

4.1. Introduction :

Le premier principe de la thermodynamique qui énonce la conservation de l'énergie permet de faire le bilan de l'énergie des systèmes. Tandis que le deuxième principe est un principe d'évolution qui permet de prévoir l'évolution des systèmes.

4.2. Evolutions naturelles « transformations irréversibles » :

Considérant les transformations suivantes :

-Un corps chaud est mis en contact avec un corps froid ; on observe au bout d'un certain temps que les deux températures s'égalisent (T_{eq}). La chaleur est transférée spontanément du corps le plus chaud au corps le plus froid jusqu'à l'équilibre.

-Un gaz contenu dans un récipient puis mis en contact avec un autre récipient vide. On observe que le gaz occupe spontanément tout le volume qui lui est offert.

-Lorsqu'on plonge un morceau de sucre dans un verre d'eau, il se dissout spontanément.

Ces transformations sont spontanées (naturelles). La transformation spontanée se fait dans un sens bien déterminé; la transformation inverse n'est jamais observée (transformation irréversible).

4.3. Enoncé du 2^{ème} principe de la thermodynamique :

Le deuxième principe introduit une nouvelle fonction d'état dite « **entropie S** » qui permet de quantifier le **degré de désordre** d'un système. Elle s'exprime en **cal (J)/K**.

La variation d'entropie au cours d'une transformation élémentaire quelconque est donnée par : $dS_{sys} = \delta S_e + \delta S_{créé}$

* δS_e : est l'entropie échangée entre le système et le milieu extérieur. Elle est donnée par :

Pour un système **fermé** : $\delta S_e = \frac{\delta Q}{T_{ext}}$

δQ : quantité de chaleur réellement échangée entre le système et le milieu extérieur.

T_{ext} : température du milieu extérieur.

* $\delta S_{créé}$: entropie créée à l'intérieur du système.

$\delta S_{créé} \geq 0 \rightarrow \begin{cases} \delta S_{créé} = 0 ; \text{ si la transformation est } \mathbf{réversible}. \\ \delta S_{créé} > 0 ; \text{ si la transformation est } \mathbf{irréversible}. \end{cases}$

Si au cours de cette transformation, le système passe d'un état (1) à un état (2), la variation d'entropie sera : $\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 dS$

Pour un système fermé, si la transformation est réversible : $\Delta S = \int_1^2 \frac{\delta Q_{rev}}{T}$

T : est la température du système.

4.4. Formulation générale du 2^{ème} principe de la thermodynamique :

Le 2^{ème} principe de la thermodynamique dans sa formulation la plus générale affirme qu'au cours d'une transformation spontanée, l'entropie de l'univers (l'ensemble : système et milieu extérieur) ne peut qu'augmenter.

$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S_{\text{système}} + \Delta S_{\text{milieu extérieur}}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = 0 \implies \text{transformation réversible.}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} > 0 \implies \text{transformation irréversible.}$$

4.5. Calcul de la variation d'entropie :

Dans le cas d'une transformation réversible on a : $dS = \frac{\delta Q}{T}$

4.5.1. Entropie des solides et liquides :

Dans le cas des solides et liquides : $\delta Q = n \cdot c \cdot dT$

$$\Delta S = \int_A^B \frac{\delta Q}{T} = \int_A^B \frac{n \cdot c \cdot dT}{T} = n \cdot c \int_A^B \frac{dT}{T} = n \cdot c \cdot \text{Ln} \left(\frac{T_B}{T_A} \right)$$

$$\Delta S = n \cdot c \cdot \text{Ln} \left(\frac{T_B}{T_A} \right)$$

4.5.2. Entropie des gaz parfaits :**a) Transformation isochore :**

$$\delta Q = n \cdot c_V \cdot dT$$

$$\Delta S = \int_A^B \frac{\delta Q}{T} = \int_A^B \frac{n \cdot c_V \cdot dT}{T} = n \cdot c_V \int_A^B \frac{dT}{T} = n \cdot c_V \cdot \text{Ln} \left(\frac{T_B}{T_A} \right)$$

$$\Delta S = n \cdot c_V \cdot \text{Ln} \left(\frac{T_B}{T_A} \right)$$

b) Transformation isotherme :

