EXERCICE III - C'EST NICKEL ! (4 points)

BAC S 2012 Métropole

Le nickel est un métal gris argenté qui possède une très bonne résistance à la corrosion. La majorité des utilisations du nickel découle de cette propriété. On peut ainsi fabriquer des alliages métalliques ayant une faible sensibilité à la corrosion ou recouvrir d'une couche protectrice d'autres métaux ou alliages sensibles à l'oxydation comme le fer ou le laiton.



Applique finition nickel brillant

La première partie de cet exercice traite de l'électrolyse d'une solution pour recouvrir une pièce métallique d'une couche de nickel. Dans la seconde partie, on contrôle par dosage la concentration des ions nickel Ni^{2+} dans la solution électrolytique.

Données :

- masse molaire du nickel : $M(Ni) = 59$ g.mol^{-1};
- charge électrique élémentaire : $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ;
- constante d'Avogadro : $N_A = 6{,}0 \times 10^{23}$ mol^{-1}.

1. Électrolyse d'une solution contenant des ions nickel Ni^{2+}

Pour réaliser le nickelage électrolytique d'un objet métallique, la solution à utiliser est choisie en fonction du résultat souhaité (aspect plus ou moins brillant, …) mais *elle contient toujours des ions nickel de concentration habituellement de l'ordre de 1 mol.L^{-1}* ; il est préférable de maintenir cette concentration à peu près constante.

1.1. Généralités

En pratique, la pièce à nickeler, immergée dans le bain d'électrolyse, est reliée au pôle négatif d'un générateur, alors que le pôle positif est relié à une électrode constituée de nickel pur comme le montre le schéma de la **figure 12** ci-dessous.

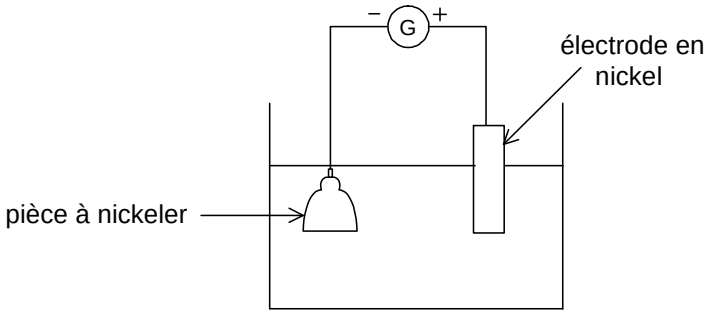


Figure 12. Schéma de l'électrolyse

1.1.1. Pourquoi la pièce à recouvrir est-elle reliée au pôle négatif du générateur ? Justifier en écrivant la réaction qui a lieu sur cette pièce.

1.1.2. Constitue-t-elle l'anode ou la cathode ? Justifier.

1.1.3. Pourquoi l'électrode reliée au pôle positif du générateur est-elle en nickel ?

1.2. Durée de l'électrolyse

1.2.1. La masse de nickel à déposer sur la pièce est $m = 1{,}0$ g. Déterminer la quantité de matière de nickel $n(Ni)$ correspondante puis en déduire la quantité de matière d'électrons $n(e^-)$ qui doivent circuler pour permettre ce dépôt.

1.2.2. Déterminer la quantité d'électricité Q nécessaire pour cette électrolyse, c'est-à-dire la charge électrique qui doit circuler dans le circuit.

1.2.3. L'intensité du courant utilisé est $I = 6{,}0$ A. Calculer la durée Δt nécessaire à l'électrolyse (en supposant que son rendement est de 100%).

2. Titrage des ions nickel dans la solution d'électrolyse

Afin de contrôler le bain d'électrolyse utilisé et de maintenir la qualité du dépôt protecteur de nickel, un dosage des ions nickel peut être réalisé. Il permet d'obtenir la concentration de la solution en ions nickel et de vérifier qu'elle se situe bien à la valeur souhaitée.

