

## ELECTROCHIMIE

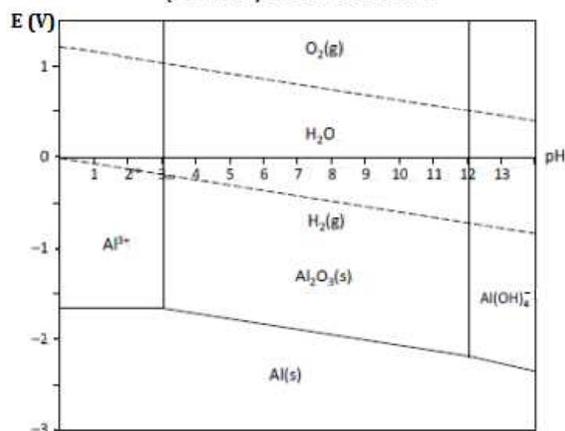
## Chapitre 3 : La corrosion humide

**Exercice 1 : Cinétique d'oxydation de l'aluminium**

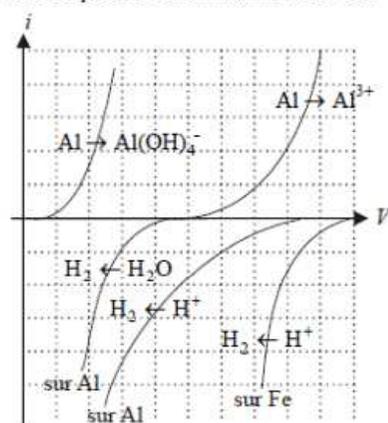
Pour chacune des questions ci-dessous, on écrira (s'il y a lieu) l'équation de la transformation mise en jeu.

- On plonge une plaque d'aluminium dans une solution concentrée d'acide chlorhydrique. L'attaque observée est très lente. Proposer une explication.
- On réitère l'expérience avec une plaque fraîchement décapée. Qu'observe-t-on ?
- Dans la solution acide, on introduit un clou en fer et on touche la plaque d'aluminium. Qu'observe-t-on ?
- On plonge la plaque d'aluminium dans de la soude concentrée. Qu'observe-t-on ?

Diagrammes potentiel-pH de l'aluminium  
(1 mol.L<sup>-1</sup>) et de l'eau à 25°C



Courbes intensité-potential  
pour les couples de l'aluminium et de l'eau

**Exercice 2 : Etude du zinc comme anode sacrificielle**

Dans une solution saline de chlorure de sodium désaérée, on ajoute quelques gouttes d'hexacyanoferrate (III) de potassium qui devient bleu en présence d'ions fer (II) et quelques gouttes de phénolphtaléine qui est rose en milieu basique et incolore en milieu acide. Une électrode de fer et de cuivre reliées par un milliampèremètre sont immergées dans cette solution.

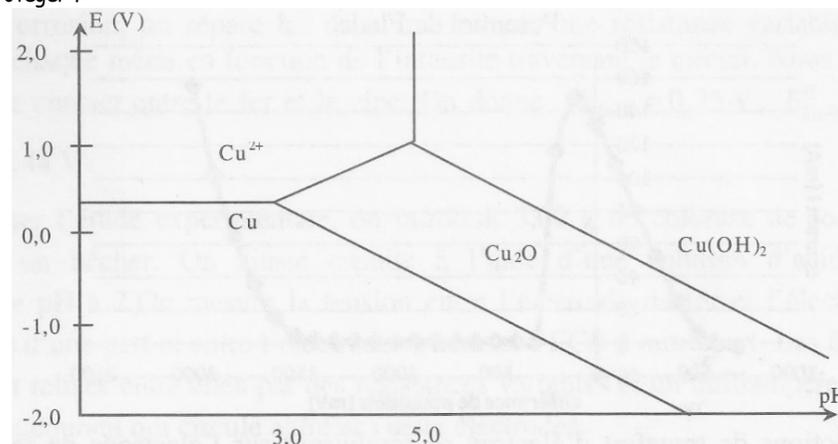
On a :

$$E^0(Fe^{2+}/Fe) = -0,44 V \quad E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V$$

Les deux couples sont considérés comme rapides et il n'existe pas de surtension pour la réduction du proton sur ces métaux.

