

Série de TD 1

Exercice 1

Pour les systèmes à l'équilibre suivants :

- Indiquer si l'équilibre est homogène ou hétérogène
- Ecrire l'expression de Kc
- Ecrire l'expression de Kp (systèmes gazeux uniquement)

- a) $\text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$
- b) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2 (\text{l}) + \text{C}_5\text{H}_{12}\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}_2 (\text{l}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
- c) $2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- d) $2 \text{NaHCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
- e) $\text{SO}_2\text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g})$
- f) $\text{C} (\text{s}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4 (\text{g})$
- g) $2 \text{HgO} (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Hg} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$
- h) $\text{ZnO} (\text{s}) + \text{CO} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{Zn} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

Exercice 2

Le pentachlorure d'antimoine se décompose comme suit :

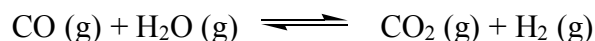


Supposons que les concentrations initiales soient $[\text{SbCl}_5]_0 = 0,165 \text{ M}$; $[\text{SbCl}_3]_0 = 0,0955 \text{ M}$ et $[\text{Cl}_2]_0 = 0,210 \text{ M}$.

Sachant qu'on a déterminé, qu'à l'équilibre, $[\text{SbCl}_5] = 0,135 \text{ M}$, calculer les valeurs à l'équilibre de $[\text{SbCl}_3]$ et de $[\text{Cl}_2]$.

Exercice 3

Considérons la réaction (en enceinte fermée de V litres) :



- a) On part de 1 mole de CO et de 1 mole de H₂O. On porte le mélange à 1700°C. A l'équilibre, on obtient 0,32 mole de H₂.
 - Calculer la constante d'équilibre Kc de la réaction.
- b) On part de 1 mole de CO , 1 mole de H₂O et 1 mole de CO₂. A l'équilibre, on obtient 0,142 mole de H₂.
 - Calculer la constante d'équilibre Kc de la réaction

Exercice 4

Soit le système inversible suivant : $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$

Nous avons calculé le K_c de cette réaction à une température de 25°C et nous avons obtenu $K_c = 164$.

Calculer la valeur de la constante K_p et l'exprimer en atm^{-1} .

Exercice 5

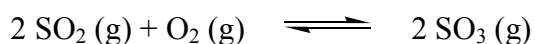
L'alcool isoamylique ($\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$) et l'acide acétique ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) se transforment partiellement à 100°C pour donner un ester à odeur de poire (l'acétate d'isoamyle $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2$) et de l'eau. Toutes ces substances sont à l'état liquide.

40 mL du mélange liquide homogène contiennent initialement 0,1 mol d'acide ; après réaction, il en reste 0,03 mol. Sachant que $K_c = 5,7$, calculer :

- a) Le nombre minimal de moles d'alcool à placer au départ.
- b) Les concentrations à l'équilibre.
- c) Le rendement de la réaction.

Exercice 6

Soit le système inversible suivant, à l'équilibre dans une enceinte fermée :



Cette réaction est exothermique dans le sens direct.

Comment évoluera la concentration en trioxyde de soufre,

- a) si on augmente la concentration en dioxyde de soufre
- b) si on diminue la concentration en dioxygène
- c) si on diminue la pression totale
- d) si on fournit de la chaleur au système