

Examen de remplacement de Chimie 2

Exercice 01 (5pts) :

1- Un calorimètre de valeur en eau $\mu=35,8\text{g}$ contient une masse $m_1 = 200\text{g}$ d'eau à la température initiale $T_1= 95^\circ\text{C}$. On y verse 1kg d'eau à 15°C . Déterminer la température finale d'équilibre du système.

2- Une masse $m_1=825\text{g}$ de glace à 0°C est mise en contact avec une masse $m_2=166\text{g}$ de vapeur d'eau à 100°C , tout en restant à pression constante $P_0=1\text{atm}$. On néglige les échanges thermiques avec l'extérieur. Sachant que l'état final du mélange est sous forme liquide, déterminer la température d'équilibre.

Données : $L_{\text{fus}}=333\text{J.g}^{-1}$, $L_{\text{vap}}= 2250\text{J.g}^{-1}$ et $c_e= 4.18\text{J.g}^{-1}\text{K}^{-1}$

Exercice 02 (8pts) :

Une mole de gaz parfait, initialement à l'état A caractérisé par $P_A=2\text{atm}$ et $T_A=300\text{K}$, subit les transformations réversibles suivantes :

Etat A- Etat B : Compression isotherme jusqu'à la pression $P_B=10\text{atm}$

Etat B- Etat C : Détente adiabatique jusqu'à P_C

Etat C- Etat A : Retour à l'état initial par un chauffage isobare

1- Déterminer les valeurs des paramètres P , V et T pour chacun des trois états d'équilibres A, B, C et D

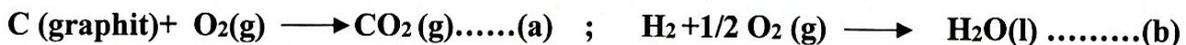
2- Représenter ce cycle de transformations dans le diagramme de Clapeyron (P , V)

3-Calculer (en joules) W , Q , ΔU et ΔS pour chaque transformation.

Données : $C_v = \frac{3}{2}R$ $R= 0.082\text{L.atm.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}=8.314\text{J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Exercice 03 (5pts) :

Soit les deux réactions chimiques suivantes :



1- Calculer l'enthalpie standard de réaction pour la réaction (a) et la réaction (b).

2- Par combinaison de deux réactions (a) et (b), écrire la réaction d'oxydation de méthane gazeux.

3- Calculer l'enthalpie molaire de combustion de méthane à 25°C et sous une atmosphère en Kcal. En déduire la valeur de ΔU .

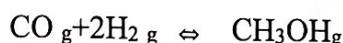
4- Sachant que l'enthalpie molaire de combustion de méthane sous 1atm et à la température de 1000°C est de $-190,9\text{Kcal}$, calculer l'enthalpie de vaporisation de l'eau à 373K en Kcal

Données : $\Delta H_f^\circ(25^\circ\text{C})$ en Kcal /mol : $\text{CO}_2(\text{g}) = -94,05$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -68,3$, $\text{CH}_4(\text{g}) = -17,85$.

Chaleur massique en cal/mol K (supposées constantes entre 25 et 1000°C) : $C_{p(\text{CH}_4(\text{g}))} = 13,2$; $C_{p(\text{O}_2(\text{g}))} = 7,6$; $C_{p(\text{CO}_2(\text{g}))} = 11,2$; $C_{p(\text{H}_2\text{O}(\text{g}))} = 9,2$; $C_{p(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))} = 18$.

Question de cours (2pts) :

On fait réagir n_0 moles de CO et n_0 moles de H_2 à 700K . L'équilibre s'établit :



Dans quel sens se déplace la réaction, si on augmente la température, sachant que l'enthalpie standard de la réaction dans le sens 1 est $\Delta H_r^0 = -130\text{Kj.mol}^{-1}$? Justifier votre réponse.

Exercice n°1

$$1) M = \frac{C_{cal}}{c_e} = 35,8g \Rightarrow C_{cal} = M \cdot c_e = 4,18 \times 35,8 = 149,644 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad (0,10)$$

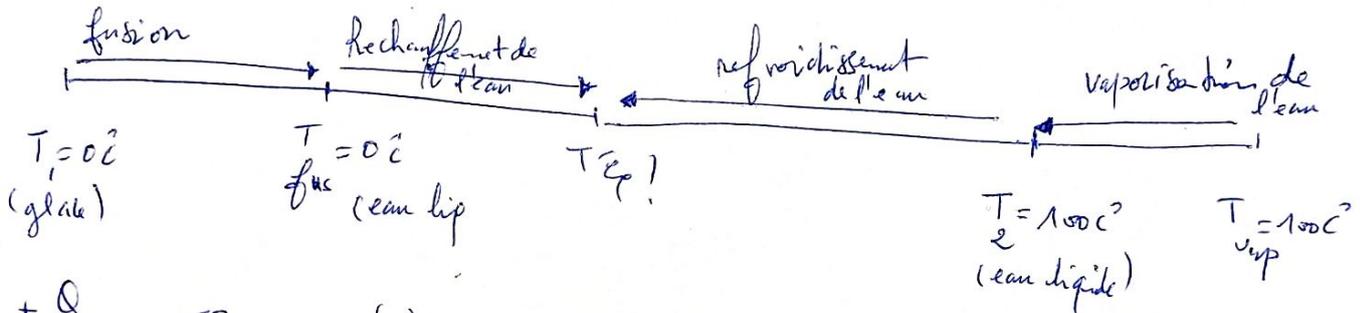
$$T_{\text{ép}} ? \quad Q_{\text{cède}} = (m_1 c_e + C_{cal}) (T_{\text{ép}} - T_1) \quad (0,10)$$

