

⇒ chaleur $Q_{1 \rightarrow 2}$

On applique P_1 1^{er} principe et état $\rightarrow 2$

$$\Delta U_{1 \rightarrow 2} = W_{1 \rightarrow 2} + Q_{1 \rightarrow 2} = 0$$

car c'est isotherme $U = U(T)$

$$\Rightarrow Q_{1 \rightarrow 2} = -W_{1 \rightarrow 2} = \boxed{-3,88 \text{ KJ}}$$

4) Vérification du 1^{er} principe:

$$\begin{aligned} \Delta U_{\text{cycle}} &= \sum Q_i + \sum W_i \\ &= -1,08 \text{ KJ} + 1,08 \text{ KJ} \\ &= 0 \end{aligned}$$

Donc le 1^{er} principe est vérifié

Exercice 4:

$$\left. \begin{array}{l} P_1 = 5 \text{ atm} \\ T_1 = 298 \text{ K} \end{array} \right\} \xrightarrow{\text{Détente}} \left. \begin{array}{l} P_2 = 1 \text{ atm} \\ T_2 = ?? \end{array} \right\}$$

↳ Cas 1: Détente isotherme réversible

1) Calculons T_2 :

$$\text{Isotherme} \Rightarrow T_2 = T_1 = 298 \text{ K}$$

2) ΔU :

$$U = U(T) \Rightarrow \Delta U = 0 \text{ car } T = C^{\text{ste}}$$

3) Le travail:

$$W = - \int p dV$$

Dans le cas d'une transformation réversible, la transformation passe par des états d'équilibre intermédiaire.

($P_{\text{ext}} = P_{\text{gaz}}$) \Rightarrow Transformation quasi-statique (très lente)

$$\begin{aligned} \text{donc } W &= - \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV \\ (T = C^{\text{ste}}) &= -nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \end{aligned}$$

raison que $P_2 V_2 = P_1 V_1$

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

$$\text{donc } W = nRT \ln \left(\frac{P_1}{P_2} \right)$$

$$\text{A.N. } \boxed{W = -3,98 \text{ KJ}}$$

4) Quantité de chaleur:

On applique le 1^{er} principe:

$$\Delta U = W + Q = 0 \text{ (car isotherme)}$$

$$Q = -W = \boxed{3,98 \text{ KJ}}$$

5) ΔH :

$$H = U + pV$$

$$dH = dU + d(pV) \quad \text{"0 (car Isotherme)}$$

$$\Delta H = \Delta U$$

$$\boxed{\Delta H = 0}$$

ou bien on applique l'1^{er} loi de Joule

$$H = U(T) \Rightarrow \boxed{\Delta H = 0}$$

↳ Cas 2: Détente isotherme irréversible

1) T_2 :

$$\text{Isotherme} \Rightarrow T_2 = T_1 = 298 \text{ K}$$

2) ΔU :

$$\Delta U = 0 \text{ (Isotherme)}$$

3) Travail:

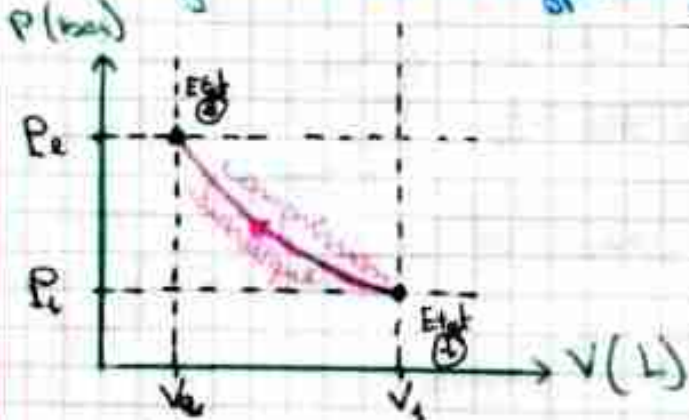
Etat initial $\xrightarrow{\text{brutal}} \text{Etat final}$

Dans le cas d'une transformation irréversible, le passage de l'état initial à l'état final se réalise de façon brutale sans passer par des états d'équilibre intermédiaires.

