

## 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 :

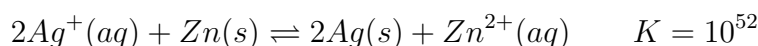
- (a) La réaction est quasi-totale      (b) Les réactifs sont peut consommés

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 ?

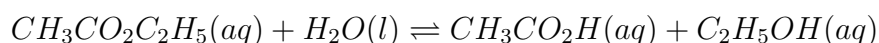
2. a. Exprimer  $K$  en fonction de  $[\text{Zn}^{2+}]$  et  $[\text{Ag}^+]$  à l'équilibre.

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 ?

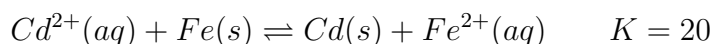
2. Quelles sont les concentrations finales ?

**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 :

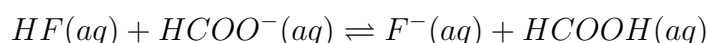
\*  $V_1 = 40,0 ml$  de solution de fluorure d'hydrogène ( $C_1 = 0,20 mol/l$ )

\*  $V_2 = 10,0 ml$  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 :

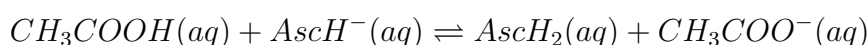


1. Exprimer puis calculer le quotient de la réaction dans l'état initial .
  2. Exprimer le quotient de la réaction à l'équilibre puis calculer la constante d'équilibre associée à cette réaction .
  3. Comparer  $Q_{r,i}$  et  $K$ . Dans quel sens évolue le système ?
  4. Calculer le taux d'avancement 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 1,0.10<sup>-3</sup>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 :  $K_A(CH_3COOH/CH_3COO^- = K_{A1} = 1,8.10^{-5}$  à 298 K .

$K_A(AscH_2/AscH^- = K_{A2} = 6,3.10^{-5}$  à 298 K .

$K_e = 1,0.10^{-14}$  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 .