

## TD N°4 CHIMIE - CORROSION

## Centrale 2012 PSI - Extrait

On appelle inhibiteur de corrosion un composé chimique qui, ajouté à faible concentration au milieu corrosif, permet de ralentir voire de stopper la corrosion d'un métal placé au contact de ce milieu. On s'intéressera en particulier dans cette partie aux inhibiteurs de corrosion du fer que sont le minium de plomb, les amines et les carboxylates.

**II.B – Autres inhibiteurs**

Pour des raisons de toxicité, on essaie de remplacer le minium de plomb par d'autres inhibiteurs. Il existe de nombreux composés organiques inhibiteurs de la corrosion. On peut distinguer les inhibiteurs anodiques, cathodiques ou mixtes. L'inhibiteur de corrosion forme une couche barrière à la surface du métal permettant le blocage des sites anodiques, ou cathodiques, ou les deux dans le cas de l'inhibiteur mixte.

**II.B.1)** Sur le diagramme potentiel-pH fourni **figure B** du document réponse, indiquer les domaines de stabilité des espèces suivantes du fer :  $\text{Fe}_{(s)}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$ . Indiquer également où se situent les domaines d'immunité, de corrosion et de passivation.

**II.B.2)** Tracer sur le diagramme potentiel-pH fourni **figure B** du document réponse, la droite  $\text{H}^+/\text{H}_2$ . En milieu acide désaéré, écrire l'équation d'oxydation du fer.

**II.B.3)** Qu'appelle-t-on « site anodique » ? Justifier de façon détaillée à l'aide d'un schéma sur l'exemple du fer (toujours en milieu acide désaéré).

**II.B.4)** Dans le cas où on utilise un inhibiteur anodique, expliquer pourquoi l'altération locale du film peut entraîner une corrosion en profondeur.

**II.C – Amines et carboxylates**

Les molécules les plus couramment utilisées dans le cas de la protection de l'acier par inhibiteur sont les amines ou les carboxylates  $\text{RCOO}^-$  (sels d'acides carboxyliques).

**II.C.1)** Les amines, de formule  $\text{R}-\text{NH}_2$ , participent au couple acide-base  $\text{RNH}_3^+/\text{RNH}_2$ . Présente dans l'inhibiteur, on dit que la fonction amine a une action neutralisante. Justifier le rôle protecteur de la fonction amine.

**II.C.2)** Une étude expérimentale est effectuée sur des échantillons d'acier trempés dans une solution contenant un inhibiteur qui possède à la fois les fonctions amine et carboxylate. L'idée est la suivante : l'échantillon se couvre d'un film d'inhibiteur et on cherche à évaluer la protection ainsi obtenue.

On met en œuvre un montage à trois électrodes : une électrode de travail (qui est recouverte d'une couche d'acier dont on étudie la corrosion), une électrode de référence et une contre-électrode. On trace (cf **figure C** du document réponse) les courbes intensité-potential relatives à l'électrode de travail pour différentes concentrations d'inhibiteur (le potentiel en abscisse étant fourni par rapport à l'électrode au calomel saturée ou ECS, qui sert de référence). L'échelle verticale est logarithmique.

a) Quels sont les deux effets dus à la présence d'inhibiteur ? En quoi ces deux effets permettent-ils d'expliquer l'action inhibitrice de la solution ?

b) Pour 0,3% d'inhibiteur et un potentiel de 0,40 V (par rapport à l'ECS), donner les valeurs des densités du courant anodique, du courant traversant l'ECS et du courant à la contre-électrode. Pourquoi utilise-t-on une contre-électrode ?

c) Déterminer graphiquement les densités de courant de corrosion sans inhibiteur, avec 0,2% d'inhibiteur et avec 0,3% d'inhibiteur. Pour cela, on trace la tangente au plateau anodique et on détermine le point d'intersection avec le potentiel de corrosion.

d) Évaluer le pouvoir protecteur (ou pourcentage de protection défini ci-dessous) pour les solutions à 0,2 et 0,3% en inhibiteur.

Pouvoir protecteur  $P = 100 \frac{j_{\text{corr}} - j_{\text{corr}}^{\text{inh}}}{j_{\text{corr}}}$  où  $j_{\text{corr}}$  est la densité de courant de corrosion en absence d'inhibiteur et  $j_{\text{corr}}^{\text{inh}}$  est la densité de courant en présence d'inhibiteur.