Exercice 2:

$$\left. \begin{array}{l} P_1 = 1 \text{ bar} \\ V_1 = 10 \text{ L} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{compression} \\ \text{adiabatique} \end{array} \left| \begin{array}{l} P_2 = 3 \text{ bar} \\ V_2 = ? \end{array} \right.$$

Diagramme de Clapeyron (P, V)



① Calculer V_2 :

Sachons que la transformation de l'état

① à l'état ② n'est effectuée de façon adiabatique réversible donc.

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

$$\left(\frac{V_1}{V_2} \right)^\gamma = \frac{P_2}{P_1} = 0,33$$

$$\Rightarrow V_2 = 5,1 \text{ L}$$

② Le travail échangé:

par définition

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int p dv$$

Soit $pV^\gamma = cte \Rightarrow p = \frac{cte}{V^\gamma}$

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_{V_1}^{V_2} \frac{C}{V^\gamma} dV$$

$$= \left[\frac{C^{1-\gamma}}{(\gamma-1)V^{\gamma-1}} \right]_{V_1}^{V_2}$$

$$= \left[\frac{C^{1-\gamma} V^{1-\gamma}}{\gamma-1} \right]_{V_1}^{V_2} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma-1}$$

A.N: $W_{1 \rightarrow 2} = +2,125 \text{ kJ}$

$$\left[\frac{PV^\gamma \cdot V^{1-\gamma}}{\gamma-1} \right]_{V_1}^{V_2} = \left[\frac{PV}{\gamma-1} \right]_{V_1}^{V_2}$$

compression

③ la variation de l'énergie interne

premier principe:

$$\Delta U = W + Q = 0 \text{ (car la transformation est adiabatique)}$$

$$\Delta U = W = +2,125 \text{ kJ}$$

④ Variation de la température:

1^{er} loi de Joule

$$\Delta U = C_v \Delta T$$

$$C_p - C_v = nR \Leftrightarrow \frac{C_p}{C_v} - 1 = \frac{nR}{C_v}$$

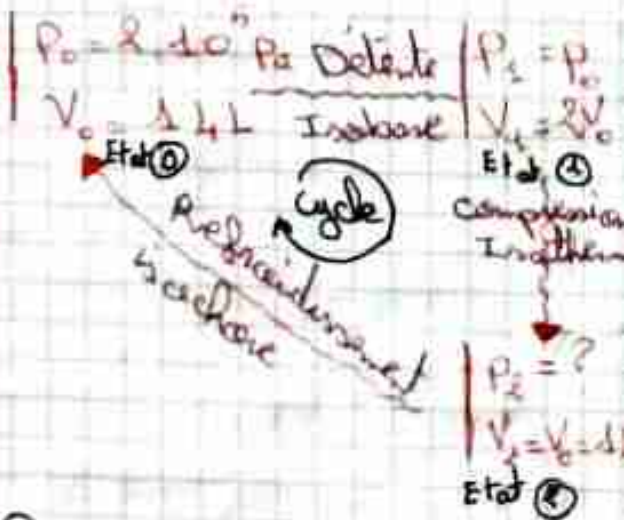
$$\gamma - 1 = \frac{nR}{C_v}$$

$$\Rightarrow C_v = \frac{nR}{\gamma-1}$$

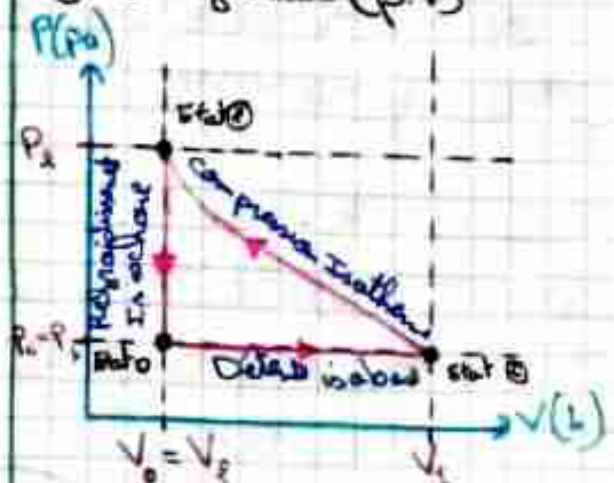
donc $\Delta T = \frac{\Delta U}{C_v} = 306,5 \text{ K}$

