

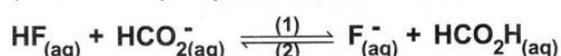
Série chimie: Loi d'action de masse

Prof : LABIADH Houcine

Exercice 01 :

A 25°C, on mélange dans un bécher, un volume $V_1 = 60 \text{ mL}$ d'une solution de fluorure d'hydrogène HF de concentration $C_1 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution de méthanoate de sodium HCO_2Na de concentration $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

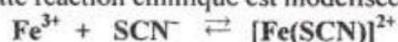
Le système aboutit à l'équilibre chimique symbolisé par :



- 1.a) Déterminer la concentration initiale du mélange en HF et en HCO_2^{-} .
- b) Donner l'expression de la fonction des concentrations π relative à la réaction (1).
- c) En déduire le sens d'évolution du système, à partir de l'état initial.
- 2.a) Déterminer l'avancement volumique maximal y_m de la réaction (1) et préciser en le justifiant, le réactif limitant.
- b) Déterminer la constante d'équilibre K sachant que l'avancement volumique de la réaction (1) à l'équilibre est $y_f = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
3. Le système considéré est à l'état d'équilibre ; on ajoute au mélange un volume $V'_1 = 2 \text{ mL}$ de la solution de fluorure d'hydrogène HF.
 - a) Préciser en le justifiant, le sens d'évolution du système.
 - b) Déterminer la composition molaire du système à l'équilibre.

Exercice 02 :

A 25°C, les ions ferriques Fe^{3+} réagissent avec les ions thiocyanates SCN^{-} pour donner les ions thiocyanatofer(III) $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$. Cette réaction chimique est modélisée par l'équation :



A une température constante et à l'instant de date $t = 0$ pris comme origine des temps, on mélange un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse de nitrate de fer(III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ de concentration molaire $C_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 40 \text{ mL}$ d'une solution de thiocyanate de potassium KSCN de concentration molaire $C_2 = 0,15 \text{ mol.L}^{-1}$. On obtient alors un système S de volume total V qu'on supposera égal à $V_1 + V_2$.

Par une méthode appropriée, on détermine la quantité d'ions complexes $n_{\text{FeSCN}^{2+}}$ dans le système S à l'équilibre chimique, on obtient $(n_{\text{FeSCN}^{2+}})_{\text{eq}} = 4,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

1) a- Vérifier que les quantités de matière en ions Fe^{3+} et SCN^{-} dans le système S à l'instant $t = 0$ ont la même valeur n_0 que l'on calculera.

b- Montrer que la constante d'équilibre K relative à l'équation de cette réaction est: $K = \frac{V \cdot \tau_f}{n_0 (1 - \tau_f)^2}$, où

τ_f représente son taux d'avancement final. Calculer la valeur de K .

2) On répartit équitablement le système S obtenu à l'équilibre dans deux fioles jaugées (F_1) et (F_2) dont la contenance de chacune est de 100 mL.

a- Dans la fiole (F_1), on ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; on obtient un système S_1 .

a₁- Préciser, en le justifiant, le sens d'évolution du système S_1 avant d'atteindre l'équilibre chimique.

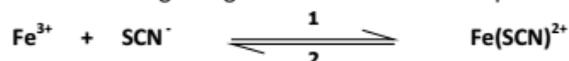
a₂- Déterminer la composition molaire de S_1 en ions Fe^{3+} , SCN^{-} et $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ à l'équilibre chimique.

b- Dans la fiole (F_2), on ajoute une faible quantité de nitrate de fer(III), sans variation sensible de volume du mélange réactionnel, on obtient alors un système S_2 .

Préciser, en le justifiant, le sens d'évolution du système S_2 avant d'atteindre l'équilibre chimique.

Exercice 03 :

A 25 °C et à l'instant t_0 , on forme un mélange aqueux de volume V contenant a mol d'ions ferrique Fe^{3+} et a mol d'ions thiocyanate SCN^- . Le système chimique évolue alors et il se forme, en solution aqueuse, les ions thiocyanatofer (III) $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ caractérisés par une couleur rouge sang. La réaction aboutit à l'équilibre suivant :



- 1- a- Donner l'expression de la fonction des concentrations Π associée à cette équation.
b- Calculer sa valeur à l'instant t_0 . En déduire le sens d'évolution spontanée du système.
 - 2- Énoncer la loi d'action de masse et donner l'expression correspondante.
 - 3- Exprimer la constante d'équilibre K de la réaction étudiée en fonction de x ; a et V (où x désigne l'avancement à l'équilibre : $x = x_f$)
 - 4- Soit $A = \frac{K}{V}$;
 - a- Montrer que x vérifie l'équation : $x^2 - (2a + \frac{1}{A}).x + a^2 = 0$.
 - b- Déterminer alors les concentrations des différents constituants du système à l'équilibre dynamique.
- on donne** : $k = 100$; $V = 0,5 \text{ L}$; $a = 0.01 \text{ mol}$.

