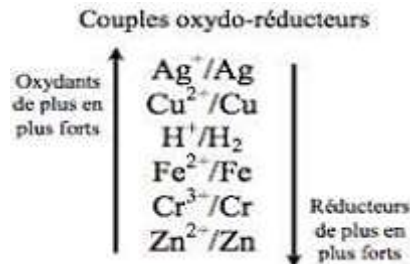


TD3: Corrosion et moyens de protection (correction)**Exercice 1: Corrosion du fer**

Afin de protéger des pièces contre la corrosion, il est nécessaire d'effectuer un traitement chimique. Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction entre les couples: Fe^{2+}/Fe et O_2/OH^-



1- Nommer l'oxydant et le réducteur du couple Fe^{2+}/Fe .

R 1: - L'oxydant est l'ion ferreux: Fe^{2+}
 - Le réducteur est l'atome de fer: Fe

2- Ecrire la demi-équation électronique d'oxydation du fer.

R 2: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (a)

3- Ecrire la demi-équation électronique d'oxydation de réduction du dioxygène

R 3: $O_2 + 3H^+ + 4e^- \rightarrow OH^- + H_2O$ (b)

4- Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction entre les couples ci-dessus.

R 4: En combinant les deux demi-équations de la façon suivante $2x(a) + 1(b)$ pour que le nombre d'électrons échangés soit le même.

On obtient : $2Fe + O_2 + 3H^+ \rightarrow 2Fe^{2+} + OH^- + H_2O$

5- Pour protéger contre la corrosion, mais aussi pour des raisons esthétiques, les horlogers le chromage de leur boîtier de montre.

Expliquer en utilisant la classification électrochimique ci-dessus, pourquoi le chrome ne peut pas se déposer spontanément sur une pièce constituée principalement de fer.

R 5: Les deux couples qui seraient mis en jeu dans cette éventualité sont : Fe^{2+}/Fe et Cr^{3+}/Cr

Il faudrait que les ions du chrome soient réduits par le fer pour qu'il puisse se déposer

Il faudrait que le pouvoir réducteur du fer soit plus fort que le pouvoir réducteur du chrome

Or, la classification nous montre que ce n'est pas le cas.

La réduction du chrome par le fer n'est pas donc une transformation chimique spontanée.

6- Cette opération s'effectue par dépôt électrolytique de chrome à l'aide d'une solution contenant des ions Cr^{3+} . A quelle borne de l'électrolyseur doit être relié le boîtier en fer ?

R 6: Pour que du chrome se dépose sur le fer, il faut que les ions du chrome soient transformés en atomes selon la réaction de réduction: $\text{Cr}^{+++} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$

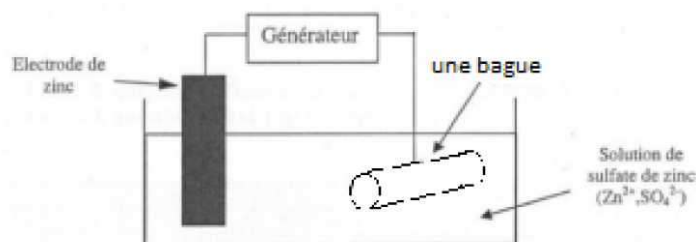
Des électrons doivent parvenir à l'électrode de fer qui doit être recouverte par ces atomes de chrome.

La borne du générateur qui fournit des électrons au circuit est sa borne négative.

Les ions du chrome présents dans la solution doivent migrer vers cette électrode qui joue donc le rôle cathode.

Exercice 2 : Galvanisation

Pour protéger une bague en fer contre la corrosion, on réalise sa galvanisation par une réaction d'électrolyse d'une solution de sulfate de Zinc entre une électrode de Zinc et la bague.



1- Quel est le métal qui se dépose sur le fer ?

R 1: Le métal qui se dépose sur la bague est obtenu par réduction du cation métallique présent dans la solution, il s'agit des ions du Zinc.

Donc c'est du Zinc qui va se déposer la bague.

2- Quelle réaction chimique souhaitez-vous réaliser à la surface de la bague?

