

Electrolyse – Transformation forcée

Correction



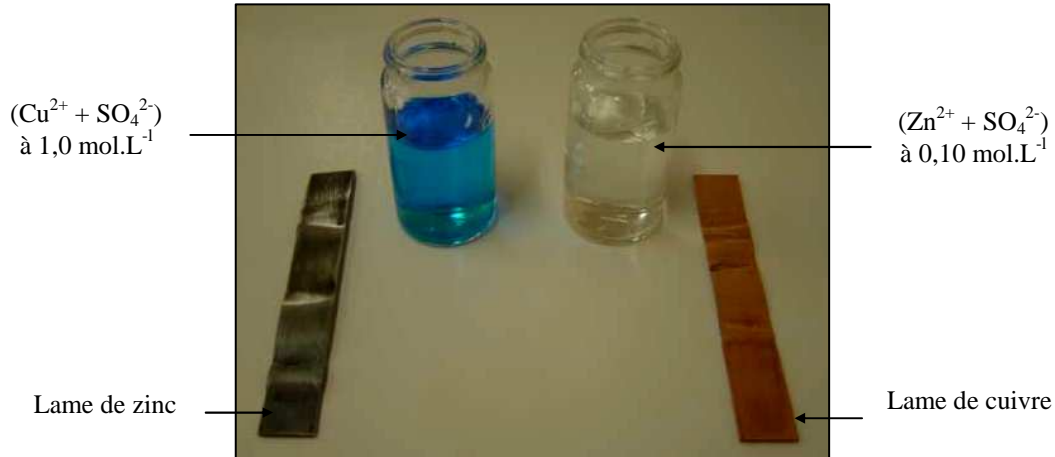
I. TRANSFORMATION SPONTANEE – TRANSFORMATION FORCEE

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

Expériences



a) **Expérience n°1** : Après quelques minutes, la partie immergée de la lame de zinc présente un dépôt rouge: il s'est donc formé un dépôt de cuivre métallique sur la lame de cuivre.

Remarque : il se forme aussi également un dépôt noir d'oxyde de cuivre $\text{CuO}_{(\text{s})}$.

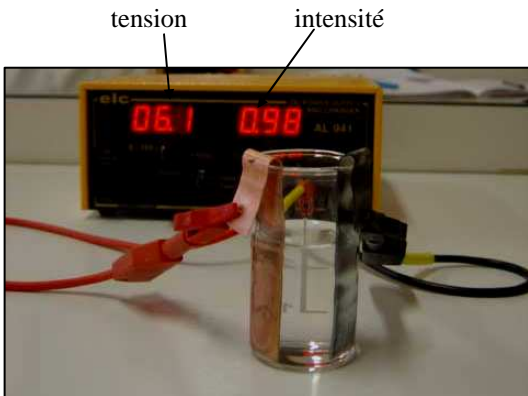
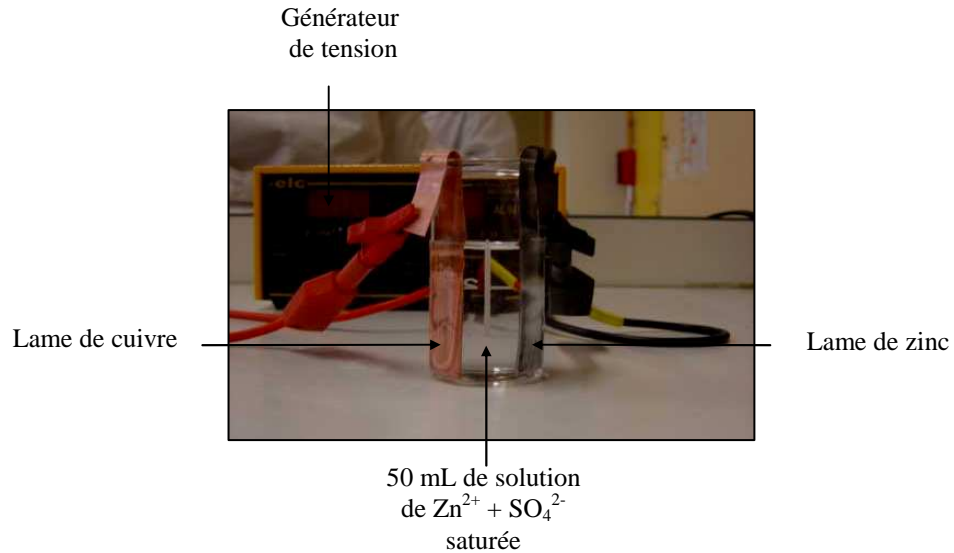
Expérience n°2 : aucune transformation n'est visible.

