Chapitre III: Théorie des différents cycles thermodynamiques

III.1. Description du cycle thermodynamique

Tous les moteurs thermiques font appel aux transformations thermodynamiques d'une masse gazeuse pour passer de l'énergie chimique contenue dans le combustible a l'énergie mécanique directement exploitable sur l'arbre moteur. Le cycle complet comprend 4 courses de piston donc 2 tours de vilebrequin.

➢ 1er temps : l'admission

- Le piston décrit une course descendante du PMH au PMB.
- La soupape d'admission est ouverte.
- Le mélange air + carburant préalablement dose pénètre dans le cylindre.
- L'énergie nécessaire pour effectuer ce temps est fournie au piston par le vilebrequin par l'intermédiaire de la bielle.

➢ 2éme temps : la compression

- Les 2 soupapes sont fermées.
- Le piston est repousse par vers le PMH par la bielle.
- La pression et la température du mélange croissent.

➢ 3éme temps : la combustion détente

- Un peu avant le PMH, une étincelle électrique déclenche le processus de combustion.
- L'accroissement de la pression qui s'exerce sur le piston engendre un effort sur la bielle et donc un moment moteur sur le vilebrequin.
- Le piston redescend au PMB.

➢ 4éme temps : l'échappement

- La soupape d'échappement s'ouvre.
- Le piston remonte vers le PMH en expulsant les gaz brules.

III.2. Cycle théorique

L'évolution des pressions dans la chambre de combustion en fonction du volume du cycle ≪ Beau de Rochas ≫ se représente dans un diagramme (P,V).

A→B : Aspiration du gaz a la pression atmosphérique dans le cylindre le long de la droite isobare AB ($P_A = P_B = P_a$).

B→C : Compression adiabatique (sans échange de chaleur avec les parois du moteur) BC jusqu'au volume minimal V_1, la pression devenant : P_1

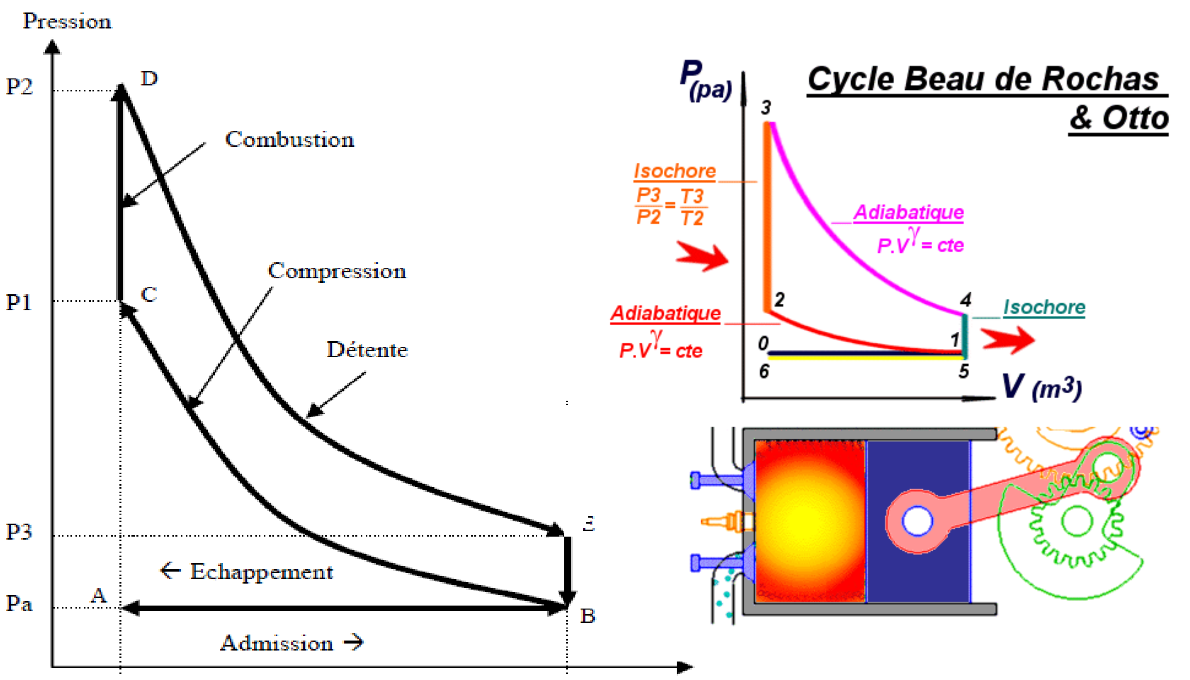
C→D : Combustion instantanée du gaz a volume constant le long de la droite isochore CD avec une forte élévation de température a T2 et de la pression a P2.

