

Exercice 1 :

1. Un calorimètre contient une masse $m_1=600\text{g}$ d'eau à $T = 20^\circ\text{C}$. On y introduit une masse $m_2= 200\text{g}$ d'eau à la température $T_2 = 80^\circ\text{C}$. La température d'équilibre est $T_{\text{eq}}=33^\circ\text{C}$. Calculer la capacité thermique du calorimètre. En déduire la valeur en eau.

2. Dans le même calorimètre, On immerge un bloc d'aluminium de masse $m_{\text{Al}} = 620\text{g}$ portée à $T_{\text{Al}} = 113^\circ\text{C}$. La nouvelle température d'équilibre est de 43°C , quelle est la capacité calorifique thermique de l'aluminium ? Dans les mêmes conditions, si on remplaçait l'aluminium par le fer, la température finale sera-t-elle inférieure ou supérieure à celle avec l'aluminium?

Données: $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$, $c_{\text{Fe}} = 449 \text{ J/kg} \cdot \text{K}$

Exercice 2 :

I- Soit une masse de 1Kg de glace dans une enceinte calorifique sous la pression atmosphérique. La glace prise à $T_1= -5^\circ\text{C}$.

1- Déterminer la quantité de chaleur nécessaire pour transformer la glace en eau à la température de $T_2= 50^\circ\text{C}$?

2- Calculer la quantité de chaleur à fournir pour vaporiser l'eau liquide à 150°C .

Données: Les chaleurs spécifiques massiques de la glace et de l'eau liquide sont respectivement $c_g=0,47 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$, $c_e=1 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ et $c_v=0,46 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$. La chaleur latente de fusion de la glace à 0°C est de $L_{\text{fus}}=80 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$ et la chaleur latente de vaporisation de l'eau à 100°C est $L_{\text{vap}}=540 \text{ cal} \cdot \text{g}^{-1}$

II- Une masse $m_1= 825 \text{ g}$ de glace à 0°C est mise en contact avec une masse $m_2 = 166 \text{ g}$ de vapeur d'eau à 100°C , tout en restant à pression constante $P_0= 1 \text{ atm}$. On néglige les échanges thermiques avec l'extérieur. Sachant que l'état final du mélange est sous forme liquide, déterminer la température d'équilibre.

On donne : $L_{\text{fus}}=333 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$, $L_{\text{vap}}= 2250 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$ et $c_e= 4.18 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Exercice 3 :

On fait subir à une mole de gaz NO , supposé parfait, les transformations successives suivantes :

- Une compression isotherme réversible d'un état initial à un état 2.
- Une détente adiabatique réversible de l'état 2 à l'état 3.
- Un chauffage isobare qui le ramène à l'état initial.

1. Calculer V_1, V_2, V_3, T_2 et T_3 si $P_1 = P_3 = 2 \text{ atm}$; $P_2 = 10 \text{ atm}$ et $T_1 = 300 \text{ K}$.
2. Représenter le cycle de transformations sur un diagramme de Clapeyron (P, V).
3. Calculer pour chaque transformation (en joules), les grandeurs suivantes : Q, W, ΔU , ΔH .

Données : $C_v = 3/2 R$; $C_p = 5/2 R$; $R = 0,082 \text{ L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

Exercice 4 :

L'état initial d'une mole de gaz parfait est caractérisé par $P_0 = 2.10^5 \text{ Pa}$, $V_0 = 14 \text{ litres}$. On fait subir successivement à ce gaz les transformations réversibles suivantes :

- une détente isobare qui double son volume, transformation : (0→1).
- une compression isotherme qui le ramène à son volume initial, transformation : (1→2).
- un refroidissement isochore qui le ramène à l'état initial, transformation : (2→0).

1. Représenter l'allure de ce cycle de transformations dans le diagramme de Clapeyron (P, V).
2. A quelle température s'effectue la compression isotherme ? Comparer sa valeur avec celle de T_0 . En déduire la pression maximale atteinte.
3. Calculer les travaux W_{01}, W_{12}, W_{20} et les quantités de chaleurs Q_{01}, Q_{12} et Q_{20} échangés par le système au cours du cycle, en fonction de P_0, V_0 et $\gamma = \frac{C_p}{C_v} = 1,4$
4. Vérifier que $\Delta U = 0$ pour le cycle.

