Dr A. RABAHI

USTHB - Faculté de Chimie - (2015/2016)

1° Année ST - Série de TD N°4

Application du 1° principe de la thermodynamique aux transformations physiques d'un gaz parfait

1

$R = 0{,}082 \text{ l atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 8{,}314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = 2 \text{ Cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

1 atm. = $1{,}013\ 10^5$ Pa

Pour un gaz monoatomique : le coefficient γ vaut : $5/3 = 1{,}666$

Pour un gaz diatomique : le coefficient γ vaut : $7/5 = 1{,}4$

Exercice 1 : *Nature des transformations physiques d'un gaz.*

Une mole de gaz parfait subit successivement les transformations suivantes :

	Etat (1)	Etat (2)	Etat (3)
P.V (l.atm)	28	28	56
P (atm)	2	4	4

- Donner la nature de la transformation Etat (1) → Etat (2)
- Donner la nature de la transformation Etat (2) → Etat (3)
- Donner la nature de la transformation Etat (3) → Etat (1)
- Représenter les 3 transformations sur un diagramme de Clapeyron.

Exercice 2 : *Transformation adiabatique réversible.*

On considère un gaz parfait ($C_p = 7$ cal. $K^{-1}.mol^{-1}$) dans un état initial A caractérisé par les variables d'état suivantes : $T_A = 293K$; $V_A = 12$ l et $P_A = 1$ atm.

Il subit alors une compression adiabatique réversible jusqu'à l'état B ($T_B = 400$ K).

1) Calculer le nombre de moles de gaz utilisé.
2) Calculer les variables d'état P_B et V_B
3) Calculer pour ce gaz lors de cette transformation : la chaleur, le travail, les variations d'énergie interne et d'enthalpie.

Exercice 3 : Cycle thermique.

Soit une certaine quantité de gaz parfait ($C_v = 3$ cal. $K^{-1}.mol^{-1}$) qui est dans un état (1) caractérisé par : $T_1 = 250$ K ; $P_1 = 1{,}25$ atm et $V = 57{,}4$ l.

A partir de l'état initial, ce gaz subit successivement les 4 transformations suivantes :

a) Transformation adiabatique réversible jusqu'à l'état (2) caractérisé par $T_2 = 400K$
b) Transformation à pression constante jusqu'à l'état (3) caractérisé par $T_3 = 350$ K
c) Transformation à volume constant jusqu'à l'état (4) caractérisé par $T_4 = T_1$
d) Transformation isotherme réversible ramenant le gaz vers son état initial (1).

I. Représenter qualitativement dans un diagramme de Clapeyron (P , V) la succession des quatre transformations décrites précédemment.
II. Calculer pour ce gaz lors de chaque transformation ainsi que le long du cycle, le travail, la chaleur, les variations d'énergie interne et d'enthalpie.
III. Donner la nature du cycle.

Exercice 4 : *Transformation adiabatique irréversible.*

Une mole d'Oxygène (gaz parfait et γ = 1,44) subit ***une détente adiabatique irréversible*** d'un état initial (caractérisé par une pression de 10 atmosphères et un volume de 2 litres) à un état final (caractérisé par une pression de 1 atmosphère).

1. Déterminer la température finale puis le volume final du gaz.
2. Déterminer pour ce gaz et en Joules : le travail, la variation de l'énergie interne ainsi que celle de son enthalpie lors de cette détente.

Exercice 5 : Cycle thermique.

Une mole de gaz parfait diatomique, initialement dans un état A caractérisé par une pression P_A = 1atm et un volume V_A = 22,4 litres subit les transformations réversibles successives suivantes :

- Compression adiabatique jusqu'à V_B = 7,5 litres
- Refroidissement isobare jusqu'à la température T_C = 350K
- Détente isochore jusqu'à l'état D caractérisé par $T_D = T_A$
- Retour à l'état initial par une détente isotherme.

1. Déterminer les coordonnés des différents état A, B, C, et D.
2. Représenter ce cycle de transformations sur un diagramme de Clapeyron.
3. Calculer (en calories) le travail, la quantité de chaleur, la variation d'énergie interne ainsi que la variation de l'enthalpie pour chaque étape ainsi que pour le cycle.
4. vérifier le principe d'équivalence et donner la nature du cycle.

Exercice 6 : *Transformation adiabatique réversible.*

Un récipient, fermé par un piston mobile, renferme 12g d'Hélium ^4He (gaz parfait monoatomique) dans les conditions P_1 = 1 atm et V_1= 20 litres. On opère ***une compression adiabatique réversible*** qui ramène le gaz dans les conditions P_2, V_2 (P_2 = 5 atm).

