

# Electrolyse - Transformations forcées

Elliot Jullier, T°6

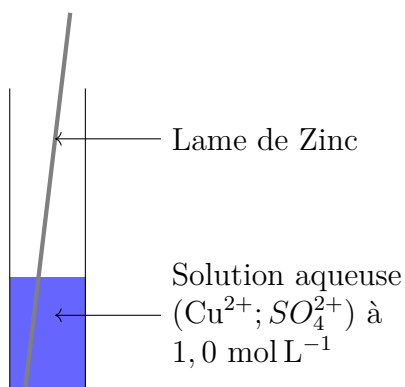
19 mai 2021

## I - Transformation Spontanée - Transformation Forcée

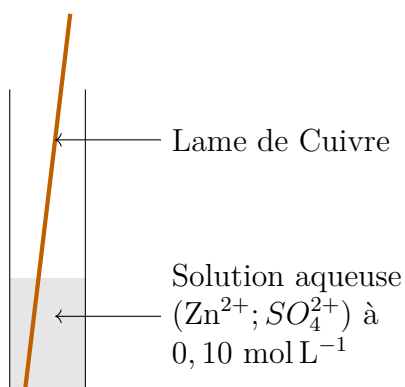
### 1) Transformation Spontanée

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

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



Expérience 1



Expérience 2

### a) Noter vos observations

En mettant en œuvre la solution  $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Zn}_{(\text{s})}$ , on remarque un dépôt noir/rougeâtre sur la lame de zinc, ce qui indique la création de  $\text{Cu}_{(\text{s})}$  c'est-à-dire qu'il y a une réaction qui se produit. Le système est loin de l'équilibre.

Au contraire, dans la solution  $\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Cu}_{(\text{s})}$  on ne remarque aucun dépôt ou changement, on peut dire qu'aucune réaction se produit et qu'on est à l'équilibre.

### b) Décrire l'évolution du système chimique étudié.

On a une évolution totale dans le sens directe, on obtient :

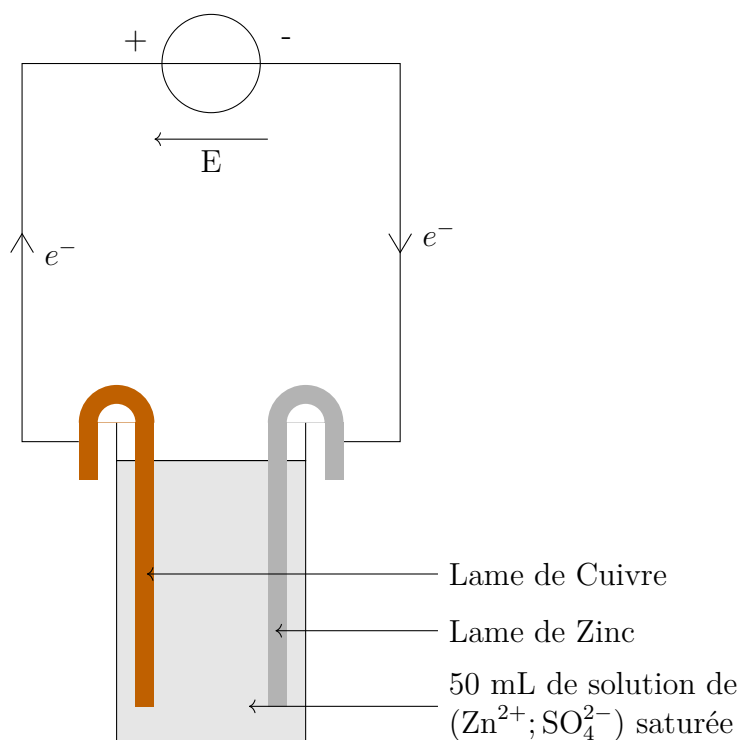
$$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + \text{Zn}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$$

## 2) Transformation Forcée - Electrolyse

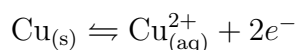
### a) Noter vos observations et les faire apparaître

La solution adopte une teinte bleuté.

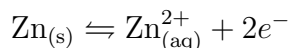
### b) Indiquer sur le schéma le sens du courant imposé par le générateur et le sens de déplacement des électrons libres dans les parties métalliques du circuit.



**c) Quelle est la demi-équation électronique associée à la lame de cuivre ?**



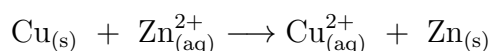
**d) Quelle est la demi-équation électronique associée à la lame de zinc ?**



**e) En déduire la cathode et l'anode du circuit.**

La solution prends une teinte bleuté ce qui indique la création d'un déposé de zinc, donc on a  $\text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(s)}$  ce qui est une réduction. De plus, lors d'une électrolyse la réduction se produit à la cathode. On en déduit que la lame de zinc est la cathode et la lame de cuivre est l'anode.

**f) Ecrire l'équation de la réaction qui modélise l'évolution du système**



**g) Comparer avec la réaction précédente du 1). Conclure**

Le sens d'évolution du système est dans le sens indirecte car on observe la réaction inverse de la réaction 'naturelle' observée au 1), il s'agit donc bien d'une électrolyse.

