# Détermination expérimentale de l'épaisseur d'une couche de zinc d'un acier zingué

## Un protocole mis au point dans le cadre d'un travail d'initiative personnelle encadré (TIPE)

Laurent Heinrich et Alban Heinrich

**Résumé** Cet article propose un protocole expérimental permettant d'évaluer l'épaisseur d'une couche de zinc sur une rondelle en acier zingué commerciale. La surface de la rondelle en acier zingué est dans un premier temps oxydée par l'acide nitrique concentré pour dissoudre tout le zinc et une partie du fer en ions solubles $Zn^{2+}$, $Fe^{2+}$ et $Fe^{3+}$. Le dosage simultané des ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$ par la soude suivi du titrage redox des ions $Fe^{2+}$ permet d'accéder à la quantité totale de zinc, puis à l'épaisseur du dépôt de zinc sur la surface de la rondelle. Ce protocole expérimental a été mis au point avec des élèves de classes préparatoires aux grandes écoles (CPGE) dans le cadre de leur TIPE (travail d'initiative personnelle encadré) et peut être largement utilisé dans des séances de travaux pratiques. Il peut également être utile aux professeurs de terminale S, de STI et de STL dans le cadre de leur cours et des travaux pratiques.

**Mots-clés** **Enseignement, travaux d'initiative personnelle encadrés (TIPE), acier, zinc.**

**Abstract** **Experimental determination of zinc layer thickness of a zinc plated steel: a protocol resulting from student self-managed work followed by a teacher**

This paper describes an experimental protocol to evaluate the zinc layer thickness of a zinc-coated steel commercial washer. The metal surface is first oxydized by nitric acid in order to dissolve all zinc in solution and a part of iron. The simultaneous determination of Fe(II) and Zn(II) of the resulting Zn(II), Fe(II) and Fe(III) solution with sodium hydroxide, followed by the determination of Fe(II) by redox method gives the total amount of zinc and then the zinc layer thickness of the sample. This experimental protocol is the result of a self-managed work followed by a teacher and achieved by students during a second year of « classe préparatoire » (similar to second year Licence). This article could be widely used in other experimental works. It may also be useful to teachers of « terminale ».

**Keywords** **Teaching, self-managed work, steel, zinc.**

L'acier est un alliage de fer et de carbone qui se corrode très facilement pour former de la rouille. Pour allonger la durée de vie de l'acier, il existe plusieurs méthodes de protection contre cette corrosion. L'une d'entre elles consiste à utiliser un revêtement en zinc qui, bien que plus réducteur que le fer, résiste cependant mieux à la corrosion que celui-ci. En effet, la passivation du zinc est meilleure que celle du fer et même en cas de rayure accidentelle, une micropile de corrosion s'installe, qui sacrifie le zinc à la place du fer. La durée de vie du revêtement en zinc et donc de la protection de l'acier dépend notamment de l'épaisseur de la couche de zinc qui est de l'ordre du micromètre ou de la dizaine de micromètres en pratique [1].

Cet article propose un protocole expérimental qui a été optimisé avec des élèves dans le cadre d'un TIPE pour déterminer l'épaisseur du dépôt de zinc sur des rondelles d'acier zingué commerciales, de diamètre extérieur 25 mm et de diamètre intérieur 11 mm, avec une épaisseur totale d'environ 1,5 mm. La masse des rondelles utilisées est approximativement de 6,5 g.

## Objectifs d'un TIPE

Les travaux d'initiative personnelle encadrés (TIPE) concernent les étudiants des classes préparatoires aux grandes écoles scientifiques (CPGE). Les étudiants doivent aborder une problématique concrète en lien avec un thème qui change chaque année, ce qui les amène très souvent à prendre contact avec des laboratoires de recherche ou des sites industriels. Ils sont tenus d'apporter de la « valeur ajoutée » à leur travail, ce qui peut se traduire par exemple par la réalisation d'une expérience, par une modélisation, etc.

Cet article montre un exemple de résultat obtenu à l'issue d'un TIPE et permet de compléter une précédente publication sur ce type de démarche scientifique [2].