Donnée : $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

Exercice n°1

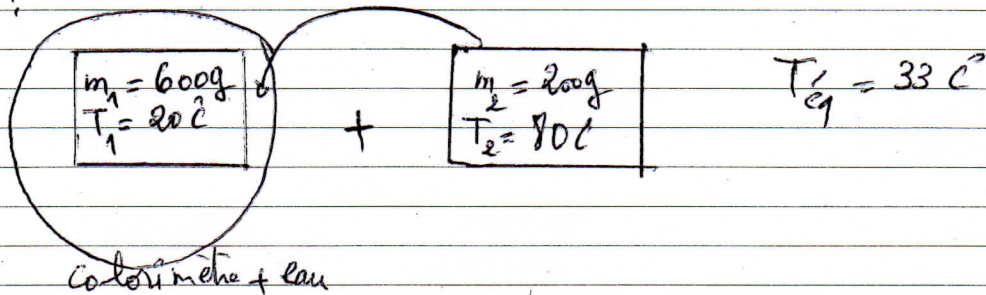
1 - Calcul de la capacité thermique (calorifique) du calorimètre (C):

Calorimètre $\Rightarrow$ système isolé (pas d'échange de la chaleur avec le milieu extérieur)

$$\Rightarrow \Sigma Q = 0$$

$$\Rightarrow Q_{\text{cédée}} + Q_{\text{reçue}} = 0$$

On a:



$T_2 > T_1 \Rightarrow$ corps 2 (chaud) va céder une quantité de chaleur ($Q_{\text{cédée}}$) qui va être reçue par le corps 1 (froid: eau froide + calorimètre) ($Q_{\text{reçue}}$).

$$Q_{\text{cédée}} = m_2 c_{\text{eau}} (T_{\text{ég}} - T_2)$$

$$Q_{\text{reçue}} = m_1 c_{\text{eau}} (T_{\text{ég}} - T_1) + C_{\text{calorimètre}} (T_{\text{ég}} - T_1)$$

$$Q_{\text{cédée}} + Q_{\text{reçue}} = 0 \Rightarrow m_2 c_{\text{eau}} (T_{\text{ég}} - T_2) + m_1 c_{\text{eau}} (T_{\text{ég}} - T_1) + C_{\text{calorimètre}} (T_{\text{ég}} - T_1) = 0$$

$$\Rightarrow C_{\text{calorimètre}} = \frac{-c_{\text{eau}} [m_1 (T_{\text{ég}} - T_1) + m_2 (T_{\text{ég}} - T_2)]}{T_{\text{ég}} - T_1}$$

$$\Rightarrow C_{\text{calor}} = \frac{-4185 [(600 \times (33 - 20)) + 200 (33 - 80)]}{33 - 20}$$

A.N: $C_{\text{cal}} = 515,07 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

m en Kg
variation de la température
en $^{\circ}\text{C}$ = variation
en K°

* Déduction de la valeur en eau (U)

$$\text{On a: } C_{\text{cal}} = U_{\text{eau}} \cdot c_{\text{eau}} \Rightarrow U_{\text{eau}} = \frac{C_{\text{cal}}}{c_{\text{eau}}} = \frac{515,07}{4185} = 123 \text{ J.K}^{-1}$$

2. Calcul de la capacité thermique de l'Al (c_{Al})?

$T_{\text{Al}} > T_{\text{eau}} \Rightarrow$ l'Al va céder une quantité de chaleur ($Q_{\text{cédée}}$), qui va être reçue par l'eau ($Q_{\text{reçue}}$).

$$Q_{\text{cédée}} = m_{\text{Al}} c_{\text{Al}} (T'_{\text{eq}} - T_{\text{Al}})$$

$$Q_{\text{reçue}} = (m_1 + m_2) c_{\text{eau}} (T'_{\text{eq}} - T_{\text{eq}}) + C_{\text{cal}} (T'_{\text{eq}} - T_{\text{eq}})$$

$$= (T'_{\text{eq}} - T_{\text{eq}}) [c_{\text{eau}} (m_1 + m_2) + C_{\text{cal}}]$$