avec $n(\text{He}) = 0,5 \text{ mol} = \frac{m}{M}$

Exercice 3:



⑤ Diagramme (P, V)



② Température à la compression :
On a à l'état ①

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

$$T_1 = \frac{2 P_0 V_0}{n R} = 2 T_0$$

avec $T_0 = \frac{P_0 V_0}{n R} = 336,8 \text{ K}$

Donc

$$T_1 = 673,6 \text{ K}$$

La pression maximale : c'est P_2
Au cours de la compression isotherme
de l'état ① à l'état ②

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

d'où $P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{2 P_0 V_0}{V_0} = 2 P_0$

A.N $P_2 = 4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

③ Travail et chaleur :

⇒ Détente isobare : $0 \rightarrow 1$

$$W_{0 \rightarrow 1} = - \int p dV \text{ avec } p = \text{cte}$$

$$= - P_0 \Delta V = - P_0 \Delta V \text{ car } P_0 = P_1$$

$$= - P_0 (V_1 - V_0)$$

$$= - P_0 (2V_0 - V_0) = - P_0 V_0$$

$$W_{0 \rightarrow 1} = - 2,8 \text{ kJ}$$

Remarque :

* Capacité calorifique : J/K

alors $Q = n C_{p,m} dT$

* capacité calorifique molaire : J/mol.K

alors $Q = C_{p,m} \cdot dT$

* capacité calorifique molaire : J/mol.K

alors $Q = n \cdot C_{p,m} \cdot dT$

⇒ Compression Isotherme :

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int p dV = - \int \frac{n R T}{V} dV$$

(T cste) $= - n R T \int \frac{dV}{V}$

$$= - n R T \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

avec $V_1 = V_0$ et $V_2 = 2V_0$

Sachons que $P_1 V_1 = n R T = P_2 V_2$

$$n R T = P_1 V_1 = P_2 V_2 = 2 P_0 V_0$$

d'où $W_{1 \rightarrow 2} = 2 P_0 V_0 \ln(2)$

Alors $W_{1 \rightarrow 2} = + 3,88 \text{ kJ}$

⇒ Refroidissement isochore :

$$W_{1 \rightarrow 0} = - \int p dV \text{ avec } V = \text{cte}$$

d'où $W_{1 \rightarrow 0} = 0$

* les chaleurs :

$$= Q_{2 \rightarrow 0} :$$

$$Q_{2 \rightarrow 0} = n C_v \Delta T$$

$$= n C_v \Delta T = n C_v (T_0 - T_1)$$

et puisque le gaz est isotherme
donc $T_1 = T_2$

d'où $Q_{2 \rightarrow 0} = - 7 \text{ kJ}$

⇒ $0 \rightarrow 1$

Calculons $Q_{0 \rightarrow 1}$:

$$Q_{0 \rightarrow 1} = n C_p (T_1 - T_0)$$

d'où $Q_{0 \rightarrow 1} = + 9,8 \text{ kJ}$

Loi de Laplace:

