

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 :

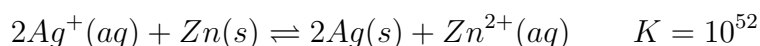
- (a) La réaction est quasi-totale (b) Les réactifs sont peut consommés

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 $V = 100\text{ml}$ contenant du chlorure d'argent. On donne, dans les conditions de l'expérience, la constante de l'équilibre :



1. Que se passe-t-il ?

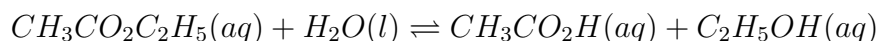
2. a. Exprimer K en fonction de $[\text{Zn}^{2+}]$ et $[\text{Ag}^+]$ à l'équilibre.

b. Sachant qu'on a introduit le zinc en excès et que la concentration initiale de la solution de chlorure d'argent était $C = 0,1\text{mol/l}$. 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 : $N_a = 6,02 \times 10^{23}\text{mol}^{-1}$

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 ($C = 0,05\text{mol/l}$)

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 ?

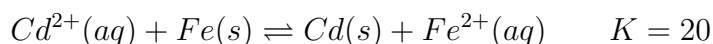
2. Quelles sont les concentrations finales ?

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 :

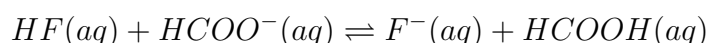
* $V_1 = 40,0 ml$ de solution de fluorure d'hydrogène ($C_1 = 0,20 mol/l$)

* $V_2 = 10,0 ml$ 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 :

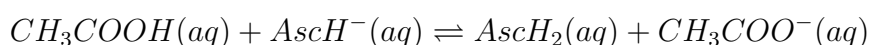


1. Exprimer puis calculer le quotient de la réaction dans l'état initial .
 2. Exprimer le quotient de la réaction à l'équilibre puis calculer la constante d'équilibre associée à cette réaction .
 3. Comparer $Q_{r,i}$ et K . Dans quel sens évolue le système ?
 4. Calculer le taux d'avancement final 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 $AscH_2$, appartient au couple acide /base $AscH_2/AscH^{-}$.

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



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

- Déterminer le sens d'évolution spontané du système étudiés .
- L'avancement volumique à l'équilibre y_{eq} est de $9,6 \times 10^{-4}mol/l$. déterminer la nature des espèces chimique présents à l'équilibre .
- 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 .
- déterminer la composition du système à l'équilibre .

Données : $K_A(CH_3COOH/CH_3COO^- = K_{A1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ à $298 K$.

$K_A(AscH_2/AscH^- = K_{A2} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ 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 $H_2A(aq)$, de concentration de soluté apporté $0,10mol/l$, et $20ml$ d'une solution aqueuse d'un sel de sa base conjuguée ($Na^+(aq) + HA^-(aq)$), de concentration de soluté apporté $0,050mol/l$. On obtient une solution S_1 .

On donne :

$$pK_a(H_2A/HA^-) = 2 \quad pK_a(HF/F^-) = 3,2$$

- Déterminer les concentrations des espèces présentes dans le mélange initial .
- 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 .
- On mélange $30ml$ d'une solution aqueuse d'acide fluorhydrique $HF(aq)$, de concentration de soluté apporté $0,010mol/l$, et $60ml$ d'une solution aqueuse d'un sel de sa base conjuguée ($Na^+(aq) + F^-(aq)$), de concentration de soluté apporté $1,0 \times 10^{-3}mol/l$. 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 .
- 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 .
- 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 .
- 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 .