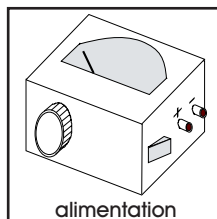
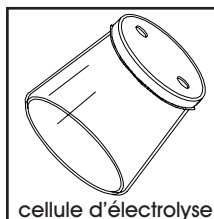


BUTS

Aborder le processus d'électrolyse, son fonctionnement et son rôle dans la chimie moderne.

MATERIEL

1 cellule d'électrolyse avec couvercle et électrodes de graphite, 1 alimentation en courant continu, 2 fils électriques, pinces crocodile.



REACTIFS

Dichlorure de cuivre (CuCl_2 3 %).

CuCl_2	
état	solution 3 %
MM	134.45 g/mol
CH 3	récup M

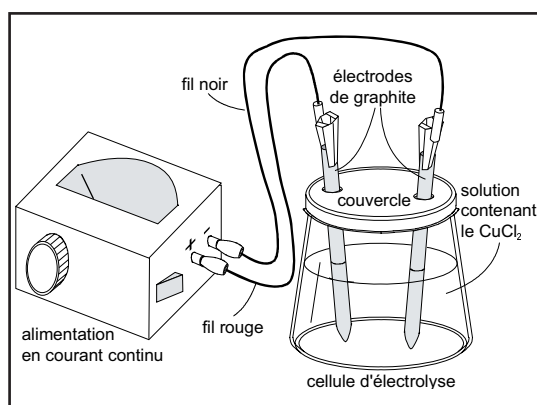
RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution le dichlorure de cuivre. **Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

Effectuer le montage de la cellule d'électrolyse avec soin. **Ne pas casser les électrodes de graphite, qui sont fragiles.**

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

1. Remplir la cellule d'électrolyse à moitié avec la solution de dichlorure de cuivre. Préparer le montage de la cellule selon le schéma ci-contre. Veiller à ne pas casser les électrodes; éviter qu'elles se touchent. Faire vérifier le montage par l'enseignant.



2. Après vérification, enclencher l'alimentation et régler la tension à 3 V (bouton "ampère" vertical; intensité entre 0.10 A et 0.2 A). Faire fonctionner l'électrolyse pendant environ 5 minutes. Observer et noter les phénomènes ayant lieu sur les électrodes, ainsi que le signe (+ ou -) auxquelles elles sont connectées sur l'alimentation.

? 1. Donner l'équation de dissociation du CuCl_2 dans l'eau.

3. Après avoir arrêté l'électrolyse en déclenchant l'alimentation, enlever les pinces crocodile des électrodes, puis détacher délicatement le couvercle et rincer les électrodes à l'eau en les laissant fixées au couvercle.

Conserver la solution dans la cellule pour la suite des manipulations.

Noter les observations (couleur des électrodes en fonction de leur signe, odeur de la solution).

? 2. En rapport avec les observations, écrire les réactions ayant eu lieu aux électrodes en fonction de leur signe et spécifier le nom des réactions.

? 3. Prédire ce qui se passera si l'expérience est effectuée en inversant les pinces sur les électrodes. Nommer les réactions en fonction du signe des électrodes.

4. Replacer le couvercle et ses électrodes sur la cellule d'électrolyse contenant toujours la solution de dichlorure de cuivre.

Brancher les électrodes en les inversant par rapport aux manipulations précédentes (fil rouge sur signe - de l'alimentation; fil noir sur signe + de l'alimentation), puis répéter les opérations des points 2 et 3.

Comme précédemment, noter les observations.

◆ Un composé auquel on fournit des électrons se fait réduire; inversement, un composé auquel on prend des électrons se fait oxyder:



◆ La famille constituée d'un composé avant et après échange d'électrons est appelée **couple redox**; par exemple:



Par convention, le **couple redox est toujours mentionné dans le sens de la réduction**, même lorsque le composé subit une oxydation:



◆ La faculté d'un composé à se faire réduire ou oxyder est indiquée par son **potentiel redox E^0** .

Plus le potentiel d'un couple redox est élevé, plus la réaction de réduction se déroulera aisément. Par exemple, si l'on veut réduire A^{2+} ou B^0 :



Le potentiel redox de la seconde réaction est plus élevé que celui de la première réaction: $E^0(\text{B}^0/\text{B}^{2-}) > E^0(\text{A}^{2+}/\text{A}^0)$; par conséquent, c'est la seconde réaction qui aura lieu.

A l'inverse, plus le potentiel d'un couple redox est bas, plus la réaction d'oxydation se déroulera aisément.

