

## Les ions métalliques en classe de quatrième

par Françoise VINCENT,  
Collège Jean-Moulin, 92360 Meudon-la-Forêt.

---

Le programme de chimie de la classe de quatrième comporte un paragraphe intitulé : « Les ions ».

Les expériences décrites dans cet article permettent d'illustrer ce qui concerne les ions métalliques c'est-à-dire essentiellement les réactions atome  $\rightarrow$  ion et ion  $\rightarrow$  atome.

### I. TRANSFORMATION DU CUIVRE EN ION CUIVRE ET INVERSEMENT, PAR VOIE ELECTROCHIMIQUE.

On peut réaliser l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre avec anode en cuivre et cathode en graphite (électrolyse dite : « à anode soluble »).

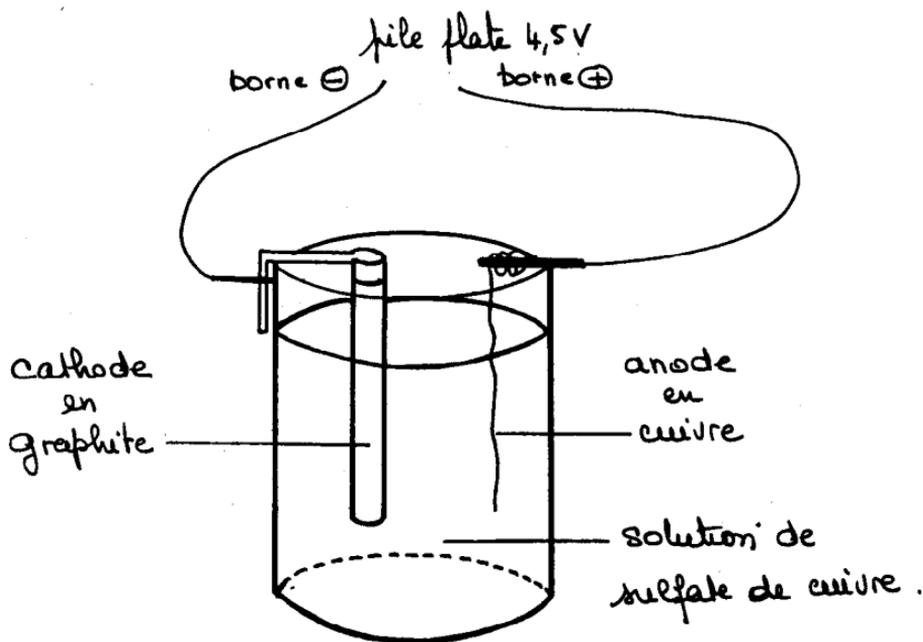
#### 1. Matériel.

Il est indispensable que l'expérience soit réalisée par les élèves. Chaque groupe devra disposer du matériel suivant :

- un b cher (ou un pot à yaourt en verre) contenant une solution aqueuse de sulfate de cuivre suffisamment concentrée (environ  $200 \text{ g.l}^{-1}$ ) (a) ;
- un b ton de graphite (cathode) : on peut utiliser les électrodes de graphite des piles plates usagées ; elles sont facilement récupérables et présentent l'avantage d'être serties à une lamelle de laiton qui facilite la fixation de l'électrode sur le bord du récipient et la connexion avec un fil conducteur ;
- un morceau de cuivre (anode) qui peut être une lame ou un fil. Un (ou deux) brin de cuivre extrait d'un fil conducteur multifilaire convient très bien ;

- une pile 4,5 V ;
- deux fils de connexion ;
- éventuellement : un interrupteur simple allumage, une ou deux pinces crocodile, une ampoule (3,5 V - 0,2 A), une L.E.D. ou un ampèremètre pour mettre en évidence le passage du courant dans le circuit.

## 2. Montage.



Expérience 1

On veillera à ce que les élèves n'inversent pas anode et cathode en faisant le montage. L'anode (cuivre) est l'électrode par laquelle le courant arrive dans la solution (ou électrode qui libère des électrons dans le circuit) et la cathode (graphite) est l'électrode par laquelle le courant quitte la solution (ou électrode qui capte des électrons du circuit).

Il faut éviter au cours de la manipulation que les deux électrodes ne se touchent, ce qui mettrait la pile en court-circuit et endommagerait la L.E.D. ou l'ampèremètre.