$$\delta Q = -\delta W = P \cdot dV = nRT \frac{dV}{V}$$

$$\Delta S = \int_A^B \frac{\delta Q}{T} = nR \int_A^B \frac{dV}{V} = nR \cdot \text{Ln} \left(\frac{V_B}{V_A} \right) = nR \cdot \text{Ln} \left(\frac{P_A}{P_B} \right)$$

$$\Delta S = nR \cdot \text{Ln} \left(\frac{V_B}{V_A} \right) = nR \cdot \text{Ln} \left(\frac{P_A}{P_B} \right)$$

c) Transformation isobare :

$$\delta Q = n \cdot c_P \cdot dT$$

$$\Delta S = \int_A^B \frac{\delta Q}{T} = \int_A^B \frac{n \cdot c_P \cdot dT}{T} = n \cdot c_P \int_A^B \frac{dT}{T} = n \cdot c_P \cdot \text{Ln} \left(\frac{T_B}{T_A} \right)$$

$$\Delta S = n \cdot c_P \cdot \text{Ln} \left(\frac{T_B}{T_A} \right)$$

d) Transformation adiabatique :

$$\delta Q = 0 \rightarrow \Delta S = 0 \text{ (isentropique)}$$

4.6. Expressions de l'entropie en fonction de (V, T); (P, T) et (P, V):**a) Expression de l'entropie en fonction de V et T :**

$$dU = \delta Q + \delta W \quad \text{avec : } \delta Q = T \cdot dS \text{ ; et ; } \delta W = -P \cdot dV$$

$$D'où : dU = T \cdot dS - P \cdot dV \rightarrow dS = \frac{dU}{T} + P \frac{dV}{T}$$

$$\text{On a : } dU = n \cdot c_v \cdot dT \quad , \text{ et, } \quad p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$D'où : dS = n \cdot c_v \cdot \frac{dT}{T} + n \cdot R \frac{dV}{V} \rightarrow \int_{S_1}^{S_2} dS = n \cdot c_v \cdot \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} + n \cdot R \cdot \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V}$$

$$\Delta S = S_2 - S_1 = n \cdot c_v \cdot \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) + n \cdot R \cdot \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

b) Expression de l'entropie en fonction de T et P :

$$H = U + P \cdot V \rightarrow dH = dU + d(P \cdot V)$$

$$dH = dU + P \cdot dV + V \cdot dP$$

$$= T \cdot dS - P \cdot dV + P \cdot dV + V \cdot dP$$

$$dH = T \cdot dS + V \cdot dP \rightarrow dS = \frac{dH}{T} - V \frac{dP}{T}$$

$$\text{On a : } dH = n \cdot c_p \cdot dT \quad , \text{ et, } \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$D'où : dS = n \cdot c_p \cdot \frac{dT}{T} - n \cdot R \frac{dP}{P} \rightarrow \int_{S_1}^{S_2} dS = n \cdot c_p \cdot \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} - n \cdot R \cdot \int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P}$$

$$\Delta S = S_2 - S_1 = n \cdot c_p \cdot \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) - n \cdot R \cdot \ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right)$$

c) Expression de l'entropie en fonction de V et P :

$$dS = n \cdot c_v \cdot \frac{dT}{T} + n \cdot R \frac{dV}{V} = n \cdot c_p \cdot \frac{dT}{T} - n \cdot R \frac{dP}{P}$$

$$(c_p - c_v) \cdot \frac{dT}{T} = R \cdot \left(\frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} \right) \quad ; \text{ et ; } c_p - c_v = R \quad ; \text{ d'où : } \quad \frac{dT}{T} = \frac{dV}{V} + \frac{dP}{P}$$

$$dS = n \cdot c_p \cdot \frac{dT}{T} - n \cdot R \frac{dP}{P} = n \cdot c_p \cdot \left(\frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} \right) - n \cdot R \frac{dP}{P}$$

$$dS = n \cdot c_p \cdot \left(\frac{dV}{V} \right) + n \cdot (c_p - R) \frac{dP}{P} \rightarrow dS = n \cdot c_p \cdot \frac{dV}{V} + n \cdot c_v \frac{dP}{P}$$

$$\Delta S = n \cdot c_v \cdot \ln P + n \cdot c_p \cdot \ln V \quad ; \text{ et : } c_p = \gamma \cdot c_v$$

