

**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  $43^\circ\text{C}$ , 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 calorifuge 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  $150^\circ\text{C}$ .

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  $0^\circ\text{C}$  est de  $L_{\text{fus}}=80 \text{ cal}\cdot\text{g}^{-1}$  et la chaleur latente de vaporisation de l'eau à  $100^\circ\text{C}$  est  $L_{\text{vap}}=540 \text{ cal}\cdot\text{g}^{-1}$

II- Une masse  $m_1= 825 \text{ g}$  de glace à  $0^\circ\text{C}$  est mise en contact avec une masse  $m_2 = 166 \text{ g}$  de vapeur d'eau à  $100^\circ\text{C}$ , 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,  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ .

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

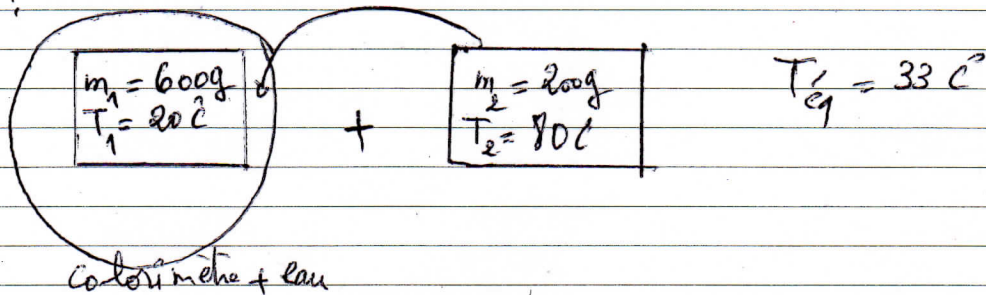
1 - Calcul de la capacité thermique (calorifique) du calorimètre (C) :

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 ( $Q_{\text{reçue}}$ ).

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

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

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

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

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

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

### \* Détermination de la valeur en eau ( $U$ )

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

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

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

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

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

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

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

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

$$\text{A.N.} = c_{\text{Al}} = \frac{- (43 - 33) [4185 (0,16 + 0,12) + 515,07]}{0,162 (43 - 33)}$$

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

$m$  en Kg.  
variation de la température  
en  $c^\circ =$  variation en K.

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

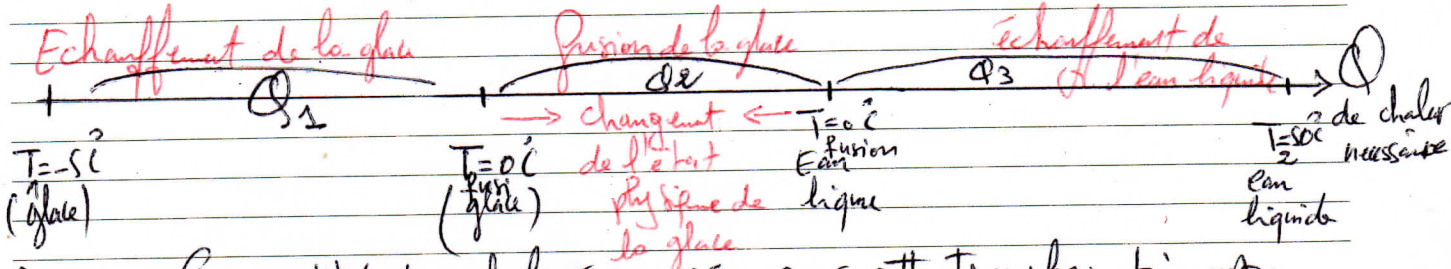
$$\text{On a: } c_{\text{Al}} > c_{\text{Fe}} \quad (890,1 > 449 \text{ J/Kg.K})$$

$\Rightarrow$  (pour les m conditions) = la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1K ( $1^\circ\text{C}$ ) 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 laquelle se transforme en liquide à  $T = 50^\circ\text{C}$ .



Donc la quantité de chaleur nécessaire pour cette transformation est =

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3$$

nécessaire

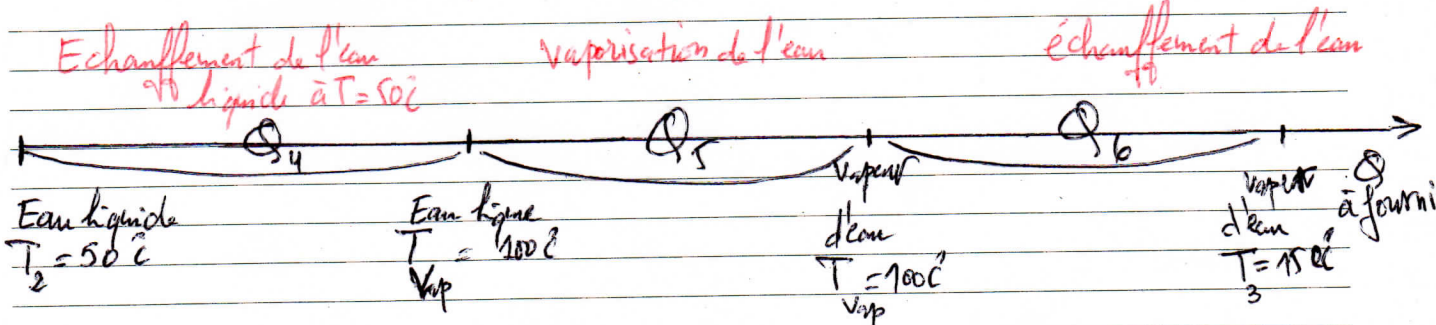
$$Q_1 = m \cdot c_g (T_{fus} - T_1) = 1000 \times 0,47 (5) = 2350 \text{ cal}$$

