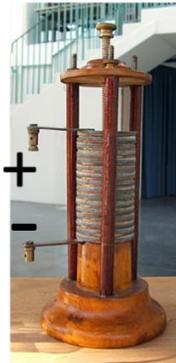


Les ions

I Un peu d'histoire

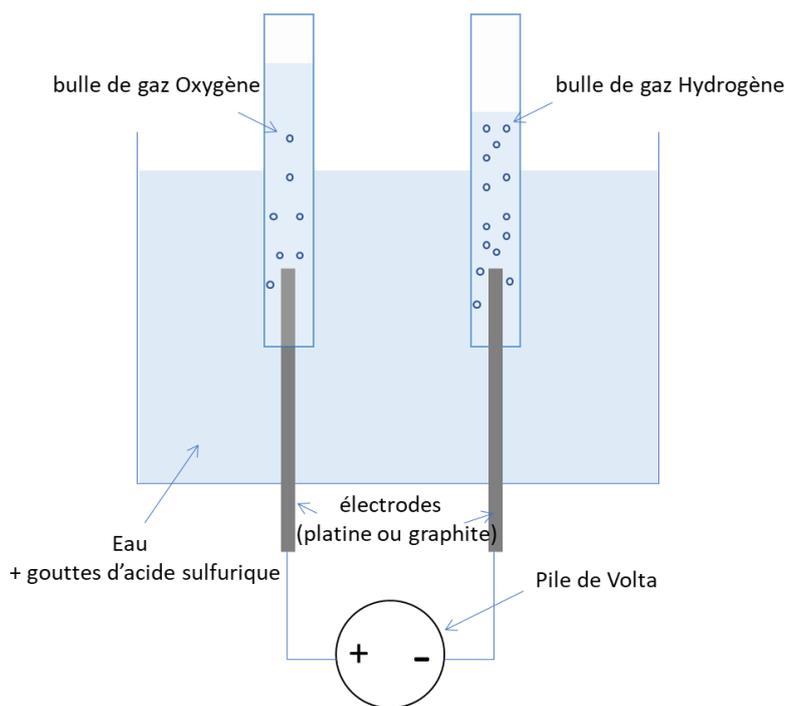
En 1800, Alessandro Volta invente la première pile. Celle-ci permet de produire en continu, à partir de transformations chimiques, les deux types d'électricité identifiées préalablement comme vitreuse (l'électricité apparaissant sur le verre frotté avec de la soie et qualifiée de positive) et l'électricité résineuse (celle apparaissant sur l'ambre, résine fossile, et qualifiée d'électricité négative).



Des expériences précisèrent ensuite quels types de substance permettaient le passage du courant électrique et quels types ne le permettaient pas ou mal. Furent ainsi mis en évidence les métaux, bons conducteurs électriques, comme le cuivre ou le zinc et les isolants, ceux qui ne le sont pas.

La matière existant sous trois états, solide, liquide et gazeux, il était logique, d'étudier le passage du courant dans des liquides autre que le mercure qui est un métal très bon conducteur.

L'année de l'invention de la pile, cela fut fait avec l'eau le 2 mai par deux savants britanniques, **William Nicholson et Sir Anthony Carlisle** et conduisit à la décomposition de l'eau en deux gaz, l'**hydrogène** et l'**oxygène**. L'expérience peut être reproduite en laboratoire avec de faibles tensions (12 V) mais nécessite d'ajouter à l'eau pure quelques gouttes d'acide sulfurique. Elle peut être décrite par le schéma suivant :

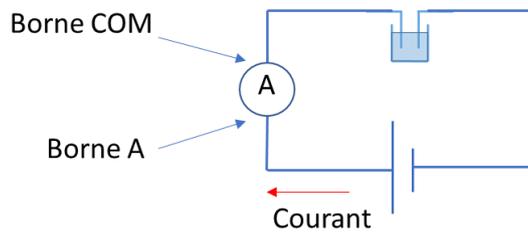


Enfin, il fut logique d'expérimenter le passage de l'électricité dans le troisième état de la matière, le gaz. On constata alors, lorsque la technologie permit de créer des vides poussés dans un récipient en verre fermé et d'y insérer deux électrodes (une cathode (-) et une anode (+)), que de mystérieux rayons qualifiés de cathodiques y apparaissaient, sortant de la cathode. Ces rayons étant déviés vers l'armature positive d'un condensateur, **Thomson** en déduisit en 1897 qu'ils étaient formés de particules chargées négativement qu'il appela **électrons** (du grec : Elektron signifiant l'ambre). Un an auparavant avait été identifié un mystérieux rayonnement très pénétrant sortant du tube et qualifié par son découvreur, **Wilhem Röntgen**, de **rayons X**.