$$D'où : \Delta S = n \cdot c_v \cdot \ln P + n \cdot \gamma \cdot c_v \cdot \ln V \rightarrow \Delta S = n \cdot c_v \cdot (\ln P + \gamma \cdot \ln V)$$

$$\Delta S = n \cdot c_v \cdot (\ln P + \gamma \cdot \ln V)$$

$$\Delta S = n \cdot c_v \cdot \ln (P \cdot V^\gamma)$$

4.7. Entropie de changement d'état physique :

On sait qu'un changement de phase d'un corps pur s'effectue à température constante, d'où :

$$\Delta S = \int_A^B \frac{\delta Q_{CE}}{T_{CE}} = \frac{1}{T_{CE}} \int_A^B \delta Q_{CE} = \frac{Q_{CE}}{T_{CE}}$$

$$\Delta S = \frac{Q_{CE}}{T_{CE}} = \frac{n \cdot L_{CE}}{T_{CE}}$$

Avec :

Q_{CE} : Quantité de chaleur de changement d'état.

T_{CE} : température de changement d'état.

Exemple :

$$*\Delta S_{\text{fusion}} = \frac{Q_{\text{fusion}}}{T_{\text{fusion}}} = \frac{n \cdot L_{\text{fusion}}}{T_{\text{fusion}}}$$

$$*\Delta S_{\text{vaporisation}} = \frac{Q_{\text{vaporisation}}}{T_{\text{vaporisation}}} = \frac{n \cdot L_{\text{vaporisation}}}{T_{\text{vaporisation}}}$$

***Calcul de ΔS lors d'un chauffage d'un corps pur :**

Soit un corps pur à l'état solide caractérisé par une température initiale (T_1). On le chauffe à pression constante jusqu'à l'état gazeux caractérisé par une température finale (T_2). ΔS s'exprime par :

$$\Delta S = n \cdot c_{P(\text{solide})} \ln\left(\frac{T_{\text{fusion}}}{T_1}\right) + \frac{n \cdot L_{\text{fusion}}}{T_{\text{fusion}}} + n \cdot c_{P(\text{liquide})} \ln\left(\frac{T_{\text{vaporisation}}}{T_{\text{fusion}}}\right) + \frac{n \cdot L_{\text{vaporisation}}}{T_{\text{vaporisation}}} + n \cdot c_{P(\text{gaz})} \ln\left(\frac{T_2}{T_{\text{vaporisation}}}\right)$$

4.8. Variation d'entropie d'une réaction chimique (loi de Hess) :

Considérons la réaction suivante : $\nu_1 A_{(*)} + \nu_2 B_{(*)} \rightarrow \nu_3 C_{(*)} + \nu_4 D_{(*)}$ à la température standard ($T = 298\text{K}$), la variation de l'entropie de la réaction est donnée par la loi de Hess :

$$\Delta S_{R,298}^\circ = \sum (\nu_i \cdot S_{298,i}^\circ)_{\text{produits}} - \sum (\nu_j \cdot S_{298,j}^\circ)_{\text{réactifs}}$$

$$\Delta S_{R,298}^\circ = (\nu_3 \cdot S_{298,C}^\circ + \nu_4 \cdot S_{298,D}^\circ) - (\nu_1 \cdot S_{298,A}^\circ + \nu_2 \cdot S_{298,B}^\circ)$$

* ν_i : coefficients stœchiométriques des produits.

* ν_j : coefficients stœchiométriques des réactifs.

* S_{298}° : entropie molaire standard de l'espèce chimique (cal/K.mol).

4.9. Variation d'entropie d'une réaction chimique à la température T (loi de Kichhoff) :

Connaissant l'enthalpie standard de la réaction ($\Delta S_{R,298}^\circ$), on peut déterminer l'enthalpie de cette réaction à la température T ($\Delta S_{R,T}^\circ$) par la loi de Kichhoff :

$$\Delta S_{R,T}^\circ = \Delta S_{R,298}^\circ + \int_{298}^T \Delta c_P \cdot \frac{dT}{T}$$

$$\text{Avec : } \Delta c_P = \sum (\nu_i \cdot c_{P(i)})_{\text{produits}} - \sum (\nu_j \cdot c_{P(j)})_{\text{réactifs}}$$

4.10. Enoncé du 3^{ème} principe de la thermodynamique :

A la température de 0K qui correspond à $-273,15^\circ\text{C}$, tous les corps purs sont solides, sous la forme d'un cristal parfaitement ordonné. Ils ont tous la même entropie, on lui attribue une valeur nulle.

