

## Durée 4h00

Prérequis	Compétences visées	Savoir et savoir-faire	Outils didac- tiques
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Connaître le concept de transformation spontanée</li> <li>• Maîtriser les réactions d'oxydoréduction</li> <li>• Connaître les couples Ox/Red</li> <li>• Comprendre le fonctionnement des piles électrochimiques</li> <li>• Connaître la notion de transfert d'électrons</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Comprendre la différence entre transformation spontanée et transformation forcée</li> <li>• Maîtriser le concept d'électrolyse</li> <li>• Relier les phénomènes de la vie quotidienne aux concepts d'électrolyse</li> <li>• Résoudre des problèmes en rapport avec les transformations forcées</li> <li>• Utiliser la méthode scientifique pour analyser les phénomènes d'électrolyse</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Distinguer une transformation spontanée d'une transformation forcée</li> <li>• Identifier le sens d'évolution d'un système chimique</li> <li>• Déterminer les réactions aux électrodes dans une électrolyse</li> <li>• Comprendre le rôle du générateur dans une électrolyse</li> <li>• Analyser des applications industrielles de l'électrolyse</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Générateur de courant continu</li> <li>• Électrodes de graphite, cuivre et zinc</li> <li>• Solutions de bromure de cuivre, chlorure de sodium, sulfate de cuivre</li> <li>• Tubes en U</li> <li>• Ordinateur avec simulation d'électrolyse (si disponible)</li> </ul>

1. Quelle est la différence entre une pile électrochimique et un électrolyseur?
2. Pourquoi ne peut-on pas utiliser une pile pour réaliser un dépôt métallique?
3. Quel dispositif permettrait de réaliser ce dépôt et comment fonctionne-t-il?

## Déroulement

Éléments du cours	Activités de l'enseignant	Activités de l'apprenant	Évaluation
I. Rappel sur les transformations spontanées	<ul style="list-style-type: none"> <li>Le professeur pose la situation-problème.</li> <li>Le professeur demande aux apprenants de répondre aux questions de la situation-problème.</li> <li>Écrit les hypothèses proposées par les apprenants.</li> <li>Garde les hypothèses convenues pour vérifier pendant le cours.</li> <li>Le professeur rappelle le concept de transformation spontanée à l'aide de l'exemple de la réaction entre le cuivre métal et le dibrome.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>L'apprenant analyse la situation et formule des hypothèses</li> <li><b>Exemple des hypothèses attendues:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>Une pile électrochimique utilise une réaction spontanée pour produire de l'électricité.</li> <li>Pour réaliser un dépôt métallique, il faut forcer les ions métalliques à se réduire, ce qui nécessite un apport d'énergie.</li> </ul> </li> </ul>	Évaluation diagnostique
II. Transformation spontanée vs transformation forcée	<ul style="list-style-type: none"> <li>Réalise l'expérience de la réaction entre <math>\text{Cu}_{(s)}</math> et <math>\text{Br}_{2(aq)}</math>.</li> <li>Fait constater que la réaction est spontanée dans le sens <math>\text{Cu} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Br}^-</math>.</li> <li>Pose la question: "Que se passerait-il si on mélangeait initialement les ions <math>\text{Cu}^{2+}</math> et les ions <math>\text{Br}^-</math>?"</li> <li>Introduit la notion de transformation forcée.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Observe l'expérience et constate: <ul style="list-style-type: none"> <li>la disparition de la coloration du dibrome</li> <li>la disparition du métal cuivre</li> <li>l'apparition d'une coloration bleue due aux ions <math>\text{Cu}^{2+}</math></li> </ul> </li> <li>Écrit l'équation de la réaction: <math>\text{Cu}_{(s)} + \text{Br}_{2(aq)} \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{Br}_{(aq)}^-</math></li> <li>Calcule le quotient de réaction initial et le compare à la constante d'équilibre.</li> <li>Conclut que la réaction inverse (<math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{Br}^- \rightarrow \text{Cu} + \text{Br}_2</math>) n'est pas spontanée.</li> <li>Comprend qu'il faut apporter de l'énergie électrique pour forcer cette réaction non spontanée.</li> </ul>	Évaluation formative

