

This paper is in a collection of

**“Historic Papers in Electrochemistry”**

which is part of

**Electrochemical Science and Technology Information  
Resource (ESTIR)**

(<http://electrochem.cwru.edu/estir/>)

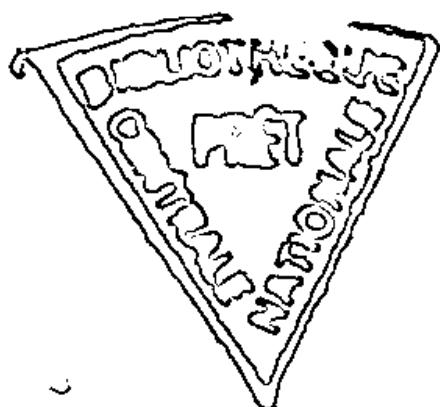
**ANNALES**  
DE  
**CHIMIE ET DE PHYSIQUE,**

PAR  
MM. CHEVREUL, DUMAS, PELOUZE, BOUSSINGAULT,  
REGNAULT, DE SENARMONT.

AVEC  
UNE REVUE DES TRAVAUX DE CHIMIE ET DE PHYSIQUE

Publiés à l'étranger;  
PAR MM. WURTZ ET VERDET.

TROISIÈME SÉRIE. — TOME XLIII.



PARIS,

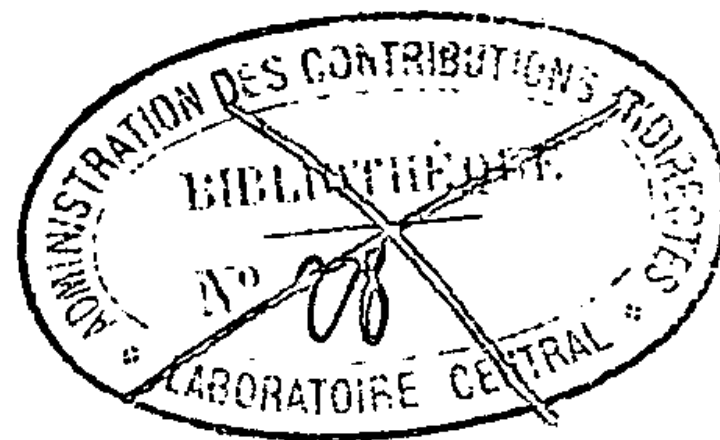
VICTOR MASSON, LIBRAIRE,

PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, N° 17.

IMPRIMERIE DE MALLET-BACHELIER

RUE DU JARDINET, N° 12.

1855.



PER. 3° 1457

# ANNALES

DE

## CHIMIE ET DE PHYSIQUE.

---

### RECHERCHES SUR LES MÉTAUX,

ET EN PARTICULIER

SUR L'ALUMINIUM ET SUR UNE NOUVELLE FORME DU SILICIUM ;

PAR M. H. SAINTE-CLAIRE DEVILLE.

---

Mémoire présenté à l'Académie des Sciences, le 14 août 1854.

---

#### § I. — *De la place que doivent occuper le zinc et l'aluminium dans la série des métaux.*

Les principes d'une classification naturelle des métaux ont jusqu'ici échappé aux efforts de tous les chimistes qui se sont occupés de cette question si importante et sur laquelle je crois devoir appeler l'attention.

Il faudrait trouver à chaque métal un caractère saillant, qui permît d'en conclure facilement les propriétés essentielles des corps simples qu'on doit grouper autour de lui, de manière que dans la famille ainsi constituée les affinités chimiques fondamentales, le mode des combinaisons analogues des divers composés possédassent un grand degré de similitude. A défaut de ce caractère, on peut successivement soumettre chaque métal à quelques réactions convenablement choisies, et classer d'après les résultats. C'est

ainsi que M. Thenard, en déterminant la résistance qu'opposent à l'action combinée de l'oxygène ou de l'eau et de la chaleur tous les métaux connus, les a ordonnés par groupes bien compactes, dans lesquels la plupart des espèces se trouvent très-rationnellement rapprochées, si bien que la classification de M. Thenard est universellement adoptée. On ne pouvait mieux choisir les agents qui servent à établir ces comparaisons : ce sont eux que la nature, dans les époques géologiques les plus récentes, a le plus souvent employés pour amener les matières minérales à leur état actuel, et qu'elle emploie pour les modifier journellement. Ce sont aussi les agents utilisés le plus fréquemment dans l'industrie et dans nos laboratoires.

Cependant il existe un certain nombre de métaux, plus ou moins bien connus, dont la place reste indécise dans les sections adoptées par M. Thenard : et cela devait être, si la nature procède toujours par transitions, comme le dit Linné : *Natura non facit saltus*. Ce sont surtout ces matières intermédiaires qu'il est important de bien connaître avant de leur assigner un rang parmi les métaux. Ce genre d'études, pour lesquelles j'ai rassemblé déjà un grand nombre d'observations et d'expériences, m'a semblé digne d'intérêt. On remarquera que les métaux rares constituent surtout ces matières intermédiaires, comme si le défaut de propriétés chimiques bien caractérisées était en rapport avec la cause pour laquelle ils sont parvenus en si petite quantité jusqu'à la surface de la terre.

L'aluminium a été pris pour le type des métaux terreux, et placé sous ce titre dans une section spéciale, composée de corps simples dont les propriétés sont à peine connues, si bien que bon nombre d'entre eux pourraient n'être pas des métaux. En tous cas, la propriété caractéristique de décomposer l'eau à 100 degrés n'appartient ni à l'aluminium, ni au glucynium que M. Debray vient d'étudier avec le plus grand soin dans le laboratoire de l'Ecole Normale.

Je crois donc que cette section pourra bien être supprimée plus tard, si les expériences auxquelles j'ai fait allusion ne m'ont pas trompé. Pour le moment, je pense que l'aluminium doit être placé à côté du fer avec lequel il a la plus grande analogie, à condition que l'on éloigne du fer le manganèse, comme le font beaucoup d'auteurs, et le zinc, comme je le propose : alors, on aura un groupe très-naturel, composé de l'aluminium, du chrome, du fer, du nickel, du cobalt.

Le zinc et le magnésium me paraissent avoir des analogies telles, que ces deux métaux ne peuvent être séparés : on admet aujourd'hui que le zinc décompose l'eau sensiblement à la température de 100 degrés. Mais de plus, malgré l'opinion commune, l'oxyde de zinc n'est pas plus que la magnésie décomposable par l'hydrogène. On peut vérifier ce fait sur de l'oxyde de zinc pur que l'on introduit, au moyen d'une nacelle, dans un tube de porcelaine violemment chauffé ; en faisant passer un courant d'hydrogène, on remarque que, non-seulement l'oxyde de zinc ne se réduit pas, mais qu'il se volatilise en formant une sorte de cadmies artificielles, assemblage de cristaux où l'on aperçoit le pointement rhomboédrique du zinc oxydé. J'ai publié, il y a deux ans, une méthode analytique fondée sur cette propriété que M. Debray a vérifiée depuis par de nombreuses expériences faites au laboratoire de l'Ecole Normale ; il a vu, en outre, que l'oxyde de zinc résistait à l'action réductrice du gaz des marais, au milieu duquel il se volatilise entièrement. D'après cela, je crois qu'on a mal compris les phénomènes qui se passent dans la fabrication du zinc où, comme on le sait, on mélange grossièrement le minerai oxydé et le charbon, et on chauffe fortement pour obtenir la distillation du métal. On a attribué à une sorte de cémentation la réduction de l'oxyde de zinc qui n'est pas immédiatement au contact du charbon. C'est difficile à admettre, puisque l'oxyde de carbone ne réduit pas

l'oxyde de zinc comme il réduit l'oxyde de fer. Il est certain pourtant que, dès le début de l'opération, il se forme de l'oxyde de carbone à tous les points où l'oxyde de zinc touche le charbon. Je pense que dans le courant de ce gaz, comme dans l'hydrogène, l'oxyde de zinc se volatilise, et rencontrant le charbon, s'y réduit par une opération précisément inverse de la cémentation.

Si l'on veut bien consentir pour le moment à mettre ensemble dans un groupe distinct l'aluminium, le chrome, le fer, le nickel et le cobalt, on trouvera pour tous ces métaux une cause de rapprochement assez inattendue. Ils sont tous inattaquables par l'acide nitrique plus ou moins concentré, et présentent, à divers degrés, le phénomène de la passivité. L'aluminium et le chrome résistent à l'action de l'acide nitrique faible, le fer n'est passif que dans l'acide concentré; il en est de même pour le nickel et le cobalt où la résistance à l'action de l'acide s'annule sous de très-faibles influences. Ces deux métaux forment le passage au manganèse.