II Expérience

En plongeant dans un liquide deux électrodes, une **anode** reliée à la borne plus d'un générateur comme une pile de Volta et donc chargée positivement et une **cathode** reliée à sa borne moins et donc chargée négativement, on observe que pour certains liquides, le courant passe, avec le plus souvent production d'abondantes bulles de gaz visibles à l'œil nu à une ou aux deux électrodes et pour d'autres le courant ne passe pas ou très faiblement.

Un dispositif pour mettre en évidence de façon moderne ce phénomène est celui du TP associé à ce fichier, dans lequel on met en série, un générateur de tension 6 V, un interrupteur, un ampèremètre et un **électrolyseur** (cuve recevant le liquide et dans laquelle sont immergées deux électrodes en carbone).



Diverses solutions aqueuses (où l'eau est le solvant) qualifiées **d'électrolyte**, ont été testées, avec les précautions expérimentales suivantes, dont les raisons seront justifiées après :

- Le niveau de l'électrolyte dans la cuve est le même pour chaque expérience (environ 2 cm)
- La hauteur immergée pour chaque électrode est la même pour chaque expérience.
- La distance entre les deux électrodes est la même.
- Les électrodes et la cuve sont bien rincées à l'eau distillée entre deux expériences

Les solutions étudiées sont :

- De l'eau **pure** (ont dit aussi eau distillée ou eau déminéralisée)
- De l'eau sucrée (deux cuillères à café de sucre pour 60 mL d'eau)
- De l'eau faiblement minéralisée (eau de source ou eau du robinet)
- De l'eau fortement minéralisée (d'une bouteille d'eau minérale dont l'extrait sec est de plusieurs milliers de mg par litre)
- De l'eau saturée en sel de table

III Observations et déductions

Les résultats d'expérience sont consignés dans le tableau ci-dessous.

Solution testée	Eau distillée	Eau sucrée	Eau salée	Eau faiblement minéralisée	Eau fortement minéralisée
Intensité (mA)	0,9	1,2	1700	8	50

1ères observations et déductions quant à l'intensité mesurée

On constate que l'intensité est très faible pour l'eau distillée et l'eau sucrée, de l'ordre de 1 milliampère. En mettant une lampe en série dans le circuit et prévue pour fonctionner sous une tension nominale de 6 V, on constate que la lampe ne s'allume pas.

L'eau faiblement minéralisée fait apparaître un courant d'une intensité environ dix fois plus grande et pour l'eau fortement minéralisée, 50 fois plus grande (cela dépend de la hauteur immergée des électrodes et de leur distance)

En revanche, l'eau fortement salée se détache du lot avec un courant très intense de l'ordre de l'ampère (1000 mA).

En conclusion :

L'eau distillée, tout comme l'eau sucrée, sont de très mauvais conducteurs de courant. En revanche, une eau chargée en sels minéraux conduit d'autant plus le courant qu'elle contient plus de sels minéraux.

2èmes observations quant aux dégagements gazeux

Le professeur a réalisé sous hotte aspirante l'expérience faite avec la solution saturée en sel de table, car un gaz très irritant et toxique se forme à l'électrode positive. Il a été appelé **chlore**.

Un second gaz se forme à l'électrode négative. Récupéré dans une éprouvette comme dans l'expérience de Nicholson et Carlisle, il apparaît que c'est de l'hydrogène.

En conclusion :

Le sel de table, une fois dissous dans de l'eau distillée, produit une substance qui est à l'origine de la production de chlore. Cette substance est attirée par l'électrode positive, l'anode, et donc est porteuse d'une charge négative. Inversement, la substance qui produit de l'hydrogène à l'électrode négative, apparaît aussi dans l'électrolyse de l'eau distillée à condition d'opérer avec une tension plus élevée ou bien de mettre quelques gouttes d'acide sulfurique. Cette substance est donc produite par l'eau et se trouve chargée positivement.

