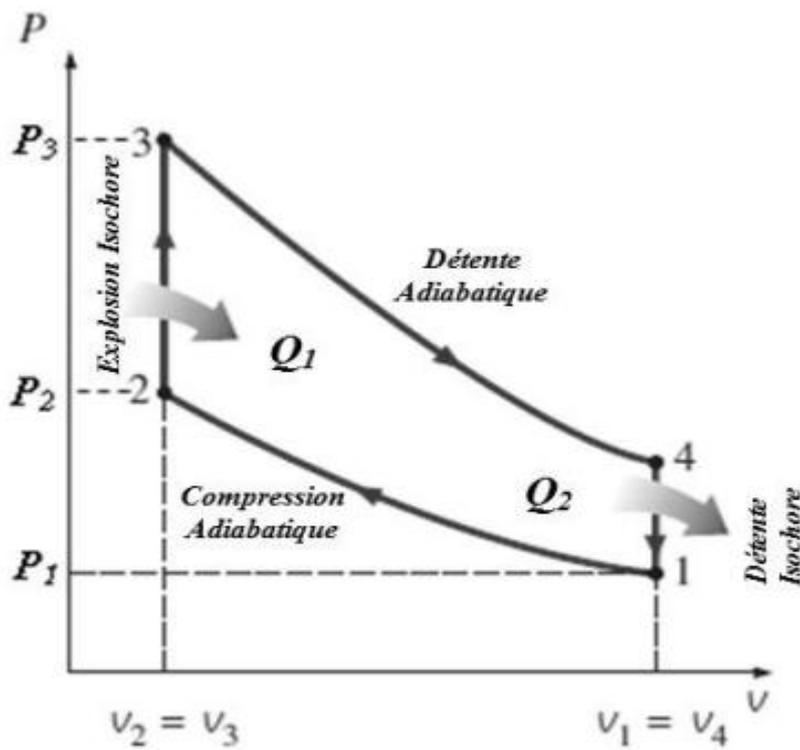


Les principales transformations thermodynamiques

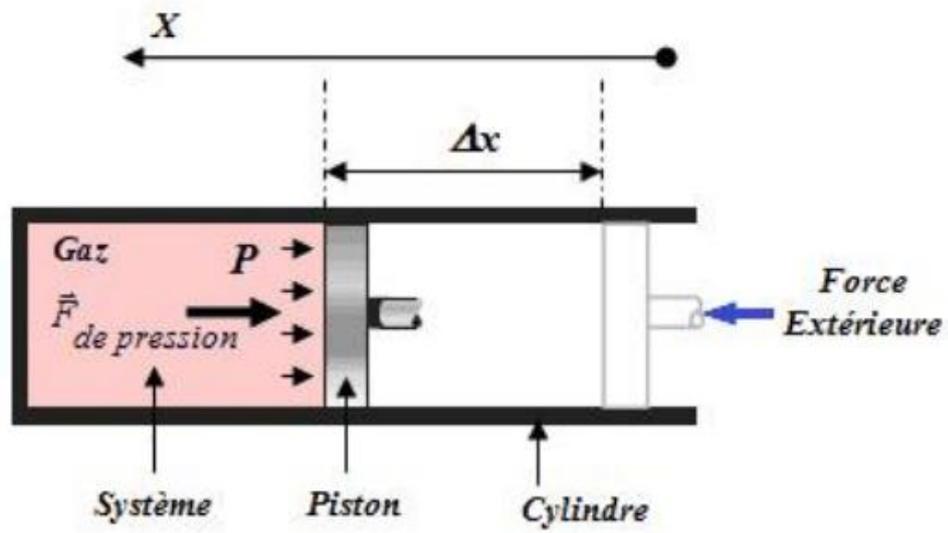


Exemple de cycle thermodynamique

Le travail (suite)

Soit un cylindre renfermant un gaz à la pression P ; le piston à une section S . Lorsqu'un opérateur extérieur exerce une force sur le piston, celui-ci se déplace vers la gauche : Le gaz exerce alors une force pressante F ;

$$F = P \cdot S$$



Exemple de travail reçu par le système

Le travail élémentaire résultant de cette force de pression au cours du déplacement (dx) vaut alors :

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{x}$$

La force \vec{F} de pression exercée par le gaz est parallèle au déplacement $d\vec{x}$ et elle est en sens opposé avec ce déplacement, le travail fourni par la force est donc négatif (travail résistant). La force \vec{F} est décomposée en ses deux composantes planes et par conséquent, on écrit :

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{x} = F \cdot dx \cdot \cos 180^\circ = -Fdx = -PSdx$$

Avec : $dV = Sdx$ variation du volume lors du déplacement du piston.

On obtient alors :

$$dW = -PdV$$

Remarques :

1°/ Dans le cas d'une compression : $dV < 0$, le volume diminue et $dW > 0$ **le gaz reçoit du travail du milieu extérieur.**

2°/ Dans le cas d'une détente : $dV > 0$, le volume augmente et $dW < 0$ le gaz fournit du travail au milieu extérieur.

