

Série N° 05 :

Exercice N° 01 :

a. Calcul du nombre de mole.

À l'état 1 le gaz est défini par :

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

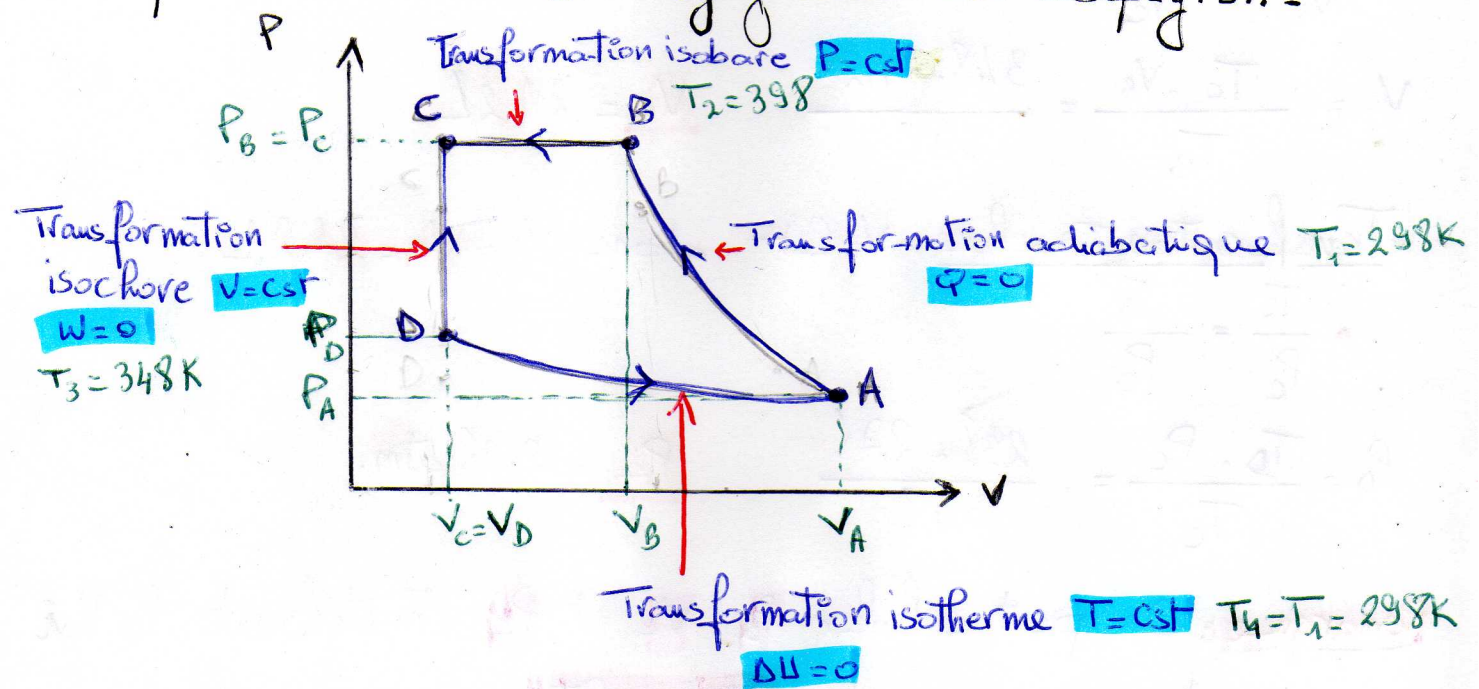
$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 50 \text{ L}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{101325 \text{ (Pa)} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ (m}^3\text{)}}{8,31 \text{ (J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)} \cdot 298 \text{ (K)}}$$

$$n = 2,05 \text{ moles.}$$

b. Représentation dans le diagramme de Clapeyron :



c. Calculs W , Q et ΔU pour chaque transformation.

Avant d'effectuer les calculs des travaux, les quantités de chaleur et les variations d'énergie interne ; On devra d'abord calculer les pressions et les volumes de chaque transformation du cycle.

