

Le fer blanc est un produit laminé plat recouvert d'une fine couche d'étain. Grâce à ses nombreuses qualités physiques (légèreté, résistance aux contraintes mécaniques et aux conditions de stérilisation), il est utilisé pour la fabrication d'emballages et de boîtes, en particulier, les boîtes de conserve. Il présente aussi des qualités chimiques non dénuées d'intérêt, résistance à la corrosion en particulier. De plus, ses propriétés magnétiques permettent de le récupérer dans les ordures ménagères. Il est ensuite utilisé comme matière première. Ainsi, on remarque, en Europe, une suprématie du fer blanc sur l'aluminium pour la fabrication des boîtes de boissons. En effet, l'aluminium est plus coûteux : il faut 3,5 fois plus d'énergie pour fabriquer une boîte en aluminium qu'une boîte en fer blanc.

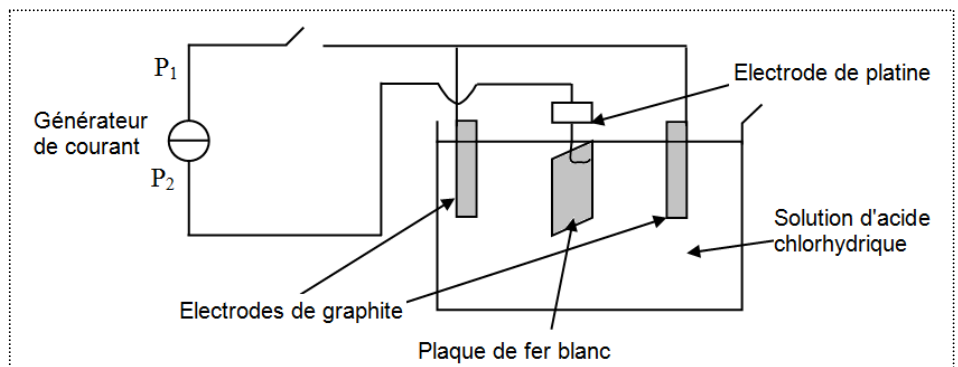
D'après "Chimie-tout" (S. Haurat, E. Lecorgne, O. Leduc) Cultures et Techniques.

Le but de l'exercice est la détermination de la masse d'étain présente sur une plaque de fer blanc découpée sur une boîte de conserve.

On considérera que la plaque est constituée de métal fer (Fe) recouvert d'une fine couche d'étain (Sn).

1^{ère} partie : Electrolyse

La première partie du dosage consiste à réaliser une électrolyse dans un bain d'acide chlorhydrique. La plaque de fer blanc est suspendue à une électrode de platine. On plonge l'ensemble, ainsi que deux électrodes en graphite, dans un becher rempli d'acide chlorhydrique.

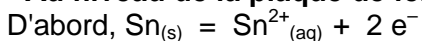


Remarque : Ce montage contient deux électrodes de graphite afin que l'attaque du fer blanc puisse se faire des deux côtés de la plaque, en face de chaque électrode de graphite.

On déclenche l'électrolyse lors de la fermeture de l'interrupteur. Le générateur délivre alors un courant d'intensité constante I .

▪ **Au niveau des électrodes de graphite**, on constate l'apparition d'un gaz. La réduction qui s'y produit est la suivante : $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$.

▪ **Au niveau de la plaque de fer blanc**, se produisent successivement les oxydations suivantes :



↳ Il y a donc formation d'ions $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$. Pour caractériser leur apparition, on ajoute quelques cristaux d'orthophénantroline, composé formant un complexe rouge avec les ions $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$.

On arrête l'électrolyse dès l'apparition de la coloration rouge.

1) La plaque de fer blanc constitue-t-elle l'anode ou la cathode pour cette électrolyse ? Justifier. P_2 est-elle la borne positive ou négative de l'alimentation ?

2) Pourquoi arrête-t-on l'électrolyse dès l'apparition de la coloration rouge ?

3) Quelle est la relation entre n_{Sn} , quantité de matière d'étain sur la plaque de fer blanc, et $n_{\text{Sn}^{2+}}$, quantité de matière d'ions étain formée lors de l'électrolyse ?

2^{ème} partie : Dosage indirect de l'étain électrolysé

Données

Couples oxydant/réducteur : $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$; I_2 / I^- ; $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

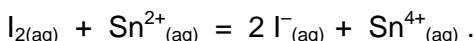
Masse molaire de l'étain : $M_{\text{Sn}} = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$

Etape 1 :

On sort les électrodes et la plaque du becher contenant l'acide, on les rince à l'eau distillée en récupérant l'eau de rinçage dans ce becher.

On ajoute peu à peu un volume $V = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution jaune-orangée de diiode $\text{I}_{2(\text{aq})}$ de concentration $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Au début la coloration de la solution de $\text{I}_{2(\text{aq})}$ disparaît au contact de la solution d'ions $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$. A la fin de l'ajout des 10,0 mL, le mélange garde une coloration jaune-orangée : $\text{I}_{2(\text{aq})}$ a été introduit en excès.

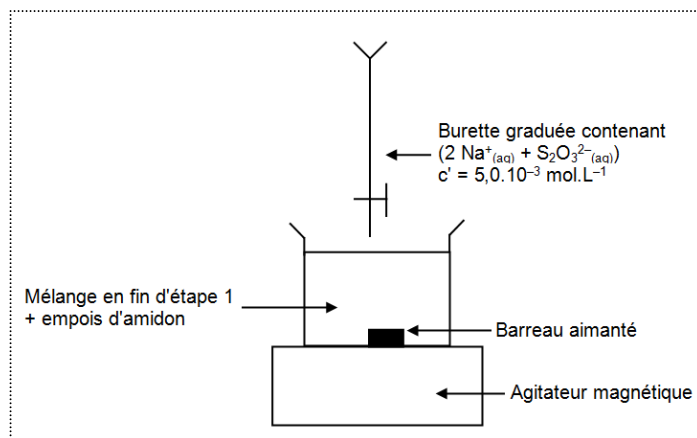
La transformation réalisée est modélisée par la réaction suivante (réaction 1):



Etape 2 :

Afin de doser le diiode qui n'a pas réagi par la réaction 1, on verse progressivement dans le becher, à l'aide d'une burette, une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$) de concentration $c' = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quand la coloration commence à pâlir, on ajoute, au contenu du becher, quelques gouttes d'empois d'amidon; la solution devient violette, car l'empois d'amidon sert à mettre en évidence $\text{I}_{2(\text{aq})}$ même en très faible quantité.

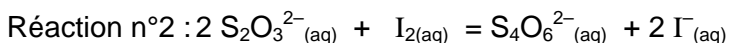
On continue à verser la solution aqueuse de thiosulfate de sodium jusqu'à disparition de la coloration violette du mélange contenu dans le becher. Le volume de la solution aqueuse de thiosulfate de sodium versée est alors $V' = 9,7 \text{ mL}$.



1) Ecrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples mis en jeu au cours de la transformation modélisée par la réaction 1.

2) Calculer la quantité de matière de diiode n introduite dans le becher au début de l'expérience.

3) Le dosage du diiode par la solution de thiosulfate de sodium est modélisé par l'équation de la réaction suivante :



Calculer la quantité de matière n_2 de diiode ayant réagi avec les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$.

4) En déduire la quantité de matière $n_{\text{Sn}^{2+}}$ d'ions $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})}$ présente dans le becher après l'électrolyse.

5) Déterminer la quantité de matière d'étain n_{Sn} sur la plaque de fer blanc puis m_{Sn} , la masse d'étain correspondante.