

**ANNALES**  
**DE**  
**CHIMIE.**

**IMPRIMERIE DE H.-L. PERRONNEAU.**

ANNALES  
DE CHIMIE,  
OU  
RECUEIL DE MÉMOIRES  
CONCERNANT LA CHIMIE  
ET LES ARTS QUI EN DÉPENDENT,  
ET SPÉCIALEMENT  
LA PHARMACIE;

*Par MM. GUYTON-MORVEAU, MONGE, BERTHOLLET, SEGUIN, VAUQUELIN, ADET, HASSENFRAZ, C.-A. PRIEUR, CHAPTAL, PARMENTIER, DEYEUX, BOUILLON-LAGRANGE, COLLET-DESCOSTILS, A. LAUGIER, GAY-LUSSAC et THENARD.*

---

30 Avril 1811.

---

TOME SOIXANTE-DIX-HUIT

A PARIS,

Chez J. KLOSTERMANN fils, acquéreur du fonds de Mad. V<sup>e</sup>. BERNARD, Libraire des Ecoles impériales Polytechnique et des Ponts et Chaussées, rue du Jardinnet, n<sup>o</sup>. 13.

---

1811.





# ANNALES DE CHIMIE,

OU

RECUEIL DE MÉMOIRES

CONCERNANT LA CHIMIE

ET LES ARTS QUI EN DÉPENDENT.

---

## ESSAIS

*Sur les proportions déterminées dans  
lesquelles se trouvent réunis les élé-  
mens de la nature inorganique;*

PAR M. L. BERZELIUS.

Traduit du suédois.

C.-L. Berthollet, un des plus illustres chi-  
mistes de notre siècle, dans ses ingénieuses

recherches sur les lois des affinités, a cherché à établir, que les corps peuvent entrer en combinaisons dans des proportions progressives et indéfinies des principes. Un autre savant, premier maître de la science, L. Proust, a prouvé contre lui, qu'il n'y a point de progressions indéfinies de cette espèce, mais que tous les corps composés, distingués par un caractère spécifique, n'existent que dans une seule et invariable proportion entre leurs élémens, et que quand, par exemple, pour faire passer l'oxidule d'un métal à l'état d'oxide, la quantité d'un des principes constituans est augmentée, cette augmentation se fait par saut à une autre quantité également déterminée et invariable, nulle série de combinaison ne pouvant avoir lieu entre ces quantités définies. La justesse de cette observation de Proust ne peut échapper à aucun chimiste expérimenté; mais il n'a pas encore été connu, si ces sauts suivent certaines lois générales pour tous les corps, ou s'ils dépendent de circonstances indéterminées, particulières aux corps considérés spécialement.

Dans les expériences, dont je vais faire part, on trouvera quelques règles générales de ces combinaisons. Je fus porté à ces

recherches par quelques expériences, que je faisais pour déterminer la quantité de l'oxygène dans l'ammoniaque. Je m'aperçus dans ces expériences, que dans tous les muriates, dont la quantité d'acide muriatique avait été déterminée d'après l'analyse du muriate d'argent par Bucholz et Rose, la partie de la base qui saturait une certaine quantité de l'acide, contenait la même quantité d'oxygène. La même chose eut lieu dans les sulfates, estimés d'après l'analyse du sulfate de baryte par Bucholz, quoique d'ailleurs ces deux séries n'allassent pas bien ensemble, ni ne fussent d'accord dans les cas, où l'estimation d'un de ces acides dans un sel avait été faite d'une autre manière. Je trouvai de plus dans les muriates de plomb et de cuivre avec excès de base, que l'acide prenait pour saturation quatre fois autant de base que dans les sels neutralisés. Il fallait que toutes ces particularités fussent dues à une cause quelconque, que j'espérais découvrir en soumettant la composition de plusieurs de ces corps à un examen rigoureux.

Pendant que j'étais occupé de ces travaux, je tombai sur les expériences de Wollaston (Journal de Nicholson, novembre 1808) sur les sels acidules, par rapport à l'hypothèse

de Dalton, que quand les corps peuvent se combiner dans des proportions différentes, ces proportions sont toujours une multiplication simple de 1, 2, 3; 4, etc. avec le poids d'un des corps, ce que les expériences de Wollaston semblaient aussi confirmer. Cette manière d'envisager les combinaisons des corps répand déjà au premier coup-d'œil une telle clarté sur la doctrine des affinités, qu'elle peut être regardée comme le plus grand pas qu'a fait la chimie vers son perfectionnement comme science, si l'hypothèse de Dalton peut être prouvée. J'ignore la manière dont Dalton a traité cette hypothèse en détail, et sur quelles expériences il l'a fondée, par conséquent si elle sera confirmée par les miennes dans toute son étendue, ou si elle en pourra souffrir plus ou moins de modifications.

On verra dans la suite, que quand deux corps, par exemple *A* et *B*, peuvent être combinés en plusieurs proportions différentes, celles-ci seront, ou 1°. 1 *A* avec 1 *B* (ou ce que nous appelons des combinaisons au *minimum*); 2°. 1 *A* avec 1½ *B* (ou peut-être plutôt 2 *A* avec 3 *B*); 3°. 1 *A* avec 2 *B*; ou 4°. 1 *A* avec 4 *B*; mais dans ces expériences on ne trouvera nul exemple de 1 *A* avec 3 *B*.



On trouvera de plus, que si deux corps *A* et *B* ont tous les deux de l'affinité pour deux autres *C* et *D*, le *C* qui sature *A* est au *D*, qui sature *A* comme est le *C* au *D*, dont le *B* est saturé. Si, par exemple, 100 parties de plomb au *minimum*, prennent 15,6 part. de soufre et 7,8 d'oxygène, et si 100 parties de fer, d'après l'analyse dont je rendrai compte dans la suite, prennent 58,8 parties de soufre, la composition de l'oxidule de fer peut être trouvée par un simple calcul; car  $15,6 : 7,8 = 58,8 : 29,4$ , et 100 parties de fer prennent 29,4 parties d'oxygène. Ceci sera encore plus confirmé par les expériences dans la suite. On peut faire de cette manière l'estimation de toutes les combinaisons binaires, de même que la composition des sels doit être trouvée par un calcul pareil, comme l'a prouvé, il y a déjà longtems, le savant Richter. Il est évident, que le résultat de la supputation sera beaucoup plus sûr que celui de l'analyse, quand il y a des données sûres pour le calcul. Les analyses dont je vais faire part ont été faites dans cette vue avec le plus grand soin, et les plus essentielles, plusieurs fois répétées avant que je m'y sois assez fié, pour en tirer des conséquences;

mais malgré que les plus importantes d'entre elles, à coup sûr, ne se trouveront fausses de plus d'un millième, et les autres de plus de la moitié d'un pour cent, elles ne sont pas moins assez inexactes pour être autre chose que des approximations; et quand il y a une légère erreur dans chaque expérience, il en résulte quelquefois une compensation, mais quelquefois aussi une incorrection multipliée à la fin du compte. On ne parviendra peut-être jamais à donner aux analyses chimiques ce degré de perfection qu'il faudrait, pour que les résultats en exprimassent jusqu'aux dernières décimales les vraies proportions des principes; mais il ne sera pas impossible, quand on aura fait plusieurs analyses avec le dernier soin, qu'on puisse y mettre, au moyen du calcul, une correction aussi parfaite, que toutes les données pour la supputation donnent le même résultat.

Je rapporterai mes travaux dans l'ordre le plus convenable pour éclaircir le sujet, sans entrer dans des spéculations théoriques. La théorie qui se trouve liée aux résultats des expériences est trop évidente par elle-même, et pour ce qui est des pressentimens, auxquels

ces expériences pourront donner lieu , ils naîtront sûrement sans moi dans tout lecteur attentif.

## I. *Plomb et oxigène.*

Il est généralement connu qu'il y a trois oxides de plomb. Pour déterminer la quantité d'oxide qui entre dans leur formation , je fis réduire le plomb du nitrate de plomb cristallisé. Par ce moyen je l'obtins privé de tout mélange de cuivre et d'argent.

### *α. Oxide de plomb jaune.*

a) 10 grammes de plomb ont été dissous dans l'acide nitrique pur , dans une cucurbitte de verre penchée pour empêcher le jaillissement produit par l'effervescence. La solution a été décantée dans un creuset pesé de platine , lentement évaporée et rougie. Elle laissa 10,77 grammes d'oxide de plomb.

b) La même opération répétée de manière que la masse fut évaporée et rougie dans la cucurbitte même , donna 10,775 grammes d'oxide de plomb.

c) L'expérience a été répétée dans une cucurbitte de verre à long col. Au moment

que le sel commença à se décomposer, le col fut enduit d'un sublimé poudreux, et les vapeurs ne donnèrent plus l'odeur d'acide nitrique pur. La cucurbite rougie dans toute sa longueur avait augmenté en poids, par le plomb et l'oxigène, de 10,78 grammes, ainsi d'un peu plus que dans les premières expériences, et un phénomène s'était fait remarquer qui prouvait, qu'une petite quantité d'oxide de plomb accompagnait les vapeurs de l'acide chassé.

d) 10 grammes de plomb ont été dissous dans l'acide nitrique, et la solution précipitée par le carbonate d'ammoniaque. Le précipité ramassé sur un filtre, pesé et bien lavé, donna 12,9025 grammes de carbonate de plomb. 12,77 grammes en ont été rougis dans un creuset pesé de platine, et ont donné 10,64 grammes d'oxide de plomb jaune, ce qui sur la masse entière égale 10,75 grammes, ou 100 parties de plomb avaient saisi 7 parties  $\frac{1}{2}$  d'oxigène. Je soupçonnai donc que le carbonate d'ammoniaque n'avait pas précipité la quantité entière de plomb, et je fis passer du gaz hydrogène sulfuré par le liquide, d'où j'avais fait la précipitation, et par l'eau de lavage, mais ces liquides n'en furent nullement obscurcis.

e) L'expérience a été répétée avec 8 gr. de plomb, dont 10,32 grammes de carbonate de plomb ont été obtenus, ils donnèrent 8,6 grammes d'oxide de plomb jaune; ou 100 parties de plomb avaient encore pris 7 parties  $\frac{1}{2}$  d'oxigène.

Bucholz avait obtenu de 300 grains de plomb dissous dans l'acide nitrique, et précipités par le carbonate alcalin 320 grammes d'oxide de plomb jaune, et il lui était resté sur le filtre 4 parties  $\frac{1}{2}$  de carbonate de plomb. Bucholz les évalue à 4 gram. d'oxide de plomb jaune, le carbonate de plomb devant perdre  $\frac{1}{8}$  à-peu-près de son poids par la calcination. Mais il y a là sans doute une erreur, car dans trois expériences répétées, 10 grammes de carbonate de plomb pur et séché à une forte chaleur me laissèrent 8,35 grammes d'oxide de plomb jaune. De sorte que dans les expériences de Bucholz, le plomb a pris 7,9 parties d'oxigène tout au plus. D'après les expériences précédentes, je crois pouvoir conclure avec toute raison que ceux qui ont évalué la quantité d'oxigène dans l'oxide de plomb 7,75 à 7,80 gr. sur 100 parties de plomb, approchent le plus de la réalité. 100 parties d'oxide de plomb jaune sont dont composées de

Plomb . . . .	92,765 . .	100,0.
Oxigène. . . .	<u>7,235 . .</u>	<u>7,8.</u>
	100,000	107,8.

β. *Oxide de plomb jaune. Minium.*

J'ai trouvé le minium, tel qu'on le rencontre dans le commerce, mêlé de sulfate de plomb, muriate de plomb avec excès de base, d'oxide de cuivre et de silice. Tous ces mélanges contribuent à rendre l'analyse du minium moins exacte. Il contient en outre beaucoup d'oxide jaune de plomb, ce qui lui donne une couleur plus vive, qu'il ne devrait avoir à ce degré d'oxidation.

Pour enlever cet oxide jaune, je mis en digestion du minium bien broyé à une chaleur de 20° avec un faible vinaigre distillé, et continuai la digestion, tant que l'acide se saturait du minium. L'oxide jaune en fut dissous, sans que l'acide faible eût aucun effet sur l'oxide rouge, si ce n'est de le rendre plus rouge. Ayant été lavé et séché à une forte chaleur, 10 grammes de ce minium ont été rougis dans un creuset pesé de platine. Ils perdirent 0,29 de poids. Le restant de l'oxide jaune a été dissous dans

le vinaigre, et a laissé du sulfate de plomb et de la silice non dissous, qui, après la calcination pesaient 0,135 gramme. La solution a été précipitée par le nitrate d'argent, qui précipita 0,01 gramme de muriate d'argent. Cela indique une quantité de 0,03 gr. de muriate de plomb avec excès de base; et 0,165 gramme en tout de ce qui n'était pas oxide de plomb rouge. 985 grammes de minium avaient donc donné 0,29 gramme d'oxigène, et avaient contenu 9,545 gramm. d'oxide jaune, ou 8,855 grammes de plomb. Cette quantité de plomb avait été combinée dans le minium avec 0,98 d'oxigène; mais  $3,855 : 0,98 = 100 : 11,08$ . Ou 100 parties de plomb prennent 11,08 parties d'oxigène pour devenir minium, et le minium est composé de 90 parties de plomb, et 10 parties d'oxigène.

### γ. *Oxide de plomb brun.*

Le minium mis en digestion avec l'acide nitrique donne, comme on sait, de l'oxide de plomb brun. Il réduit une partie de l'oxide rouge, le convertissant en jaune, le dissout, et laisse avec l'oxide brun une d'autant plus grande quantité de matières hétérogènes, et

principalement de sulfate de plomb et de la silice.

5 grammes d'oxide brun lavé de tout le nitrate de plomb adhérent et desséché au bain de sable, où l'étain fondait, ont été rougis dans un creuset pesé de platine, et perdirent par là 0,325 gramme d'oxigène. Les 4,545 grammes d'oxide jaune contiennent 0,33 gramme d'oxigène, où, à 0,005 gramme près, autant que l'oxide brun avait perdu par la calcination. 100 parties de plomb exigent donc deux fois autant d'oxigène pour devenir oxide brun, qu'il en faut pour l'oxide jaune, et l'oxide brun est composé de

Plomb . . . .	86,51 . .	100,0.
Oxigène. . . .	13,49 . .	15,6.
	100,00	115,6.

Il paraît résulter de ces expériences que le plomb dans ses trois degrés d'oxidation prend l'oxigène comme 1,  $1\frac{1}{2}$ , et 2.

## II. *Plomb et soufre.*

a) 10 grammes de plomb bien pur, ont été fondus dans une petite cornue de verre



avec 10 grammes de soufre pur, couleur de citron, que j'avais moi-même sublimé et tenu en fusion à une forte chaleur pour le débarrasser de toute humidité. L'ouverture de la cornue était lutée à un récipient avec un tube qui communiquait avec un petit appareil pneumatique-chimique. L'opération finie, il n'y a pas eu de quantité perceptible de gaz développé, excepté un peu de gaz acide sulfureux, qui remplaçait le gaz oxygène consumé. Après avoir fait rougir la masse jusqu'à ce que la couleur jaune de la vapeur de soufre dans la cornue eût disparu, et ayant fait remplacer pendant le refroidissement par de l'eau, l'air chassé du récipient, je coupai la cornue; le sulfure de plomb fondu en masse a été ramassé, et se trouva augmenté de 1,55 gramme de poids.

b) L'expérience a été répétée dans un appareil semblable avec les mêmes précautions. Le sulfure de plomb obtenu pesait 11,555 grammes.

c) L'expérience a été répétée encore une fois, avec cette différence, qu'un petit morceau de soufre a été allumé dans le récipient, qui a été fortement échauffé pour chasser l'oxygène de l'air, avant que la cornue ait été exposée à la chaleur. La cornue a

été poussée au feu, jusqu'à ce qu'elle ait commencé à s'étendre par le poids de la masse contenue. Le sulfure de plomb pesait 11,56 grammes.

100 parties de plomb pur prennent donc 15,6 parties de soufre, ou précisément deux fois autant de soufre que d'oxygène.

Je n'ai pas pu trouver de combinaison entre le soufre et le plomb, où il y ait eu de celui-ci une autre proportion, ni plus ni moins grande. 100 parties de sulfure de plomb contiennent donc

Plomb . . . .	86,51 . .	100,0.
Soufre . . . .	13,49 . .	15,6.
	100,00	115,6.

Wenzel ( *Lehre von der Verwandtschaft*, pag. 594 ) a trouvé les proportions de 86,8 de plomb, 13,2 de soufre.

### III. *Soufre et oxygène.*

Plusieurs chimistes ont tâché de déterminer la proportion de soufre dans l'acide sulfurique, parmi lesquels Klaproth, Bucholz et Richter se sont particulièrement distingués par des expériences très-exactes, dont

les résultats sont si parfaitement d'accord, que je n'en aurais nullement mis la justesse en doute, si je n'avais trouvé, que la plupart des expériences analytiques avaient été trop peu exactes pour le but que je me proposais. Pendant mes travaux sur cette matière, elle reçut un nouvel intérêt par l'opinion du célèbre Davy, que le soufre et le phosphore contiennent des corps métalliques, inconnus jusqu'alors, combinés avec de petites portions d'hydrogène et d'oxygène, qui les mettaient dans un état, qui à leur vrai radical était ce que celui des résines est par rapport au charbon. Le génie de Davy a rassemblé tant de circonstances en faveur de cette hypothèse, qu'elle n'en devint pas du moins improbable. Les expériences que j'avais faites semblaient pourtant contrarier l'opinion de Davy; car dans tous les cas où, pour combiner les métaux avec le soufre, j'avais employé celui-ci purgé d'acide sulfurique, et préalablement tenu longtems en fusion, je n'avais jamais trouvé aucune trace, ni de gaz hydrogène sulfuré, ni de vapeur d'eau. De l'autre côté, j'avais souvent remarqué qu'en employant les fleurs de soufre lavées, desséchées très-fort, ou promptement fondues, nulle humidité ne

s'était fait appercevoir, tandis que le soufre fondait sur le métal ; mais, lorsque au moment de leur réunion, l'intensité de la chaleur augmenta, une petite quantité de gaz hydrogène sulfuré s'était développée, et le verre avait été enduit de vapeurs d'eau, qui précédaient le soufre qui se sublimait. Donc la portion d'oxygène et d'hydrogène remarquée par Davy, dépendait de l'humidité du soufre, ou, s'ils existent en réalité, ils doivent entrer conjointement avec la base du soufre en combinaison avec les autres métaux, ce qui s'opposerait beaucoup plus à l'analogie, que toutes les circonstances prises ensemble, qui semblent prouver la ressemblance du soufre avec les résines. Nous verrons de plus, qu'ils entrent même dans l'acide sulfurique, s'ils se trouvent réellement dans le soufre. Le soufre et le phosphore, ( je suppose même le boracium, le fluorium et le charbon ) forment d'ailleurs avec les métaux des combinaisons d'un caractère tout différent, de celui que les métaux se donnent les uns aux autres. Ils ne peuvent pas être fondus ensemble avec les métaux dans toutes les proportions, mais ils entrent en combinaison, ou dans une seule proportion, ou même dans plusieurs, mais toujours par

sauts déterminés, entre lesquels il n'y a point de gradation.

A. *Acide sulfurique.*

Pour faire l'expérience sur l'acide sulfurique, où il n'y aurait point d'humidité mécaniquement adhérente au soufre, je choisis le sulfure de plomb.

a) 10 grammes de sulfure de plomb ont été tenus en digestion avec l'acide nitromuriatique dans une cucurbite de verre pesée, tant qu'il y avait apparence d'oxidation, et la masse a été évaporée à siccité et calcinée dans la cucurbite. Elle pesait 12,65 gr.; ayant été parfaitement refroidie et pesée, elle a été mise en digestion avec de l'eau mêlée d'un peu d'acide acétique concentré. Le liquide n'en eut pas le goût sucré, et ne contenait point de plomb. Le soufre contenu dans le sulfure de plomb avait donc suffi pour former la portion de l'acide sulfurique qui saturait l'oxide de plomb.

b) L'expérience a été répétée, et a donné dans le vaisseau rougi un résidu = 12,64 gr.

c) L'expérience a été répétée dans une cornue avec récipient, et tout l'acide qui avait passé dans celui-ci a été versé de nouveau

dans la cornue sur la masse, et mis à une nouvelle distillation. Ce qui a passé vers la fin a été séparé du reste. Il n'a donné aucun vestige d'acide sulfurique. L'oxide de plomb avait donc été suffisant pour saturer l'acide, qui avait été formé par le soufre dans le sulfure de plomb.

En considérant ce résultat, je trouvai que comme le sulfure de plomb contient ses parties combustibles, précisément dans les proportions qu'il a fallu pour former le sulfate de plomb, la portion d'oxide de plomb qui sature 100 parties d'acide sulfurique, devait contenir justement la moitié autant d'oxigène que la portion de soufre dans l'acide sulfurique. Il me parut probable, que les combinaisons du soufre avec d'autres corps combustibles suivraient la même règle; d'où il s'ensuivrait nécessairement, que la quantité d'un oxide, qui sature une certaine portion d'acide sulfurique, devait contenir précisément la moitié autant d'oxigène, que la quantité du soufre dans l'acide, pourvu que mes expériences sur l'oxide de plomb et le sulfure de plomb ne fussent pas trop inexacts.

La proportion du soufre dans l'acide sulfurique est aisément déterminée d'après ces

expériences. 10 gramm. du sulfure de plomb avaient gagné, d'après l'expérience *a*), 2,65 grammes d'oxygène, 86,51 de plomb en avaient pris 0,67478 gramme d'oxygène. Le restant 1,9752 avait été combiné à 1,549 de soufre, et avait donné 3,324 d'acide sulfurique. 100 parties d'acide sulfurique contiennent donc 40,58 de soufre, et 59,42 d'oxygène. Si l'on en fait l'estimation, d'après l'expérience *b*), il doit être composé de 40,7 de soufre et 59,3 d'oxygène, et 100 parties d'acide sulfurique doivent être saturées, d'après la première expérience, par 280,5 parties, ou d'après la dernière, par 281 parties d'oxide de plomb. Il sera difficile de trouver deux expériences qui s'accorderont mieux.

Pour m'assurer à quel point les expériences citées méritaient ma confiance, il m'a fallu examiner la composition du sulfate de plomb.

*a*) 10,77 grammes d'oxide de plomb, obtenus dans l'expérience *a*) sur l'oxide de plomb jaune, ont été dissous dans le même creuset dans l'acide nitrique, puis mélangés d'acide sulfurique jusqu'à ce qu'il ne se fit plus de précipité. Lentement évaporés à siccité et rougis, ils laissèrent 14,62 gr.

de sulfate de plomb, ou 100 parties d'acide sulfurique se combinent avec 280 parties d'oxide de plomb.

b) 10 grammes de plomb ont été dissous dans une cucurbite pesée dans l'acide nitrique mêlé d'acide sulfurique, évaporés à siccité et rougis. Le sulfate de plomb pesait 14,635, ou 100 parties d'acide sulfurique ont été combinées avec 280 parties d'oxide de plomb.

c) 10 grammes d'oxide de plomb ont été dissous dans un creuset de platine pesé dans l'acide nitrique mélangé avec de l'acide sulfurique, évaporés à siccité et rougis. Il est resté 13,575 grammes de sulfate de plomb, ou encore la même quantité précise que dans les expériences précédentes.

Il n'y a pas de doute que ces trois expériences, qui sont si bien d'accord n'expriment au juste la composition du sulfate de plomb, et prouvent une légère incorrection dans celles qui avaient été faites pour analyser l'acide sulfurique. Cette incorrection provient de ce que, lorsque le sulfure de plomb se décompose par les acides versés dessus, et que le soufre se dégage, un atôme en est entraîné par l'évaporation avec les vapeurs; d'où la quantité de la base du sel



obtenu doit résulter trop grande dans la même proportion ; l'acide nitrique qui remplace l'acide sulfurique , ne restant qu'en une quantité beaucoup moins grande , ou s'envolant même entièrement au degré de chaleur , auquel j'avais fait calciner ces masses.

Quoiqu'il soit donc assez clair que la proportion du soufre résultant de ces expériences a été trop grande , et qu'elle ne doit excéder 40,52 sur 100 parties d'acide sulfurique ; je veux pourtant pour ne pas me fonder sur des conclusions prématurées et hypothétiques, adopter partout dans ce traité 40,58, d'après l'expérience *a*) ; d'autant mieux que cette incorrection au total est de peu de conséquence.

100 parties d'acide sulfurique contiennent donc

Soufre . . . .	40,58 . .	100,000.
Oxigène . . . .	59,42 . .	146,426.
	<hr/>	<hr/>
	100,00	246,426.

Mais avant d'aller plus loin pour déterminer la proportion du soufre à l'oxigène dans l'acide sulfureux , je veux d'abord fixer l'attention de mes lecteurs sur les expériences

de mes prédécesseurs, et sur les causes de la différence de leurs résultats avec ceux des miennes. Bucholz et Klaproth fondèrent leurs recherches sur la portion de sulfate de baryte obtenue d'une quantité déterminée de soufre, la proportion de l'oxigène étant après déterminée par la quantité d'acide sulfurique, qu'ils trouvèrent dans le sulfate de baryte. Ils ne furent pas d'accord dans les résultats de leurs expériences sur ce sel. Je me proposai sous ce rapport de répéter leurs expériences, et je crois être parvenu à des résultats satisfaisans.

L'analyse du sulfate de baryte dépend, comme on sait, de celle du carbonate. Klaproth et Rose en portaient les proportions à 22 parties d'acide carbonique, et 78 parties de baryte. Bucholz au contraire dans plusieurs expériences n'avait jamais trouvé plus de 21 parties d'acide carbonique. La plus grande difficulté qui se présente ici est de trouver dans un état pur le carbonate de baryte, qui fréquemment est mêlé de fer, ou d'alcali ou d'acide sulfurique. Je n'ai pu me le procurer, qu'en précipitant avec du carbonate d'ammoniaque le nitrate de baryte pur, et une seconde fois cristallisé. Le précipité a été lavé avec de l'eau bouillante,

tant que l'eau de lavage, en réagissant avec l'acide sulfurique, marquait la présence de baryte ; car le carbonate d'ammoniaque employé même à l'excès ne précipite pas la portion entière de la baryte. La baryte lavée a été fortement rougie au creuset de platine.

1°. 10 grammes de carbonate de baryte ont été dissous dans l'acide nitrique étendu d'eau, dans un appareil pesé, et le gaz a été conduit dans un tube rempli de muriate de chaux et bien pesé. La dissolution a été facilitée par la chaleur d'une petite lampe à l'huile, mais le liquide n'a pas suffi pour dissoudre le sel nouvellement formé, de sorte que je n'ai pu appercevoir quand toute la masse était dissoute. Quand après 12 heures aucune bulle d'air ne s'élevait plus, l'appareil avait perdu 2,11 grammes de son poids. La solution et le sel ont été ramassés et mêlés dans un creuset de platine pesé avec de l'acide sulfurique, ce qui produisit encore quelque effervescence, évaporés à siccité à une douce chaleur et rougis, il en est resté 11,866 grammes de sulfate de baryte.

2°. 5 grammes de carbonate de baryte traités de la même manière et dans le même appareil, ont perdu 1,08 grammes, et ont donné 5,92 grammes de sulfate de baryte.

Ceci donne 21,6 parties d'acide carbonique, et 118,4 parties de sulfate de baryte sur 100 parties de carbonate de baryte.

3°. 10 grammes de carbonate de baryte ont été dissous dans le même appareil dans l'acide muriatique étendu d'eau ; la solution fut aidée par la chaleur au degré que le verre brûlait la main, mais le liquide n'en devint pas bouillant. Il donna 2,165 gramm. d'acide carbonique, et 11,82 grammes de sulfate de baryte.

4°. 10 grammes de carbonate de baryte séchés par pression, de sorte qu'il formait des morceaux durs, qui se dissolvirent plus lentement dans l'acide, ont été traités de la même manière dans l'appareil, avec de l'acide muriatique étendu d'eau. Il perdit 2,165 grammes en poids, et donna 11,86 grammes de sulfate de baryte.

5°. 10 grammes de carbonate de baryte ont été dissous dans une cucurbite pesée dans l'acide sulfurique mêlé d'un peu d'acide muriatique, évaporés à siccité, et rougis dans la cucurbite. Il donna 11,89 gr. de sulfate de baryte.

6°. 10 grammes de carbonate de baryte ont été dissous dans une cucurbite pesée dans l'acide muriatique, précipités avec

l'acide sulfurique, évaporés à siccité et calcinés. Il donna 11,9 grammes de sulfate de baryte. 10 grammes en ont été ramassés et fortement rougis dans le creuset de platine, sans perdre la moindre chose. Je dois aussi remarquer que les acides dont je me suis servi, ne contenaient point de parties fixes, mais après l'évaporation sur un verre à montre ils laissèrent celui-ci clair.

Dans ces expériences, 100 parties de baryte avaient au moins donné 21,6 parties d'acide carbonique, et dans des recherches de ce genre-là, il ne faut pas tenir compte des dix-millièmes. Nous pouvons donc, sans beaucoup d'erreur, admettre que le carbonate du baryte est composé de

Acide carbonique. . .	21,6 . .	100.
Baryte. . . . .	<u>78,4 . .</u>	<u>363.</u>
	100,0	463.

Comme 100 parties de carbonate de baryte contiennent à-peu-près 78,4 de base, et donnent 118,6 à 119 parties de sulfate de baryte; il s'ensuit, que le sulfate de baryte est composé de 53,96 à 34,1 d'acide, sur 66,04 à 65,9 de base, et 100 parties d'acide sulfurique doivent être saturées de 193,0 à

194,5 parties de baryte, comme la différence de  $\frac{5}{10000}$ , dans le peu de précision qu'on a encore pu porter à ces recherches, est peu considérable, j'ai partout dans ce traité porté les proportions des principes du sulfate de baryte à

Acide sulfurique. . . . .	34 . . .	100.
Baryte. . . . .	66. . .	194.
	100	294.