Présentation du titrage

Les ions éthylènediaminetétracétate (EDTA) réagissent avec de nombreux cations métalliques pour former des ions complexes dans lesquels le cation métallique se retrouve "entouré" par l'EDTA.

Par souci de simplification, on note $Y^{4-}(aq)$ les ions EDTA.

On travaille en présence de solution tampon qui stabilise le pH à une valeur adaptée. Les équilibres acido-basiques de l'EDTA ne seront pas pris en compte.

On peut réaliser un titrage direct ou indirect selon le cation dosé et les indicateurs colorés disponibles au laboratoire.

Protocole du titrage des ions nickel dans le bain d'électrolyse :

- première étape :

  on dilue vingt fois un prélèvement S_1 de la solution d'électrolyse de concentration $[Ni^{2+}]_1$ pour obtenir une solution S_2 de concentration $[Ni^{2+}]_2$;

- deuxième étape :

  on prélève un volume $V_2 = 10{,}0$ mL de solution S_2 que l'on introduit dans un erlenmeyer avec une solution d'EDTA telle que la quantité de matière d'EDTA introduite soit $n_0(Y^{4-}) = 8{,}6 \times 10^{-4}$ mol ;

  l'équation de la réaction de la transformation qui a alors lieu s'écrit :

  $Ni^{2+}(aq) + Y^{4-}(aq) = NiY^{2-}(aq)$ équation de la réaction (1)

  Cette transformation sera considérée comme totale.

- troisième étape :

  on ajoute une petite quantité d'indicateur coloré NET et un volume suffisant de solution tampon adaptée ;

- quatrième étape :

  on réalise alors le titrage de l'EDTA en excès dans l'erlenmeyer par une solution étalon d'ions zinc de concentration $[Zn^{2+}] = 6{,}45 \times 10^{-2}$ mol.L^{-1} ; la transformation ayant lieu est modélisée par la réaction d'équation :

  $Zn^{2+}(aq) + Y^{4-}(aq) = ZnY^{2-}(aq)$; équation de la réaction (2)

  Cette transformation sera également considérée comme totale.

  Le volume de la solution étalon à ajouter pour atteindre l'équivalence est $V_E = 6{,}1$ mL.

2.1. Le titrage est-il direct ou indirect ? Justifier.

2.2. Parmi les ions Zn^{2+}, Y^{4-} et Ni^{2+},

- quels sont les ions présents dans l'erlenmeyer avant l'équivalence ?
- quels sont les ions présents dans l'erlenmeyer après l'équivalence ?

2.3. À partir des données ci-dessous, en déduire alors la couleur de la solution avant et après l'équivalence.

Données :

couleurs de l'indicateur coloré NET dans les conditions du dosage de la partie 2 :

- en présence d'ions zinc Zn^{2+} ou nickel Ni^{2+} libres (c'est-à-dire non-complexés) : rose ;
- en l'absence de ces ions : bleu.

2.4. Déterminer, à l'aide de l'équation de la réaction 2, la quantité de matière $n_{rest}(Y^{4-})$ d'ions Y^{4-} restant dans l'erlenmeyer à l'issue de la deuxième étape du protocole.

2.5. Écrire une relation entre $n_0(Y^{4-})$, $n_{rest}(Y^{4-})$ et la quantité d'ions ayant réagi $n_{réagi}(Y^{4-})$.

2.6. A l'aide de l'équation de la réaction (1), en déduire la quantité de matière d'ions nickel $n(Ni^{2+})$ ayant réagi avec les ions Y^{4-}.

Calculer la concentration $[Ni^{2+}]_2$ de la solution diluée S_2.

2.7. Vérifier que la concentration $[Ni^{2+}]_1$ de la solution d'électrolyse vaut environ $9{,}4 \times 10^{-1}$ mol.L^{-1}.

En s'aidant des informations données à la question 1, déduire que la solution S_1 peut être utilisée pour réaliser l'électrolyse.