Des substances dissoutes, porteuses de charges négatives ou positives, invisibles à l'œil nu et même au microscope et donc se déplaçant à cause de leur charge vers l'électrode portant un signe opposé à leur charge ont reçu le nom d'ions (du grec : qui va)

La substance produisant le chlore à l'anode a été appelée ion chlorure, de symbole Cl^- et la substance produisant l'hydrogène à la cathode, ion hydrogène de symbole H^+ .

IV Définition d'un ion

D'autres expériences ont permis d'identifier les ions comme étant des atomes ou des molécules ayant perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Ainsi l'ion chlorure est un atome de chlore qui a gagné un électron et l'ion hydrogène un atome d'hydrogène qui a perdu un électron.

Les sels de métaux dissous dans de l'eau distillée conduisent à des ions de métaux chargés positivement car privés d'un ou de plusieurs électrons, ce qui est cohérent avec le fait que les métaux conduisent bien le courant, grâce à des électrons faiblement liés qui « butinent » de l'un à l'autre à leur périphérie et sont mis en mouvement d'ensemble quand ces métaux sont soumis à une tension entre deux de leurs points.

Quelques exemples d'ions couramment rencontrés en dissolvant des sels de métaux.

Le **chlorure de cuivre II** donne deux ions :

- L'ion chlorure Cl^- porteur d'un électron supplémentaire lui conférant une unité de charge négative et qui se dirigerait dans un électrolyte fait d'une solution de chlorure de cuivre vers l'électrode positive, l'anode. Pour cette raison, tout ion de charge négative comme ce dernier est appelé **anion**.
- L'ion cuivre II Cu^{2+} privé de deux électrons ce qui lui confère deux unités de charge élémentaire, et qui se dirigerait dans un électrolyte vers l'électrode négative, la cathode. Pour cette raison, tout ion comme ce dernier, de charge positive est appelé cations.

En Résumé :

Les cations sont les ions porteurs d'une charge positive. S'ils sont dissous dans un électrolyte, ils se dirigent de ce fait vers l'électrode négative appelée cathode. Ce sont généralement des ions de métaux.

Les anions sont les ions porteurs d'une charge négatives. S'ils sont dissous dans un électrolyte, ils se dirigent de ce fait vers l'électrode positive appelée anode

Autre exemple de sel : Le sulfate de zinc II qui donne par dissolution dans l'eau pure :

- L'ion zinc II Zn^{2+} qui est un cation
- L'ion sulfate SO_4^{2-} qui est un anion

Autre exemple qui n'est pas un sel de métal mais de **l'hydroxyde de sodium** (autrefois appelé **soude caustique**) qui donne par dissolution dans l'eau pure :

- Le cation sodium Na^+
- L'anion hydroxyde HO^-

Enfin, un exemple d'acide, l'acide chlorhydrique, qui donne, par dissolution de la forme gazeuse qui permet de l'obtenir, dans de l'eau pure :

- Le cation hydrogène H^+
- L'anion chlorure Cl^-

L'eau pure dans laquelle on dissout du sucre ne contient presque pas d'ions comme en témoigne la mesure très faible de l'intensité obtenue dans l'expérience. En revanche l'eau salée ou fortement minéralisée en contient beaucoup. De ce fait, on peut séparer les solutions où l'eau est le solvant en deux classes : celles formées de nombreux ions et qui conduisent bien le courant comme l'eau salée et celles qui ne contiennent que des quantités peu significatives d'ions comme l'eau sucrée.

Une solution ionique est une solution qui comporte un nombre conséquent d'ions et de ce fait conduit bien le courant. Les solutions obtenues par dissolution d'un sel de métal (chlorure de zinc, sulfate de calcium, chlorure de sodium, nitrate d'argent, etc...) sont des solutions ioniques.

V A propos des précautions expérimentales

En faisant faire les expériences à 8 groupes différents, nous constatons que les résultats de mesure d'intensité varient, par exemple de 0,9 à 2,0 mA pour l'eau pure, de 30 à 60 pour l'eau fortement minéralisée. Nous constatons en outre qu'en immergeant les électrodes d'une hauteur moitié, la mesure d'intensité se trouve également environ réduite de moitié.

Ceci s'explique par le fait que l'intensité mesurée par l'ampèremètre est la conséquence d'échanges de charge électrique à la surface des électrodes. Si cette surface d'échange est réduite de moitié, l'échange est également réduit de moitié. On peut penser à un supermarché qui n'ouvrirait que la moitié de ses caisses. Le nombre de clients sortant des caisses serait environ la moitié de ce qu'il serait si toutes les caisses étaient ouvertes.