Déterminer :

1) Le volume V_2 puis la température T_2.
2) Le travail reçu par le gaz (en Joules).
3) Les variations (en Joules) d'énergie interne et d'enthalpie du gaz .

Ex : 01 Chimie II Série n : 04 Année 2015-2016

	état (1)		état (2)		état (3)
PV l.atm	28	→	28	→	~~2~~56
P atm	2	→	4	→	4
V l	14	→	7	→	14

① → ② $P_1V_1 = P_2V_2 = cst \Rightarrow$ isotherme

② → ③ $P = cst$ isobare

③ → ① $V = cst$ isochore

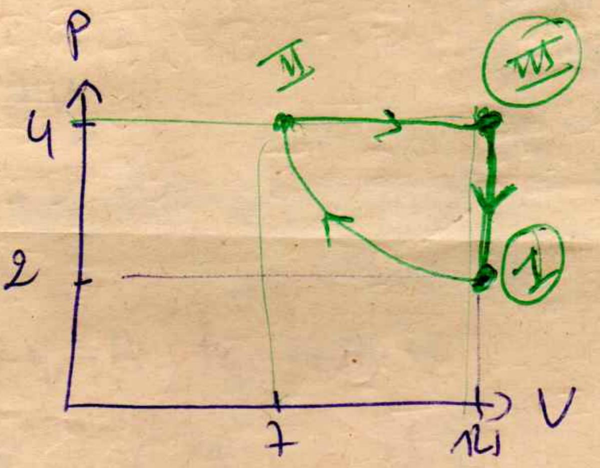


Diagramme de Clapeyron

Ex 02.

Transformation adiabatique réversible.

Etat(1) $\longrightarrow$ Etat(2)

$T_1 = 293\,K$ $\quad$ $T_B = 400\,K$.

$V_A = 12\,l$ $\quad$ $V_B = ?$

$P_A = 1\,atm$ $\quad$ $P_B = ?$

1) Nbre de mole du gaz utilisé.

$$P_A V_A = n R T_A \Rightarrow n = \frac{P_A V_A}{R T_A} = \frac{1 \times 2}{0{,}082 \cdot 293}$$

$$\boxed{n = 0{,}499\,mol}$$

2) calcul de P_B et V_B

transformation adiabatique réversible.

$PV^{\gamma} = cst$. $\quad \gamma = \frac{C_p}{C_v}$

$TV^{\gamma - 1} = cst$ $\quad C_p - C_v = R$. $\quad \begin{cases} \Rightarrow C_v = 5\,cal\,K^{-1}mol^{-1} \\ C_p = 7\,cal\,K^{-1}mol^{-1} \end{cases}$

$$PV^{\gamma} \Rightarrow \begin{cases} P_A V_A^{\gamma} = P_B V_B^{\gamma} \\ T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1} \\ \gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{7}{5} = 1{,}4 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} T_A^{\left(\frac{1}{\gamma-1}\right)} V_A = T_B^{\left(\frac{1}{\gamma-1}\right)} V_B \\ \Rightarrow V_B = \left(\frac{T_A}{V_B}\right)^{\frac{1}{\gamma-1}} \cdot V_A \end{cases}$$

$$\text{A.N: } V_B = \left(\frac{293}{400}\right)^{\left(\frac{1}{1{,}4}\right)} \cdot 12 \Rightarrow \boxed{V_B = 5{,}51\,l.}$$

$$P_B \cdot V_B = n R T_B \Rightarrow P_B = \frac{n R T_B}{V_B} = \frac{(0{,}499) \times (0{,}082)(400)}{5{,}51}$$

$$\boxed{P_B = 2{,}97\,atm}$$

adiabatique réversible. $\delta Q = 0$

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = n C_v (T_B - T_A).$$

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = 0{,}499 \times 5 \times (400 - 293)$$

$$\boxed{\Delta U_{A\to B} = 266{,}965\,cal}$$

$$\Delta H_{A\to B} = n C_p (T_B - T_A) = 0{,}499 \times (7)(400 - 293$$

$$\boxed{\Delta H_{A\to B} = 373{,}75\,cal.}$$

Ex 03

Etat(I) $\xrightarrow[\text{réversible}]{\text{adiabatique}}$ Etat(II) $\xrightarrow[P=cst]{\text{Isobare}}$ Etat III

