

Section: MP1/PT1
Epreuve: Chimie générale
Date: 19 Mai 2016

Durée: 2 heures

EXERCICE 1 : Equilibre acido - basique

- 1) On dissout une masse $m = 0,092$ g d'acide formique (HCOOH) dans 100 ml d'eau (solution S_1)
 - a) Etablir l'expression du pH puis calculer sa valeur.
 - b) Calculer le coefficient de dissociation α_1 de cet acide
- 2) On prépare 100 ml d'une solution S_2 en diluant 10 fois la solution S_1 .
 - a) Calculer la valeur du pH de la solution S_2 .
 - b) Calculer la nouvelle valeur du coefficient de dissociation α_2 . Conclure
- 3) On prépare 500 ml de solution en dissolvant 10^{-2} moles d'ammoniac NH_3 et $3 \cdot 10^{-2}$ mole d'acide formique HCOOH .
 - a) Ecrire les équations des réactions susceptibles de se produire dans ce mélange, en précisant la réaction prépondérante. Calculer sa constante d'équilibre K_{RP} .
 - b) Déterminer la composition finale du mélange. En déduire la valeur du pH.

On donne : $\text{p}K_{a1}(\text{HCOOH} / \text{HCOO}^-) = 3,8$ et $\text{p}K_{a2}(\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3) = 9,2$

Masse molaires atomiques en g mol^{-1} : $M_H = 1$; $M_C = 12$; $M_O = 16$

EXERCICE 2 : Equilibres de solubilité et complexation

- 1) Déterminer la solubilité de l'iodate d'argent AgIO_3 solide.
 - a) Dans l'eau pure.
 - b) Dans une solution de sulfate d'argent (Ag_2SO_4) 0,1 M.
- 2) A 100 cm^3 d'une solution saturée d'iodate d'argent, on ajoute quelques gouttes d'acide nitrique (HNO_3) 0,1 M. Comment varie la solubilité dans ces conditions ?
- 3) On ajoute du thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) sans variation de volume à une solution saturée de AgIO_3 . Il se forme un complexe très stable $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$
 - a) Donner le nom de cet ion complexe.
 - b) Ecrire les réactions qui ont eu lieu.
 - c) Prévoir l'effet de l'ajout du thiosulfate de sodium sur la solubilité de AgIO_3 .

On donne à 25°C

- Produit de solubilité de l'iodate d'argent AgIO_3 est égal à $3 \cdot 10^{-8}$
- $\text{p}K_a(\text{HIO}_3 / \text{IO}_3^-) = 0,78$

EXERCICE 3 : Equilibre d'oxydo - réduction et pile

I- A un litre d'une solution aqueuse ($\text{pH} = 0$) on ajoute sans variation de volume 0,1 mole de FeSO_4 et 0,01 mole de KMnO_4 .

- 1) Donner l'équation globale de la réaction qui se produit spontanément.
- 2) Calculer la constante d'équilibre relative à cette réaction. Conclure.
- 3) Quelles sont alors les concentrations des espèces en solution à l'équilibre ?
- 4) En déduire le potentiel de Nernst à l'équilibre.

On donne à 25°C : $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$: $E_1^\circ = 1,51 \text{ V}$ à $\text{pH} = 0$

$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$: $E_2^\circ = 0,77 \text{ V}$

II- On considère une pile à deux compartiments formée par :

- Une électrode d'argent (Ag) plongeant dans un litre de solution contenant des ions Ag^+ de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$,
 - Une électrode d'étain (Sn) plongeant dans un litre de solution contenant des ions Sn^{2+} de concentration $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$.
- 1) Calculer le potentiel de chaque électrode et déduire la valeur de la force électromotrice de la pile.
 - 2) a- Faire un schéma annoté de la pile et donner son symbole.
b- Ecrire l'équation de la réaction globale d'oxydoréduction qui a eu lieu lorsque la pile débite du courant. Dire ce qui se passe en précisant le rôle du pont salin.
 - 3) On introduit sans variation de volume 0.01 moles de NaCl dans la solution contenant les ions Ag^+ .
a- Quel est l'effet de cet ajout sur le potentiel de l'électrode d'argent ?
b- Calculer la nouvelle valeur de la force électromotrice de la pile.

On donne à 25°C :

Ag^+ / Ag : $E_1^\circ = 0,80 \text{ V}$; $\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$: $E_2^\circ = -0,14 \text{ V}$; $K_s (\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$