

Quelques exemples d'illustration de concepts de base de la chimie à l'aide de matériaux du quotidien

Jean-Louis Vignes

Résumé	Le zinc, l'aluminium et le ciment sont pris comme exemples de matériaux pour illustrer expérimentalement quelques concepts de chimie enseignés dans le secondaire et les premiers cycles universitaires tels que les notions d'acido-basicité, d'oxydoréduction, d'hydratation/déshydratation et d'électrolyse.
Mots-clés	Enseignement de la chimie, matériaux, zinc, aluminium, ciment, acido-basicité, oxydoréduction, JIREC 2012.
Abstract	Some illustrations of chemical basic concepts by means of everyday life materials In high school and during the first years of university, zinc, aluminum and cement are used as examples of materials to experimentally illustrate several chemistry concepts, such as the notions of acido-basicity, oxidoreduction, electrolysis or hydration/dehydration.
Keywords	Chemistry teaching, materials, zinc, aluminum, cement, acido-basicity, oxidoreduction.



Zinc, aluminium et béton : trois matériaux pour illustrer expérimentalement quelques concepts de chimie.

Photos zinc et aluminium : © Wilco Oelen/Wikimedia-CC-BY-SA-3.0 ; béton : © wolpeper.com.

Les matériaux présentent l'avantage, pour nombre d'entre eux, d'être courants dans notre environnement, peu onéreux, et surtout de faire appel à la chimie pour leur élaboration et la compréhension de certaines de leurs propriétés. Dans cet article, à l'aide de quelques exemples choisis parmi les matériaux métalliques ou minéraux, nous montrerons que l'illustration de nombreux concepts de chimie peut ainsi être réalisée expérimentalement. Les concepts illustrés et le matériel expérimental font appel à la chimie enseignée dans le secondaire, le premier cycle universitaire, les classes préparatoires aux grandes écoles ou les classes de BTS et d'IUT.

La première illustration décrite, au laboratoire, concerne le zinc, matériau qui présente la particularité d'être principalement élaboré par voie hydrométallurgique, contrairement à la plupart des autres métaux qui font plutôt appel à la pyrométallurgie, technique difficile à mettre en œuvre expérimentalement dans les établissements d'enseignement non spécialisés [1]. Par contre, l'hydrométallurgie utilise généralement des réactions en

solution aqueuse, donc réalisées à une température proche de l'ambiante et faisant appel à de nombreux concepts enseignés dans le secondaire et le premier cycle universitaire. Sont ensuite abordées l'étude expérimentale de quelques propriétés de l'aluminium et enfin de celles d'un matériau souvent négligé dans nos enseignements, le ciment.

L'hydrométallurgie du zinc [2-4]

Il est possible de conduire expérimentalement, pendant une durée raisonnable de quelques heures, l'élaboration complète du métal puis d'un acier zingué à partir d'un mélange d'oxydes ou de sels simulant un minerai [4-6]. De plus, le zinc obtenu se présente sous forme massive – contrairement aux autres métaux qui sont obtenus habituellement par voie chimique sous forme de poudre – et la qualité de l'acier zingué élaboré est satisfaisante.

Choix du « minerai » de départ

On utilise rarement un minerai réel, d'abord pour des raisons de disponibilité, mais aussi du fait que pour faciliter les opérations ultérieures, il est préférable d'utiliser des composés facilement solubles, ce qui n'est pas toujours le cas des minerais. Par ailleurs, des éléments toxiques, tels que l'arsenic, le cadmium et le mercure, peuvent être présents dans les minerais de zinc. La composition du « minerai » de départ, en % massique, est choisie proche de celle d'un minerai réel (Zn : 46 %, S : 30 %, Fe : 10 %, Pb : 5 %, Cu : 5 %), les éléments introduits à côté du zinc étant représentatifs des principales impuretés rencontrées nécessitant les différentes étapes du procédé de purification. Le minerai de départ peut représenter un minerai sulfuré ou la calcine (mélange d'oxydes) obtenue après grillage (voir *tableau 1*). Nous ne traiterons ici que de l'élaboration du zinc à partir de la calcine, les détails

Tableau I - Composition (a) du « minerai » sulfuré de départ (pour 100 g) et (b) de la calcine (minerai grillé) (pour 107,8 g).

a, « minerai » sulfuré	ZnS : 70,2 g	FeS : 15,7 g	SiO ₂ : 2,0 g	PbS : 5,8 g	CuO : 6,3 g
b, calcine	ZnO : 48,7 g	Fe ₂ (SO ₄) ₃ .6H ₂ O : 45,4 g	SiO ₂ : 2,0 g	PbO : 5,4 g	CuO : 6,3 g

expérimentaux du grillage et en particulier les critères du choix des composés de départ utilisés étant précisés dans les références [4] et [5]. Les masses mises en œuvre expérimentalement sont données pour le traitement de 13 g de calcine.

