

TPN°3 :

ELECTROLYSE :

-Électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre II.

1-Objectifs :

- Le but de cette expérience est d'effectuer une électrolyse de sulfate de cuivre
- Déterminer les variations de quantité de matière lors d'électrolyse.
- Identifier les produits formés lors du passage d'un courant dans un électrolyseur.

2-Définition :

L'**électrolyse** est une méthode qui permet de réaliser des réactions chimiques grâce à une activation électrique. C'est le processus de conversion de l'énergie électrique en énergie chimique.

3-Loi quantitative de Faraday.

La loi de Faraday permet d'établir les bilans molaires, massiques ou énergétiques pour une électrolyse, elle découle du bilan de matière associé à la réaction d'oxydo-réduction mise en jeu. En fait, cette loi permet de calculer la quantité maximale de produits formés aux électrodes (la quantité réellement obtenue est plus faible).

- Supposons qu'un courant continu d'intensité constante I circule dans l'électrolyseur pendant la durée Δt . Il a été donc transféré entre l'anode et la cathode la charge ;

$$Q = I \cdot \Delta t \dots\dots\dots 1$$

Correspondant au passage de Q/F moles d'électrons, où F est la Faraday ($F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$).

- Si la formation d'une mole d'un corps donné de masse molaire M à l'une des électrodes nécessite l'échange de z moles d'électrons, on pourra alors obtenir
- au plus n moles de ce corps avec :

$$n = Q/z.F \dots\dots\dots 2$$

- soit encore une masse formée :

$$m = I.\Delta t.M/z.F \dots\dots\dots 3$$

- (c'est la loi quantitative de Faraday).

4-Réactifs :

-Sulfate de cuivre $\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$ à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (nocif pour l'environnement, éviter le rejet à l'évier).

- une solution d'acide nitrique HNO_3

5-Matériel :

- plaques de cuivre, électrodes de graphite.
- fils de connexion
- pinces crocodiles noires
- générateurs de courant continu réglable
- milliampèremètres
- Béchers de 100 mL
- Eprouvettes graduée.
- Pissettes de l'eau distillée.

Données

- $M(\text{Cu})=63,5 \text{ g/mol}$
- $F=96500 \text{ C/mol}$

6-Mode opératoire

- 1- Préparer une solution de 0.1M de sulfate de cuivre
- 2- Peser avec précision la plaque de cuivre.

- 3- Relier la plaque de cuivre au pôle (+) du générateur, l'électrode de graphite au pôle (-).
 - 4- Fixer le millivoltmètre a une valeur de $U = 1 \text{ Volt}$.
 - 5- plonger les électrodes dans la solution.
 - 6- Régler l'alimentation de telle sorte à obtenir une valeur stable du courant de l'ordre de 200 mA (noter sa valeur) et enclencher le chronomètre.
 - 7- Après environ 15 minutes, arrêter l'électrolyse en notant précisément le temps Δt écoulé.
 - 8- Observer le dépôt de cuivre déposé sur l'électrode de graphite, pôle (-).
 - 9- Essuyer et remonter soigneusement la plaque de cuivre. La peser avec précision pour la 2^{ème} fois.
- Soit Δm_{Cu} la variation de masse obtenue entre le début et la fin de l'électrolyse.

Remarque :

Le cuivre déposé sur l'électrode de graphite pourra être éliminé par immersion (sous la hotte) dans l'acide nitrique concentré.

Pour cette électrolyse, dite « à anode soluble » du fait du passage du cuivre placé à l'anode en solution, la cathode est plus généralement en cuivre

L'emploi du graphite permet néanmoins de mieux observer le dépôt de cuivre.

Questions:

- 1- Qu'observe-t-on au niveau des électrodes ?
- 2- Calculer le nombre de moles de cuivre qui a disparu.
- 3- Calculer le nombre de moles d'électrons échangés au cours de cette électrolyse en utilisant l'expression suivante

$$n_e \cdot F = I \Delta t.$$

- 4- Quelles sont respectivement la réaction à la cathode et celle à

l'anode ?

- 5- Quel est le rapport entre le nombre d'électrons échangés et le nombre de moles de cuivre qui a disparu ? Comment peut-on l'expliquer ?
- 6- Quelle est la tension minimale à appliquer pour réaliser cette électrolyse à anode soluble lorsqu'anode et cathode sont en cuivre ?
- 7- Qu'observe-t-on si l'électrolyse se poursuit ?