

TP : Quelques exemples d'électrolyses

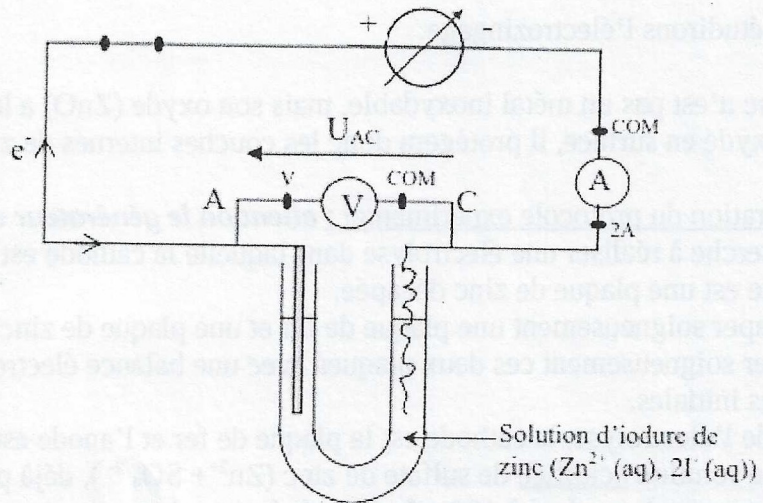
I/ Electrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de zinc (II)

1. Matériel et solutions

- Tube en U avec un conducteur en graphite et un autre en cuivre, constitué d'un tortillon de tournure de cuivre
- Générateur de tension continue réglable
- 2 support pour électrodes, 2 multimètres, 1 interrupteur, 7 fils électriques
- 1 éprouvette graduée de 25mL
- des tubes à essais
- Solutions : iodure de potassium ($K^+_{(aq)}$, $I^-_{(aq)}$) à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ sulfate de zinc ($Zn^{2+}_{(aq)}$, $SO_4^{2-}_{(aq)}$) à $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$

2. Montage et expérience

Réaliser le montage ci-contre :



3. Penser à **bien nettoyer** le conducteur de graphite : décaper au papier de verre ou au grattoir.

4. Mélanger dans le tube en U :

- 30 mL de solution d'iodure de potassium
- 30 mL de solution de sulfate de zinc.

Q.5. : Quels sont les ions présents dans le mélange ?

Q.6. : Quelles autres solutions auraient pu constituer ce même mélange ?

7. Fermer l'interrupteur.

8. Après avoir logiquement identifié cathode et anode, régler la tension entre les deux à la valeur $U_{AC} \approx 8 \text{ V}$.

Q.9. : Qu'observe-t-on :

- à l'anode ? (réactions possibles mettant en jeu les couples oxydant/réducteur : I_2/I^- ; $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ et O_2/H_2O).
- à la cathode ? (réactions possibles mettant en jeu les couples oxydant/réducteur : Zn^{2+}/Zn ; SO_4^{2-}/SO_2 et H_2O/H_2).

10. Attendre 4 minutes, puis verser le contenu du tube en U dans un bécher. Placer qqes mL dans un tube à essais et ajouter 1 mL de cyclohexane sous la hotte. Boucher et agiter.

Qu'observe-t-on ? *→ Tut 3 glycose de l'air. → Tut 2 toute main.*

Q.11. : Placer quelques mL du contenu du tube en U dans un tube à essais. Ajouter de l'empois d'amidon dans le tube. Qu'observe-t-on ? Expliquer.

Q.12. : Quel est le produit formé :

- à l'anode ?
- à la cathode ? Pourquoi utiliser une cathode en cuivre ?

Q.13. : Ecrire la demi-équation de la transformation chimique qui a lieu :

- à l'anode
- à la cathode

Q.14. : Ecrire l'équation de la réaction d'électrolyse.

II/ La galvanisation et l'électrozingage

Le fer est un métal peu coûteux qui est très utilisé dans la construction, l'outillage ou les boîtes de conserve. Très sensible à l'oxydation par le dioxygène, il est nécessaire de le protéger.