D→E : Détente du gaz chaud le long de l'adiabatique DE qui ramène le volume a V2, mais a une pression P3 supérieure a celle de l'atmosphère.

E→B : Détente théorique des gaz dans le cylindre donc la pression tombe instantanément a la pression atmosphérique le long de l'isochore EB, la température redescend.

B→A : Echappement des gaz brules en décrivant l'isobare BA. Retour au point de départ A.

Le cycle Beau de Rochas a été conçu pour un moteur tel que l'entrée et la sortie des gaz se fassent par des orifices à soupapes placés à l'extrémité fermée d'un cylindre dont l'autre extrémité est constituée par la tête du piston. Toutefois, il est appliqué dans d'autres configurations de moteur, par exemple le moteur rotatif.



Cycle théorique

III.3. Cycle réel

La première réalisation pratique d'un moteur à piston a été réussie par Otto chez Deutz a Cologne en 1876. Sur ce moteur, l'évolution de la pression relevée ne correspondait pas exactement au cycle théorique et le rendement en était très inferieur.

En voici les raisons :

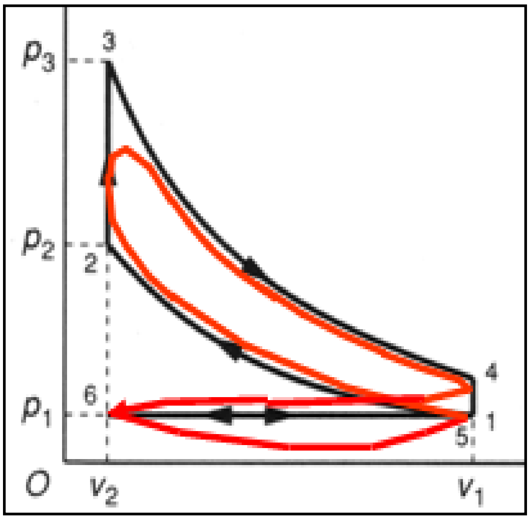
Admission : l'inertie des gaz augmentant avec la vitesse de rotation du moteur est responsable du remplissage incomplet du cylindre.

Compression : la compression n'est pas adiabatique. Du fait de la communication de la chaleur aux parois, la pression des gaz s'élève moins vite que dans la loi adiabatique.

Combustion : la combustion du mélange air/essence n'est pas instantanée au PMH d'ou une zone de combustion arrondie sur le diagramme.

Détente : la détente des gaz brules n'est pas adiabatique car les gaz cèdent une partie de leur chaleur aux parois.

Echappement : en fin de détente, la pression des gaz est nettement supérieure a la pression atmosphérique.



Cycle réel

III.4. équations d'état des gaz

III.4. 1. Les gaz parfaits

Un gaz parfait est un gaz idéal qui suit les lois de Boyle-Mariotte, Gay-Lussac et Charles quels que soient son volume, sa pression et sa température.

Ces trois lois peuvent être regroupée en une seule : $\frac{PV}{T} = c^{ste}$

d'ou l'équation des gaz parfaits $PV = nRT$

Avec R : La constante est la constante universelle des gaz parfaits.

$$R = \frac{8{,}3145\mathrm{J}}{\mathrm{moule.K}}$$

n :le nombre de moles.

Aux conditions normales de température et de pression, une mole de gaz parfait occupe un volume :

$$V_0 = \frac{nRT_0}{P_0} = \frac{1.8{,}3145.273{,}15}{101325} = 0.022414\, M^3 = 22.414\, Litre$$

III.4. 2. Echange de travail et de chaleur

III.4.2.1.Travail

Le travail échangé entre un système et le milieu extérieur résulte des forces extérieures appliquées au système.

Travail = Force x déplacement

Dans ce cours nous considérons le travail échangé entre un gaz et le milieu extérieur résultant des forces de pression. On montre que :

$$\partial W = -P\partial V \rightarrow W = -\int_{initial}^{final} PdV$$

III.4.2.2. Chaleur

Pour passer d'un état à un autre, le système peut échanger de la chaleur Q.