on l'applique quand on a des transformations adiabatiques + Réversibles

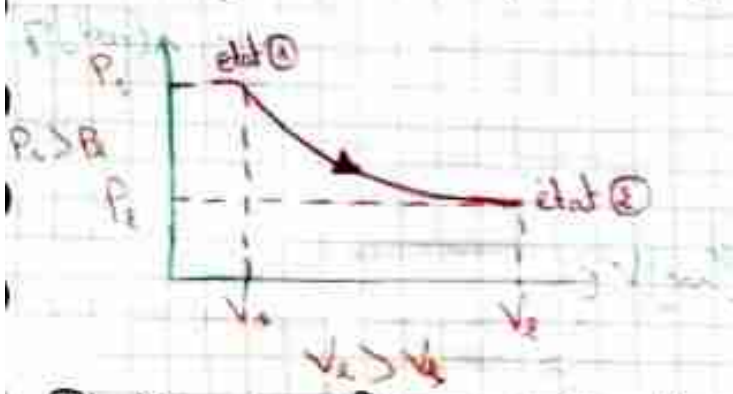
Exercice 1:

Données $\left\{ \begin{array}{l} P_1 = 10 \text{ bar} \\ P_2 = 1 \text{ bar} \\ V_1 = 1 \text{ m}^3 \end{array} \right.$ Détente
 $\xrightarrow{T = \text{cte}}$
 Isotherme

Détente \neq Compression

$P \downarrow V \uparrow$ $P \uparrow V \downarrow$

Diagramme de Clapeyron (P-V)



① le travail: $n = 1 \text{ mole}$
 par définition:

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int P dV$$

Equation des Gaz parfait

$$PV = nRT = \text{cte} \Rightarrow P = \frac{nRT}{V}$$

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_1^2 nRT \frac{dV}{V}$$

$$= - nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

Calculons V_2 :

Sachant que la transformation est Isotherme

$$P_1 V_1 = nRT = \text{cte}$$

$$P_2 V_2 = nRT = \text{cte}$$

$$\Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\text{d'où } V_2 = \frac{P_1}{P_2} V_1 = 10 \text{ m}^3$$

$$\text{Donc } W_{1 \rightarrow 2} = - nRT \ln \left(\frac{10}{1} \right)$$

$$\text{D'où } W_{1 \rightarrow 2} = - 2,3 \times 10^4 \text{ [J]}$$

Le signe (-) implique que le gaz a perdu de l'énergie au cours de la détente.

② Quantité de chaleur:

$$\delta Q_{1 \rightarrow 2} = Q_{1 \rightarrow 2} dT + P dV$$

car $(T = \text{cte})$

$$\text{donc } \delta Q_{1 \rightarrow 2} = P dV$$

$$Q_{1 \rightarrow 2} = \int_1^2 P dV$$

$$Q_{1 \rightarrow 2} = 2,3 \times 10^4 \text{ [J]}$$

ou bien: On applique le 1^{er} principe

$$\Delta U_{1 \rightarrow 2} = W_{1 \rightarrow 2} + Q_{1 \rightarrow 2} = 0$$

$$\Rightarrow Q_{1 \rightarrow 2} = -W_{1 \rightarrow 2}$$

$$= 2,3 \times 10^4 \text{ [J]}$$

③ La variation de l'énergie interne

$$\Delta U_{1 \rightarrow 2} = W_{1 \rightarrow 2} + Q_{1 \rightarrow 2} = 0$$

car la transformation $1 \rightarrow 2$ étant isotherme $\Delta U = 0$

Remarque ΔU du cycle de l'état ① à l'état ① $\Delta U = 0$

Série 2

Exercice 1:

D.N. $Q_A = -Q_B$

Sachons que le système $\{A, B\}$ est isolé \rightarrow Aucun échange d'énergie (mécanique "W" et thermique "Q")

Avec l'extérieur

1^{er} principe du système $\{A, B\}$

$$\Delta U_{A+B} = Q_{A+B} + W_{A+B} = 0$$

(car $\{A, B\}$ est isolé)

$W_{A+B} = 0$ $\left\{ \begin{array}{l} V = C^st \text{ le volume des} \\ \text{corps solide est invariable} \\ \text{durant la transformation} \\ \text{d'où } dV = 0 \end{array} \right.$

