Chapitre I

ÉTAT THERMODYNAMIQUE D'UN SYSTÈME

I : SYSTÈME.

Un système est, comme en mécanique, un objet, ou un ensemble d'objets que l'on isole par la pensée. Ce qui ne fait pas partie de ce système s'appelle le milieu extérieur.

La thermodynamique est l'étude de l'évolution du système en fonction des échanges d'énergie (travail et chaleur) avec le milieu extérieur.

II: VARIABLES D'ÉTAT

On définit l'état d'un système par l'ensemble de ses propriétés macroscopiques. Chaque propriété est caractérisée par une grandeur qu'on appelle variable d'état.

Nous prendrons, en général, comme variables, la pression , le volume, la température.

III : ÉQUATIONS D'ÉTAT D'UN FLUIDE

Un système est en équilibre quand ses paramètres d'état sont uniformes sur tout son étendue, ce qui implique qu'il n'y a pas d'échange avec le milieu extérieur.

Si on fait subir des transformations au système, ses paramètres vont varier.

Si on choisit la valeur de certains paramètres, les valeurs des autres peuvent être déterminées grâce à une relation que l'on appelle équation d'état.

Par exemple pour un gaz, la température, la pression et le volume sont liées par une telle relation :

$$f(p,v,T) = 0$$

IV : LE GAZ PARFAIT

Le gaz parfait obéit à trois lois: loi de Mariotte, loi de Gay-Lussac, loi de Charles. Ces lois considèrent que les trois facteurs vus précédemment sont constants, quelles que soient la nature du gaz et les étendues de température et de pression.

Les gaz réels ne suivent pas exactement ces lois, mais on les appliquera car on est loin de leurs températures de liquéfaction.

V : EQUATION D'ETAT DU GAZ PARFAIT

On montre que l'on peut écrire, pour 1 kg de gaz, la formule précédente sous la forme : $p.v = r.T$

r étant une constante pour le gaz considéré, mais ayant une valeur différente pour chaque gaz.

Si on prend comme quantité de gaz une certaine masse m de gaz, on a : $p.v = m.r.T$

r étant une constante dont la valeur dépend du gaz.

Si on prend comme quantité de gaz un certain nombre de moles n, on écrit : $p.v = n.R.T$

R étant la constante des gaz parfaits. Elle vaut 8,32 dans le système S.I. Elle est constante pour tous les gaz.

Unités : p en pascals, v en m^3, m en kg ou n en moles, R en $J.mol^{-1}.K^{-1}$ ou r en $J.kg^{-1}.K^{-1}$, T en kelvin.

VI : TEMPERATURE ET PRESSION

Si un gaz est enfermé dans une enceinte, ses particules en mouvement heurtent les parois. Ces chocs répétés donne naissance à la pression.

Température et pression d'un gaz dépendent de l'énergie cinétique de ses molécules.

PREMIER PRINCIPE

I : ECHANGE AVEC L'EXTERIEUR

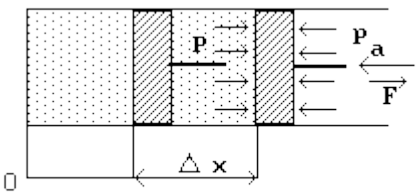
Notre système peut, avec l'extérieur :

- échanger du travail : W (déplacement d'un piston).
- échanger de la chaleur : Q.

Après un tel échange, les variables d'état ont varié.

Ce que le système reçoit est, par convention, compté comme positif et ce qu'il fournit, compté comme négatif. Si un système subit une suite de transformation qui le ramène à son état initial, on dit qu'il a parcouru un cycle.

II : TRAVAIL ÉCHANGE



Considérons un déplacement Δx du piston vers la gauche, suffisamment petit pour qu'il n'entraîne pas de modification de p et de F.

Actions du milieu extérieur : $-p_a.\vec{S}$ $-\vec{F}$

Le travail reçut par le système est égal au travail des ces deux forces :

$W = (p_a.\vec{S}+\vec{F}).\Delta x$

$W = -p.\vec{S}.\Delta\vec{x}$

Puisque le piston est en équilibre à l'arrivée : $p.\vec{S}+p_a.\vec{S}+\vec{F}=\vec{0}$ d'où :

W = - p.Δv

Pour un déplacement infiniment petit, on écrit : dW = - p.dv

Le travail échangé par le système quand il évolue de l'état 1 à l'état 2 vaut : $W_{12} = -\int_1^2 p.dv$

Si la pression p reste constante durant la transformation, on a : $W_{12} = - p.(v_2 - v_1)$

III: PRINCIPE DE L'ÉQUIVALENCE

Au cours d'un cycle la somme algébrique des quantités de chaleur et de travail reçues ou fournies par le système est nulle.

$$(Q + W)_{cycle} = 0$$

Q et W sont exprimés en joules.

IV : PREMIER PRINCIPE

Si la transformation subie n'est pas un cycle, l'état 1 est différent de l'état 2. La somme (Q + W) n'est en général pas nulle, on la pose égale à la variation d'une grandeur U que l'on appelle l'énergie interne du système :

$$\Delta U = U_2 - U_1 = (W + Q)_{12}$$

La variation d'énergie interne ne dépend que des états initial et final, elle est indépendante du chemin suivi : c'est une fonction d'état.

Si notre système est constitué de particules en mouvement, il existe une énergie cinétique de l'ensemble U_c.

S'il existe des forces d'interaction entre elles, il existe une énergie interne potentielle U_{pi}.

Si le système n'est pas isolé, il existe des forces d'interaction entre notre système et l'extérieur et donc une énergie potentielle U_{pe}.

L' énergie interne est égale, par définition, à :

$U = U_c + U_{pi} + U_{pc}$

Si le système est isolé U_{pe} est nulle.

Si le système est le gaz parfait, il n'y a pas d'interaction entre les particules et U_{pi} est nulle.

V : ÉNERGIE INTERNE

Si notre système subit une transformation à volume constant (isochore), le travail échangé sera nul. On a : $\Delta U = U_2 - U_1 = Q_v$ Q_v est la chaleur échangée lors de la transformation isochore.

VI : ENTHALPIE D'UN SYSTÈME

Transformation isobare : pression constante.

Comme le système est en équilibre avec l'extérieur, la pression intérieure est égale à la pression extérieure p.

$U_2 - U_1 = - p.(v_2 - v_1) + Q_p$ $(U_2 + pv_2) - (U_1 + pv_1) = Q_p$

On pose $H = U + p.v$ que l'on appelle l'enthalpie du système. On a donc : $\Delta H = H_2 - H_1 = Q_p$

Q_p est la chaleur échangée lors de la transformation isobare.

Cette variation est indépendante du chemin suivi : l'enthalpie est une fonction d'état.

VII : CHANGEMENTS D'ETAT D'UN CORPS PUR

Un corps pur est un corps qui ne comporte qu'une seule sorte de molécule : ce n'est pas un mélange.

Quand un corps pur est enfermé dans une enceinte d'un certain volume, où règne une certaine pression, une certaine température, il peut se trouver sous plusieurs états: liquide-vapeur, solide-liquide, solide-liquide-vapeur, etc..

Si nous changeons un ou plusieurs paramètres, l'équilibre va évoluer: du liquide va se transformer en vapeur ou vice-versa, etc..

Changement d'état :

Si on chauffe le récipient contenant un mélange liquide-vapeur, du liquide va se transformer en vapeur, la température n'augmentant pas, la pression régnant étant celle due à la vapeur p_v.

On appelle chaleur latente de changement d'état d'un corps pur à la température T la variation d'enthalpie L de l'unité de masse du corps passant de l'état 1 à l'état 2, soit :

$$L = H_2 - H_1$$

TRANSFORMATION D'UN SYSTEME

Notre système sera constitué de n moles de gaz parfait. Il n'y a pas d'autres forces extérieures que les forces de pression atmosphérique. On aura donc :

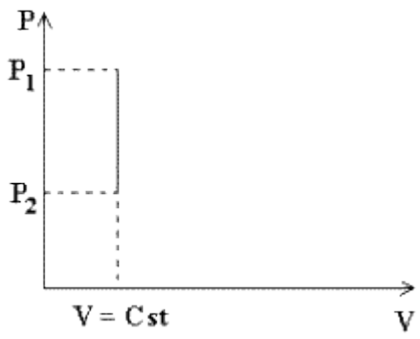
$$U = (W + Q)_{12} = Q_v \quad (1) \qquad H = U + PV = Q_p \quad (2)$$

$$PV = n.R.T \quad (3) \qquad dW = - P.dV \quad (4)$$

On tracera les diagrammes dans la représentation de Clapeyron : en ordonnées, on porte la pression et en abscisses le volume, c'est-à-dire que l'on trace les courbes p = f(v).

I : TRANSFORMATION ISOCHORE

Elle se fait à volume constant.