Klaproth obtint de 100 grammes de carbonate de baryte 120 grammes de sulfate de baryte fortement desséché, et Bucholz 119 grammes  $\frac{1}{2}$ , qui par la calcination furent réduits à 117. Le premier adopta en conséquence pour la composition du sel 33 parties d'acide et 67 de base, et le dernier 32,48 d'acide et 67,52 de base. (Ces deux chimistes distingués employèrent tous les deux la précipitation, et la filtration pour séparer le sulfate de baryte, circonstance qui, même entre les mains du chimiste le plus expérimenté, causera quelque perte, sans compter l'incertitude du poids du papier à filtrer, avant et après le lessivage, la masse dans le filtre ne pouvant être pesée chaude sur une bonne balance, sans que le résultat en

devienne beaucoup trop petit. Dans toutes les analyses dont je vais faire part, j'ai évité, tant qu'il m'a été possible, les filtrations; et dans les cas où je n'ai pu m'en passer, je me suis servi pour filtre de papier à copier d'Angleterre (J. Watt et compagnie, patent copping), que j'ai d'abord bien lavé et desséché au plus haut degré de chaleur qu'il a pu supporter sans être brûlé. Les plus grands filtres dont j'ai eu besoin ont pesé 0,75 grammes, et n'ont jamais changé leur poids que de 0,006 gramme, et qu'après avoir bien longtems resté sur la balance. Les plus petits, qui pesèrent 0,1 à 0,25 gramme, n'ont jamais subi un changement perceptible. J'ai enlevé la masse du filtre, sans pourtant ratisser le papier, qui retient très-peu de chose; je l'ai pesée et rougie, après quoi j'ai évalué la perte de toute la masse par la calcination.

Bucholz fit bouillir 100 grammes de soufre avec l'acide nitro-muriatique (Journal de Scherer, vol. X, pag. 385), jusqu'à ce qu'il fût changé en acide sulfurique; d'où il obtint 724 grammes de sulfate de baryte. D'après le rapport qu'il avait trouvé entre l'acide sulfurique et la baryte, la proportion du soufre dans l'acide sulfurique fut évaluée par

cette expérience à 42,5, sur 100 parties. D'après l'analyse que j'ai citée, ces 724 gr. de sulfate de baryte contiennent 246,16 gr. d'acide sulfurique; ou 100 grammes de soufre prennent 146,16 grammes d'oxygène, et 100 parties d'acide sont composées de 40,624 de soufre et 59,376 parties d'oxygène. L'expérience de Bucholz est donc d'accord avec la mienne à  $\frac{44}{100000}$  près. Comme Bucholz a employé un soufre tenu longtems en fusion à une forte chaleur, et moi un soufre qui avait été calciné en combinaison avec un métal, cela confirme que le soufre peut être débarrassé de toute l'humidité par la fusion.

Pour ce qui est de l'analyse de Klaproth, elle ne peut pas prétendre à la même précision que celle de Bucholz que je viens de citer. 200 grains de soufre pur traités avec l'acide nitrique, laissèrent 48 grains  $\frac{1}{2}$  de soufre intact. Les 15 grains  $\frac{1}{2}$  qui avaient été changés en acide sulfurique, donnèrent 1082 grains de sulfate de baryte. 100 parties de soufre avaient donc donné jusqu'à 15 part. moins de sulfate de baryte, que dans l'expérience de Bucholz, et malgré cela, l'expérience ne fut pas répétée. Par la différence de leurs analyses du sulfate de baryte, les



résultats furent pourtant d'accord pour ce qui regarde la proportion du soufre dans l'acide sulfurique.

L'expérience de Richter ( Richters new Gegenstande, 5 h., s. 125 ) a été faite d'après une autre méthode. 222 grains de fleurs de soufre séchés ont été changés en acide sulfurique par le moyen de l'acide nitrique fumant. Le liquide acide a été saturé de carbonate de chaux et desséché, après quoi le nitrate de chaux et le carbonate de chaux ont été lessivés d'esprit-de-vin, et d'un peu d'acide nitrique. Le sulfate de chaux restant pesait après la calcination 947 grains.

Bucholz obtint dans une analyse de 300 grains de sulfate de chaux, 63 d'eau de cristallisation; 99 grains de chaux et 402 grains de sulfate de baryte calciné, qui prouvent une quantité de 136,7 d'acide sulfurique. En additionnant ceux-ci, on aura 298 grains  $\frac{2}{10}$ ; et la perte sera de 1 grain  $\frac{3}{10}$ , au lieu que d'après Bucholz, elle excède 6 grains. Comme Bucholz avait trouvé cette perte assez constante dans plusieurs expériences, il en conclut, qu'il y avait une portion d'eau dans le sulfate de chaux, qu'on ne pouvait pas chasser par la calcination. Si l'on fait l'estimation des principes du sulfate de chaux

calciné d'après les expériences citées, il est composé de 58 parties d'acide sulfurique, et 42 parties de chaux. Il est pourtant probable, que dans les expériences de Bucholz, il y ait eu aussi une perte de chaux, ce qui rend la proportion de l'acide un peu trop grande par rapport à la base. Klaproth trouva dans le sulfate de chaux calciné 57,63 d'acide, et 42,37 de base. Si 100 parties de sulfate de chaux calciné contiennent 58 parties d'acide sulfurique; il faut que 947 parties de sulfate de chaux contiennent 549 parties  $\frac{1}{2}$  d'acide, et dans l'expérience de Richter, 222 gram. de soufre aient pris 327 parties  $\frac{3}{4}$  d'oxygène, ou 100 parties de soufre 147  $\frac{1}{2}$  d'oxygène, et que l'acide sulfurique contienne 40,44 de soufre; ainsi la même chose encore à-peu-près que dans le cas précédent; et si la proportion de l'acide sulfurique dans le sulfate de chaux est un peu trop grande, le résultat de l'expérience de Richter approchera encore plus du mien.

### B. *Acide sulfureux.*

Vouloir déterminer la composition de l'acide sulfureux par des expériences directes, en brûlant le soufre, c'est encourir des

difficultés presque insurmontables. Je choisis donc un sel sulfureux qui, à l'aide de l'acide nitrique, fut changé en sulfate.

Le muriate de baryte neutralisé a été précipité par une solution de sulfite d'ammoniacque cristallisé. Le précipité a été ramassé sur un filtre et lavé avec de l'eau bouillante, aussi longtems qu'il passait par le filtre réagissait sur la solution d'argent. La masse a été pressée entre du papier brouillard épais, et promptement desséchée sur une soucoupe dans un poêle chauffé. Quand une petite portion de ce sel avait été dissoute dans l'acide muriatique, la solution ne s'en est point troublée. Elle ne contenait donc presque point de sulfate de baryte.

a) 3 grammes de ce sel ont été mis en digestion dans une cucurbite pesée avec l'acide nitrique, tant qu'il se développa quelque gaz nitreux, et la masse a été évaporée à siccité et rougie dans la cucurbite. Elle pesait 3,17 grammes. Dans le résidu, il n'y eut point de trace d'excès de baryte.

b) 3 grammes du même sel ont été mêlés de 30 grammes d'oxide de plomb jaune calciné, et chauffés dans une petite cornue à long col et bien bouchée. Le col de la cornue qui contenait l'eau de cristallisation

du sel a été coupé et pesé. Le verre avait perdu après la calcination 0,0425 grammes de son poids. L'eau rassemblée n'avait point de goût.

Le sulfite de baryte était donc composé de

Baryte. . . . .	209,22 . .	69,74.
Acide sulfureux. . . . .	86,53 . .	28,84.
Eau . . . . .	4,25 . .	1,42.
	<hr/>	<hr/>
	300,00	100,0.

c) 3 autres grammes du même sel ont été dissous dans l'acide nitrique, et l'effervescence étant finie, la solution filtrée a été éprouvée par le nitrate de baryte, pour savoir si elle contenait de l'acide sulfurique; mais elle n'a rien précipité, comme aussi une autre partie n'en a point été troublée par l'acide sulfurique. La baryte se trouve donc combinée avec la même quantité de soufre dans le sulfite que dans le sulfate; c'est-à-dire, 100 parties de baryte prennent 20,9 parties de soufre; et nous verrons dans la suite, que s'il existe une combinaison entre la base de la baryte et le soufre, les proportions de cette base et du soufre, seront les mêmes dans le sulfate de la base de baryte, dans le sulfate et le sulfite de

baryte ; et je suppose même dans le sulfure et l'hydro-sulfure de baryte , quoique les expériences que j'ai faites ne m'aient pas donné des résultats satisfaisans.

Si dans 3 grammes de sulfite de baryte , il se trouvait 0,8653 grammes d'acide sulfurique , et si 3,17 grammes de sulfate de baryte présupposent une portion de 0,4374 de soufre , les 0,4284 qui manquent doivent être oxygène , et l'acide sulfureux est composé de

Soufre . . . .	50,57 . .	100,00.
Oxygène. . . .	49,43 . .	97,96.
	100,00	197,96.

Dans cette occasion le soufre diffère du plomb en ce qu'il ne contient pas à son dernier degré d'oxidation , le double de l'oxygène qu'il contient à son premier. Car lorsque 100 parties de soufre dans l'acide sulfurique prennent 146,426 d'oxygène , ce nombre est avec peu de différence 1 fois  $\frac{1}{2}$  97,96 ; car  $97,96 + 48,98 = 146,94$ . Reste à savoir par des recherches à l'avenir , si le soufre a un degré d'oxidation au-dessous de l'acide sulfureux ou au-dessus de l'acide sulfurique.

*La suite au numéro prochain.*

---

---

## M É M O I R E

*Sur quelques préparations d'Or récemment employées en médecine;*

PAR MM. A.-S. DUPORTAL,

Docteur en médecine, conservateur à la Faculté de médecine de Montpellier, Professeur de physique et de chimie, à l'Académie de la même ville, etc.

Et Jh. PELLETIER, Pharmacien à Paris.

Lu à la Société de Pharmacie de Paris, le 15 février 1811 (1).

La science pharmaceutique, déjà bien riche en moyens curatifs, s'enrichit par fois de nouveaux remèdes dont les uns sont véritablement des acquisitions, tandis que les

---

(1) Dans la même séance, et sans nous être communiqués notre travail, M. Vauquelin a lu un Mémoire sur le même objet. Ce Mémoire, imprimé dans le dernier numéro des Annales, pag. 321 et suiv., a pour titre : *Expériences sur quelques préparations d'or.* On nous pardonnera de dire ici combien il nous est agréable de nous trouver d'accord avec ce grand chimiste.

autres ne sont que des médicamens tirés de l'oubli auquel les avait fait vouer leur préparation mal entendue, ou leur administration infructueuse.

Les préparations qui font le sujet de cet écrit, sont peut-être dans ces deux cas. Les fastes de la médecine attestent que l'or devenu le type de toutes les richesses, et le plus puissant mobile des actions de l'homme, devint aussi l'espoir de quelques médecins qui lui prêtèrent de grandes vertus. Cette opinion produisit une foule de remèdes aurifiques toujours préconisés par le charlatanisme, longtems employés par la crédulité humaine. Mais il arriva un moment où ces remèdes perdirent leur crédit ; ils furent même bannis de l'arsenal pharmaceutique ; car l'on ne retrouve plus dans nos officines ces préparations fastueusement nommées *élixir d'or, gouttes d'or, or potable* ; et ce n'est que par un reste de respect pour l'école des Arabes que certains pharmacologistes conservent encore les feuilles d'or dans quelques électuaires.

Un médecin de Montpellier, accoutumé à des succès dans sa pratique, relève aujourd'hui l'anathème lancé contre l'emploi de l'or en médecine. Dans un recueil de faits

précieux qui a pour titre : *de la méthode iatroleptique*, etc. , M. Chrestien publie un nouveau remède contre les maladies vénériennes et les affections lymphatiques. Ce remède, dont l'auteur se sert plus spécialement en friction, d'après la méthode de Clark, lui a paru préférable aux composés de mercure; il appartient aux préparations d'or, notamment à l'or métallique divisé, à l'oxide d'or précipité par la potasse, à ce même oxide précipité par l'étain, et au muriate triple d'or et de soude.

Des propriétés aussi remarquables étudiées dans le calme de l'observation, et annoncées par un auteur plein de bonne foi, doivent fixer l'attention des médecins sur ce nouveau remède. Déjà quelques essais ont été faits : si le succès n'a pas toujours répondu à l'attente, cela tient sans doute à ce qu'on n'a pas employé le composé que M. Chrestien indique, ou bien à ce que la préparation en avait été mal faite.

Il n'est pas, en effet, très-facile de bien faire les préparations d'or indiquées, notamment celle de l'oxide précipité par la potasse. « Rien de si capricieux que cette prépara-  
« tion, a dit M. Proust : l'excès d'alcali, la  
« saturation, la chaleur de l'ébullition ne



« suffisent point pour s'en rendre maître ; les  
« liqueurs restent toujours plus ou moins  
« chargées d'or. » M. Chrestien n'a pas cru  
nécessaire de donner le moyen de vaincre  
ces difficultés ; et c'est ce qui lui a fait repro-  
cher du vague dans la préparation de son  
remède. Mais celui de nous qui, par son  
séjour à Montpellier, a eu des relations fa-  
ciles avec ce médecin, se fait un devoir de  
détruire ici l'erreur d'un confrère qui semble  
soupçonner l'auteur d'avoir voulu couvrir  
son remède du voile de l'obscurité. M. Chres-  
tien n'ignore point que l'égoïsme du savoir  
n'est pas plus permis que l'égoïsme du cœur ;  
et il en a fourni la preuve irréfragable en  
publiant son secret avant d'y être obligé par  
le décret impérial du 18 août 1810. .

Le besoin que l'un de nous a eu des pré-  
parations d'or dans sa pratique médicale , à  
Paris, nous a déterminés à composer en-  
semble ces produits chimiques. Les obser-  
vations que nous avons été à même de faire ,  
nous semblant devoir rendre moins difficile  
le procédé qui les fournit, nous croyons  
devoir les communiquer à la Société.

§ I<sup>er</sup>.*Or métallique divisé.*

Cette préparation aurifique est la première dont l'auteur s'est servi. Pour l'obtenir, il prescrit de faire un amalgame d'or, qu'on peut préparer en triturant sept parties de mercure et une de feuilles d'or de livret dans un mortier de marbre, au moyen d'un pilon de verre; il prive ensuite l'or de tout le mercure à l'aide d'une très-forte lentille, dans la saison où le soleil est le plus ardent, ou bien en traitant l'amalgame par l'acide nitrique pur, procédé qui nous paraît devoir mieux réussir que celui de l'insolation.

Certains médecins pouvant craindre, en opérant de cette manière, que le produit retienne toujours un peu de mercure, nous proposerons de préparer l'or métallique divisé en précipitant la dissolution du muriate d'or par la dissolution de sulfate de fer au *minimum*, filtrant et lavant le précipité dans de l'eau rendue acidule par l'acide muriatique, afin de dissoudre l'oxide de fer mêlé à l'or précipité.

Lorsque celui-ci est bien sec, il se présente

sous la forme d'une poudre brune foncée à cause que par la division tous les métaux perdent leur brillant ; mais l'or n'y est pas moins à l'état métallique.

