

**Niveau : Terminale STL - SPCL  
Enseignement de spécialité SPCL**

Extrait du BO du 13 octobre 2011

<b>Notions et contenus</b>	<b>Capacités exigibles</b>
<ul style="list-style-type: none"><li>– Électrolyse</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>– Réaliser expérimentalement et interpréter quelques électrolyses, dont celle de l'eau.</li><li>– Identifier expérimentalement ou à partir d'un schéma du circuit électrique la cathode et l'anode d'un électrolyseur.</li><li>– Ecrire les équations des réactions aux électrodes connaissant les produits formés.</li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>– Transformation forcée : apport d'énergie et évolution hors équilibre</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>– Distinguer le caractère forcé des électrolyses, du caractère spontané d'autres transformations, en comparant l'évolution du quotient de réaction par rapport à la constante d'équilibre.</li><li>– Repérer la source d'énergie mise en œuvre dans une transformation forcée.</li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>– Bilan de matière lors d'une électrolyse.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>– Prévoir les quantités de produits formés dans des cas simples et confronter les prévisions du modèle aux mesures.</li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>– Application courantes des électrolyses à la synthèse.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>– Citer quelques applications courantes des électrolyses (synthèse de métaux, de produits minéraux, ...)</li></ul>

**Descriptif de la ressource**

Première partie - Les transformations chimiques forcées

Activités de cours et d'exercices avec des animations en ligne.

Durée : 2 heures

Deuxième partie - Electrolyse et application au nickelage d'un objet en cuivre

Application expérimentale à l'aide d'un logiciel de simulation en ligne.

Durée : 1 heure

**Mots-clés** : oxydant, réducteur, oxydation, réduction, électrode, anode, cathode, quotient de réaction, constante d'équilibre, équilibre, hors-équilibre, électrolyse, transformation forcée, courant électrique.

## Les transformations chimiques forcées (Voie technologique Terminale STL - SPCL)

Sous le Second Empire, le château de Compiègne devient un lieu de réception pour la cour impériale. À partir de 1856, les invités des souverains sont conviés à des séjours d'une semaine que l'on appellera *les Séries*.



Six gobelets d'un service de chasse de Napoléon III, RMN Grand Palais (Palais de Compiègne)

Les arts de la table contribuent au prestige du pouvoir impérial : il faut trouver un moyen rapide pour obtenir des couverts en argent...

La Maison Christofle, fondée par Charles Christofle, parvient en 1842 à déposer une fine couche d'argent sur des métaux beaucoup moins prestigieux par électrolyse d'un bain contenant des ions argent.

L'électrolyse est une technique aujourd'hui très répandue met en œuvre des réactions d'oxydoréduction qui ne pourraient pas se dérouler de façon spontanée (ou naturelle). Nécessitant ainsi un apport d'énergie extérieure sous forme électrique, ces transformations chimiques sont dites forcées.

Le dépôt de métaux sur diverses surfaces (chromage, zincage, argenture, ...), la purification de métaux, la production de dichlore, de dihydrogène, la recharge des accumulateurs, ... mettent en jeu des réactions d'électrolyse qui consomment beaucoup d'énergie électrique.

### A. Obtention du métal argent par électrolyse

Visionner le principe de l'électrolyse d'un bain d'ions argent en :

– en flashant le QR code suivant :

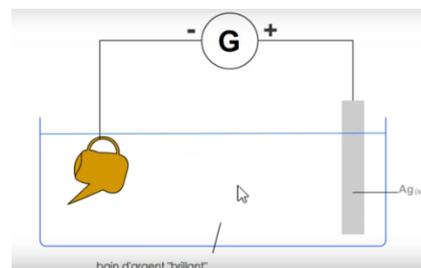


– ou en suivant le lien suivant :

