

Exercice n°1 :

A un volume $V_1=10\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'ions Fe^{3+} , de concentration molaire $C_1=10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$, on ajoute à un instant $t=0\text{s}$ un volume $V_2=8\text{mL}$ d'une solution aqueuse d'ions thiocyanate SCN^- de concentration $C_2=1,5 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$, il se produit la réaction symbolisée par l'équation :



1/a-Calculer les quantités de matière initiales des deux réactifs.

b-Préciser le réactif limitant.

2/a-Dresser le tableau descriptif de l'évolution du système.

b-Calculer l'avancement maximal x_m .

3/A l'état final, la concentration en ions FeSCN^{2+} est égale à $3,5 \cdot 10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$

a-Déterminer la composition chimique, en moles, du système à l'état final.

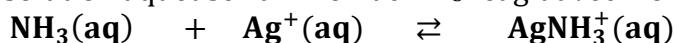
b-Définir le taux d'avancement final τ_f . Calculer sa valeur.

c-La réaction étudiée est-elle totale ou limitée ?

d-Quel est l'état chimique du système ? Donner une interprétation à l'échelle microscopique.

Exercice n°2 :

En solution aqueuse l'ammoniac NH_3 réagit avec l'ion Ag^+ selon l'équation bilan :



Le mélange initial de volume $V=2\text{L}$, contient $1,1 \cdot 10^{-2}\text{ mol}$ de NH_3 et 10^{-2} mol de Ag^+ .

1/a-Dresser un tableau descriptif d'évolution du système.

b-Exprimer la fonction π des concentrations à un instant de date t quelconque, en fonction de l'avancement x .

c-Enoncer la loi d'action de masse.

d-Déterminer la composition en mol du système à l'équilibre, sachant que la constante d'équilibre relative à cette réaction est $K=2000$.

e-Déterminer le taux d'avancement final de la réaction.

2/Au mélange précédent en équilibre, on ajoute, sans variation de température 250mL d'une solution de nitrate d'argent de concentration molaire $C=4 \cdot 10^{-3}\text{ mol.L}^{-1}$

a-Dire avec justification quel est l'effet de cet ajout sur la constante d'équilibre.

b-En faisant le calcul nécessaire, prévoir le sens d'évolution spontanée du système.

c-Déduire alors la nouvelle composition finale du système.

Exercice n°3 :

Soit un système contenant à l'état initial **1mol** d'acide éthanoïque, **2mol** d'éthanol, **3mol** d'éthanoate d'éthyle et **4mol** d'eau. Sachant que la constante d'équilibre relative à l'équation qui symbolise la réaction d'estérification à une température T donnée est $K=4$.

1/Ecrire l'équation chimique de cette réaction.

2/Donner l'expression de la fonction des concentrations π relative à cette réaction et calculer sa valeur initiale.

3/Quelle est la réaction chimique possible spontanément ? Justifier.

4/Trouver la composition du mélange à l'équilibre.

5/On refait l'expérience précédente mais en partant initialement d'un mélange équimolaire contenant **no** l'acide éthanoïque et **no** l'éthanol :

a-Justifier que la réaction d'estérification est possible spontanément.

b-Etablir l'expression de la fonction des concentrations π en fonction de **no** et l'avancement x de la réaction.

c-Vérifier que la constante d'équilibre K peut s'écrire sous la forme $K=\frac{\tau_f^2}{(1-\tau_f)^2}$. Ou τ_f désigne le taux d'avancement final de la réaction.

d-En déduire la valeur du taux d'avancement final τ_f de cette réaction.

e-A un instant t_0 , le dosage, par une méthode appropriée, de la quantité d'acide éthanoïque présent dans le mélange montrer que : $n_{\text{Acide}}(t_0) = \frac{n_0}{2}$. Le système est-il en équilibre à l'instant t_0 ? Justifier la réponse.

