

TP Chim
n° 10

Electrolyse – Transformation forcée

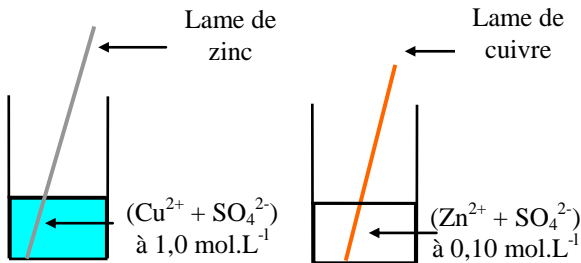
**Objectifs :**

- Montrer qu'un système chimique peut évoluer dans le sens contraire de son sens évolution spontanée.
- Définir une électrolyse et étudier deux électrolyses.

I. TRANSFORMATION SPONTANEE – TRANSFORMATION FORCEE**1) Transformation spontanée**

On s'intéresse au système chimique formé par les couples: $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ et $(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$.

Soit l'équation : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$ (équation 1)

Expérience 1**Expérience 2**

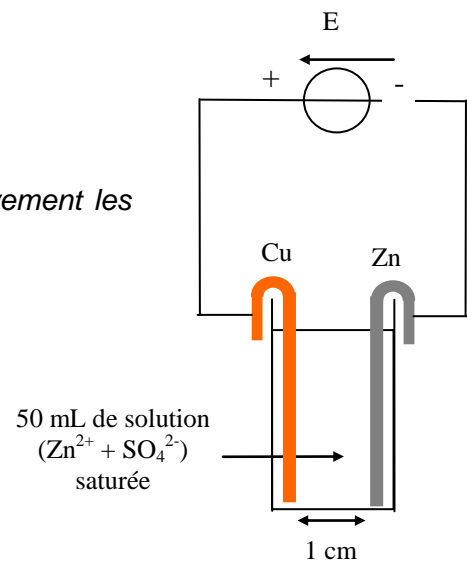
Pour chacune des expériences:

- Noter vos observations.
- Dans quel sens évolue spontanément un système chimique contenant les couples $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ et $(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$?

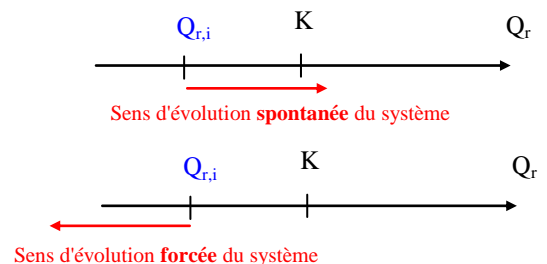
2) Transformation forcée – électrolyse

- Réaliser le montage ci-contre et le faire vérifier.
- Régler l'intensité du courant I délivrée par le générateur à 1,0 A.
- Faire fonctionner le dispositif pendant 5 min et observer attentivement les transformations sur les lames métalliques et dans la solution.

- Noter vos observations et les faire apparaître sur le schéma ci-contre.
- Indiquer sur le schéma: le sens du courant imposé par le générateur et le sens de déplacement des électrons libres dans les parties métalliques du circuit.
- A partir des observations, écrire la demi-équation électronique :
 - associée à la lame de cuivre.
 - associée à la lame de zinc.
- En déduire la cathode et l'anode du circuit.
- Ecrire l'équation de la réaction qui modélise l'évolution du système.
- Comparer cette équation avec celle associée à l'expérience précédente. Conclure.

**Définitions :**

- Une **électrolyse** est une transformation **forcée** d'un système chimique, imposée par un générateur. Le système chimique évolue dans le **sens opposé à son sens d'évolution spontanée**.
- Lors d'une électrolyse, le quotient de réaction s'éloigne de la constante d'équilibre $Q_{r,\text{eq}} = K$.



II ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION D'ACIDE SULFURIQUE

• Mettre des gants et des lunettes puis réaliser le montage ci-contre:

- Verser 70 mL d'acide sulfurique concentré dans l'électrolyseur.

- Remplir les tubes gradués d'eau distillée, les retourner sur les électrodes et les maintenir à 2 ou 3 mm du fond.

- Régler la tension à $E \approx 4,5$ V.

- Déclencher le chronomètre à la fermeture du circuit.

- Ajuster la tension E de façon à **maintenir** l'intensité du courant constante à $I = 0,50$ A pendant toute l'expérience.

- Faire fonctionner le dispositif durant $\Delta t = 5$ min puis arrêter le générateur.

