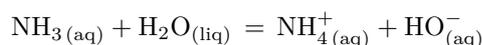


C2 : ÉQUILIBRES CHIMIQUES

Exercice 1 : Vrai ou faux ?

Pour chacune des affirmations suivantes, dire si elle est vraie ou fausse en justifiant.

1. L'activité d'un gaz parfait à la pression partielle de 2000 Pa est égale à 2000.
2. L'activité de l'eau dans une solution aqueuse diluée est égale à 1.
3. L'état final d'un système est toujours un état d'équilibre chimique.
4. Lorsqu'on augmente la température à pression constante pour une réaction en phase gaz, on modifie la valeur de K .
5. Lorsqu'on augmente la pression à température constante pour une réaction en phase gaz, on modifie la valeur de K .
6. La constante d'équilibre de l'équation suivante est homogène à une concentration :



7. Pour un système initialement à l'équilibre, si on modifie la température le système est susceptible d'évoluer.
8. La constante d'équilibre d'une réaction ne dépend pas des quantités de matière initiales.

Exercice 2 : Dissolution du sulfate d'argent

On dissout 32,0 g de sulfate d'argent Ag_2SO_4 dans 500 mL d'eau (ions Ag^+ et sulfate SO_4^{2-}). La réaction de dissolution du sulfate d'argent dans l'eau pure est :



de constante $K = 10^{-4,8}$.

1. Calculer la quantité de matière de sulfate d'argent placée dans l'eau.
2. Quelle est la masse de sulfate d'argent restant à l'équilibre ?
3. En déduire la solubilité dans l'eau pure en g/L.

On donne $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exercice 3 : Équilibre de dimérisation

On étudie en phase gazeuse l'équilibre de dimérisation du perchlorure de fer FeCl_3 en Fe_2Cl_6 , de constante $K_1^\circ = 20,8$. Initialement, le système contient n_1 moles de FeCl_3 et la même quantité de matière de Fe_2Cl_6 . Il n'y a pas d'autres espèces gazeuses dans le système. La réaction se déroule sous une pression $P = 2,0$ bars.

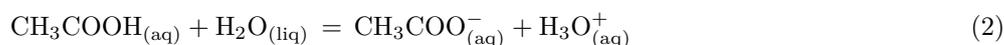
1. Écrire la réaction de dimérisation du perchlorure de fer FeCl_3 en Fe_2Cl_6 .
2. Exprimer le quotient réactionnel et le calculer à l'état initial.
3. Le système est-il à l'équilibre chimique ? Si non, dans quel sens évolue-t-il ?
4. Calculer la composition du système à l'équilibre pour $n_1 = 1,0$ mol.

Exercice 4 : Réaction en solution aqueuse

On s'intéresse à une solution aqueuse obtenue à 298 K par mélange d'acide éthanoïque CH_3COOH (concentration initiale dans le mélange $c_1 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) et d'ions fluorure (concentration initiale dans le mélange $c_2 = 0,050 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$). La réaction (1) pouvant se produire est :



On donne les constantes d'équilibre relatives aux équilibres (2) et (3) :

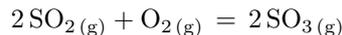


$K_2^\circ = 10^{-4,8}$ et $K_3^\circ = 10^{-3,2}$.

1. Calculer la constante d'équilibre à 298 K, notée K_1° relative à l'équilibre 1.
2. Déterminer l'état d'équilibre chimique (état final) de la solution issue du mélange entre l'acide éthanoïque et les ions fluorure F^- .

Exercice 5 : Synthèse du trioxyde de soufre

Soit l'équilibre



à $T = 800 \text{ K}$ et à $P = 1 \text{ bar}$. La constante d'équilibre vaut $K^\circ = 1,21 \times 10^{10}$ à 800 K . On envoie un gaz de composition $n_{\text{SO}_2}^i = 7 \text{ mol}$, $n_{\text{O}_2}^i = 10 \text{ mol}$ et $n_{\text{N}_2}^i = 83 \text{ mol}$.

1. Exprimer le quotient réactionnel en fonction de P et de ξ .
2. Déterminer la valeur du quotient réactionnel à l'instant initial. Dans quel sens évolue la réaction ?
3. Calculer à l'aide d'une approximation la quantité restante de dioxyde de soufre restant à l'équilibre.

Exercice 6 : Calcination du carbonate de calcium

Le constituant en calcium le plus abondant de la croûte terrestre est le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$, à partir duquel on peut obtenir l'oxyde de calcium (ou chaux vive) $\text{CaO}(\text{s})$ et l'hydroxyde de calcium (ou chaux éteinte) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$.

La chaux vive est obtenue par calcination du carbonate de calcium selon la réaction :



À $T = 1100 \text{ K}$, la constante de la réaction de calcination est $K^\circ = 0,20$.

1. Donner l'expression de la constante d'équilibre en fonction de la pression partielle en dioxyde de carbone.
2. Dans un récipient indéformable de volume $10,0 \text{ L}$, vidé au préalable de son air et maintenu à la température constante de 1100 K , on introduit $n_0 = 0,10 \text{ mol}$ de carbonate de calcium. Quelle est la quantité de matière de CO_2 à l'équilibre ? En déduire la composition du système à l'équilibre. Quelle est la pression régnant alors dans le réacteur ? On prendra $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.
3. On réitère l'expérience avec un récipient de volume $100,0 \text{ L}$. L'équilibre peut-il être atteint ? Calculer la composition du système et la pression régnant alors dans le réacteur après réaction.
4. Donner l'allure de la courbe de variation de la pression P dans le réacteur en fonction de son volume variable.

Exercice 7 : Équilibre du dioxyde d'azote

On considère l'équilibre suivant :



Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction sachant que la densité du mélange des deux espèces est $2,47$ fois plus élevée que l'air à pression atmosphérique $P_{\text{atm}} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$.

On rappelle que l'air est composé à 78% de diazote, 21% de dioxygène et 1% d'argon. On donne $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ et $M(\text{Ar}) = 39,95 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.