4.11. Entropie molaire absolue :

Le 3^{ème} principe permet d'attribuer une entropie absolue à tout corps pur porté à la température T. A l'état standard, l'entropie molaire absolue est notée S°_T.



Etat initial Etat final

T_{initiale} = 0K T_{finale} = T (K)

$$\Delta S^\circ = S^\circ_{\text{final}} - S^\circ_{\text{initial}} = S^\circ_T(A) - S^\circ_0(A) = S^\circ_T(A) - 0 = S^\circ_T(A)$$

S°_T(A) : Entropie molaire absolue à la température T.

S°₀(A) : Entropie molaire absolue à la température T = 0K.

L'entropie absolue d'un composé pur A à la température T est la variation de son entropie entre zéro kelvin et la température T.

4.12. Machines thermiques :

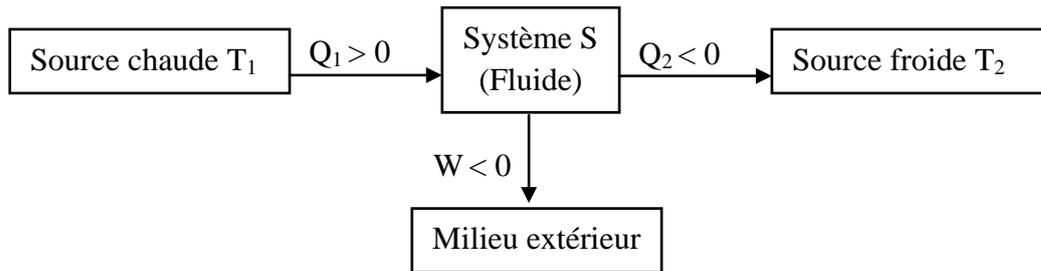
4.12.1. Définition :

Une machine thermique est un dispositif dans lequel un fluide (gaz ou liquide) passe d'un état initial à un état final identique. On dit que la machine fonctionne selon un cycle fermé au cours duquel elle échange du travail et de chaleur avec le milieu extérieur.

4.12.2. Cycle producteur d'énergie :

***Moteur thermique :**

C'est une machine thermique dont le rôle est de fournir un travail au milieu extérieur (W < 0) en empruntant une quantité de chaleur Q₁ à la source chaude (Q₁ > 0) et en restituant obligatoirement une quantité de chaleur Q₂ à la source froide (Q₂ < 0).



Le premier principe s'écrit : $\Delta U_{\text{cycle}} = W + Q_1 + Q_2 = 0 \rightarrow W = -Q_1 - Q_2$

Le second principe : $\Delta S_{\text{cycle}} = \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0 \rightarrow \frac{Q_2}{Q_1} = -\frac{T_2}{T_1}$

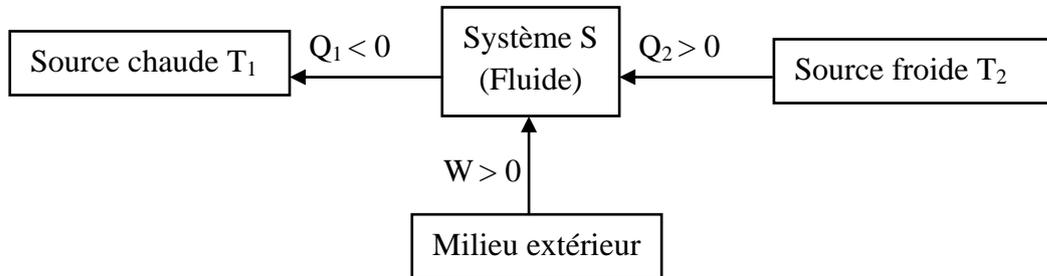
Le rendement : $\eta = -\frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 + Q_2}{Q_1} = 1 + \frac{Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$

$\eta = -\frac{W}{Q_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$

4.12.3. Cycle récepteur d'énergie :

***Machine frigorifique :**

Est une machine thermique au moyen de laquelle on maintient à basse température un corps que nous assimilons à une source froide, en lui enlevant une certaine quantité de chaleur par cycle Q_2 .



