

**Examen du 6 septembre 2006**  
**2 heures**

*Calculatrice type « collègue » autorisée - Documents interdits*  
*Préciser votre année et votre section sur votre copie.*

**Exercice I: oxydo-réduction**

On souhaite réaliser la pile suivante. Le compartiment de droite de la pile est constitué de d'une électrode de cuivre (Cu solide) plongeant dans une solution contenant des ions  $\text{Cu}^{2+}$ . Le compartiment de gauche est constitué d'une électrode de plomb (Pb solide), plongeant dans une solution contenant  $\text{Pb}^{2+}$ .

1. Faire un schéma de la pile décrite ci-dessus. Placer le sens de déplacement du courant, le sens de déplacement des électrons, l'anode, la cathode et écrire sous chaque compartiment la demi équation rédox se produisant.
2. Les deux compartiments contiennent chacun  $2,0 \cdot 10^{-1}$  litre de solution de concentration  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en cations. Quel est le potentiel initial à chaque électrode avant que la pile ne débite ? Calculer la FEM de la pile.
3. Ecrire l'équation bilan de la réaction redox. Calculer la constante de l'équilibre associé. La réaction est-elle totale ?
4. On fait débiter la pile jusqu'à ce que la concentration à l'électrode de cuivre soit de  $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  en  $\text{Cu}^{2+}$ . Quel est l'avancement de la réaction redox associée à cette pile à ce moment ? La pile est-elle utilisée ?
5. Quelle est la masse perdue par l'autre électrode ? Et la concentration finale de la solution de  $\text{Pb}^{2+}$  ?

$$E(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$$

$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,35 \text{ V}$$

$$M(\text{Pb}) = 106,4 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{On prendra } \frac{RT}{n.F} \cdot \ln = \frac{0,06}{n} \cdot \log$$

.../...

## Exercice II: Précipitation

Lors du retraitement des eaux usées, il est intéressant de récupérer certains ions pour recycler les métaux. L'analyse d'un flacon a montré la présence de cations métalliques  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Co}^{2+}$  que l'on souhaite séparer. On utilise pour cela la précipitation des hydroxydes  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  ( $\text{pK}_s(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 18,8$ ) et  $\text{Co}(\text{OH})_2$  ( $\text{pK}_s(\text{Co}(\text{OH})_2) = 14,8$ )

1. Une première analyse a donné une concentration de  $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ .
  - a. Ecrire l'équation de dissolution de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .
  - b. A quel pH les ions  $\text{Cu}^{2+}$  du flacon vont-ils précipiter ?
2. Le précipité de  $\text{Co}^{2+}$  apparaît à  $\text{pH}=9,3$ .
  - a. Quelle est la concentration en  $\text{Co}^{2+}$  ?
  - b. A ce pH quelle est la concentration en ion  $\text{Cu}^{2+}$  restant en solution ?
  - c. A quel pourcentage de la concentration initiale en  $\text{Cu}^{2+}$  cela correspond-il ?
3. Ce précipité est séparé de la solution. On souhaite ensuite récupérer les ions  $\text{Co}^{2+}$ . A quel pH faut-il se placer pour récupérer plus de 99% des ions  $\text{Co}^{2+}$  initialement présents en solution ?

## Exercice III: pHmétrie

On dispose de trois solutions : une d'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  de concentration  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , une de soude  $\text{NaOH}$  de concentration  $2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  et une solution de phénol, monoacide noté  $\text{AH}$  ( $\text{pK}_a(\text{AH}/\text{A}^-) = 9,8$ ). Soit  $\alpha$  le coefficient de dissociation de l'acide.

1. On réalise une solution de concentration  $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  en phénol.
  - a. Quel est le pH de la solution ?
  - b. Que vaut le coefficient de dissociation  $\alpha$  de cet acide ?
  - c. Les approximations usuelles sont-elles bien vérifiées ?
2. A l'aide de ces solutions et d'eau distillée, on veut réaliser 1 litre d'une solution tampon  $\text{T}_1$  de  $\text{pH} = 9$  et de concentration totale en espèce A égale à  $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - a. Quel volume de solution de phénol doit-on utiliser ?
  - b. Doit-on utiliser la soude ou l'acide chlorhydrique ? Quel volume faut-il en mettre ?
3. On dilue le tampon ainsi obtenu pour faire 1 litre de solution tampon  $\text{T}_2$  de concentration totale en A égale à  $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - a. Préciser le protocole utilisé.
  - b. Quel sera le pH de la solution tampon  $\text{T}_2$  ?