[www.pccl.fr/physique\\_chimie\\_college\\_lycee/lycee/terminale\\_TS/electrolyse\\_anode\\_soluble\\_argent\\_plaque\\_annale\\_bac\\_exercice\\_corrige\\_specialite\\_physique\\_chimie.htm](http://www.pccl.fr/physique_chimie_college_lycee/lycee/terminale_TS/electrolyse_anode_soluble_argent_plaque_annale_bac_exercice_corrige_specialite_physique_chimie.htm)

#### Questions

1. Sur le schéma ci-contre, indiquer le sens du parcours du courant électrique  $I$  et ainsi que celui des électrons.
2. Le barreau d'argent est-il le siège d'une réaction d'oxydation ou d'une réduction ? En déduire l'équation chimique qui s'y produit.
3. La thière en laiton est-elle le le siège d'une réaction d'oxydation ou d'une réduction ? En déduire l'équation chimique qui s'y produit.
4. En absence de générateur, aurait-on observé une transformation chimique ? Justifier le caractère forcé d'une réaction d'électrolyse.



#### Le cours

Lorsqu'un générateur fournit de l'énergie électrique à un système, il peut le forcer à évoluer.

## B. Des exemples d'électrolyse

### 1. Electrolyse d'une solution de bromure de cuivre (activité expérimentale)

L'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre met en jeu les couples d'oxydoréduction suivants :

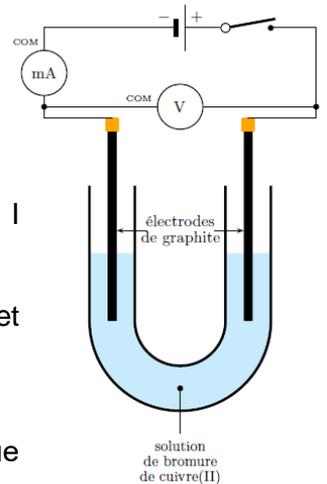


Visionner l'expérience de l'électrolyse de l'eau :

– en flashant le QR code suivant :



– ou en suivant le lien suivant : [www.youtube.com/watch?v=D1CfxNvrGkA](http://www.youtube.com/watch?v=D1CfxNvrGkA)



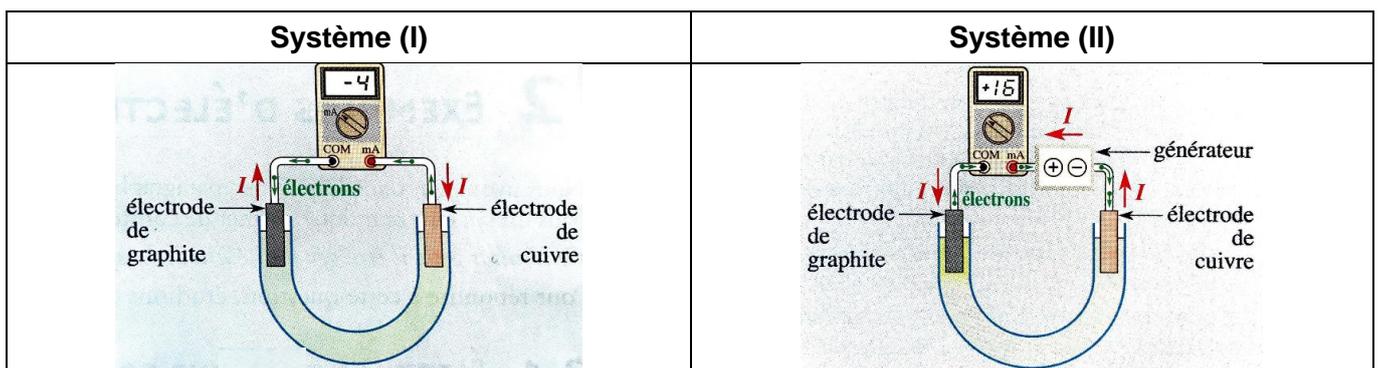
1. Légèrer le schéma ci-contre, puis préciser le sens du courant électrique  $I$  ainsi que celui des porteurs de charge mis en jeu.
2. Indiquer sur le schéma l'électrode où a lieu la formation du dibrome  $\text{Br}_2(\text{aq})$  et celle où a lieu la formation du cuivre métal  $\text{Cu}(\text{s})$ .
3. En déduire les demi-réactions d'oxydoréduction qui se déroulent à chaque électrode. La nature de l'électrode (anode ou cathode) sera précisée.
4. Donner l'équation de la réaction d'électrolyse du bromure de cuivre.

