



**Série n° 4 de chimie 2 (3<sup>ème</sup> principe-enthalpie libre-équilibres chimiques)**

**Exercice 1**

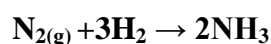
On transforme une mole de gaz parfait d'un état initial ( $P_1 = 1 \text{ atm}$ ,  $T_1 = 0^\circ \text{C}$ ) vers un état final ( $P_2 = 2 \text{ atm}$ ,  $T_2 = 30^\circ \text{C}$ ).

Calculer  $\Delta H$ ,  $\Delta S$  et  $\Delta G$  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 :

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

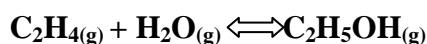
$C_p(\text{NH}_3)_{(g)} = 33,6 + 2,9 \cdot 10^{-3} T \text{ (J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$

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

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

**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 **C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH**

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

On donne :

$S^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)_{(g)} = 219,6 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ;  $S^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})_{(g)} = 282,7 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ;  $S^\circ(\text{H}_2\text{O})_{(g)} = 188,8 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ ;  $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{4(g)}) = 52,5 \text{ KJ. mol}^{-1}$  ;  $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)}) = 235,1 \text{ KJ. mol}^{-1}$  ;  $\Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) = 241,8 \text{ KJ. mol}^{-1}$

#### 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:

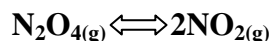
- a) On augmente la température
- b) On augmente la pression
- c) On ajoute du  $\text{HgO}_{(s)}$  à température constante
- d) On ajoute du  $\text{Hg}_{(l)}$

on donne :

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

#### Exercice 5

On introduit **1,15 g** du composé  $\text{N}_2\text{O}_4$  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  $\alpha$
- 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 :  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

#### 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  $\text{H}_2$ ,  $4.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$  de  $\text{N}_2$  et  $K_c = 10^3$ . Trouver la concentration de  $\text{NH}_{3(g)}$  à la température  $T_2$