- Tracer les courbes intensité-potential associées à ce système.
- Quel est le bilan de la réaction ?
- Quelles sont les observations expérimentales qui seront effectuées ?

- En utilisant le diagramme  $E - pH$  du cuivre serait-il intéressant de recouvrir le fer par du cuivre pour le protéger ?



Le même dispositif expérimental que précédemment est utilisé en remplaçant l'électrode de cuivre par une électrode de zinc. On a  $E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 V$ .

- Tracer les courbes intensité-potential associées à ce système.
- Quel est le bilan de la réaction ?
- Quelles sont les observations expérimentales qui seront effectuées ?

**Exercice 3 : Anodes sacrificielles**

Le pouvoir protecteur d'une anode sacrificielle est défini en  $A.h.kg^{-1}$ , c'est-à-dire sa capacité à faire passer un courant de 1 Ampère pendant 1 heure par kilogramme d'anode sacrificielle.

Données :

$$E^0(Mg^{2+}/Mg) = -2,4 V \quad E^0(Al^{3+}/Al) = -1,7 V$$

- Tracer les courbes intensité-potential correspondant à l'utilisation du zinc, de l'aluminium et du magnésium comme anode sacrificielle pour protéger le fer.
- Sachant que la capacité de l'anode de magnésium est de  $3840 A.h.dm^{-3}$ , celle d'aluminium de  $8050 A.h.dm^{-3}$  et  $5840 A.h.dm^{-3}$  pour le zinc, calculer leurs capacités en  $A.h.kg^{-1}$  ainsi que leurs consommations en  $kg.A^{-1}.an^{-1}$ .

Données :

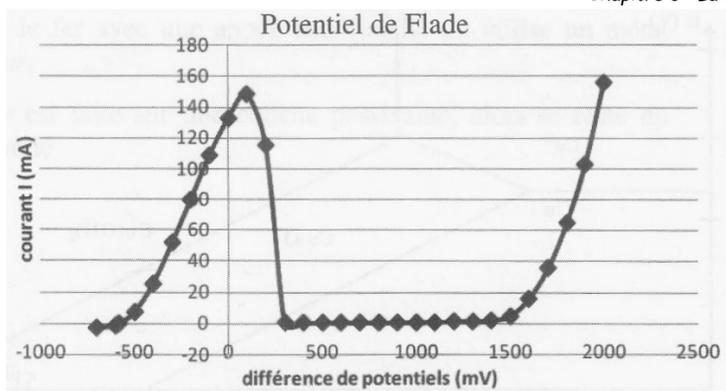
$$\rho_{Zn} = 7130 kg.m^{-3}, \rho_{Mg} = 1900 kg.m^{-3} \text{ et } \rho_{Al} = 2650 kg.m^{-3}$$

- Conclure quant à leur possible utilisation.

**Exercice 4 : Passivation et potentiel de Flade**

On place 25,3 g de nitrate de potassium dans 200 mL d'eau et le pH est ajusté à 2 par addition goutte à goutte une solution d'acide nitrique concentrée. On réalise un montage à trois électrodes avec une électrode de fer, une électrode de platine et une électrode au calomel saturé ( $E_{ECS} = 0,254 V$ ).

La mesure expérimentale du courant  $I$  en fonction de  $E_{fer} - E_{ECS}$  donne le résultat suivant :



- 1) Ecrire les réactions de transfert d'électron se produisant sur l'électrode de fer et sur l'électrode de platine.
- 2) On observe un dégagement gazeux sur le fer à  $+1800 \text{ mV}$ , quel est ce gaz ?
- 3) Discuter l'allure de la courbe intensité-potentiel obtenue. Identifier les différentes zones de ce diagramme. La valeur maximale atteinte par le courant  $I$  correspond au potentiel de Flade, à estimer.