$Q_{A+B} = Q_A + Q_B = 0$
d'où $Q_A = -Q_B$ C.Q.F.D

2) Calculer la température finale:

Remarque:

Capacité thermique : J/K

$$\delta Q = C_{p,v} dT$$

Capacité thermique massique J/K.kg

$$\delta Q = m C_{p,v} dT$$

Capacité thermique molaire : J/K.mol

$$\delta Q = n C_{p,v} dT$$

$$Q_A = m_A C_{Zn} (T_f - T_A) \text{ pour A}$$

$$Q_B = m_B C_{Cu} (T_f - T_B) \text{ pour B}$$

par ailleurs : nous avons

$$Q_A = -Q_B$$

$$m_A C_{Zn} (T_f - T_A) = m_B C_{Cu} (T_f - T_B)$$

$$T_f = \frac{m_A C_{Zn} T_A + m_B C_{Cu} T_B}{m_A C_{Zn} + m_B C_{Cu}}$$

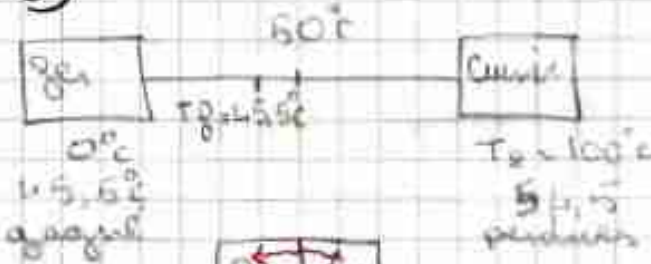
A.N $T_f = 218,5 \text{ K} \approx 45,5^\circ\text{C}$

Rappel:

La capacité thermique

La capacité thermique d'un corps est une grandeur qui mesure la chaleur qu'il faut lui transférer pour augmenter sa température de 1K

3)



A l'équilibre thermique $T_f = 45,5^\circ\text{C}$

On a trouvé que le corps métallique qui possède la plus grande capacité thermique (à masse égale) est celui qui "Tire" vers lui la température finale de l'ensemble $\{A, B\}$

AB - C : Refroidissement isochore

$$\bullet W_{B-C} = 0 \text{ car } V=C \Rightarrow dV=0$$

$$\bullet \delta Q_{B-C} = C_v dT + p dV$$
$$Q_{B-C} = \int_{T_0}^{T_c} C_v dT = \frac{nR}{\alpha+1} (T_c - T_0)$$
$$= -6,8 \text{ KJ}$$

1^{er} principe: $\Delta U_{B-C} = W_{B-C} + Q_{B-C} = -6,8 \text{ KJ}$

* C-D: Détente isotherme ($T=C^{ste}$)

$$\bullet W_{C-D} = - \int p dV = - \int nRT \frac{dV}{V}$$
$$= nRT_c \ln\left(\frac{V_c}{V_0}\right)$$

$$W_{C-D} = -1 \text{ KJ}$$

$$\bullet \delta Q_{C-D} = C_v dT + p dV$$

$$Q_{C-D} = \int p dV = -W_{C-D}$$

$$Q_{C-D} = 1 \text{ KJ}$$

1^{er} principe: $\Delta U_{C-D} = W_{C-D} + Q_{C-D} = 0$

* D-A: Isochore ($p=C^{ste}$)

$$\bullet W_{D-A} = - \int_{V_0}^{V_A} p dV = -p_0 (V_A - V_0)$$

$$W_{D-A} = -1,56 \text{ KJ}$$

$$\bullet \delta Q_{D-A} = C_p dT - V dp$$
$$Q_{D-A} = \int_{T_0}^{T_A} C_p dT = \frac{nR\alpha}{\alpha+1} (T_A - T_0)$$
$$= 1,35 \text{ KJ}$$