## 3. Observations.

Au bout de quelques minutes, on observe :

— *un dépôt de cuivre sur la cathode (b) :*

\* avec un fil de cuivre très fin à l'anode, on obtient un dépôt métallique adhérent, rouge et brillant ; généralement les élèves l'identifient bien comme étant du cuivre ;

\* avec une plaque ou un fil de cuivre de plus grand diamètre, le dépôt est plus important mais il devient rapidement pulvérulent, adhère mal, tombe au fond de la solution et sa couleur évoque, aux yeux des élèves, la rouille plus que le cuivre ;

— *la disparition complète de la partie immergée du fil de cuivre constituant l'anode.*

On observe cette disparition assez rapidement avec un fil de cuivre très fin ;

— *la conservation de la couleur bleue de la solution.*

On prendra soin de préparer un béccher témoin contenant la solution initiale pour pouvoir comparer ;

— *l'inversion du sens du courant* provoque la disparition du cuivre précédemment déposé sur la cathode. A l'intérêt pédagogique de cette dernière partie de l'expérience, s'ajoute celui d'éviter au professeur le nettoyage des tiges de graphite dans l'acide nitrique.

#### 4. Interprétation.

L'interprétation des observations n'étant pas aisée pour les élèves, il est possible de présenter à la classe une autre expérience dans laquelle les compartiments cathodique et anodique sont séparés par une paroi poreuse empêchant le mélange des solutions sans gêner le passage du courant.

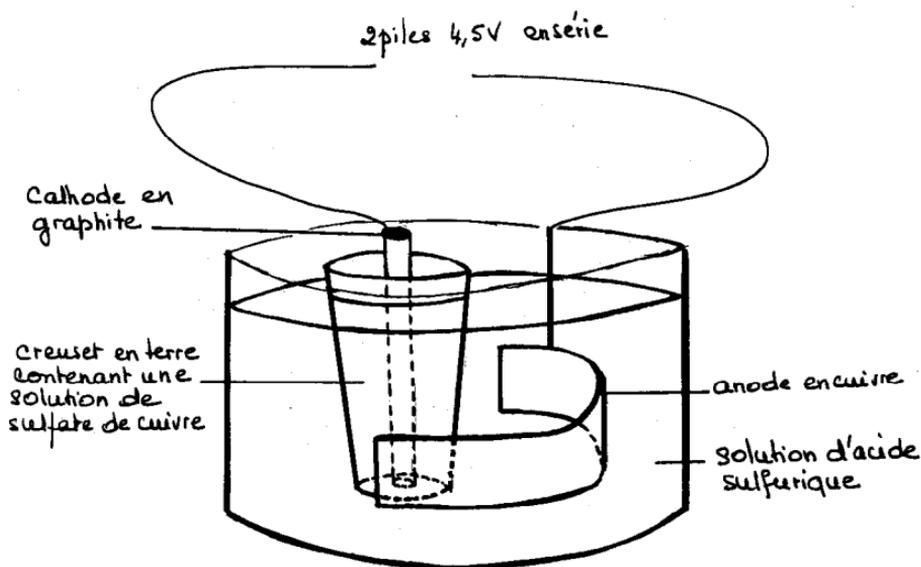
Dans les conditions du montage présenté page suivante, on observe, au bout de dix à quinze minutes :

— autour de l'anode : le bleuissement de la solution d'acide sulfurique,

— autour de la cathode : la décoloration partielle de la solution de sulfate de cuivre contenue dans le creuset poreux et un dépôt de cuivre sur le graphite.

Cette expérience permet de mettre en évidence l'appauvrissement de la solution en ions  $\text{Cu}^{2+}$  au voisinage de la cathode et simultanément l'apparition d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans la solution au voisinage de l'anode (c).

Les observations de ces deux expériences permettent d'amener les élèves aux équations des réactions (d) :



### Expérience 2



et :



Il est important d'insister sur les faits suivants :

- \* les 2 réactions (1) et (2) se produisent simultanément ;
- \* il n'y a pas d'électrons libres dans la solution, le passage du courant électrique dans celle-ci est assuré par le déplacement des ions ;
- \* les réactions observées ne sont pas spontanées, elles ne se produisent que s'il y a consommation d'énergie électrique.