Dans les combinaisons chimiques, où la réaction est déterminée pour la nature et l'intensité par l'affinité des corps qui s'unissent, la stabilité du composé résultant est en raison directe de l'énergie de la réaction, et pourrait servir à la mesurer. C'est ainsi que le zinc décomposera l'eau avec rapidité en présence de l'acide sulfurique, et qu'on pourra prévoir la stabilité du sulfate de zinc et en conclure une affinité considérable entre les éléments de ce sel. Ceci posé, on remarque que dans l'acide nitrique faible il peut se former des nitrates de protoxydes de nickel, de cobalt et de fer, combinaisons très-stables (excepté le nitrate de protoxyde de fer en présence d'un excès d'acide): le nickel, le cobalt et le fer se dissoudront donc dans l'acide nitrique faible avec une grande facilité. Il n'en est pas de même de l'aluminium et du chrome dont les protoxydes ne peuvent exister en présence de l'acide nitrique; en outre, les nitrates des sesquioxydes sont d'une instabilité excessive :

leur production ne pourra donc entraîner ni la décomposition de l'eau, ni la décomposition de l'acide nitrique pour opérer l'oxydation du métal, et la réaction n'aura pas lieu. Le même raisonnement s'applique au fer, au nickel et au cobalt en présence de l'acide nitrique concentré : l'affinité des sesquioxides, qui pourraient seuls se former, est insuffisante à déterminer la décomposition, soit de l'acide, soit de l'eau, dont les éléments sont si étroitement unis en présence d'un acide concentré ou anhydre. La passivité, qui est absolue pour l'aluminium et le chrome, très-forte pour le fer en présence de l'acide concentré, est à peine accusée pour le nickel et le cobalt, comme l'a si bien établi M. Nicklès (*voyez* tome XXXV, page 206, du *Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3<sup>e</sup> série), et cesse de se manifester dans les circonstances même où les sesquioxides ne pourraient exister.

Ces considérations mettront peut-être sur la voie d'une explication complète de la passivité, au moins de la partie chimique du phénomène.

## § II. — *De l'aluminium et de ses propriétés.*

L'aluminium n'est connu que par les beaux travaux de M. Wöhler (1), qu'aucun chimiste n'ignore aujourd'hui, puisqu'ils ont passé dans les livres les plus élémentaires. Un extrait de ses mémorables expériences serait ici inutile : je puis, en cette circonstance, exposer tout de suite le résultat de mes observations sur des masses assez considérables du métal découvert par M. Wöhler, en donnant un peu plus loin la raison de nos dissidences sur quelques points importants.

L'aluminium est un métal d'un beau blanc, à peine un peu bleuâtre par rapport à l'argent qui, on le sait, réfléchit la lumière en lui donnant une légère teinte jaune. La couleur de l'aluminium fortement écaillé présente cette teinte bleue

---

(1) *Annales de Chimie et de Physique*, 1<sup>re</sup> série, tome XXXVII, page 66, 1828; et *Annalen der Chemie und Pharmacie*, tome LIII, page 422.

avec un peu plus d'intensité. Cette influence de l'écrouissage s'exerce sur presque toutes les propriétés de ce métal, de sorte qu'il faut toujours observer son état avant et après l'action du marteau. Ainsi, au moment où il vient d'être coulé, l'aluminium a la dureté de l'argent vierge à peu près; quand il est écroui, il ressemble presque à du fer, devient élastique en prenant beaucoup de dureté, et rendant le son de fer si on le laisse tomber sur un corps dur.

L'aluminium paraît malléable et ductile à peu près sans limite, et on peut le réduire à l'état de lames très-minces ou de fils très-fins sans être obligé de le recuire. Il se lime facilement et sans *empâter* l'outil, comme de la fonte douce.

Quand on le frotte entre les doigts, il exhale une très-légère odeur de fer.

L'aluminium conduit l'électricité avec une perfection extrême, de manière qu'il doit être considéré comme un des meilleurs conducteurs connus, et peut être comparé, sous ce rapport, à l'argent. La détermination du pouvoir conducteur a été faite au moyen de l'appareil de M. Wheatstone, et en cherchant quelles étaient les dimensions d'un fil de fer de clavecin et d'un fil d'aluminium qui opposaient au passage de l'électricité la même résistance, j'ai trouvé pour le fil de fer :

Longueur.....	655 <sup>mm</sup>
Diamètre.....	0 <sup>mm</sup> ,762.

Pour le fil d'aluminium :

Longueur.....	660 <sup>mm</sup>
Diamètre.....	0 <sup>mm</sup> ,270

On déduit de ces nombres que l'aluminium conduit l'électricité huit fois mieux que le fer ou un peu plus.

J'ai trouvé, comme MM. Poggendorff et Riess, que l'aluminium était faiblement magnétique.

L'aluminium cristallise avec la plus grande facilité par fusion; j'en ai obtenu aussi, par la pile, des cristaux qui m'ont



paru octaédriques et réguliers; mais je n'oserais l'affirmer.

Il fond à une température plus élevée que le zinc, plus basse que l'argent, en se rapprochant peut-être plus du zinc que de l'argent. C'est donc un métal excessivement fusible. Sous ce rapport, je suis en désaccord avec M. Wöhler, ce qui m'a fait penser que cet illustre chimiste, même dans ses expériences de 1845, n'avait pas opéré sur de l'aluminium tout à fait pur. Je discuterai un peu plus tard cette question à l'occasion de l'action de l'eau sur le métal.

La densité de l'aluminium est égale à 2,56, d'après mes expériences qui concordent avec celles de M. Wöhler. Par l'action du laminoir, cette densité s'accroît considérablement de manière à devenir égale à 2,67, et indique un rapprochement très-grand des molécules : ce qui explique les différences qui existent entre les propriétés physiques du métal selon qu'il est recuit ou écroui. Chauffée à 100 degrés et refroidie, la matière change fort peu sous ce rapport, car sa densité est encore de 2,65.

Quand on considère que la densité de l'alumine cristallisée est égale à 3,97, c'est-à-dire une fois et demie plus considérable que celle du métal, on s'aperçoit que le volume de l'aluminium qu'on en retirerait par l'analyse serait, à très-peu près, le même que le volume de son oxyde, de sorte qu'en se combinant avec l'aluminium, l'oxygène s'annihile entièrement. Ce résultat, qui est loin d'être unique, a fait penser à M. Dumas que, dans ce cas et dans tous les cas pareils, le métal isolé et le métal combiné ne sont pas au même état physique. Si l'on calcule, en partant de son analogie avec le fer, l'équivalent de l'aluminium au moyen du volume atomique du fer et de la densité de l'aluminium, on trouve un nombre 9,31 qui est précisément égal aux  $\frac{2}{3}$  du nombre 14, admis actuellement pour l'équivalent de l'aluminium. C'est 9,33 qu'il faudrait prendre, si l'on voulait considérer l'alumine comme un protoxyde  $AlO$  contrairement à toutes les analogies et à toutes les idées généralement adoptées à ce sujet.

Les propriétés chimiques de l'aluminium doivent le faire considérer comme un des métaux les plus inaltérables, intermédiaire, sous ce rapport, entre les métaux précieux et les métaux communs.

Ainsi l'air, et par suite l'oxygène, ne lui font subir aucune altération sensible : il résiste à cet agent à la température la plus élevée que j'aie pu produire dans un fourneau de coupelle (1), température bien supérieure à celle que l'on emploie dans les essais d'or. Cette expérience est frappante, surtout lorsque le culot métallique est enveloppé d'une couche d'oxyde qui le ternit ; la dilatation du métal fait jaillir de la surface des gouttelettes brillantes qui ne perdent pas leur éclat, malgré l'atmosphère oxydante qui les entoure. M. Wöhler avait remarqué cette propriété en essayant de fondre le métal au chalumeau.

L'eau n'a aucune action sur l'aluminium, ni à la température ordinaire, ni à la température de l'ébullition, ni même à une température rouge sombre, voisine du point de fusion du métal. Pour obtenir une action sensible il faut agir à la température la plus élevée que puisse produire un fourneau à réverbère, surmonté d'un tuyau de tôle d'un mètre de longueur environ. Même alors, l'oxydation est si faible, qu'elle ne se développe que par places, et on retire de la nacelle des globules extrêmement brillants qui évidemment n'ont subi aucune altération. On pourrait craindre que les traces d'air et d'acide carbonique qui se dégagent au sein de l'eau, même après une longue ébullition, n'aient compliqué le phénomène et faussé l'observation. Cependant cette légère altération et les analogies du métal peuvent faire admettre une décomposition de l'eau, mais très-faible.