On appelle **coefficient de production frigorifique** ou **coefficient de performance ρ** , le rapport entre la quantité de chaleur Q_2 enlevée à la source froide et le travail consommé par cycle (W).

Le premier principe: $\Delta U_{\text{cycle}} = W + Q_1 + Q_2 = 0 \rightarrow W = -(Q_1 + Q_2)$

Le second principe : $\Delta S_{\text{cycle}} = \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0 \rightarrow \frac{Q_1}{Q_2} = -\frac{T_1}{T_2}$

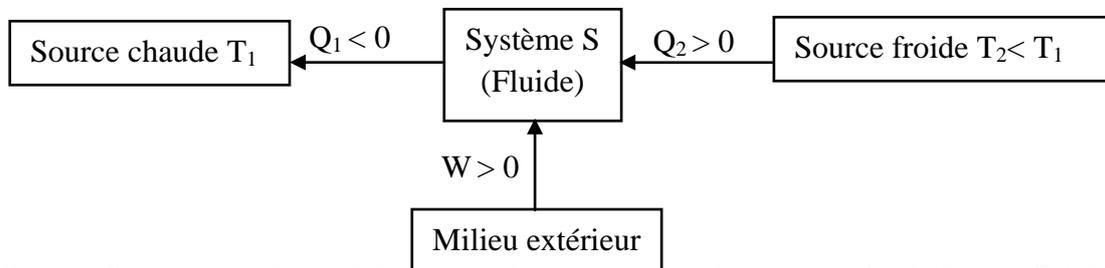
$$\rho = \frac{Q_2}{W} = -\frac{Q_2}{Q_1+Q_2} = -\frac{Q_2}{Q_2(\frac{Q_1}{Q_2}+1)} = -\frac{1}{\frac{Q_1}{Q_2}+1}$$

Donc : $\rho = -\frac{1}{-\frac{T_1}{T_2}+1} = \frac{T_2}{T_1-T_2}$

$\rho = \frac{Q_2}{W} = \frac{T_2}{T_1-T_2}$

***Pompe à chaleur :**

Elle fonctionne suivant le même schéma que la machine frigorifique, mais on utilise la quantité de chaleur restituée à la source chaude, pour le chauffage à température modérée. La source froide sera par exemple, l'eau de rivière ou encore l'atmosphère ambiante.



On appelle **rapport d'amplification r** , le rapport entre la quantité de chaleur ($-Q_1$) fournie à la source chaude et le travail W consommé.

Le premier principe: $\Delta U_{\text{cycle}} = W + Q_1 + Q_2 = 0 \rightarrow W = -(Q_1 + Q_2)$

Le second principe : $\Delta S_{\text{cycle}} = \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} = 0 \rightarrow \frac{Q_2}{Q_1} = -\frac{T_2}{T_1}$

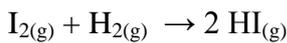
$$r = -\frac{Q_1}{W} = +\frac{Q_1}{Q_1+Q_2} = +\frac{Q_1}{Q_1(1+\frac{Q_2}{Q_1})} = \frac{1}{1+\frac{Q_2}{Q_1}}$$

$$\text{Donc : } r = \frac{1}{1-\frac{T_2}{T_1}} = \frac{T_1}{T_1-T_2}$$

$$r = -\frac{Q_1}{W} = \frac{T_1}{T_1-T_2}$$

Exercice 1 :

On considère la réaction suivante à 298K :



Calculer la variation d'entropie au cours de cette réaction à 298K et 700K ?

corps	I _{2(g)}	H _{2(g)}	HI _(g)
S° (J/K.mol) à 298K	260	130	206
c _p (J/K.mol) à 298K	36,86	28,48	29,16

Corrigé :

1) D'après la loi de Hess : $\Delta S^\circ_{R, 298} = \sum (v_i \cdot S^\circ_{298,i})_{\text{produits}} - \sum (v_j \cdot S^\circ_{298,j})_{\text{réactifs}}$

$$\Delta S^\circ_{R, 298} = 2 \cdot S^\circ_{\text{HI}} - S^\circ_{\text{I}_2} - S^\circ_{\text{H}_2} = 2 \cdot 206 - 260 - 130 = \mathbf{22 \text{ J/K}}$$