#### Remarques :

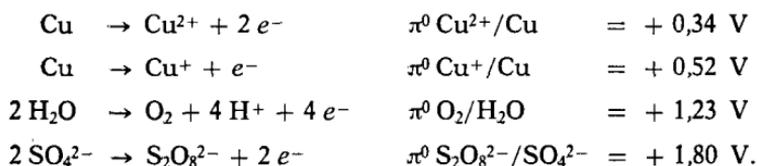
a) La solution de sulfate de cuivre est réutilisable puisqu'elle ne subit pas de modification au cours de l'électrolyse.

b) Le dépôt obtenu sur la cathode dépend de plusieurs facteurs : la densité de courant, la concentration des ions dans la solution, la température de la solution... (voir B.U.P. n° 670, p. 487 à 493).

c) L'expérience 2 peut être présentée sur un rétroprojecteur, le bleuissement de la solution d'acide sulfurique est alors visible par toute la classe. Il est conseillé de présenter conjoint-

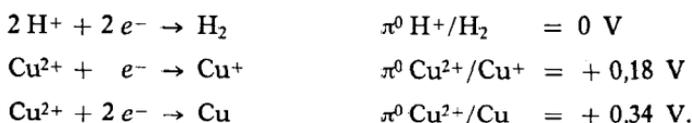
tement un montage identique auquel on n'appliquera pas de tension, la comparaison des deux montages favorisant l'observation du bleuissement.

d) Réactions susceptibles de se produire à l'anode dans les expériences 1 et 2.

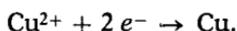


Le cuivre étant plus réducteur que l'eau et l'ion sulfate, c'est la réaction  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^{-}$  qui se produira.

Réactions susceptibles de se produire à la cathode :



C'est la réaction dont le potentiel d'oxydoréduction est le plus élevé qui se produit, c'est-à-dire :



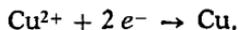
S'il y a inversion du sens du courant, on aura les réactions suivantes (en l'absence du cuivre sur l'électrode de graphite) :

— à l'anode :



soit un dégagement d'oxygène au niveau de l'électrode de graphite ;

— à la cathode :



soit un dépôt de cuivre sur la cathode de cuivre.

## II. REACTION ENTRE LE FER ET UNE SOLUTION DE SULFATE DE CUIVRE.

### 1. Expériences.

L'expérience peut être réalisée soit avec un morceau de fer (par exemple un clou), soit avec du fer divisé (laine de fer, limaille de fer ou fer en poudre) :

clou en fer

a

immédiatement

b

plusieurs heures après

c

- solution aqueuse de sulfate de cuivre
- dépôt de cuivre sur la partie immergée du fer.
- décoloration de la solution de sulfate de cuivre
- disparition d'une partie du fer.
- important dépôt de cuivre qui tombe au fond du récipient.

## Expérience 1

— Cette expérience peut être mise en route à la fin d'une heure de cours (phases *a* et *b*), puis interprétée au cours suivant. Entre ces deux heures de cours, le professeur pourra renouveler la solution de sulfate de cuivre, de façon à obtenir un amincissement du clou plus important. Cette diminution des dimensions du clou sera observée par comparaison avec un clou neuf identique.

— Lorsque la solution perd sa couleur bleue, elle devient verdâtre puis a tendance à prendre une teinte orangée qui disparaît par filtration de cette solution.

— On mettra les ions  $\text{Fe}^{2+}$  en évidence dans la solution soit avec une solution d'hydroxyde de sodium (précipité vert d'hydroxyde de fer II), soit avec de l'eau de Javel (précipité couleur rouille d'hydroxyde de fer III).

solution de sulfate de cuivre

fer en poudre (ou limaille de fer)

immédiatement

après quelques minutes

- dépôt de cuivre sur le fer et amorçage de la solution
- un aimant n'attire plus le solide contenu dans le tube et la solution a totalement perdu sa couleur bleue.

## Expérience 2

En travaillant avec un excès de fer, on observera rapidement la perte de la couleur bleue de la solution, par contre, avec un excès d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ , on mettra en évidence la disparition complète du fer. La mise en évidence des ions  $\text{Fe}^{2+}$  dans la solution se fera de préférence dans une solution ne contenant plus d'ions  $\text{Cu}^{2+}$ .