L'aluminium et le fer ont été souvent comparés l'un à l'autre dans les pages qui précèdent : je considère en effet

---

(1) Dans la coupelle le plomb brûle, la litharge fond à côté de l'aluminium qui ne change pas. Si ces métaux s'alliaient, on pourrait facilement coupler l'aluminium comme l'argent.

ces deux métaux comme très-voisins et aussi très-voisins du chrome, quoique ne possédant pas tous les trois les mêmes degrés d'oxydation. C'est surtout par les propriétés de leurs sesquioxydes qu'ils se rapprochent : ces matières éminemment isomorphes, qui se remplacent partout et dans toutes les circonstances, jouissent d'une stabilité exceptionnelle dans la série des combinaisons oxydées de chacun de ces métaux. Au contraire, le sesquioxyde de manganèse n'a aucune stabilité, et sauf quelques minéraux peu importants, tels que l'épidote manganésienne de Saint-Marcel (1) dont on n'a pas, je crois, de cristaux déterminables, sauf un alun excessivement instable que je n'ai pu reproduire nettement d'après les indications de M. Mitscherlich, sans doute parce que les éléments qui le composent ont entre eux une très-faible affinité, on ne voit nulle part le sesquioxyde de manganèse jouer le rôle du sesquioxyde de chrome et d'aluminium. Ils ont, en outre, des formes dif-

(1) Cette considération m'ayant fait douter de la formule de cette substance, elle a été analysée; les nombres obtenus confirment entièrement les résultats admis jusqu'ici pour la formule de cette variété d'épidote.

		Oxygène.	
Silice.....	37,3	19,3	3
Alumine.....	15,9	14,54	2
Sesquioxyde de fer.....	4,8		
Sesquioxyde de manganèse	19,0	6,59	1
Chaux.....	22,8		
Magnésie.....	0,2		
	100,0		

Les rapports exacts sont 1 : 2,2 : 2,9.

On a analysé 1240 milligrammes de matière qui a été traitée par l'hydrogène à une haute température. L'épidote s'est décolorée par suite de la formation du protoxyde de manganèse, et le verre formé est devenu attaquant par les acides. Le fer s'est réduit à l'état métallique : la perte d'oxygène, en supposant le fer et le manganèse à l'état de sesquioxydes, a été trouvée égale à 51 milligrammes; le calcul donne 50,6, ce qui prouve bien que le manganèse est à l'état de sesquioxyde dans l'épidote de Saint-Marcel. (Extrait des *Procès-verbaux du laboratoire d'analyse de l'École Normale*, 1852.)

férentes : aussi a-t-on eu bien raison d'enlever le manganèse à la section qui contient le fer et le chrome. Mais le fer possède un oxyde qui n'existe pas sans doute pour l'aluminium, et qui se forme toutes les fois qu'on brûle le fer dans l'oxygène ou qu'on l'oxyde par la vapeur d'eau : c'est l'oxyde magnétique. Il est probable que si l'oxyde  $\text{Al}^3 \text{O}^4$  pouvait se produire, l'aluminium serait aussi combustible dans l'air et aussi altérable par l'eau que le fer lui-même. Je me propose, quand je pourrai avoir du chrome pur et fondu, de poursuivre sur ce métal une comparaison de ce genre qui pourra être fort instructive à cause de l'existence de l'oxyde  $\text{Cr}^3 \text{O}^4$  (M. Peligot) et du fer chromé. Quant au manganèse, qui est si altérable par l'air et par l'eau, il est remarquable que celui de ses oxydes qui présente le plus de stabilité, et qui se forme à chaud dans l'air ou dans l'eau, a également pour formule  $\text{R}^3 \text{O}^4$ , dont l'existence paraît liée à l'altérabilité du métal.

L'acide nitrique, faible ou concentré, n'agit pas à la température ordinaire sur l'aluminium. Dans l'acide nitrique bouillant la dissolution s'effectue avec une telle lenteur, que j'ai dû renoncer à ce mode d'attaque dans mes analyses.

Des globules d'aluminium pesant à peine quelques milligrammes ont été plongés dans de l'acide sulfurique faible, pendant près de trois mois, sans avoir subi d'altération sensible. Cependant la liqueur précipitait légèrement par l'ammoniaque.

Le véritable dissolvant de l'aluminium, c'est l'acide chlorhydrique faible ou concentré. L'attaque est très-rapide et la réaction énergique. A une température très-basse, l'acide chlorhydrique gazeux attaque le métal et le transforme en chlorure d'aluminium ordinaire très-volatil. Dans cette circonstance le fer ne semble pas s'altérer : cette dissimilitude n'est probablement qu'apparente, le protochlorure de fer peu volatil pouvant protéger, en la recouvrant, la matière métallique restée intacte. Cette expérience me ferait admettre que c'est l'acide chlorhydrique, et non l'eau, qui est

décomposé par l'aluminium : et, en effet, le métal est attaqué d'autant plus facilement que l'acide est plus concentré. On s'expliquerait ainsi cette différence d'action entre les solutions d'acide chlorhydrique et d'acide sulfurique, celle-ci étant presque inactive. Ce raisonnement s'appliquerait également à l'étain.

L'hydrogène sulfuré n'exerce sur l'aluminium aucune action.

Je ne parlerai pas de la réaction des solutions alcalines que M. Wöhler a étudiée avec soin. Je dirai seulement que l'aluminium est inattaquable par les alcalis monohydratés : on peut, en effet, laisser tomber un globule d'aluminium dans la soude caustique fondue et rougie dans un vase d'argent sans qu'on observe aucune réaction.

L'aluminium, comme le fer, ne s'allie pas au mercure ; il prend par la fusion à peine quelques traces de plomb, qui restent au fond du creuset et qu'on retrouve à la partie inférieure du culot d'aluminium. Il donne, avec le cuivre, des alliages légers, très-durs et blancs. L'alliage à  $\frac{1}{10}$  de cuivre est susceptible du plus beau poli ; à  $\frac{1}{4}$  de cuivre, il est plus dur que le bronze et se laisse limer difficilement. Sa densité est alors de 4,3. Il s'unit également avec l'argent et le fer.

Il est caractérisé au plus haut point par la faculté de former avec le charbon et surtout avec le silicium une fonte grise, grenue et cassante, cristallisable avec la plus grande facilité. Les plans de clivage se coupent sous des angles qui paraissent droits.

Une fois ces faits constatés, je chercherai la cause des différences qui existent entre les propriétés que je viens de décrire et celles que M. Wöhler a assignées à l'aluminium dans les deux Mémoires précédemment cités. Il est évident que les matières sur lesquelles M. Wöhler et moi nous avons expérimenté ne sont pas identiques. Le métal que j'ai obtenu est des plus fusibles ; celui de M. Wöhler ne paraît pas avoir cette propriété, au même degré : voici les propres paroles de M. Wöhler :

« On obtient l'aluminium à l'état de poudre grise. Mais  
 » en regardant de plus près la masse, on trouve qu'elle est  
 » formée de petits globules fondus, dont quelques-uns ont  
 » la grandeur d'une grosse tête d'épingle. Il s'ensuit que  
 » l'aluminium est fusible à la température produite au  
 » moment de la réduction. Des essais directs m'ont prouvé  
 » que cette température n'est pas si haute (1). En effet, j'ai  
 » trouvé que l'aluminium peut être fondu avec du borax,  
 » au chalumeau ordinaire (2), mais en diminuant consi-  
 » dérablement dans le borax. Aussi je n'ai pas réussi à le  
 » fondre avec du borax, dans un creuset à la température  
 » de fusion de la fonte. Il en avait entièrement disparu; le  
 » borax avait pris une couleur noir-brunâtre, probable-  
 » ment à cause de la réduction du bore. »

D'un autre côté, M. Wöhler trouve que l'aluminium dé-  
 compose l'eau. J'arrive, on le sait, à un résultat contraire.  
 J'ai fait l'expérience suivante pour bien constater le fait. Un  
 fil très-fin d'aluminium pesant 149<sup>milligr</sup>, 8 a été laissé pendant  
 plus d'une demi-heure dans l'eau bouillante contenue dans  
 un vase de verre : sa surface n'a pas été ternie, l'eau n'a  
 pas perdu sa limpidité, et le fil remis sur la balance n'avait  
 pas changé de poids. Pendant l'ébullition toutes les bulles  
 de vapeur se forment sur l'aluminium qui, étant fort léger,  
 s'agite beaucoup dans la liqueur; on croirait facilement à  
 un dégagement d'hydrogène. Mais avec un fil de platine les  
 mêmes apparences se produisent, et les bulles de vapeur se  
 dégagent encore autour du métal bien longtemps après  
 qu'on a retiré le vase du feu.