$$\Sigma Q = 0 \Rightarrow m_{\text{Al}} c_{\text{Al}} (T'_{\text{eq}} - T_{\text{Al}}) = - (T'_{\text{eq}} - T_{\text{eq}}) [c_{\text{eau}} (m_1 + m_2) + C_{\text{cal}}]$$

$$\Rightarrow c_{\text{Al}} = \frac{- (T'_{\text{eq}} - T_{\text{eq}}) [c_{\text{eau}} (m_1 + m_2) + C_{\text{cal}}]}{m_{\text{Al}} (T'_{\text{eq}} - T_{\text{Al}})}$$

$$\text{A.N.} = c_{\text{Al}} = \frac{-(43-33) [4185(0,6+0,2) + 515,07]}{0,62 (43-33)}$$

$$c_{\text{Al}} = 890,1 \text{ J/Kg.K}$$

m en Kg.
variation de la température
en c° = variation en K.

3. Comparaison de $T'_{\text{eq Al}}$ et $T'_{\text{eq Fer}}$

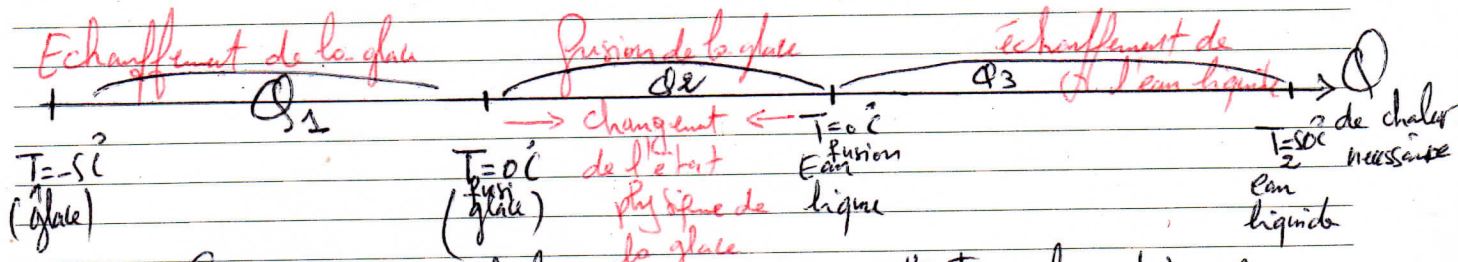
$$\text{On a: } c_{\text{Al}} > c_{\text{Fe}} \quad (890,1 > 449 \text{ J/Kg.K})$$

$\Rightarrow$ (pour les m conditions) = la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1K (1°C) la température de 1Kg (1g) de l'Al est plus élevée que celle du Fer. Donc, la température finale ($T'_{\text{eq Fer}}$) sera plus petite que celle d'Al.

Exercice n°2 =

1- La quantité de chaleur nécessaire pour transformer la glace en eau à $T = 50^\circ\text{C}$?

La glace à $T = -5^\circ\text{C}$ passe par (03) étapes pour qu'elle se transforme en liquide à $T = 50^\circ\text{C}$.



Donc, la quantité de chaleur nécessaire pour cette transformation est :

$$Q_{\text{nécessaire}} = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

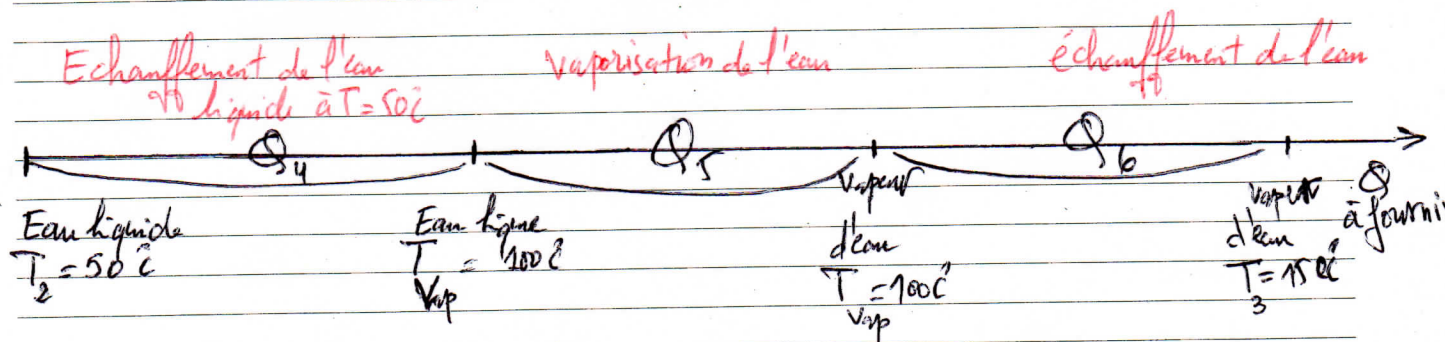
$$Q_1 = m \cdot c_g (T_{\text{fus}} - T_1) = 1000 \times 0,47 (5) = 2350 \text{ cal}$$

