

Évolution spontanée d'un système chimique : exercices**Exercice 1 : Q.C.M**

1. Lorsqu'une solution où existe un équilibre chimique , on rajoute l'un des produit , on déplace l'équilibre :

- (a) vers la droite (b) vers la gauche

2. On a un équilibre chimique dans une solution S . On rajoute l'un des réactifs . L'équilibre se déplace . Lorsque la nouvelle équilibre est atteint . La nouvelle valeur du quotient de réaction est :

- (a) inférieure (b) supérieure (c) égale

à la précédente . 3. Lorsque la constante d'équilibre est très petite , on peut considérer que :

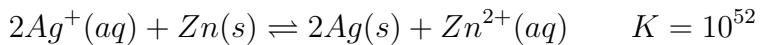
- (a) La réaction est quasi-totale (b) Les réactifs sont peut consommés

4. La constante d'équilibre d'une réaction chimique dépend :

- (a)du volume de bécher (b) des concentrations (c) de la température

Exercice 2 : Une réaction vraiment totale ?

On introduit de la poudre de zinc dans une solution de volume $V = 100ml$ contenant du chlorure d'argent . On donne , dans les conditions de l'expérience , la constante de l'équilibre :



1. Que se passe-t-il ?

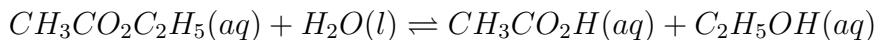
2. a. Exprimer K en fonction de $[Zn^{2+}]$ et $[Ag^+]$ à l'équilibre .

b. Sachant qu'on a introduit le zinc en excès et que la concentration initiale de la solution de chlorure d'argent était $C = 0,1mol/l$. Calculer la concentration finale en ions d'argent (I) dans la solution .

c. À combien d'ions cela correspond-il ? Comment interpréter ce résultat ? . On donne le nombre d'Avogadro : $N_a = 6,02 \times 10^{23}mol^{-1}$

Exercice 3 : Une réaction d'hydrolyse ?

On considère la réaction d'hydrolyse où l'eau est un réactif :



Dans les conditions de l'expérience , la constante de cet équilibre est $K = 0,1$. La solution initiale contient en concentrations égales de l'éthanoate d'éthyle , de l'acide acétique et de l'éthanol ($C = 0,05mol/l$)

On définit l'avancement volumique de la réaction est l'avancement molaire x sur le volume de la solution : $x = \frac{X}{V}$ où X l'avancement de la réaction .

1. L'équilibre est-t-il déplacé ? Si oui dans quel sens ?

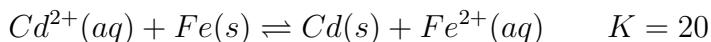
2. Quelles sont les concentrations finales ?

Exercice 4 : Modification de l'équilibre d'un système

On réalise le mélange suivant :

0,28g de poudre de fer ; 0,65g de cadmium ; 10,0ml de sulfate de fer (II) en solution ($Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$) de concentration $1,0 \times 10^{-1} mol/l$; 10,0ml de chlorure de cadmium ($Cd^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$) de concentration $1,0 \times 10^{-1} mol/l$.

La constante d'équilibre associée à l'équation :



1. Calculer les quantités de matière de chaque espèce dans l'état initial .

2.a Donner l'expression littérale du quotient de réaction et calculer sa valeur dans l'état initial .

b. Dans quel sens va évoluer le système ?

3.a Dresser un tableau d'avancement du système et en déduire l'avancement final .

b. Calculer la masse de fer et de cadmium à l'équilibre .

4. On ajoute au système précédent à l'équilibre l'un des produits suivants :

a. Quelques cristaux de chlorure de cadmium ;

b. Quelques cristaux de sulfate de fer (II) ;

c. un peu de poudre de fer .

Comment va évoluer le système dans chaque cas ? Justifier .

On donne : $M(Fe) = 56,0 g/mol$ $M(Cd) = 112 g/mol$

Exercice 5 : Évolution d'un système chimique et le taux d'avancement final

On réalise le mélange des volumes de solution suivants :

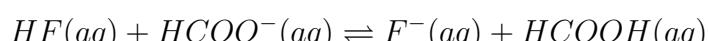
* $V_1 = 40,0 ml$ de solution de fluorure d'hydrogène ($C_1 = 0,20 mol/l$)

* $V_2 = 10,0 ml$ de solution de fluorure de sodium ($C_2 = 0,10 mol/l$)

* $V_3 = 25,0 ml$ de solution d'acide méthanoïque ($C_3 = 0,10 mol/l$)