Dans l'expérience n°1, le système chimique évolue spontanément dans le sens direct de l'équation (1).

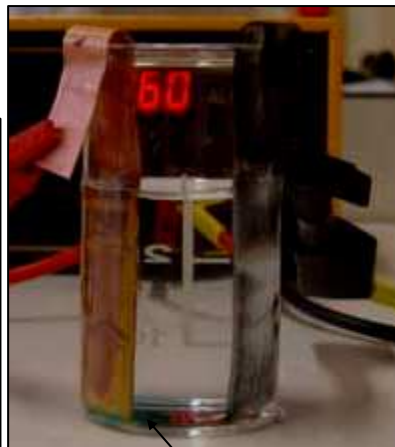
Dans l'expérience n°2, il n'y a pas d'évolution spontanée du système dans le sens inverse de l'équation (1).

b) **Conclusion**: un système chimique contenant les couples $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$ et $(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})$ évolue donc spontanément dans le sens direct de l'équation (1).

2) Transformation forcée – électrolyse



Début d'expérience



Apparition d'une coloration bleue au voisinage de la lame de cuivre



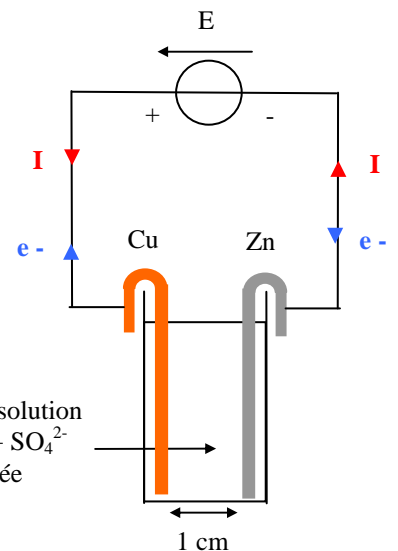
Formation d'un dépôt solide gris sur la lame de zinc



Après 5 minutes d'expérience

- La coloration bleue est due la formation d'ions Cu^{2+} au voisinage de la lame de cuivre.
- Les dépôts solides gris sur la lame de zinc sont dus à la formation de zinc métallique.

Remarque: une réaction parasite au niveau de la lame de cuivre forme aussi un dépôt solide de couleur jaune-orange dû à l'oxyde de cuivre(I): Cu_2O .

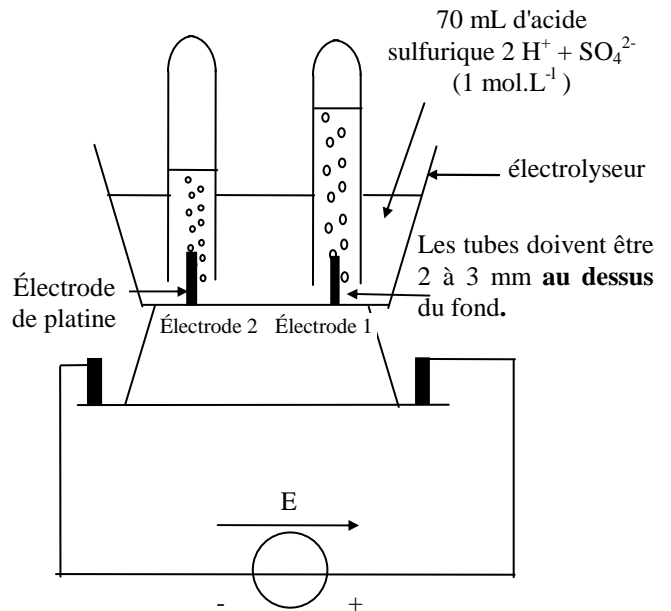


- a) Dans les parties métalliques et les fils le courant, imposé par le générateur, circule de la borne positive vers la borne négative. Les électrons circulent dans le sens opposé au sens du courant. (voir schéma)
 Dans la solution, les anions ($SO_4^{2-}{}_{(aq)}$) se déplacent dans les sens des électrons et les cations ($Zn^{2+}{}_{(aq)}$) se déplacent dans le sens du courant.
 Les ions $Zn^{2+}{}_{(aq)}$ se déplacent donc vers la lame de zinc.