Ces différences ne peuvent s'expliquer que par une hypo-  
 thèse qui peut-être n'est pas exacte, mais qui me paraît pro-  
 bable. M. Wöhler ayant opéré dans des vases de platine, il est  
 impossible qu'il n'y ait pas eu un alliage formé entre le pla-

(1) M. Wöhler, dans son premier travail, pensait que l'aluminium résis-  
 tait à la température de fusion de la fonte.

(2) La température produite par le chalumeau est toujours considérable.



tine et le potassium, d'une part ; puis entre le platine et l'aluminium, de l'autre : car ces deux derniers métaux s'unissent avec la plus grande facilité et sous l'influence d'une faible chaleur. La présence du platine dans l'aluminium expliquerait les différences de fusibilité qui existent manifestement entre les matières sur lesquelles nous avons opéré M. Wöhler et moi. Pour m'en convaincre, j'ai préparé dans un vase de platine avec des matériaux très-purs, et en suivant toutes les indications de M. Wöhler, de l'aluminium qui s'est présenté avec tous les caractères qui lui sont assignés dans l'extrait cité un peu plus haut. Le creuset de platine a été fortement attaqué, et l'aluminium dissous dans l'acide chlorhydrique laissait un résidu très-sensible de platine. Quant à la propriété qu'il possède, suivant M. Wöhler, de décomposer l'eau, je l'explique autrement : ou bien l'illustre chimiste s'est servi des petits globules dont il parle, et alors incontestablement ils contenaient du sodium qui ne disparaît qu'autant qu'on les maintient au contact d'un excès considérable de chlorure d'aluminium ou mieux de chlorure d'aluminium et de sodium (l'analyse m'en a donné la preuve) ; ou bien il s'est servi d'aluminium pulvérulent, et une autre hypothèse est encore admissible. Si l'on se souvient des expériences si remarquables de M. Chevreul sur le phénomène qu'il a appelé l'affinité capillaire, on admettra facilement que l'aluminium spongieux ne peut être entièrement débarrassé, par les lavages, du chlorure d'aluminium qu'il a pu conserver, et il en conservera nécessairement si le métal a été entièrement dépouillé de sodium par un excès de chlorure d'aluminium. Or le chlorure d'aluminium, en présence de l'eau, fait fonction d'acide par rapport au métal, et il se dégage de l'hydrogène avec production d'un sous-chlorhydrate d'alumine, dont la composition ne m'est pas encore connue, mais dont l'existence est mise hors de doute par l'expérience suivante. Si l'on plonge un fil d'aluminium dans de l'acide chlorhydrique

étendu et qu'on l'en retire aussitôt, on voit bientôt se produire à la surface une végétation de matière blanche, qui détruit une quantité considérable de métal et sans absorption d'oxygène de l'air ; car sur le mercure, et dans une atmosphère limitée, le phénomène continue, non-seulement sans qu'il y ait diminution de pression, mais encore en s'accompagnant d'un abaissement faible dans le niveau du mercure.

D'ailleurs, si l'on prend de l'aluminium préparé suivant les prescriptions de M. Wöhler, bien lavé et bien séché, si on l'introduit dans un tube de verre chauffé au rouge et préalablement rempli d'hydrogène, et si l'on fait passer sur le métal de la vapeur de chlorure d'aluminium, entraînée par un courant d'hydrogène, on voit bientôt distiller une matière huileuse qui se concrète à une température de 150 à 200 degrés : c'est du chlorure double d'aluminium et de sodium, que j'ai analysé. A la fin de l'expérience on trouve dans le tube une matière différant entièrement de l'aluminium spongieux. C'est un métal bien fondu, réuni en grosses gouttelettes, et il est alors absolument dénué de sodium. Cette expérience, que j'avais faite, au début de mon travail, en vue de produire un protochlorure d'aluminium, en m'éclairant sur les véritables propriétés du métal, m'a fourni un mode de purification et indiqué les conditions nécessaires pour l'obtenir avec toutes les qualités que j'ai énumérées plus haut.

### § III. — *De la préparation du sodium.*

Le sodium devant servir à la préparation de l'aluminium, j'ai cru devoir étudier avec soin sa préparation et ses principales propriétés en face de l'oxygène de l'air, afin de pouvoir me rendre compte des difficultés qui accompagnent sa production et apprécier le danger que présente son maniement. Sous ce rapport le sodium ne peut être comparé au potassium. Celui-ci est tellement dangereux, qu'habitué à me servir de sodium, j'ai voulu une seule fois le remplacer



par le potassium, et le simple écrasement du métal entre deux feuilles de papier a suffi pour l'enflammer avec une sorte d'explosion fort à craindre, même pour l'opérateur averti. Le sodium peut être laminé entre deux feuilles de papier, coupé, manié à l'air sans accidents, si les doigts et les instruments ne sont pas mouillés. Il peut être impunément chauffé à l'air bien au delà de son point de fusion sans prendre feu, quoique j'aie eu soin, dans l'expérience que j'ai faite à ce sujet, de renouveler constamment la surface du globule métallique, dont l'oxydation lente ne semble s'effectuer qu'aux dépens de l'humidité de l'air. Enfin je suis arrivé à penser que la vapeur seule du sodium était inflammable et que la combustion vive du métal ne se déterminait qu'à une température peu éloignée de son point d'ébullition, au moins à une température où la tension des vapeurs métalliques devient très-sensible.

Quant à la préparation du métal, c'est l'une des opérations les plus faciles, peut-être l'une des moins coûteuses de celles qu'on réalise chaque jour dans un laboratoire. Je dois dire tout de suite que c'est en grande partie aux récipients proposés par MM. Donny et Maresca (1) qu'il faut attribuer les bons résultats qui ont été obtenus dans le laboratoire de l'École Normale, où des expériences nombreuses ont été faites sur la fabrication du sodium. Je ne donnerai ici aucune description d'appareil ni aucun conseil sur la marche à suivre dans l'opération. Ces détails se trouvent dans les livres élémentaires, mais surtout dans l'excellent Mémoire de MM. Donny et Maresca, auquel je renvoie et dont je recommande de suivre scrupuleusement toutes les indications. Je dirai seulement que la température nécessaire à la production du sodium est loin d'être aussi considérable qu'on se le figure habituellement, si bien qu'une bouteille à mercure, sans

---

(1) Voyez, dans les *Annales de Chimie et de Physique*, 3<sup>e</sup> série, t. XXXV, p. 147, le Mémoire intitulé : *De la préparation du potassium*.

aucun lut, sans même la recouvrir de borax fondu, peut servir un grand nombre de fois, et ne recevrait même aucune atteinte de l'opération, si on lui appliquait le lut que MM. Gay-Lussac et Thenard recommandent dans la préparation du potassium par leur procédé. La distillation du sodium se fait aussi facilement que celle du potassium, de sorte qu'on peut employer l'appareil décrit par MM. Donny et Maresca.

La condition essentielle de réussite, au moins dans la préparation du sodium que j'ai seule expérimentée en grand, c'est que la quantité de charbon introduite dans le mélange soit en léger excès, et que surtout on y introduise une matière inactive destinée à le maintenir pâteux pendant l'action du feu. C'est à quoi l'on arrive en ajoutant au carbonate de soude une certaine quantité de craie pulvérisée. Voici comment est composé le mélange qui m'a toujours donné les meilleurs résultats :

Carbonate de soude.....	717
Charbon.....	175
Carbonate de chaux.....	108
	<hr/> 1000

On prend le carbonate de soude desséché, le charbon et la craie pulvérisés, on en fait une pâte sèche avec de l'huile, et on calcine dans une bouteille à mercure coupée qui sert de creuset et que l'on bouche convenablement. La matière grise et poreuse est concassée et introduite dans l'appareil, puis chauffée comme si l'on voulait faire du potassium. On peut opérer sur 1200 ou 1400 grammes de matière pour obtenir quelquefois plus de 400 grammes de sodium brut très-beau et malléable : il ne reste dans la bouteille que de la chaux et un peu de charbon.