On peut vérifier également que la distance entre les électrodes joue aussi sur la mesure. Plus les électrodes sont éloignées, plus le courant diminue.

Cela illustre le fait que pour pouvoir établir des comparaisons entre différentes solutions, il faut que toutes les conditions expérimentales soient les mêmes. C'est ce qui s'appelle la rigueur scientifique.

V Tests de présence de cations et anions usuels en solution aqueuse

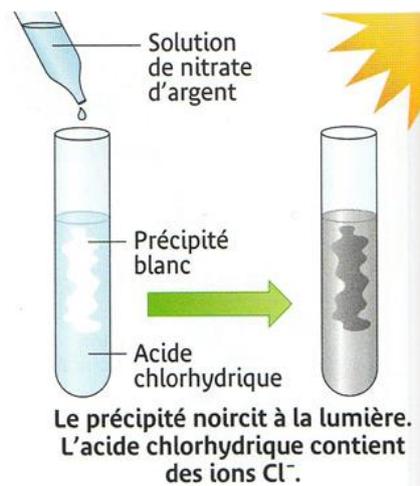
1) Test de présence d'anions

a) L'anion chlorure Cl^-

Pour mettre en évidence l'anion chlorure dans une solution, on le fait réagir avec le cation argent Ag^+ fourni par une solution de nitrate d'argent, l'ion nitrate restant spectateur.

Procédé expérimental :

- Dans un tube à essai, on introduit une solution contenant des ions chlorure (acide chlorhydrique, eau salée, chlorure de fer II, chlorure de cuivre II, chlorure de zinc, etc...).
- On verse quelques gouttes de nitrate d'argent



Observations :

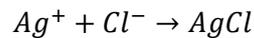
Un précipité blanc se forme et ce précipité noircit à la lumière. On voit apparaître de petits cristaux d'argent assez rapidement à la lumière du jour. Ce phénomène peut être accéléré en exposant la solution à une lumière ultraviolette.

Interprétation :

Un même précipité blanc apparaissant avec les différentes solutions testées qui ont en commun l'ion chlorure, on en déduit que ce dernier est impliqué dans la réaction formant le précipité

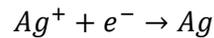
Des cristaux d'argent se formant à la lumière ambiante, on en déduit que l'ion argent est impliqué dans la réaction.

On peut ainsi écrire l'équation de la réaction chimique qui s'est déroulée, en tenant compte des lois de conservation des éléments et de la charge et du fait que le précipité n'a pas de charge électrique, donc également la molécule le constituant :



On en déduit donc que le précipité est formé de **chlorure d'argent** de formule $AgCl$

L'action de la lumière consiste, par absorption d'un photon à transférer un électron vers un atome d'argent pour le réduire selon la réaction :



Les atomes d'argent ainsi formés tendent à s'agglutiner, ce qui finit par rendre visible à l'œil nu leurs agrégats.

b) L'anion sulfate SO_4^{2-}

Pour mettre en évidence l'anion sulfate dans une solution, on le fait réagir avec le cation baryum Ba^{2+} fourni par une solution de chlorure de baryum, l'ion chlorure restant spectateur. Cela suppose que la solution testée ne contienne pas d'ions argent.

Procédé expérimental :

- Dans un tube à essai, on introduit une solution contenant des ions sulfate (sulfate de fer II, sulfate de cuivre II, sulfate de zinc, etc...).
- On verse quelques gouttes de chlorure de baryum

Observations :

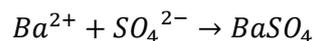
Un précipité blanc se forme mais il ne réagit pas à la lumière à la différence du précédent.

Interprétation :

Un même précipité blanc apparaissant avec les différentes solutions testées qui ont en commun l'ion sulfate, on en déduit que ce dernier est impliqué dans la réaction formant le précipité.

L'ion sulfate étant de charge négative, il n'a pu réagir que sur un ion de charge positive de la solution de chlorure de baryum. Ce dernier est donc l'ion baryum.

La réaction s'en déduit :



Le précipité obtenu a donc pour formule $BaSO_4$ et est appelé **sulfate de baryum**.