## § II.

### *Oxide d'or précipité par la potasse.*

Pour préparer cet oxide, il faut d'abord obtenir une dissolution nitro-muriatique d'or qui fournisse du muriate de ce métal très-peu acide : nous sommes parvenus à l'avoir en cet état, au moyen du procédé que nous allons décrire.

On commence par se procurer de l'or de coupelle que l'on divise, et de l'acide nitro-muriatique fait dans la proportion d'une partie d'acide nitrique à 40 degrés, contre quatre parties d'acide muriatique à 12 degrés; on asseoit sur la grille d'un fourneau un matras à col long et étroit, dans lequel on met une partie d'or et huit d'acide nitro-muriatique, on chauffe de manière à porter le liquide à l'ébullition modérée ; lorsque à cette température l'acide employé ne dissout plus d'or, on décante la dissolution pour l'évaporer dans un autre matras jusqu'à siccité, et par un feu ménagé ; alors on dissout

dans l'eau distillée le produit de cette évaporation ; on filtre avec soin ; et c'est avec la liqueur qui passe qu'est préparé l'oxide d'or , dont il va être question.

Cette liqueur traitée par la potasse , pour en séparer l'oxide d'or , présente de grandes difficultés ; on ne peut même obtenir la totalité de cet oxide , sans en ramener une partie à l'état métallique. La cause de cette non précipitation , ou de cette précipitation peu abondante est encore inconnue : mais en réfléchissant sur les phénomènes que nous avons remarqués dans nos expériences , nous croyons pouvoir établir que cette cause tient :

1°. A la formation d'un muriate triple soluble , qui a lieu lorsque la potasse est versée dans la dissolution de muriate d'or ;

2°. A l'excès d'acide qu'offre toujours ce muriate ;

3°. A l'état plus ou moins caustique de l'alcali employé ;

4°. Enfin à la quantité plus ou moins grande de ce même corps portée sur le muriate d'or.

Lorsque dans la dissolution saturée de l'or par l'acide nitro-muriatique , on verse une dissolution de potasse caustique , il se forme,

sur-tout à l'aide de la chaleur (1), un précipité jaune qui, ramassé sur un filtre, ne nous a jamais donné plus de 40 grains d'oxide d'or, sur 72 grains de ce métal que contenait la dissolution employée. La liqueur qui reste est d'une couleur très-intense ; elle contient du muriate triple d'or et de potasse. Une nouvelle quantité de cet alcali caustique n'y opère plus de précipitation, à moins qu'on ne tienne pendant plusieurs heures le liquide à une douce chaleur : dans ce cas, il se fait un nouveau précipité, extrêmement volumineux, plus foncé que le premier, et qui paraît être à un autre degré d'oxidation. Plusieurs semaines sont nécessaires pour que la précipitation soit achevée ; encore restet-il en dissolution une certaine quantité d'or qu'il faut précipiter par une lame d'étain, si l'on ne veut rien perdre ; d'autant que le produit obtenu de cette manière est une des préparations qui nous occupent.

Si la dissolution d'or par l'acide nitromuriatique, que l'on traite par une solution de potasse caustique est très-acide, il ne se

---

(1) Il est tellement nécessaire d'opérer à chaud, qu'il eût été peut-être utile de faire de cette circonstance une cinquième condition.

fera qu'un précipité à peine sensible ; et la chose doit être ainsi , puisque l'alcali trouve assez d'acide libre dans la dissolution pour former la quantité de muriate de potasse nécessaire pour la production d'un sel triple. Il ne devrait même pas se former du tout de précipité , lorsque la liqueur est extrêmement acide : mais ici l'expérience n'est pas tout-à-fait d'accord avec la théorie, car nous avons remarqué qu'il se produit toujours une très-petite quantité d'oxide d'or.

Le degré de causticité de la potasse influe beaucoup sur le plus ou moins de précipitation de l'oxide d'or de sa dissolution nitro-muriatique. La présence de l'acide carbonique s'y oppose sensiblement , ainsi que nous nous en sommes assurés par plusieurs expériences , et sur-tout en traitant cette dissolution par une solution de carbonate de potasse saturé. Il ne se fait aucun précipité par l'addition de ce corps , et la liqueur ne change point d'aspect ; mais en la chauffant un peu , sa couleur jaune disparaît , pour devenir simplement verdâtre , et alors il se dégage une assez grande quantité de gaz acide carbonique. Cette liqueur filtrée donne des traces d'oxide d'or pourpre ; elle fait effervescence avec les acides , et reprend ainsi

une belle couleur d'or ; quelques gouttes jetées dans un verre d'eau ne la colorent point ; mais si l'on acidifie l'eau, la couleur se manifeste à l'instant. Cette même liqueur évaporée fournit des cristaux blancs, transparents, alcalins, parsemés de points noirs ; ces cristaux se dissolvent dans l'eau sans la colorer ; la dissolution filtrée laisse un peu d'or sur le filtre et passe transparente ; mais l'addition d'un acide quelconque suffit pour faire reparaitre sa couleur.

Quelle est la nature chimique des cristaux obtenus ? le tems ne nous a pas permis de la rechercher d'une manière bien exacte : toujours sommes-nous certains que ces cristaux se composent d'acide carbonique et d'acide muriatique, de potasse et d'oxide d'or. Il reste à déterminer si ces quatre substances sont associées de manière à constituer un sel quadruple, ou bien un sel triple, ou bien encore deux sels, dont l'un serait un muriate triple d'or et de potasse, et l'autre un sous-carbonate de ce même alcali. Nous n'avons pu en juger par la forme des cristaux.

Il est bon de noter que dans une dissolution nitro-muriatique d'or impur, le carbonate de potasse saturé, précipite le cuivre à froid sans précipiter l'or : la connaissance de

ce fait pourra offrir un nouveau moyen d'essai dans la docimasié.

Nous avons établi que la quantité plus ou moins grande d'alcali portée sur une dissolution de muriate d'or, en précipite une quantité variable d'oxide. Il est en effet bien nécessaire de ne pas verser trop abondamment de ce réactif, sans quoi la première portion d'oxide précipitée se redissoudrait. Il faut donc tâtoner, et filtrer à mesure que la précipitation est sensible ; observant chaque fois de faire bouillir la liqueur , lorsqu'on ajoute de l'alcali.

Des observations que nous venons de faire, il résulte que pour avoir l'oxide d'or par la potasse, il faut d'abord obtenir la dissolution nitro-muriatique d'or, comme il a été dit plus haut , et la traiter par la potasse caustique avec les précautions indiquées , pour éviter de dissoudre le précipité formé. On lave alors légèrement ce précipité , car il est en partie soluble dans l'eau , observation entièrement due à M. Vauquelin ; on filtre , et on fait sécher à l'ombre , sur-tout loin du feu qui , même à une température peu élevée, en ferait un mélange d'oxide et d'or réduit.

On jugera si l'oxide obtenu tient de l'or



métallique en le traitant par l'acide muriatique : si la dissolution est complète, l'oxide est pur ; il est mêlé à de l'or divisé, si la dissolution n'est que partielle.

## § III.

*Oxide d'or précipité par l'étain.*

L'oxide d'or que nous venons d'examiner n'est pas le seul dont M. Chrétien conseille l'usage ; il indique aussi l'oxide de ce métal précipité par l'étain. L'auteur observe qu'on peut le faire, soit avec l'étain métallique, soit avec sa dissolution.

En opérant par le premier moyen, il faut abandonner des lames d'étain bien décapées dans la dissolution aqueuse de muriate d'or : bientôt ces lames se recouvrent d'une couche pulvérulente plus ou moins foncée ; cette couche se renouvelle plusieurs fois, à mesure qu'on détache celle dont les lames d'étain sont enveloppées ; lorsque ce phénomène ne se reproduit plus, on filtre la liqueur, on lave le précipité dans de l'eau distillée, on le sèche à l'ombre et on le pulvérise. L'on a ainsi le *pourpre minéral* que Cassius a décrit le premier.

*Tome LXXVIII.*

4

Pour préparer l'oxide d'or précipité par l'étain en se servant de la dissolution de ce dernier, il importe de prendre cette dissolution dans un état constant d'oxidation, sans quoi le produit varierait dans sa nature et dans la quantité. On l'obtiendra toujours égale cette dissolution en dissolvant des lames d'étain dans l'acide muriatique à 12 degrés, filtrant, évaporant jusqu'au point de cristallisation, dissolvant dans l'eau pure les cristaux qui en résultent, filtrant encore, et mêlant à l'instant une portion de la liqueur à ce muriate d'or liquide. La réunion de ces deux sels produit un précipité qu'il faut augmenter par l'addition de nouvelles quantités de muriate d'étain au muriate d'or, à mesure que la liqueur dépose; après quoi l'on sépare ce précipité pour le laver, le sécher et le pulvériser. La quantité obtenue paraît dépendre beaucoup du plus ou moins d'eau ajoutée aux dissolutions d'or et d'étain. Plus ces dissolutions sont étendues, et plus il y a d'étain entraîné. Un gros d'or dont la dissolution était étendue de dix pintes d'eau, mêlée à une dissolution d'étain très-étendue a donné près de cinq gros et demi de précipité pourpre très-beau.

Nous croyons devoir remarquer qu'il ne

nous paraît pas indifférent de préparer l'oxide d'or qui nous occupe, en se servant de l'un ou de l'autre des deux moyens proposés : lorsqu'on emploie l'étain métallique, le précipité est brun et l'or s'y trouve, sinon à l'état métallique, du moins à un état qui en est très-voisin ; au contraire, lorsqu'on se sert du muriate d'étain au *minimum* d'oxidation, le précipité qui se produit est pourpre foncé et se compose, il est vrai, d'un peu d'or métallique ; mais il offre bien plus d'oxide d'or et d'étain : d'où l'on conçoit que l'énergie de ces deux préparations ne saurait être la même.

#### § IV.

##### *Muriate triple d'or et de soude.*

Le muriate d'or est tellement avide d'eau qu'il se résout bien vite en liqueur par son exposition à l'air : aussi lorsqu'on l'a obtenu cristallisé, M. Proust conseille-t-il de ne pas le retirer de la cornue, si l'on n'a d'autre objet que celui de le faire voir.

Cette déliquescence extrême du muriate d'or ne permettant de l'employer en médecine qu'à l'état liquide, et sa grande causticité rendant la chose encore difficile,

M. Chrestien a imaginé d'associer ce sel au muriate de soude, ce qui fournit un muriate à deux bases moins déliquescent et moins caustique.

Pour cela l'on se sert toujours de la dissolution dans l'eau distillée du muriate d'or obtenu comme nous l'avons indiqué : c'est ici sur-tout qu'il importe que ce sel ne soit pas avec excès d'acide. Dans cette dissolution, l'on verse une solution aqueuse de muriate de soude pur et décrépité, de manière à réunir des quantités égales de ce sel sec et d'or dissous. Le mélange des deux liqueurs étant fait, l'on évapore à une douce chaleur, dans une capsule de verre, avec l'attention de remuer la masse vers la fin de l'opération ; et lorsque cette masse est assez sèche, on la pulvérise encore chaude dans des mortiers qui ne doivent pas être de métal, et l'on conserve le produit à l'abri de l'humidité qu'il attire un peu.

L'application du feu est une chose bien importante dans la préparation du muriate triple d'or et de soude : si, l'on ne pousse pas assez loin la dessication de ce sel, il contient trop d'acide ; et si on la pousse trop loin, il se trouve décomposé en partie et mêlé à un peu d'or.

## § IV.

*Observations sur l'emploi des préparations d'or.*

Les quatre préparations aurifiques qui viennent d'être décrites paraissent promettre à l'art de guérir des moyens efficaces dans le traitement des maladies vénériennes et lymphatiques. Le médecin éclairé qui en préconise aujourd'hui l'emploi, administre ces préparations à l'intérieur et à l'extérieur ; et comme l'effet qu'elles produisent serait trop énergique , si on les donnait seules , il conseille de les mêler à d'autres substances. C'est ainsi que l'auteur ne s'est longtems servi du muriate triple d'or et de soude , qu'après en avoir mêlé une partie avec deux parties d'une poudre composée d'amidon , de charbon et de laque des peintres. L'alumine de cette dernière pouvant se charger d'une portion de l'acide du muriate ; et le charbon pouvant aussi revivifier l'or , M. Chrestien a renoncé à cette poudre qu'il remplace par celles de réglisse , d'iris de Florence , etc.

Outre cette association , l'auteur unit encore les composés d'or aux extraits des plantes fondantes , au sucre avec lequel il

forme des tablettes , aux sirops dans lesquels il les dissout , etc. ; il les mêle aussi à du cérat de Galien quand il faut faire suppurer, et à du saindoux , alors qu'on veut les employer en friction à la plante des pieds , d'après la méthode de Cyrillo.

Nous blâmerons l'association des préparations aurifiques avec ces divers corps , et ce ne sera pas sans motif , puisque toutes les matières végétales et animales dissoutes ou non dissoutes ramènent l'or à l'état métallique de sa dissolution acide. M. Proust a démontré ce fait pour les premières en faisant voir qu'il y a peu de sucs végétaux , acides , gommeux , sucrés , extractifs , etc. , qui n'aient la propriété de désoxider l'or. Il serait donc mieux de n'administrer que seuls les composés aurifiques ; ou bien pourrait-on faire prendre sous l'état liquide ceux qui sont solubles dans l'eau distillée. Si l'on tient encore aux associations informes que nous blâmons , du moins ne faudrait-il les faire que peu de tems avant l'emploi du remède.

C'est en suivant le premier mode d'administration , que celui de nous qui fait son occupation habituelle de l'exercice de la médecine , retire de bons effets des composés d'or , contre les affections vénériennes. Il en

a obtenu des avantages réels , chez un jeune homme atteint d'un chancre qui rongait l'un des corps caverneux. Mais le cas le plus étonnant qui se soit offert à lui pour juger de l'efficacité des préparations aurifiques, est celui d'un ulcère cancéreux qui a dévoré la lèvre supérieure , a rongé les parties molles du nez et de la joue gauche , a fait perdre les os carrés , et a carié l'os maxillaire. Appelé en consultation avec M. le docteur Payen pour ce cas bien grave , que l'on avait combattu infructueusement par toutes les méthodes ordinaires , M. Duportal a espéré de s'opposer aux progrès du mal par l'usage du remède de M. Chrestien , dont il a augmenté les effets par l'emploi des extraits fondans.

En conséquence , le malade s'est frictionné tous les jours les gencives avec le muriate triple d'or et de soude ; il a aussi avalé de l'oxide d'or précipité par la potasse , et des pilules d'extraits de jusquiame blanche , de cigue et de velvotte ; l'ulcère a été journellement détergé avec le laudanum liquide de Sydenham ; il a été saupoudré avec le quinquina rouge et le camphre , et pansé avec un digestif dans lequel entrant l'oxide d'or.

A l'aide de ce traitement méthodique qui

se continue depuis deux mois, en augmentant peu-à-peu la dose des substances, l'ulcère a pris un aspect consolant; les points de carie ont disparu; la suppuration fournit un pus bon et modéré; le malade acquiert chaque jour des forces, de l'embonpoint; et tout permet de croire que cette amélioration bien sensible sera soutenue. Si quelques personnes voulaient la rapporter aux médicaments administrés conjointement avec les préparations d'or, nous leur demanderions comment ces mêmes moyens ont resté sans effet tant que les préparations d'or n'ont pas fait partie du traitement.