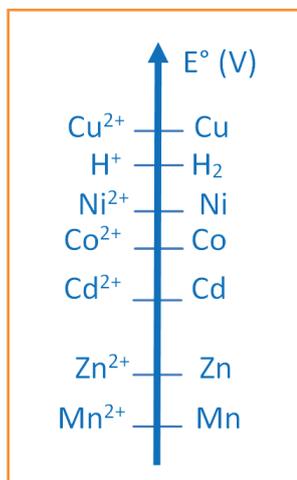


Figure 1 - Positions respectives des principaux couples redox rencontrés dans l'hydrométallurgie du zinc.

L'hydrométallurgie du zinc met en œuvre une suite d'étapes consistant tout d'abord à dissoudre en partie le minerai, puis à éliminer les différentes impuretés présentes, et enfin à terminer par une électrolyse de la solution aqueuse purifiée [7-9]. La difficulté chimique de cette électrolyse réside dans le fait que le zinc est très réducteur ($E^{\circ}_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ V) par rapport à la plupart des impuretés présentes dans le minerai (figure 1) et que, en conséquence, celles-ci doivent être à des concentrations très faibles afin d'éviter qu'elles ne se déposent préférentiellement au zinc lors de l'électrolyse et empêchent d'obtenir la pureté visée industriellement de 99,995 % massique (tableau II) [10-11].

Tableau II - Teneurs maximales admissibles, industriellement, de diverses impuretés dans la solution de zinc avant électrolyse [7].

Impuretés	Teneurs maximales (en mg.L ⁻¹)
Ge	0,001
Sb	0,1
Ni	0,2
Co	0,2
Cd	2
Fe	5 à 10
F ⁻	30
Cl ⁻	500

La lixiviation

La première étape consiste en la mise en solution de l'oxyde de zinc. Pour dissoudre cet oxyde basique, on utilise de l'acide sulfurique à 2 mol.L⁻¹ (40 mL). Industriellement, l'acide est recyclé après qu'il ait été régénéré par l'électrolyse finale (figure 2). Lors de cette dissolution, appelée lixiviation, qui doit être la plus sélective possible tout en dissolvant le plus possible d'oxyde de zinc, tous les composés non solubles (silice, sulfate de plomb dans le cas de cette manipulation) seront éliminés par filtration et ainsi une première purification est réalisée. Les ions fer(III) et cuivre(II) passent également en solution qui a la couleur bleue due à ce dernier.

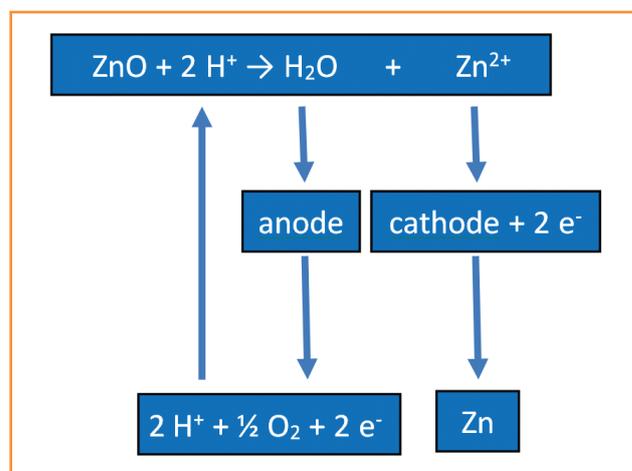


Figure 2 - Schéma illustrant la lixiviation et le recyclage de la solution acide après électrolyse.

