



**EXAMEN DE THERMODYNAMIQUE
DES EQUIULIBRES
DATE 12 / 05/2024**

LICENCE

3^{ème} GP

SUJET:

Question : Q.1. Définir les termes suivants : isotherme, isobare, isochore, adiabatique, système fermé, énergie interne, enthalpie.

Q.2. Un récipient fermé par un piston mobile renferme **2 g** d'hélium (gaz parfait monoatomique) dans les conditions (**P₁, V₁**). On opère une compression adiabatique de façon réversible qui amène le gaz dans les conditions (**P₂, V₂**). Sachant que **P₁=1 bar ; V₁ = 10L ; p₂ = 3 bar**. Déterminer :

- le volume final **V₂**
- le travail échangé par le gaz avec le milieu extérieur
- la variation d'énergie interne du gaz
- déduire la variation de température du gaz sans calculer sa température initiale.

On donne : $\gamma = C_p/C_v = 5/3$; $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 1 :

L'état initial d'une mole de gaz parfait est caractérisé par $P_0 = 2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, $V_0 = 14 \text{ litres}$. 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).

- Représenter l'allure de ce cycle de transformations dans le diagramme (P en ordonnées, V en Abscisse).
- A quelle température s'effectue la compression isotherme ? En déduire la pression maximale atteinte. 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 $\gamma = C_p / C_v = 1,4$ (suppose constant dans le domaine de températures étudié).
- Vérifier que $\Delta U = 0$ pour le cycle

Exercice 2 :

Calculer la variation d'enthalpie lorsqu'une mole d'iode passe de 300K à 500K sous la pression d'une atmosphère. On donne les chaleurs molaires des corps purs :

$$C_p (\text{I}_2, \text{solide}) = 5,4 \text{ cal. mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

$$C_p (\text{I}_2, \text{liquide}) = 19,5 \text{ cal. mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

$$C_p (\text{I}_2, \text{gaz}) = 9,0 \text{ cal. mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

Les enthalpies molaires de changement de phases (chaleurs latentes) :

$$\Delta h^\circ_{\text{vaporisation}, 475\text{K}} = 6,10 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$\Delta h^\circ_{\text{fusion}, 387\text{K}} = 3,74 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

CORRIGE TYPE EXAMEN DE THERMODYNAMIQUE DES EQUILIBRES :3GP

Q1. Isotherme : transformation à température constante.

— Isobare : transformation à pression constante.

— Isochore : transformation à volume constant.

— Adiabatique : transformation sans échange de chaleur.

— Système fermé : système qui n'échange pas de matière avec l'extérieur.

— Energie interne : Énergie interne : somme de l'énergie cinétique microscopique du système et de l'énergie potentielle d'interaction entre les particules

— Enthalpie : grandeur extensive qui somme l'énergie interne d'un système et le travail de frontière lié à sa pression pour occuper son volume : $H = U + P V$.

Q2.

a- on a $P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$ soit $V_2 = V_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right)^{\frac{1}{\gamma}}$ d'où $V_2 = 10 \left(\frac{1}{3} \right)^{\frac{3}{5}} = 5,16 \text{ l}$

b- Pour une transformation adiabatique on écrit :

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P dV \quad \text{avec } P V^\gamma = \text{cte} = K_1 \text{ d'où } W = - \int_{V_1}^{V_2} K_1 V^{-\gamma} dV = \left[\frac{PV}{\gamma-1} \right]_1^2 j$$

$$W = -822 \text{ J}$$

c- La variation de l'énergie interne est égale à :

$$U_2 - U_1 = W + Q = W \quad (\text{car } Q = 0) ; \text{ donc } U_2 - U_1 = 822 \text{ J}$$

d- Pour n moles de gaz parfait, on a :

$$U_2 - U_1 = W = n C_V (T_2 - T_1) \quad k$$

$$\text{or } \gamma = \frac{C_P}{C_V} \quad \text{et } C_P - C_V = R \quad (\text{pour une mole}) \Rightarrow C_V = \frac{R}{\gamma-1}$$

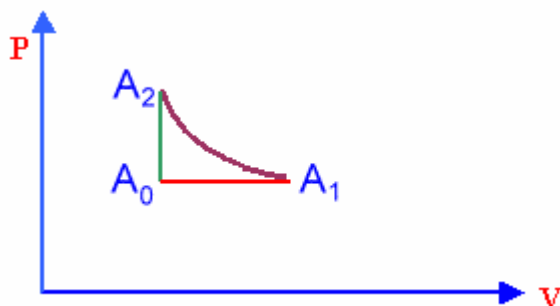
$$\text{d'où } k \Rightarrow W = n \frac{R}{\gamma-1} (T_2 - T_1) \quad l$$

$$\text{ou bien } (T_2 - T_1) = \frac{W(\gamma-1)}{nR} \quad (T_2 - T_1) = 132 \text{ }^\circ \text{K}$$