## **II - Electrolyse d'une Solution d'acide Sulfurique**

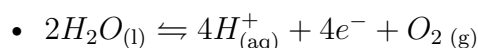
**1) Indiquer sur le schéma le sens du courant et le sens des électrons. En déduire les électrodes qui correspondent à l'anode et la cathode.**

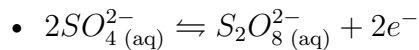
L'électrode 1 est l'anode et l'électrode 2 est la cathode.

**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.**

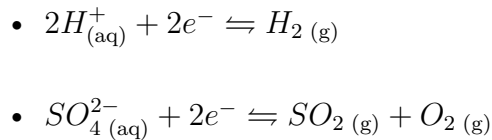
On a  $H_2O$  de l'eau,  $H^{+}$  et  $SO_4^{2-}$  de l'acide sulfurique car la dissociation de  $H_2SO_4$  donne  $(2H^{+}; SO_4^{2-})$ .

**3) Ecrire les demi-équations électroniques susceptibles de se produire à l'anode**





#### 4) Ecrire les demi-équations susceptibles de se produire à la cathode



#### 5) Quelles sont les observations faites ?

On observe que le volume de gaz produit à l'électrode 2 est 2 fois plus volumineux que celui créé à l'électrode 1.

On peut en déduire que la réaction qui se produit à l'anode est  $2H_2O \rightleftharpoons 4H^+ + 4e^- + O_2$ , dont le  $O_2$  essaye de s'échapper. Et le  $4H^+ + 4e^-$  fait  $2 \times [2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2]$  ce qui implique la production de 2 mol de  $H_2$  pour chaque mol de  $O_2$  ce qui explique la différence de volume produit.

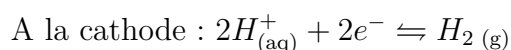
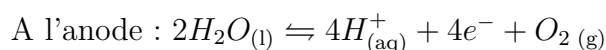
#### 6) Quel est le gaz formé à l'anode ?

Le gaz produit à l'anode est donc le  $O_{2(g)}$  car le reste des produits ne sont pas des gaz.

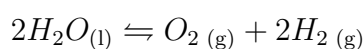
#### 7) Identifier le gaz formé à la cathode en proposant une expérience simple. La mettre en œuvre après accord.

On suppose que le gaz créé à la cathode est du  $H_2$ , on vérifie cela en sortant le tube de la solution et en tenant une allumette dessous, on entend et observe un 'bang' caractéristique de la combustion de  $H_2$  et  $O_2$ .

#### 8) Ecrire les demi-équations qui se produisent réellement aux deux électrodes



#### 9) Ecrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de l'électrolyse.



**10) A l'aide d'un tableau d'avancement montrer que :  $V(H_2) = 2 \times V(O_2)$ .**

$2H_2O$	$O_2$	$2H_2$
$2x_{max}$	0	0
$2x_{max} - 2x$	$x$	$2x$
0	$x_{max}$	$2x_{max}$

D'après le tableau d'avancement on voit que  $2 \times n(O_2) = n(H_2)$ .  
On assume le même volume molaire pour les deux gaz et on a  $n \times V_M = V$  donc la proportionnalité tient et on a  $2 \times V(O_2) = V(H_2)$ .

**11) Evaluer grâce à  $I$  et  $\Delta t$ , la quantité  $Q$  mise en jeu. En déduire la quantité de matière d'électrons  $n(e^-)$  ayant été échangés au cours de l'électrolyse.**

$$I = \frac{Q}{\Delta t} \iff Q = I \times \Delta t = 0,50 \text{ A} \times 300 \text{ s} = 150 \text{ C}$$

De plus,  $Q = F \times n(e^-) \iff n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{150}{96500} = 0,001554 \text{ mol d'électrons}$ .

**12) A partir de l'équation de l'électrolyse exprimé le nombre d'électrons échangés en fonction de l'avancement  $x$ .**

D'après les demi-équation de réaction mis en jeu, on sait que il y a 4 mol d'électrons transféré par mol d'étapes. Donc  $x_{max} = \frac{1}{4} \times n(e^-)$ .

**13) Exprimer le volume molaire des gaz  $V_M$ , en fonction de  $n(e^-)$  et de  $V(H_2)$ . En déduire le volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience.**

Pour chaque mol d'étapes, on observe la création de 2 mol de  $H_2$  et par définition on a  $V_M = \frac{V(H_2)}{n(H_2)} = \frac{V(H_2)}{\frac{1}{2} \times n(e^-)}$

$$\text{On remplace } V_M = \frac{21 \times 10^{-3}}{\frac{1}{2} \times 0,001554} = 27,02 \text{ L mol}^{-1}$$

**14) Retrouver la valeur de ce volume molaire en utilisant la loi des gaz parfaits et comparer avec la valeur obtenue précédemment. Calculer l'écart relatif.**

D'après la loi de gaz parfaits,  $PV = nRT \iff \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$   
On prends  $T = 24^\circ \text{ C}$  et  $P = 101325 \text{ Pa}$  donc  
 $V_M = \frac{8,31 \times 297,15}{101325} = 0,0244 \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} = 24,4 \text{ L mol}^{-1}$ .

L'écart relatif est  $\frac{|24,4 - 27,0|}{24,4} = 0,107$ .

On peut attribuer la différence dans la valeur trouvée à l'imprécision des mesures prises tel que le volume de gaz récupéré, l'intensité du courant et le temps de réaction. De plus, la température et la pression ne sont probablement pas pareil.