* $V_4 = 25,0 ml$ de solution méthanoate de sodium ($C_4 = 0,20 mol/l$)

On envisage la réaction acido-basique d'équation :



1. Exprimer puis calculer le quotient de la réaction dans l'état initial .

2. Exprimer le quotient de la réaction à l'équilibre puis calculer la constante d'équilibre associée à cette réaction .

3. Comparer $Q_{r,i}$ et K . Dans quel sens évolue le système ?

4. Calculer le taux d'avancement final de la réaction . conclure .

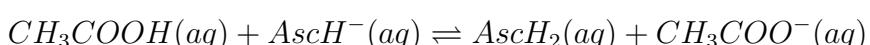
4. Calculer le pH du mélange à l'état final .

Données : pour le couple HF/F^- , le $pK_{A1} = 3,2$ et pour le couple $HCOOH/HCOO^-$ le $pK_{A2} = 3,8$.

Exercice 6 : Composition d'un système à l'équilibre

Acide ascorbique note $AschH_2$, appartient au couple acide /base $AschH_2/AschH^-$.

On considère la réaction acido-basique entre l'acide éthanoïque et l'ion ascorbate $AschH^-$, en solution aqueuse :



À 298K , on mélange 0,10mol d'acide éthanoïque et $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'ascorbate de sodium . Le volume de la solution aqueuse obtenue est de 1,0l.

1. Déterminer le sens d'évolution spontané du système étudiés .
 2. L'avancement volumique à l'équilibre y_{eq} est de $9,6 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$. déterminer la nature des espèces chimique présents à l'équilibre .
 3. a. Dresser un tableau d'avancement de cette transformation chimique .
b. Écrire les équations de toutes les réactions susceptibles d'avoir lieu entre les espèces chimiques présentes à l'équilibre et donner les constantes d'équilibre associées à 298K .
c. Calculer de deux façons différentes la quantité de matière d'ions oxonium présents en solution à l'équilibre . En déduire la valeur du pH du milieu .
 4. déterminer la composition du système à l'équilibre .
- Données : $K_A(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = K_{A1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ à 298 K .
 $K_A(\text{AscH}_2/\text{AscH}^-) = K_{A2} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ à 298 K .
 $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$ à 298 K .

Exercice 7 : Mélange d'acides et de bases .

On mélange 40ml d'une solution d'acide maléique $\text{H}_2\text{A}(aq)$, de concentration de soluté apporté 0,10mol/l, et 20ml d'uns solution aqueuse d'un sel de sa base conjuguée $(\text{Na}^+(aq) + \text{HA}^-(aq))$, de concentration de soluté apporté 0,050mol/l. On obtient une solution S_1 .

On donne :

$$pK_a(\text{H}_2\text{A}/\text{HA}^-) = 2 \quad pK_a(\text{HF}/\text{F}^-) = 3,2$$

1. Déterminer les concentrations des espèces présentes dans le mélange initial .
- 2.a Donner les concentrations des espèces en solution à l'équilibre . On ne tiendra pas compte des réactions de H_2A et de HA^- avec l'eau .
b. Déterminer le pH de la solution S_1 à l'équilibre .
3. On mélange 30ml d'une solution aqueuse d'acide fluorhydrique $\text{HF}(aq)$, de concentration de soluté apporté 0,010mol/l,et 60ml d'une solution aqueuse d'un sel de sa base conjuguée $(\text{Na}^+(aq) + \text{F}^-(aq))$, de concentration de soluté apporté $1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$. On obtient une solution S_2 . a. Donner les concentrations des espèces en solution à l'équilibre . On ne tiendra pas compte des réactions de HF et de F^- avec l'eau .
b. Déterminer le pH de la solution S_2 à l'équilibre .
4. On verse la solution S_1 dans la solution S_2 . On obtient un mélange c'est la solution S_3
a. Faire l'inventaire des espèces présentes dans le mélange à l'état initial et donner leurs concentrations
b. Écrire l'équation de la réaction susceptible de se produire , en choisissant arbitrairement un sens d'écriture . Donner la constante d'équilibre K associée .
c. Calculer le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution spontanée du système chimique .
- 5.a. Construire un tableau d'avancement descriptif de l'évolution du système et déterminer l'avancement volumique à l'équilibre .
b. Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution à l'équilibre .
6. On ajoute à la solution S_3 , 10ml d'une solution aqueuse de fluorure de sodium, de concentration de soluté apporté 0,10mol/l.
a. Calculer les concentrations des espèces chimiques en solution dans le nouvel état initial .
b. Calculer le nouveau $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution spontanée du système .