

Exercice 1 :

- 1) D'après la loi des gaz des parfaits, on a :

$$P_A V_A = nRT_A \Rightarrow P_A V_A = \frac{m}{M}RT_A$$

$$M = m \frac{RT_A}{P_A V_A} \Rightarrow M = 28,7 \text{ g/mol}$$

- 2) a) Nous savons que :

$$dH = dU + d(PV) \Rightarrow dH = dU + d(nRT)$$

$$mc_p dT = mc_v dT + \frac{m}{M}RdT \Rightarrow c_p = c_v + \frac{R}{M}$$

$$M(c_p - c_v) = R \text{ (relation de Mayer)}$$

- b)
- c_p
- et
- c_v
- sont les solutions du système suivant :

$$\begin{cases} c_p - c_v = \frac{R}{M} \\ \frac{c_p}{c_v} = \gamma \end{cases}$$

⇓

$$\begin{cases} c_p = \frac{\gamma}{\gamma-1} \frac{R}{M} = 1013 \text{ J/kg.K} \\ c_v = \frac{1}{\gamma-1} \frac{R}{M} = 723,6 \text{ J/kg.K} \end{cases}$$

- 3) a) On a :

$$dQ = mc_v dT + PdV = 0 \Rightarrow PdV = -mc_v dT$$

$$dQ = mc_p dT - VdP = 0 \Rightarrow VdP = mc_p dT$$

$$\frac{VdP}{PdV} = \frac{mc_p dT}{-mc_v dT} = -\gamma \Rightarrow \frac{dV}{V} = -\gamma \frac{dP}{P}$$

$$\frac{dP}{P} + \gamma \frac{dV}{V} = 0 \Rightarrow \ln(P) + \ln(V^\gamma) = \ln(\text{cste})$$

$$\ln(PV^\gamma) = \ln(\text{cste}) \Rightarrow P \cdot V^\gamma = \text{cste}$$

- b) Transformation isentropique
- $\Rightarrow P \cdot V^\gamma = \text{cste}$

$$\frac{P_A}{P_B} = \frac{V_B^\gamma}{V_A^\gamma} \Rightarrow V_B = \left(\frac{P_A}{P_B}\right)^{\frac{1}{\gamma}} V_A = 0,26 \text{ m}^3$$

On a aussi :

$$T_B = \frac{P_B V_B}{nR} \Rightarrow T_B = \frac{P_B V_B}{P_A V_A} T_A = 182 \text{ K}$$

- c)
- $W_A^B = mc_v(T_B - T_A) \Rightarrow W_A^B = -60,753 \text{ kJ}$

- 4) a) Échauffement isobare
- $\Rightarrow \frac{V}{T} = \text{cste}$

$$P_c = P_B = 1 \text{ atm}$$

$$\frac{V_C}{T_C} = \frac{V_B}{T_B} \Rightarrow V_C = \frac{T_C}{T_B} V_B = 0,36 \text{ m}^3$$

- b)
- $W_B^C = -P_B(V_C - V_B) \Rightarrow W_B^C = -9,84 \text{ kJ}$

$$Q_B^C = mc_p(T_C - T_B) \Rightarrow Q_B^C = 34,4 \text{ kJ}$$

- 5) a) CD : transformation isochore
- $\Rightarrow \frac{P}{T} = \text{cste}$

$$V_D = V_C \Rightarrow V_D = 0,36 \text{ m}^3$$

DA : transformation isotherme $\Rightarrow PV = \text{cste}$

$$T_D = T_A \Rightarrow T_D = 350 \text{ K}$$

$$P_D V_D = P_A V_A \Rightarrow P_D = \frac{V_A}{V_D} P_A = 1,4 \text{ atm}$$

- b) Loi de Joule : L'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de la température du gaz.

$$\Delta U_D^A = 0 \text{ J car DA est isotherme}$$

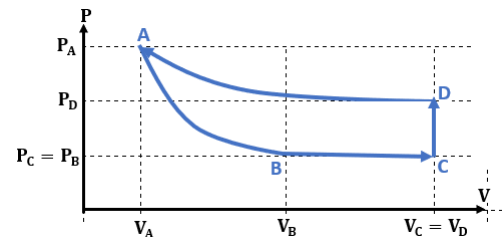
- c)
- $W_D^A = -P_D V_D \ln \frac{V_A}{V_D} \Rightarrow W_D^A = -99,5 \text{ kJ}$

$$Q_D^A = -W_D^A = -99,5 \text{ kJ}$$

- d)
- $\Delta S_C^D = mc_v \ln \frac{P_D}{P_C} \Rightarrow \Delta S_C^D = 121,37 \text{ J}$

$$\Delta S_D^A = \frac{m}{M} R \ln \frac{P_D}{P_A} \Rightarrow \Delta S_D^A = -285 \text{ J}$$

- 6) Diagramme de Clapeyron (P,V) :

**Exercice 2 :**

1. Considérons ce gaz parfait.

L'air subit un échauffement isochore, d'où :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{T_2}{T_1} P_1 \Rightarrow P_2 = 2,2 \text{ bars}$$

 P_2 est la pression de l'air à 57°C

2. La transformation étant isochore, on a :

$$T_{\text{explos}} = \frac{P_{\text{explos}}}{P_1} T_1 \Rightarrow T_{\text{explos}} = \frac{P_{\text{explos}}}{P_1} T_1$$

$$\text{avec } P_{\text{explos}} = 6 \text{ bars} \Rightarrow T_{\text{explos}} = 900 \text{ K}$$

3. Après la libération partielle de l'air, ce gaz est à l'état (
- $P = 2 \text{ bars}$
- ,
- V
- ,
- T_2
- ,
- n'
-)

Après le refroidissement jusqu'à 27°C, ce gaz est à l'état (P' , V , T_1 , n').

$$\begin{cases} PV = n'RT_2 \\ P'V = n'RT_1 \end{cases} \Rightarrow P' = \frac{T_1}{T_2} P = 1,81 \text{ bars}$$