On prépare à présent une solution (S) avec 10 mL de solution de dibrome  $\text{Br}_2$  à  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , 20 mL de solution de bromure de potassium  $\text{K}^+\text{Br}^-$  à  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et 20 mL de solution de sulfate de cuivre  $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$  à  $1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Dans deux tubes en U (cf schéma ci-dessous), notés systèmes (I) et (II), introduire de la solution (S) précédemment fabriquée.

Pour le système (I), on relie les deux électrodes par un ampèremètre tandis que pour le système (II), les électrodes sont reliées à un générateur de tension continue délivrant environ 1,5 V branché en série avec un ampèremètre de façon telle que la borne négative du générateur soit reliée à l'électrode du cuivre.

Les résultats des deux expériences ont été regroupés sur les deux schémas ci-dessous :



5. Les systèmes (I) et (II) peuvent évoluer selon la réaction d'équation



Calculer le quotient de réaction  $Q_r$  à l'instant initial puis conclure sur le sens d'évolution des systèmes (I) et (II).

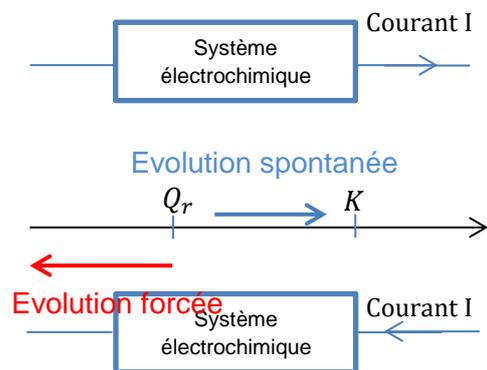
6. Le sens du courant traversant le système (I) est-il en accord avec cette prévision ? Justifier en écrivant les équations des réactions qui se produisent à chaque électrode puis l'équation chimique en résultant.

7. Comment le système (II) évolue-t-il lorsqu'il est traversé par un courant ? Justifier en écrivant les équations des réactions qui se produisent à chaque électrode puis l'équation chimique en résultant.

**Le cours**

Lorsqu'un générateur de tension continue impose dans un système chimique, un courant en sens inverse à celui qui serait observé lorsque le système évolue de façon spontanée, il peut imposer à ce système d'évoluer dans le sens inverse de son sens d'évolution spontanée.

L'électrode à laquelle se produit l'oxydation est appelée *anode*.  
L'électrode à laquelle se produit la réduction est appelée *cathode*.



## 2. Electrolyse de l'eau (activité expérimentale)

L'électrolyse de l'eau, en milieu acide, met en jeu les couples d'oxydoréduction suivants :



Visionner l'expérience de l'électrolyse de l'eau :

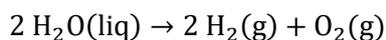
– en flashant le QR code suivant :



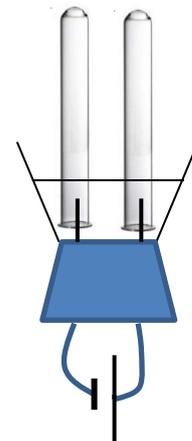
– ou en suivant le lien suivant : [www.youtube.com/watch?v=D1CfxNvrGkA](http://www.youtube.com/watch?v=D1CfxNvrGkA)