Etat 1 : P_1, V_1, T_1 et $P_1V_1 = nRT_1$

Etat 2 : P_2, $V_2 = V_1$, T_2, et $P_2V_1 = nRT_2$

On a donc (loi de Charles) : $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

a) Le travail : $W = 0$

b) Energie interne :

Comme W = 0, (1) devient : $U_2 - U_1 = Q$ c) Chaleur $Q_v = n.C_v.(T_2 - T_1)$

C_v étant la capacité thermique molaire à volume constant.

d) Enthalpie : $H_2 - H_1 = Q_p$

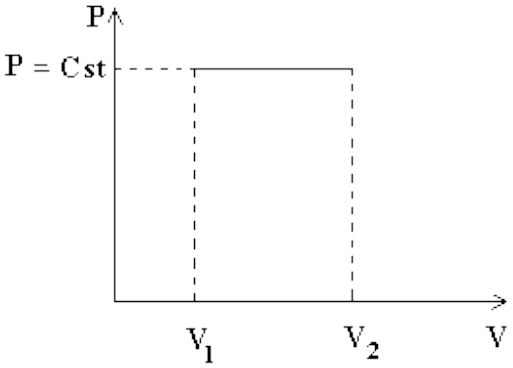
II : TRANSFORMATION ISOBARE

Elle se fait à pression constante.

Etat 1 : P_1, V_1, T_1 et $P_1V_1 = nRT_1$

Etat 2 : $P_2 = P_1$, V_2, T_2, et $P_1V_2 = nRT_2$

On a (loi de Gay Lussac): $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$



a) Travail : $W = - P.(V_2 - V_1)$

b) Énergie interne : $U_2 - U_1 = Q_v$

c) Chaleur : $Q_p = n.C_p.(T_2 - T_1)$

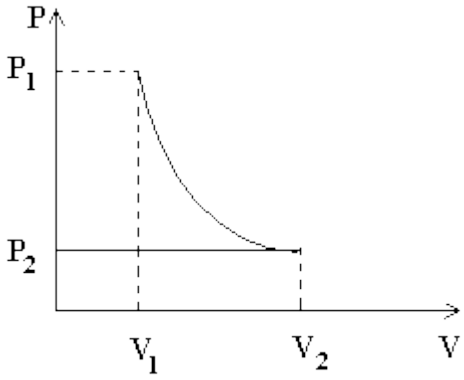
d) Enthalpie : $H_2 - H_1 = Q_p$

III : TRANSFORMATION ISOTHERME

Elle se fait à température constante.

Etat 1 : P_1, V_1, T_1 et $P_1V_1 = nRT_1$

Etat 2 : P_2, V_2, $T_2 = T_1$, et $P_2V_2 = nRT_1$



d'où (loi de Mariotte) :

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

a) Travail :

Le travail élémentaire $dW = -p.dv$ devient, en utilisant l'équation des gaz parfaits :

$$dW = -nRT\frac{dv}{v}$$

En intégrant, on obtient :

$$W = nRT.\ln\frac{v_1}{v_2} = nRT.\ln\frac{p_2}{p_1}$$

b) Chaleur :

Comme pour un gaz parfait l'énergie interne ne dépend que de la température, $W + Q = 0$.

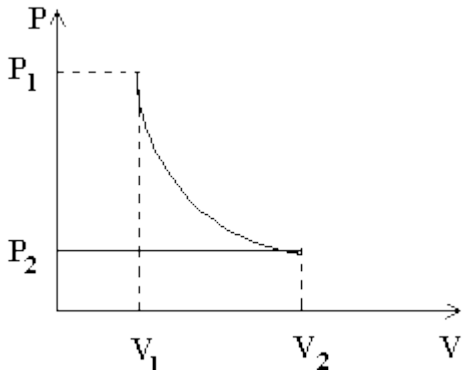
$$Q = - W$$

c) Energie interne : $U_2 - U_1 = 0$

d) Enthalpie : $H_2 - H_1 = 0$

IV : TRANSFORMATION ADIABATIQUE

Lors d'une telle transformation, la chaleur échangée est nulle. Si elle est en plus réversible mécaniquement, on dit qu'on a une transformation isentropique.



On a :

Etat 1 : P_1, V_1, T_1 et $P_1V_1 = nRT_1$

Etat 2 : P_2, V_2, T_2, et $P_2V_2 = nRT_2$

On a, en plus, une nouvelle relation :

$$P_1V_1^{\gamma} = P_2V_2^{\gamma}$$

avec $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ dont la valeur est en général donnée.

a) Travail :

$$W = \frac{nR(T_2 - T_1)}{\gamma - 1} = \frac{P_2V_2 - P_1V_1}{\gamma - 1}$$

b) Chaleur : $Q = 0$

c) Energie interne : $U_2 - U_1 = W$

d) Enthalpie : $H_2 - H_1 = Q_p$

Si une isotherme et une adiabatique passent par le même point, l'adiabatique est plus pentue que l'isotherme.

V : RÉCAPITULATIF :

	Loi	Travail	Chaleur	ΔU
Isochore	V = cst P/T = cst	W = 0	$Q_v = nC_v\Delta T$	Q_v
Isobare	P = cst V/T = cst	W = -P.ΔV	$Q_p = nC_p\Delta T$	Q_p
Isotherme	T = cst PV = cst	W = nRT.ln (v_1/v_2)	Q = - W	0
Adiabatique	PV^{γ} = cst	$W = \frac{P_2V_2 - P_1V_1}{\gamma - 1}$	Q = 0	W

EXERCICES DE THERMODYNAMIQUE

I : Un récipient de volume invariable renferme 20 kg d'air comprimé à 0 °C. On fait sortir du récipient 5 kg d'air; A quelle température faut-il chauffer pour rétablir la pression initiale ?

II : Une mole de CO_2 occupe un volume de 3 l à la pression de 10^6 Pa. Quelle est sa température ? On donne R = 8,3 $J.mol^{-1}.K^{-1}$.

III : Une bouteille d'oxygène a un volume de 25 l et la pression du gaz est de 125 atm ; la température est égale à 20 °C.

1) Calculer la masse du dioxygène ainsi que son volume sous les conditions normales.

2) Quelle serait sa pression en plein soleil, sa température prenant la valeur de 60 °C ?

On donne : M(O) = 16 $g.mol^{-1}$

IV : Un récipient, de volume invariable V = 10 l, est muni d'un robinet.

1) Le robinet étant fermé, le récipient contient du dioxygène, à 0 °C sous la pression p = 1520 hPa. Quel est le nombre de moles de dioxygène ? R = 8,31 $J.K^{-1}.mol^{-1}$.

2) Le robinet reste fermé, on chauffe le récipient à 100 °C. Quelle est la nouvelle pression du gaz ?

3) On ouvre r, l'ensemble étant maintenu à 100 °C. Du dioxygène s'échappe jusqu'à ce que la pression à l'intérieur du récipient devienne égale à la pression atmosphérique $p_0 = 10^5$ Pa.

On referme alors le robinet et on ramène le récipient à 0 °C.

Quelle est la pression intérieure finale ?

On suppose que le dioxygène se comporte comme un gaz parfait.

VI : Dans une transformation adiabatique, on comprime une mole d'oxygène prise à 0 °C et sous la pression normale, jusqu'à un volume égal au $1/10^{ème}$ de sa valeur initiale.

On donne : $\gamma = 7/5$.

Calculer : a) la température finale ; b) le travail effectué par ce gaz.

VII : Un gaz est enfermé dans un cylindre, fermé par un piston. A l'état initial, le gaz a une température $T_0 = 300$ K, un volume $V_0 = 1$ l, une pression $P_0 = 10^5$ Pa.

1) On le comprime de façon isotherme jusqu'à atteindre la pression $P_1 = 10P_0$. Calculer le volume final et les échanges de travail et de chaleur du gaz avec le milieu extérieur.

2) On le détend adiabatiquement, de façon réversible, de manière à le ramener à sa pression initiale. Calculer à la fin de cette détente :

- a) le volume final ; - b) l'abaissement de température ; - c) le travail fourni par le gaz et sa variation d'énergie interne. On donne $\gamma = 7/5$.

VIII : Un turbo moteur à air fonctionne en parcourant le cycle réversible suivant :

- Compression adiabatique 1-2. Etat 1 : p_1 = 1 atm, v_1, T_1 = 300 K. Etat 2 : $p_2 = 9p_1$, v_2, T_2.

- Transformation isobare 2-3 : en 3, la température est T_3.

- Détente adiabatique 3-4 : en 4, la pression est $p_4 = 3p_1$.

- Transformation isobare 4-5 : $T_3 = T_5$ = 1000 K.

- Détente adiabatique 5-6.

- Transformation isobare 6-1.

On considère 10 moles de gaz de capacité thermique molaire à pression constante c_p = 29 J.mol^{-1}. γ = 7/5.

1) Déterminer la pression p, le volume v et la température T caractérisant une mole du gaz aux points 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2) Calculer le travail et la chaleur échangés par le système dans chacune des 6 transformations. Vérifier ainsi le principe de l'équivalence.

IX :

Une cuve de 500 L contient du propane C_3H_8 considéré comme un gaz parfait. Elle alimente une chaudière à gaz dont le brûleur a une puissance de 3 kW.

1) La pression est de 10 bars pour une température de 10 °C. Calculer la masse de propane contenue dans la cuve.

2) La nuit, la température descend à – 8 °C. Calculer la pression en bars.

3) Écrire l'équation de combustion complète du propane.

4) On admet que la combustion d'un alcane C_nH_{2n+2} libère de l'énergie thermique Q qui dépend de la nature de l'alcane. Pour cet alcane, la valeur de Q est de 2220 kJ.mol^{-1}. Pour une température de 10 °C, la pression dans la cuve est descendue à 8 bars. Calculer l'énergie libérée par la combustion de l'alcane consommé.

5) Calculer la durée de fonctionnement de la chaudière lorsque la pression est de 5 bars pour une température de 10 °C.

Dans le cas du propane, on donne : M(C)= 12 g.mol^{-1} M(H) = 1 g.mol^{-1}

Donnée numérique : constante des gaz parfaits: R = 8,31 J.K^{-1}.mol^{-1}.

X :

Une machine thermique met en jeu une masse constante d'un gaz parfait et lui fait décrire le cycle suivant selon des transformations réversibles:

- une compression isotherme qui fait passer le gaz de l'état A (pression 2 bar; volume 30 L ; température 16°C) à l'état B (P_B; V_B = 6 L ; T_B).
- un échauffement isobare de l'état B à l'état C (P_C ; V_C = 18 L ; T_C).
- une détente adiabatique de l'état C à l'état D (p_D ; V_D ; T_D).
- un refroidissement isobare de l'état D à l'état A.

1°) Calculer le nombre de moles gazeuses mises en jeu.

2°) Calculer les variables d'état dans les états A, B, C et D.

Reproduire dans votre copie, puis compléter, le tableau ci-dessous.

	Pression (Pa)	Volume (m^3)	Température (K)
Etat A			
Etat B			
Etat C			
Etat D			

3°) Représenter ce cycle dans le diagramme de Clapeyron (p, V).

4°) Calculer le travail et la quantité de chaleur échangés au cours de la transformation de l'état B à l'état C.

Données numériques : constante des gaz parfaits: R = 8,31 $J.K^{-1}.mol^{-1}$.

chaleur molaire à pression constante Cp = 29,1 $J.K^{-1}.mol^{-1}$.

dans une transformation adiabatique pV^{γ} = constante, avec γ = 1,4 pour le gaz considéré.

XI : Un récipient de volume 10 l contient de l'air sous la pression de 80 cm de mercure à la température de 20°C.

a) On fait subir à ce gaz une compression isotherme jusqu'à la pression de 800 cm de mercure. Quels sont les échanges de travail et de chaleur de ce gaz avec l'extérieur ?

b) On ramène le gaz à sa pression initiale par un détente adiabatique réversible. Quelle est la température finale ? Quel est le travail fourni par le gaz ?

c) Le gaz est enfin ramené à son état initial à pression constante. Quels sont les échanges de travail et de chaleur du gaz avec le milieu extérieur ?

On assimilera l'air à un gaz parfait de constant R = 8,31 $J.K^{-1}$, la masse du litre d'air normal vaut 1,293 g, γ = 1,3.

XII : 1) Énoncer le premier principe de la thermodynamique.

2) Définir l'enthalpie d'un système thermodynamique.

3) Le système subit une transformation à pression constante. Établir la relation liant la variation de son enthalpie à la quantité de chaleur qu'il échange avec le milieu extérieur.

4) Définir la chaleur latente de changement d'état d'un corps pur.

5) Une feuille d'aluminium d'épaisseur constante e = $0{,}50.10^{-6}$ m, dont la température initiale est T_0 = 293 K, est déposée horizontalement sur un matériau thermiquement isolant. Elle reçoit, perpendiculairement à sa surface, un faisceau laser homogène de section d'aire s = $0{,}20.10^{-6}$ m^2 et de puissance moyenne P.

On suppose que toute l'énergie du faisceau incident est absorbé par le cylindre d'aluminium d'épaisseur e, de même section s que celle du faisceau et que la température de ce cylindre est uniforme à chaque instant. On ne tient pas compte des échanges de chaleur entre le cylindre et les régions voisines.

Les propriétés physiques de l'aluminium sont données à la fin de l'énoncé.

Donner l'expression de la quantité de chaleur nécessaire pour effectuer chacune des transformations suivantes de la zone irradiée, puis calculer sa valeur numérique.

a) de l'aluminium solide à la température T_0 = 293 K, en aluminium solide à la température T_f = 933 K ;

b) de l'aluminium solide à la température T_0 en aluminium liquide à la même température T_f.

c) de l'aluminium solide à la température T_0 en aluminium vapeur à la température T_v = 2740 K.

6) Pour vaporiser le cylindre d'aluminium (transformation 5c), on éclaire cette région pendant une durée t = 10^{-3} s. Calculer la puissance P du faisceau laser.