Les espèces dissoutes ont une concentration de  $10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

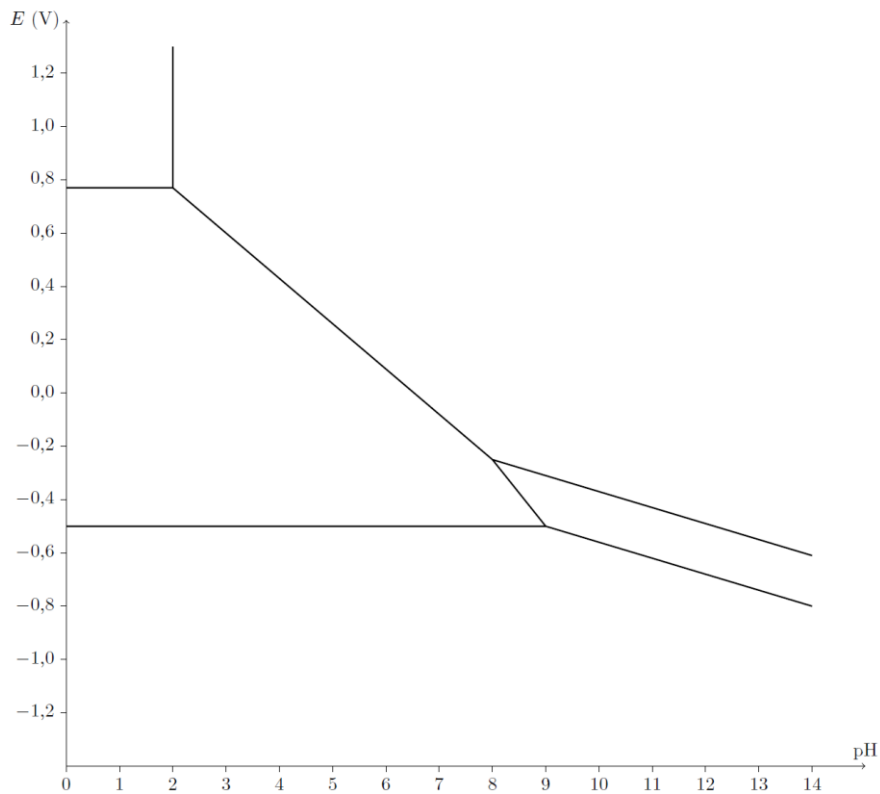


Figure B Diagramme potentiel-pH du fer

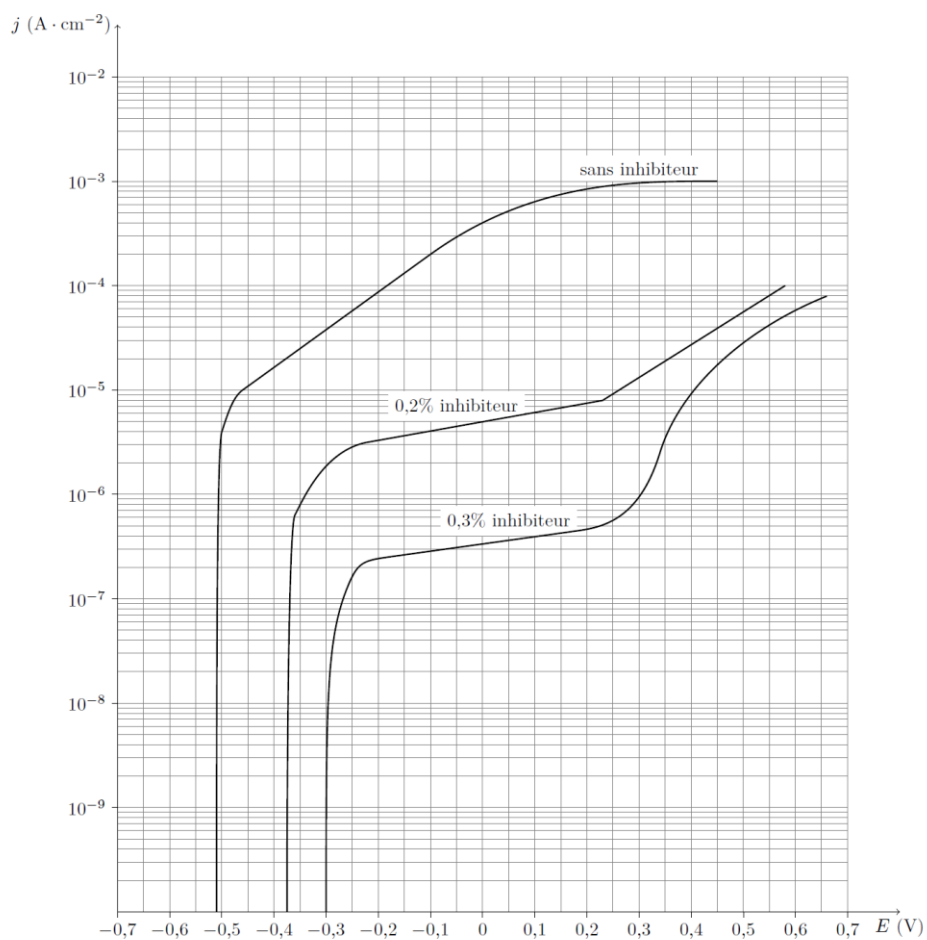


Figure C