$$Q_2 = Q_{\text{fusion}} = m \cdot L_{\text{fus}} = 1000 \times 80 = 80000 \text{ cal}$$

$$Q_3 = m \cdot c_e (T_2 - T_{\text{fus}}) = 1000 \times 1 \times (50) = 50000 \text{ cal}$$

$$\text{Donc, } Q = \sum Q = 132350 \text{ cal}$$

2- Quantité de chaleur à fournir pour vaporiser l'eau liquide (à $T = 15^\circ\text{C}$)



$$\text{Donc, } Q = Q_4 + Q_5 + Q_6$$

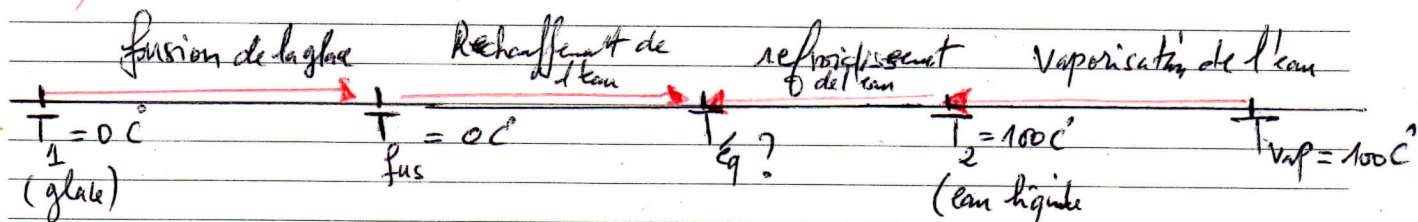
$$Q_4 = m \cdot c_{\text{eau liquide}} (T_{\text{vap}} - T_2) = 1000 \times 1 (100 - 50) = 50000 \text{ cal}$$

$$Q_5 = m \cdot L_{\text{vap}} = 540 \times 1000 = 540000 \text{ cal.}$$

$$Q_6 = m \cdot c_{\text{eau}} (T_3 - T_{\text{vap}}) = 1000 \times 0,46 (150 - 100) = 23000 \text{ cal.}$$

$$\boxed{\Sigma Q = 613000 \text{ cal}}$$

II)



* L'état final du mélange (glace + vapeur d'eau) est sous forme liquide, calculons la température d'équilibre (T_{eq}):

On a: Les échanges avec l'extérieur sont négligés, alors $\Sigma Q = 0$.

$$Q_{\text{cède}} + Q_{\text{reçue}} = 0.$$

$$Q_{\text{cède}} = Q_{\text{vap}} + Q_{\text{refroidissement}} = -L_{\text{vap}} m_2 + m_2 c_e (T_{\text{eq}} - T_2)$$

(le signe (-), car l'énergie est cédée pour changer d'état physique)

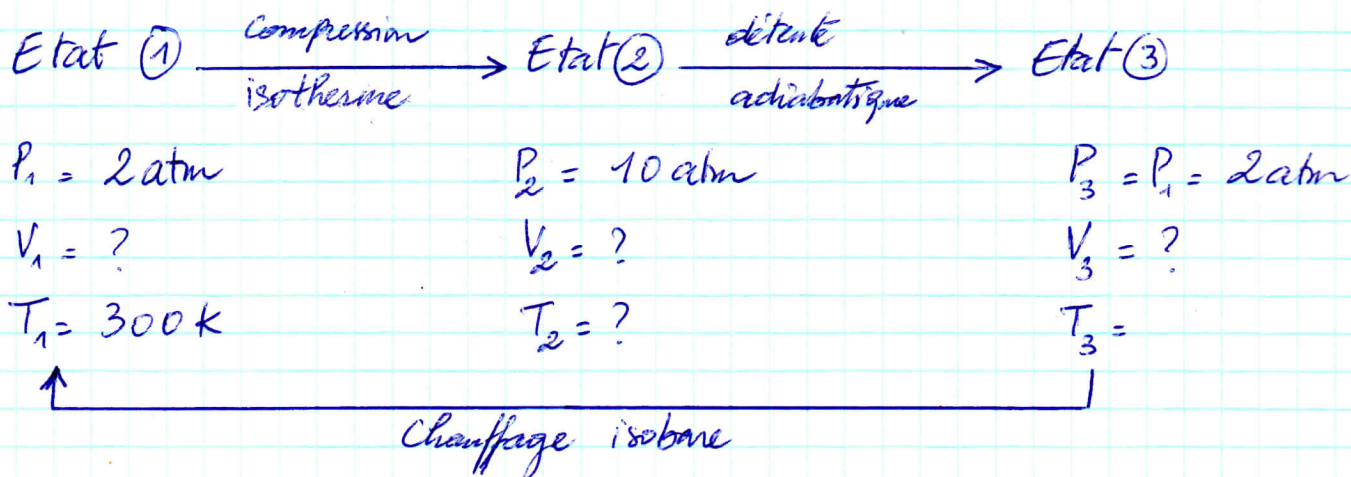
$$Q_{\text{reçue}} = Q_{\text{fusion}} + Q_{\text{rechauffement}} = L_{\text{fus}} m_1 + m_1 c_e (T_{\text{eq}} - T_1)$$

$$Q_{\text{cède}} + Q_{\text{reçue}} = 0 \Rightarrow -L_{\text{vap}} m_2 + m_2 c_e (T_{\text{eq}} - T_2) + L_{\text{fus}} m_1 + m_1 c_e (T_{\text{eq}} - T_1) = 0.$$

$$\Rightarrow T_{\text{eq}} = \frac{m_2 L_{\text{vap}} - m_1 L_{\text{fus}} + m_1 c_e T_1 + m_2 c_e T_2}{c_e (m_1 + m_2)}$$

$$\Rightarrow T_{\text{eq}} = \frac{166 \times 2250 - 825 \times 334 + 166 \times 4,18 \times 100}{(166 + 825) \times 4,18} = \boxed{40,39^\circ \text{C}}$$

Exercice 03:



1- Calcul de V_1, V_2, V_3, T_2 et T_3 si $P_1 = P_3 = 2 \text{ atm}$, $P_2 = 10 \text{ atm}$ et $T_1 = 300 \text{ K}$:

• Pour l'état ①:

$P_1 = 2 \text{ atm}$, $T_1 = 300 \text{ K}$, $n = 1 \text{ mol}$, $R = 0,082 \text{ l.atm / K.mol}$

on a: $P_1 V_1 = n R T_1 \Rightarrow V_1 = \frac{n R T_1}{P_1} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 300}{2} \Rightarrow V_1 = 12,3 \text{ L}$

• Pour l'état ②:

$P_2 = 10 \text{ atm}$

La transformation de l'état (1) à (2) est isotherme, donc $P_1 V_1 = P_2 V_2$
d'où $V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{2 \cdot 12,3}{10} = 2,46 \text{ L} \Rightarrow V_2 = 2,46 \text{ L}$