1^{er} principe: $\Delta U_{D-A} = W_{D-A} + Q_{D-A} = -0,8 \text{ KJ}$

5/ W_T et Q_T :

$$W_T = W_{A-B} + W_{B-C} + W_{C-D} + W_{D-A}$$

$$W_T = 1,5 \text{ KJ}$$

$$Q_T = Q_{AB} + Q_{BC} + Q_{CD} + Q_{DA}$$

$$Q_T = -1,5 \text{ KJ}$$

6/ ΔU_{cycle} :

$$\Delta U_{\text{cycle}} = W_T + Q_T \approx 0$$

Le premier principe est bien vérifié

$$\begin{aligned} W_{\text{int}} &= - \int P_{\text{ext}} dV = - \int P_{\text{gaz}} dV = - \int P_{\text{int}} dV \\ &= - P_{\text{int}} \int dV = - P_2 \int dV \\ &= - P_2 (V_2 - V_1) \text{ avec } PV = nRT \\ &\quad \text{donc } V = \frac{nRT}{P} \end{aligned}$$

$$W_{\text{int}} = - 1,98 \text{ kJ}$$

$$W_{\text{int}} = - P_0 \left(\frac{nRT_2}{P_2} - \frac{nRT_1}{P_1} \right)$$

4) Chaleur:

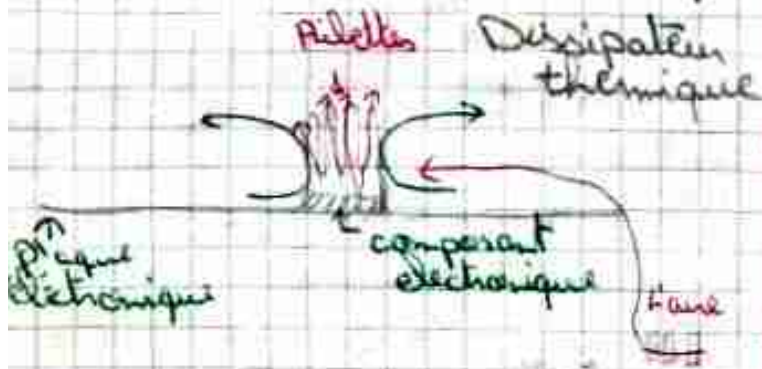
$$Q = -W = 1,98 \text{ kJ}$$

d'après le 1^{er} principe:

5) ΔH :

$$\Delta H = 0 \text{ (car Isotherme)}$$

3) Choix du dissipateur thermique:



L'aluminium comme dissipateur thermique car sa capacité thermique est plus élevée

4) ΔS_B ?

par définition

$$\Delta S_B = \int \frac{\delta Q_B}{T} = \int_{T_A}^{T_B} \frac{m C_{cu} dT}{T}$$

$$= m C_{cu} \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right)$$

A.N $\Delta S_B = -6,05 \text{ J/K}$

Le corps B a perdu de l'entropie \Rightarrow le corps "B" a tendance à s'ordonner

Exercice 2:

1) ΔS_A = ?

$$\Delta S_A = \int \frac{\delta Q_A}{T} = \int_{T_A}^{T_B} \frac{m C_A dT}{T}$$

La température finale du corps A est la température du milieu ambiant (milieu B)

$$T_B = T_A = 20^\circ\text{C}$$

$$\Delta S_A = m_A C_A \ln\left(\frac{T_B}{T_A}\right)$$

$\Delta S_A = 3,1 \text{ J/K}$

2) ΔS_B = ?

Le milieu B est considéré comme un thermostat.

Définition: Thermostat

C'est un milieu dont la capacité thermique est infinie. Il est considéré aussi comme un système fermé de température constante pour tout transfert thermique.