Afin d'illustrer le thème « surface » valable pour l'année 2009-2010, deux élèves de deuxième année de la classe préparatoire PC du lycée Corneille de Rouen ont visité une entreprise de galvanisation et ont choisi de mettre au point au lycée un protocole expérimental pour déterminer l'épaisseur d'un dépôt de zinc sur des rondelles en acier

zingué. Ce travail d'investigation a consisté à envisager plusieurs méthodes pour aboutir à l'objectif fixé, à faire des simulations théoriques et expérimentales pour étudier l'influence de certains paramètres, et enfin à interpréter les phénomènes observés pour améliorer la méthode finalement choisie.

Au « tétraconcours » qui regroupe les principales écoles d'ingénieur, le TIPE (partie C de l'épreuve) est ensuite évalué sous forme d'une présentation orale de dix minutes, suivie d'un entretien de dix minutes avec le jury. Cette épreuve d'évaluation est également complétée par la présentation d'un dossier scientifique (partie D) de dix minutes, suivie d'un dialogue de dix minutes avec le jury [3].

## Principe du protocole expérimental

L'acier zingué est oxydé par l'acide nitrique concentré pour dissoudre tout le zinc de la surface et une partie du fer en ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$. Les ions $Fe^{2+}$ s'oxydent ensuite partiellement en ion $Fe^{3+}$ dans ces conditions. On obtient ainsi une solution aqueuse acide contenant des ions $Zn^{2+}$, $Fe^{2+}$ et $Fe^{3+}$.

Le dosage des ions $Zn^{2+}$ contenus dans la solution résultante permet d'accéder à l'épaisseur de la couche de zinc. Ce dosage est réalisé en deux étapes :

• le titrage pH-métrique de la solution résultante par la soude pour accéder à la quantité totale de $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$,

• le titrage des ions $Fe^{2+}$ du mélange par l'ion cérique $Ce^{4+}$ ou par l'ion permanganate $MnO_4^-$, pour accéder par différence à la quantité de zinc.

## Oxydation de l'acier zingué par l'acide nitrique

Le zinc et le fer de l'acier zingué sont oxydés quantitativement par les ions nitrate selon les réactions :

$$3\ Zn(s) + 2\ NO_3^-(aq) + 8\ H^+(aq) = 3\ Zn^{2+}(aq) + 2\ NO(g) + 4\ H_2O$$

$$3\ Fe(s) + 2\ NO_3^-(aq) + 8\ H^+(aq) = 3\ Fe^{2+}(aq) + 2\ NO(g) + 4\ H_2O$$

Les ions $Fe^{2+}(aq)$ sont ensuite partiellement oxydés en ion $Fe^{3+}(aq)$ par les ions nitrate :

$$3\ Fe^{2+}(aq) + NO_3^-(aq) + 4\ H^+(aq) = 3\ Fe^{3+}(aq) + NO(g) + 2\ H_2O$$

**Sous la hotte** (dégagement toxique de NO et $NO_2$) : dans un bécher de 20 mL, placer une rondelle d'acier zingué (environ 6,5 g) dans 2 ou 3 mL de $HNO_3$ à 68 % en masse (corrosif, densité = 1,41) en prenant bien soin que toutes les parties de la rondelle soient en contact avec la solution aqueuse. Il faut que tout le zinc de la surface réagisse : au besoin, il faut bouger la rondelle avec une baguette en verre, par exemple, ou attacher la rondelle avec du fil de couture très fin pour la manipuler facilement, mais surtout ne pas utiliser de spatule métallique qui serait aussi oxydée, ce qui risquerait de fausser les résultats.

La dissolution est rapide (moins de 5 min). Attendre la fin du dégagement gazeux roux de dioxyde d'azote, issu de l'oxydation de NO par le dioxygène de l'air. On constate un changement d'aspect de la surface de la pièce métallique à la fin de l'oxydation du zinc (*figure 1*).

On vérifie la fin de l'attaque du zinc en prélevant une petite goutte de la solution que l'on introduit dans quelques millilitres d'hexacyanoferrate(III) de potassium $K_3Fe(CN)_6$ à 0,01 mol.L$^{-1}$. La formation d'un précipité bleu (*figure 1*) indique la présence d'ions $Fe^{2+}$ qui ne se forment en principe qu'après l'oxydation complète du zinc métallique, le zinc étant plus réducteur que le fer. L'absence éventuelle de précipité bleu signifie que l'attaque du zinc n'est pas terminée. Il faut alors ajouter à nouveau de l'acide nitrique jusqu'à la dissolution complète de tout le zinc métallique.