* Transformation adiabatique :

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

$$\text{AN: } V_B = \left(\frac{298}{398} \right)^{\frac{1}{1.4-1}} \cdot 50 \Rightarrow V_B = 24.25 \text{ L}$$

$$P_A V_A^{\gamma} = P_B V_B^{\gamma} \Rightarrow P_B = \left(\frac{V_A}{V_B} \right)^{\gamma} \cdot P_A$$

$$\text{AN: } P_B = \left(\frac{50}{24.25} \right)^{1.4} \cdot 1 \Rightarrow P_B = 2.75 \text{ atm.}$$

* Transformation Isobare : $P = \text{Cst}$ $P_B = P_C = 2.75 \text{ atm.}$

$$\frac{T_B}{V_B} = \frac{T_C}{V_C}$$

$$V_C = \frac{T_C \cdot V_B}{T_B} = \frac{348 \cdot 24.25}{398} \Rightarrow V_C = 21.2 \text{ L}$$

* Transformation Isochore : $V = \text{Cst}$ donc $V_C = V_D = 21.2 \text{ L}$

$$\frac{T_C}{P_C} = \frac{T_D}{P_D}$$

$$P_D = \frac{T_D \cdot P_C}{T_C} = \frac{298 \cdot 2.75}{348} \Rightarrow P_D = 2.35 \text{ atm.}$$

Remarque : On peut calculer P_B , V_C et P_C En utilisant la loi des gaz parfaits. $PV = nRT$

Calculs w , q et ΔU

* Transformation adiabatique $Q=0$

$A \rightarrow B$

$$W = \frac{P_B V_B - P_A V_A}{\gamma - 1} = \frac{(2,7 \cdot 24,2) - (50,1)}{1,4 - 1}$$

$$W_{A \rightarrow B} = 4227,15 \text{ J}$$

$$\Delta U = W = n C_v dT = 2,04 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8,31 \cdot (398 - 298)$$

$$\Delta U_{A \rightarrow B} = 4238,1 \text{ J}$$

* Transformation Isobare : $B \rightarrow C$ $P = \text{cst}$

$$W = \int -P dV = -2,7 \cdot (21,2 - 24,2)$$

$$W_{B \rightarrow C} = 849,86 \text{ J}$$

$$Q = n C_p dT = 2,04 \cdot \frac{7}{2} \cdot 8,31 \cdot (348 - 398)$$

$$Q_{B \rightarrow C} = -2966,67 \text{ J}$$

$$\Delta U = W + Q = 849,86 - 2966,67$$

$$\Delta U_{B \rightarrow C} = -2116,81 \text{ J}$$

* Transformation Isochore : $C \rightarrow D$ $V = \text{cst}$

$$W = - \int P dV \stackrel{V = \text{cst}}{=} \Rightarrow W_{C \rightarrow D} = 0$$

$$Q = n C_v dT = 2,04 \cdot \frac{5}{2} \cdot 8,31 \cdot (298 - 348)$$

$$Q_{C \rightarrow D} = -1038,75 \text{ J}$$

$$\Delta U = W + Q \Rightarrow \Delta U_{C \rightarrow D} = Q = -1038,75 \text{ J}$$

• Transformation Isotherme : $D \rightarrow A$ - $T = \text{est}$

$$\Delta U_{D \rightarrow A} = 0$$

$$\Delta U = W + Q = 0 \Rightarrow Q = -W.$$

$$W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -2,104 \cdot 8,31 \cdot 298 \ln \frac{50}{21,2}$$

$$W_{D \rightarrow A} = -4331,57 \text{ J}$$

$$Q_{D \rightarrow A} = 4331,57 \text{ J}$$

Exercice N° 02

• Calcul de l'enthalpie :

Loi de Hess : $\Delta H_{\text{Réaction}}^\circ = \sum \Delta H_{\text{produits}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{Réactifs}}^\circ$