Q dépend de la nature du processus de transformation du système. Pour une transformation réversible :

$$\partial \mathrm{Q} = nC_v\partial T + adV$$

$$\partial \mathrm{Q} = nC_p\partial T + bdP$$

Avec :

C_v = chaleur spécifique à Volume constant.

C_p= chaleur spécifique à Pression constante.

$$a = T\frac{\partial P}{\partial T}\Big|_V \;,\; b = -T\frac{\partial V}{\partial T}\Big|_P$$

III. 5. Enoncé du 1er principe de la thermodynamique

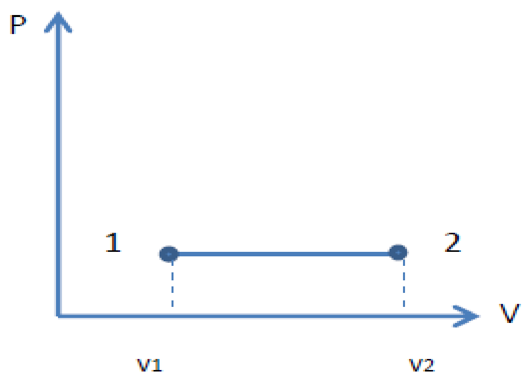
La somme algébrique du travail (W) et de la chaleur (Q) échangés par le système avec le milieu extérieur est égale à la variation (ΔU) de son énergie interne : $\Delta U = Q + W$

- Cette variation est indépendante de la nature des transformations, c'est- à dire du chemin suivi par cette transformation.
- Cette variation ***ne dépend que*** de l'état initial (**1**) et de l'état final (**2**).
- En d'autres termes, l'énergie interne est une ***fonction d'état***, sa variation ne dépend pas du chemin suivi par la transformation.

III.5. Transformations thermodynamiques réversibles

III.5.1. Transformation isobare (P = C^{ste})

Soit un gaz supposé parfait et enfermé dans une enceinte à volume déformable, il subit une transformation à pression constante.



Transformation isobare

L'équation d'état d'un gaz parfait : $PV = nRT$, puisque $P = C^{ste} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$

- Calcul du travail (W) :

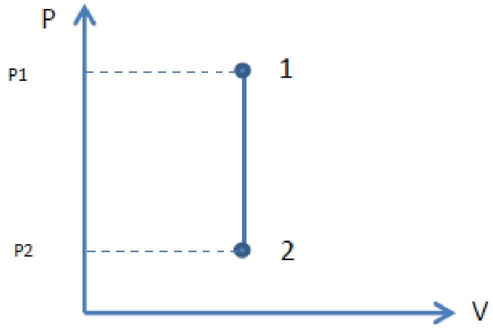
$$W_{12} = -\int_1^2 PdV = -P\int_1^2 dV = -P(V_2 - V_1)$$

Ou bien : $W_{12} = -nR(T_2 - T_1)$

- Calcul de quantité de chaleur (Q) : $Q_{12} = -nC_p(T_2 - T_1)$

III.5.2. Transformation isochore ($V = C^{ste}$)

Soit un gaz supposé parfait et enfermé dans une enceinte rigide non déformable ($dV = 0$).



Transformation isochore

L'équation d'état d'un gaz parfait : $PV = nRT$, puisque $V = C^{ste} \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$

- Calcul du travail (W) :

$$W_{12} = -\int_1^2 PdV = 0$$

Ou bien : $W_{12} = -nR(T_2 - T_1)$

- Calcul de quantité de chaleur (Q) : $Q_{12} = -nC_v(T_2 - T_1)$

III.5.3. Transformation isotherme ($T = C^{ste}$)

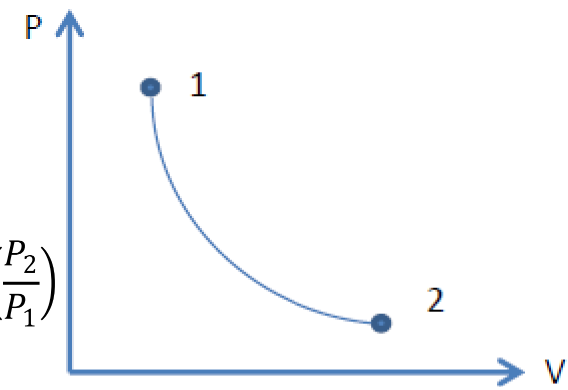
Soit un gaz supposé parfait qui subit une transformation à température constante.

