

ELECTROLYSE – TRANSFORMATIONS FORCEES

Objectifs :

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

I TRANSFORMATION SPONTANEE – TRANSFORMATION FORCEE

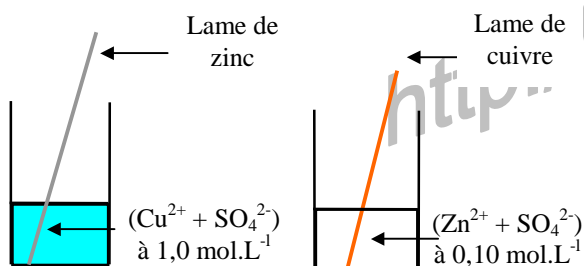
1) Transformation spontanée

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

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

Expérience 1

Expérience 2



Pour chacune des expériences:

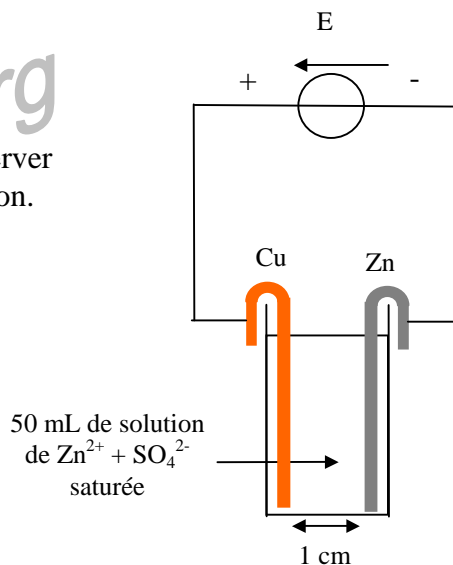
- a) Noter vos observations.
- b) Décrire l'évolution du système chimique étudié.

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

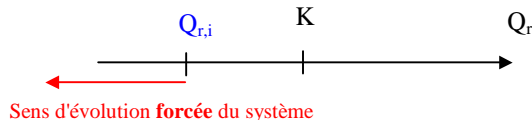
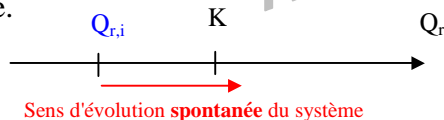
- Réaliser le montage ci-contre et le faire vérifier.
- Régler l'intensité du courant I délivrée par le générateur à 1,0 A.
- Faire fonctionner le dispositif pendant 5 min environ et observer attentivement les transformations sur les lames métalliques et dans la solution.

- a) Noter vos observations et les faire apparaître sur le schéma ci-contre.
- b) 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.
- c) Quelle est la demi-équation électronique associée à la lame de cuivre ?
- d) Quelle est la demi-équation électronique associée à la lame de zinc ?
- e) En déduire la cathode et l'anode du circuit.
- f) Ecrire l'équation de la réaction qui modélise l'évolution du système.
- g) Comparer avec la réaction précédente du 1). Conclure.



Définitions

- Une électrolyse est une transformation **forcée**, imposée par un générateur de courant à un système chimique. Le système chimique évolue dans le **sens inverse de son évolution spontanée**.
- Le système chimique s'éloigne de l'état d'équilibre ($Q_{r,eq} = K$): le quotient de réaction s'éloigne de la constante d'équilibre.



II ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION D'ACIDE SULFURIQUE

• Mettre des gants et des lunettes et 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.

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

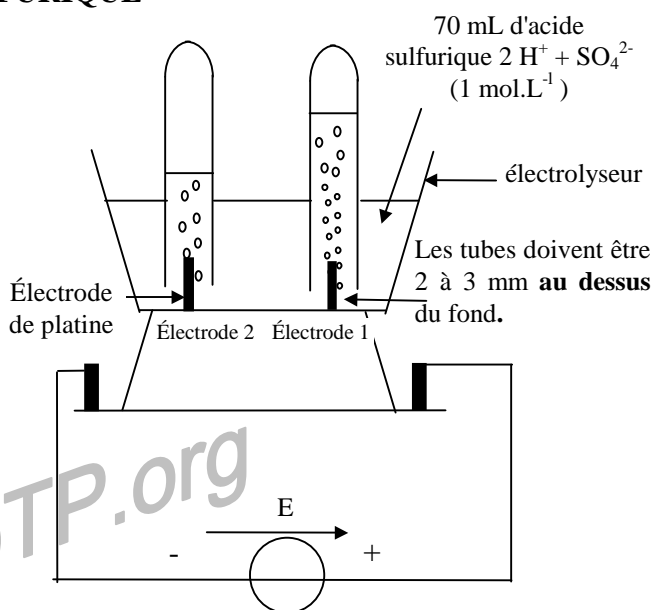
- Noter vos observations.

- Mesurer les volumes des gaz dégagés 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 (Ox / Réd) : $(\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O})$ $(\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}))$ $(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_2(\text{g}))$ $(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))$

- Constante des gaz parfaits : $R = 8,31$ unité SI; Faraday: $1 F = 96\,500$ C.mol⁻¹.

• Interprétation et exploitation des résultats

- 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) Faire l'inventaire des espèces chimiques présentes dans l'électrolyseur sachant que l'acide sulfurique H_2SO_4 est un acide totalement dissocié dans l'eau.
- 3) A partir des couples (Ox / Réd) écrire les demi-équation électroniques susceptibles de se produire à l'anode.
- 4) A partir des couples (Ox / Réd) écrire les demi-équation électroniques susceptibles de se produire à la cathode.
- 5) Sachant que deux gaz sont formés au cours de l'électrolyse, quel est le gaz formé à l'anode ? Justifier.
- 6) Identifier le gaz formé à la cathode en proposant une expérience simple. La mettre en œuvre après accord.
- 7) Écrire les demi-équations qui se produisent **réellement** aux deux électrodes (dans le bon sens).
- 8) Écrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de l'électrolyse.
- 9) A l'aide d'un tableau d'avancement montrer que: $V(\text{H}_2) = 2 \times V(\text{O}_2)$.
- 10) 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.
- 11) A partir de l'équation de l'électrolyse exprimé la quantité d'électron échangée en fonction de l'avancement x .
- 12) 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