EXERCICE 1 :

a - L'état initial du gaz, représenté par le point A_0 , est caractérisé par :

$$P_0 = 2 \cdot 10^5 \text{ Pa} ; V_0 = 14 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 ; T_0 = \frac{P_0 V_0}{R} = 336,78 \text{ °K}$$



■ A la fin de la détente isobare, l'état du gaz, représenté par le point A_1 , est caractérisé par :

$$P_1 = P_0 ; V_1 = 2 V_0 ; T_1 = \frac{P_1 V_1}{R} = \frac{2 P_0 V_0}{R} = 2 T_0 = 673,56 \text{ °K}$$

■ A la fin de la compression isotherme, l'état du gaz représenté par le point A_2 , est caractérisé par

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_0} = 2 P_0 \quad (\text{d'après la loi de Mariotte}) ; V_0 ; 2 T_0$$

La pression maximale du gaz est donc : $P_2 = 2 P_0 = 4 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

b -

u Au cours de la détente isobare $A_0 A_1$ on a :

$$W_1 = -P_0 (2 V_0 - V_0) = -P_0 V_0 = -2800 \text{ J}$$

$$Q_1 = C_P (T_1 - T_0) = \frac{7}{2} \cdot 8,314 \times 336,78 = 9800 \text{ J}$$

u Au cours de la compression isotherme $A_1 A_2$ on a :

$$W_2 = R T_1 \ln \frac{P_2}{P_0} = 2 R T_0 \ln 2 = 3881,61 \text{ J}$$

$$Q_2 = \int_{A_1}^{A_2} P dV = R T_1 \ln \frac{V_2}{V_1} = -2 R T_0 \ln 2 = -3881,61 \text{ J}$$

u Au cours du refroidissement isochore $A_2 A_0$ on a :

$$W_3 = 0 \text{ J} \quad (\text{à volume constant})$$

$$Q_3 = C_V (T_0 - T_1) = -\frac{5}{2} \times 8,314 \times 336,78 = -7000 \text{ J}$$

Transformation	W en J	Q en J	$\Delta U = W+Q$ en J
Isobare	-2800	9800	7000
Isotherme	3881,61	-3881,61	0
Isochore	0	-7000	-7000
total	1081,61	- 1081,61	0

Au cours du cycle :

Le bilan mécanique du cycle est donc : $W = W_1 + W_2 + W_3 = 1081,61 \text{ J / mole}$.

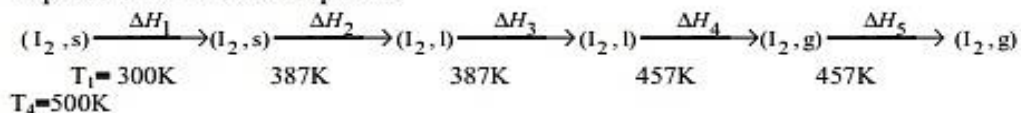
La quantité de chaleur échangée est donc : $Q = -W = -1081,61 \text{ J / mole}$

La variation de l'énergie interne est nulle car c'est une fonction d'état.

W est positif, Q est négatif ; par conséquent, le système a reçu un travail qu'il a intégralement restitué au milieu extérieur sous forme de chaleur.

EXERCICE 2 :

La variation d'enthalpie lorsque une mole d'iode passe de 300K à 500K sous la pression d'une atmosphère.



L'enthalpie d'échauffement d'iode solide est :

$$\Delta H_1^\circ = \int_{300}^{387} nC_p(I_2, s) dT$$

$$\Delta H_1^\circ = 5,4 (387-300) = 469,8 \text{ cal} = 0,4698 \text{ kcal}$$

L'enthalpie de fusion est : $\Delta H_2^\circ = n\Delta h^\circ_{\text{fusion}} (I_2, s)$

$$\Delta H_2^\circ = 3,74 \text{ kcal.}$$

L'enthalpie d'échauffement d'iode liquide est :

$$\Delta H_3^\circ = \int_{387}^{457} nC_p(I_2, l) dT$$

$$\Delta H_3^\circ = 19,5 (457 - 387) = 1,365 \text{ kcal.}$$

L'enthalpie de vaporisation est : $\Delta H_4^\circ = n\Delta h^\circ_{\text{vaporisation}} (I_2, l)$

$$\Delta H_4^\circ = 6,10 \text{ kcal.}$$

L'enthalpie d'échauffement d'iode gazeux est : $\Delta H_5^\circ = \int_{457}^{500} nC_p(I_2, g) dT$

$$\Delta H_5^\circ = 9 (500-457) = 0,387 \text{ kcal.}$$