Delta U = C_v (T_3 - T_2) ; \Delta U = 20,8 \times (2176 - 722,4) = 30 \ 235 \text{ J}$$

$$Q_{23} = \Delta U - W_{23} = 30 \ 235 - (-12 \ 048) \Rightarrow Q_{23} = \mathbf{42283 \text{ J (reçu)}}$$

Travail et chaleur échangés (3) à (4) : adiabatique, donc pas d'échange de chaleur avec

$$\text{l'extérieur (} Q_{34} = 0 \text{)} : W_{34} = (P_4 V_4 - P_3 V_3) / (\gamma - 1) \Rightarrow W_{34} = (4,65 \cdot 10^5 \times 25 \times 10^{-3} - 21,67$$

$$10^5 \times 8,33 \times 10^{-3}) / 0,4 \Rightarrow W_{34} = \mathbf{-16 \ 065 \text{ J. (perdu)}}$$

- Travail et chaleur échangés (4) à (1) :

volume constant donc $W_{41} = 0$, la chaleur échangée est égale à la variation d'énergie interne

$$\text{du gaz : } \Delta U = Q_{41} = C_v (T_1 - T_4) \Rightarrow Q_{41} = 20,8 (300 - 1402) \Rightarrow Q_{41} = \mathbf{- 22 \ 922 \text{ J. (cédé à}}$$

l'extérieur)

3. Rendement : il représente le taux de conversion en travail de l'énergie thermique reçue.

$$\text{Énergie thermique reçue} = 42 \ 283 \text{ J ; } W = -16065 - 12048 + 8756 = -19357 \text{ J :}$$

$$\eta = -W/Q_c = -(-19357) / 42 \ 283 = 0,46 \Rightarrow \eta = \mathbf{46\%}$$