Exercice 04 :

En solution aqueuse les ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ réagissant avec l'ammoniac NH_3 pour donner les ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_3^{2+}$ selon l'équation : $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_3^{2+}$.

1°/ A $t=0$ et à une température T , on mélange un volume $V_1=80\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'ions $\text{Co}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ de concentration $C_1=0.5 \text{ mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2=120 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac NH_3 de concentration C_2 pour obtenir un mélange équimolaire des deux ions de volume V .

- a- Dresser le tableau d'avancement de cette réaction. On notera n_0 le nombre de moles commun aux deux ions à l'état initial.
- b- Calculer la valeur de la concentration C_2 .
- c- Montre que la constante d'équilibre K relative à l'équation de la réaction peut se mettre sous la forme $K = \frac{\tau_f \cdot V}{n_0(1-\tau_f)^2}$, τ_f est le taux d'avancement final de la réaction.
- d- Calculer K sachant que la concentration de l'ion $\text{Co}(\text{NH}_3)_3^{2+}$ à l'équilibre chimique est $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

2°/ On prélève deux volumes $V_{01}=V_{02}=50 \text{ mL}$ du mélange obtenu à l'équilibre et on les verse respectivement dans deux fioles jaugées (F1) et (F2) de contenance 100 mL.

- a- Dans la fiole (F1), on y ajoute sans changement appréciable de volume une quantité d'ammoniac. Préciser en le justifiant dans quel sens doit évoluer le système.
- b- Dans la fiole (F2) on ajoute de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
 - b1- Montrer que le système doit évoluer spontanément dans le sens inverse.
 - b2- Déduire alors la composition du mélange réactionnel lorsque le nouveau équilibre est établi.

Exercice 05 :

On mélange, à un instant pris comme origine des temps ($t = 0$ s), un volume $V_1 = 10$ mL d'une solution aqueuse (S_1) de chlorure de fer III ($Fe^{3+} + 3Cl^-$) de concentration molaire $C_1 = 10^{-3}$ mol.L $^{-1}$ et un volume $V_2 = 10$ mL d'une solution aqueuse (S_2) de thiocyanate de potassium ($K^+ + SCN^-$) de concentration molaire $C_2 = 10^{-3}$ mol.L $^{-1}$. Le mélange préparé prend une couleur rouge sang qui témoigne de la formation des ions thiocyanatofer III $FeSCN^{2+}$.

- 1) Justifier que ce mélange est le siège d'une transformation chimique.
- 2) On réalise sur le mélange obtenu les deux tests décrits dans le tableau suivant :

Test	Description	Observation
Test 1	On prélève dans un tube à essais n° 1 quelques millilitres du mélange auxquels on ajoute, sans variation de volume, quelques cristaux de l'électrolyte fort $FeCl_3$.	La couleur rouge sang du prélèvement s'accroît.
Test 2	On prélève dans un tube à essais n° 2 quelques millilitres du mélange auxquels on ajoute, sans variation de volume, quelques cristaux de l'électrolyte fort $KSCN$.	La couleur rouge sang du prélèvement s'accroît.

Justifier en exploitant les observations des deux tests 1 et 2, que la transformation chimique en question est limitée.

- 3) La réaction étudiée est symbolisée par l'équation : $Fe^{3+} + SCN^- \rightleftharpoons FeSCN^{2+}$
 - a- Déterminer les concentrations initiales des réactifs.
 - b- Dresser le tableau descriptif en avancement volumique de cette réaction.
 - c- Déterminer la constante d'équilibre K relative à cette réaction sachant que son taux d'avancement final est $\tau_f = 6,91 \cdot 10^{-2}$ à la température de l'expérience.

Exercice 06 :

En solution aqueuse, les ions ferrique Fe^{3+} réagissent avec les ions thiocyanate SCN^- pour former le complexe thiocyanatofer(III) de formule $[Fe(SCN)]^{2+}$. L'équation chimique de la réaction modélisant cette transformation s'écrit : $Fe^{3+} + SCN^- \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}$. Tous les constituants figurant dans cette équation sont à l'état aqueux.

