

Université Mohamed Seddik ben Yahia-Jijel

Faculté des Sciences et de la Technologie

Département EFST



Série n° 4 de chimie 2 (3^{ème} principe-enthalpie libre-équilibres chimiques)

Exercice 1

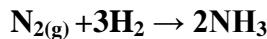
On transforme une mole de gaz parfait d'un état initial ($P_1= 1\text{atm}$, $T_1= 0^\circ\text{C}$) vers un état final ($P_2= 2\text{atm}$, $T_2= 30^\circ\text{C}$).

Calculer ΔH , ΔS et ΔG au cours de cette transformation

On donne : $C_p=20,9\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$; $S^\circ_{273}= 83,6 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$

Exercice 2

On considère la réaction de synthèse de l'ammoniac :



Calculer l'enthalpie libre standard de la formation de l'ammoniac à **298 K** et **600 K** :

On donne :

$S^\circ_{298}(\text{NH}_3)_{(\text{g})}= 192,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^\circ_{298}(\text{H}_2)_{(\text{g})}= 130,59 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^\circ_{298}(\text{N}_2)_{(\text{g})}= 191,50 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3)= -46,19 \text{ K J mol}^{-1}$;

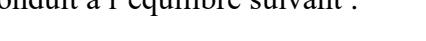
$C_p(\text{NH}_3)_{(\text{g})}= 33,6+2,9 \cdot 10^{-3}T \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$

$C_p(\text{H}_2)_{(\text{g})}= 27,7+3,34 \cdot 10^{-3}T \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$

$C_p(\text{N}_2)_{(\text{g})}= 27,8+4,28 \cdot 10^{-3}T \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$

Exercice 3

On considère la réaction qui conduit à l'équilibre suivant :



1-Calculer à **298 K**, l'enthalpie libre standard de la réaction. Est-elle favorable à la formation de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

2-Calculer la constante d'équilibre à **298 K**

On donne :

$S^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)_{(\text{g})}= 219,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})_{(\text{g})}= 282,7 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $S^\circ(\text{H}_2\text{O})_{(\text{g})}= 188,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)_{(\text{g})}= 52,5 \text{ KJ. mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})_{(\text{g})}= 235,1 \text{ KJ. mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})_{(\text{g})}= 241,8 \text{ KJ. mol}^{-1}$

Exercice 4

On veut étudier à 298 K l'équilibre :



1-Calculer la pression d' $\text{O}_{2(g)}$ en équilibre avec $\text{HgO}_{(s)}$

2-comment se déplace l'équilibre si:

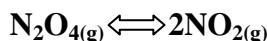
- a) On augmente la température
- b) On augmente la pression
- c) On ajoute du $\text{HgO}_{(s)}$ à température constante
- d) On ajoute du $\text{Hg}_{(l)}$

on donne :

$$\Delta H_f^\circ(\text{HgO}_{(s)}) = 90,71 \text{ KJ mol}^{-1}; S^\circ_{298}(\text{HgO}_{(s)}) = 72 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}; S^\circ_{298}(\text{Hg}_{(l)}) = 77,4 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}; S^\circ_{298}(\text{O}_{2(g)}) = 205,03 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1};$$

Exercice 5

On introduit **1,15 g** du composé N_2O_4 à l'état solide dans un récipient de **1 L** à **298 K**. Il se vaporise totalement et se dissocie en partie selon l'équilibre :



Lorsque l'équilibre est établi, la pression totale est de **0,4 atm**.

Calculer :

1-Le degré de dissociation α

2-Le nombre de moles de chacun des deux gaz dans le mélange à l'équilibre.

3-La constante d'équilibre K_p avec les pressions exprimées en atmosphère.

On donne : $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1} \text{.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16$ 14 g.mol^{-1}

Exercice 6

On donne l'équilibre homogène en phase gazeuse suivant :



1-L'enthalpie libre standard est $\Delta G^\circ_{298} = -16,38 \text{ KJ.mol}^{-1}$. Calculer la constante d'équilibre K_p , en déduire K_c .

2-A une température T_2 , le mélange à l'équilibre est constitué de : $10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ de H_2 , $4.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ de N_2 et $K_c = 10^3$. Trouver la concentration de $\text{NH}_{3(g)}$ à la température T_2