Éléments du cours	Activités de l'enseignant	Activités de l'apprenant	Évaluation
<b>III.</b> <b>L'électrolyse: définition et principe</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Définit l'électrolyse comme une transformation forcée qui se déroule dans le sens opposé à l'évolution spontanée.</li> <li>• Réalise le montage d'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre.</li> <li>• Identifie l'anode et la cathode dans un électrolyseur.</li> <li>• Fait observer les phénomènes aux électrodes.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Note la définition de l'électrolyse.</li> <li>• Observe le dépôt de cuivre sur la cathode et la formation de dibrome à l'anode.</li> <li>• Identifie l'anode comme électrode reliée au pôle positif et la cathode au pôle négatif.</li> <li>• Compare avec le cas d'une pile où les polarités sont inversées.</li> <li>• Écrit les demi-équations électroniques et l'équation bilan: <ul style="list-style-type: none"> <li>– À l'anode: <math>2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-</math></li> <li>– À la cathode: <math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}</math></li> <li>– Bilan: <math>\text{Cu}^{2+} + 2\text{Br}^- \rightarrow \text{Cu} + \text{Br}_2</math></li> </ul> </li> </ul>	Évaluation formative
<b>IV. Exemples d'électrolyses</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium.</li> <li>• Fait observer les dégagements gazeux aux électrodes.</li> <li>• Guide l'interprétation des observations.</li> <li>• Introduit la notion d'électrolyse à anode soluble.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Observe le dégagement de dichlore à l'anode et de dihydrogène à la cathode.</li> <li>• Identifie les couples redox mis en jeu: <math>\text{Cl}_2/\text{Cl}^-</math>, <math>\text{Na}^+/\text{Na}</math>, <math>\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2</math> et <math>\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}</math>.</li> <li>• Écrit les demi-équations possibles à chaque électrode: <ul style="list-style-type: none"> <li>– À l'anode: <math>2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-</math> ou <math>2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-</math></li> <li>– À la cathode: <math>\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}</math> ou <math>2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{HO}^-</math></li> </ul> </li> <li>• Détermine les réactions effectives d'après les observations.</li> <li>• Comprend le principe de l'électrolyse à anode soluble et son intérêt (dépôt métallique, purification).</li> </ul>	Évaluation formative

Éléments du cours	Activités de l'enseignant	Activités de l'apprenant	Évaluation
V. Applications industrielles de l'électrolyse	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Présente différentes applications de l'électrolyse.</li> <li>• Montre l'exemple concret du placage de métaux précieux.</li> <li>• Explique le principe de la recharge d'un accumulateur.</li> <li>• Fait le lien avec la situation-problème initiale.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Identifie les applications industrielles de l'électrolyse</li> <li>• Comprend que le placage en bijouterie utilise le principe de l'électrolyse.</li> <li>• Explique le fonctionnement d'un accumulateur en mode décharge (pile) et en mode charge (électrolyse).</li> <li>• Fait le lien avec la situation-problème initiale et propose une solution.</li> </ul>	Évaluation sommative

### Activité pratique

**Objectif:** Réaliser une électrolyse à anode soluble pour comprendre le principe du placage métallique.  
**Matériel:**

- Générateur de courant continu
- Électrode de cuivre (anode)
- Objet métallique à plaquer (cathode)
- Solution de sulfate de cuivre  $\text{CuSO}_4$
- Fils de connexion
- Chronomètre
- Balance de précision

**Protocole:**

1. Peser la cathode (objet à plaquer) avant l'expérience
2. Monter le circuit électrique: relier l'anode au pôle positif et la cathode au pôle négatif du générateur
3. Immerger les électrodes dans la solution de sulfate de cuivre
4. Mettre en marche le générateur avec une tension d'environ 4V pendant 10 minutes
5. Arrêter le générateur, retirer la cathode, la rincer, la sécher et la peser à nouveau

**Questions:**

1. Écrire les demi-équations aux électrodes et l'équation bilan de la réaction
2. Calculer la masse de cuivre déposée et vérifier si elle correspond à la valeur théorique
3. Expliquer pourquoi on appelle ce type d'électrolyse "électrolyse à anode soluble"
4. Citer des applications pratiques de ce type d'électrolyse