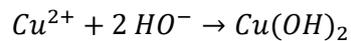
2) Test de présence de cations métalliques

Pour tous ces tests, le réactif utilisé est une solution d'hydroxyde de sodium, appelée couramment soude et versée sous forme de quelques gouttes seulement dans la solution contenant le cation à mettre en évidence.

a) Le cation cuivre

Solution testée (sulfate de cuivre, chlorure de cuivre)

La réaction est :

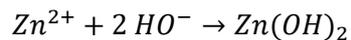


Elle conduit à la formation d'un **précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II**

b) Le cation zinc

Solution testée (sulfate de zinc, chlorure de zinc)

La réaction est :

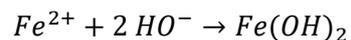


Elle conduit à la formation d'un **précipité blanc d'hydroxyde de zinc**

c) Le cation fer II

Solution testée (chlorure de fer II)

La réaction est :

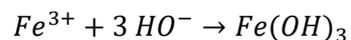


Elle conduit à la formation d'un **précipité vert bouteille d'hydroxyde de fer II**

d) Le cation fer III

Solution testée (chlorure de fer III)

La réaction est :

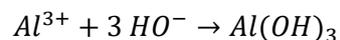


Elle conduit à la formation d'un **précipité orangé d'hydroxyde de fer III**

a) Le cation aluminium

Solution testée (chlorure d'aluminium)

La réaction est :

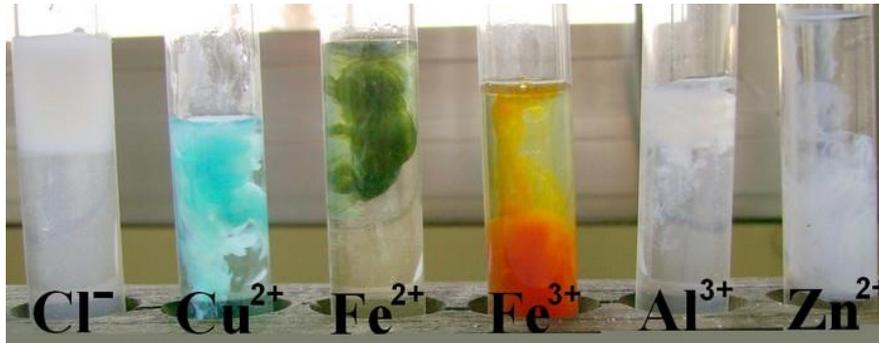


Elle conduit à la formation d'un **précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium**

!!! Pour ce dernier, il faut bien veiller à ne mettre que quelques gouttes d'hydroxyde de sodium dans la solution sinon, en l'absence d'un excès d'ions hydroxyde HO^- , le précipité se dissout en formant un complexe ionique soluble selon la réaction :



3) Résumé en image



VI Action des acides sur les métaux non précieux comme le fer, le zinc ou l'aluminium

Expérience :

Matériel :

- Poudre de fer et grenaille de zinc



Poudre de fer

Grenaille de zinc

- 2 tubes à essai avec bouchons
- Solution d'acide chlorhydrique de concentration 0,1 mol/L
- Solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration 0,1 mol/L



Protocole expérimental :

Dans un tube à essai on verse un peu de poudre de fer (une cuillère à café) et dans l'autre, deux petits morceaux de zinc puis on bouche les deux tubes.

On récupère un peu de solution de chacun des tubes dans deux autres tubes à essai et on y ajoute progressivement des gouttes de la solution d'hydroxyde de sodium.

Observation :