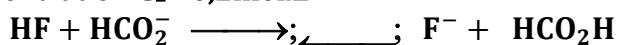
6/A la température T , on part d'un mélange non équimolaire tel que $n'_0(\text{acide}) = \frac{n'_0(\text{alcool})}{2} = 8,3\text{mmol}$, l'expérience montre que l'avancement final de cette réaction est $x_f = 7,01\text{mmol}$.

a-Donner l'expression de la fonction des concentrations π en fonction de l'avancement x de la réaction.

b-En déduire sa valeur à l'équilibre dynamique. Conclure.

Exercice n°4:

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 molaire $C_1 = 0,2\text{mol.L}^{-1}$ et un volume $V_2 = 40\text{mL}$ d'une solution de méthanoate de sodium HCO_2Na de concentration $C_2 = 0,2\text{mol.L}^{-1}$.



1/a-Donner l'expression de la fonction des concentrations π relative à la réaction précédente.

b-En déduire le sens d'évolution du système, à partir de l'état initial.

2/Déterminer les quantités de matière n_1 et n_2 respectivement de HF et de HCO_2H .

3/Montrer que la constante d'équilibre K relative à cette réaction s'écrit $K = \frac{2\tau_f^2}{(3-2\tau_f)(1-\tau_f)}$.

4/a-L'avancement final de la réaction vérifie l'équation : $6,2\tau_f^2 - 20,5\tau_f + 12,3 = 0$. Montre que $K = 4,1$.

b-Déterminer la valeur de τ_f . Conclure.

c-Déterminer la composition de mélange à l'équilibre.

5/Le système considéré à l'état d'équilibre ; on ajoute au mélange un volume $V' = 2\text{mL}$ de solution d'acide méthanoïque HCO_2H de concentration molaire $C' = 5 \cdot 10^{-4}\text{mol.L}^{-1}$.

a-Préciser en justifiant le sens de l'évolution du système.

b-Déterminer la composition du mélange à l'équilibre.

Exercice n°5:

A une température constante, on mélange à l'instant $t = 0$, un volume $V_1 = 60\text{mL}$ d'une solution aqueuse de chlorure de fer III (FeCl_3) de concentration $C_1 = 0,1\text{mol.L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 40\text{mL}$ d'une solution de thiocyanate de potassium (KSCN) de concentration $C_2 = 0,1\text{mol.L}^{-1}$. Les ions Fe^{3+} réagissent avec les ions SCN^- pour donner un complexe ionique de ($\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$). Cette réaction est modélisée par l'équation :



1/a-Calculer les quantités de matières initiales des réactifs n_{01} d'ion Fe^{3+} et n_{02} d'ions SCN^- .

b-Dresser le tableau descriptif de ce système chimique en avancement x .

2/A l'équilibre chimique, on constate que la quantité de matière d'ion Fe^{3+} est égale à celle des ions $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$.

a-Calculer l'avancement final x_f de ce système réactionnel. En déduire son taux d'avancement final τ_f .

b-Exprimer la constante d'équilibre K de cette réaction, dans le sens direct, en fonction de n_{01} , n_{02} , x_f , V_1 et V_2 . Calculer sa valeur.

3/On prendra : $K = 100$.

On donne : masse molaire de KSCN est $M_{\text{KSCN}} = 97\text{g.mol}^{-1}$.

On partage le système obtenu à l'équilibre chimique en deux parties égales (A) et (B).

a-Dans la partie (A), on ajoute un volume $V_e = 50\text{mL}$ d'eau distillée, on obtient un système (S').

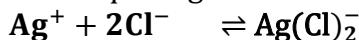
a1- Le système (S') obtenu, est-il en équilibre chimique ? Si non dans quel sens évolue-t-il spontanément ?

a2- Déterminer la composition de ce système lorsque le nouvel état d'équilibre s'établit.

b-Dans la partie (B), on fait dissoudre 97mg de KSCN sans variation de volume de solution, on obtient un système (S''). Déterminer la concentration molaire des ions SCN^- présent dans le système (S'') lorsque l'équilibre chimique est atteint.