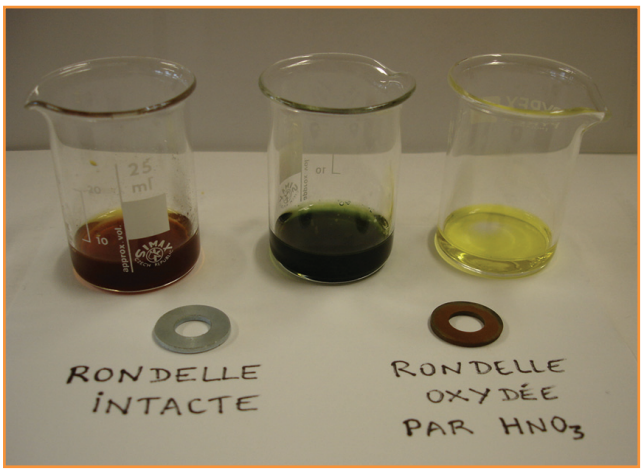


Figure 1 - Résultat de l'attaque de la rondelle d'acier zingué par l'acide nitrique.
Bécher de gauche : solution obtenue après oxydation de la rondelle par l'acide nitrique puis rinçage à l'eau distillée. On constate une suspension de précipité $Fe(OH)_3$.
Bécher du centre : formation d'un précipité bleu en suspension après addition d'une goutte de solution précédente sur l'hexacyanoferrate(III) de potassium $K_3Fe(CN)_6$ à 0,01 mol.L$^{-1}$. La couleur verte provient du précipité bleu et de l'excès d'hexacyanoferrate(III) jaune.
Bécher de droite : solution témoin d'hexacyanoferrate(III) de potassium $K_3Fe(CN)_6$ à 0,01 mol.L$^{-1}$.

À la fin de l'attaque, il reste un résidu de fer. L'enlever alors de la solution en le rinçant à l'eau distillée pour récupérer les traces d'ions $Zn^{2+}$. Ajouter quelques millilitres d'acide sulfurique concentré (à 98 %) pour dissoudre l'éventuel précipité rouille de $Fe(OH)_3$ formé (*figure 1*).

On récupère ainsi une solution acide d'ions $Zn^{2+}$, $Fe^{2+}$ et $Fe^{3+}$. La verser dans une fiole jaugée de 100 mL, rincer le bécher avec de l'eau distillée et compléter jusqu'au trait de jauge par de l'eau distillée. On obtient la solution S.

***Remarque*** : pour obtenir des résultats avec une précision suffisante, il est nécessaire de disposer d'une solution S dont la concentration en $Fe^{2+}$ ne soit pas trop forte par rapport à celle en $Zn^{2+}$. Il faut donc oxyder tout le zinc mais sans oxyder entièrement le fer, d'où l'utilisation de la solution de ferricyanure de potassium $K_3Fe(CN)_6$ pour repérer le début de l'oxydation du fer.

## Titrage de la solution S par la soude : détermination de la concentration totale en ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$

### *Principe*

On effectue le titrage pH-métrique de la solution S par la soude. La courbe pH-métrique montre deux sauts :

• le premier correspond au dosage simultané de $H^+$ et $Fe^{3+}$ par $HO^-$ :

$H^+(aq) + HO^-(aq) = H_2O$ (1) $K°_1 = 1{,}0 \times 10^{14}$

$Fe^{3+}(aq) + 3\ HO^-(aq) = Fe(OH)_3(s)$ (2) $K°_2 = 1{,}0 \times 10^{38}$

• le second correspond au dosage simultané des ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$ :

$Zn^{2+}(aq) + 2\ HO^-(aq) = Zn(OH)_2(s)$ (3) $K°_3 = 1,6 \times 10^{17}$

$Fe^{2+}(aq) + 2\ HO^-(aq) = Fe(OH)_2(s)$ (4) $K°_4 = 1,3 \times 10^{15}$

Les constantes des réactions utilisées sont tirées de livres classiques destinés aux élèves de CPGE [4].