Données : propriétés physiques de l'aluminium :

- Température de fusion : T_f = 933 K ;

- Température de vaporisation sous la pression atmosphérique normale : T_v = 2740 K ;

- Chaleur latente de fusion : L = 397 $kJ.kg^{-1}$;

- Chaleur latente de vaporisation à 2740 K : L_v = 10500 $kJ.kg^{-1}$;

- Masse volumique du solide : μ = 2699 $kg.m^{-3}$;

- Chaleur massique du solide : c = 900 $J.kg^{-1}.K^{-1}$;

- Chaleur massique du liquide : c_1 = 1090 $J.kg^{-1}.K^{-1}$.

CORRECTION DES EXERCICES DE

THERMODYNAMIQUE

I : $P_1V_1 = m_1rT_1$ $P_2V_2 = m_2rT_2$ $T_2 = 91$ °C

II : $T = PV/nR$ $T = 361$ K

III : a) 1 atm = 10^5 Pa et $n = PV/RT = 128,5$ mol

$m = n.M$ $m = 4,11$ kg $v = 22,4;128,5$ $v = 2811$ L

b) $P_2 = P_1.T_2/T_1$ $P_2 = 142$ atm

IV : 1) $n = 0,67$ mol 2) $P_2 = 2,08.10^5$ Pa 3) $P_0V_2 = n_1RT_2$

et après avoir ramener la température à la valeur $T_3 = 0$ °C : $P_3V_2 = n_1RT_3$

$P_3 = 0,732.10^5$ Pa

VI : Loi des GP nous donne : $10.P_1/P_2 = T_1/T_2$

Loi pour les adiabatiques : $P_1/P_2 = (1/10)^\gamma$ $T_2 = 986$ K $W = 8575$ J

VII : 1) $V_1 = 0,1$ L $\Delta U = 0 = W + Q$ $W = - Q = 230$ J

2) $V_2 = 0,518$ L $T_2 = 155,38$ K $\Delta T = 145$ K $W = - 120$ J

VIII : 1) $V_1 = 0,25$ m^3 $V_2 = 0,052$ m^3 $T_2 = 562$ K $V_3 = 0,0924$ m^3 $V_4 = 0,202$ m^3

$T_4 = 730$ K $V_5 = 0,277$ m^3 $V_6 = 0,607$ m^3 $T_6 = 730$ K

2) $W = - 36$ kJ $Q_p = 127$ kJ $Q_{34} = 0$ kJ et $W_{34} = - 56$ kJ $W_{45} = - 22$ kJ et $Q_{45} = 79$ kJ

$W_{56} = - 56$ kJ et $Q_{56} = 0$ kJ $W_{61} = 36$ kJ et $Q_{61} = - 125$ kJ

IX: 1) $PV = nRT$ d'où $n = \frac{PV}{RT}$ Comme $m = n.M$, on obtient : $m = \frac{PV}{RT}.M$

AN : $P = 10$ bars = 10.10^5 Pa ; $V = 500$ L = 0,5 m^3 ; $R = 8,31$ SI ; $T = 10$ °C = 283 K et

$M = 3.18 + 8.1 = 44$ g $m = 10^6.0,5.44/8,31.283 = 9354,8$ g $m = 9,35$ kg

2) Comme n, R, V sont constants, on a P/T qui est constant, donc : $P/T = P'/T'$ $P' = P.\frac{T'}{T}$

AN : P = 10 bar (P' sera donc en bars) ; T = 283 K ; T' = 265 K

$P' = 10.265/283 = 9,364$ bars $P' = 9,36$ bars

3) $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ H_2O + 3\ CO_2$

4) $Q_{lib} = n'.Q$

n' est le nombre de moles consommé. Il est égal au nombre de moles initial n, quand P = 10 bars, moins le nombre de mole final n_f, quand P_f = 8 bars.

Comme V, T et R sont constants, on a : $n_f/P_f = n/P$ $n_f = n.P_f/P$

donc : $n' = n - n_f = n - n.P_f/P$ $$n'=n\left(1-\frac{P_f}{P}\right)$$

AN : n = m/M = 9354,8/44 = 212,6 mol

n' = 212,6(1 – 8/10) n' = 42,5 mol $Q_{lib} = 42,5.2220$ $Q_{lib} = 9,44.10^4$ kJ

5) Si la pression finale est 5 bars, la moitié de la pression de départ, le nombre de moles restant est la moitié :

$n_1 = 212,6/2 = 106,3$ mol

$Q_{lib} = n_1.Q$ Et comme la puissance P du brûleur est égale à Q_{lib}/t, on a :