L'élimination du fer(III)

Cette élimination est réalisée en augmentant le pH de la solution afin de précipiter le fer sous forme d'un oxyhydroxyde de fer(III) : l'augmentation de pH, jusqu'à 4,5 à 5, doit éviter la précipitation du zinc qui doit rester en solution pour l'électrolyse finale (tableau III). Industriellement, cette augmentation de pH est réalisée par ajout de calcine (formée d'oxydes basiques) selon la réaction de la figure 2. Au laboratoire, le pH est augmenté par ajout d'oxyde de zinc pur (3 g), ce qui évite d'apporter de nouvelles impuretés qu'il faudrait éventuellement éliminer. La solution prend une couleur rouille de plus en plus prononcée et un précipité apparaît. Le problème rencontré industriellement et observable au laboratoire est que l'oxyhydroxyde de fer(III) formé est difficilement filtrable. Par exemple, au laboratoire, le filtrat obtenu est de couleur verte (mélange de bleu lié à Cu²⁺ et de rouille lié au fer(III)) au lieu de bleue (indice de l'élimination du fer(III)). Pour résoudre ce problème, préalablement à l'ajout de ZnO, on ajoute du sulfate d'ammonium (3,5 g) qui, en changeant la nature du précipité* formé, permet une filtration efficace et l'élimination du fer [10-11].

Tableau III - pH de début de précipitation de divers hydroxydes avec une concentration du cation métallique de 1 mol.L⁻¹ [12].

Hydroxydes	pH	Hydroxydes	pH	Hydroxydes	pH
Sb(III)	< 0	Al(III)	4,0	Ni(II)	7
Sn(II)	2	Cu(II)	5,2	Co(II)	7,5
Fe(III)	2	Zn(II)	6,5	Cd(II)	8
In(III)	3,6	Fe(II)	7,0	Mn(II)	8,6

La cémentation

L'augmentation du pH a permis une deuxième purification, mais des éléments tels que le cuivre, le cobalt et le nickel n'ont pas été éliminés. Après avoir réalisé des

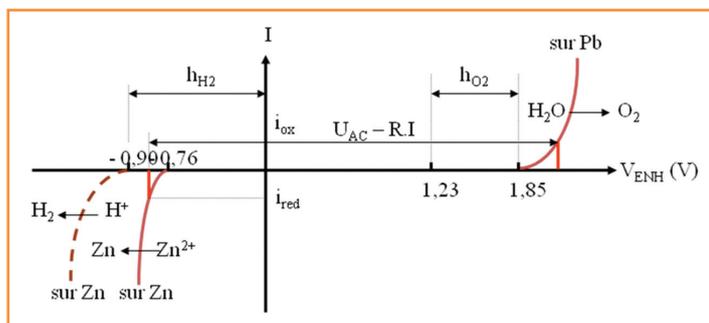


Figure 3 - Courbe Intensité-potential, à pH = 0, lors de l'électrolyse d'une solution de Zn^{2+} . h_{H_2} et h_{O_2} représentent les surtensions respectivement de H_2 et O_2 [3].

réactions acido-basiques, on met en jeu des réactions redox en ajoutant de la poudre fine de zinc (0,3 g), qui permet de réduire tous les ions situés au-dessus du couple Zn^{2+}/Zn sur l'échelle des potentiels de la *figure 1*. Cet ajout n'introduit pas de nouvelles impuretés et les ions Zn^{2+} formés seront récupérés lors de l'opération finale d'électrolyse. Les métaux formés (le cuivre dans cette expérience) se déposent sur la poudre de zinc en excès et sont ainsi éliminés par filtration. Industriellement, le ciment formé est traité par ailleurs pour récupérer les métaux contenus [10-11].

L'électrolyse

La solution, purifiée, peut être électrolysée. À la cathode, la réduction des ions Zn^{2+} est possible car la surtension du dihydrogène sur Al ou Zn est importante (*figure 3*). La prise en compte des potentiels redox des couples Zn^{2+}/Zn et O_2/H_2O , des surtensions et de la résistance interne de l'électrolyseur, amène à appliquer une tension de 3,2 à 3,7 V (*figure 3*). L'anode est en plomb, insoluble en milieu acide sulfurique, et la cathode est en aluminium car celui-ci présente l'avantage, au pH initial d'environ 5, d'être recouvert par sa couche naturelle d'alumine qui empêche la formation d'un alliage Zn-Al à l'interface des deux métaux lors du dépôt du zinc et qui permet ainsi à celui-ci d'être détaché facilement en insérant une lame fine à l'interface [10-11]. Dans les conditions du laboratoire, sous une intensité de 300 mA, le dépôt obtenu après une heure d'électrolyse est suffisamment épais pour être récupéré proprement. Industriellement, lorsque la concentration en zinc de la solution atteint de 40 à 60 g/L (avant électrolyse, elle était de 125 à 170 g/L), elle est recyclée en lixiviation car sa conductivité devient trop faible pour l'électrolyse (*figure 2*).

L'aluminium [2]

Cet élément métallique permet d'illustrer expérimentalement d'une part une étape d'élaboration mettant en jeu des propriétés acido-basiques, et d'autre part, un caractère réducteur se traduisant par la présence d'une couche d'oxyde à la surface du métal – cette présence a été mise à profit lors de l'expérience précédente.

Illustration de propriétés acido-basiques

L'élaboration de l'aluminium à partir de la bauxite permet d'illustrer expérimentalement la dissolution sélective des oxy-hydroxydes et le caractère amphotère de l'hydroxyde

d'aluminium [13]. La bauxite naturelle étant difficile à dissoudre et à se procurer, nous proposons de préparer un minéral synthétique selon le protocole expérimental décrit dans l'encadré 1.

Encadré 1

Préparation du minéral synthétique

Dissoudre 5 g de sulfate d'aluminium hexadécahydraté et 0,5 g de sulfate ferrique hydraté dans 25 mL d'eau distillée. Ajouter 15 mL de solution de soude $2,5 \text{ mol.L}^{-1}$: un précipité rouge brique apparaît, composé d'oxy-hydroxyde de fer(III) et d'hydroxyde d'aluminium. Vérifier que le pH reste compris entre 4 et 9 afin d'éviter la dissolution de l'hydroxyde d'aluminium. Récupérer ce précipité sur Büchner, le laver plusieurs fois à l'eau distillée, puis le placer à l'étuve ($80 \text{ }^\circ\text{C}$) : on obtient alors un solide d'une composition proche de celle d'une bauxite soit, exprimée en % massique d'oxyde, 75 % de Al_2O_3 et 25 % de Fe_2O_3 .

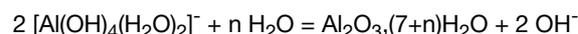
Le traitement de la bauxite consiste principalement à séparer les éléments fer et aluminium en utilisant le caractère amphotère de l'hydroxyde d'aluminium qui est soluble en milieu acide et en milieu basique, son domaine de stabilité étant compris entre environ pH = 4 et pH = 9, l'hydroxyde de fer étant seulement soluble en milieu acide (voir encadré 2).

Encadré 2

Séparation du fer et de l'aluminium

Après broyage, dissoudre le minéral préalablement préparé dans 15 mL de solution de soude $2,5 \text{ mol.L}^{-1}$. L'hydroxyde d'aluminium se dissout et forme des ions aluminates $[Al(OH)_4(H_2O)_2]^-$, tandis que l'hydroxyde ferrique demeure insoluble. Filtrer sur papier filtre, ajouter enfin au filtrat quelques gouttes d'acide chlorhydrique 3 mol.L^{-1} : il se forme un précipité blanc d'hydroxyde d'aluminium, sans coloration due à la présence d'oxyhydroxyde de fer(III).

Industriellement, il est nécessaire d'opérer sous pression pour dissoudre la bauxite et après élimination du fer, la précipitation de l'hydroxyde d'aluminium est réalisée par dilution de la solution, ce qui revient à déplacer vers la droite l'équilibre suivant dans lequel l'hydroxyde d'aluminium est écrit sous forme d'oxyde hydraté $Al_2O_3 \cdot xH_2O$:



L'ajout de germes d'hydroxyde d'aluminium provenant d'une production antérieure facilite la précipitation.