J'ai essayé également de faire du sodium par la méthode de MM. Gay-Lussac et Thenard, en la modifiant un peu pour permettre d'opérer sur de grandes masses. J'ai pris

1000 grammes de soude, 100 grammes de potasse caustique que j'ai chauffés dans une bassine de fonte jusqu'à cessation de dégagement de vapeur d'eau; j'y ai introduit, en agitant la matière, 200 grammes de chaux grasse bien vive, et enfin de la tournure de fer broyée dans un mortier et tamisée, en quantité telle, que le mélange bien brassé parût suffisamment compacte, malgré la température rouge vif à laquelle il est soumis. On étale cette matière sur une lame de tôle, pour qu'elle se divise facilement par le refroidissement. On la mélange encore avec une nouvelle et forte proportion de tournure de fer, et on introduit le tout dans une bouteille à mercure munie de son canon de fusil; on doit réserver à la partie supérieure un espace correspondant à 5 ou 6 centimètres de hauteur au moins, que l'on garnit avec de la tournure de fer seule. Cet appareil, chauffé à une température excessivement élevée, donne du sodium ou plutôt un alliage de sodium et de potassium qui ne distille que lorsque l'appareil est tout entier à une température bien voisine de la fusion du fer. Aussi j'indique cette expérience comme *pouvant* réussir, parce que deux fois mon appareil a brûlé au moment où le métal alcalin se produisait avec une abondance qui était une garantie d'un succès complet.

Je regrette qu'il en soit ainsi, car le sodium et le potassium préparés par le procédé de MM. Gay-Lussac et Thenard sont beaucoup plus beaux et certainement plus purs que lorsqu'ils ont été obtenus par les carbonates alcalins et le charbon.

La production si facile du sodium, son altérabilité si faible quand on le compare au potassium, son équivalent bien plus petit, d'où il résulte qu'il faut en potassium presque deux fois le poids du sodium nécessaire pour produire la même décomposition, enfin son point d'ébullition plus élevé qui permet souvent de faire arriver à sa surface des substances moins volatiles que le potassium, toutes ces considérations m'ont fait préférer dans les expériences le

sodium, dont l'énergie réductrice est au moins égale à celle du potassium. Je pense qu'il en sera de même dans presque toutes les circonstances où l'on utilise aujourd'hui les propriétés de ce dernier métal.

#### § IV. — *Préparation de l'aluminium.*

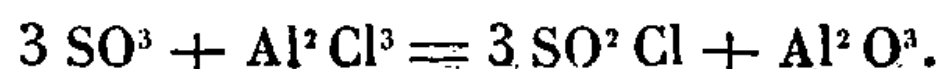
H. Davy avait essayé de préparer l'aluminium en faisant passer de la vapeur de potassium sur l'alumine. Cette expérience n'a pas donné un bon résultat, et il n'en faut rien conclure contre le principe sur lequel elle s'appuyait : une multitude de difficultés tenant aux vases dans lesquels il faut opérer peuvent être les causes d'un échec, et je fais en ce moment disposer quelques appareils qui me permettront de savoir si l'expérience peut réussir.

1°. *Procédé par le sodium.* — Tout le monde connaît la méthode que M. Wöhler a employée pour préparer l'aluminium. Ce beau travail, qui a été transcrit dans tous les livres élémentaires, a donné comme résultat principal une méthode générale pour la production des métaux, dont la science a largement profité. Les appareils de M. Wöhler sont connus de tout le monde, et j'en parlerai ici sans les décrire ; ce serait, je pense, superflu. J'ai fait voir, à l'occasion des propriétés de l'aluminium, en quoi, à mon sens, ces appareils péchaient, puisqu'ils pouvaient introduire dans le métal un peu de platine et peut-être y laisser un peu de sodium. D'ailleurs les vases de platine étant fortement attaqués, si l'on pouvait éviter leur emploi, il était convenable de le faire. Le procédé que j'ai adopté donne du premier coup l'aluminium pur et fondu en un seul culot. Avant de le décrire, je dirai quelques mots de la fabrication du chlorure d'aluminium.

J'emploie de l'alumine calcinée mélangée avec du charbon, mise en pâte avec de l'huile et chauffée dans un creuset de terre. Le produit découpé avec un couteau se compose de morceaux plus ou moins gros et de poussière qu'on intro-

duit ensemble dans les cornues de grès tubulées (avec tubulure plongeante), qu'Ebelmen a employées pour la préparation du chlorure de silicium et qui se trouvent figurées dans tous les Traités élémentaires nouveaux. Seulement on doit avoir soin, en les choisissant, de rejeter celles qui sont vernies intérieurement avec de l'oxyde de plomb. Une fois la cornue portée au *rouge sombre* jusqu'au centre, on fait passer un courant de chlore (1) très-rapide qui chasse d'abord l'eau des appareils et fournit bientôt du chlorure d'aluminium en grande abondance. On recueille alors le produit. Je me suis servi comme récipient d'une cloche en verre munie d'une douille que l'on fait pénétrer dans le col de la cornue. On ferme l'extrémité béante de la cloche par un entonnoir dont le bord évasé est appliqué contre la cloche et maintenu au moyen d'un lut quelconque ou d'une bande de papier gommé. Pour que la douille ne s'engorge pas, il faut qu'elle s'échauffe fortement pendant l'opération et que par conséquent la partie du col de la cornue qui sort du fourneau n'ait pas plus de 5 à 6 centimètres de longueur. Au moyen de cet appareil, j'ai préparé en une journée près de 5 kilogrammes de chlorure d'aluminium. C'est une opération des plus faciles, dans laquelle on peut utiliser presque toute l'alumine introduite dans la cornue. Il faut avoir grand soin d'allumer le jet d'oxyde de carbone qui sort des appareils, à cause des propriétés toxiques de ce gaz.

J'ai essayé de produire du chlorure d'aluminium en chauffant un mélange d'alun calciné et de sel marin. Je n'ai obtenu que de l'alumine et du sulfate de potasse comme résidu, et un gaz composé avec les éléments de l'acide chlorosulfurique ou ce gaz lui-même. Voici, en simplifiant, la formule qui explique cette réaction :




---

(1) L'acide chlorhydrique produit du chlorure d'aluminium ou de silicium en passant au travers du mélange de charbon et d'alumine ou de silice ; mais il faut une plus forte chaleur.

Cette expérience réussit également bien en chauffant du bisulfate de potasse fondu et pulvérisé avec du chlorure double d'aluminium et de sodium. Il se dégage un gaz incolore, absorbable par l'eau dans laquelle on peut constater la présence de quantités considérables d'acide sulfurique et d'acide chlorhydrique. En chauffant rapidement le mélange salin, la présence du chlore libre se manifeste par la coloration du gaz dans l'appareil (1).

Pour obtenir de l'aluminium, on prend un gros tube de verre de 4 centimètres de diamètre environ, on y introduit 200 à 300 grammes de chlorure d'aluminium qu'on isole entre deux tampons d'amiante. Par une des extrémités du tube on fait arriver de l'hydrogène bien purgé d'air et sec (2). On chauffe dans le courant du gaz le chlorure d'aluminium à l'aide de quelques charbons afin de chasser l'acide chlorhydrique, les chlorures de soufre et de silicium dont il est toujours imprégné. On introduit ensuite dans le tube des nacelles de porcelaine, aussi grandes que possible, contenant chacune quelques grammes de sodium préalablement écrasé entre deux feuilles de papier à filtrer bien sec. Le tube étant plein d'hydrogène, on fond le sodium, on chauffe le chlorure d'aluminium qui distille et se décompose avec une incandescence que l'on modère très-bien, au point de la rendre nulle si l'on veut. L'opération est terminée quand tout le sodium a disparu et que le chlorure de sodium formé a absorbé assez de chlorure d'aluminium pour en être saturé.

Alors l'aluminium baigne dans un chlorure double d'aluminium et de sodium, composé très-fusible et volatil. On

(1) Je ne fais qu'indiquer la partie de cette expérience qui concerne le sujet de ce Mémoire; elle constitue une curieuse exception à la loi de Berthollet, et je me réserve d'en discuter les conséquences et de constater si c'est bien là un mode de préparation pour l'acide chlorosulfurique.