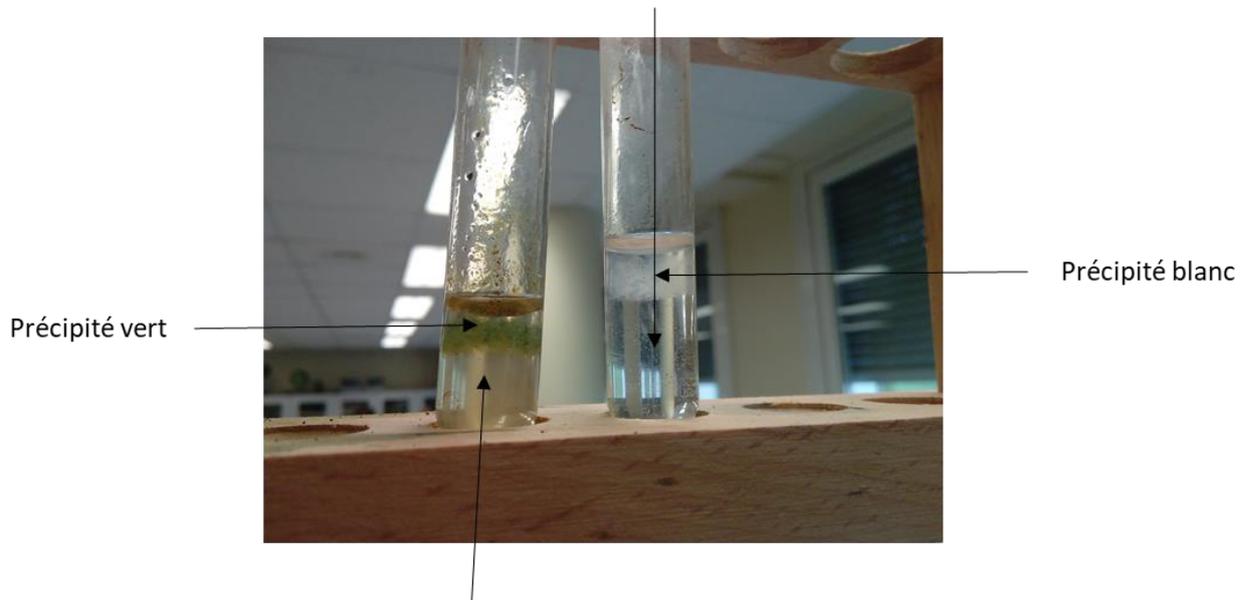
Dans les deux tubes, on voit se former des bulles. L'action est plus prononcée dans le tube où on a mis la grenaille de zinc, ce qui se confirme en débouchant ce dernier et en voyant s'échapper de petites fumerolles blanches.

Les deux tubes se mettent à chauffer.

Si on débouche chacun des tubes après quelques minutes et s'y on approche aussitôt une allumette de leur partie supérieure, on entend une détonation aigue.

Si on ajoute au goutte à goutte de la solution d'hydroxyde de sodium à un peu de solution récupérée dans chaque tube, on voit peu à peu apparaitre un précipité de couleur vert-bouteille dans la solution prélevée sur le tube où il y avait la poudre de fer et de couleur blanche dans celle prélevée sur le tube où il y avait la grenaille de zinc :

Solution prélevée sur le tube où il y avait la grenaille de zinc

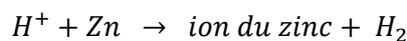
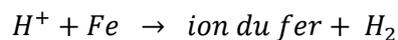


Solution prélevée sur le tube où il y avait la poudre de fer

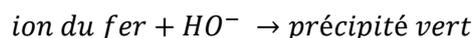
Interprétation :

On peut mettre en évidence, en récupérant le gaz qui se dégage de chaque tube en quantité notable et en l'enflammant, qu'il produit de l'eau. C'est donc de l'**hydrogène**, plus précisément du **dihydrogène** formé de molécules H_2 . C'est donc que dans la solution acide il y a un élément hydrogène qui a réagi avec le métal, fer ou zinc et cet élément est sous forme **d'ion hydrogène H^+** .

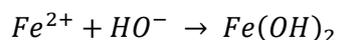
Les réactions chimiques qui ont lieu dans les deux tubes sont donc de la forme :



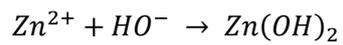
Afin de déterminer quel type d'ion est produit, il faut procéder à un test avec une solution d'hydroxyde de sodium. Les réactions observées donnent, sachant que l'élément réactif de la soude est l'ion hydroxyde HO^- , l'ion sodium Na^+ restant spectateur



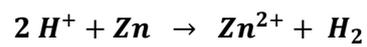
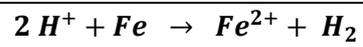
La couleur verte du précipité traduit que l'on est en présence d'un précipité d'hydroxyde de fer II de formule $Fe(OH)_2$ et la réaction qui s'est produite est donc :



La couleur blanche du précipité traduit que l'on est en présence d'un précipité d'hydroxyde de zinc de formule $Zn(OH)_2$ et la réaction qui s'est produite est donc :



Les réactions qui se sont produites à la première étape peuvent ainsi être précisées en appliquant la conservation des éléments et la conservation de la charge :



Conclusion :

L'action d'une solution acide concentrée sur des métaux comme le fer ou le zinc est de les dissoudre en produisant un dégagement d'hydrogène et des cations métalliques.