Matière: Chimie

Unité: Sens d'évolution d'un

système chimique Niveau : 2BAC-SM-pc



Établissement :  $Lyc\acute{e}e$  SKHOR qualifiant

 ${\bf Professeur}: Zakaria\ Haouzan$ 

Heure: 6H

# Leçon $N^{\circ}10$ : Transformations forcées - L'électrolyse Durée 2h00

Fiche Pédagogique

# I Objectifs Pédagogiques

- Différencier les transformations spontanées et forcées.
- Identifier les rôles de l'anode et de la cathode dans l'électrolyse.
- Analyser les réactions d'oxydo-réduction lors de l'électrolyse.
- Explorer les applications industrielles de l'électrolyse.

# II Situation Problématique Initiale

Contexte : Vous êtes un chimiste chargé de récupérer du cuivre à partir d'une solution usée contenant des ions  $Cu^{2+}$  et  $Br^-$ . Spontanément, le cuivre métallique réagit avec le dibrome ( $Br_2$ ) pour former  $Cu^{2+}$  et  $Br^-$ . Comment inverser ce processus pour déposer du cuivre sur un objet et régénérer le dibrome ? Quelle source d'énergie utiliser ?

### Rôle de l'enseignant :

- Poser des questions :
  - Que se passe-t-il spontanément entre Cu et  $\mathrm{Br}_2$  ?
  - Comment obliger la réaction inverse à se produire ?
- Encourager le rappel des constantes d'équilibre.

#### Rôle des élèves:

- Discuter : Pourquoi Cu + Br<sub>2</sub> est-il spontané ? Que signifie  $K = 1.2 \times 10^{25}$  ?
- Proposer : Peut-on utiliser l'électricité pour inverser la réaction ?

# III Déroulement de la Leçon

# III.1 Phase 1 : Transformations Spontanées (1h)

### Activités de l'enseignant :

- Réviser :  $Cu_{(s)} + Br_{2(aq)} \rightleftharpoons Cu_{(aq)}^{2+} + 2Br_{(aq)}^{-}$ .
- Questionner : Pourquoi cette réaction est-elle spontanée ? Que signifie  $Q_{r,i}$  ; K ?
- Démontrer (ou décrire) : Mélange de tournure de cuivre et solution de Br<sub>2</sub>.

### Activités des élèves :

- Répondre : K élevé indique une réaction totale dans le sens direct.
- Observer : Décoloration de Br<sub>2</sub>, bleu des ions Cu<sup>2+</sup>.
- Demander : La réaction inverse est-elle possible spontanément ?

**Matériel :** Tournure de cuivre, solution de  $Br_2$  ( $10^{-2}$  mol/L), tube à essai.

### III.2 Phase 2: Introduction aux Transformations Forcées (1h)

### Activités de l'enseignant :

- Définir : Une transformation forcée va à l'encontre de l'évolution spontanée, nécessitant une énergie externe.
- $\bullet$  Questionner : Comment forcer Cu²+ + 2Br^ à former Cu et Br² ?
- Introduire l'électrolyse comme solution.

#### Activités des élèves :

- Hypothèse : Quel montage pour fournir de l'énergie électrique ?
- Demander : Que deviennent les ions pendant l'électrolyse ?

# III.3 Phase 3 : Expérience - Électrolyse de CuBr<sub>2</sub> (2h)

### Activités de l'enseignant :

- Préparer un tube en U avec CuBr<sub>2</sub> et électrodes en graphite.
- Questionner : Que se passe-t-il pour U ¿ 1,2 V ?
- Expliquer :
  - Anode :  $2Br^- \rightleftharpoons Br_2 + 2e^-$
  - Cathode :  $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$

#### Activités des élèves :

- $\bullet$  Observer : Cu se dépose à la cathode,  $\operatorname{Br}_2$  (orange) près de l'anode.
- $\bullet\,$  Demander : Pourquoi Cu à la cathode et Br<sub>2</sub> à l'anode ?
- Écrire :  $Cu^{2+} + 2Br^{-} \rightleftharpoons Cu + Br_{2}$ .

**Matériel :** Tube en U, solution de CuBr<sub>2</sub>, électrodes graphite, alimentation DC (¿1,2 V), fils, lunettes de sécurité.

#### Étapes:

- 1. Remplir le tube avec CuBr<sub>2</sub>.
- 2. Placer les électrodes dans chaque bras.
- 3. Connecter l'anode (+) et la cathode (-).
- 4. Appliquer U ¿ 1,2 V pendant 15 min.
- 5. Noter les observations.

# III.4 Phase 4 : Électrolyse de NaCl (1h)

#### Activités de l'enseignant :

- Réaliser l'électrolyse de NaCl.
- Questionner : Quels gaz ou produits attendre?
- Analyser:
  - Anode :  $2Cl^ \rightleftharpoons$   $Cl_2 + 2e^-$
  - Cathode:  $2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$

#### Activités des élèves :

- Prédire : Le sodium métallique se forme-t-il ?
- Observer : Cl<sub>2</sub> (jaune-vert) à l'anode, H<sub>2</sub> et OH<sup>-</sup> à la cathode.
- Écrire :  $2H_2O + 2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + H_2 + 2OH^-$ .

Matériel: Solution NaCl, tube en U, électrodes graphite, alimentation DC, indicateur pH.

## III.5 Phase 5: Anode Soluble et Applications (1h)

### Activités de l'enseignant :

- Démontrer : Électrolyse avec anode Cu et cathode Fe.
- Expliquer : Transfert Cu  $\rightarrow$  Cu<sup>2+</sup> (anode) puis Cu<sup>2+</sup>  $\rightarrow$  Cu (cathode).
- Lister les applications (purification, placage).

#### Activités des élèves :

- Observer : Cu disparaît de l'anode et se dépose sur la cathode.
- Demander : Pourquoi la couleur de la solution reste-t-elle constante ?
- Citer 3 applications industrielles.

 ${\bf Mat\'eriel}$  : Anode Cu, cathode Fe (clé), solution CuSO<sub>4</sub>, alimentation DC.

# IV Évaluation

### Questions de l'enseignant :

- Quelle est la différence entre transformations spontanées et forcées ?
- Quels facteurs déterminent les réactions dans l'électrolyse?

### Tâches des élèves :

- Résoudre : Prédire les produits de l'électrolyse de ZnCl<sub>2</sub>.
- Réfléchir : Impact de l'électrolyse dans la vie quotidienne.

# V Consignes de Sécurité

- Manipuler Br<sub>2</sub> et Cl<sub>2</sub> sous ventilation.
- Porter des lunettes et gants.
- Éliminer les déchets chimiques correctement.