R 2: Pour transformer un cation métallique en atome, il faut réaliser une capture d'électron par les ions métalliques, il s'agit donc d'une réduction qui peut s'écrire ainsi:



3- A quel pôle du générateur doit être reliée la bague? Justifier votre réponse

R 2: Une capture d'électrons doit être réalisée à la surface de la bague, les électrons fournis par le générateur doivent donc atteindre cette électrode c'est donc la borne

négative du générateur qui doit être reliée à la bague.

L'électrode en Zinc reliée à la borne positive du générateur fournit des électrons au circuit par l'intermédiaire du fil électrique.

Cette électrode produit donc des électrons, elle est donc le siège d'une oxydation.

Le Zinc est oxydé en ion du Zinc: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$; lesquels se dispersent dans la solution et migrant vers la cathode.

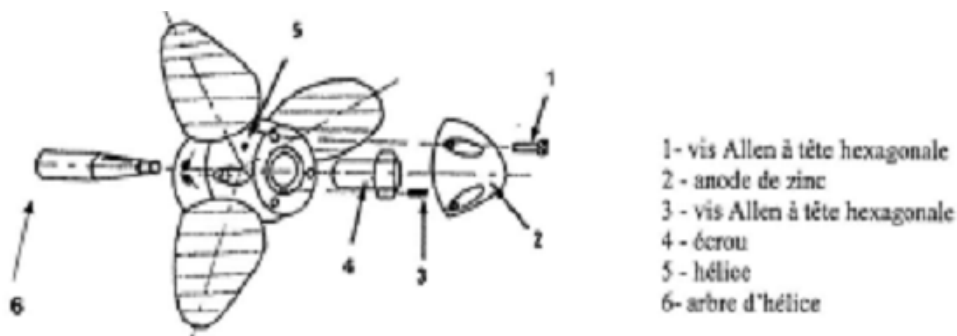
Au fur et à mesure que l'électrolyse se prolonge l'électrode de Zinc est consommé et un dépôt de Zinc est réalisé sur la bague.

Tout se passe comme si l'électrolyse avait permis de "transporter les atomes de zinc d'une électrode à l'autre".

Exercice 3: Protection électrochimique contre la corrosion

L'arbre de l'hélice représentée (6) est en acier, il contient 98% de fer.

Une pastille en Zinc (2) est vissée sur l'arbre. Son changement est nécessaire au minimum tous les deux ans.



1- Citer les couples électrochimiques pouvant réagir en présence d'eau

R1: La légende du dispositif indique que les métaux susceptibles de réagir en présence d'eau sont: le fer présent dans l'acier et le zinc.

2- Indiquer, quel est le métal le plus réducteur entre le fer et le Zinc ?

Ecrire la demi-équation de son oxydation

Données : classification électrochimique												
Couples	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Sa ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺	plus oxydant
plus réducteur	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	Cu	Ag	Pt	Au	Potential (V)
	-2,37	-1,67	-0,76	-0,44	-0,25	-0,14	-0,13	+0,34	+0,80	-1,20	+1,50	

R2: Selon la classification des couples électrochimiques qui nous est offerte.

On constate que le zinc est plus réducteur que le fer : $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

3- Ecrire une phrase qui indique le rôle de l'anode de Zinc

R3: En présence d'eau, la pièce en zinc et le fer sur lequel elle est posée une pile électrochimique. Le zinc et le fer constituent les électrodes qui sont reliées au niveau de la surface de contact entre ces deux métaux.

L'eau joue le rôle d'un électrolyte.

Le métal le plus réducteur, à savoir ici le zinc, va s'oxyder en ion du zinc suivant la demi-réaction:



Les électrons fournis passent du zinc au fer par la surface de contact. La pièce en zinc joue le rôle négatif de cette pile qui est constituée l'anode.

La partie en fer joue le rôle de cathode sera le siège d'une réaction de réduction d'une espèce dissoute dans l'eau qu'on ne peut pas à priori prévoir ici. Ce dispositif permet d'éviter que le fer qui constitue le métal dont est fait l'arbre de l'hélice ne soit pas oxydé. Ce qui permet de préserver l'intégrité du mécanisme.