$T_1 = 250\,K$ $\quad$ $T_2 = 400\,K$ $\quad$ $T_3 = 350\,K$

$P_1 = 1{,}25\,atm$ $\quad$ $P_2 = ?$ $\quad$ $P_2 = P_3 = c$

$V_1 = 57{,}4\,l$ $\quad$ $V_2 = ?$ $\quad$ $V_3 = ?$

Etat III $\xrightarrow[\text{Isochore}]{V=cst}$ Etat IV

Etat IV $\xrightarrow[T=cst]{\text{Isotherme}}$ Etat(I)

Etat IV: $T_4 = T_1 = 2$

$P_4 = ?$

$V_4 = V_3 = ?$

I) Diagramme de clapeyron (P,V) de la succession des quatres transformation

$$P_1 V_1 = n R T_1 \Rightarrow n = \frac{P_1 V_1}{R T_1}$$

$$= \frac{1{,}25 \times (57{,}4)}{(0{,}082) \times (250)} \Rightarrow \boxed{n = 3{,}5\,mole}$$

Transformation I → II

adiabatique réversible.

$TV^{\gamma-1} = cst \Rightarrow T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$

$\Rightarrow (V_2^{\gamma-1}) = \left(\frac{T_1}{T_2}\right) \times V_1^{\gamma-1} \Rightarrow$

$$\boxed{V_2 = \left(\frac{T_1}{T_2}\right)^{\left(\frac{1}{\gamma-1}\right)} \times V_1}$$

A.N $V_2 = \left(\frac{250}{400}\right)^{\frac{1}{\gamma-1}} \cdot (57,4)$

on a $\begin{cases} C_p - C_v = R \\ \gamma = \frac{C_p}{C_v} \end{cases} \Rightarrow C_p = C_v + R$

$C_p = 3 + 2$

$C_p = 5 \, cal \, K^{-1} mol^{-1}$

$\gamma = \frac{5}{3} \Rightarrow \boxed{\gamma = 1,666}$

$V_2 = 57,4 \times \left(\frac{250}{400}\right)^{\frac{1}{1,666-1}}$

$$\boxed{V_2 = 28,34 \, l.}$$

$P_2 V_2 = nRT_2 \Rightarrow P_2 = \frac{nRT_2}{V_2}$

$\Rightarrow P_2 = \frac{(3,5) \times (0,082) \times (400)}{28,34}$

$$\boxed{P_2 = 4,05 \, atm}$$

Transformation 2 → 3 : Isobare $P_2 = P_3 = cst$

$P_2 = P_3 = 4,05 \, atm$

$P_3 V_3 = nRT_3 \Rightarrow V_3 = \frac{nRT_3}{P_3} = \frac{(3,5)(0,082)(350)}{4,05}$

$$\boxed{V_3 = 24,80 \, l.}$$

Transformation (3) → (4) isochore

$V_3 = V_4 = 24,80 \, l.$

$P_4 V_4 = nRT_4 \Rightarrow P_4 = \frac{nRT_4}{V_4} = \frac{(3,5)(0,082)}{24,80}$

$$\boxed{P_4 = 2,89 \, atm}$$

état	P atm	V (l)	T (K)
1	1,25	57,4	250
2	4,05	28,34	400
3	4,05	24,80	350
4	2,89	24,80	250

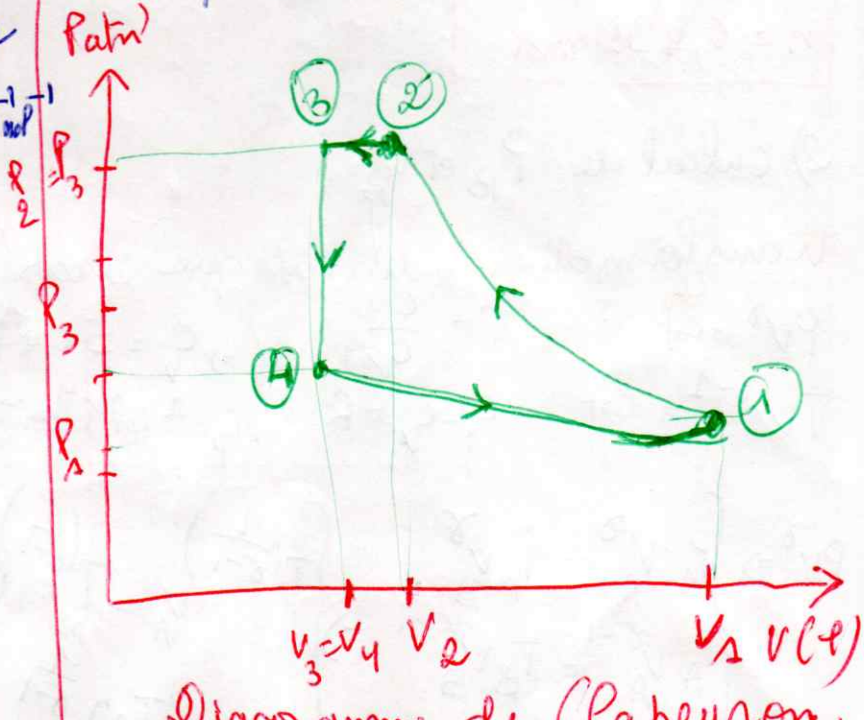


Diagramme de Clapeyron

(VI) W ?, Q ?, ΔU ?, ΔH ?

(1) → (2) Transformation réversible

$\Delta U_{1\to2} = \cancel{Q_{1\to2}}^{0} + W_{1\to2}$.

$\Delta U_{1\to2} = n C_v \Delta T = n C_v (T_2 - T_1)$

$= (3,5) \cdot (3) (400 - 250)$

$$\boxed{\Delta U_{1\to2} = W_{1\to2} = 1575 \, cal}$$

$= n C_p \Delta T = n C_p (T_2 - T_1)$

$= (3,5)(5)(400-250)$

$\boxed{\Delta H_{1\to 2} = 2625 \text{ cal.}}$

2→3 Transformation isobare

$\Delta U_{2\to 3} = W_{2\to 3} + Q_{2\to 3} = n C_V \Delta T$

$= n C_V (T_3 - T_2)$

$\Delta U_{2\to 3} = (3,5) \times (3)(350 - 400)$

$\boxed{\Delta U_{2\to 3} = -525 \text{ cal.}}$

$\Delta H_{2\to 3} = n C_p \Delta T = n C_p (T_3 - T_2)$

$= (3,5)(5)(350 - 400)$

$\boxed{\Delta H_{2\to 3} = -875 \text{ cal.}}$

$W_{2\to 3} = -P\,dV \quad (P_2 = P_3 = cst)$

$= -P_2 \cdot (V_3 - V_2) = -4,05(24,80 - 28,34)$

$\boxed{W_{2\to 3} = 14,337 \text{ atm}}$

On a 1 l atm → 24,39 cal

$W_{2\to 3} = 14,337 \times 24,39$

$\boxed{W_{2\to 3} = 349,679 \text{ cal.}}$

$Q_{2\to 3} = \Delta U_{2\to 3} - W_{2\to 3} = -525 - (349,679)$

$\boxed{Q_{2\to 3} = -875 \text{ cal.}}$

3→4 Transformation isochore

$V = cst$

$dV = 0$

$\boxed{W_{3\to 4} = 0}$

$U_{3\to 4} = Q_{3\to 4} + \cancel{W_{3\to 4}}^{0}$

$\Delta U_{3\to 4} = Q_{3\to 4} = n C_V \Delta T = n C_V (T_4 - T_3)$

$\Delta U_{3\to 4} = (3,5) \times (3)(250 - 350)$

$\boxed{\Delta U_{3\to 4} = Q_{3\to 4} = -1050 \text{ cal.}}$

$\Delta H_{3\to 4} = n C_p \Delta T = n C_p (T_4 - T_3)$

$= (3,5)(5)(250 - 350)$

$\boxed{\Delta H_{3\to 4} = -1750 \text{ cal}}$

4→1 Transformation isotherme

$T = cst.$

$\Delta U_{4\to 1} = n C_V (T_4 - T_1) = 0 \quad T_1 = T_4$

$\Delta H_{4\to 1} = n C_p (T_4 - T_1) = 0$

$\boxed{\Delta U_{4\to 1} = 0} \quad \boxed{\Delta H_{4\to 1} = 0}$

$\Delta U_{4\to 1} = W_{4\to 1} + Q_{4\to 1} = 0 \Rightarrow W_{4\to 1} = -Q_{4\to 1}$

$W_{4\to 1} = -P\,dV \quad P \neq cst \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$

$= -nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} \Rightarrow$

$\boxed{W_{4\to 1} = -nRT \ln \frac{V}{V}}$

$W_{4\to 1} = -(3,5)(2)(50) \ln \left(\frac{57,4}{24,80}\right)$

$W_{4\to 1} = -1468,60 \text{ cal}$

$Q = +1468,60 \text{ cal}$

Pour le cycle :

