

Activité documentaire : Corrosion et protection des métaux

Partie A - Découverte de quelques méthodes de protection

Document 1 : Le phénomène de corrosion

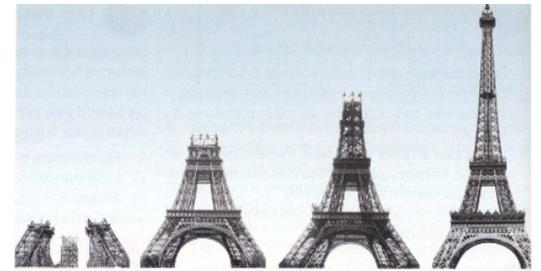
La corrosion des métaux est un phénomène naturel et courant qui désigne l'altération d'un matériau par réaction chimique avec un oxydant. C'est une réaction lente mais inévitable.

Elle constitue un problème industriel important : le coût de la corrosion, qui recouvre l'ensemble des moyens de lutte contre la corrosion, le remplacement des pièces ou ouvrages corrodés et les conséquences directes et indirectes des accidents dus à la corrosion, est estimé à 2% du produit brut mondial. Chaque seconde, ce sont quelque 5 tonnes d'acier qui sont ainsi transformées en oxydes de fer...



Document 2 : La Tour Eiffel

Le développement de la métallurgie au XIX^{ème} siècle a entraîné une révolution dans l'architecture. La pierre et le bois ont cédé leur place à l'acier pour la construction de charpente, de ponts et de viaduc. La tour Eiffel est un exemple monumental du savoir-faire de cette époque. Commencé le 1^{er} Juillet 1887, la construction de la tour s'achève le 1^{er} mars 1889 pour l'Exposition Universelle de Paris. La tour, constituée de 18 000 pièces d'acier domine alors le Champs de Mars de ses 312 m. C'est, pour de nombreuses années, le plus haut monument du monde.



La tour Eiffel est repeinte tous les sept ans. Pendant quinze mois, vingt-cinq peintres déposent au pinceau 60 tonnes de peinture anti-rouille sur les 200 000 m² de surface à protéger. On estime à 15 tonnes la masse de peinture corrodée en sept ans.

De nos jours, les pièces en acier des constructions métalliques sont galvanisées, c'est-à-dire recouvertes d'une fine couche de zinc par immersion dans un bain de zinc en fusion. L'acier galvanisé résiste bien à la corrosion, car le zinc, comme l'aluminium, s'oxyde superficiellement ; la couche d'oxyde formé protège alors le métal de la corrosion.

Document 3 : La statue de la Liberté



La Statue de la Liberté est une œuvre imaginée par le sculpteur Auguste BARTHOLDI et mise en place par l'ingénieur Gustave EIFFEL (1832-1923) à l'entrée du port de New-York.

Haute comme un immeuble de quinze étages, achevée en 1886, elle fut construite en cuivre et en fer. La robe de la stature est ainsi constituée de 300 plaques de cuivre rivées sur une armature en fer. Il fallut 31 tonnes de cuivre et 125 tonnes d'acier pour réaliser ce chef-d'œuvre.

A l'origine, la statue de la Liberté était donc de couleur cuivre, mais, soumise aux intempéries, elle s'est colorée en brun foncé, puis s'est recouverte d'une patine vert clair très adhérente, appelée vert-de-gris, qui la protège de toute oxydation ultérieure. Il a donc fallu attendre presque trente ans pour que ce symbole de la liberté revête sa jolie tenue verte.

Ce phénomène s'observe également sur les toits de cuivre de certains monuments, comme celui de l'Opéra de Paris.

A partir des documents ci - dessus, répondre aux questions suivantes :

- A quelle type de réaction correspond la corrosion ? Quelle(s) molécule(s) en est responsable(s) ?
- Expliquer pourquoi l'entretien de la Tour Eiffel nécessite qu'elle soit régulièrement repeinte, alors que ce n'est pas le cas de la statue de la Liberté.
- Tous les métaux ont-ils besoin d'être protégés contre la corrosion ? Justifier.
- Recenser les méthodes de protection contre la corrosion évoquées dans les documents.

Partie B – Étude d'un dépôt métallique d'aluminium

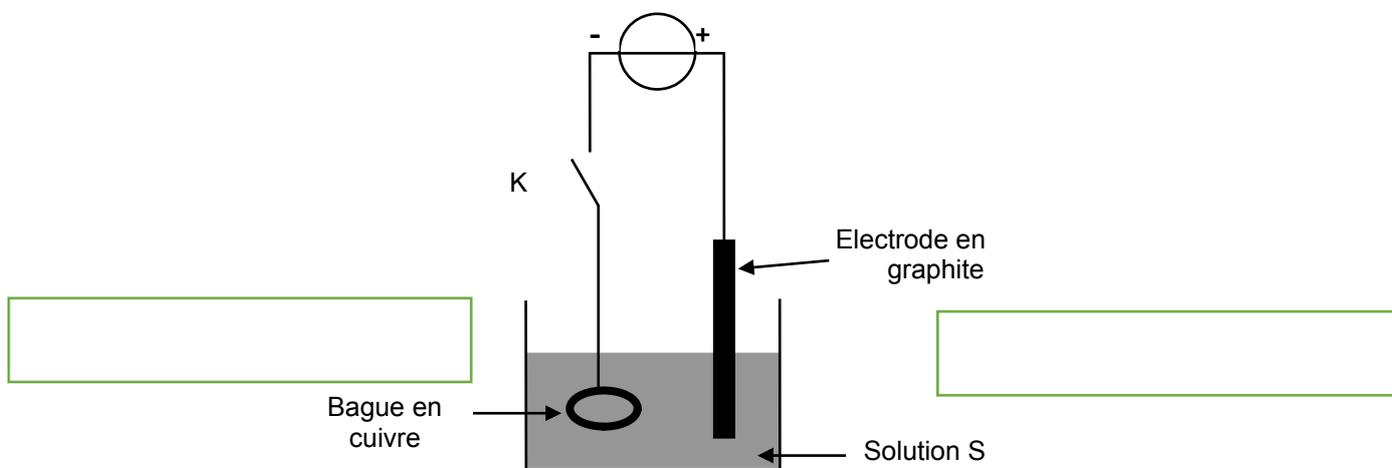
L'argenture est un procédé encore très utilisé qui consiste à déposer une fine couche d'argent sur un métal moins noble, par exemple du cuivre pour la fabrication de bagues bon marché. Le protocole consiste à réaliser une électrolyse en utilisant une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$) afin de déposer sur cette bague en cuivre de l'argent sous forme solide. Le volume de la solution S de nitrate d'argent introduite dans l'électrolyseur sera $V = 500 \text{ mL}$ et sa concentration en soluté apporté $C = 4,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On considérera que les anions nitrate NO_3^- ne subissent aucune transformation chimique au cours de l'électrolyse. Ils contribuent seulement au passage du courant électrique dans l'électrolyseur.

Une électrode de graphite (considéré comme inerte) plongée dans la solution, permet la circulation d'un courant électrique. L'électrolyse commence lors de la fermeture de l'interrupteur K. Le générateur délivre alors pendant une durée notée Δt un courant électrique d'intensité I constante.

Au niveau de l'électrode de graphite, on observe un dégagement gazeux et sur l'électrode constituée par la bague, seul un dépôt d'argent apparaît distinctement.

Données

- Couples oxydo-réducteur : $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 - Masses molaires en g.mol^{-1} : $M(\text{Ag}) = 107,9$
 - L'intensité I (en A) d'un courant électrique peut s'exprimer en fonction de la charge électrique Q (en C) échangée au cours de la réaction pendant une durée Δt (en s) : $I = \frac{Q}{\Delta t}$
- e. La charge électrique $Q = n(\text{électrons échangés}) \times F$ avec la constante de faraday $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$



Équation globale :

1. Indiquer le sens de l'intensité et donc le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.

2. Écrire (dans les cadres) les demi-équations d'oxydoréduction susceptibles de se produire aux électrodes et l'équation globale.

3. La bague en cuivre, constitue-t-elle l'anode ou la cathode de l'électrolyse ? Justifier votre réponse.

4. La durée de l'électrolyse est $\Delta t = 80$ min et l'intensité du courant est maintenue constante à 24 mA.

4.1. Déterminer la quantité $n(e^-)$ d'électrons échangée à la cathode pendant cette durée.

4.2. Quelle relation existe-il entre la quantité d'électrons échangée et la quantité de matière d'argent $n(\text{Ag})$ déposé sur la bague ?

4.3. En déduire la masse d'argent $m(\text{Ag})$ déposée sur la bague en cuivre.