Deux méthodes de protection sont utilisées qui consiste à le recouvrir d'une couche de zinc soit par :

- galvanisation (immersion de l'objet en acier dans un bain de zinc fondu)
- electro-zingage (dépôt de zinc par électrolyse)

Nous étudions l'électrozingage.

Le zinc n'est pas un métal inoxydable, mais son oxyde (ZnO) a la propriété d'être imperméable à l'air. Une fois oxydé en surface, il protégera donc les couches internes de zinc et bien entendu l'acier recouvert.

Préparation du protocole expérimental : **attention le générateur est éteint !**

On cherche à réaliser une électrolyse dans laquelle la cathode est une plaque de fer fraîchement décapée et l'anode est une plaque de zinc décapée.

- Décaper soigneusement une plaque de fer et une plaque de zinc avec du papier de verre.
- Peser soigneusement ces deux plaques avec une balance électronique au centième de gramme et noter les masses initiales.

Lors de l'électrolyse, la cathode est la plaque de fer et l'anode est la plaque de zinc. La solution d'électrolyte est une solution acidifiée de sulfate de zinc ($\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$), déjà préparée de concentration $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$; on en utilisera un volume égal à 100 mL. Un générateur de tension permet de fixer une intensité de 1 A pendant toute la durée de l'électrolyse, soit 20 minutes.

Questions :

1. À quelle borne du générateur faut-il relier la plaque de fer et la plaque de zinc ? Justifier.
2. Faire un schéma légendé du montage de cette électrolyse en précisant le matériel utilisé.
3. Préciser les bornes du générateur, le sens de déplacement des électrons et le sens conventionnel du courant électrique, la nature et le sens des porteurs de charge dans l'électrolyte, l'anode et la cathode.
4. **Le faire valider par le professeur avant de le réaliser**

Réalisation de l'expérience :

Mettre en marche le générateur et déclencher le chronomètre.

Régler rapidement l'intensité à $I = 1 \text{ A}$; l'ajuster éventuellement pendant la durée de l'expérience afin de maintenir cette intensité.

Observer avec soin les phénomènes qui se produisent aux électrodes, en particulier à la cathode.

Noter les observations.

Au bout de 20 minutes, arrêter le générateur et retirer les électrodes du montage.

Les poser délicatement avec un papier absorbant et les sécher avec le sèche-cheveux.

Les laisser 15 min à l'air libre avant de les peser de nouveau.



Noter la durée exacte Δt de l'électrolyse et celle de l'intensité I du courant.

Questions :

5. Le seul couple mis en jeu lors de cette électrolyse est le couple $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})}$. Écrire la demi-équation électronique associée à chaque électrode en utilisant ce seul couple rédox.
6. Que peut-on dire de la concentration en ion $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ au cours de l'électrolyse ? Expliquer.
7. Justifier l'appellation d'électrolyse à « anode soluble » donnée à cette électrolyse.
8. Déterminer les variations de masses $\Delta m_{(\text{fer})}$ et $\Delta m_{(\text{zinc})}$ de l'électrode de fer et de l'électrode de zinc. Que constate-t-on en première approximation ?
9. Déterminer la masse réelle de zinc $m_{\text{réelle}(\text{Zn})}$ formée sur l'électrode en fer.
10. En détaillant la méthode utilisée, exprimer la masse théorique de zinc $m_{\text{théo}(\text{Zn})}$ formée sur l'électrode en fer en fonction de I , Δt , Q_m et $M(\text{Zn})$. Calculer $m_{\text{théo}(\text{Zn})}$.
11. Proposer une ou des explication(s) à une éventuelle différence de masse entre $m_{\text{réelle}(\text{Zn})}$ et $m_{\text{théo}(\text{Zn})}$.
12. Évaluez l'incertitude absolue. Comment pourrait-on améliorer la précision des mesures, un rendement peut être déterminé

Quelques données sur le zinc :

Masse volumique et masse molaire :

$$\rho(\text{Zn}) = 7,13 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