(2) Pour cela on fait passer le gaz au travers d'une boule remplie d'un mélange d'éponge et de noir de platine et légèrement chauffée. On le dessèche ensuite avec de la chaux potassée.



extrait les nacelles du tube de verre, on les introduit dans un gros tube de porcelaine, muni d'une allonge et traversé par un courant d'hydrogène sec et exempt d'air. On chauffe au rouge vif : le chlorure d'aluminium et de sodium distille sans décomposition, on le recueille dans l'allonge, et on trouve après l'opération dans chaque nacelle tout l'aluminium rassemblé en un ou deux petits culots au plus. On les lave dans l'eau qui enlève un peu de sel et de silicium brun, provenant de l'attaque de la porcelaine par le sodium et l'aluminium. Car l'aluminium fondu dans un vase de terre (1) en attaque les parois, met le silicium à nu, mais ne s'y unit pas : on trouve dans le creuset une poudre chocolat identique au silicium de Berzelius et l'aluminium conserve toute sa malléabilité. Pour réunir tous les petits culots en un seul, on prend une capsule de porcelaine dans laquelle on fond du chlorure d'aluminium et de sodium, et quand tout dégagement d'acide chlorhydrique dû à l'humidité a cessé, on y introduit l'aluminium : on chauffe jusqu'à une température voisine du point de fusion de l'argent, et on voit l'aluminium se réduire en un culot qu'on laisse refroidir. On coule l'excès de fondant, et on recueille le métal qu'on maintient fondu dans un creuset de porcelaine couvert jusqu'à ce que les vapeurs du chlorure double d'aluminium et de sodium dont le métal est toujours imprégné aient complètement disparu. On trouve le culot enveloppé d'une pellicule légère d'alumine provenant de la décomposition partielle du fondant. L'aluminium ainsi obtenu est extrêmement pur.

2°. *Procédé par la vapeur de sodium.* — Ce procédé, que je n'ai pas encore perfectionné, parce que les appareils me manquent, est très-facile à pratiquer et m'a donné avec des chlorures d'aluminium très-impurs, chargés de chlo-

---

(1) Je prépare maintenant des creusets infusibles et inattaquables avec de l'alumine calcinée rendue plastique au moyen de l'alumine gélatineuse.

rures de fer et de plomb, de l'aluminium très-pur et du premier jet. Voici comment j'ai opéré.

J'ai rempli une bouteille à mercure avec le mélange de craie, charbon et carbonate de soude dont il a été question plus haut. A la bouteille on a vissé un tube de fer de 10 centimètres de longueur et on a placé le tout dans un fourneau à vent, de façon que la bouteille a été portée à la température du rouge-blanc et le tube de fer chauffé au rouge jusqu'à son extrémité. On introduit le bout du tube de fer dans un trou fait en bas et au quart de la hauteur d'un grand creuset de terre, de manière que l'extrémité du tube vienne affleurer la paroi intérieure du creuset. L'oxyde de carbone qui se dégage brûle bien au fond du creuset, l'échauffe et le dessèche, puis la flamme du sodium paraît, et alors on jette de temps à autre dans le creuset du chlorure d'aluminium qui se volatilise et se décompose au devant de cette sorte de tuyère qui amène la vapeur réductrice. On est averti qu'il faut ajouter du chlorure d'aluminium dans le creuset, lorsque les vapeurs qui en sortent cessent d'être acides et que la flamme du sodium brûlant dans l'atmosphère de chlorure d'aluminium perd de son éclat. Quand l'opération est terminée, on casse le creuset, et on retire de la portion de sa paroi qui est située au-dessus de l'orifice du tube de fer une masse saline composée de sel marin, d'une quantité considérable de petits globules d'aluminium et enfin de charbon sodique, qui est en quantité d'autant plus grande que l'opération a marché plus lentement. Il provient de la décomposition de l'oxyde de carbone opérée par le sodium dans les circonstances qu'ont fort bien déterminées MM. Donny et Maresca, et que sans doute on pourra modifier dans un appareil convenablement construit.

On détache ces globules en plongeant la masse saline dans l'eau, et alors il faut observer la réaction de l'eau de lavage au papier de tournesol. Si l'eau qui a séjourné sur la masse saline et qui est destinée à la désagréger est acide, il faut la



renouveler souvent; si la réaction est alcaline, il faut laisser digérer la masse imprégnée de métal dans de l'acide nitrique étendu de trois ou quatre fois son poids d'eau : cet acide neutralise l'alcali qui attaquerait l'aluminium en présence de l'eau et laisse le métal intact. On réunit ensuite tous les globules en les fondant au milieu du chlorure double d'aluminium et de sodium et prenant les précautions que j'ai indiquées un peu plus haut lors de la préparation de l'aluminium par le sodium solide.

3°. *Préparation par la pile.* — Il m'a paru jusqu'ici impossible d'obtenir l'aluminium par la pile dans des liqueurs aqueuses. Je croirais même à cette impossibilité d'une manière absolue, si les expériences brillantes de M. Bunsen sur la production du barium, du chrome, du manganèse (1) n'ébranlaient ma conviction. Cependant je dois dire que tous les procédés de ce genre qui ont été publiés récemment pour la préparation de l'aluminium ne m'ont donné qu'un résultat négatif.

Tout le monde connaît le procédé si élégant au moyen duquel M. Bunsen a préparé le magnésium (2), en décomposant par la pile le chlorure de magnésium. L'illustre professeur a ouvert une voie qui peut amener à des résultats intéressants à bien des points de vue. Cependant on ne pouvait songer à appliquer la pile à la décomposition du chlorure d'aluminium qui ne fond pas, mais qui se volatilise à basse température : il fallait donc trouver une composition pour le bain métallique qui permit d'avoir une matière fusible dont l'aluminium serait seul susceptible d'être déplacé. Je l'ai rencontrée dans le chlorure double d'aluminium et de sodium, dont la production est une des circonstances qui accompagnent toujours la préparation de l'aluminium

(1) *Annales de Chimie et de Physique*, 3<sup>e</sup> série, tome XLI.

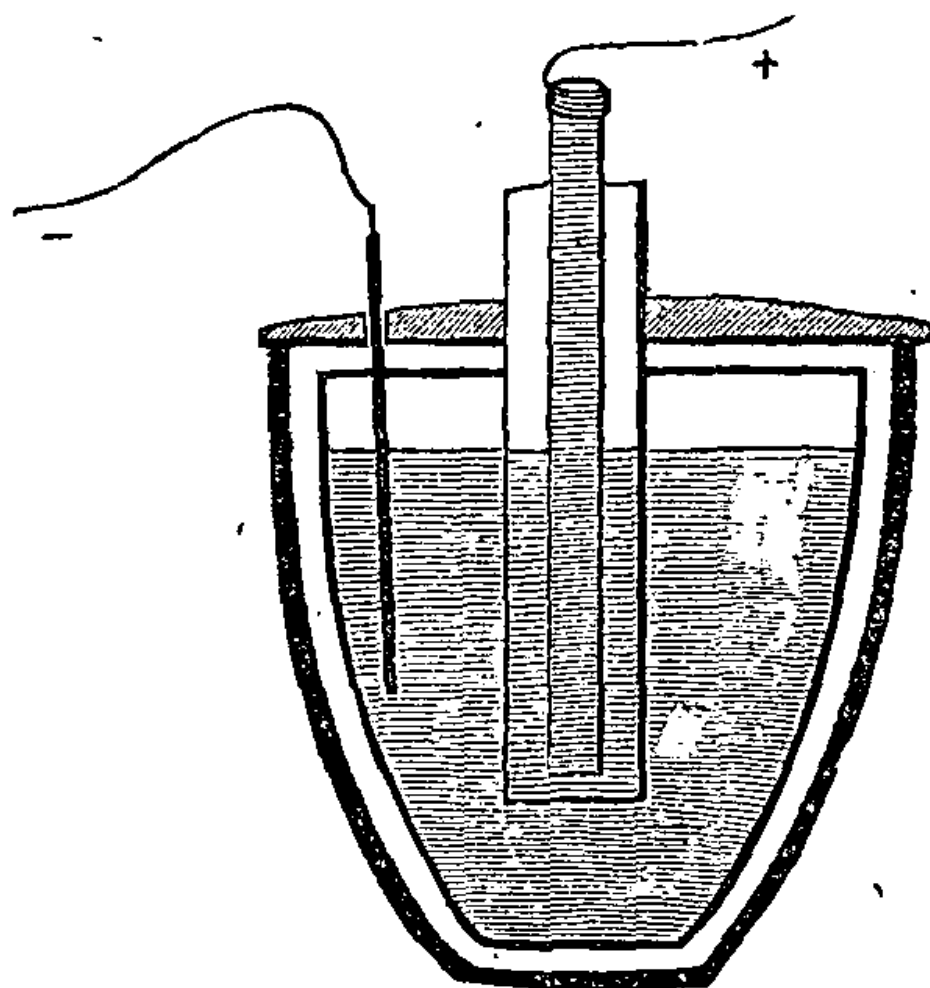
(2) *Annales de Chimie et de Physique*, 3<sup>e</sup> série, tome XXXVI.