1. 5. 3. Calcul du travail pour différentes transformations

Le travail est exprimé pour chaque type de transformation, on distingue :

a) Transformation isobare ($P = Cte$)

On écrit ;

$$W_{1-2} = -P \int_1^2 dV = -P(V_2 - V_1)$$

b) Transformation isotherme ($T = Cte$)

On écrit ;

$$W_{1-2} = - \int_1^2 P dV$$

D'autre part, on a :

$$PV = n.R.T$$

D'où,

$$W_{1-2} = -\int_1^2 nRT \frac{dV}{V} = -nRT \int_1^2 \frac{dV}{V}$$

$$W_{1-2} = nRT \ln \frac{V_1}{V_2} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

c) Transformation isochore ($V=Cte$)

$$W_{1-2} = -\int_1^2 P dV$$

Dans ce cas, on a : $dV=0$ et par conséquent :

$$W_{1-2} = 0$$

Alors, le travail pour une telle transformation est nul.

d) Transformation adiabatique (isentropique) ($Q=0$)

$$dW = -PdV$$

Avec,

$$PV^\gamma = Cte$$

Alors, on peut écrire, $dW = -P.V^\gamma \cdot \frac{dV}{V^\gamma}$ (multiplication par V^γ et division par V^γ)

Lors d'une transformation adiabatique, P et V varient ensemble, mais $PV^\gamma = Cte$, le produit reste constant et peut être sorti de l'intégrale.

$$\text{Donc, } W_{1 \rightarrow 2} = -PV^\gamma \int_1^2 \frac{dV}{V^\gamma}$$

Il faut rappeler que ci-dessus est une intégrale type fonction de puissance ;

$$\int_1^2 x^n dx = \frac{1}{n+1} x^{n+1}$$

Ce qui donne :

$$W_{1-2} = -P \cdot V^\gamma \cdot \frac{V^{-\gamma+1}}{-\gamma+1} \Big|_1^2 = \frac{PV}{\gamma-1} \Big|_1^2$$

Donc :
$$W_{1-2} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$$

Ce même travail, peut être exprimé en fonction de température (T),

De :

$$PV = nRT$$

On peut écrire pour chaque état d'équilibre :

$$P_1 V_1 = nRT_1$$

$$P_2 V_2 = nRT_2$$

On remplace en l'expression du travail W , les termes $P_2 V_2$, $P_1 V_1$ par nRT_2 , nRT_1 respectivement, on obtient :

$$W_{1-2} = \frac{nR(T_2 - T_1)}{\gamma - 1}$$

Remarque

Pour une détente : $T_2 < T_1$, donc $W < 0$ (travail fourni)

Pour une compression : $T_2 > T_1$, donc $W > 0$ (travail reçu).

Les gaz parfaits, Transformations

Et 1^{er} principe de la Thermodynamique

En général, les fluides intervenants dans les machines thermiques sont assimilés à des gaz parfaits, d'où l'intérêt particulier de la thermodynamique à étudier ces gaz.

Gaz parfaits Un gaz parfait est un gaz dont les molécules n'ont aucune action mutuelle. Lorsque l'on fait croître le volume occupé par le gaz, la pression du gaz décroît tandis que les interactions entre molécules diminuent. Sous certaines conditions, un gaz réel peut être considéré comme un gaz parfait, par exemple : sous une très faible pression ou sous haute température. Sous les hypothèses citées ci-dessus, nous abordons l'étude des fluides moteurs (constituants les systèmes thermiques) comme étant des gaz parfaits.

L'étude des gaz nécessite de rappeler les variables d'état suivantes :

Le volume massique du gaz :

$$v = \frac{V}{m} \text{ [m}^3\text{/kg]}$$

La masse volumique (masse spécifique) du gaz :

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{1}{v} \text{ [kg/m}^3\text{]}$$

La pression :

$$P = \frac{F}{A} \text{ [N/m}^2\text{]}$$

La température :

La température T est un paramètre qui caractérise l'état thermique du gaz, c.à.d. son degré d'agitation thermique.

Les équations d'état des gaz parfaits

Tous les gaz à des pressions suffisamment basses et des températures élevées (faible densité) sont considérés des gaz parfaits et obéissent à trois lois : **Boyle, Charles**, et **Gay-Lussac**.

1° La loi de Boyle-Mariotte: le volume occupé par une certaine masse de gaz, maintenue à température constante ($T=C^{te}$), varie inversement avec la pression qu'elle subit, ou bien :

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = C^{te}$$

La valeur de la constante dépend de la nature du gaz.

2° La loi de Charles : la pression d'un gaz varie directement avec la température lorsque le volume est maintenu constant ($V=C^{te}$).

Echauffement ou refroidissement à volume constant ($V=C^{te}$) :

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

3° La loi de Gay-Lussac :

Le volume d'un gaz varie directement avec la température lorsque la pression est maintenue constante ($P=C^{te}$), ou

Echauffement ou refroidissement à pression constante ($P=C^{te}$) :

$$V_1 = \frac{mRT_1}{P_1} = \frac{mRT_2}{P_2} = V_2$$

Cela permet d'écrire :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Le premier principe de la thermodynamique

Le premier principe de la thermodynamique ce n'est rien d'autre que l'application du principe de la conservation d'énergie. Le premier principe de la thermodynamique définit la variation de l'énergie interne (ΔU) d'un système comme étant égale à la différence de quantité de chaleur (Q) échangée par le système et le travail (W) fourni ou reçu par le système