◆ Dans une cellule d'électrolyse, la réaction de **réduction** (qui consiste à fournir des électrons au composé) a lieu à l'électrode appelée **cathode** (mnémotiquement, les cations –trop pauvres en électrons– se déplacent vers la cathode pour y gagner des électrons). La cathode, qui fournit les électrons au composé subissant la réduction, porte donc le signe **négatif**.

La réaction d'**oxydation** (qui consiste à retirer des électrons au composé) a

lieu à l'électrode appelée **anode** (mnémotiquement, les anions –trop riches en électrons– se déplacent vers l'anode, pour y perdre leur excès d'électrons). L'anode, qui retire les électrons au composé subissant l'oxydation, porte donc le signe **positif**.

- ? 4. Ecrire la réaction se déroulant à la cathode.
- ? 5. Ecrire la ou les réactions se déroulant à l'anode, en justifiant à l'aide des valeurs des potentiels standards E^0 .

RECUPERATION ET NETTOYAGE

Récupérer la solution de dichlorure de cuivre dans le récipient de déchets M (**métaux lourds**).

Sécher l'électrode non attaquée. **Sous chapelle**, plonger l'autre électrode pendant quelques minutes dans une éprouvette contenant de l'acide nitrique, afin de dissoudre le cuivre déposé. Sortir l'électrode de l'acide, l'égoutter, la laver à l'eau et la rincer à l'eau déminéralisée.

Laver la verrerie utilisée à l'eau, puis la rincer à l'eau déminéralisée.

PREPARATION

Expérience pour un groupe de 2 étudiants.

1. Dichlorure de cuivre 3 %:

Pour 1000 ml (suffisant pour environ 20 groupes), peser environ 30 g de CuCl_2 , dissoudre dans de l'eau déminéralisée, puis compléter à 1000 ml avec de l'eau déminéralisée.

2. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

1 cellule d'électrolyse préparée à partir d'un pot de yaourth en verre avec couvercle en plastique; découper 2 trous dans le couvercle pour introduire les électrodes

2 électrodes de graphite (tiges)

1 alimentation en courant continu

2 fils électriques (1 rouge, 1 noir)

pincettes crocodile

3. Durée de l'expérience:

Environ 45 min de manipulations

DISCUSSION

? 1. Donner l'équation de dissociation du CuCl_2 dans l'eau.



? 2. En rapport avec les observations, écrire les réactions ayant eu lieu aux électrodes en fonction de leur signe et spécifier le nom des réactions.

A l'électrode négative, on observe un dépôt de cuivre métallique, tandis qu'à l'électrode positive, on observe un dégagement gazeux. Par ailleurs, la solution produit une légère odeur de chlore gazeux, $\text{Cl}_{2(g)}$. De ces observations, on peut conclure que les réactions suivantes prennent place:

Electrode négative: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ (réduction du cation Cu^{2+} en cuivre métallique)

Electrode positive: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(g)}$ (oxydation de l'anion chlorure Cl^- en chlore gazeux)

? 3. Prédire ce qui se passera si l'expérience est effectuée en inversant les pincettes sur les électrodes. Nommer les réactions en fonction du signe des électrodes.

Si les pincettes sont inversées sur les électrodes, l'électrode auparavant positive devient négative, tandis que l'électrode auparavant négative devient positive. On s'attend donc à ce que les réactions précédentes prennent place de manière identique, mais sur les électrodes opposées:

Electrode positive, auparavant négative: oxydation ($2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(g)}$)

Electrode négative, auparavant positive: réduction ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$)

? 4. Ecrire la réaction se déroulant à la cathode.

L'électrode négative, ou cathode, fournit des électrons aux composés susceptibles d'en accepter, et les réduit (mnémotechniquement, les cations viennent à la cathode). Dans cette expérience, la réaction à la cathode est:

Electrode négative: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$ (réduction du cation Cu^{2+} présent en solution).

? 5. Ecrire la ou les réactions se déroulant à l'anode, en justifiant à l'aide des valeurs des potentiels standards E^0 .

Inversément, l'électrode positive, ou anode, capte les électrons des composés susceptibles d'en céder, et les oxyde (mnémotechniquement, les anions viennent à l'anode). Dans cette expérience, deux réactions ont lieu à l'élec-

trode positive (anode):

1) $\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ (oxydation du cuivre produit précédemment;
 $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0) = + 0.34 \text{ V}$)

2) $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})}$ (oxydation de l'anion chlorure Cl^- présent en solution;
 $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = + 1.36 \text{ V}$; cette réaction prend place lorsque tout le cuivre métallique a été oxydé)