pur par le sodium. Ce chlorure fusible vers 185 degrés, fixe à une température assez élevée, quoique volatil au-dessus du point de fusion de l'aluminium, réunissait toutes les conditions désirables. Je l'ai introduit dans un creuset de porcelaine séparé en deux cloisons d'une manière imparfaite par une lame de porcelaine dégourdie, et je l'ai décomposé au moyen d'une pile de cinq éléments en chauffant toujours de plus en plus pour maintenir à l'état liquide la matière de moins en moins fusible, sans pourtant dépasser le point de fusion de l'aluminium. Arrivé à ce point, je me suis arrêté, et, après avoir enlevé le diaphragme et les électrodes, j'ai chauffé au rouge vif et j'ai trouvé au fond du creuset d'abord un culot d'aluminium qui a été laminé et montré à l'Académie dans sa séance du 20 mars 1854, puis une quantité considérable de charbon qui avait mis obstacle à la réunion en une seule masse d'une assez grande quantité de métal pur. Ce charbon provenait de la dissociation du charbon de cornue très-dense qui me servait d'électrode, et en effet l'électrode positive était entièrement rongée, malgré son épaisseur assez considérable. Cette disposition de l'appareil, telle que M. Bunsen l'avait adoptée pour le magnésium, ne pouvait donc convenir ici, et voici, après beaucoup d'essais, le procédé auquel je me suis tenu.

On prépare le bain d'aluminium en pesant 2 parties de chlorure d'aluminium et y ajoutant 1 partie de sel marin sec et pulvérisé. On mêle le tout dans une capsule de porcelaine chauffée à 200 degrés environ. Bientôt la combinaison s'effectue avec dégagement de chaleur et l'on obtient un liquide très-fluide. C'est là le bain à décomposer.

L'appareil est ainsi conçu : un creuset en porcelaine verni, que par précaution on introduit dans un creuset de terre plus grand. Le tout est surmonté d'un couvercle de creuset, percé d'une fente pour laisser passer une lame de platine large et épaisse qui sert d'électrode négative, et d'un large

trou dans lequel on introduit à frottement dur un vase poreux bien sec : on y mettra un cylindre de charbon de cornues qui sera l'électrode positive. Le fond du vase poreux doit être maintenu à quelques centimètres de distance du



fond du creuset de porcelaine. On emplit jusqu'à la même hauteur verticale le creuset de porcelaine et le vase poreux de chlorure d'aluminium et de sodium fondu, et on chauffe constamment l'appareil avec les précautions déjà indiquées. On introduit les électrodes, et l'on fait passer le courant. L'aluminium se dépose avec du sel marin sur la lame de platine; le chlore avec un peu de chlorure d'aluminium se dégage dans le vase poreux : des fumées se produisent, et on les détruit en introduisant de temps en temps du sel marin sec et pulvérisé dans le vase poreux. Ce sel se transporte pendant l'opération au pôle négatif en même temps que l'aluminium. Un petit nombre d'éléments (deux à la rigueur suffisent) sont nécessaires pour décomposer le chlorure double, qui ne présente qu'une faible résistance à l'électricité.

On enlève de temps en temps la plaque de platine quand elle est suffisamment chargée du dépôt métallique et salin. On la laisse refroidir, on brise la masse saline rapidement, et on introduit de nouveau la lame dans le courant. On

prend un creuset de porcelaine qu'on enferme dans un creuset de terre, et l'on y fond la matière brute détachée de l'électrode. Après le refroidissement, on traite par l'eau, qui dissout une grande quantité de sel marin, et l'on obtient une poudre métallique grise qu'on réunit en culots par plusieurs fusions successives, en employant, comme fondant, le chlorure double d'aluminium et de sodium.

A la fin de l'opération, on trouve dans le vase poreux une grande quantité de charbon qui s'est détaché de l'électrode positive.

Les premières portions de métal obtenues par ce procédé sont presque toujours cassantes : c'est la fonte d'aluminium dont il a été question déjà. On peut cependant par la pile l'obtenir aussi beau que par le sodium, mais il faut employer du chlorure d'aluminium plus pur. Et, en effet, dans le procédé par le sodium, on enlève, au moyen de l'hydrogène, le silicium, le soufre, et même le fer qui passe à l'état de proto-chlorure fixe, tandis que toutes ces impuretés restent dans le liquide que l'on décompose par la pile, et sont enlevées avec les premières portions de métal réduit.

Le chlorure d'aluminium et de sodium, dont il a été si souvent question dans ce Mémoire, est le type d'un grand nombre de corps semblables, cristallisables avec la plus grande facilité, et qu'il sera fort intéressant de comparer, pour leur forme, avec les spinelles auxquels ils correspondent pour leur composition,  $RO$ ,  $R^2 O^3$  représentant les spinelles, et  $RCl$ ,  $R^2 Cl^3$  représentant les corps chlorés, où le chlore remplace l'oxygène équivalent pour équivalent.

Les chlorures doubles d'aluminium et de sodium ou de potassium ont été découverts par Degen. Je donne ici une analyse que j'ai faite du chlorure double à base de sodium :

Matière employée.....	664,5
Chlorure d'argent.. . . .	1960,0
Alumine.....	179,0
Sulfate de soude.....	245,0

D'où l'on tire :

		Observé.		Calculé.
Chlore. . . . .	486,0	73,5	Cl <sup>1</sup> . . . .	73,6
Aluminium. . .	96,4	14,5	Al <sup>2</sup> . . . .	14,5
Sodium. . . . .	79,3	12,0	Na. . . . .	11,9
	<u>661,7</u>	<u>100,0</u>		<u>100,0</u>
Perte. . . . .	2,8	0,4		

Quand on fait passer à une haute température du chlorure d'aluminium sur le fer, si le courant est lent, on obtient du protochlorure de fer à peu près pur, et un alliage fusible d'aluminium et de fer que je n'ai pu enrichir au delà de certaines proportions. Ce procédé pourra peut-être servir, quand il aura été bien étudié; ce que je me propose de faire. Le zinc chauffé au blanc dans un creuset avec du chlorure double d'aluminium et de sodium produit une déflagration très-vive qui m'a empêché jusqu'à présent d'examiner les produits de cette réaction curieuse.

#### § V. — *D'une nouvelle forme du silicium.*

Lorsqu'on décompose par la pile un chlorure d'aluminium et de sodium impur, on obtient une matière métallique qui peut être souillée de fer, mais qui le plus ordinairement est de l'aluminium à peu près pur combiné avec une petite quantité de charbon et surtout avec du silicium. C'est une sorte de fonte grise, grenue, cassante, cristallisable avec la plus grande facilité et fusible.

Lorsqu'on attaque cette fonte par l'acide chlorhydrique l'hydrogène à odeur infecte y indique la présence du charbon; le silicium s'en sépare avec facilité lorsqu'on a prolongé l'action de l'acide chlorhydrique concentré et bouillant. Il me paraît évident que le silicium existe dans la fonte d'aluminium au même état que le carbone dans la fonte grise de fer, état encore peu connu, sur lequel ces recherches me permettront, j'espère, de jeter plus tard quelque jour.

Ce silicium est en lames métalliques brillantes, entièrement semblable à la limaille de platine, et, sous cette forme, il diffère essentiellement du silicium de Berzelius. Cependant je ne crois pas que le silicium soit un véritable métal; je pense, au contraire, que cette nouvelle forme du silicium est au silicium ordinaire ce qu'est le graphite au charbon. Ce corps possède, avec une inaltérabilité encore plus grande, toutes les propriétés chimiques que Berzelius attribue au résidu de la combustion incomplète du silicium ordinaire. Ainsi, pour donner une idée de cette indifférence à l'action des réactifs les plus énergiques, je dirai que le silicium nouveau, que j'ai l'honneur de montrer à l'Académie, a été chauffé au blanc, sans changer de poids (et sans donner d'acide carbonique, comme le carbure de silicium) dans un courant d'oxygène pur, qu'il a résisté à l'action de l'acide fluorique et s'est dissous seulement dans une sorte d'eau régale formée d'acide fluorique et d'acide nitrique. Ce qui le caractérise principalement, c'est la difficulté avec laquelle la potasse fondue et rougie l'attaque, quoiqu'elle puisse, à la longue, le transformer entièrement en silice.