2) D'après la loi de Kirchhoff : $\Delta S^\circ_{R,T} = \Delta S^\circ_{R,298} + \int_{298}^T \Delta c_p \cdot \frac{dT}{T}$

$$\Delta S^\circ_{R,700} = \Delta S^\circ_{R,298} + \int_{298}^{700} \Delta c_p \cdot \frac{dT}{T} = \Delta S^\circ_{R,298} + \Delta c_p \cdot \ln\left(\frac{700}{298}\right)$$

$$\Delta c_p = 2 \cdot c_p(\text{HI}) - c_p(\text{I}_2) - c_p(\text{H}_2) = 2 \cdot 29,16 - 36,86 - 28,48 = \mathbf{-7,38 \text{ J/K}}$$

$$\text{Donc : } \Delta S^\circ_{R,700} = 22 - 7,38 \ln\left(\frac{700}{298}\right) = \mathbf{15,69 \text{ J/K}}$$

Exercice 2 :

On considère une machine frigorifique dans laquelle le fluide de travail parcourt, dans un système fermé, le cycle de Brayton inverse. Dans ce cycle, le fluide subit :

_ Une compression adiabatique réversible de l'état (1) de pression $P_1 = 1$ bar et de température $T_1 = 268\text{K}$ jusqu'à l'état (2) de pression $P_2 = 3,2$ bar ;

_ Un refroidissement à pression constante de l'état (2) jusqu'à l'état (3) de température $T_3 = 291 \text{ K}$. Ce refroidissement se fait par contact thermique avec une source froide de température constante T_3 .

_ Une détente adiabatique réversible de l'état (3) jusqu'à l'état (4) de pression $P_4 = P_1$;

_ Un réchauffement à pression constante de l'état (4) jusqu'à l'état (1). Ce réchauffement se fait par contact thermique avec une source chaude de température constante T_1 .

Le fluide de travail est constitué de $n = 4$ mol d'un gaz parfait d'indice adiabatique $\gamma = 1,5$.

1. Représenter ce cycle sur le diagramme de Clapeyron.
2. Calculer les capacités calorifiques C_V et C_P .
3. Calculer les températures T_2 et T_4 .
4. Calculer les quantités de chaleur Q_{23} et Q_{41} échangées lors des deux transformations isobares.
5. Calculer le travail W_f fourni à cette machine au cours du cycle ?
6. Calculer le coefficient de performance γ de cette machine frigorifique.

Corrigé :

1. Représentation du cycle sur le diagramme de Clapeyron (figure ci-dessous).

Etat (1) :

$$P_1 = 1 \text{ bar} = \mathbf{1 \text{ atm}}$$

$$V_1 = \frac{nRT}{P_1} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 268}{1} = \mathbf{87.904 \text{ L}}$$

Etat (2) :

$$P_2 = 3.2 \text{ bar} = \mathbf{3.2 \text{ atm}}$$

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \rightarrow V_2 = \left(\frac{P_1}{P_2}\right)^{\frac{1}{\gamma}} \cdot V_1$$

$$V_2 = \left(\frac{1}{3.2}\right)^{\frac{1}{1.5}} \cdot 87.904 = \mathbf{40.46 \text{ L}}$$

Etat (3) :

$$P_3 = 3.2 \text{ bar} = \mathbf{3.2 \text{ atm}}$$

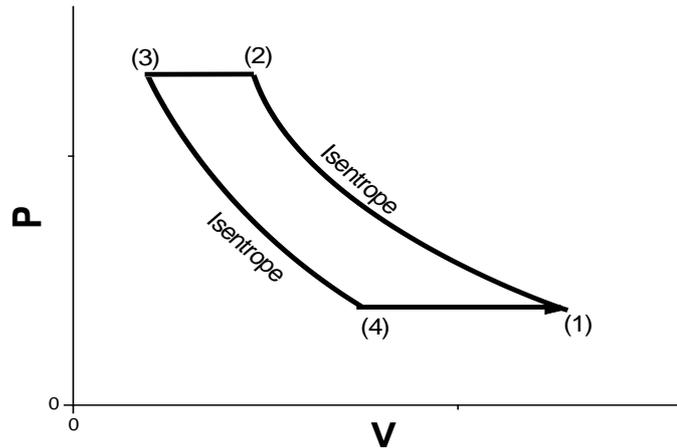
$$V_3 = \frac{nRT}{P_3} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 291}{3.2} = \mathbf{29.82 \text{ L}}$$