$$Q_{\text{reçoit}} = m_2 c_e (T_{\text{ép}} - T_2) \quad (0,10)$$

$$\Sigma Q = 0 \Rightarrow T_{\text{ép}} (m_1 c_e + C_{cal} + m_2 c_e) - m_1 c_e T_1 - C_{cal} T_1 - m_2 c_e T_2 = 0$$

$$\Rightarrow T_{\text{ép}} = \frac{T_1 (m_1 c_e + C_{cal}) + m_2 c_e T_2}{m_1 c_e + C_{cal} + m_2 c_e} = 30,26 \text{ C} \quad (0,10)$$

2)



$$Q_{\text{cède}} + Q_{\text{reçoit}} = 0 \quad (I)$$

$$Q_{\text{cède}} = Q_{\text{vap}} + Q_{\text{refroidissement}} = -L_{\text{vap}} m_2 + m_2 c_e (T_{\text{ép}} - T_2) \quad (0,75)$$

$$Q_{\text{reçoit}} = Q_{\text{fusion}} + Q_{\text{rechauffement}} = L_{\text{fus}} m_1 + m_1 c_e (T_{\text{ép}} - T_1) \quad (0,75)$$

$$(I) \Rightarrow -L_{\text{vap}} m_2 + m_2 c_e (T_{\text{ép}} - T_2) + L_{\text{fus}} m_1 + m_1 c_e (T_{\text{ép}} - T_1) = 0$$

$$\Rightarrow T_{\text{ép}} = \frac{m_2 L_{\text{vap}} - m_1 L_{\text{fus}} + m_1 c_e T_1 + m_2 c_e T_2}{c_e (m_1 + m_2)} = 40,39 \text{ C} \quad (0,50)$$

Exercice n° 2 (8 pts)

1/ - Les grandeurs des différents états (A, B, C et D)

* A → B = Transformation isotherme = $T_A = T_B = 300 \text{ K}$ (0,25)

$$P_A V_A = n R T_A \Rightarrow V_A = \frac{0,082 \times 300}{2} = 12,3 \text{ l} \quad (0,25)$$

$$P_A V_A = P_B V_B \Rightarrow V_B = \frac{1 \times 12,3}{10} = 2,46 \text{ l} \quad (0,25)$$

* B → C, Adiabatique

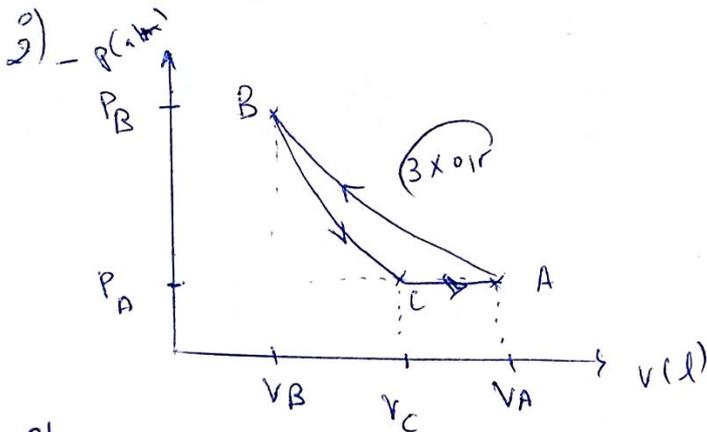
* C → B = Chauffage isobare $P_C = P_A = 2 \text{ atm}$ (0,12)

$$P_B V_B^\gamma = P_C V_C^\gamma \quad \text{--- (I)} \quad (0,25)$$

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V} = \frac{R + C_V}{C_V} = \frac{R + \frac{3}{2}R}{\frac{3}{2}R} = 1,66 \quad (0,15)$$

$$\text{Donc} = \text{(I)} = \left(\frac{V_C}{V_B} \right)^\gamma = \frac{P_B}{P_C} = 5 \Rightarrow V_C = 6,46 \text{ l} \quad (0,25)$$

$$T_C = \frac{P_C V_C}{R} = \frac{2 \times 6,46}{0,082} = 157,6 \text{ K} \quad (0,25)$$