---

# A N A L Y S E

## *Du gaz oléfiant.*

PAR M. TH. DE SAUSSURE.

Lue à la Société de Physique et d'Histoire naturelle de  
Genève, en avril 1810.

On a regardé pendant longtems, les gaz inflammables qui se produisent par la décomposition des substances végétales, comme des combinaisons simples d'hydrogène et de carbone; mais lorsqu'on a cherché à déterminer la proportion de ces élémens, par la quantité de gaz acide carbonique que ces gaz inflammables produisaient dans leur combustion, et par la quantité de gaz oxigène qui était employée pour les brûler; on a trouvé qu'ils formaient plus d'eau, qu'il n'en devait résulter de l'emploi de ce gaz oxigène, et l'on a été forcé d'admettre que c'était le gaz inflammable qui avait fourni l'oxigène de cette eau surabondante. M. Berthollet

a fait sous ce rapport le plus grand nombre de recherches ; il a soumis à l'analyse , plusieurs gaz inflammables retirés de la distillation du charbon mouillé, de l'huile et du camphre , et il a trouvé que ces gaz qui avaient tous été regardés comme des combinaisons d'hydrogène et de carbone , et qui avaient été désignés sous le nom d'hydrogènes carburés , contenaient de l'oxygène , et devaient prendre le nom d'hydrogènes oxicarburés. Les gaz que j'ai obtenus de la décomposition de l'alcool et de l'éther sulfurique par un tube rouge , se sont trouvés après des analyses exactes , compris dans la même classe : il en a été de même du gaz hydrogène que M. Thomson a retiré de la distillation de la tourbe.

Après un si grand nombre d'épreuves qui concouraient toutes à prouver que l'oxygène était un intermède essentiel dans l'union aëriiforme de l'hydrogène et du carbone , l'examen d'un nombre ultérieur de gaz inflammables composés semblait superflu , et c'est sans doute par cette raison que l'on n'a point encore analysé exactement le gaz oléfiant qui s'obtient en soumettant à une douce chaleur , un mélange d'une partie en poids d'alcool et de quatre parties d'acide sulfu-

rique. On sait que ce gaz découvert par les chimistes hollandais, se distingue sur-tout des autres gaz inflammables, par la propriété de former une huile, dans son mélange avec le gaz acide muriatique oxigéné, et de fournir par la combustion, plus de lumière et plus de gaz acide carbonique.

Lorsqu'on fait détoner le gaz oléfiant, avec la dose de gaz oxigène requise pour le brûler entièrement, il brise les eudiomètres les plus forts : cet accident a empêché M. Berthollet, de joindre l'analyse de ce gaz, à celles dont j'ai parlé plus haut ; il n'a pas cherché à surmonter cet obstacle, parce qu'on pouvait présumer que le gaz oléfiant contenait de l'oxigène, d'après une expérience des chimistes hollandais qui avaient annoncé que ce gaz inflammable introduit au travers d'un tube de porcelaine incandescent, se dilatait, et acquérait toutes les propriétés du gaz hydrogène oxicarburé qu'on obtient de l'éther sulfurique, par le même procédé (1).

---

(1) Quand les chimistes hollandais ont indiqué ces faits, ils ne connaissaient pas les procédés qui ont été trouvés dès lors pour analyser exactement les gaz inflammables. Ils n'ont donc point fait cette comparaison avec exactitude. Il est probable d'après d'autres expé-

M. Henry a fait connaître les produits gazeux de la combustion lente du gaz oléfiant dans un appareil de son invention, et qui n'expose à aucun danger pour la fracture des vaisseaux (*Bibliothèque Brit., Sciences et Arts*, tom. XLI, pag. 324), mais il n'a pas déduit de ces résultats les conséquences qu'on doit en tirer pour l'analyse de ce gaz. Je vais les exposer ici en m'en rapportant aux données du chimiste anglais. Suivant lui le poids du gaz oléfiant est au poids de l'air atmosphérique, comme 967:1000. Donc le litre de gaz oléfiant humide pèse 1,1856 gramme à 0,76 mètre du baromètre, et à 12,5 degrés du thermomètre centigrade, en admettant conformément à mes expériences, que le litre d'air atmosphérique pèse dans les mêmes circonstances 1,224 gramme. On trouve par le calcul que le poids du litre de gaz oléfiant, parfaitement sec, pèse toutes choses égales, 1,1841 gr.

---

riences, qu'il doit se déposer du carbone dans le tube. Cette opération exige beaucoup de précautions pour qu'on puisse avoir de la confiance dans les résultats qu'elle peut donner. Il faut que le gaz oléfiant soit parfaitement sec, et qu'il ne s'y mêle point de gaz oxygène atmosphérique.

Suivant M. Henry 1000 parties en volume de gaz oléfiant forment par leur combustion 2000 parties de gaz acide carbonique, et consomment 2250 parties de gaz oxigène.

Je me suis assuré que, si le gaz oxigène est pur, le produit de cette opération n'est que de l'eau et du gaz acide carbonique : donc toute la partie du gaz oxigène qui n'a pas été employée à former du gaz acide carbonique a été employée à former de l'eau, et comme deux parties en volume de gaz hydrogène en consomment une de gaz oxigène pour produire de l'eau, et que le gaz acide contient son volume de gaz oxigène, on trouve que le volume de gaz hydrogène contenu dans un litre de gaz oléfiant, est égal à deux fois la différence entre le volume du gaz oxigène consommé, et le gaz acide produit.

La quantité de carbone est égale à tout le carbone contenu dans 2000 centimètres cubes de gaz acide carbonique. J'admets que 100 parties en poids de ce dernier gaz contiennent 27,2 parties de carbone.

Lorsqu'on réduit le tout à 100 parties en poids de gaz oléfiant, on trouve qu'elles devraient contenir d'après les résultats de M. Henry :

Carbone. . . . .	86,2.
Hydrogène.- . . . .	19,1.
	<hr/>
	105,3.

Comme la somme des produits de cette analyse excède très-sensiblement le poids de la substance qui les contient, on doit être fondé à admettre que les données qui m'ont été fournies par le chimiste anglais, ne sont pas parfaitement exactes. Je vais par cette raison exposer les résultats que j'ai obtenus en répétant toutes ces expériences.

Le gaz oléfiant a été préparé par le mélange de l'alcool absolu avec l'acide sulfurique dans les proportions indiquées plus haut ; j'ai interrompu la distillation avant que les vapeurs blanches produites par la présence de l'acide sulfureux fussent abondantes. Cet acide sulfureux qui était en partie sous l'état de gaz a été absorbé par de l'ammoniaque liquide.

Lorsque j'ai pesé le gaz oléfiant, le baromètre était à 0,71893. Le thermomètre du baromètre à + 3,75 degrés centigrades. La température du gaz à + 3,75.

La capacité du ballon était de 3527,8 centimètres cubes.

Le baromètre de la pompe, dans le ballon vide d'air, était à 5 millimètres  $\frac{2}{3}$ . La différence de poids entre le ballon vide et le ballon plein de gaz oléfiant à l'humidité extrême, était de 4,147 grammes, sans aucune correction.

La différence de poids entre le ballon vide et le ballon plein d'air atmosphérique, dans les mêmes circonstances, était de 4,21 gr.

Il suit de là que le poids de l'air atmosphérique sec est à celui du gaz oléfiant sec, comme 1000 : 985,2.

J'ai trouvé, par des expériences directes faites à la température de  $+ 12,5$ , que le litre d'air atmosphérique sec à 0,76 mètre, pèse 1,228 gramme, par conséquent, d'après le rapport que j'ai indiqué plus haut, le litre de gaz oléfiant sec pèse 1,2098 gramme à 0,76 mètre et à  $+ 12,5$  du thermomètre centigrade.

Je passe maintenant à l'analyse du gaz par sa combustion sur du mercure dans l'eudiomètre de Volta. J'ai déjà dit que cet instrument se brise dans la détonation du gaz oléfiant avec la dose de gaz oxygène qui est à-peu-près requise pour brûler le gaz inflammable : mais je suis parvenu à éviter cet accident, en employant pour

cette combustion une dose de gaz oxygène, très-supérieure à celle que le gaz oléfiant consume.

J'ai mêlé 100 parties de ce dernier avec 500 parties de gaz oxygène dépouillé de gaz acide carbonique par la potasse. Les 500 parties de gaz oxygène contenaient 25 parties  $\frac{1}{2}$  de gaz azote, et 476  $\frac{1}{2}$  de gaz oxygène pur. Le mélange a été réduit par la détonation à 409 parties  $\frac{1}{4}$ . La potasse et l'hydrosulfure de potasse ont démontré, dans ce résidu, 201 parties de gaz acide carbonique, 184,5 parties de gaz oxygène, et 24 parties de gaz azote.

Après la séparation de l'acide carbonique dans le résidu de la détonation du gaz oléfiant avec le gaz oxygène, j'ai recherché si le gaz oléfiant s'était entièrement brûlé, en ajoutant à ce résidu un petit volume de gaz hydrogène exactement déterminé, et en faisant détoner ce mélange. Il s'est formé, par cette seconde détonation, au plus un centième d'acide carbonique; la condensation des gaz par la combustion, était à un centième près, égale à celle qui devait résulter de l'influence du gaz hydrogène que j'avais ajouté. Donc la première détonation avait opéré à un centième près, la combustion du



gaz oléfiant. Dans les calculs de l'analyse, je n'ai pas tenu compte des produits de cette dernière opération, parce qu'ils se confondent presque avec les erreurs d'observation.

Il résulte de ces expériences, que 100 parties de ce gaz oléfiant ont consommé à très-peu près, pour leur combustion, 292 parties de gaz oxygène pour former de l'eau, et 201 parties de gaz acide carbonique. En rapportant ces nombres au litre, et en leur substituant les poids qui leur correspondent, on trouve que 100 parties en poids de gaz oléfiant sec, contiennent :

Carbone . . . .	84,78
Hydrogène. . . .	13,55
	98,33

La somme de ces produits représente à très-peu près le poids du gaz oléfiant que j'ai soumis à l'analyse ; la différence de 1 centième  $\frac{1}{2}$  qu'on observe sous ce rapport, est comprise dans la limite des erreurs d'observation, et pourrait d'ailleurs facilement s'expliquer par la petite quantité de gaz inflammable qui a échappé à la combustion. Il suit de là que le gaz oléfiant ne contient pas une quantité notable d'oxygène, qu'il est

composé d'hydrogène et de carbone, et qu'il doit être désigné sous le nom d'*hydrogène carburé*.

Le gaz oléfiant m'a paru varier un peu dans son poids et dans sa composition, suivant la manière dont il a été préparé. Lorsqu'on pousse trop loin la distillation d'alcool et d'acide sulfurique, le gaz qu'on obtient après la séparation du gaz acide sulfureux, est un peu plus léger, et contient un peu d'oxygène. Dans mes expériences, la proportion de l'oxygène n'a jamais cependant excédé la  $\frac{4}{100}$  partie du poids du gaz inflammable.

Dans les opérations où j'ai conduit la distillation de manière à ce qu'il n'y eût point d'oxygène dans le gaz oléfiant, je ne lui ai pas toujours trouvé rigoureusement le même poids, ni précisément les mêmes proportions d'hydrogène et de carbone, mais la différence ne portait que sur deux ou trois centièmes, et n'était pas, par conséquent, entièrement indépendante des erreurs d'observation. Dans l'analyse où j'ai obtenu le gaz le plus pesant et le plus chargé de carbone, le gaz oléfiant avait précisément le poids de l'air atmosphérique; le litre de ce gaz sec pesait 1,228 gramme, à 0,76 mètre du baromètre, et à 12,5 du thermomètre

centigrade. 100 parties de ce même gaz mêlées à 500 parties de gaz oxigène, ont été réduites, par la détonation, à 402 parties, qui contenaient 208 parties de gaz acide et 194 de gaz oxigène, en ne faisant pas mention de 12 parties de gaz azote qui étaient mêlées au gaz oxigène, et qui se sont retrouvées à un centième près, dans le résidu de l'opération. 100 parties en poids de gaz oléfiant, ont donc consommé 306 parties de gaz oxigène, en formant 208 parties de gaz acide carbonique. Il en résulte que 100 parties en poids de gaz oléfiant, contiennent :

Carbone. . . . .	86,43
Hydrogène, . . . . .	14,34
	100,77

Je conclus de toutes ces analyses, que le gaz oléfiant peut, lorsqu'il a été convenablement préparé, ne pas contenir une quantité sensible d'oxigène. Dans cet état, il a une pesanteur spécifique égale, ou légèrement inférieure à celle de l'air atmosphérique. Une partie en volume de ce gaz consomme à-peu-près, pour sa combustion, trois parties de gaz oxigène, et forme deux parties de gaz acide carbonique.

En négligeant les fractions, le gaz oléfiant contient en poids,

Carbone. . . . .	86
Hydrogène. . . . .	14
	100

15 parties en poids de gaz hydrogène paraissent se condenser environ de la moitié de son volume, en dissolvant 85 parties de carbone; le gaz oléfiant qui en résulte, a dès-lors, par le calcul, à très-peu près la pesanteur spécifique que je lui ai trouvée dans ma première expérience.

---

---

## EXAMEN

*Du chromate de fer des montagnes  
Ouraliennes en Sibérie;*

PAR M. LAUGIER.

( Extrait des Annales du Muséum d'Histoire naturelle,  
tom. VI, pag. 325. )

M. Pontier découvrit en l'an 7, dans le département du Var, près la Bastide de la Cassade, un minéral que M. Tassaert reconnut le premier pour une combinaison d'acide chromique et d'oxide de fer. M. Vauquelin confirma cette analyse, et y annonça outre des proportions différentes la présence de l'alumine et de la silice.

M. Méder a trouvé depuis en Sibérie, au mont Oural, une substance très-analogue au minéral du Var. C'est l'examen de cette substance dont un échantillon a été remis à l'auteur par M. Steinacher, membre de la Société des pharmaciens de Paris, qui

fait l'objet de ce Mémoire. Il a eu pour but de comparer les résultats de son analyse avec ceux que M. Vauquelin avait obtenus.

Quoique le minéral de Sibérie soit assez semblable en apparence à celui du Var, on peut soupçonner, en l'examinant avec attention, que le métal y est plus pur que dans celui-ci ; sa cassure au lieu d'être grenue est lamelleuse ; son brillant métallique est plus vif, et en général il est moins mélangé de matières terreuses ; l'échantillon présente, en quelques endroits de sa surface, des taches vertes, que l'on reconnaît pour de l'oxide de chrome. Sa pesanteur spécifique vient à l'appui de la conjecture sur sa plus grande pureté. Celle de l'échantillon est de 4,0579, tandis que la pesanteur du minéral du Var n'est que de 4,0326. Cette différence dans la pesanteur en indique nécessairement une dans les proportions de la partie métallique que renferment ces deux variétés, et en effet l'analyse est d'accord avec la propriété physique.

Il résulte des expériences rapportées dans le Mémoire, et trop longues pour être décrites dans cet extrait, que le minéral de Sibérie renferme sur 100 parties :

Oxide de chrome. . . . .	53.
Oxide de fer. . . . .	34.
Alumine. . . . .	11.
Silice . . . . .	1.