• Puisque c'est une transformation isotherme donc $T_1 = T_2 = 300 \text{ K}$

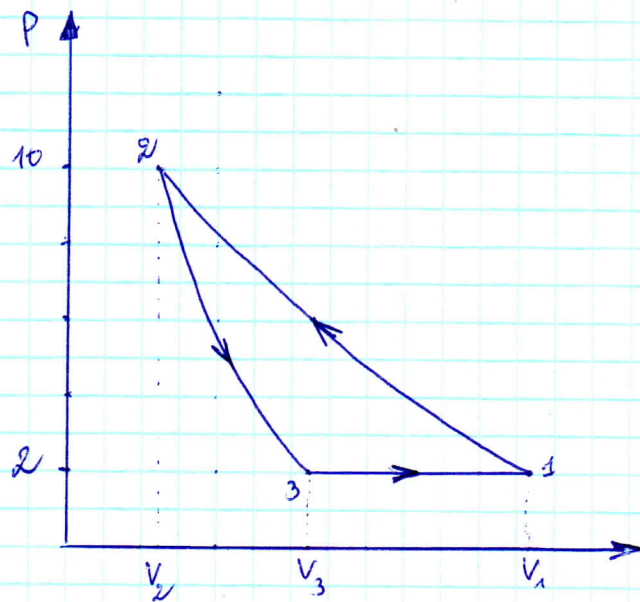
• Pour l'état ③: $P_3 = 2 \text{ atm}$

La transformation de l'état (2) à l'état (3) est adiabatique, ce qui nous permet d'écrire la relation $P_2 V_2^\gamma = P_3 V_3^\gamma \Rightarrow V_3 = V_2 \left(\frac{P_2}{P_3} \right)^{\frac{1}{\gamma}}$

avec $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$, A.N: $V_3 = 2,46 \cdot \left(\frac{10}{2} \right)^{\frac{3}{5}} = 6,46 \text{ L} = V_3$

$P_3 V_3 = n R T_3 \Rightarrow T_3 = \frac{P_3 V_3}{n R} = \frac{2 \cdot 6,46}{1 \cdot 0,082} = 157,6 \text{ K} = T_3$

2- Représentation du cycle de transformation sur un diagramme de Clapeyron:



3. Le calcul de Q , W , ΔU et ΔH , pour chaque transformation en joule :

• Pour la transformation isotherme $1 \rightarrow 2$:

$$\Delta U_{1,2} = 0 \text{ et } \Delta H_{1,2} = 0 \text{ (Parce qu'il n'y a pas de variation de température)}$$

$$\text{on a : } \Delta U_{1,2} = 0 = Q_{1,2} + W_{1,2} \Rightarrow \boxed{Q_{1,2} = -W_{1,2}}$$

$$\text{or } W_{1,2} = nRT_1 \ln \frac{P_2}{P_1} = nRT_1 \ln \frac{V_3}{V_2} = 1.8,32 \cdot 300 \ln \frac{12,3}{2,46} = 4017,15 \text{ J}$$

$$\boxed{Q_{1,2} = -W_{1,2} = -4017,15 \text{ J}}$$

• Pour la transformation adiabatique $2 \rightarrow 3$

$$Q_{2,3} = 0, \quad \Delta U_{2,3} = W_{2,3} = nC_V(T_3 - T_2) = 1. \frac{3}{2} \cdot 8,32 (157,6 - 300) = -1777,15 \text{ J}$$

$$\Delta H_{2,3} = nC_p(T_3 - T_2) = 1. \frac{5}{2} \cdot 8,32 (157,6 - 300) = -2961,92 \text{ J}$$

• Pour la transformation isobare $3 \rightarrow 1$:

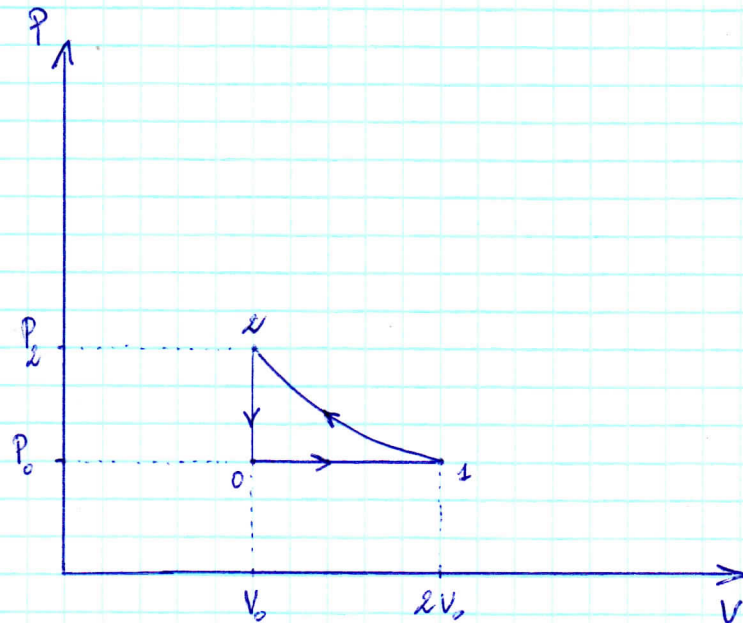
$$W_{3,1} = -P\Delta V = -P_1(V_1 - V_3) = -2.1,013 \cdot 10^5 \cdot (12,3 - 6,46) \cdot 10^{-3} (\text{Pa} \cdot \text{m}^3) = -1184 \text{ J}$$