3/ - A → B (isotherme, $dT=0$)

$$\Delta U_{A \rightarrow B} = n C_V (T_B - T_A) = 0 \text{ J} \quad (0,25)$$

$$W_{A \rightarrow B} = -Q_{A \rightarrow B} = -n R T \ln \frac{V_B}{V_A} = 4014,26 \text{ J} \quad (0,25)$$

$$Q_{A \rightarrow B} = -4014,26 \text{ J} \quad (0,25)$$

$$\Delta S_{A \rightarrow B} = n R \ln \frac{V_B}{V_A} = -13,38 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad (0,25)$$

$B \rightarrow C$: transformation adiabatique $\delta Q = 0$.

$$Q_{B \rightarrow C} = 0 \quad (0,25) \quad ; \quad \Delta U_{B \rightarrow C} = W_{B \rightarrow C}$$

$$\Delta S_{B \rightarrow C} = 0 \quad (0,25) \quad ; \quad \Delta U_{B \rightarrow C} = n c_v (T_C - T_B) \quad (0,25)$$

$$\Delta U_{B \rightarrow C} = -1775,87 \text{ J} \quad (0,20)$$

$C \rightarrow A$: Transformation isobare $dP = 0$.

$$\Delta U_{C \rightarrow A} = n c_v (T_A - T_C) = 1775,87 \text{ J} \quad (0,25)$$

$$W_{C \rightarrow A} = -P (V_A - V_C) = -2 (12,3 - 6,46) = -11,68 \text{ (a.l.m.l.)}$$

$$W_{C \rightarrow A} = -1184,35 \text{ J} \quad (0,25)$$

$$Q_{C \rightarrow A} = \Delta U_{C \rightarrow A} - W_{C \rightarrow A} = 2960,22 \text{ J} \quad (0,25) \quad \text{ou} \quad n c_p \Delta T \quad (c_p = \frac{5}{2} R) \quad (0,25)$$

$$\Delta S_{C \rightarrow A} = n c_p \ln \frac{T_A}{T_C} = 13,38 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad (0,25)$$

Exercice n° 3

~~1) $x=1, y=1/2$ (0,5)~~

$$2) \Delta H_{r,298}^\circ = \sum_j \Delta H_f^\circ (\text{produits}) - \sum_i \Delta H_f^\circ (\text{réactifs}) \quad (0,25)$$

$$\Delta H_{r,298}^\circ = \Delta H_f^\circ (\text{CO}_2(\text{g})) - \Delta H_f^\circ (\text{C}(\text{s})) - \Delta H_f^\circ (\text{O}_2(\text{g})) = -94,05 \text{ kcal/mol.} \quad (0,25)$$

$$\Delta H_{r,298}^\circ = \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \Delta H_f^\circ (\text{H}_2(\text{g})) - \frac{1}{2} \Delta H_f^\circ (\text{O}_2(\text{g}))$$

$$\Delta H_{r,298}^\circ = -69,3 \text{ kcal/mol} \quad (0,25)$$

3) R^{et} de combustion du méthane.



$$4) \Delta H_{r,298}^{\circ} = \Delta H_f^{\circ}(\text{CO}_2, g) + 2\Delta H_f^{\circ}(\text{H}_2\text{O}, l) - \Delta H_f^{\circ}(\text{C}_2\text{H}_4, g) - 2\Delta H_f^{\circ}(\text{O}_2, g)$$

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = -212,8 \text{ Kcal mol}^{-1} \quad \text{q(1)}$$

$$5) \Delta H_{r,1273}^{\circ} = \Delta H_{r,298}^{\circ} + \int_{298}^{373} \Delta C_{p,1} dT + 2\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, l) + \int_{373}^{1273} \Delta C_{p,2} dT \quad (1)$$

$$\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, l) = \Delta H_{r,1273}^{\circ} - \Delta H_{r,298}^{\circ} - \int_{298}^{373} \Delta C_{p,n} dT - \int_{373}^{1273} \Delta C_{p,p} dT \quad \text{q(2)}$$

$$\Delta C_p = \sum_j \nu_j C_{p,j}(\text{produits}) - \sum_i \nu_i C_{p,i}(\text{réactifs}) \quad \text{q(3)}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta C_{p,1} = 18,8 \text{ cal/mol}\cdot\text{K} \\ \Delta C_{p,2} = 1,2 \text{ cal/mol}\cdot\text{K} \end{array} \right. \quad \text{q(2)}$$

$$\Delta C_{p,2} = 1,2 \text{ cal/mol}\cdot\text{K} \quad \text{q(2)}$$

$$\Delta H_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, l) = 9,66 \text{ Kcal/mol} \quad \text{q(2)}$$

[^{une} méthode (cycle ther) fondée d'un cycle] ←

Question de cours (2pts)

(2 pts)

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H_r^\circ}{RT^2} \quad (\text{circled}) \quad | \quad \Delta H_r^\circ < 0 \quad (\text{circled}) \quad \text{exothermique}$$

$\Rightarrow \frac{d \ln K_p}{dT} < 0 \quad (\text{circled}) \Rightarrow K_p(T)$ fonction décroissante de la T° .

\Rightarrow quand $T \uparrow$, $K_p \downarrow$ et l'équilibre sera déplacé dans le sens 2. $\textcircled{1}$