L'équation d'état d'un gaz parfait : $PV = nRT$,

puisque $T = C^{ste} \Rightarrow \frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$

- Calcul du travail (W) :$W_{12} = -\int_1^2 PdV$

$$W_{12} = -nRT\int_1^2 \frac{dV}{V} = -nRTln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = nRTln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$



Transformation isotherme

- Calcul de quantité de chaleur (Q) :

  $T = C^{ste}\, donc\ \Delta U = 0 \Rightarrow$

$$Q_{12} = -W_{12} = nRTln\left(\frac{V_2}{V_1}\right) = nRTln\left(\frac{P_1}{P_2}\right)$$

III.5.4. Transformation adiabatique réversible ($dQ = 0$)

Soit un gaz supposé parfait qui subit une transformation adiabatique (isentropique) c'est-à-dire sans changement de quantité de chaleur.

le premier principe s'écrit :

$$\Delta U = Q + W = W = -PdV = -nRT\frac{dV}{V} = nC_v dT$$

soit :

$$\frac{C_v}{R}\frac{dT}{T} + \frac{dV}{V} = 0$$

d'après la relation entre C_p et C_v (relation de MAYER):

$$C_p - C_v = R \Rightarrow \frac{R}{C_v} = \gamma - 1 \Rightarrow \frac{C_v}{R} = \frac{1}{\gamma - 1}$$

L'équation différentielle devient :

$$\frac{1}{\gamma - 1}\frac{dT}{T} + \frac{dV}{V} = 0$$

Intégration de l'équation différentielle :

$$\ln\left(\frac{T}{T_0}\right) + (\gamma - 1)\ln\left(\frac{V}{V_0}\right) = 0$$

$$\Leftrightarrow \quad \ln\left(\frac{T}{T_0}\right)\left(\frac{V}{V_0}\right)^{(\gamma-1)} = 0 \Rightarrow \left(\frac{T}{T_0}\right)\left(\frac{V}{V_0}\right)^{(\gamma-1)} = 1$$

Ce qui conduit à :

$$\boldsymbol{TV^{(\gamma-1)} = C^{ste}, PV^{\gamma} = C^{ste}, T^{\gamma}P^{(1-\gamma)} = C^{ste}}$$

- Calcul du travail :

$$W_{12} = -\int_1^2 PdV = \int_1^2 \frac{P_1 V_1{}^{\gamma}}{V^{\gamma}}dV = \frac{P_2V_2 - P_1V_1}{(\gamma - 1)}$$

- Calcul de la quantité de chaleur :

  La transformation est adiabatique, donc pas de variation de la quantité de chaleur $Q_{12} = 0$.

Exercice

Un moteur d'avion léger de type Volkswagen possède les caractéristique suivante :

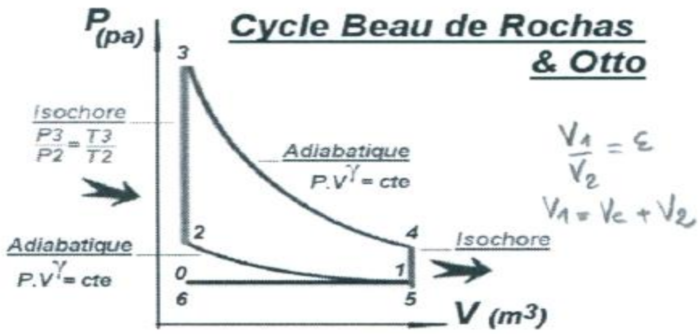
- Cycle à quatre temps.
- Volume du cylindre totale =1585 cm^3.
- Alésage A =85,5 mm.
- Course C=69 mm.
- Rapport volumique $\varepsilon = \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_2+V_c}{V_2} = 7{,}8$.
- Donnée : $P_0 = P_1 = 10^5\ Pa$, $T_0 = T_1 = 300\ K$, $C_p = 1000\frac{J}{KgK}$, $C_v = 713\frac{J}{KgK}$