- b) demi-équation électronique à la lame de cuivre: $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
- c) demi-équation électronique à la lame de zinc: $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- = \text{Zn}_{(s)}$
- d) La **C**athode est l'électrode où se produit une réduc**T**ion: la cathode est donc la lame de zinc.
L'**A**node est l'électrode où se produit une oxyd**A**tion: l'anode est la lame de cuivre.
- e) Equation de la réaction d'électrolyse: $\boxed{\text{Cu}_{(s)} + \text{Zn}^{2+}_{(aq)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Zn}_{(s)}}$ équation (2)
- f) La réaction (2) précédente est la réaction inverse de la réaction (1).
Le générateur de tension impose une évolution du système chimique **dans le inverse de son sens d'évolution spontané.**



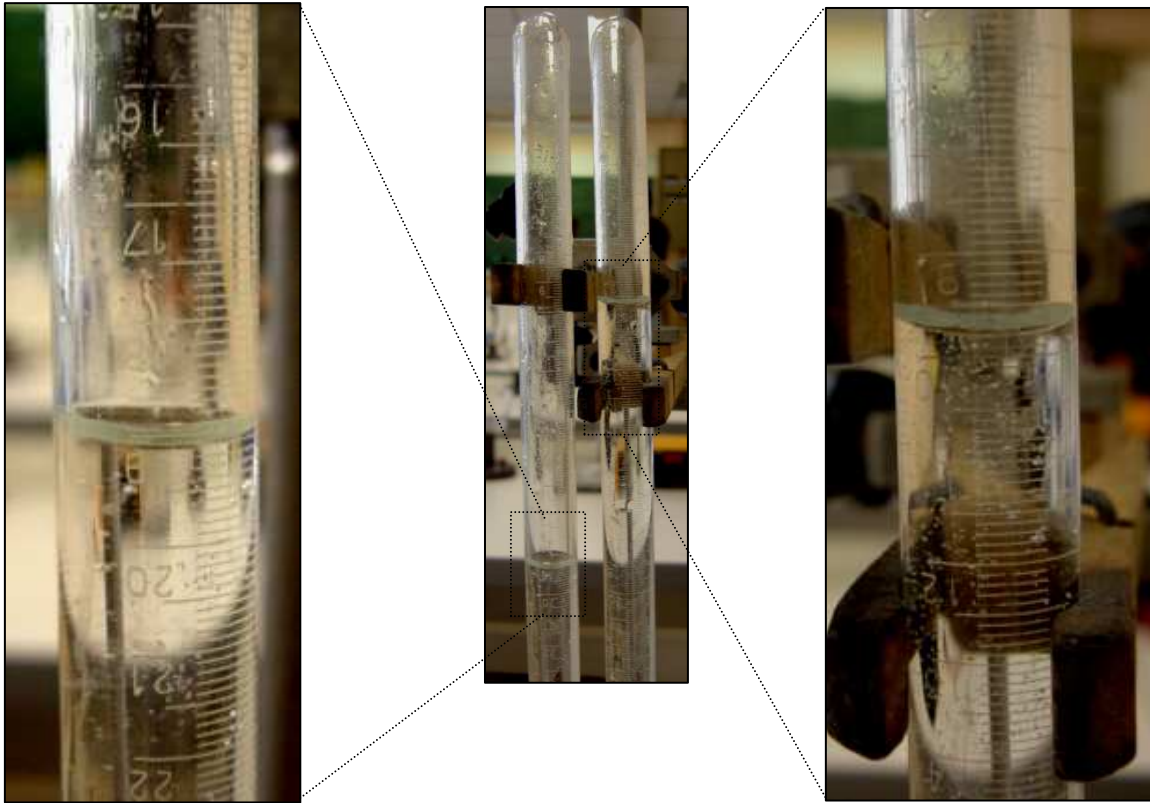
II. ÉLECTROLYSE D'UNE SOLUTION D'ACIDE SULFURIQUE



En cours d'expérience



Fin d'expérience



V(électrode 2) = 19,1 mL

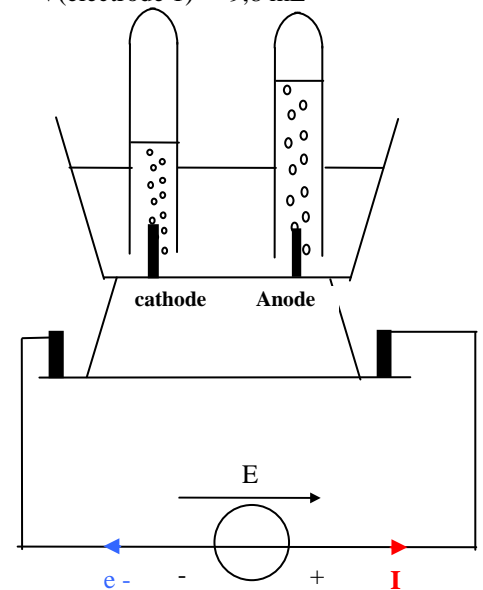
V(électrode 1) = 9,8 mL

1) Sens du courant et sens des électrons sur le schéma.

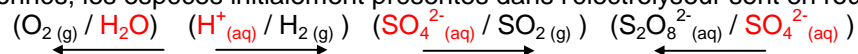
A l'**A**node, il se produit une oxyd**A**tion donc une libération d'électrons. L'anode est donc associée à l'électrode 1.

A la **C**athode, il se produit une rédu**C**tion donc une consommation d'électrons. La cathode est donc associée à l'électrode 2.

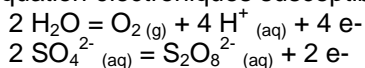
2) Espèces chimiques présentes dans l'électrolyseur contenant une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 (acide totalement dissocié dans l'eau): H^+ , SO_4^{2-} , H_2O



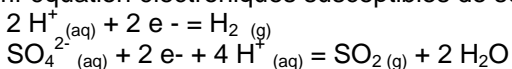
Parmi les couples donnés, les espèces initialement présentes dans l'électrolyseur sont en rouge:



Demi-équation électroniques susceptibles de se produire à l'anode:

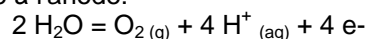


Demi-équation électroniques susceptibles de se produire à la cathode:



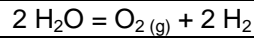
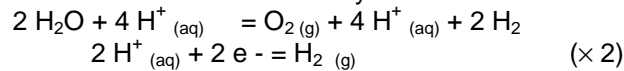
3) On a observé deux dégagements gazeux dans les tubes gradués: le volume de gaz dans l'électrode 2 est environ le double du volume de gaz dans l'électrode 1.

A l'anode, il se produit un dégagement gazeux: il ne peut s'agir que de dioxygène d'après les demi-équations électroniques susceptibles de se produire à l'anode:



4) Le gaz formé à la cathode donne une petite détonation à l'approche d'une flamme d'allumette: il ne peut s'agir que de dihydrogène. Demi-équation électroniques susceptibles de se produire à la cathode: $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$

5) équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de l'électrolyse:



6) tableau d'avancement:

	$2 \text{H}_2\text{O}$	=	$\text{O}_{2(\text{g})}$	+	2H_2	
EI	excès		0		0	0
EF	excès		x		2x	2x

Donc: $n_f(\text{H}_2) = 2x = 2 \cdot n_f(\text{O}_2)$

$\Leftrightarrow \boxed{V(\text{H}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2)}$ car pour un gaz: $n(\text{gaz}) = V(\text{gaz}) / V_m$

7) Quantité d'électricité Q mise en jeu: $Q = I \cdot \Delta t = 0,50 \times 5 \times 60 = 150 \text{ C}$

Quantité d'électrons $n(\text{e}^-)$ mise en jeu: $Q = n(\text{e}^-) \cdot F \Leftrightarrow n(\text{e}^-) = Q / F = 150 / 9,65 \cdot 10^4 = 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

8) Au cours de la réaction, 2x mol d'eau réagissent pour former x mol de $\text{O}_{2(\text{g})}$ avec formation de 4x mol d'électrons:

Donc $n(\text{e}^-) = 4 \cdot x$

9) On a alors: $x = n(\text{e}^-) / 4$

Et $n_f(\text{H}_2) = 2x = n(\text{e}^-) / 2 = 7,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

D'où: $V_m = V(\text{H}_2) / n_f(\text{H}_2) = V(\text{H}_2) / 2x = 19,1 \cdot 10^{-3} / 7,75 \cdot 10^{-4} = 24,6 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience.