

Corrosion et protection d'un métal - cas du Fer

Introduction: correction de l'activité documentaire – Comprendre et synthétiser des informations

Activité 1 : la protection électrochimique ou dite « à anode sacrificielle »

→ Réaliser un protocole simple

Dans des tubes à essais faire des tests de caractérisation des ions fer II, des ions zinc et des ions hydroxydes et noter les résultats des test dans un tableau

Ions à tester	réactif	Résultat en cas de test positif
Fe ²⁺ _(aq)	Ion hexacyanoferrate(III) [Fe(CN) ₆] ³⁻	
Zn ²⁺ _(aq)	Ion hexacyanoferrate(III) [Fe(CN) ₆] ³⁻	
HO ⁻ _(aq)	phénolphtaléine	

→ Analyser une expérience réalisée

- On réalise un milieu corrosif en dissolvant dans 100 mL d'eau 4,0 g de chlorure de sodium, 1,0 g d'hexacyanoferrate de potassium et 2,0 g d'agar-agar en poudre.
- On chauffe le tout pour dissoudre l'ensemble
- On plonge dedans 2 clous en fer préalablement décapés dont l'un est entouré d'un fil de zinc

En refroidissant, l'agar-agar se gélifie mais permet aux ions de diffuser donc de circuler à travers son réseau de molécules.

Données : couples oxydants/ réducteurs : Fe²⁺ / Fe ; Zn²⁺ / Zn ; O₂ / H₂O

- 1- Notez vos observations (un schéma peut être utile)
- 2- Que prouvent les différentes couleurs observables (la couleur naturelle du gel d'agar-agar est exclu de cette observation bien évidemment). Le clou a-t-il été corrodé ? Justifiez.
- 3- Pour le cas du clou en fer seul, écrire les demi-équations traduisant les transformations qui ont eu lieu dans les différentes parties du clou. Montrez sur un schéma qu'il y a eu déplacement d'électrons dans le clou (identifiez les zones de réduction et les zones d'oxydation)
- 4- Mêmes questions concernant le clou au contact du zinc.

Interpréter une expérience à partir d'informations apportées par un document (si manque de temps => cf correction de l'activité maison)

Document 2 La corrosion galvanique.

La corrosion galvanique est due à la différence de potentiel entre deux métaux en contact, ou reliés entre eux et plongés dans un électrolyte, comme l'eau de mer : une pile électrique est ainsi formée. Les électrons quittent le métal au potentiel le plus faible (l'anode) pour se diriger au travers des métaux en contact vers celui au potentiel le plus élevé (la cathode). L'anode se consomme au profit de la cathode. Ce phénomène ne se déclenche que si les deux métaux sont en contact ; le circuit électrique est alors fermé.

4. Proposez un schéma électrique pour la pile constituée par l'association fer – zinc de la seconde expérience . Indiquer le sens de déplacement des électrons dans le circuit électrique . Quel métal joue le rôle d'anode ? de cathode ?
5. Proposez une explication à l'utilisation de zinc pour protéger les coques des navires et justifiez l'emploi du terme « anode sacrificielle » pour désigner ce procédé.

Activité 2 : électrozincage du fer

La protection d'une pièce en acier (non inox) peut également se faire en l'isolant du milieu extérieur oxydant (c'est O₂ qui est l'agent oxydant ici). Cette isolation consiste à recouvrir complètement la pièce d'acier par une couche étanche à l'air. Ce peut être de simples peintures ou vernis mais en ce cas, la couche protectrice sera à la fois peu uniforme et fragile à l'abrasion ou bien une couche d'un autre métal

- moins ou pas oxydable – par dépôt électrolytique.

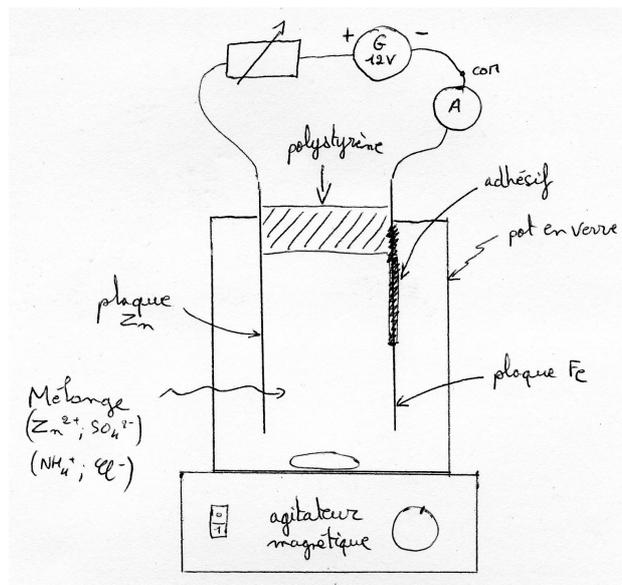
Le principe de l'électrolyse est une pile d'oxydo-réduction en fonctionnement inversé c'est dire forcé : les électrons sont forcés de circuler en sens inverse du sens naturel dans une pile grâce à un générateur relié entre 2 électrodes (anode et cathode) où l'on trouve 2 couples redox.

La pièce à protéger constitue la cathode ; l'anode est dite soluble : elle est constituée de zinc pur à 99,9 %. L'électrolyse est une solution aqueuse à base de chlorure de zinc en présence de divers additifs qui améliorent la qualité du dépôt (ici du chlorure d'ammonium). Le zinc déposé à la cathode lors du dépôt (par réduction des ions zinc) est régénéré à l'anode par oxydation du zinc.

Objectif : Pour protéger une plaque de fer de la corrosion de l'air , on souhaite la recouvrir par électrolyse par une fine couche de zinc

Protocole :

- Décapez bien la plaque de fer à l'aide d'une paille de fer.
- Recouvrez la d'adhésif isolant sur les deux faces à l'exception des 2 cm du bas de la plaque qui tremperont dans la solution.
- Pesez précisément les 2 plaques sèches.
- Réalisez le montage électrique ci contre. Faites le vérifier au professeur.
- Réglez l'intensité du courant à une valeur proche de 0,30 ou 0,40 A et réalisez l'électrolyse pendant 20 minutes exactement en maintenant le courant constant (à veiller régulièrement) et en agitant constamment (mais sans excès !)
- Au bout de 20 minutes , arrêter l'électrolyse ; observer la plaque de fer ; la sécher et la peser
- Sécher et peser la plaque de zinc .



Données :

$$N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$
$$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Questions :

- 1) Notez vos observations
- 2) Réalisez un schéma (une demi page) électrique et indiquez le sens de déplacement du courant et des électrons dans les fils, des ions dans la solution
- 3) Schématisez sur la figure ces 2 réactions se produisant aux électrodes.
- 4) Calculez la variations de masse de chaque électrode ;
- 5) A quoi correspondent ces variations de masse ? Commentez les résultats expérimentaux.
- 6) Évaluez l'incertitude absolue . Comment pourrait – on améliorer la précision des mesures ?
- 7) La quantité de matière de zinc qui se dépose , en supposant que l'intensité du courant est constante est donnée par la formule :

$$n(\text{Zn}) = \frac{I \cdot \Delta \tau}{2 \cdot N_A \cdot e}$$

Calculer la valeur théorique et la comparer à la valeur expérimentale (un rendement peut être déterminé). Commenter de façon critique