$P = n_1.Q/t$ $$t=\frac{n_1 Q}{P}$$

AN : t = 106,3.2220/3 = 78662 s t = 21,9 h

X TP 02 : 1) : PV = nRT d'où n = PV/RT

État initial A : $P_A = 2$ bar $= 2.10^5$ Pa ; $V_A = 30$ L $= 30.10^{-3}$ m^3 ; T = 16 °C = 289 K

$n = 2.10^5*30.10^{-3}/8,31*289 = 2,4983$ n = 2,5 mol

2) De l'état A vers l'état B : compression isotherme donc $T_B = T_A$; P_B = ? ; $V_B = 6.10^{-3}$ m^3

$P_BV_B = P_AV_A$ $$P_B=\frac{P_A V_A}{V_B}$$

AN : $P_B = 2.10^5*30.10^{-3}/6.10^{-3}$ $P_B = 10^6$Pa

b) De B vers C : échauffement isobare donc $P_C = P_B$; $V_C = 18.10^{-3}$ m^3 ; T_C = ?

$V_C/T_C = V_B/T_B$ $$T_C=\frac{V_C T_B}{V_B}$$

$T_C = 18*289/6 = 867$ K

$T_C = 594$ °C

c) De C vers D : trois inconnues, P_D, V_D et T_D. L'équation des gaz parfait (PV = nRT) et la relation spéciale pour une détente adiabatique (PV^γ = cst) permettent d'en trouver deux mais pas trois. Pour trouver la troisième, on va utiliser le fait que l'on revient à A par un refroidissement isobare.

d) De D ver A :refroidissement isobare donc $P_D = P_A$: $P_D = 2.10^5$ Pa

c) $P_D V_D^{\gamma} = P_C V_C^{\gamma}$ $V_D = V_C\left(\frac{P_C}{P_D}\right)^{\frac{1}{\gamma}}$

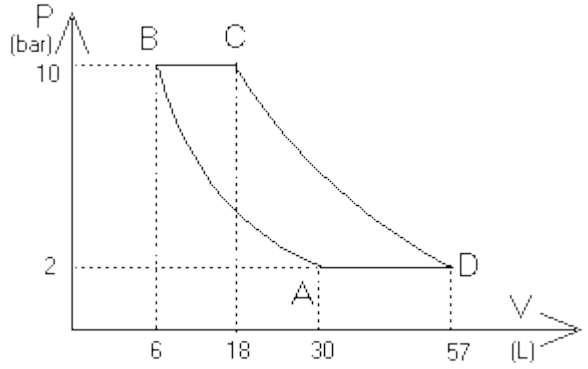
$V_D = 18.5^{1/1,4}$ $V_D = 56,8$ L

Si on considère le refroidissement isobare de D vers A, l'équation des gaz parfaits nous donne :

$V_D/T_D = V_A/T_A$ $T_D = T_A \cdot \frac{V_D}{V_A}$ $T_D = 289*56,8/30 = 547$ K $T_D = 274$ °C

	Pression (Pa)	Volume (m^3)	Température (K)
Etat A	2.10^5	3.10^{-2}	289
Etat B	10^6	6.10^{-3}	289
Etat C	10^6	$1,8.10^{-2}$	867
Etat D	2.10^5	$5,68.10^{-2}$	547

3)



4) Échauffement isobare donc : $W_{BC} = - P(V_C - V_B)$ AN : $W_{BC} = - 10^6*12.10^{-3}$

$W_{BC} = - 1,2.10^4$ J $= - 12$ kJ $Q_{BC} = n.C_p(T_C - T_B)$ $Q_{BC} = 2,5*29,1*(594 - 16)$

$Q_{BC} = 42$ kJ

XI : a) $P_1 = 80$ cm $P_2 = 800$ cm $V_1 = 10$ l $V_2 = ?$

$T_1 = 293$ K $T_2 = T_1 = 293$ K car transformation isotherme

Loi pour une transformation isotherme : $P_1V_1 = P_2V_2$

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

$$V_2 = \frac{80*10}{800}$$

$V_2 = 1$ L

$$W_1 = nrt.Ln\frac{V_1}{V_2} = P_1V_1.Ln\frac{V_1}{V_2}$$

$W_1 = (80.10^5/76).10^{-2}Ln10$ $W_1 = 2420$ J

Pour une transformation isotherme, on a Q = - W Q_1 = - 2420 J

b) P_2 = 800 cm P_3 = 80 cm V_2 = 1 L V_3 = ?

$T_2 = T_1$ = 293 K T_3 = ?