Ces résultats diffèrent donc un peu quant aux proportions, des suivans obtenus du minéral du Var par M. Vauquelin.

Acide chrômique. . . . .	43.
Oxide de fer. . . . .	34.
Alumine. . . . .	20.
Silice, . . . . .	2.

Le chrome existe-t-il à l'état d'acide, ou à celui d'oxide dans le minéral appelé chrômate de fer? M. Godon de Saint-Mesmin, dans un Mémoire sur les combinaisons artificielles de l'acide chrômique, penche à croire qu'il y est à l'état d'oxide; M. Vauquelin dans son rapport sur ce Mémoire paraît disposé à adopter cette opinion. M. Laugier est du même sentiment et l'appuie de la réflexion suivante: aucune expérience directe ne prouve que le chrome est à l'état d'acide dans les chrômates de fer natifs, et l'on est d'autant moins fondé à le penser qu'il suffit de calciner légèrement l'oxide vert de chrome

avec la potasse caustique pour le convertir presque aussitôt en acide ; ainsi il est tout aussi vraisemblable que le chrome est à l'état d'oxide dans les minéraux du Var et du mont Oural , qu'à celui d'acide , et tout aussi raisonnable de les considérer comme des combinaisons d'oxides de fer et de chrome , que comme des chromates de fer.

Depuis que j'ai achevé l'examen du minéral de Sibérie, ajoute l'auteur de ce Mémoire, j'ai appris que M. Lowitz a fait l'analyse de la même substance. J'ignore quelles sont exactement les proportions des principes qu'il y a trouvés. Mais si j'en juge par la note relative à cet objet , insérée dans le Journal de physique , les résultats qu'ils a obtenussent à peu-près conformes aux miens, puisqu'elle annonce que ce chimiste a trouvé dans ce minéral plus de la moitié de son poids d'oxide de chrome, du fer, de l'alumine et un peu de silice.



---

*De l'effet d'une chaleur égale, longtems  
continué sur les pièces pyromé-  
triques d'argile (1) ;*

PAR M. GUYTON-MORVEAU.

La durée d'une même action est un élément qui ne doit pas être négligé dans la comparaison des effets. Ayant élevé , par exemple , la température d'un fourneau à un degré capable de tenir le plomb fondu , si l'on y place seulement quelques minutes un lingot d'étain de même poids , ce serait certainement une très-grande erreur de conclure de ce que l'étain n'a pas coulé dans cet intervalle , qu'il exige une plus haute température pour sa fusion. Que l'on expose à un soleil d'été un thermomètre ; si , après l'y avoir laissé jusqu'à ce que le mercure devienne stationnaire , on place à côté un autre thermomètre , qui soit seulement à 15

---

(1) L'examen de cette question fait suite au Mémoire lu à l'Institut le 2 mai 1808 , et imprimé dans le tom. LXXIV des Annales de chimie , pag. 129.

degrés au-dessous ; il ne faudra pas moins de 9 à 10 minutes , pour qu'il indique la même température , et l'on n'admettra pas pour cela une dilatation indépendante du degré de chaleur. Il en est de même de l'effet inverse de la retraite que les argiles prennent au feu , et qui suit une marche bien autrement successive que la dilatation du mercure. Aussi tous ceux qui , depuis Wedgwood , ont fait usage de son pyromètre , se sont-ils imposé la loi de ne juger le degré de chaleur par la diminution de volume de ses cylindres d'argile , qu'après les avoir laissés tout le tems nécessaire , pour être assurés qu'ils avaient atteint le *maximum* de cuisson qu'ils pouvaient recevoir dans le point du foyer où ils étaient placés.

Je croyais avoir rassemblé un assez grand nombre de faits et d'observations , publiées dans les écrits des plus célèbres physiciens , pour prouver que c'était sans fondement que l'on voulait faire regarder la durée de l'exposition à un même degré de chaleur , comme capable d'ajouter indéfiniment à l'effet de son intensité. Mais M. Fourmi vient de reproduire cette doctrine dans un article du Journal des mines , de décembre 1810 , il l'a appuyée d'une série d'expériences , dont

il importe d'apprécier les résultats à leur juste valeur.

M. Fourmi paraît regretter de n'avoir pas eu à sa disposition un four de verrerie, où il pût trouver une action prolongée, *ce qui l'a forcé d'y suppléer par la réitération*; et en reconnaissant que la première méthode eût été la plus sûre, il cite comme étant favorable à son système, l'observation rapportée par M. Loysel, qu'une pièce pyrométrique tenue huit jours à l'ouvrage d'un four de glacerie, avait marqué 119,7 degrés à l'échelle de Wedgwood, et qu'après une exposition seulement de quarante-deux heures, elle n'avait indiqué que 111,7 degrés. Mais pourquoi M. Fourmi a-t-il omis d'ajouter que M. Loysel était fort éloigné d'attribuer cette différence à la durée, puisqu'en jugeant la température par la méthode qu'il avait adoptée, et qui rendait bien manifeste une différence réelle dans les résultats de la cuisson par la différence de solidité, il en concluait en degrés de l'échelle de Réaumur, la température de la première à 8912 degrés, et celle de la seconde à 6556. Lorsqu'on le voit ensuite proposer d'éprouver de même la ténacité d'un morceau de verre cuit ou de parois de fourneau, pour *en conclure*

*le degré de chaleur qu'ils ont éprouvé* (1); c'est évidemment le mettre en contradiction avec lui-même que de l'appeler en témoignage, que la différence des résultats doit être considérée plutôt comme la mesure de la durée que comme celle de l'intensité. Personne n'ignore enfin que pour des pièces d'une grande épaisseur, il faut un tems proportionné pour que la masse entière reçoive le même degré de cuisson, ce qui doit s'opérer avec une certaine lenteur, pour prévenir les ruptures que ne manquerait pas de produire la retraite inégale et trop précipitée des surfaces; et de là vient la pratique habituelle de vider l'intérieur des parties saillantes; mais il s'agit ici d'un solide de moins de 13 millimètres de diamètre sur autant de hauteur, et il n'est pas permis de penser que M. Loysel ait jugé qu'il lui fallait huit jours d'un feu soutenu au même degré, pour le faire arriver à ce point de cuisson. On verra bientôt que les expériences mêmes de M. Fourmi mettent une pareille opinion hors de toute vraisemblance.

Je passe à l'examen de ces expériences

---

(1) De l'Art de la verrerie, pag. 250.

sur lesquelles je ferai d'abord quelques remarques générales.

1°. M. Fourmi convient n'avoir pas fait état de la température de la jauge métallique, dont il s'est servi pour mesurer les pièces pyrométriques soit avant, soit après ses expériences faites à des époques différentes, et que par conséquent *ses résultats ne sont pas strictement comparatifs* ;

2°. Il suppose que toutes les pièces employées dans une même expérience, quelquefois au nombre de sept, ont dû rigoureusement éprouver le même coup de feu, et il rapporte cependant que quelques-unes de ces pièces ont été trouvées fendues ou déformées ; preuve manifeste de quelque accident qui aura porté d'un côté une action plus vive, et fait marcher inégalement la retraite ;

3°. Il n'a pas observé une seule fois la diminution progressive de pesanteur des pièces pyrométriques, dont la concordance avec la diminution de volume, devient dans ces sortes de recherches une condition essentielle pour asseoir des conséquences exactes, ainsi que l'a fait voir M. de Saussure ;

4°. Ce qui est d'une plus grande importance, les températures auxquelles ces pièces

ont été soumises, n'ont été qu'*estimées*, d'après l'opinion habituelle des degrés de chaleur, en différentes positions du four à porcelaine, même sans tenir compte des variations sensibles d'intensité qu'y occasionne l'état de l'atmosphère, ou du moins sans chercher à en assigner le *maximum*.

Si l'on ajoute maintenant que les prétendus écarts observés par l'auteur dans la progression de la retraite en correspondance avec la température, se placent facilement dans les limites que donnent ces suppositions, on jugera sans doute qu'il y en aurait déjà assez pour résoudre les objections et autoriser à conclure, d'accord avec tous ceux dont j'ai rapporté les témoignages irrécusables, qu'une pièce qui a été tenue à un degré de chaleur quelconque, un tems suffisant pour en achever la cuisson à ce degré, n'est plus susceptible de prendre, ni diminution de volume ni diminution de poids, dans de nouvelles opérations à un feu égal, à plus forte raison à un feu inférieur, quelque tems qu'on l'y tienne exposée.

Mais on demandera comment l'auteur a pu se flatter d'avoir « constaté de la manière  
« la plus évidente, que divers solides repassés  
« à des températures, *égales seulement*, à

« celles qu'ils avaient précédemment éprou-  
« vées, y ont acquis une nouvelle retraite...;  
« que des solides exposés à des tempéra-  
« tures *inférieures* à celles qu'ils avaient pré-  
« cédemment subies, n'ont pas laissé d'y  
« acquérir un surcroît de retraite ! » Je ne  
puis répondre à cette question que par le  
résumé des faits sur lesquels il a fondé  
cette conclusion, sans laquelle il a bien  
senti que son hypothèse ne pouvait se sou-  
tenir. Loin de les contester, je dois lui  
faire honneur de la fidélité avec laquelle il  
les a exposés ; ils formeront ici un supplé-  
ment de preuves de la vraie théorie du  
pyromètre à pièces d'argile. Pour qu'on  
puisse plus facilement saisir et comparer  
les résultats de toutes les expériences de  
M. Fourmi, je les réunis dans le tableau  
ci-joint.

On voit au premier coup-d'œil que ces expériences ont été faites sur vingt-cinq pièces pyrométriques, à neuf températures différentes ou successives ; savoir :

Les 1 <sup>ère.</sup> , 5 <sup>e.</sup> et 6 <sup>e.</sup>	{ A la chaleur du bas du four à porce- laine de Sèvres, près les alandiers, estimée . . . . . 145°. W.
Les 2 <sup>e.</sup> et 4 <sup>e.</sup>	{ A celle du haut du four, près de la voûte, estimée . . 126°.
La 3 <sup>e.</sup> .....	{ A celle près la porte du four, estimée. 110°.
La 7 <sup>e.</sup> .....	{ A celle sous les ar- cadons qui ser- vent de passage à la flamme, esti- mée . . . . . 150 ou 155°.
La 8 <sup>e.</sup> ....	{ A celle du milieu du four de Migette, département du Doubs, environ.. 125°.
	{ A celle du dessous du même four, environ . . . . . 140°.

Dans toutes ces expériences, dit M. Fourni,



## RÉSULTATS des expériences de M. FOURMI, sur les pyromètres à pièces d'argile:

PIÈCES PYROMÉTRIQUES DE WEDGWOOD.		Avant l'expérience.	1 <sup>re</sup> . Exp.	2 <sup>e</sup> . Exp.	3 <sup>e</sup> . Exp.	4 <sup>e</sup> . Exp.	5 <sup>e</sup> . Exp.	6 <sup>e</sup> . Exp.	7 <sup>e</sup> . Exp.	8 <sup>e</sup> . EXPÉRIENCE.	
N <sup>o</sup> .	1 <sup>re</sup> . neuve		145°.	126°.	110°.	126°.	145°.	145°.	150 à 151°.	125°.	140°.
	zéro	146				147	148	151			
2	110° . 5	126									
3	116	143				146	146 . 5	150 . 5			
4	118	142				144					
5 neuve	zéro		121								
6	21 . 5		127								
7	65 . 5		123								
8	55		122								
9	104		131								
10	112		125								
11	144		149								
12 neuve	zéro			98	109						
13	25 . 5	/		92	103						
14	53			95	105						
15	102 . 5			104	105						
16	112			116	117						
17	118			125	127 . 5						
18	129			129	130 . 5	148 . 5	150 . 5	156 . 5			
19 comme neuve	8						138	145 . 5			
20 comme neuve	8							151			
21	110									132	
22	119									120	
23	121									127	
24	109										117
25	103										122
TRAMES MOYENS. . . .			139 . 28	128 . 28	108 . 42	113 . 85	144 . 50	145 . 00	150 . 18	126 . 91	119 . 50
DIFFÉRENCES {			en plus.		2 . 28			0 . 00	0 . 18	1 . 91	
			en moins.		5 . 75	1 . 58	12 . 15	0 . 50	0 . 00	4 . 82	



*le feu a été conduit de la même manière, pour faire parvenir graduellement les pièces à la même température, en 30 ou 40 heures dans un four céramique; mais il n'est pas moins forcé d'avouer que toutes ces températures, que j'appelle estimées, ne sont réellement que de larges à-peu-près, quoiqu'il n'ait employé que dans la 8<sup>e</sup>. l'expression environ. Il rapporte en effet, d'après MM. d'Arcet et Brongniart, que la température dans le milieu du four varie de 135 à 140°. Il a lui-même observé que près des alandiers, elle peut varier de 142 à 148°, près de la voûte de 123 à 129°, et que du côté de la porte, elle n'atteint guère que 110°. Il reconnaît enfin que, « cette dégradation « n'est exacte que dans les parties du four « où le feu se porte suivant une marche « régulière;... que divers accidens contra- « rient plus ou moins la régularité de sa « marche, etc. » Comment après de tels aveux, a-t-il pu donner quelques écarts, la plupart très-légers, tous sans aucun rapport de quantités, occasionnés par quelques accidens, comme les effets d'une cause toujours agissant uniformément dans les mêmes circonstances.*

Si M. Fourmi, qui dit avoir adopté pour  
*Tome LXXVIII.* 6

base une *moyenne* de l'estimation des températures, eût pris la peine, comme il est d'usage, et en quelque sorte de rigueur dans des expériences de cette nature, de chercher aussi le terme moyen des retraites des pièces pyrométriques exposées en même tems au même feu, et d'en noter les différences de concordance, ainsi que je les ai indiquées à la suite du tableau de ses résultats, il n'aurait pu s'empêcher de faire deux remarques également décisives contre son système.

La *première*, que les différences *en plus* de la chaleur estimée, sont au-dessous d'un degré dans les 6<sup>e</sup>., 7<sup>e</sup>. et 8<sup>e</sup>. expériences; qu'elle n'est encore que de 2<sup>o</sup>,28 dans la 2<sup>e</sup>.; c'est-à-dire moins de moitié de la latitude de variations, qu'il a lui-même reconnue; tandis qu'elle devait être constamment surpassée en proportion des répétitions, dans la supposition que la durée peut produire le même effet que l'intensité.

Une *seconde* remarque aussi importante est que toutes les différences *en moins*, les plus nombreuses et les plus considérables, sont autant d'objections insolubles contre cette opinion; car il n'y a rien à attribuer à la durée, quand après des répétitions la

retraite n'atteint même pas le terme indiqué par l'estimation de la température. La pièce n°. 3, par exemple, marquant 116 degrés avant l'expérience, soumise successivement à trois feux de 30 à 40 heures chacun, puis à un quatrième de 150 à 155°, est restée constamment au-dessous des températures estimées.