Exercice n°6:

A une température T , on mélange à un instant de date $t=0$, un volume $V_1=200\text{mL}$ d'une solution aqueuse (S_1) de nitrate d'argent AgNO_3 de concentration molaire C_1 , et un volume $V_2=300\text{mL}$ d'une solution aqueuse (S_2) de chlorure de sodium NaCl de concentration molaire C_2 . Les ions Ag^+ réagissent avec les ions Cl^- , pour donner le complexe ionique argento-chlorure d'argent $\text{Ag}(\text{Cl})_2^-$ selon l'équation :



1/a-Exprimer la concentration molaire initial $[\text{Ag}^+]_0=C'_1$ en fonction de C_1 , V_1 et V_2 , et la concentration molaire initial $[\text{Cl}^-]_0=C'_2$ en fonction de C_2 , V_1 et V_2 .

b-Compléter le tableau descriptif d'évolution du système chimique, en utilisant l'avancement volumique y de la réaction.

Equation de la réaction		Ag^+	$+ 2\text{Cl}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Ag}(\text{Cl})_2^-$
Etat	Avancement volumique (mol.L ⁻¹)				
Initial $t=0$					
Intermédiaire t					
Final t_f					

2/A l'équilibre chimique dynamique, $[\text{Cl}^-]_f=[\text{Ag}^+]_f$.

a-Exprimer l'avancement volumique final y_f en fonction de C'_1 et C'_2 .

b-Calculer le taux d'avancement final τ_f de cette réaction. Sachant que $C'_2 = \frac{3}{2} C'_1$.

3/A l'état final la concentration molaire en ion $\text{Ag}(\text{Cl})_2^-$ est $[\text{Ag}(\text{Cl})_2^-]_f = 0,1\text{mol.L}^{-1}$, déterminer :

a-Les concentrations molaires C'_1 et C'_2 . En déduire C_1 et C_2 .

b-La composition du mélange à l'équilibre.

4/a-Montrer que la constante d'équilibre K s'écrit : $K = \frac{100\tau_f}{3(4-3\tau_f)(1-\tau_f)^2}$.

b-Calculer la constante d'équilibre K .

5/A la même température T on mélange 0,05mol de Ag^+ , 0,09 mol de Cl^- et 0,1mol de $\text{Ag}(\text{Cl})_2^-$.

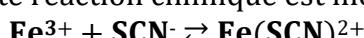
Le volume total de système est $V_t=0,5\text{L}$

a-Exprimer et calculer la fonction des concentrations π

b-Quel est le sens de l'évolution spontanée de système.

Exercice n°7:

A 25°C les ions ferriques réagissent avec les ions thiocyanates SCN^- pour donner les ions thiocyanatofer(II) $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$. 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(II) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ de concentration molaire $C_1=0.3\text{mol.L}^{-1}$ 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 $V = V_1 + V_2$.

Par une méthode appropriée, on détermine la quantité d'ions complexe $n_{\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}}$ dans le système (S) à l'équilibre chimique, on obtient $n_{(\text{Fe}(\text{SCN})^{2+})_{eq}}=4.4 \cdot 10^{-3}\text{mol}$

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 **100mL**.

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

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

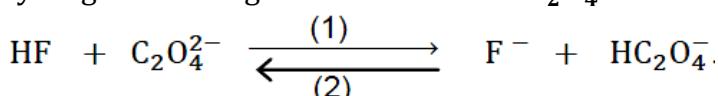
- Déterminer la composition molaire de (S_1) en ions Fe^{3+} , SCN^- et $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ à l'équilibre chimique.

b-Dans la fiole (\mathbf{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 (\mathbf{S}_2).