$$\Delta S_B = \frac{Q_B}{T_2} \quad (\text{puisque } T_B = T_2 \text{ température du milieu B est inchangée})$$

et {A+B} est isolé (pas d'échange de chaleur avec l'extérieur)

$$Q_{A+B} = Q_A + Q_B = 0$$

$$\Rightarrow Q_A = -Q_B$$

$$\Delta S_B = -\frac{Q_A}{T_2} = -\frac{m_A C_A (T_B - T_A)}{T_2}$$

A.N $\Delta S_B = -\frac{0,01 \times 886 \times (293 - 293)}{293}$

$\Delta S_B = -3,02 \text{ J/K}$

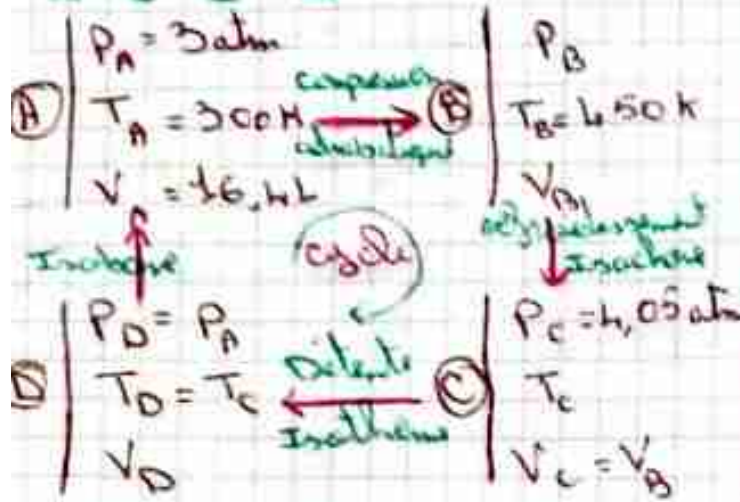
3) ΔS_{A+B} = ?

$$\Delta S_{A+B} = \Delta S_A + \Delta S_B$$

$\Delta S_{A+B} = 0,8 \text{ J/K}$

puisque $\Delta S_{A+B} \neq 0 \Rightarrow$ Transformation irréversible

Exercice 5:



1) Nombre de moles:

$R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
 $V \rightarrow \text{m}^3$
 $P \rightarrow \text{Pa}$
 $T \rightarrow \text{K}$

$V_A = 16,4 \text{ L} = 1,64 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$
 $T_A = 300 \text{ K}$

$$P_A V_A = n R T_A$$

$$n = \frac{P_A V_A}{R T_A} = 2 \text{ mol}$$

2) calcul des paramètres p, T, v:

- A-B compression adiabatique
- loi de Laplace: $T V^{\gamma-1} = C^{\text{ste}}$
- $T_A V_A^{\gamma-1} = T_B V_B^{\gamma-1}$
- $V_B = V_A \left(\frac{T_A}{T_B} \right)^{\frac{1}{\gamma-1}}$

$$V_B = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$P_B = \frac{n R T_B}{V_B} = 8,9 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

B-C refroidissement isochore:

$$V_C = V_B = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_C = \frac{P_C V_C}{n R} = 202 \text{ K}$$

C-D détente isotherme:

$$T_D = T_C = 202 \text{ K}$$

$$P_D = P_A = 3 \text{ atm}$$

$$V_D = \frac{n R T_D}{P_D} = 11,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

En résumé:

	Etat A	Etat B	Etat C	Etat D
$P(\text{Pa}) \cdot 10^5$	3	8,9	4,05	3
$V(\text{m}^3) \cdot 10^{-3}$	16,4	8,3	8,3	11,2
$T(\text{K})$	300	450	202	202

3) Diagramme (P, V)



Les compressions et les détentes ne sont pas linéaires.

4) Travaux et Chaleurs:

A-B compression adiabatique

$$Q_{A-B} = 0 \text{ car adiabatique}$$

$$W_{A-B} = - \int P dV = - \int C^{\text{ste}} \frac{dV}{V^\gamma}$$

$$(P V^\gamma = C^{\text{ste}})$$

$$W_{A-B} = \frac{P_B V_B - P_A V_A}{\gamma - 1}$$

$$W_{A-B} = 4,44 \text{ kJ}$$

Le principe:

$$\Delta U_{A-B} = W_{A-B} + Q_{A-B} = 4,44 \text{ kJ}$$