$\Delta U_{cycle} = \Delta U_{transformation} = 1575 + (-525) + (-1050) + 0$

$\Rightarrow \Delta U_{cycle} = 0$ cal

$\Delta H_{cycle} = \Delta H_{transformation} = 2625 + (-875) + (-1750) + 0$

$\boxed{\Delta H_{cycle} = 0 \text{ cal.}}$

$W_{cycle} = \Sigma W_{tran} = 1575 + 349,679 + 0 + (-1468,60)$

$\boxed{W_{cycle} = + 456,4 \text{ cal}}$

$Q_{cycle} = Q_{trans} = 0 + (-875) + (-1050) + (1468,60)$

$\boxed{Q_{cycle} = -456,4 \text{ cal}}$

Remarque : $\Delta U_{cycle} = 0$ $\Rightarrow$ Car (U) et (H) sont des fonctions d'état.
$\Delta H_{cycle} = 0$

$\Delta U = 0 \Rightarrow W_{cycle} = -Q_{cycle}$ $\Rightarrow$ Le 1er principe de la termodynamique est vérifiée

III nature du cycle :

$W_{cycle} < 0$ $\Rightarrow$ cycle résistant (récepteur)
$Q_{cycle} > 0$

EX04 :

transformation adiabatique irréversible . mole O_2 (gaz parfait $\gamma = 1,44$)

état initial ① $\xrightarrow[\text{irréversible}]{\text{Détente adiabatique}}$ état final ②

$P_1 = 10$ atm. $P_2 = 1$ atm
$V_1 = 2$ l. $V_2 = ?$
$V_1 = ?$ $T_2 = ?$

1) détermination de T_2 et V_2

$\Delta U_{1\to2} = W_{1\to2} + Q_{1\to2}$

Transformation adiabatique.

$Q_{1\to2} = 0$

$\Delta U_{2\to1} = W_{2\to1} = n C_V (T_2 - T_1)$

$W_{2\to1} = W^{irré}$ (transformation irréversible $\Rightarrow dW_{irr}$

$W_{2\to1} = -\int P dV \Rightarrow W_{2\to1} = -P_2(V_2 - V_1)$

$\Rightarrow \begin{cases} n C_V (T_2 - T_1) = -P_2(V_2 - V_1) & ① \\ P_2 V_2 = nRT_2 \Rightarrow V_2 = \dfrac{nRT_2}{P_2} & ② \end{cases}$

on remplace ② dans ① $\Rightarrow$

$n C_V (T_2 - T_1) = -P_2\left(\dfrac{nRT_2}{P_2} - V_1\right) = 0$

$n C_V T_2 - n C_V T_1 = -nRT_2 + P_2 V_1 = 0$

$T_2(n C_V + nR) = n C_V T_1 + P_2 V_1$

$$T_2 = \frac{nC_V T_1 + P_2 V_1}{nC_V + nR}$$

$n = 1$ mole.

$T_1 = ?$ $P_1 V_1 = nRT_1 \Rightarrow \boxed{T_1 = \frac{P_1 V_1}{nR}}$

$T_1 = \frac{10 \times 2}{1 \times 0{,}082} \rightarrow \boxed{T_1 = 243{,}90K}$

$\begin{cases} C_p - C_V = R \\ \frac{C_p}{C_V} = \gamma \Rightarrow C_p = \gamma . C_V \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} (\gamma - 1) C_V = R \\ C_V = \frac{R}{\gamma - 1} \end{cases}$

$C_V = \frac{8{,}314}{1{,}44 - 1} \Rightarrow C_V = 18{,}895 J K^{-1} mol^{-1}$

1 l.atm → 101,39 J = 24,39 cal

$$T_2 = \frac{(1)(18{,}895) \times (243{,}90) + (1)(2) \times 10(24{,}39)}{1 \times (18{,}895) + (1) \times (8{,}314)}$$

$\boxed{T_2 = 177K.}$

$P_2 V_2 = nRT_2 \Rightarrow V_2 = \frac{nRT_2}{P_2}$

$V_2 = \frac{1 \times (0{,}082)(177)}{1}$

$\boxed{V_2 = 14{,}51 \, l.}$

2) ΔU ?, ΔH ? ΔW, ΔQ

$\Delta U_{1\to2} = W_{1\to2} + Q_{1\to2}$ $(Q = 0)$

$\Delta U_{1\to2} = n C_V (T_2 - T_1) = (1)(18{,}895)(177 - 243{,}90)$

$\boxed{\Delta U_{1\to2} = W_{1\to2} = -1264{,}1 J}$

$\Delta H_{1\to2} = n C_p (T_2 - T_1)$

$C_p = \gamma . C_V = 1{,}44 \times (18{,}895)$

$\boxed{C_p = 27{,}21 J K^{-1} mol^{-1}}$

$\Delta H_{1\to2} = (1)(27{,}21) \times (177 - 243$

$\boxed{\Delta H_{1\to2} = -1820{,}349 J}$

EXO5 : cycle thermique

GP : $n = 1$ mole $\gamma = 1{,}4$

état A $\xrightarrow[\text{adiabatique}]{\text{compression}}$ état B $\xrightarrow{\text{isobare}}$ ét