On a deux inconnues, il faut donc deux équations. L'une est tiré de la loi des gaz parfait :

$$\frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{P_3 V_3}{T_3}$$

L'autre est la loi pour une transformation adiabatique :

On tire de la première : $T_3 = \frac{P_3 V_3}{P_2 V_2} . T_2$

et de la seconde : $\frac{V_3}{V_2} = \left(\frac{P_2}{P_3}\right)^{\frac{1}{\gamma}}$

d'où :

$$T_3 = \frac{P_3}{P_2}\left(\frac{P_2}{P_3}\right)^{\frac{1}{\gamma}} . T_2 = \left(\frac{P_3}{P_2}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} . T_2$$

$T_3 = (0,1)^{0,3/1,3}.293 = 293.0,1^{0,23}$ T_3 = 172,5 K

$$V_3 = V_2 . \left(\frac{P_2}{P_3}\right)^{\frac{1}{\gamma}}$$

$V_3 = 1.(10)^{1/1,3} = 1.10^{0,769}$ V_3 = 5,878 l

$$W_2 = \frac{P_3 V_3 - P_2 V_2}{\gamma - 1} = \frac{(80.5,878 - 800.1)10^2}{76.0,3}$$

W_2 = - 1450 J Q_2 = 0

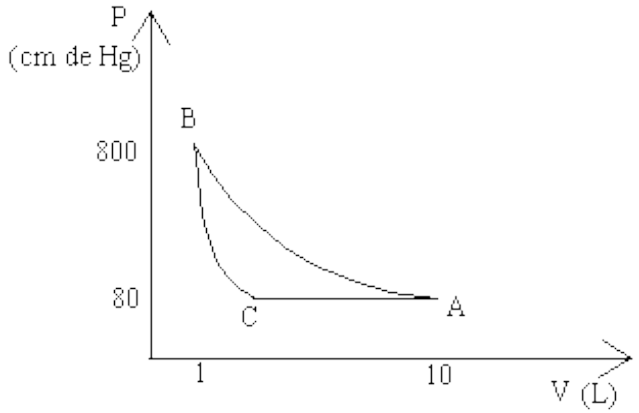
c) $W_3 = - P_3(V_3 - V_1)$

$W = - (80.10^5/76)(5,878 - 10)10^{-3} = -1,0526.10^5(-4,122)10^{-3}$ W_3 = 434 J

Comme on a un cycle, on a :

$\Sigma W + \Sigma Q = 0$

- 1450 + 434 + Q_3 = 0 Q_3 = 1016 J



XII: 1) 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.

2) L'enthalpie H est une fonction d'état, définie dans les conditions d'équilibre de pression, qui est égale à la somme de l'énergie interne U avec le produit de la pression par le volume pv.

$$H = U + pv$$

3) Pour une transformation à pression constante, le travail échangé par le système avec l'extérieur est : $\Delta W = - p.\Delta V$

La variation d'enthalpie vaut : $\Delta H = \Delta U + p.\Delta V$

car $\Delta p = 0$ puisque la pression est constante.

On a donc : $\Delta H = \Delta U - \Delta W$ Comme $\Delta U = \Delta W + Q_p$ $\Delta H = Q_p$

4) La chaleur latente de changement d'état d'un corps pur est la chaleur qu'il faut fournir à l'unité de masse de ce corps pour le faire changer d'état. Elle est égale à la variation d'enthalpie.

5-a) Il y a échauffement :

$Q_1 = m.c_s.\Delta T$ Avec $m = \mu.V = 2699.0,5.10^{-6}.0,2.10^{-6} = 269,9.10^{-12}$ kg

$Q_1 = 269,9.10^{-12}.900.(933 - 293)$ $Q_1 = 1,55.10^{-4}$ J

5-b) Après échauffement du solide, on a changement d'état :

$Q_2 = Q_1 + m.L_f$ $Q_2 = 1,5546.10^{-4} + 269,9.10^{-12}.397.10^3$ $Q_2 = 2,63.10^{-4}$ J

5-c) Après obtention du liquide, on a échauffement du liquide jusqu'à 2740 K puis changement d'état (passage du liquide à la vapeur) :

$Q_3 = Q_2 + m.c_l.(T_v - T_f) + m.L_v$

$Q_3 = 2,63.10^{-4} + 269,9.10^{-12}.1090.(2740 - 933) + 269,9.10^{-12}. 10500.10^3$

$Q_3 = 2,63.10^{-4} + 5,32.10^{-4} + 28,34.10^{-4}$ $Q_3 = 3,63.10^{-3}$ J

6) $Q_3 = P.t$ $P = Q_3/t$ $P = 3,63.10^{-3}/10^{-3}$ $P = 3,63$ W