

Série de TD N°05

Les équilibres Chimiques

Exercice 1

On introduit 1,15 g de N_2O_4 à l'état solide dans un récipient vide, de capacité d'un litre et de température $25^\circ C$. N_2O_4 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 et en déduire le nombre de moles de chacun des deux gaz dans le mélange à l'équilibre.
- 2) La constante d'équilibre K_p de l'équilibre avec les pressions exprimées en atmosphère.
- 3) L'enthalpie libre molaire standard de formation de $N_2O_4 (g)$ à $25^\circ C$ sachant que $\Delta G^\circ_f (NO_2(g)) = 52,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Les gaz sont considérés comme parfaits.

Exercice 2

On introduit dans une enceinte de volume constant, maintenu à $230^\circ C$ une certaine quantité de pentachlorure de phosphore PCl_5 . Il se dissocie selon l'équation :

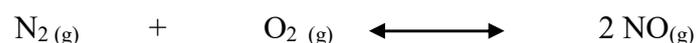


A l'équilibre, on a 0,53 mole de chlore et 0,32 mole de pentachlorure.

- 1) Calculer le volume de l'enceinte sachant que la constante d'équilibre $K_C = 0,041$ à $230^\circ C$.
- 2) Quelles sont la pression totale, les pressions partielles et la valeur de K_p ?
- 3) Quel est le coefficient de dissociation du pentachlorure de phosphore ?
- 4) Quels seraient le coefficient de dissociation et la composition du mélange gazeux à l'équilibre si le volume offert était doublé ?

Exercice 3

On considère l'équilibre suivant :



Sa constante d'équilibre $K_p = 6,84 \cdot 10^{-9}$ à $T=1000 \text{ K}$ et $K_p = 3,61 \cdot 10^{-4}$ à $T=2000 \text{ K}$

- 1) Calculer la variation d'enthalpie de cette réaction en supposant que cette valeur est constante dans cet intervalle de température.
- 2) Calculer la variation d'enthalpie de dissociation d'une mole de NO en supposant que cette valeur est constante dans ce domaine de température.

On considère les équilibres suivants, on donne la variation de la constante d'équilibre K_p en fonction de la température.



$$\ln K_p = \frac{4790}{T} - 11,63$$

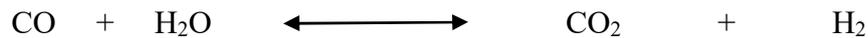


$$\ln K_p = \frac{-29575}{T} + 9,07$$

- 3) Calculer pour chacun de ces équilibres la variation d'enthalpie de la réaction dans le sens 1 en supposant que ΔH° est constant dans le domaine compris entre T_1 et T_2 .
- 4) Peut-on préciser sans calcul si les réactions considérées sont exothermiques ou endothermiques.

Exercice 4

On considère l'équilibre homogène en phase gazeuse suivant :



Sachant que $\Delta H^\circ = -34,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $\Delta S^\circ = -32,1 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ à $1000 \text{ }^\circ\text{C}$.

- 1) Calculer la constante d'équilibre à cette température.
- 2) On mélange les 4 gaz en quantités égales, calculer les fractions molaires de chacun des constituants à l'équilibre.
- 3) On souhaite augmenter la production de l'hydrogène à l'équilibre, comment agir sur l'équilibre pour cela :
 - a) au moyen de la pression, b) au moyen de la température, c) au moyen des concentrations des réactifs.