On fera remarquer aux élèves que cette réaction est exothermique.

## 2. Interprétation.

— On insistera sur le fait que les deux réactions :



se produisent simultanément ; globalement, on observe :



Les électrons libérés par les atomes de fer sont captés par les ions  $\text{Cu}^{2+}$  ; il n'y a donc pas d'électrons dans la solution.

— Dans la solution, chaque ion  $\text{Cu}^{2+}$  qui disparaît est remplacé par un ion  $\text{Fe}^{2+}$  et lorsqu'un atome de fer disparaît, un atome de cuivre se forme.

— Contrairement à ce qui se produit lors de l'électrolyse, les réactions observées ici sont spontanées, c'est-à-dire qu'elles se produisent sans apport d'énergie.

— Pour mémoire, les potentiels standards d'oxydo-réduction sont pour le couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  :  $\pi^0 = +0,34$  V et pour le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  :  $\pi^0 = -0,44$  V.

## III. ACTION DE L'ACIDE NITRIQUE SUR LE CUIVRE.

Cette réaction peut illustrer la ligne du programme : « Transformation d'un métal en ion par voie chimique ».

### 1. Expérience.

— L'acide nitrique utilisé doit être suffisamment concentré pour qu'il y ait attaque du cuivre.

— On observe simultanément la formation d'une solution bleue, la disparition progressive du cuivre (utiliser de préférence des fils très fins) et l'apparition de vapeurs rousses.

— Le gaz formé : le monoxyde d'azote :  $\text{NO}$  est incolore ; il se transforme en dioxyde d'azote (gaz roux, toxique) :  $\text{NO}_2$  au contact de l'air.

— La mise en évidence des ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans la solution peut être faite avec une solution d'hydroxyde de sodium. Pour obtenir le précipité d'hydroxyde de cuivre II caractéristique, il faut

que l'acide nitrique ait complètement réagi ; on travaillera donc avec un excès de cuivre.

— Au contraire, si l'on souhaite obtenir la disparition totale du cuivre, on utilisera de l'acide nitrique en excès.

— Cette réaction chimique se produit avec un important dégagement de chaleur.

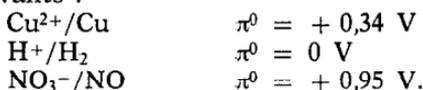
Si, seul, le professeur réalise cette expérience, il pourra la réaliser sur le rétroprojecteur, dans un récipient à fond plat (par exemple : un erlenmeyer). On voit alors très bien la formation du monoxyde d'azote autour des morceaux de cuivre, la disparition progressive du solide et la couleur bleue de la solution.

## 2. Interprétation.

— *Au niveau des élèves*, on ne peut pas donner l'interprétation complète de cette expérience. Seule est explicable la réaction traduite par l'équation :  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$ . Cette transformation atome  $\rightarrow$  ion se produit dans cette expérience par voie chimique à l'aide d'un réactif qui est l'acide nitrique.

Il importe de préciser aux élèves que les électrons libérés par cette réaction ne restent pas dans la solution, mais sont captés par un réactif provenant de l'acide nitrique.

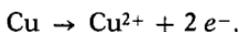
— *Au niveau du professeur*, les couples redox en présence sont les suivants :



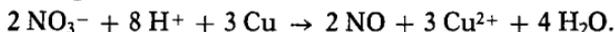
$\text{NO}_3^-$  est réduit suivant la réaction :



Cu est oxydé suivant la réaction :



ce qui donne globalement :



## REFERENCES BIBLIOGRAPHIQUES ET COMPLEMENTS D'INFORMATION

- *Expériences destinées à la classe de 4<sup>e</sup>* : B.U.P. n° 630 (p. 541 à 546).
- *Quelques propriétés des ions en solution aqueuse* : B.U.P. n° 636 (p. 1337 à 1348).
- *Expériences illustrant l'application de l'électrolyse à l'électroplastie* : B.U.P. n° 670 (p. 487 à 493).
- *Livres élève 4<sup>e</sup> et livres professeur des différentes collections.*
- *Livres de 1<sup>re</sup> : chapitre oxydo-réduction.*