$$\Delta U_{3,1} = nC_V(T_1 - T_3) = 1. \frac{3}{2} \cdot 8,32 (300 - 157,6) = 1777,15 \text{ J}$$

$$Q_{3,1} = \Delta H_{3,1} = nC_p(T_1 - T_3) = 1. \frac{5}{2} \cdot 8,32 (300 - 157,6) = 2961,92 \text{ J}$$

Exercice 4

1/ Représentation du cycle de transformations
dans le diagramme de Clapeyron (P, V) :



2/ La température à laquelle s'effectue la compression isotherme, et comparer sa valeur
avec T_0 : on a $P_0 = 2 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,97 \text{ atm}$

La transformation de l'état (1) à (2) est isotherme : donc $T_1 = T_2$

$$T_1 = \frac{P_1 V_1}{nR} = \frac{P_0 \cdot 2V_0}{nR} = \frac{1,97 \cdot 2 \cdot 14}{1 \cdot 0,082} = \boxed{672,68 \text{ K} = T_1}$$

$$\text{Pour } T_0 = \frac{P_0 V_0}{nR} = \frac{1,97 \cdot 14}{1 \cdot 0,082} = 336,34 \text{ K} \quad \text{donc } \boxed{T_1 = T_2 = 2 T_0}$$

• Déduire la pression maximale atteinte :

Cas d'une isotherme : $P_1 V_1 = P_2 V_2 \rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{P_0 \cdot 2 \cdot V_0}{V_0} = \boxed{2 P_0 = P_2}$

$P_2 = 2 P_0$ est la pression maximale atteinte

3/ Calcul de W_{01} , W_{12} , W_{20} , Q_{01} , Q_{12} et Q_{20} échangés par le système au
cours du cycle :

• Transformation isobare $0 \rightarrow 1$:

$$W_{01} = -P_0 \Delta V = -P_0 (V_1 - V_0) = -P_0 (2V_0 - V_0) = -P_0 V_0 = -2 \cdot 10^5 \cdot 14 \cdot 10^{-3} (\text{Pa} \cdot \text{m}^3)$$

$$\boxed{W_{01} = -2,8 \cdot 10^3 \text{ J}}$$

$$Q_{01} = n C_p \Delta T = n C_p (T_1 - T_0) = n \left(\frac{\gamma}{\gamma - 1} \cdot R \right) T_0 = 1 \cdot \left(\frac{1,4}{1,4 - 1} \cdot 8,32 \right) \cdot 336,34$$

$$\boxed{Q_{01} = 9,8 \cdot 10^3 \text{ J}}$$

Transformation isotherme 1 → 2 :

$$\Delta U_{12} = Q_{12} + W_{12} = 0$$

$$\Rightarrow Q_{12} = -W_{12} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$$

$$Q_{12} = nRT_1 \ln \frac{V_1}{V_2}$$

$$Q_{12} = 1.8,32.672,68 \ln 2 = 3,9.10^3 \text{ J} \Rightarrow Q_{12} = 3,9.10^3 \text{ J}$$

$$W_{12} = -3,9.10^3 \text{ J}$$

Transformation isochore 2 → 0 :

$$W_{20} = 0$$

$$Q_{20} = nC_v (T_0 - T_2) = 1. \frac{R}{\gamma - 1} (T_0 - 2T_0) = 1. \frac{8,32}{14 - 1} (-336,34)$$

$$Q_{20} = -7.10^3 \text{ J}$$

4/ Vérifier que $\Delta U = 0$ pour le cycle :

$$\begin{aligned} \Delta U_{\text{cycle}} &= W_{01} + W_{12} + W_{20} + Q_{01} + Q_{12} + Q_{20} \\ &= -2,8.10^3 + (-3,9.10^3) + 0 + 9,8.10^3 + 3,9.10^3 + (-7.10^3) \end{aligned}$$

$$\Delta U_{\text{cycle}} = 0$$