$P_A = 1atm$
$V_A = 22{,}4 l$
$T_A = ?$

$P_B = ?$ $? = P_C$
$V_B = 7{,}5 l$ V
$T_B = ?$ $T =$

isochore

état

détente isotherme ($T = cst$)

$P_D =$
$V_D = V_C =$
$T_D = T_A$

1) Coordonnés des états A, B, C et D.

état A : $T_A = ?$

$P_A V_A = nRT_A \Rightarrow$

$T_A = \frac{P_A V_A}{nR}$.

$$T_A = \frac{(1)\times(22,4)}{(1)\times(0,082)} \Rightarrow \boxed{T_A = 273,17K}$$

$\gamma = 1,44$.

$$TV^{\gamma-1} \Rightarrow T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1}$$

$$\Rightarrow T_A^{\frac{1}{\gamma-1}} \cdot V_A = T_B^{\frac{1}{\gamma-1}} \cdot V_B.$$

$$\Rightarrow T_B = T_A \left(\frac{V_A}{V_B}\right)^{\gamma-1}$$

A.N: $T_B = 273,17 \left(\frac{22,4}{7,5}\right)^{1,4-1}$

$$\boxed{T_B = 423,16K.}$$

$$P_B V_B = nRT_B \Rightarrow P_B = \frac{nRT_B}{V_B}.$$

A.N: $P_B = \frac{(1)\times(0,082)\times(423,16)}{7,5}$

$$\boxed{P_B = 4,626\,atm.}$$

état C: $P_C = P_B = 4,626$ atm. $T_C = 350K$.

Transformation isobare C – B.

$$P_C V_C = nRT_C \Rightarrow V_C = \frac{nRT_C}{P_C}$$

$$V_C = \frac{(1)\times(0,082)\times(350)}{4,626}$$

$$\boxed{V_C = 6,20\,\ell.}$$

état D:

$V_D = V_C = 6,2\,\ell$.

(isochore).

$T_D = T_A = 273,17K$.

$$P_D V_D = nRT_D$$

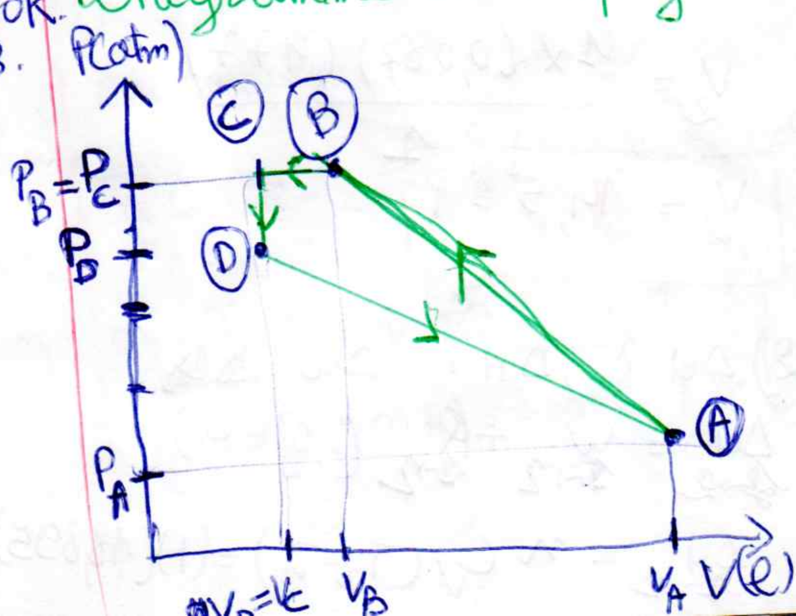
$$\Rightarrow P_D = \frac{nRT_D}{V_D}$$

$$P_D = \frac{(1)\times(0,082)(273,17)}{6,20}$$

$$\boxed{P_D = 3,613\,atm}$$

états	P(atm)	V(ℓ)	T(K)
A	1	22,4	273,17
B	4,626	7,5	423,16
C	4,626	6,20	350
D	3,613	6,20	273,16

Diagramme de Clapeyrons



Transformation adiabatique $A \to B$.