  $\gamma = 1{,}4$, $R_{air} = 287\ \frac{J}{KgK}$

<u>Questions :</u>

➢ **Calculer le volume du cylindre V_c balayé par le piston :**

$V_c = \frac{\pi A^2 C}{4} = 396 * 10^{-6}\ m^3$



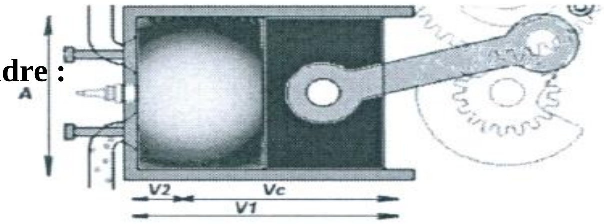
➢ Calculer le volume totale du cylindre V_1 :

$V_1 = \varepsilon V_2, V_2 = \frac{V_c}{\epsilon - 1}$

$\rightarrow V_1 = \varepsilon \frac{V_c}{\epsilon - 1} = 454{,}2 * 10^{-6}\ m^3$

➢ **Calculer le volume V_2 :**

$V_2 = V_1 - V_c = 58{,}2 * 10^{-6}\ m^3$



➢ **Calculer la masse d'air admise dans le cylindre :**

$PV = m_{air} RT, m_{air} = \frac{P_1V_1}{RT_1} = \frac{10^5 \times 454{,}2*10^{-6}}{287 \times 300}$

$m_{air} = 0{,}53 * 10^{-3}\ Kg$

➢ **Calculer la masse d'essence admise dans le cylindre sachant que :**

1 Kg d'essence correspond à 15 Kg d'air

Alors : $m_{ess} = \frac{m_{air}}{15} = 0{,}035 * 10^{-3}\ Kg$

➢ **Calculer la pression P_2 à la fin de compression et T_2 :**

1 → 2 : Compression adiabatique

$\rightarrow P_2{V_2}^{\gamma} = P_1{V_1}^{\gamma} \rightarrow P_2 = P_1(\frac{V_1}{V_2})^{\gamma} = P_1(\varepsilon)^{\gamma} = 10^5 * 7{,}8^{1.4}$

$\rightarrow P_2 = 17.74 * 10^5\ Pa$

$P_1V_1 = mRT_1, P_2V_2 = mRT_2 \rightarrow \frac{P_2}{P_1} = (\varepsilon)^{\gamma} \rightarrow \frac{T_2}{T_1} = \frac{\varepsilon^{\gamma}}{\varepsilon} = \varepsilon^{\gamma - 1}$

$\rightarrow T_2 = T_1 * \varepsilon^{\gamma-1} = 300 * 7.8^{1.4-1}$ =682 K.

- **Sachant que $Q_{23} = 1470\ W$, Calculer la pression T_3 et P_3 :**

$Q_{23} = m_{air}\, C_v \Delta T = m_{air}\, C_v (T_3 - T_2) \rightarrow (T_3 - T_2) = \dfrac{Q_{23}}{m_{air}\, C_v} = \dfrac{1470}{0{,}53 * 10^{-3} * 713}$

$\rightarrow (T_3 - T_2) = 3890\ K \rightarrow T_3 = 3890 + T_2 = 4572\ K$

$2 \rightarrow 3$: Compression isochore : $P_2V_2 = mRT_2,\ P_3V_3 = mRT_3$

et $V_2 = V_3 \rightarrow \frac{P_3}{P_2} = \frac{T_3}{T_2} \rightarrow P_3 = P_2 \frac{T_3}{T_2} = 17.74 * 10^5 \frac{4572}{682} = 119 * 10^5 Pa$

- **Calculer la pression P_4 à la fin de la détente et T_4 :**

$3 \rightarrow 4$: Détente adiabatique :

$$\rightarrow\ P_4 {V_4}^{\gamma} = P_3 {V_3}^{\gamma} \rightarrow P_4 = P_3 (\frac{V_3}{V_4})^{\gamma} = P_3 (\frac{1}{\varepsilon})^{\gamma} = 119 * 10^5 * 7{,}8^{-1.4}$$

$$\rightarrow\ P_4 = 6.7 * 10^5\ Pa$$

$P_3V_3 = mRT_3,\ P_4V_4 = mRT_4 \rightarrow \frac{P_4V_4}{P_3V_3} = \frac{T_4}{T_3} = \frac{P_4V_1}{P_3V_2} \rightarrow (\frac{V_2}{V_1})^{\gamma} \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_4}{T_3} = \varepsilon^{\,1-\gamma} \rightarrow T_4 = T_3 \varepsilon^{\,1-\gamma}$

$$\rightarrow T_4 = 4572 * 7.8^{\,1-1.4} = 2010\ K$$