Voici les résultats obtenus par l'analyse d'une fonte d'aluminium :

Silicium . . . . .	86	10,3
Aluminium et traces de fer..	756	89,7
	<u>842</u>	<u>100,0</u>

J'ai obtenu dans cette analyse 1410 d'alumine blanche avec une légère teinte indiquant la présence du fer. La perte a été nulle. Ce silicium conduit l'électricité comme le graphite.

Cet état du silicium n'est pas un fait isolé; j'ai l'espoir de compléter plus tard son histoire et de l'obtenir par une méthode plus simple que celle que je propose aujourd'hui.

*Conclusion.*

Des faits que contient ce Mémoire, je conclus que l'aluminium est un métal susceptible par ses propriétés curieuses, par son inaltérabilité à l'air, à l'air souillé d'hydrogène sulfuré, par sa résistance à l'action des acides autres que l'acide chlorhydrique, par sa fusibilité, par la beauté de sa couleur et ses propriétés physiques, pour lesquelles il est permis de le comparer à l'argent, de devenir un métal usuel. Sa densité, si faible qu'elle égale à peine celle du verre, lui assure des applications spéciales. Intermédiaire entre les métaux communs et les métaux précieux, par certaines de ses propriétés, il est supérieur aux premiers dans les usages de la vie domestique, par l'innocuité absolue de ses combinaisons avec les acides faibles, due principalement à leur instabilité sous l'influence d'une faible chaleur. Quand d'ailleurs on réfléchit que l'aluminium existe en proportion considérable dans les argiles, que cette proportion peut aller jusqu'au quart de leur poids dans quelques-unes des matières les plus communes, on doit désirer que l'aluminium soit tôt ou tard introduit dans l'industrie. Il suffira sans doute de modifier fort peu les procédés que j'ai décrits pour les rendre applicables à la production économique de l'aluminium.

~~~~~

**NOTE ADDITIONNELLE POUR SERVIR DE COMPLÉMENT AU  
PRÉCÉDENT MÉMOIRE;**

PAR M. H. SAINTE-CLAIRE DEVILLE.

Je demanderai aux lecteurs des *Annales* la permission de transcrire ici une Note très-courte, qui a été adressée à l'Académie, dans sa séance du 18 septembre 1854 (t. XXXIX, page 535), et d'y ajouter quelques observations au sujet d'un Mémoire de M. Bunsen, sur la préparation de l'aluminium par la pile, qui a paru dans le numéro du mois d'août des *Annales de Poggendorff*:

*Ann. de Chim. et de Phys.*, 3<sup>e</sup> série, t. XLIII. (Janvier 1855.) 3



« La Note que j'ai eu l'honneur de lire devant l'Académie des Sciences, dans sa séance du 14 août, est le résultat d'un travail commencé cet hiver, et terminé depuis quelques mois. Le désir de montrer, à l'appui de mes assertions, des échantillons intéressants, par leur volume, a seul retardé la publication de mes procédés. Déjà au mois de mars dernier j'annonçais à l'Académie que j'étais arrivé à produire l'aluminium sans le secours des réducteurs alcalins, et j'ai fait voir une lame de ce métal ainsi obtenu. A cette époque, MM. Thénard, Boussingault, Pelouze, Peligot, plus tard, MM. de la Rive, Regnault, et d'autres personnes bien connues de l'Académie, me faisaient l'honneur d'assister, dans mon laboratoire, à des expériences dont, j'espère, ils n'ont pas perdu le souvenir. J'ai eu l'avantage, au printemps dernier, de mettre sous les yeux de M. Liebig une petite masse métallique de 5 à 6 grammes réduite par la pile, procédé dont je ne faisais mystère à personne. Dans le courant de cet été, M. Dumas, dans un discours qui a été imprimé, annonçait à la Société d'Encouragement que j'étais parvenu à obtenir l'aluminium par la pile. Enfin, M. Balard, à la Sorbonne, M. Fremy, à l'Ecole Polytechnique, ont répété devant le public mes expériences, et les ont publiées dans tous leurs détails.

» L'Académie voudra bien me pardonner ces explications, que je lui dois à cause d'une circonstance que je ne connaissais pas à l'époque de ma lecture, et que j'apprends loin de Paris. Quelques jours avant la séance du 14 août, M. Bunsen publiait, dans les *Annales de Poggendorff*, un procédé à peu près semblable à l'un des miens. Ce procédé en diffère même si peu, que bien des personnes, ignorant les faits qui précèdent et l'impossibilité dans laquelle je me trouvais alors de connaître le Mémoire de M. Bunsen, pourraient m'accuser de n'en avoir pas fait mention.



» Pour moi, je ne puis qu'être heureux d'avoir pu  
 » résoudre le problème que je m'étais posé, par des moyens  
 » qu'a adoptés un homme aussi haut placé que M. Bunsen  
 » dans l'estime de tous les hommes de science. »

Dans mon Mémoire, on verra que, guidé par les recherches de M. Bunsen sur la production du magnésium, j'ai employé d'abord les mêmes appareils que lui. J'en ai substitué un autre, auquel j'ai été obligé d'avoir recours, parce que le charbon de cornues se dissocie entièrement dans le bain métallique, et qu'on perd une quantité considérable de chlorure d'aluminium et de sodium, quand, après l'électrolyse, on réunit les globules métalliques par l'application d'une température très-élevée. Je crois que M. Bunsen doit avoir éprouvé cet inconvénient; mais il y a une différence essentielle entre sa manière d'opérer et la mienne; en ce sens qu'il continue l'action de la pile pendant que le bain est porté à la plus haute température: c'est évidemment un avantage considérable. Je crois, d'un autre côté, que je réalise une économie de matière, en agissant comme je le prescris: mais encore mes premiers produits sont des fontes d'aluminium siliceuses et cassantes. L'aluminium obtenu dans un bain fortement échauffé est plus pur, parce que le chlorure de silicium se dissipe par l'évaporation, et que le fer réduit avec l'aluminium est transformé en protochlorure par le chlorure d'aluminium lui-même à une haute température.

Dans le récent travail de M. Bunsen, cet illustre chimiste émet une opinion que j'ai combattue déjà dans mon Mémoire. Il a constaté que, sous forme pulvérulente, l'aluminium, tel qu'il l'obtient par la pile, décompose l'eau à 100 degrés, et il conclut de là que ma supposition d'après laquelle M. Wöhler aurait opéré sur un métal impur est mal fondée. Tout ce que j'ai dit de l'aluminium spongieux de M. Wöhler (*voir* page 16), s'applique à l'aluminium spongieux imbibé de chlorure double d'aluminium et de sodium, tel qu'on

l'obtient par la pile. Un pareil mélange donne lieu à un vif dégagement d'hydrogène à la température ordinaire, lorsqu'on le plonge dans l'eau pour laver le métal. Quand on ajoute beaucoup d'eau, on ne voit plus de bulles d'hydrogène, mais l'affinité capillaire mettant obstacle à la purification absolue d'une telle matière, le phénomène de décomposition de l'eau qui se continue avec une très-grande lenteur à la température ordinaire, s'exalte et devient sensible à la température de l'ébullition. C'est là l'explication de nos dissidences. Des considérations de ce genre sont encore vraies pour toutes les matières métalliques spongieuses, produites soit par des réactions chimiques, soit par une décomposition galvanique au milieu d'un liquide susceptible de réagir sur la substance précipitée, par exemple, pour le manganèse métallique obtenu par M. Bunsen. Voici un fait qui concerne le plomb, auquel assurément on n'accorde pas la faculté de décomposer l'eau : si l'on prend un arbre de saturne déposé dans de l'acétate de plomb acidulé; si on le lave bien et si l'on essaye de le dessécher sur du papier à filtrer, il se transforme très-rapidement en carbonate de plomb, à cause de la liqueur acide que l'affinité capillaire fixe avec une énergie extraordinaire dans les pores du plomb spongieux.

En résumé, peut-il exister une différence *essentielle* entre les propriétés chimiques d'un métal *spongieux* (divisé par voie chimique ou électrique) et les propriétés du même métal en *régule* ou masses compactes? Je ne le crois pas; mais si l'on veut résoudre la question par l'expérience, il faudra prendre toutes les précautions que les observations précédentes commandent. Je mets de côté, bien entendu, les réactions des métaux spongieux au contact des gaz, par exemple, dans la combustion spontanée du fer pyrophorique, parce que le phénomène de la condensation des fluides élastiques dans les pores de la matière solide est une complication dont il faudrait tenir un compte spécial.

---