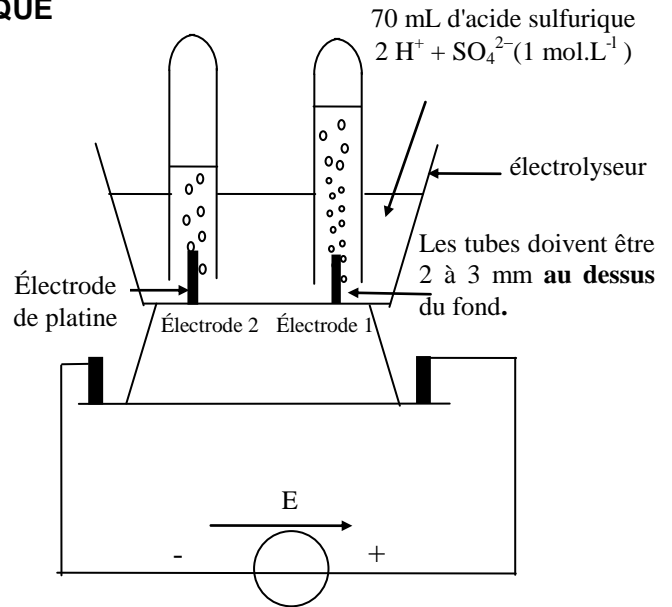
- Noter vos observations.

- Mesurer les volumes des gaz aux électrodes 1 et 2 au bout de la durée Δt :

$$V(\text{électrode 1}) = \dots\dots\dots \text{ mL}$$

$$V(\text{électrode 2}) = \dots\dots\dots \text{ mL}$$

- Faire fonctionner de nouveau l'électrolyseur pour finir de remplir le tube de gaz de l'électrode 2.



• Données:

- L'électrolyseur comporte deux électrodes en platine inattaquables.

- Couples: $(\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O})$ $(\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}))$ $(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_2(\text{g}))$ $(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$

- Constante des gaz parfaits : $R = 8,314$ SI; $1 F = 96\,500$ C.mol⁻¹.

- 1) Indiquer sur le schéma le sens du courant et le sens des électrons. En déduire l'anode et la cathode de l'électrolyseur.
- 2) La solution aqueuse d'acide sulfurique contient les ions $\text{H}^+(\text{aq})$ et $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ et de l'eau H_2O . A partir des couples donnés écrire les deux demi-équation électroniques susceptibles de se produire à l'anode et à la cathode.
- 3) Sachant que deux gaz sont formés au cours de l'électrolyse, quelle demi-équation a lieu à l'anode ?
- 4) En proposant une expérience simple, identifier le gaz formé à la cathode. Écrire la demi-équation qui a lieu à la cathode.
- 5) Écrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de l'électrolyse.
- 6) A l'aide d'un tableau d'avancement montrer que: $V(\text{H}_2) = 2 \times V(\text{O}_2)$. Est-ce cohérent avec les résultats expérimentaux ?
- 7) Evaluer grâce à I et Δt , la quantité d'électricité Q mise en jeu. En déduire la quantité d'électrons $n(e^-)$ ayant été échangée au cours de l'électrolyse.
- 8) A partir de l'équation de l'électrolyse exprimé la quantité d'électron échangée $n(e^-)$ en fonction de l'avancement x .
- 9) Exprimer le volume molaire des gaz V_M , en fonction de $n(e^-)$ et de $V(\text{H}_2)$. En déduire le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience.

TP 10 : TRANSFORMATIONS FORCÉES : ELECTROLYSES

Liste du matériel (par poste de travail):

- 2 piluliers pour les expériences du I.1)
- solution de sulfate de zinc à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
- 2 béchers 100 mL
- 1 lame de cuivre
- 1 lame de zinc
- 1 électrolyseur avec électrodes de Pt
- 1 alimentation stabilisée jaune (lecture de tension et d'intensité)
- 2 tubes gradués
- potence avec noix et deux pinces en bois pour tenir les deux tubes gradués (ou bloc noir percé de deux trous spécifique à l'électrolyseur).
- 3 fils (2 rouges et 1 noir)
- 2 pinces crocodiles
- 1 chronomètre
- papier de verre

Paillasse prof :

- solution de sulfate de zinc saturée + 10 pots à yaourt + 1 éprouvette graduée de 100 mL
- solution d'acide sulfurique à $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ + 10 pots à yaourt + 1 éprouvette graduée de 100 mL
- solution de sulfate de cuivre à 1 mol.L^{-1} + 10 pots à yaourt + 1 éprouvette graduée de 100 mL
- boîte allumettes