- Préciser, en le justifiant, le sens d'évolution du système (\mathbf{S}_2) avant d'atteindre l'équilibre chimique.

Exercice n°8:

Le fluorure d'hydrogène \mathbf{HF} réagit avec l'ion oxalate $\mathbf{C}_2\mathbf{O}_4^{2-}$ suivant la réaction chimique d'équation :



À une température \mathbf{T}_1 et à volume \mathbf{V} constant, on réalise en milieu aqueux un mélange homogène et équimolaire constitué de 4.10^{-2} mol de chaque réactif.

Soit \mathbf{x}_f l'avancement final de la réaction.

1/a-Exprimer la constante d'équilibre \mathbf{K}_1 de la réaction directe en fonction de \mathbf{x}_f .

b-A l'équilibre dynamique le nombre de mole de fluorure d'hydrogène \mathbf{HF} est $3,04.10^{-2}$ mol. Calculer la valeur de \mathbf{K}_1 . En déduire la valeur de \mathbf{K}'_1 de la réaction inverse.

2/On réalise un mélange initial contenant 5.10^{-2} mol de \mathbf{HF} , 5.10^{-2} mol de $\mathbf{C}_2\mathbf{O}_4^{2-}$, 3.10^{-2} mol de \mathbf{F}^- et 3.10^{-2} mol de $\mathbf{HC}_2\mathbf{O}_4^-$.

a-Enoncer la loi d'action de masse.

b-Le système est-il en état d'équilibre ? Si non dans quel sens va évoluer.

3/On refait l'expérience de départ à une température \mathbf{T}_2 , le système aboutit à un nouvel état d'équilibre caractérisé par une constante d'équilibre $\mathbf{K}_2=0,04$.

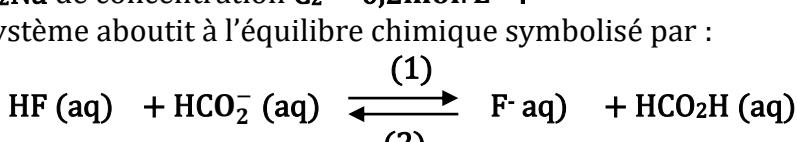
a-Comparer \mathbf{K}_1 et \mathbf{K}_2 . Dire si cette variation de température favorise la réaction directe ou inverse.

b-L'équilibre dynamique étant à la température \mathbf{T}_2 on ajoute au milieu réactionnel 3.10^{-3} mol de \mathbf{HF} , déduire le sens d'évolution spontané du système.

Exercice n°9:

A 25°C , on mélange dans un bécher, un volume $\mathbf{V}_1 = 60\text{mL}$ d'une solution de fluorure d'hydrogène \mathbf{HF} de concentration $\mathbf{C}_1 = 0,2\text{mol. L}^{-1}$ et un volume $\mathbf{V}_2 = 40\text{mL}$ d'une solution de méthanoate de sodium $\mathbf{HCO}_2\mathbf{Na}$ de concentration $\mathbf{C}_2 = 0,2\text{mol. L}^{-1}$.

Le système aboutit à l'équilibre chimique symbolisé par :



1/a-Déterminer la concentration initiale du mélange en \mathbf{HF} et en \mathbf{HCO}_2^-

b-Donner l'expression de la fonction 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 \mathbf{y}_m de la réaction (1) et préciser en le justifiant, le réactif limitant.

b-Déterminer la constante d'équilibre \mathbf{K} sachant que l'avancement volumique de la réaction (1) à l'équilibre est $\mathbf{y}_f = 6,3.10^{-2}\text{mol. L}^{-1}$.

3/Le système considéré est à l'état d'équilibre ; on ajoute au mélange un volume $\mathbf{V}'_1 = 2\text{mL}$ de la solution de fluorure d'hydrogène \mathbf{HF} .

a-Préciser en le justifiant, le sens d'évolution du système.

b-Déterminer la composition molaire du système à l'équilibre.