# TP 2: élaborer un produit: réaliser des électrolyses

## I. AFFINAGE DU CUIVRE.

**1-** Objectifs.

➔ Réaliser une électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre avec des électrodes de cuivre. En déduire la valeur du nombre d'Avogadro.

➔ Montrer que cette électrolyse permet d'affiner le cuivre.

**2-** L'expérience.

* Décaper très soigneusement, avec un morceau de toile émeri, les deux plaques de cuivre.
* Peser les deux plaques avec précision (balance au centigramme).

$m_{Cu1}$ (anode) = $m_{Cu2}$ (cathode) =

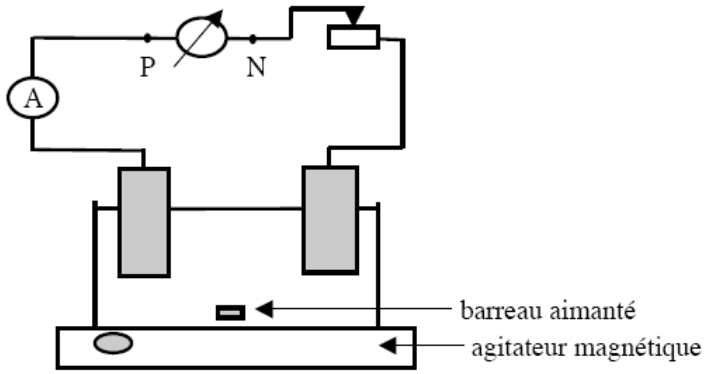
* Réaliser un montage comportant, en série, un générateur de tension continue réglable, une cellule d'électrolyse constituée des deux plaques de cuivre fixées solidement (plongeant dans la solution de sulfate de cuivre (II) jusqu'à mi-hauteur), un ampèremètre sur le calibre 4 A et un rhéostat de résistance 33 ∧. Installer sous le bécher un système d'agitation magnétique en évitant que le turbulent ne touche les plaques de cuivre.
* Mettre le générateur sous tension (12 V) et régler l'intensité du courant à une valeur de **0,50 A** à l'aide du rhéostat. Déclencher le chronomètre et maintenir ce courant à intensité constante avec agitation pendant **30 minutes**.
* Au bout de 30 minutes, ouvrir le circuit, extraire les deux plaques de l'électrolyseur et les passer à l'eau distillée. Observer les deux plaques. Les sécher au sèche-cheveux. Peser à nouveau les électrodes.

$m'_{Cu1}$ (anode) = $m'_{Cu2}$ (cathode) =

* Déterminer les variations de masse (moyenne des divers binômes) : $\Delta m_{Cu}$ =

**3-** Les questions .

**a-** Compléter le schéma ci-dessous. De plus indiquer le sens du courant dans le circuit, le sens de déplacement des électrons, le sens de déplacement des ions, l'anode et la cathode.




**b-** Qu'observe-t-on ?

**c-** Écrire les équations des réactions se déroulant aux électrodes. En déduire l'équation globale de cette électrolyse. Pourquoi qualifie-t-on cette réaction d'électrolyse à « anode soluble » ?

Couples rédox : $Cu^{2+}$ (aq) / Cu (s) ; $O_2$ (g) / $H_2O$ (l) ; $H_2O$ (l) / $H_2$ (g).

**d-** La concentration de la solution varie-t-elle au cours de cette électrolyse ?

**e-** Pourquoi faut-il maintenir une agitation constante et suffisante ?

**f-** Calculer la quantité de cuivre $n_{Cu}$ déposé sur la cathode.

Donnée : $M_{Cu}$ = 63,5 g.mol$^{-1}$.

**g-** Calculer la quantité d'électrons $n_{e^-}$ ayant traversé le circuit.

**h-** Calculer la quantité d'électricité **Q** , en coulombs, ayant traversé le circuit pendant $\Delta t$ = 30 min pour une intensité I = 0,50 A.

**i-** En déduire la valeur expérimentale du Faraday $F_{exp}$. Le Faraday est la quantité d'électricité transportée par 1 mole d'électrons…

**j-** En déduire la valeur expérimentale du nombre d'Avogadro $N_{a\ exp}$. Calculer l'erreur relative connaissant la valeur théorique du nombre d'Avogadro $N_a = 6{,}02.10^{23}$.

On donne $q_{e^-} = -1{,}6.10^{-19}$ C.

**4-** Application à l'affinage du cuivre.

Le cuivre obtenu dans l'industrie est impur : il contient en proportions variables du zinc, du cobalt, du nickel, du plomb, mais également de l'argent, de l'or, du platine…

a-Comment récupérer le cuivre ?

b- Qu'advient-il des métaux comme le zinc, le cobalt, le nickel et le plomb qui sont des métaux plus facilement oxydables que le cuivre ?

c- Qu'advient-il des métaux précieux comme l'or, l'argent et le platine, ici, inoxydables ?

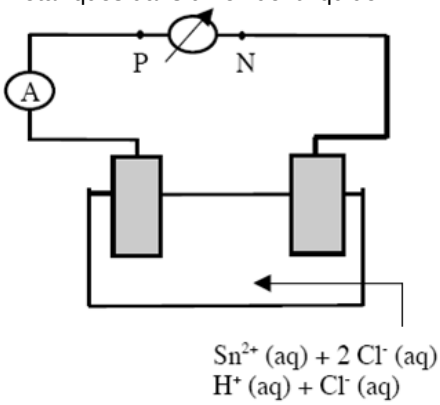
## II- RÉCUPÉRATION DE L'ÉLÉMENT ÉTAIN.

(expérience bureau professeur)

**1-** Objectifs.

➔ Réaliser une électrolyse d'une solution de chlorure d'étain acidifiée avec des électrodes de platine.

➔ Montrer qu'une électrolyse permet de récupérer des ions métalliques dans un effluent liquide.



**2-** L'expérience.
Les électrodes sont en graphite. La tension du générateur est réglée pour que le courant soit de
quelques dixièmes d'ampère.
**3-** Les questions.
**a-** Repérer l'anode et la cathode et noter les observations.
**b-** Écrire les équations des réactions se déroulant aux électrodes. En déduire
l'équation globale de cette électrolyse.
On donne les couples redox : $Sn^{2+}$ (aq) / Sn (s) $O_2$ (g) / $H_2O$ (l).
**c-** Pourquoi faut-il arrêter l'électrolyse avant que le dépôt sur la cathode ne rejoigne
l'anode ?
**d-** En quoi ce type d'électrolyse permet-elle d'éviter les pollutions d'effluents
liquides ?