Etat (4) :

$$P_4 = 1 \text{ bar} = \mathbf{1 \text{ atm}}$$

$$P_3 V_3^\gamma = P_4 V_4^\gamma \rightarrow V_4 = \left(\frac{P_3}{P_4}\right)^{\frac{1}{\gamma}} \cdot V_3$$

$$V_4 = \left(\frac{3.2}{1}\right)^{\frac{1}{1.5}} \cdot 29.82 = \mathbf{64.78 \text{ L}}$$



2. Pour un gaz parfait, on a :

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} \quad \text{et} \quad C_p - C_V = nR$$

soit : $C_p = \gamma C_V = C_V + nR$

Il en découle : $C_V = \frac{nR}{\gamma-1}$ et $C_p = \frac{\gamma nR}{\gamma-1}$

A.N : $C_V = 66.51 \text{ J K}^{-1}$ et $C_p = 99.77 \text{ J K}^{-1}$

3. La transformation (1)-(2) est une transformation isentrope (adiabatique réversible), alors les grandeurs thermiques p et T des états (1) et (2) vérifient l'égalité suivante :

$$P_1^{1-\gamma} T_1^\gamma = P_2^{1-\gamma} T_2^\gamma$$

d'où : $T_2 = \left(\frac{P_1}{P_2}\right)^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} T_1$

De même en considérant la transformation (3)-(4), qui est aussi une transformation isentrope,

on montre que : $T_4 = \left(\frac{P_3}{P_4}\right)^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} T_3$

Où $P_3 = P_2$ et $P_4 = P_1$.

A.N : $T_2 = 394.9 \text{ K}$ et $T_4 = 197.5 \text{ K}$.

4. Pour une transformation isobare ($p = \text{Cte}$), on a : $\delta Q = C_p dT$

Alors, pour les deux transformations (2)-(3) et (4)-(1), qui sont des transformations isobares, on peut écrire :

$$Q_{23} = \int_{T_2}^{T_3} C_p dT = C_p (T_3 - T_2)$$

et $Q_{41} = \int_{T_4}^{T_1} C_p dT = C_p (T_1 - T_4)$

A.N : $Q_{23} = -10.369 \text{ kJ}$ et $Q_{41} = 7,036 \text{ kJ}$.

5. La quantité de chaleur échangée au cours d'une transformation isentrope est nulle. Alors, pour les deux transformations (1)-(2) et (3)-(4), qui sont des transformations isentropes, on peut écrire :

$$W_{12} = \Delta U_{12} = \int_{T_1}^{T_2} C_V dT = C_V(T_2 - T_1)$$

$$\text{Et } W_{34} = \Delta U_{34} = \int_{T_3}^{T_4} C_V dT = C_V(T_4 - T_3)$$

Pour les deux transformations isobares (2)-(3) et (4)-(1), on peut écrire :

$$W_{23} = \Delta U_{23} - Q_{23} = C_V(T_3 - T_2) - Q_{23}$$

$$\text{et : } W_{41} = \Delta U_{41} - Q_{41} = C_V(T_1 - T_4) - Q_{41}$$

A.N. : $W_{12} = 8.442 \text{ kJ}$, $W_{23} = 3.456 \text{ kJ}$, $W_{34} = - 6.221 \text{ kJ}$ et $W_{41} = - 2.345 \text{ kJ}$.

Alors, le travail W_f fourni à la machine est la somme des travaux positifs, c-à-d. :

$$W_f = W_{12} + W_{23}$$

A.N. : $W_f = 11,898 \text{ kJ}$.

6. La performance d'une machine frigorifique, qui s'appelle aussi efficacité thermique, est

donnée par : $\eta = \left| \frac{Q_{\text{fournie}}}{W_{\text{fourni}}} \right|$

$$\text{Soit : } \eta = \left| \frac{Q_{41}}{W_f} \right|$$

A.N. : $\eta = 0.591$.