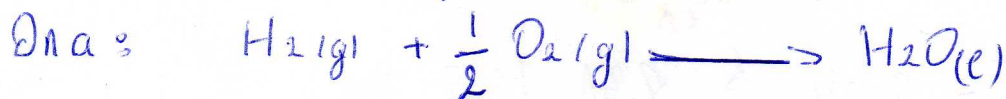
$$\Delta H_r^\circ = (\Delta H_{\text{CH}_3\text{COOH}}^\circ + \Delta H_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}^\circ) - (2\Delta H_{\text{CH}_3\text{CHO}}^\circ + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ)$$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_{\text{CH}_3\text{COOH}}^\circ + \Delta H_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}^\circ - 2 \cdot \Delta H_{\text{CH}_3\text{CHO}}^\circ - \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ$$

$$\text{AN: } \Delta H_r^\circ = (-486,5) + (-277,3) - (2 \cdot 196,2) - (-285,5)$$

$$\Delta H_r^\circ = -85,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

• Calcul la chaleur de formation de l'eau à 25°C.



$$\text{Donc: } \Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ = \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ - \Delta H_{f, \text{H}_2}^\circ - \frac{1}{2} \Delta H_{f, \text{O}_2}^\circ$$

AN: ΔH des corps purs égal à 0 qui veut dire que ΔH_{H_2} et $\Delta H_{\text{O}_2}^\circ = 0$

$$\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ = -285,5 - 0 - \left(\frac{1}{2} \cdot 0\right) \quad \Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ = -285,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Transformation Isotherme : $D \rightarrow A$ $T = \text{const}$

$$\Delta U_{D \rightarrow A} = 0$$

$$\Delta U = W + Q = 0 \Rightarrow Q = -W$$

$$W = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1} = -2,104 \cdot 8,31 \cdot 298 \ln \frac{50}{21,2}$$

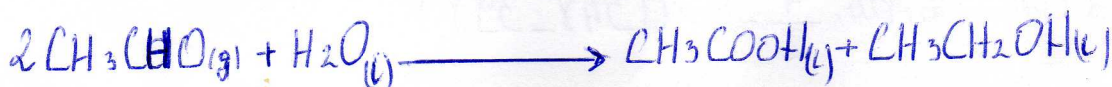
$$W_{D \rightarrow A} = -4331,57 \text{ J}$$

$$Q_{D \rightarrow A} = 4331,57 \text{ J}$$

Exercice N° 02e

Calcul de l'enthalpie :

Loi de Hess : $\Delta H_{\text{Réaction}}^\circ = \sum \Delta H_{\text{produits}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{Réactifs}}^\circ$



$$\Delta H_r^\circ = (\Delta H_{\text{CH}_3\text{COOH}}^\circ + \Delta H_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}^\circ) - (2\Delta H_{\text{CH}_3\text{CHO}}^\circ + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ)$$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_{\text{CH}_3\text{COOH}}^\circ + \Delta H_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}^\circ - 2 \cdot \Delta H_{\text{CH}_3\text{CHO}}^\circ - \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ$$

AN: $\Delta H_r^\circ = (-486,5) + (-277,3) - (2 \cdot 196,2) - (-285,5)$

$$\Delta H_r^\circ = -85,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Calcul la chaleur de formation de l'eau à 25°C.



Donc : $\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ = \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ - \Delta H_{f, \text{H}_2}^\circ - \frac{1}{2} \Delta H_{f, \text{O}_2}^\circ$

AN: ΔH des corps purs égal à 0 qui veut dire que ΔH_{H_2} et $\Delta H_{\text{O}_2} = 0$

$$\Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ = -285,5 - 0 - \left(\frac{1}{2} \cdot 0\right) \quad \Delta H_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ = -285,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice N° 038



$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H^\circ(\text{produits}) - \sum \Delta H^\circ(\text{réactifs})$$

$$= 3\cancel{\Delta H^\circ_{\text{Fe}}} + 4\Delta H^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^\circ_{\text{Fe}_3\text{O}_4} - 4\cancel{\Delta H^\circ_{\text{H}_2}}$$

$$= 4 \cdot \Delta H^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^\circ_{\text{Fe}_3\text{O}_4}$$

$$\Delta H^\circ = 4 \cdot (-285,2) - (-1118,4)$$

$$\Rightarrow \Delta H^\circ = -22,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Fin de la série