Des sept pièces employées dans la seconde expérience, quatre sont restées au-dessous de la retraite annoncée par leur position dans le four ; dans la quatrième, cinq sur sept ont aussi donné des résultats *en moins* (quoique la moins avancée dans les feux précédens eût déjà été portée à 92°) : est-ce donc que les pièces en retard se seraient trouvées d'une autre composition ? ou bien la chaleur aurait-elle été réellement inégale dans les divers points de la même position ? Il faut opter entre ces deux explications, et quelle que soit l'option, il n'y a plus rien à conclure de ces prétendues anomalies.

Ce ne sont pas là cependant toutes les observations qui mettent en défaut le principe d'une influence de la durée indépendante de l'intensité, quand une fois la masse entière en a été atteinte. Mais il est si facile d'en faire le rapprochement à la vue du

tableau, que je puis me dispenser de les noter. Il n'est personne qui, en suivant seulement la ligne du n<sup>o</sup>. 1<sup>er</sup>., ne soit frappé de la contradiction de ce principe avec les faits, en voyant qu'une pièce *neuve*, qui a pris au premier feu 146°, n'est passée qu'à 148°, après deux autres cuissons à la même place ; qu'elle s'est encore arrêtée à 151° dans une position où la température était jugée de 150 à 155° ; tellement qu'une durée de quatre fois 30 ou 40 heures, n'aurait donné qu'un degré au-dessus de la plus faible estimation ; tandis que le n<sup>o</sup> 20 aurait été porté par un seul feu, précisément au même degré de 151.

Je ne dois pas néanmoins négliger de faire connaître la conclusion qui termine le Mémoire de M. Fourmi : tout en persistant à soutenir que *la retraite des argiles est produite par deux causes concomitantes*, il semble craindre qu'on ne porte trop loin les conséquences de ce système ; il reconnaît *qu'il n'est sévèrement applicable qu'aux cas où les deux causes sont variables...* ; que *la retraite des substances argileuses peut servir, comme elle sert tous les jours, à comparer des températures obtenues dans les mêmes circonstances.* Il a soin d'avertir

enfin , que les grandes anomalies n'ont lieu qu'à des températures élevées ; mais on ne voit pas sans étonnement qu'il les attribue à un commencement de vitrification , dont il ne dit pas avoir aperçu la moindre trace , qui n'a jamais été observé dans des pièces bien fabriquées , même portées au-delà de 170 degrés. Cette explication , qui le conduit à admettre que *la contraction naturelle de l'argile est augmentée par la vitrescibilité* , est démentie par la marche rétrograde de toute pièce assez mal composée pour présenter quelques apparences de fusion ; elle est en opposition au principe établi par M. de la Place , et si justement appliqué dans le rapport fait à l'Académie des Sciences , sur l'ouvrage de M. Loysel (1) ,

« qu'une substance est infusible parce que  
« ses molécules restent adhérentes entre  
« elles , qu'elles sont retenues par la force  
« d'aggrégation qui ne peut être vaincue par  
« la force expansive de la chaleur.... ; que si  
« une autre substance agit par son affinité  
« sur les molécules de celle qui était infusible,  
« alors elle concourt avec l'action de la cha-  
« leur pour opérer la désunion de ses parties. »

---

(1) Essai sur l'Art de la verrerie , pag. 281.

---

## EXTRAIT

*D'un Mémoire sur l'action mutuelle  
des oxides métalliques, et des hydro-  
sulfures alcalins (1).*

PAR M. GAY-LUSSAC.

Le Mémoire dont je me borne à présenter ici un aperçu, renferme les expériences que j'ai faites sur l'action mutuelle des oxides métalliques et des hydrosulfures alcalins. J'ai reconnu ,

1°. Que les oxides métalliques dans lesquels l'oxigène est très-condensé , tels que ceux de zinc et de fer , ne décomposent pas les hydrosulfures ;

2°. Que tous les autres oxides décomposent les hydrosulfures, et donnent des produits dont quelques-uns varient suivant la nature particulière des oxides ;

---

(1) Les principaux résultats ont été annoncés à l'Ecole Polytechnique , à la Leçon de chimie du 10 avril.



3°. Qu'il ne se forme jamais d'acide sulfurique ;

4°. Qu'il se forme constamment de l'eau , des sulfites ou des sulfites sulfurés , et souvent des sulfures métalliques ;

5°. Qu'il n'est par conséquent point possible d'obtenir pures les bases des hydrosulfures , au moyen des oxides métalliques ;

6°. Que lorsqu'on dissout un sulfure dans l'eau , il ne se forme jamais de sulfate , comme on le croyait généralement , mais bien des sulfites ou des sulfites sulfurés.

Je vais citer quelques-unes des expériences qui m'ont conduit à ces résultats , et je prendrai d'abord pour exemple , l'oxide noir de manganèse et l'hydrosulfure de potasse très-pur et sans couleur.

Aussitôt que l'on a mêlé ces deux substances , leur action mutuelle s'annonce par une élévation de température très-sensible ; l'hydrosulfure se colore en jaune orangé , comme les hydrosulfures sulfurés , et lorsqu'on y verse de l'acide muriatique , il se précipite du soufre , et il s'exhale de l'hydrogène sulfuré. En chauffant le mélange , il perd promptement sa couleur et devient limpide comme de l'eau. A ce terme , la liqueur qui est fortement alcaline , précipite

l'acétate de plomb en blanc, et on pourrait croire qu'elle ne contient que de la potasse : mais si on y verse de l'acide muriatique, elle se trouble instantanément ; il se précipite du soufre, et il se dégage du gaz acide sulfureux. Si après l'avoir fait bouillir et filtrée, on y ajoute du muriate de baryte, il ne se fait point de précipité. Enfin l'acide sulfurique faible versé sur l'oxide de manganèse bien lavé, en dissout à froid une grande quantité sans qu'il y ait dégagement d'aucun gaz, et particulièrement de gaz hydrogène sulfuré.

Il résulte de là ;

1°. Que le premier effet de l'oxide sur l'hydrosulfure est de le faire passer à l'état d'hydrosulfure sulfuré, et d'agir en cela comme l'air sur les hydrosulfures, en donnant très-probablement naissance à du sulfite sulfuré, dès le commencement de l'opération ;

2°. Qu'il se forme ensuite beaucoup de sulfite sulfuré ;

3°. Qu'il ne se produit point d'acide sulfurique ;

4°. Que l'oxide noir de manganèse est ramené au *mirimum*, et qu'il ne se forme pas de sulfure de manganèse.

Pour second exemple, je prendrai l'oxide brun de cuivre, et l'hydrosulfure sulfuré de baryte. Ces deux substances agissent fortement l'une sur l'autre, et si on les fait chauffer, la liqueur se décolore promptement, et ne contient plus que de la baryte mêlée de plus ou moins de sulfite sulfuré. L'oxide après avoir été lavé jusqu'à ce que les eaux de lavage ne précipitent plus avec l'acide sulfurique, fait effervescence avec l'acide muriatique à cause de l'acide sulfuroux qui se dégage, et il se forme beaucoup de muriate de baryte. Le résidu lavé de nouveau pour enlever le dernier sel, puis traité par de l'acide nitromuriatique très-faible, ne laisse d'autre résidu que du soufre qui se rassemble à la surface du liquide.

On voit par là que l'oxide de manganèse et l'oxide de cuivre, quoique présentant le même résultat général, ont agi d'une manière particulière en ceci, qu'il ne s'est point formé de sulfure de manganèse, tandis qu'il s'est formé du sulfure de cuivre; mais cela vient de ce que l'oxide de manganèse n'ayant été ramené qu'au *minimum*, a dans cet état très-peu d'affinité pour le soufre.

Je ne rapporterai point d'autres expériences de ce genre; je terminerai en exposant

succinctement ce qui arrive, lorsqu'on dissout un sulfure dans l'eau.

J'ai fait du sulfure de baryte et du sulfure de potasse à une douce chaleur. Le premier dissous dans l'eau a laissé un résidu qui après avoir été lavé s'est dissous complètement dans l'acide muriatique, en dégageant beaucoup d'acide sulfureux. La dissolution de sulfure de potasse dans laquelle j'ai versé du muriate de baryte, n'a donné qu'un léger précipité qui s'est dissous complètement dans l'acide muriatique. Le mélange avait été chauffé, et par le refroidissement, il s'est déposé sur les parois du vase beaucoup de petits cristaux de sulfite sulfuré de baryte.

J'ai encore reconnu que les sulfites sulfurés ne s'altèrent pas à l'air, et qu'un sulfite neutre peut dissoudre beaucoup de soufre sans devenir acide ou alcalin.

---

## NOTE

### *Sur la précipitation de l'argent par le cuivre.*

PAR M. GAY-LUSSAC.

La plupart des chimistes pensent que le précipité obtenu, en laissant une lame de cuivre dans du nitrate d'argent est un alliage des deux métaux, et qu'il serait par conséquent impossible d'obtenir de l'argent pur par ce moyen. Le fait est vrai, lorsqu'on n'a égard à aucune circonstance particulière ; mais en examinant les diverses époques de la précipitation, et en faisant attention aux causes qui la produisent, on reconnaît bientôt qu'il est facile d'obtenir de l'argent exempt du cuivre avec lequel on l'a précipité.

En effet, les premières portions d'argent qui se séparent sont ordinairement pures, et ne colorent pas l'ammoniaque en bleu, lorsqu'elles ont été dissoutes dans l'acide nitrique ; ce n'est qu'à mesure que le cuivre entre en dissolution qu'on en trouve dans le précipité ; de sorte que vers la fin de l'opé-

ration, la quantité en est très-notable. Si donc on séparait les premières portions d'argent, on les trouverait exemptes de cuivre : mais pour en obtenir des quantités considérables, on pourra, comme je l'ai fait, prendre tout le précipité d'argent, le laver, et le faire digérer avec une petite quantité de nitrate d'argent ; par ce moyen le cuivre rentrera en dissolution et précipitera une quantité d'argent correspondante.

Je suis loin de penser que l'action mutuelle des métaux ne puisse déterminer la formation d'alliages dans les précipitations métalliques ; je conclus seulement que dans l'expérience que je viens de rapporter, ce n'est pas l'affinité de l'argent pour le cuivre qui a déterminé la précipitation de ce dernier ; puisque dans ce cas, on aurait dû avoir un alliage identique aux diverses époques de la précipitation, et, de plus, on ne pourrait point détruire cet alliage en le mettant en contact avec une nouvelle quantité de nitrate d'argent. La précipitation étant due en général à un procédé galvanique ; il me paraît que le cuivre qui est réduit par l'hydrogène de même que l'argent, est précipité avec ce métal par la même cause. Plusieurs autres précipitations métalliques présenteraient des résultats analogues.

---

## ANNONCE

*De quelques expériences;*

PAR M. DAVY,

Les découvertes de M. Davy sont d'un si grand intérêt pour les chimistes, que l'on doit s'empressez de faire connaître tout ce qu'on peut apprendre de la suite de ses expériences.

1<sup>o</sup>. En mettant un petit morceau de potassium avec un peu de tellure dans un tube de verre, et en chauffant ce mélange, il en a retiré du gaz hydrogène telluré: il a ajouté ensuite à cet alliage du soufre qui s'y est combiné, et il s'est encore dégagé du gaz hydrogène telluré. Il conclut de là qu'au moins l'un des deux métaux contient l'hydrogène, comme principe de métallisation.

2<sup>o</sup>. Il a trouvé le moyen de former une combinaison entre le gaz oximuriatique et le gaz oxigène, dans laquelle ce dernier gaz

est condensé jusqu'à la moitié de son volume; par une petite chaleur et par plusieurs autres moyens, ce gaz composé fait explosion; il y a augmentation considérable de volume, et cependant production de chaleur et de lumière, comme dans les condensations de gaz.

Nous n'avons pas besoin de prévenir, que l'on ne devra regarder ces expériences et leurs conséquences comme authentiques, que lorsque l'auteur les aura publiées lui-même.



---

## LETTRE

DE M. GUYTON-MORVEAU ,

AUX RÉDACTEURS DES ANNALES  
DE CHIMIE ,

*Sur l'Iris pseudo-acorus , substitué au  
café.*

Messieurs ,

Dans un moment où l'on met en œuvre la chicorée , les pois , le marc des betteraves , etc. , pour remplacer le café , vous jugerez de quelque intérêt de faire connaître l'annonce publiée en Angleterre , il y a plus de deux ans , d'un végétal qui y croît naturellement , également indigène dans nos climats , et dont la graine peut être employée comme celle du café.

Ce végétal est le *pseudo-acorus* , l'*Iris palustris lutea* , vulgairement l'*Iris des marais* , le *faux acore* , la *flambe bâtarde* , le *glayeur d'eau jaune*. On le trouve communément aux bords des rivières , des étangs , des fossés.

M. William Skrimshire, auteur de cette découverte, l'a communiquée à M. Nicholson, qui l'a insérée dans son Journal de janvier 1809, avec tous les détails suffisans pour mettre à portée d'en apprécier l'importance, et de répéter les expériences de manière à obtenir les mêmes résultats.

« Le gouvernement, dit M. Skrimshire, ayant nouvellement levé la taxe imposée sur les cafés, la mise en vente de ce végétal ne serait pas à présent un objet de commerce lucratif; mais les habitants des lieux où il est abondant pourront tirer quelque fruit de la connaissance de ses propriétés. »

Il assure que cette plante, qui par sa beauté peut servir d'ornement, produit une telle quantité de graine qu'il en a recueilli plus d'un boisseau dans la longueur de quelques verges (1), aux bords d'une ancienne rivière de son voisinage. La cosse, qui porte dans le pays le nom d'*old sows*, est garnie de graines couvertes d'une pellicule de couleur de châtaigne; on les détache facilement de la cosse lorsqu'elles sont mûres, et gar-

---

(1) La verge anglaise *yard*, répond à un peu plus de 9 décimètres; le boisseau *bushel*, à 303 décilitres.

dées dans un lieu sec, pendant un certain tems.

Les graines ainsi dépouillées sont d'un brun sale, demi-transparentes et dures comme de la corne. Elles ont, si l'on peut le dire, un goût légumineux; leur forme varie, quelquefois ronde et aplatie, quelquefois cunéiforme; il y en a de coniques; d'autres ressemblent à de petites racines bulbeuses. Leur largeur est de 3 ou 4 lignes au plus (6,35 — 8,46 millimètres); leur épaisseur rarement de plus de 2 lignes (4,23 millim.), et communément au-dessous. Indépendamment de l'arille qui couvre la couronne de la graine, elle est renfermée dans un mince épiderme, fort adhérent à sa surface ridée, et qui lui donne une apparence de chagrin très-fin. Lorsque cette peau est enlevée, la graine est d'une couleur jaunâtre. Vu au microscope, l'épiderme paraît formé d'un amas de papilles distillant l'huile de la surface de la graine. L'arille et même une tranche mince de la graine, offrent aussi un très-beau spectacle placés sous la lentille.

A cette description, M. Skrimshire fait succéder l'exposition des procédés qu'il a suivis, et les observations qu'il a recueillies de ses expériences. La traduction littérale

*Tome LXXXVIII.*

me paraît ici ce qu'il y a de plus convenable pour satisfaire la curiosité de vos lecteurs.

