**Fiche 1**

**Exercice 1**

La résistance de la cellule de mesure conductimétrie à 25 C° contenant la solution 0,02M de KCl est de 50 Ω calculer :

1. La constante de cellule
2. La résistance de la cellule de mesure contenant la solution décimolaire d’AgNO3

 On donne ɅAgNO3 =94,3 Ω-1. cm2, χ KCl = 0,00277 Ω-1.cm-1

**Exercice 2**

La conductivité à 18 °C d'une solution saturée de fluorure de calcium est de 3,71 mS.m- Déduire les concentrations molaires des ions dans la solution du fluorure de calcium à 18°C.

Données à 18 °C : λ Ca2+ = 10,50 mS.m².mol-1 ; λ fluorure = 4,04 mS.m².mol-1 .

**Exercice 3**

Deux électrodes en forme de disque de platine sont immergées dans une cellule de mesure conductométrique. Leur diamètre est de 1,34 cm, la distance entre eux est de 1,72cm. La cellule contient la solution0, 05 M de NaNO3. La tension électrique de 0,5V le courant alternatif de 1,85mA traverse cette solution. Calculer la conductivité spécifique et la conductivité équivalente de la solution NaNO3.

**Exercice 4**:

 Lorsqu’on plonge la cellule d’un conductimètre dans une solution d’acide chlorhydrique10-3mol.l-1, on a une résistance de 587 Ω**.** Pour une solution d’acide sulfurique 10-3mol.l-1, la résistance vaut 290 Ω, et pour une solution de chlorure de sodium 10-3mol.l-1, la résistance est 1985 **Ω**. Connaissant Λ0= 126.10-4*NaCl* S.m2.mol-1, déterminer la constante de la cellule, la conductivité molaire limite du sulfate de sodium et la résistance lorsque la cellule plonge dans une solution de sulfate de sodium 10-3mol.l-1. (Les solutions étant diluées, on assimilera Λ à Λ0).

**FICHE 3**

**Exercice 1 :**

 On utilisant les potentiels chimiques, calculer la constante d’équilibre de la réaction suivantes : 3I2 + 3H2O → IO3-+5I- + 6H+

On donne : $μ°\_{H^{+}}=0kj/mol$,$ μ°\_{I^{-}}=-51,7kj/mol$, $μ°\_{IO3^{-}}=-130,9kj/mol$, $μ°\_{H2O}=237,32kj/mol$, $μ°\_{I2}=16,4kj/mol$, T= 25°C .

**Exercice 2**

 La réaction d’oxydation de Fe2+ en ion Fe3+ par l’ion permanganate MnO4*−* se déroule en milieu acide et le permanganate est réduit sous forme d’ions Mn2+. Calculer pour un pH égal à 0 et pour une température de 298 K la valeur numérique du constant standard d’équilibre relative à la réaction d’oxydoréduction évoquée. On fournit les valeurs numériques des potentiels standard à pH = 0 et à 298 K : *E◦(*Fe3+*/*Fe2+) = 0*,*77 V et *E◦(*MnO4*−* */*Mn2+ )= 1*,*51 V.

**Exercice 3**

1. Soit une électrode d'argent plongée dans une solution de KCl d'activité a. Calculer le potentiel de l'électrode Ag/AgCl/KCl si on utilise KCl saturé (347 g/l) et si on sait que ᴕ=0,6

Ag+ + Cl- ↔ AgCl

KS = [Ag+][Cl-] = 1,6.10-10

**Exercice 4**

Soit l’électrode à hydrogène suivante :Pt/H2 (1 atm)/H+

* Donner l’expression de son potentiel après avoir écrit son équation de demi-réaction.
* Quelle différence y a-t-il entre elle et une électrode normale à hydrogène (ENH)?
* Quel rôle peut jouer une ENH lorsqu’elle est associée à une autre électrode quelconque ?

Soit une deuxième électrode: Ag/AgBr (s)/Br-

* De quel type d’électrode s’agit-il ?

L’association des électrodes formera la pile suivante:Pt/H2 (1atm)/HBr(C)/AgBr(s)/Ag

* Attribuer la polarité de la pile ?Ecrire l’équation d’oxydation et de réduction et l’équation globale de la pile si e°Ag/AgBr>e°H+/H2.
* Exprimer la f.e.m de la pile en fonction de e°Ag/AgBr, de concentration C en HBr et du coefficient d’activité moyen des ions présents.

Le coefficient d’activité moyen est donné par la relation de Debye-Huckel.

* Calculer la f.e.m si C= 3,2.10-4mole/l et e°Ag/AgBr= 0,07V.

**FICHE 4**

* **Exercice 1 :**

La densité de courant d’échange de la réduction de l’ion H+ sur une électrode métallique plongeant dans une solution d’acide de pH =2 vaut j =10-5 A /cm2.On applique à l’électrode un potentiel de -0.7V par rapport à l’électrode de référence ECS. Calculer la densité de courant cathodique Jc correspondante. On donne T=298°K et EECS/ENH=0.24V. La constante de Tafel cathodique vaut B ̀=-0.13.

* **Exercice 2 :**

On étudie la vitesse de la réaction d’oxydation anodique d’une électrode de cuivre de 3 cm2 de surface, dans une solution de Cu 2+ égale à 0,5 M à 25°C. A une surtension de 400 mV correspondant un potentiel de -800 mV/ECS et un courant de 30 mA.

1. Ecrire la réaction anodique de l’électrode de cuivre
2. Calculer le potentiel normal E0 (Cu/Cu2+).
3. Déterminer la densité de courant au potentiel imposé.
* **Exercice 3 :**

On étudie la cinétique de réduction des ions cuivre (II) à la surface d’une électrode d’or. L’expérience est réalisée à l’aide d’une solution de sulfate de cuivre 1 mol.L-1. Le pH initial de la solution est égal à 0.

1. Dans ces conditions, déterminer la gamme de potentiels qu’il sera possible d’explorer sans être gêné par le solvant.
2. Calculer le potentiel thermodynamique à partir duquel la réduction des ions cuivre (II) devrait être observable.
3. Donner l’allure des courbes i=f(E ) attendues.
4. En réalité, lorsque l’on applique le potentiel calculé lors de la question 2, le courant détecté reste très faible.Que peut-on dire du système (Cu2+/Cu) sur électrode de platine ?
5. On suppose que la surtension de réduction des ions Cu2+ sur le platine vaut -50 mv. En déduire le potentiel à partir duquel la transformation envisagée sera effective.