### Questions

1. Légèner le schéma ci-contre, puis indiquer le sens du parcours du courant électrique  $I$  et ainsi que celui des électrons.
2. Justifier l'usage d'une eau « saline » (il s'agit ici d'une eau qui contient des ions sodium et des chlorure).
3. Indiquer sur le schéma l'électrode où a lieu la formation du dihydrogène puis celle où a lieu la formation du dioxygène.
4. En déduire les demi-réactions d'oxydoréduction qui se déroulent à chaque électrode. La nature de l'électrode (anode ou cathode) sera précisée.
5. A partir de la question 4, retrouver l'équation de la réaction d'électrolyse de l'eau :



6. Les gaz mis en jeu dans l'électrolyse sont supposés parfaits ce qui signifie que leur volume  $V$  occupé est proportionnel à leur quantité de matière  $n$ . En déduire une relation entre le volume  $V(H_2)$  de dihydrogène et le volume  $V(O_2)$  de dioxygène.



### C. Bilan de matière lors d'une électrolyse

Lors d'une électrolyse, si le générateur de tension débite une intensité de courant d'intensité  $I$  pendant la durée de temps  $\Delta t$ , le système chimique est traversé par la quantité d'électricité  $Q$  telle que :

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

$Q$  s'exprime en coulomb (C)

$I$  s'exprime en ampère (A)

$\Delta t$  s'exprime en secondes (s)

Cette quantité d'électricité est égale à la valeur absolue de la charge totale des électrons échangés :

$$Q = n(e^-) \cdot F$$

$n(e^-)$  est la quantité de matière en électrons et s'exprime en moles (mol)

$F$  est le nombre de Faraday  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

## Electrolyse et application au nickelage d'un objet en cuivre (Voie technologique Terminale STL - SPCL)

---

La société Nickel-Chrome, société dans laquelle vous êtes technicien chimiste vous a confié la mission de déposer par voie électrolytique une fine couche de 1 gramme de nickel sur une lame de cuivre. Cette technique porte aussi le nom de nickelage.

L'activité proposée ici nécessite d'aller sur le site suivant :

<http://clemspcreims.free.fr/Simulation/Chimie/electrolysis10.swf>

1. Ecrire la demi-équation d'oxydoréduction du couple  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$ .
2. Quelle réaction chimique cherche-t-on à avoir au niveau de l'électrode de cuivre ?
3. A partir de l'animation dont le lien est fourni en début de TP, relier les électrodes de nickel et de cuivre aux bornes du générateur et verser dans le bain électrolytique la solution adéquate.
4. Déterminer la tension minimale  $U$  du générateur pour laquelle on observe le début de l'électrolyse. Proposer une explication en vous appuyant sur la valeur des potentiels standards  $E^\circ$  des couples d'oxydoréduction  $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})/\text{Ni}(\text{s})$  et  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ . Les potentiels standards  $E^\circ$  sont fournis dans l'animation.
5. Régler l'intensité  $I$  du courant électrique pour une valeur de 5 A et fixer la durée  $\Delta t$  de l'électrolyse sur 10 minutes. Relever à la fin de l'électrolyse la masse de nickel qui s'est déposée sur la lame d'argent.
6. Quelle quantité d'électricité  $Q$  a traversé l'électrolyseur pendant la durée  $\Delta t$  ?
7. En déduire la quantité de matière  $n(\text{e}^-)$  en électrons échangés pendant la durée de l'électrolyse.
8. D'après la demi-réaction d'oxydoréduction déterminée à la question 1, justifier l'égalité suivante :

$$n(\text{e}^-) = 2 \times n(\text{Ni})$$

9. En déduire la masse de nickel  $m(\text{Ni})$  déposée pendant la durée de l'électrolyse sur la lame de cuivre. Le résultat correspond-il à la valeur relevée à la question 5 ? La masse molaire du nickel  $M(\text{Ni})$  est égale à  $58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
10. Combien de temps faudrait-il pour obtenir une couche de 1 gramme de nickel sur la lame de cuivre ?