Illustration de la présence d'un oxyde à la surface des métaux

Les expériences de chimie réalisées avec les métaux font souvent abstraction du fait qu'il s'agit de matériaux qui ont pu réagir avec leur environnement suite à leur élaboration : c'est le cas de la plupart des métaux avec formation d'oxyde à la surface du matériau. Dans le cas de l'aluminium, des observations simples permettent de mettre en évidence indirectement la présence de cette couche d'oxyde, d'épaisseur extrêmement réduite (quelques nanomètres). Lors d'une attaque acide de l'aluminium, on constate un temps d'« incubation » de quelques minutes avant que la réaction, parfois vive, se produise. L'« incubation » correspond à la dissolution, lente, de l'alumine [13].

De même, lors du chauffage d'un fil d'aluminium à une température supérieure à la température de fusion de

l'aluminium (660 °C), on constate qu'à la surface du fil, l'alumine – dont la température de fusion est de 2 040 °C – forme une gaine réfractaire qui contient l'aluminium fondu [14].

À la fin des années 1990, nous avons constaté que la poudre d'aluminium livrée par les fournisseurs habituels des établissements d'enseignement secondaire et des préparations à l'agrégation ne permettait plus de réaliser de nombreuses expériences par voie sèche [15]. Cela était particulièrement dommageable pour l'enseignement de la chimie car les étudiants étaient découragés par les aléas des expériences de chimie. La mise en œuvre de diverses méthodes d'analyse (analyse chimique par spectroscopie d'émissions ICP-AES, diffraction des rayons X, microscopie électronique à balayage, spectroscopie d'électrons Auger, spectroscopie de photoélectrons X) nous a permis de montrer que le mode d'élaboration de la poudre livrée avait été modifié et qu'il en était résulté une augmentation d'environ 50 % de l'épaisseur de la couche d'alumine recouvrant la surface de l'aluminium, rendant ainsi le métal nettement moins réactif [16-17].

Le ciment [2]

Le ciment Portland utilisé en construction est un matériau de grande consommation obtenu en faisant réagir, à haute température, du calcaire et de l'argile (constituée principalement d'aluminosilicates). Le produit obtenu, le « clinker », est un mélange de silicates di- et tricalciques avec, en quantité moindre, de l'aluminate tricalcique et du ferroaluminate calcique. Après broyage et ajout de gypse, le ciment obtenu a la propriété, en présence d'eau, de faire prise.

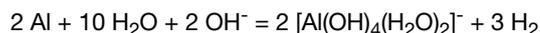
Illustration de son caractère basique [18]

Le ciment possède une propriété chimique particulière : son pH très élevé d'environ 13, lié à la libération lors de sa prise d'hydroxyde de calcium, appelé portlandite par les professionnels [19]. Cette forte basicité se traduit par la nécessité de se protéger la peau lors de la mise en œuvre du ciment afin d'éviter ce qui était appelé autrefois la « gale du ciment ». Elle présente par contre l'avantage de passiver l'acier utilisé dans le béton armé et donc de le protéger de la corrosion. Le pH élevé du ciment le rend par ailleurs sensible aux attaques acides : l'hydroxyde de calcium mais aussi le silicate de calcium hydraté se dissolvent. Cette solubilité en milieu acide peut être utilisée avec profit, par exemple, pour éliminer les traces de ciment après la réalisation d'un carrelage.

Lorsque le ciment est en contact régulier avec l'eau de pluie, l'hydroxyde de calcium, légèrement soluble dans l'eau (1,3 g/L à 20 °C), sera entraîné au cours du temps, ce qui augmentera la porosité du ciment. Par ailleurs, également au cours du temps, l'hydroxyde de calcium se carbonate au contact de l'atmosphère. Tous ces phénomènes de vieillissement se traduisent par une diminution du pH et si celui-ci devient inférieur à 9, les armatures d'acier ne sont plus passivées. Le fer s'oxyde alors en donnant des produits plus volumineux que le fer de départ, ce qui se traduit par l'éclatement du ciment et une corrosion accélérée du fer.

Ce caractère basique du ciment peut être mis à profit pour élaborer un matériau : le béton cellulaire [20]. Ce béton est un bon isolant thermique grâce à la présence de pores

formés par la libération de dihydrogène lors de l'oxydation de poudre d'aluminium dispersée au sein du ciment. En milieu basique, la réaction suivante avec formation d'ion aluminate AlO_2^- hydraté a lieu :



Le dihydrogène qui se dégage se rassemble en bulles qui éclatent à la surface du ciment pâteux et forment des pores au sein de la masse du ciment. Le ciment obtenu a une masse volumique apparente de 0,4 à 0,8 g.cm⁻³ (celle d'un ciment classique est d'environ 1,5 g.cm⁻³) (voir encadré 3).

Encadré 3

Préparation de béton cellulaire

Prendre 100 g de ciment et y ajouter 0,25 g de poudre d'aluminium. Mélanger puis introduire 50 g d'eau. Après obtention d'une pâte homogène, transvaser dans un gobelet en plastique. L'expansion est rapide et l'échauffement important. La prise a lieu en quelques heures. La masse volumique apparente mesurée est de 0,76 g.cm⁻³. Après avoir enrobé le ciment dans un film plastique étanche à l'eau, on constate que le ciment flotte sur l'eau.

Comportement après un incendie [18]

L'hydroxyde de calcium et les silicates de calcium hydratés portés à une température élevée (> 400 °C) – température qui peut être atteinte lors d'un incendie – se déshydratent ou se décomposent en donnant de l'oxyde de calcium CaO. Après refroidissement, en présence de l'humidité atmosphérique, l'oxyde de calcium se réhydrate lentement avec une augmentation considérable de volume, ce qui entraîne l'éclatement du matériau ($\rho_{\text{CaO}} = 3,25 \text{ g.cm}^{-3}$, $\rho_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2,24 \text{ g.cm}^{-3}$). En conséquence, l'analyse et la surveillance des bâtiments ayant subi un incendie sont impératives. Afin d'éviter que le bâtiment incendié ne s'écroule de lui-même quelques jours ou mois plus tard, il est généralement rapidement rasé. L'encadré 4 propose une expérience montrant ce comportement après incendie.

Encadré 4

Comportement après incendie

Préparer une éprouvette de ciment, la chauffer environ 1 heure à une température supérieure à 500 °C puis la laisser au contact de l'air atmosphérique. En quelques semaines, l'éprouvette a perdu toute cohésion et tombe en poussière.

Conclusion

De nombreux autres matériaux peuvent illustrer des concepts de chimie. Nous avons par exemple travaillé sur le cuivre [21], le fer blanc [22] et le plâtre [23]. Les principales difficultés résident dans l'adaptation des expériences au matériel disponible dans les établissements d'enseignement, mais également dans l'évolution des matériaux. En effet, ceux-ci peuvent voir certaines de leurs propriétés s'adapter à de nouveaux besoins ou être modifiées afin, par exemple, de diminuer les coûts de fabrication. En conséquence, il est nécessaire d'être vigilant et de tester régulièrement les expériences proposées aux étudiants.

Note et références

- * L'observation sur Mars de la présence de ce précipité, la jarosite ($\text{Fe}_6(\text{OH})_{12}(\text{SO}_4)_4(\text{NH}_4)_2$), est la preuve que de l'eau a été présente sur cette planète.
- [1] Hopkins D.-W., *Aspects physico-chimiques de l'élaboration des métaux*, Dunod, **1958**.
 - [2] Vignes J.-L., André G., Kapala F., *Données industrielles, économiques, géographiques sur les principaux produits chimiques, métaux et matériaux*, sur le site Internet de la Société Chimique de France (www.societechimiquedefrance.fr/extras/Donnees/acc.htm).
 - [3] Vignes J.-L., Jehanne Y., L'hydrométallurgie, *Le Bup*, **2003**, 97, p. 1281.
 - [4] Vignes J.-L., Abdrabah M., Baby J.-M., Une vie de zinc : les minerais de zinc et leur grillage, *Le Bup*, **1994**, 88, p. 1193.
 - [5] Vignes J.-L., Abdrabah M., Baby J.-M., Eusèbe C., Une vie de zinc : l'hydrométallurgie des minerais de zinc, *Le Bup*, **1995**, 89, p. 99.
 - [6] Vignes J.-L., Abdrabah M., Piessen P., Babbit M., Une vie d'acier zingué, *Le Bup*, **1997**, 91, p. 77.
 - [7] Dreulle N., Les bases théoriques de l'hydrométallurgie, *Revue de l'Industrie Minérale*, mai **1981**, p. 403.
 - [8] Dreulle N., L'hydrométallurgie, *Cahiers d'informations techniques de la Revue de Métallurgie*, août-septembre **1982**, p. 701.
 - [9] Rizet L., Charpentier P.-E., *Métallurgie extractive : hydrométallurgie*, Techniques de l'Ingénieur, **2000**.
 - [10] Hau J.-M., *Métallurgie du zinc*, Techniques de l'Ingénieur, **2010**.
 - [11] Van Ceulen A., Eusèbe C., Hydrométallurgie du zinc et du plomb, *Revue de Métallurgie*, juillet-août **1982**, p. 367.
 - [12] Chassaing E., Tohier J., Étude électrochimique et l'hydrométallurgie du zinc, *Le Bup*, **1996**, 90, p. 1673.
 - [13] Vignes J.-L., di Costanzo T., Bouquet S., Ferton D., Une vie d'aluminium, *Le Bup*, **1997**, 91, p. 35.
 - [14] Châtelet M., Guihaumé R., *Chimie expérimentale*, Armand Colin, **1972**.
 - [15] Vignes J.-L., di Costanzo T., Jalsaja D., Frappart C., Lorang G., Mazerolles L., Pastol J.-L., Rouchaud J.-C., Bucourt F., La poudre d'aluminium et l'échec d'expériences classiques, *Le Bup*, **2001**, 95, p. 85.
 - [16] Olefjord I., Mathieu H.J., Marcus P., Intercomparison of surface analysis of thin aluminium oxide films, *Surface and Interface Analysis*, **1990**, 15, p. 681.
 - [17] Strohmeier B.R., An ESCA method for determining the oxide thickness on aluminium alloys, *Surface and Interface Analysis*, **1990**, 15, p. 51.

- [18] Vignes J.-L., Moranville M., Bournazel J.-P., Une vie de ciment, *Le Bup*, **1996**, 90, p. 57.
- [19] Regourd M., L'hydratation du ciment Portland, dans *Le béton hydraulique : connaissance et pratique*, Presses de l'École Nationale des Ponts et Chaussées, **1982**, p. 193.
- [20] Levy J.-P., *Les bétons légers*, Eyrolles, **1955**, p. 117.
- [21] Vignes J.-L., Khodan A., Ailloud P., Grass D., Une vie de cuivre, *Le Bup*, **1997**, 91, p. 9.
- [22] Vignes J.-L., André G., Fousse D., Une vie de fer-blanc, expériences sur l'élaboration, les propriétés et le recyclage d'un matériau, *Le Bup*, **1994**, 88, p. 627.
- [23] Vignes J.-L., Essaddam H., Daligand D., Une vie de plâtre, *Le Bup*, **1997**, 91, p. 145.



Jean-Louis Vigne*

est professeur émérite à l'Université Paris Est Créteil (UPEC) et chercheur au Laboratoire des Sciences des Procédés et des Matériaux (LSPM, CNRS UPR 3407) à Villetaneuse. Il a enseigné à l'ENS Cachan et à l'UFM de Créteil, et est l'auteur de l'ouvrage *Données industrielles, économiques, géographiques sur les principaux produits chimiques, métaux et matériaux*. La première édition de 1989 a été suivie de sept nouvelles éditions régulièrement mises à jour, et depuis 2005, ce travail considérable est accessible à tous sur le site de la SCF [2]. Chaque année, avec l'aide de stagiaires en Master de chimie à l'Université Pierre et Marie Curie (Paris), il réactualise ces données qui sont une source d'informations très importante pour les étudiants, les enseignants, les journalistes et les industriels.

Jean-Louis Vignes a reçu le **prix 2012 de la division Enseignement-Formation de la SCF**.

* Courriel : jean-louis.vignes@lspm.cnrs.fr

Programme

- Aspects fondamentaux de GCxGC
- Métabolisme
- Ingrédients & saveurs alimentaires
- Analyses environnementales et chimiques
- Arômes, parfums
- Développements et techniques avancées en GCxGC et GCxGC-MS

Pré-inscription obligatoire et ouverte jusqu'au 4 septembre 2013. Détails disponibles sur le site internet du symposium.

Inscriptions en ligne :
www.events-GCxGC.eu

3rd European GCxGC Symposium

17 et 18 septembre 2013
Parc Valrose, Nice, France