Les ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$ étant dosés entre le premier saut de pH et le deuxième, on en déduit que :

$$n_{Zn^{2+}} + n_{Fe^{2+}} = \frac{1}{2} c_{HO^-} (V_{éq2} - V_{éq1})$$

## Protocole expérimental

Le montage est représenté sur la *figure 2*. Prélever $V_0$ = 50,0 mL de la solution S. Titrer ensuite avec de la soude à une concentration de l'ordre de 0,05 mol.L$^{-1}$ ou moins et suivre le titrage par pH-métrie.

Pour diminuer le temps de manipulation, on peut ajuster la valeur du pH de la solution entre 2,5 et 3 (à l'aide du pH-mètre) en ajoutant de la soude plus concentrée (à 1 ou 2 mol.L$^{-1}$) avec une pipette.

Au besoin, utiliser de l'acide sulfurique à 1 mol.L$^{-1}$ pour acidifier la solution si la valeur de pH est bien supérieure à 3. À pH 3, les ions $Fe^{3+}$ précipitent mais les ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$ n'ont pas encore précipité.

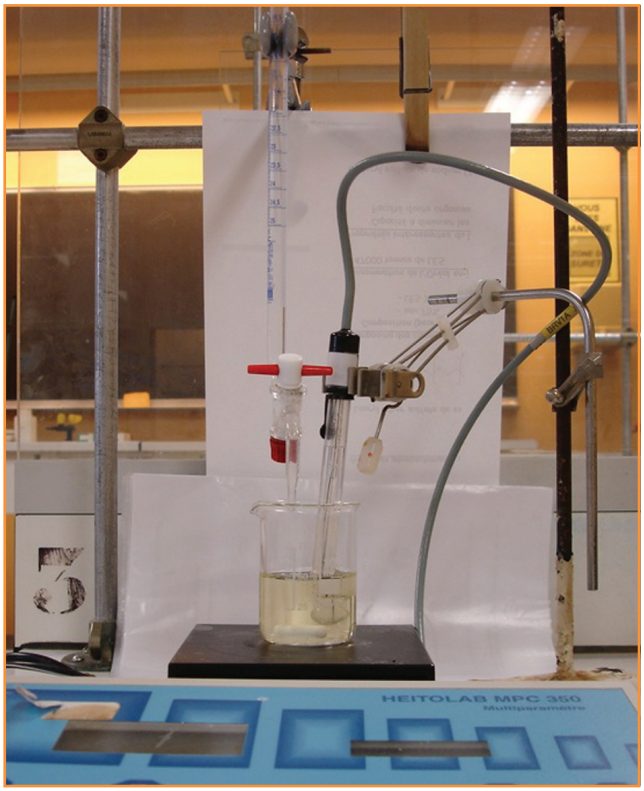


Figure 2 - Titrage pH-métrique de la solution S par la soude.

## Résultats expérimentaux

La *figure 3* montre la courbe expérimentale obtenue par les élèves avec une solution titrante de soude à 0,050 mol.L$^{-1}$ et en ajustant au préalable la valeur du pH de la solution à 2,6 avec de la soude à 1 mol.L$^{-1}$. Les élèves ont mesuré les volumes de soude versée correspondant aux deux sauts : $V_{éq1}$ = 8,8 mL et $V_{éq2}$ = 19,8 mL.

Or $n_{Zn^{2+}} + n_{Fe^{2+}} = (c_{Zn^{2+}} + c_{Fe^{2+}}) \times V_0 = \frac{1}{2} c_{HO^-} (V_{éq2} - V_{éq1})$

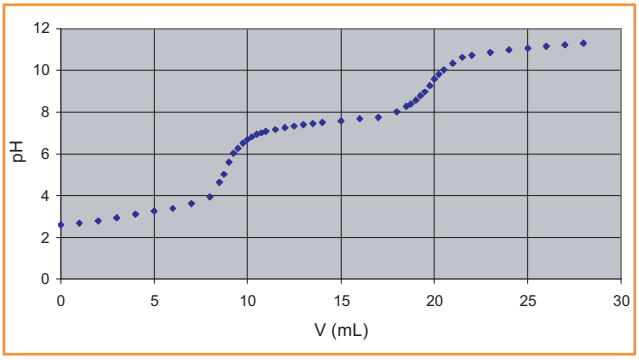


Figure 3 - Courbe expérimentale du titrage de $V_0$ = 50 mL de solution S par la soude.

On en déduit la concentration totale en ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$ de la solution S :

$$c_{Zn^{2+}} + c_{Fe^{2+}} = 5,50 \times 10^{-3} \pm 0,12 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

## Remarques

La simulation du titrage pH-métrique d'une solution contenant des ions $H^+$ à 0,05 mol.L$^{-1}$, $Zn^{2+}$ à 1,5 $\times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$, $Fe^{2+}$ à $4 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ et $Fe^{3+}$ à $3 \times 10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ par la soude à 0,05 mol.L$^{-1}$ a été réalisée à l'aide du logiciel ChimGéné 1.3 [5]. Le résultat est représenté dans la *figure 4*.

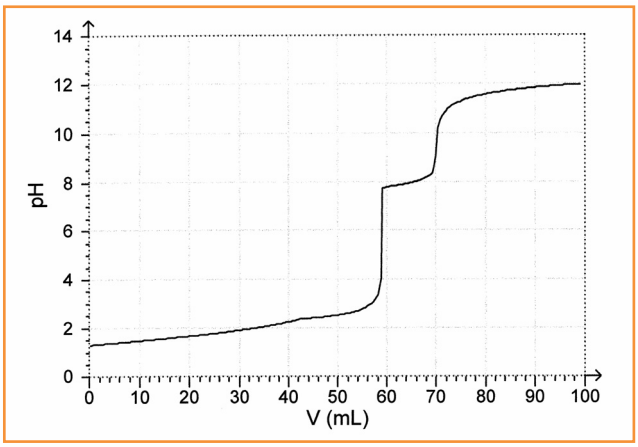


Figure 4 - Simulation du titrage pH-métrique d'un volume $V_0$ = 50 mL d'une solution contenant des ions $H^+$ à 0,05 mol.L$^{-1}$, $Zn^{2+}$ à 1,5 x $10^{-3}$ mol.L$^{-1}$, $Fe^{2+}$ à 4 x $10^{-3}$ mol.L$^{-1}$, $Fe^{3+}$ à 3 x $10^{-3}$ mol.L$^{-1}$ par la soude à 0,05 mol.L$^{-1}$ à l'aide du logiciel ChimGéné 1.3.

On observe bien deux sauts de pH, le premier correspondant au dosage simultané des ions $H^+$ et $Fe^{3+}$, le deuxième correspondant au dosage simultané des ions $Zn^{2+}$ et $Fe^{2+}$.

On constate que la courbe pH-métrique théorique montre un point anguleux au premier saut de pH qui correspond à l'apparition du précipité d'hydroxyde de zinc vers pH 7,5 dans cette simulation.

La détermination de ce point anguleux ne peut pas être obtenue expérimentalement car elle correspond à l'apparition d'un premier grain de précipité, qui met un temps très long à se former. La valeur expérimentale du volume du premier saut de pH n'est donc certainement pas très précise car une erreur systématique devrait s'additionner aux incertitudes liées aux mesures de volume (qui ont été les seules prises en compte ici pour les calculs d'erreurs).

La courbe simulée montre aussi un autre point anguleux visible pour un volume de soude versé légèrement supérieur à 40 mL. Il correspond à l'apparition du précipité d'hydroxyde ferrique $Fe(OH)_3$, ce qui justifie la quasi-simultanéité du titrage des ions $H^+$ et $Fe^{3+}$ par la soude avant le premier véritable saut de pH. Ce point anguleux n'est pas détectable expérimentalement pour la même raison que précédemment.

## Titrage redox des ions $Fe^{2+}$ de la solution S

### *Principe du titrage*

Les ions $Fe^{2+}$ sont titrés par l'ion cérique $Ce^{4+}$ en présence d'acide sulfurique concentré et de quelques gouttes d'une solution de ferroïne (orthophénantroline ferreuse). La fin de réaction est repérée par le changement de couleur de la ferroïne, qui passe du rouge au bleu pâle.

La réaction du dosage est :

$$Fe^{2+}(aq) + Ce^{4+}(aq) = Fe^{3+}(aq) + Ce^{3+}(aq)$$

La relation à l'équivalence implique :

$$n_{Fe^{2+}} = n_{Ce^{4+}} = c_{Ce^{4+}} \times V_{éq}$$

Les ions $Fe^{2+}$ peuvent également être titrés par l'ion permanganate en présence d'un excès d'acide sulfurique. La fin de réaction est repérée par la persistance de la coloration rose-violette due à l'excès de permanganate. La réaction du dosage est :

$$5\ Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8\ H^+(aq) = 5\ Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4\ H_2O$$

La relation à l'équivalence implique :

$$n_{Fe^{2+}} = 5\ n_{MnO_4^-} = 5 \times c_{MnO_4^-} \times V_{éq}$$

### *Titrage préalable des solutions titrantes d'ion permanganate ou d'ion cérique*

L'ion permanganate $MnO_4^-$ et l'ion cérique $Ce^{4+}$ oxydent lentement l'eau. Pour connaître exactement leur concentration, les solutions aqueuses de permanganate ou d'ion cérique doivent donc être titrées préalablement par une solution de sulfate de fer(II) ou de sel de Mohr fraîchement préparée, de concentration connue (environ exactement 0,010 $mol.L^{-1}$).

***Protocole*** : prélever 10,0 mL de solution de sulfate de fer(II) ou de sel de Mohr et ajouter 5 mL d'acide sulfurique à 98 %. Introduire la solution de permanganate (environ 0,002 $mol.L^{-1}$) ou d'ion cérique (environ 0,005 $mol.L^{-1}$) dans la burette. Ajouter quelques gouttes de ferroïne dans le bécher dans le cas où le titrage utilise l'ion cérique.

Faire deux dosages concordants. En déduire la concentration des solutions titrantes en ion permanganate ou en ion cérique.

### *Protocole expérimental : titrage des ions $Fe^{2+}$ de la solution S*

• Cas du titrage utilisant l'ion cérique : le montage est décrit sur la *figure 5a*. Prélever $V_0'$ = 10,0 ou 20,0 mL de solution S, ajouter 5 mL d'acide sulfurique à 98 % et quelques gouttes de ferroïne. Doser par l'ion cérique préalablement titré. Faire deux dosages concordants.

• Cas du titrage utilisant l'ion permanganate : le montage est décrit sur la *figure 5b*. Prélever $V_0''$ = 20,0 mL de solution S, ajouter 5 mL d'acide sulfurique à 98 %. Doser par l'ion permanganate préalablement titré. Faire deux dosages concordants.

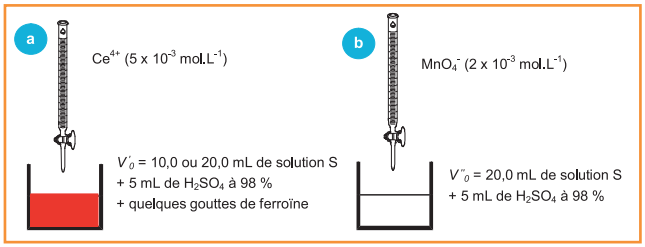


Figure 5 - Schéma du titrage redox de la solution S (a) par l'ion cérique ; (b) par l'ion permanganate.

### *Résultats expérimentaux*

Les élèves ont prélevé un volume $V_0'$ = 10,0 mL de solution S qu'ils ont titré avec une solution de sulfate cérique à 2,17 x $10^{-3}$ ± 0,05 x $10^{-3}$ $mol.L^{-1}$. Ils ont obtenu un volume équivalent $V_{éq}$ = 18,3 mL.

Or $n_{Fe^{2+}} = n_{Fe^{2+}} \times V_0' = c_{Ce^{4+}} \times V_{éq}$

On en déduit la concentration en ion $Fe^{2+}$ de la solution S :

$$C_{Fe^{2+}} = 3{,}97 \times 10^{-3} \pm 0{,}15 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

***Remarques*** : la présence d'ions chlorure fausserait ce dosage car ces ions sont oxydés partiellement par l'ion permanganate et par l'ion cérique en dichlore. Il faut donc éviter d'utiliser de l'acide chlorhydrique pour acidifier les solutions.

C'est également pour cette raison que l'utilisation d'acide chlorhydrique n'a pas été envisagée pour dissoudre le zinc métallique de la rondelle d'acier zingué, même si l'acide chlorhydrique à 35 % permettait de le faire.

## Exploitation des résultats : épaisseur de la couche de zinc

En utilisant les résultats des deux titrages, on obtient par différence la concentration en ion $Zn^{2+}$ de la solution S :

$$C_{Zn^{2+}} = 1{,}5 \times 10^{-3} \pm 0{,}3 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

Soit une quantité totale de zinc par rondelle de :

$$n_{Zn} = C_{Zn^{2+}} \times V_s = 1{,}5 \times 10^{-4}\ mol$$

Connaissant la masse molaire $M_{Zn}$ = 65,39 $g.mol^{-1}$ et la masse volumique du zinc métallique $\rho_{Zn}$ = 7,14 $g.cm^{-3}$, on a ainsi accès au volume $V_{Zn}$ de zinc sur la rondelle d'acier zingué :

$$V_{Zn} = \frac{m_{Zn}}{\rho_{Zn}} = \frac{n_{Zn} M_{Zn}}{\rho_{Zn}} = 1{,}4 \times 10^{-3} \pm 0{,}3 \times 10^{-3}\ cm^3$$

Ce volume peut être aussi exprimé en fonction de l'épaisseur de la couche de zinc $e_{Zn}$ et de la surface totale de la rondelle $S_{Zn}$ :

$$V_{Zn} = e_{Zn} \times S_{Zn}$$

Or la rondelle utilisée a un rayon extérieur $R$ = 12,5 mm, un rayon intérieur $r$ = 5,5 mm et une hauteur $h$ = 1,5 mm. La surface des deux faces de la rondelle vaut $2\pi(R^2 - r^2)$ et la surface latérale vaut $2\pi h(R + r)$. On obtient alors la surface totale de la rondelle, d'où :

$$S_{Zn} = 2\pi(R^2 - r^2) + 2\pi h(R + r) = 9{,}6 \pm 0{,}4\ cm^2$$

On obtient alors finalement l'épaisseur de la couche de zinc :

$$e_{Zn} = \frac{V_{Zn}}{S_{Zn}} = 1{,}5 \pm 0{,}3\ \mu m$$

## Discussion

Ce protocole permet d'accéder au bon ordre de grandeur pour l'épaisseur de la couche de zinc. Le résultat obtenu manque cependant de précision car la présence d'une plus grande quantité d'ions $Fe^{2+}$ diminue la précision sur la concentration en ions $Zn^{2+}$, la longueur du palier observé entre les deux sauts de pH lors du dosage de la solution S par la soude dépendant de ces deux ions. Pour gagner en précision, il serait nécessaire d'effectuer le même protocole expérimental en utilisant davantage de rondelles d'acier zingué (ou des rondelles plus grandes), ce qui permettrait d'obtenir des solutions plus concentrées en ion $Zn^{2+}$.

De plus, l'épaisseur obtenue par ce protocole risque également de manquer de précision à cause d'une erreur systématique lors du titrage pH-métrique de la solution S. Le premier saut de pH est effectivement difficile à repérer expérimentalement de manière précise (point anguleux correspondant à l'apparition du précipité d'hydroxyde de zinc pas visible sur la courbe expérimentale). Cette erreur systématique n'a cependant pas été prise en compte pour les calculs d'incertitude.

Les étudiants ont parfaitement répondu aux objectifs d'un TIPE, bien que leur emploi du temps chargé ne leur ait pas permis d'étudier la possibilité de réduire l'incertitude expérimentale sur la mesure de l'épaisseur de zinc.

## Lien avec le lycée

Ce protocole peut être utilisé partiellement pour la réalisation de travaux pratiques au lycée, en classe de terminale notamment.

### En terminale S

Dans le programme officiel de l'enseignement de spécialité en terminale S [6], la partie D de chimie (« Élaborer un produit de consommation : de la matière première à la formulation ») étudie la séparation des ions fer(III) et des ions zinc(II) lors de l'élaboration du zinc et demande de savoir justifier un protocole à partir de données physico-chimiques (pH…). Dans le protocole étudié dans cet article, on retrouve des idées intéressantes concernant le comportement des ions Fe(III), Fe(II) ou Zn(II) en fonction du pH.

### En terminale STI Génie des Matériaux

Concernant la classe de terminale STI (Sciences et technologies industrielles) Génie des Matériaux, ce protocole pourrait illustrer la partie oxydoréduction dans les solutions aqueuses. On peut se référer au site Internet pour de plus amples détails sur le programme officiel de cette terminale [7].

Concernant la progression pédagogique sur le thème de l'oxydoréduction, on préconise d'utiliser le paragraphe de cet article qui concerne l'oxydation de l'acier zingué par l'acide nitrique pour des travaux pratiques permettant d'introduire la notion de réaction d'oxydoréduction et pour apprendre notamment à équilibrer ce type de réaction.

On peut ensuite utiliser le paragraphe sur le titrage redox des ions $Fe^{2+}$ pour apprendre aux élèves la technique de titrage par colorimétrie, comme cela est préconisé dans le programme officiel dans la partie intitulée « Activité supports : travaux pratiques de physique et de chimie » [7].

Enfin, dans le cadre du programme de STI Génie des Matériaux, les élèves étudient les propriétés physiques et chimiques des matériaux et voient les méthodes de lutte contre la corrosion à la fin de la partie sur l'oxydoréduction [7]. Le protocole proposé dans cet article permet de relier ces différentes parties du programme.

### Dans d'autres sections

On peut adapter ce protocole aux classes de première S où la partie concernant l'oxydoréduction est importante. Il est possible de réinvestir par exemple le paragraphe sur l'oxydation de l'acier zingué par l'acide nitrique pour introduire ou illustrer la notion de réaction redox. Le protocole proposé utilise aussi le dosage de l'ion Fe(II) par l'ion permanganate, qui est explicitement au programme [8]. L'article montre un exemple pratique d'utilisation de ce dosage.

On pourrait encore citer la section STL (Sciences et technologies de laboratoire) où l'oxydoréduction est étudiée assez largement. À l'image de la section STI Génie des Matériaux, les expériences proposées ici pourraient être le fil rouge de la partie sur l'oxydoréduction.

### Remerciements

Nous remercions les élèves de la classe de PC1 2009-2010 du lycée Corneille de Rouen qui ont contribué dans le cadre de leur TIPE à la mise en œuvre de ce protocole expérimental.

Cet article est reproduit avec l'aimable autorisation de la Rédaction du *Bulletin de l'Union des professeurs de physique et de chimie* qui l'avait publié dans une version très proche en février dernier : Heinrich L., Heinrich A., Détermination expérimentale de l'épaisseur d'une couche de zinc d'un acier zingué, *Le Bup*, **2011**, *105(931)*, p. 195.

### Références

[1] Voir par exemple : www.galvazinc.com/DonnéesTechniques/Protectionparle-zincProcédésexistants/Technologieetprocédésdesrevêtementsdezinc/tabid/97/language/fr-FR/Default.aspx
[2] Fajerwerg K., Lalande J., Zhu S., Les nanoparticules d'or. Un sujet pour les travaux pratiques d'initiative personnelle encadrés (TIPE), *L'Act. Chim.*, **2009**, *335*, p. 39.
[3] www.scei-concours.fr/cadre_tipe.htm
[4] Voir par exemple : Durupthy A., *Chimie II*, *1ère année PCSI*, collection H-Prépa, Hachette Supérieur, **1996**.
[5] www.inovasys.com
[6] Programme de l'enseignement de physique-chimie en classe terminale de la série scientifique, *Bulletin officiel, Hors-série*, 30 août **2001**, *n° 4*, p. 97.
[7] www.crdp.ac-lyon.fr/a/Enseignements/prog_sti_genmat.htm
[8] http://eduscol.education.fr/cid46457/programmes-en-vigueur.html

L. Heinrich

**Laurent Heinrich** (*auteur correspondant*) est professeur de classes préparatoires au lycée Corneille de Rouen*.

**Alban Heinrich** est professeur au lycée Arbez Carme**.

A. Heinrich

* Lycée Pierre Corneille, 4 rue du Maulévrier, F-76044 Rouen Cedex.
Courriel : heinrich.laurent@wanadoo.fr
** Lycée Arbez Carme, F-01100 Bellignat.
Courriel : albanheinrich@yahoo.fr