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} + \cancel{Q_{A\to B}} \quad \text{avec } Q_{A\to B} = 0$$

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = nC_V \Delta T = nC_V (T_B - T_A)$$

$$\begin{cases} C_P - C_V = R \\ \dfrac{C_P}{C_V} = \gamma \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} C_V(\gamma - 1) = R \\ C_V = \dfrac{R}{\gamma - 1} = \dfrac{2}{1,4-1} \end{cases}$$

$$\boxed{C_V = 5 \text{ cal } K^{-1} \text{mol}^{-1}}$$

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = (1)\times(5)(423,16 - 273,17)$$

$$\boxed{\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = 749,95 \text{ cal}}$$

$$\Delta H_{A\to B} = nC_P(T_B - T_A) = n\gamma C_V (T_B - T_A)$$

$$\Delta H_{A\to B} = (1)\times(1,4)(5)(423,16 - 273,17)$$

$$\boxed{\Delta H_{A\to B} = 1049,93 \text{ cal}}$$

Refroidissement isobare $(B \to C)$:

$$P_B = P_C = cst$$

$$\Delta U_{B\to C} = W_{B\to C} + Q_{B\to C}$$

$$\Delta U_{B\to C} = nC_V (T_C - T_B) = (1)(5)\cdot(350 - 423,16)$$

$$\boxed{\Delta U_{B\to C} = -365,8 \text{ cal}}$$

$$W_{B\to C} = -P_B (V_C - V_B)$$

$$= -4,826\cdot(6,20 - 7,50)$$

$$\boxed{W_{B\to C} = +6,013 \text{ l.atm}}$$

$$1 \text{ l.atm} \longrightarrow 24,39 \text{ cal}$$

$$\boxed{W_{B\to C} = +146,676 \text{ cal}}$$

$$Q_{B\to C} = \Delta U_{B\to C} - W_{B\to C} = -365,8 - (+146,676)$$

$$\boxed{Q_{B\to C} = -512,47 \text{ cal}}$$

$$\Delta H_{B\to C} = nC_P (T_C - T_B) = n\gamma C_V (T_C - T_B)$$

$$\boxed{\Delta H_{B\to C} = -512,12 \text{ cal}}$$

Transformation isochore

$C \to D$. $\Rightarrow V_C = V_D = cst = 6,2 \text{ l}$

$$\Delta U_{C\to D} = \cancel{\Delta W} + \Delta Q$$

$$\Delta U_{C\to D} = \Delta Q = nC_V \Delta T$$

$$= nC_V (T_D - T_C)$$

$$\Delta U_{C\to D} = (1)\times(5)(273,17 - 350)$$

$$\boxed{\Delta U_{C\to D} = Q_{C\to D} = -384,15 \text{ cal}}$$

$$\Delta H_{C\to D} = nC_P (T_D - T_C) = n\gamma C_V (T_D - T_C)$$

$$\Delta H_{C\to D} = (1)(1,4)\times(5)(273,17 - 350)$$

$$\boxed{\Delta H = -537,81 \text{ cal}}$$

Transformation adiabétique $A \to B$.

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} + \cancel{Q_{A\to B}} \quad \text{avec } Q_{A\to B} = 0$$

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = n C_V \Delta T = n C_V (T_B - T_A)$$

$$\begin{cases} C_P - C_V = R \\ \dfrac{C_P}{C_V} = \gamma \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} C_V(\gamma - 1) = R \\ C_V = \dfrac{R}{\gamma - 1} = \dfrac{2}{1{,}4-1} \end{cases}$$

$$\boxed{C_V = 5 \text{ cal } K^{-1} mol^{-1}}$$

$$\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = (1) \times (5)(423{,}16 - 273{,}17)$$

$$\boxed{\Delta U_{A\to B} = W_{A\to B} = 749{,}95 \text{ cal}}$$

$$\Delta H_{A\to B} = n C_P (T_B - T_A) = n\gamma C_V (T_B - T_A)$$

$$\Delta H_{A\to B} = (1) \times (1{,}4)(5)(423{,}16 - 273{,}17)$$

$$\boxed{\Delta H_{A\to B} = 1049{,}93 \text{ cal}}$$

Refroidissement isobare $(B \to C)$:

$$P_B = P_C = cst$$

$$\Delta U_{B\to C} = W_{B\to C} + Q_{B\to C}$$

$$\Delta U_{B\to C} = n C_V (T_C - T_B) = (1)(5) \cdot (350 - 423{,}16)$$

$$\boxed{\Delta U_{B\to C} = -365{,}8 \text{ cal}}$$

$$W_{B\to C} = -P_B (V_C - V_B)$$

$$= -4{,}826 \cdot (6{,}20 - 7{,}50)$$

$$\boxed{W_{B\to C} = +6{,}013 \text{ l.atm}}$$

$$1 \text{ l.atm} \longrightarrow 24{,}39 \text{ cal}$$

$$\boxed{W_{B\to C} = +146{,}676 \text{ cal}}$$

$$Q_{B\to C} = \Delta U_{B\to C} - W_{B\to C} = -365{,}8 - (+146{,}676)$$

$$\boxed{Q_{B\to C} = -512{,}47 \text{ cal}}$$

$$\Delta H_{B\to C} = n C_P (T_C - T_B) = n\gamma C_V (T_C - T_B)$$

$$\boxed{\Delta H_{B\to C} = -512{,}12 \text{ cal}}$$

Transformation isochore $C \to D$. $\Rightarrow V_C = V_D = cst = 6{,}2\ l$

$$\Delta U_{C\to D} = \cancel{\Delta W} + \Delta Q$$

$$\Delta U_{C\to D} = \Delta Q = n C_V \Delta T$$

$$= n C_V (T_D - T_C)$$

$$\Delta U_{C\to D} = (1) \times (5)(273{,}17 - 350)$$

$$\boxed{\Delta U_{C\to D} = Q_{C\to D} = -384{,}15 \text{ cal}}$$

$$\Delta H_{C\to D} = n C_P (T_D - T_C) = n\gamma C_V (T_D - T_C)$$

$$\Delta H_{C\to D} = (1)(1{,}4) \times (5)(273{,}17 - 350)$$

$$\boxed{\Delta H = -537{,}81 \text{ cal}}$$

① Compression adiabatique réversible → état ②

$P_1 = 1\,atm$ $\quad P_2 = 5\,atm$

$V_1 = 20\,l$ $\quad V_2 = ?$

$T_1 = ?$ $\quad T_2 = ?$

on $PV^{\gamma} \Rightarrow P_1 V_1^{\gamma} = P_2 V_2^{\gamma}$

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

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

$\Rightarrow V_2 = \left(\frac{1}{5}\right)^{\frac{1}{1{,}666}} \cdot 20 \Rightarrow$

$\boxed{V_2 = 7{,}61\,l.}$

$P_2 V_2 = nRT_2 \Rightarrow T_2 = \frac{P_2 V_2}{nR}$

$\Rightarrow T_2 = \frac{(5)\times(7{,}61)}{(3)\times(0{,}082)}$

$\Rightarrow \boxed{T_2 = 154{,}67\,K}$

$W_{1\to 2} = \left(\frac{1}{\gamma - 1}\right)(P_f V_f - P_i V_i)$

transformation adiabatique réversible

$W_{1\to 2} = \left(\frac{1}{1{,}666-1}\right)(5\times(7{,}61) - (1\times 20))$

$\boxed{W_{1\to 2} = 27{,}10\,l.atm}$

$1\,l.atm \longrightarrow 101{,}39\,J.$

$W_{1\to 2} = 27{,}10 \times 101{,}39$

$\boxed{W_{1\to 2} = 2747{,}88\,J.}$

$\Delta U = ?$ / $\Delta H = ?$

$\Delta U_{1\to 2} = n C_V (T_2 - T_1)$

$= n \times \left(\frac{R}{\gamma - 1}\right)(T_2 - T_1)$

$= 3 \times \left(\frac{8{,}314}{1{,}666-1}\right)(154{,}67 - 81{,}30)$

$\boxed{\Delta U_{1\to 2} = 2747{,}74\,J.}$

Calcul de T_1 :

$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$

$T_2 = T_1 \cdot \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}$

on doit calculer T_1 :

$P_1 V_1 = nRT_1 \Rightarrow T_1 = \frac{P_1 V_1}{nR}$

$T_1 = \frac{(1)\times(20)}{(3)\times(0{,}082)} \Rightarrow$

$\boxed{T_1 = 81{,}30\,K}$

~~EXO2~~:

$$\Delta H_{1\to2} = n C_p (T_2 - T_1)$$

$$= n \gamma C_V (T_2 - T_1)$$

$$= \cancel{(3)(1,666)\times}$$

$$= n \gamma \cdot \left(\frac{R}{\gamma - 1}\right)(T_2 - T_1)$$

<u>A.N:</u> $\Delta H_{1\to2} = (3)(1,666) \times \left(\frac{8,314}{1,666-1}\right)(154,67 - 81,30)$

$$\boxed{\Delta H_{1\to2} = +4577,73 J.}$$