À un instant $t_0 = 0$ et à une température convenable θ , on ajoute un volume $V_1 = 10,00$ mL d'une solution aqueuse S_1 de concentration molaire $C_1 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ mol.L $^{-1}$ en ions ferrique à un même volume V_1 d'une solution aqueuse S_2 de même concentration molaire C_1 en ions thiocyanate. On obtient alors un système chimique S de volume $V = 2V_1$. Une analyse chimique appropriée montre qu'à partir d'un instant t_1 , la concentration du complexe $[Fe(SCN)]^{2+}$ dans ce mélange prend une valeur constante égale à $2,1 \cdot 10^{-3}$ mol.L $^{-1}$.

- 1)
 - a- Justifier que le système S est en état d'équilibre chimique pour tout instant t supérieur ou égal à t_1 .
 - b- Déterminer la constante d'équilibre K associée à la formation du complexe.
- 2) À un instant t_2 supérieur à t_1 , on ajoute au système chimique précédent, une quantité égale à $1,2 \cdot 10^{-5}$ mol d'ions Fe^{3+} provenant de la dissolution dans le mélange d'un sel convenablement choisi, sans changement appréciable de volume et de température.
 - a- Déterminer à l'instant t_2 , la valeur de la fonction des concentrations TT associée à la formation du complexe $[Fe(SCN)]^{2+}$.
 - b- Déduire en le justifiant, le sens d'évolution du système chimique.
- 3) Dans la pratique, l'ion thiocyanate est utilisé comme un indicateur de tabagisme. Ainsi, pour savoir si un individu est fumeur ou non, on détermine la concentration en ions thiocyanate dans sa salive. La concentration habituelle en ions thiocyanate pour un non-fumeur est inférieure à $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L $^{-1}$ et elle est généralement supérieure à $2,0 \cdot 10^{-3}$ mol.L $^{-1}$ chez le fumeur. Un prélèvement de salive de volume $V_s = 0,25$ mL d'un individu, est introduit dans une fiole jaugée de contenance $V = 20,00$ mL, qu'on remplit jusqu'au trait de jauge par la solution S_1 . On considérera que tous les ions thiocyanate du prélèvement se transforment en ions thiocyanatofer(III). L'analyse appropriée montre que la concentration en ions thiocyanatofer(III) dans la fiole est égale à $4,5 \cdot 10^{-5}$ mol.L $^{-1}$.
 - a- Déterminer la concentration en ions thiocyanate dans la salive prélevée.
 - b- En déduire si l'individu en question est fumeur ou non-fumeur.

Exercice 07 :

la synthèse de l'ammoniac NH_3 gazeux est modélisée par l'équation chimique suivante :



A une température θ_1 , et sous une pression P maintenue constante, on réalise une expérience en mélangeant

n mol de diazote N_2 et n mol de dihydrogène H_2 . A l'équilibre il se forme **0,2 mol** d'ammoniac NH_3

- 1) Dresser le tableau descriptif d'avancement noté x , relatif à la réaction de synthèse de l'ammoniac.
- 2) A la température θ_1 , la quantité de matière totale de gaz à l'équilibre est $n_{T1} = 2,2$ mol.

On note x_{F1} l'avancement final de la réaction à cette température,

a- Montrer que $x_{F1} = n - \frac{n_{T1}}{2}$

b- Déterminer la valeur de n .

- 3) a- Montrer que le dihydrogène H_2 est le réactif limitant.

b- Déterminer, à la température θ_1 , le taux d'avancement final τ_{F1} de la réaction.

- 4) On refait l'expérience à la température $\theta_2 < \theta_1$ en maintenant la même pression P et les mêmes quantités de matières initiales : $n(\text{H}_2) = n(\text{N}_2) = n$ mol. Un nouvel état d'équilibre chimique, caractérisé par un taux d'avancement τ_{F2} , est établi. La nouvelle quantité de matière totale de gaz, notée n_{T2} , est inférieure à n_{T1}

Comparer τ_{F2} à τ_{F1} et déduire, si la nouvelle quantité de matière d'ammoniac NH_3 est supérieure Ou inférieure à celle formée la température θ_1 .

Exercice 08 :

L'équation chimique qui symbolise la réaction modélisant la transformation d'un système contenant l'acide fluorhydrique HF et les ions $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ est :



1/ Trouver l'expression de la fonction π des concentrations en fonction des quantités de matières des entités chimiques mises en jeu.

2/ On introduit dans un bécher un volume V constant des entités suivantes :

n_0 mol de HF ; $0,4$ mol de $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ et $0,2$ mol de F^- .

Prévoir, en le justifiant, le sens d'évolution spontanée de la réaction.

3/ À la fin de la réaction la somme des quantités de matières des produits est égale à $n = 0,93$ mol.

a- Trouver la valeur de l'avancement final x_F .

b- Calculer la valeur de n_0 sachant que la constante d'équilibre de cette réaction est $K=12,6$