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

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

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

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



Donc  $Q = Q_4 + Q_5 + Q_6$

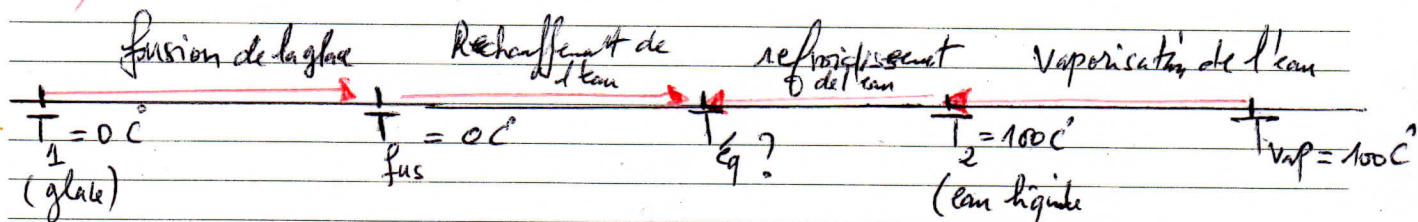
$$Q_4 = m \cdot c_{\text{eau liquide}} (T_{vap} - T_2) = 1000 \times 1 (100 - 50) = 50000 \text{ cal}$$

$$Q_5 = m \cdot L_{\text{vap}} = 540 \times 1000 = 540\,000 \text{ cal.}$$

$$Q_6 = m \cdot c_{\text{eau}} (T_3 - T_{\text{vap}}) = 1000 \times 0,46 (150 - 100) = 23\,000 \text{ cal.}$$

$$\boxed{\Sigma Q = 613\,000 \text{ cal}}$$

II)



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

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)

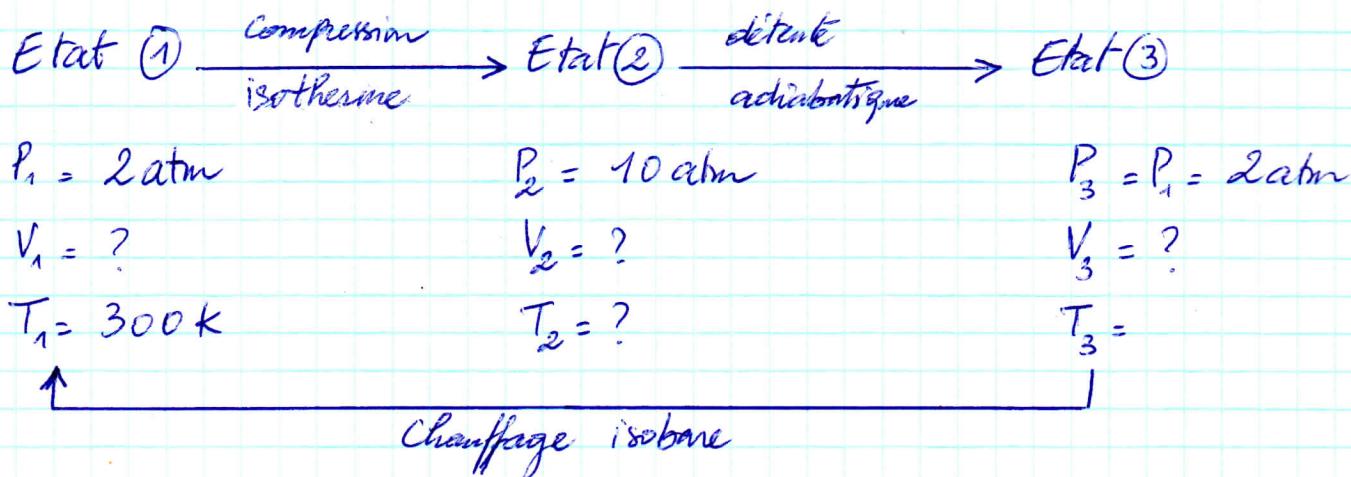
$$Q_{\text{reçue}} = Q_{\text{fusion}} + Q_{\text{rechauffement}} = L_{\text{fus}} m_1 + m_1 c_e (T_{\text{eq}} - T_1)$$

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

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

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

### 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  $T_1 = T_2 = 300 \text{ K}$

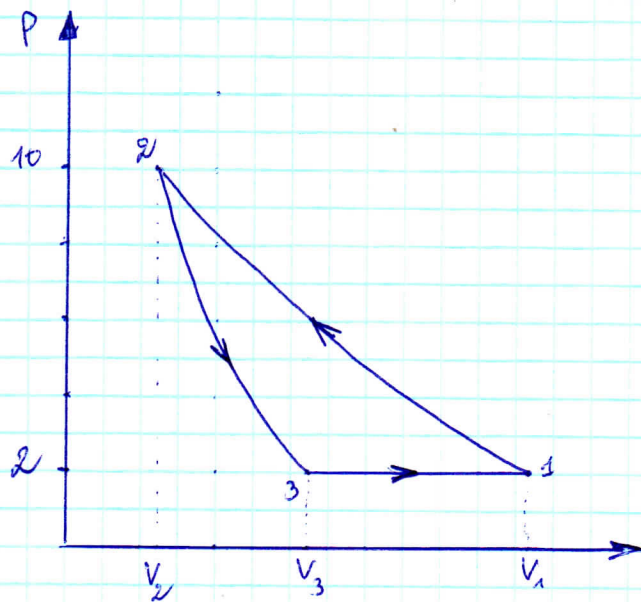
Pour l'état (3):  $P_3 = 2 \text{ atm}$

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  $Q$ ,  $W$ ,  $\Delta U$  et  $\Delta H$ , pour chaque transformation en joule :

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

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

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

or  $W_{1,2} = nRT_1 \ln \frac{P_2}{P_1} = nRT_1 \ln \frac{V_3}{V_2} = 1,8,32 \cdot 300 \ln \frac{12,3}{2,46} = 4017,15 \text{ J}$

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

• Pour la transformation adiabatique 2  $\rightarrow$  3

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

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

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

$W_{3,1} = -P\Delta V = -P_1(V_1 - V_3) = -2 \cdot 1,013 \cdot 10^5 \cdot (12,3 - 6,46) \cdot 10^{-3} (\text{Pa} \cdot \text{m}^3) = -1184 \text{ J}$

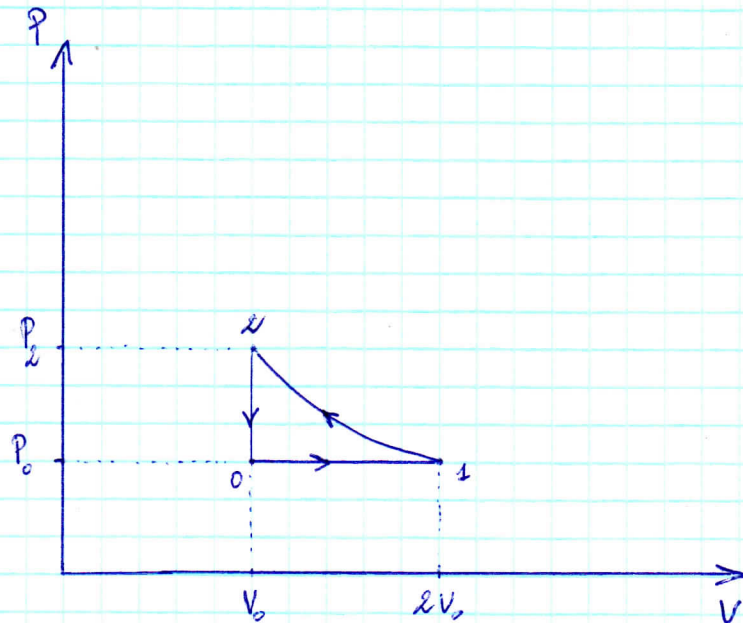
$\Delta U_{3,1} = nC_V (T_1 - T_3) = 1 \cdot \frac{3}{2} \cdot 8,32 (300 - 157,6) = 1777,15 \text{ J}$

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



## 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 :

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

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

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

$$Q_{12} = 1,832 \cdot 672,68 \ln 2 = 3,9 \cdot 10^3 \text{ J} \Rightarrow Q_{12} = 3,9 \cdot 10^3 \text{ J}$$

$$W_{12} = -3,9 \cdot 10^3 \text{ J}$$

Transformation isochore 2 → 0 :

$$W_{20} = 0$$

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

$$Q_{20} = -7 \cdot 10^3 \text{ J}$$

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

$$\begin{aligned} \Delta U_{\text{cycle}} &= W_{01} + W_{12} + W_{20} + Q_{01} + Q_{12} + Q_{20} \\ &= -2,8 \cdot 10^3 + (-3,9 \cdot 10^3) + 0 + 9,8 \cdot 10^3 + 3,9 \cdot 10^3 + (-7 \cdot 10^3) \end{aligned}$$

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