« La graine de l'*iris pseudo-acorus*, torréfiée comme le café, lui ressemble beaucoup pour la couleur et le parfum; elle a néanmoins un peu plus de l'odeur saccharine d'un extrait liquoreux. Mais quand elle est bien préparée, elle possède bien plus de l'arôme du café qu'aucune des graines de plantes graminées ou légumineuses, qui aient été traitées de cette manière. »

« Le glayeul d'eau jaune étant connu en médecine comme un violent purgatif, quelques personnes pourraient croire que l'usage en serait dangereux. Il est bien vrai que sa racine fraîche est un cathartique très-drastringue; mais je puis affirmer que les autres parties de cette plante n'ont pas les mêmes propriétés. La racine elle-même, lorsqu'elle est bien sèche, est un des plus puissans astrigens que produise ce pays; il pourrait être employé avec grande probabilité de succès, comme l'un des remèdes les plus efficaces de cette classe contre la diarrhée et le cours de ventre. J'ajouterai, d'après ma propre expérience, que le café de graine de ce glayeul jaune des marais est très-sain et nourrissant, à la dose de demi-

once, ou d'une once dans une pinte d'eau bouillante (1). Autant que j'ai pu me former une opinion par quelques essais, je suis persuadé que l'on trouvera à cette préparation la plupart des propriétés chimiques et physiques du café qui nous vient de l'étranger. »

« Les phénomènes que présente sa torréfaction sont fort semblables. Quand les graines sont exposées à la chaleur dans une poêle de fer, elles éclatent d'abord et se couvrent de petites vessies ; elles tournent au brun-rougeâtre et deviennent opaques ; elles passent bientôt au brun obscur et presque noir, par la carbonisation de l'épiderme ; elles suent alors et paraissent huileuses ; elles donnent une fumée épaisse, et acquièrent l'arôme du café. Si on les retire du feu en cet instant, et que l'on les frotte dans un papier non collé, il en absorbe l'huile et devient transparent en divers endroits. »

« En cet état l'épiderme, quoique réduit en charbon ne se détache pas aisément de

---

(1) De 16 à 32 grammes dans 5 décilitres d'eau.

la graine, il adhère à sa surface oléagineuse, et lui donne une fort laide apparence. Mais en la frottant dans une étoffe de laine ou de coton, ou en la secouant dans un sac à moitié rempli, on la débarrasse de toute la matière carbonneuse; elle prend un poli tel qu'on peut la manier sans se tacher les doigts. »

« Si la torréfaction est trop longtems continuée, la fumée devient plus épaisse, elle prend une odeur empyreumatique très pénétrante; la graine se charbonne et perd entièrement son arôme. »

« Il y a deux choses à observer pour le succès de cette opération; 1°. la forme de la graine occasionne une torréfaction très-inegale, à moins qu'on ne la remue continuellement (1); 2°. sa consistance coriace oblige de conduire le feu très-doucement. S'il est trop fort, l'huile se brûle et communique au café une odeur désagréable. D'autre part,

(1) C'est pour remédier à cet inconvénient, que l'on a substitué à la poêle de fer, dont on se servait pour brûler le café, un cylindre monté sur un axe, et que l'on tourne continuellement,

si la chaleur n'a pas été entretenue assez longtems pour sécher et durcir la graine , elle se moult difficilement ; c'est-à-dire , que tout consiste à porter la torrification au point de rendre la graine d'un brun foncé , entièrement opaque , et disposée à se briser facilement en passant au moulin , sans cependant en réduire l'huile en charbon. Au reste, toutes ces attentions ne sont pas moins nécessaires dans la conduite de la torrification du café exotique , que dans celle de la graine de l'*iris pseudo-acorus* . ».

M. Skrimshire annonce en terminant son Mémoire , qu'il est parvenu à conserver à ce café indigène , tout son arôme , en torrifiant la graine dans la cosse ; il croit que l'on pourrait trouver le moyen d'en faire ensuite la séparation , et que ce procédé serait le plus avantageux.

On ne sera pas surpris qu'il n'ait été donné aucune suite à ces expériences dans un pays où l'encombrement des denrées coloniales s'est fait de plus en plus sentir depuis la publication de cet écrit ; les peuples du continent se trouvent à cet égard dans une position bien différente , et qui sollicite vive-

ment leur attention sur tous les moyens de s'affranchir, sans privation, du monopole de l'ennemi commun (1).

---

(1) Je m'étais proposé quelques essais sur les iris; mais je n'ai pu m'en procurer assez pour en rendre les résultats décisifs, non que ce végétal soit rare ou d'une culture difficile, mais on ne daignait pas en recueillir la graine.

---



---

## ANNONCES.

*Pharmacopée générale* à l'usage des Pharmaciens et des Médecins modernes, ou Dictionnaire des préparations pharmaceutico-médicales simples et composées, les plus usitées de nos jours, suivant les nouvelles Théories chimiques et médicales; par L.-V. *Brugnatielli*, médecin de Pavie, professeur de Chimie générale en l'Université de cette ville, de l'Institut national d'Italie; etc. — Traduit de l'italien avec des Notes; par L.-A. *Planche*, pharmacien, membre de l'ancien collège et de la Société de pharmacie de Paris, de la Société de médecine, et de la Société médicale d'émulation, etc., 2 volumes in-8°. Chez D. *Colas*, imprimeur-libraire, rue du Vieux-Colombier, n°. 26, faubourg Saint-Germain.

Nous ferons connaître cet ouvrage dans un prochain cahier.

*Bulletin* de la Société d'encouragement pour l'industrie nationale, publié avec l'approbation de Son Excellence le Ministre de l'intérieur, 9<sup>e</sup>. année, 1 vol. in-4°. de 370 pages, orné d'un grand nombre de planches gravées en taille-douce. Prix 9 fr. pour Paris, et 12 fr. franc de port pour les départemens. A Paris, chez M<sup>me</sup>. *Huzard*, imprimeur-libraire, rue de l'Éperon Saint-André-des-Arts, n°. 7; et chez

M. *Guillard-Sénainville*, agent de la Société d'encouragement, rue du Bac, n°. 42.

On trouve aux mêmes adresses la collection complète du Bulletin, formant 9 vol. *in-4°*. avec planches. Prix, 72 fr. pour Paris, et 94 fr. franc de port pour tout l'Empire. Chaque année se vend séparément 9 fr. à l'exception des 1<sup>re</sup>., 2<sup>e</sup>. et 6<sup>e</sup>. qui coûtent 6 francs chacune.

*Recueil de pièces intéressantes sur les arts, les sciences et la littérature*, ouvrage posthume de Sylvain Bally, premier maire de Paris, président de l'Assemblée constituante, membre de l'Académie des sciences, et des autres Académies royales; précédé de la vie littéraire et politique de cet homme illustre, 1 vol. *in-8°*. Prix, 5 fr. pour Paris, et 6 fr. franc de port pour les départemens.

A Paris, chez *Ferra* aîné, libraire, rue des Grands-Augustins, n°. 11; et chez *Mongie* jeune, libraire, Palais-Royal, Galerie de Bois, n°. 208.

---

*ERRATA* du tom. LXXVI.

Pag. 89, lig. 19. Elle paraît en quelques endroits pulvérisée; lisez: elle paraît en quelques endroits affecter une forme régulière.

---

---

# ANNALES DE CHIMIE.

31 Mai 1811.

---

---

## SUITE DU MÉMOIRE

*Sur les proportions déterminées dans  
lesquelles se trouvent réunis les élé-  
mens de la nature inorganique;*

PAR M. L., BERZELIUS.

Traduit du suédois.

### IV. *Cuivre et soufre.*

α) 10 grammes de cuivre de rosette, (*spritkoppar*) ont été soigneusement mêlés avec 10 grammes de soufre pur, et le mélange a été chauffé dans une cornue de verre avec récipient, et un tube pour le développement du gaz. La masse dans la cornue fortement rougie avait augmenté de poids de 2,56 grammes.

*Tome LXXVIII.*

8

β) La même expérience a été répétée encore une fois. La masse avait gagné 2,6 grammes.

Si le cuivre se comporte également avec le soufre et l'oxygène comme le plomb, le cuivre au *minimum* d'oxidation doit prendre la moitié autant d'oxygène que le soufre, ou 12,8 à 13 parties d'oxygène, et 100 parties de sulfate d'oxidule de cuivre doivent être composées de 35,83 d'acide et de 64,17 d'oxidule; et si l'acide sulfurique présume toujours dans les bases, dont il est saturé, la moitié autant d'oxygène, qu'il contient de soufre, le sulfate d'oxide de cuivre doit être composé à-peu-près de parties égales d'acide et de base.

Il me faut pourtant remarquer, que pour la détermination du soufre dans le cuivre, les expériences donnent les résultats moins accordans et toujours au-dessus du juste. J'ai fait plusieurs expériences, dont les résultats ont encore excédé les précédens. Je ne les ai pourtant pas rapportés, parce qu'ils ont probablement été dus à une oxidation, que l'excès même du soufre n'a pu réduire.

## V. *Cuivre et oxigène.*

### a. *Oxide de cuivre.*

1°. 10 grammes de cuivre en feuilles les plus minces, ont été brûlées sous la moufle d'un fourneau de coupelle sur une lame de platine pesée. Le métal a été changé en oxide noir. La masse avait augmenté de 1,05 gramme de poids.

2°. 5 grammes de cuivre ont été dissous dans l'acide nitrique dans une cucurbite de verre pesée, évaporés à siccité dans le verre et rougis. Il en résulta 6,12 grammes d'oxide de cuivre noir.

3°. L'expérience a été répétée de la même manière encore une fois. Elle donna 6,145 grammes d'oxide.

4°. 10 grammes de cuivre ont été dissous dans l'acide nitrique, et précipités avec le carbonate de potasse neutralisé (préparé dans des vaisseaux de platine de tartre épuré). Le précipité lavé pesait après la calcination 12,33 grammes. Le gaz hydrogène sulfuré a séparé du liquide précipité par l'alcali encore plus de cuivre, qui, brûlé et changé

en oxide noir, pesait 0,08 gramme ; en tout 12,41 grammes.

5°. 10 grammes de cuivre ont été dissous dans l'acide nitrique dans une cornue de verre ; l'acide a été lentement évaporé à siccité, et la masse rougié dans la cornue, avait augmenté le poids de 12,38 grammes de celle-ci. L'acide qui avait passé a été distillé encore une fois, et la liqueur verte qui restait à la fin a été d'abord précipitée par l'alcali, et puis par le gaz hydrogène sulfuré. Il donna encore 0,07 gramme d'oxide noir ; ensemble 12,45 grammes.

On peut voir par ces expériences, la difficulté d'obtenir un résultat précis à toute rigueur, parce que le cuivre non-seulement s'envole au moment du brûlement, mais encore après avoir été oxidé par l'acide nitrique, est entraîné par les vapeurs de l'acide décomposé. Les expériences 4 et 5 sont, d'après toute vraisemblance, les plus voisines de la vérité. Mais elles ont besoin d'une correction, que je ne peux pas faire avec toute la sûreté qu'il faut pour des recherches parfaitement concluantes.

Il est connu, que tout cuivre contient du charbon et un peu de soufre. En supposant que ceux-ci font  $\frac{1}{2}$  pour cent du

poids du cuivre, la quantité d'oxygène en est augmentée de 0,05 sur 10 grammes, et celle du cuivre est diminuée du même poids; de sorte que lorsque dans l'expérience 5, 100 parties de cuivre ont gagné 24,5, on peut conclure, avec assez de confiance, que 100 parties de cuivre pur prennent à-peu-près 25 parties d'oxygène, et que l'oxide de cuivre en nombres ronds est composé de

Cuivre. . . . .	80 . . .	100.
Oxygène. . . . .	20 . . .	25.
	100	125.

### b. *Oxidule de cuivre.*

10 grammes d'oxide de cuivre rougi ont été mêlés de 10 grammes de cuivre de rosette, et 75 grammes d'acide muriatique concentré versés dessus dans un flacon bien fermé à l'air. Le mélange a été laissé pendant trois jours sur un poêle chauffé, et fréquemment secoué. Le cuivre qui n'avait pas été dissous a été ramassé sur un filtre pesé, bien lavé et promptement desséché, étendu sur le filtre et mis sur une plaque de fer brut fort chauffée. Le cuivre non dissous a pesé 1,97 gramme : 8,03 grammes

de cuivre avaient donc été dissous aux dépens de l'oxigène dans l'oxide. Mais l'oxide de cuivre contenait aussi 8 grammes de métal ; par conséquent l'oxidule nouvellement formé, qui s'était dissous dans l'acide, contenait deux fois autant de métal que l'oxide. La différence de 0,03 gramme dans cette expérience a nécessairement été due à l'effet de l'acide concentré en attaquant le cuivre ; d'où il s'est développé un peu de gaz hydrogène qui s'échappa avec violence, lorsque le vaisseau fut ouvert. 100 parties de cuivre prennent donc, pour devenir oxidule, d'après l'expérience, 12,3 grammes d'oxigène, et d'après le calcul 12,5 grammes, et l'oxidule de cuivre est composé de

Cuivre. . . .	88,89 . .	100,0.
Oxigène . . . .	11,11 . .	12,5.
	100,00	112,5.

Chenevix, qui a examiné la proportion d'oxigène dans cet oxidule par une expérience précisément pareille, la trouva un peu plus grande, savoir ; 11,5 sur 100 parties d'oxidule, ou 100 parties de cuivre avaient pris 13 parties d'oxigène.



Si l'on fait l'estimation de l'oxygène dans l'oxidule du cuivre, d'après l'analyse du sulfure de cuivre, du sulfure de plomb et de l'oxide de plomb de la manière suivante : 100 parties de plomb prennent 15,6 parties de soufre et 7,8 parties d'oxygène, et 100 parties de cuivre prennent 25,6 parties de soufre; il s'ensuit que,  $15,6:7,8 = 25,6:12,8$ , ce qui ne diffère guère des résultats des expériences. Ce que nous avons cité sera encore confirmé par l'analyse des combinaisons du cuivre avec l'acide muriatique.

Mais avant de continuer ces recherches, il me faut fixer l'attention du lecteur sur un autre objet; savoir, l'analyse du muriate d'argent, qui est un moyen indispensable pour la détermination de l'acide muriatique.

## VI. *Analyse du muriate d'argent et du muriate de baryte.*

Rose et Bucholz ont examiné ces sels avec un soin qui semblait promettre que la matière n'aurait pas besoin d'un examen ultérieur, sur-tout parce que leurs résultats s'accordaient de très-près. Cependant leurs exposés sont incorrects, ce qui provient d'une incorrection dans l'analyse des sels de baryte.

De tous ceux qui ont examiné cette matière, Wenzel s'est le plus approché de la réalité, et il faut rendre cette justice à ce chimiste de mérite, que ses expériences ont une précision qu'on ne devait pas attendre dans le tems où il vivait. Wenzel trouva dans 100 parties de muriate d'argent 75,33 d'argent, 6,4 d'oxigène et 18,27 d'acide muriatique. Bucholz et Rose au contraire eurent 75 parties d'argent, 7,5 à 7 parties d'oxigène, et 17,5 à 17,75 parties d'acide muriatique.

a) Je fis dissoudre dans l'acide nitrique 3 grammes d'argent pur (obtenu par la réduction du muriate d'argent, et tenu quelque tems en fusion au feu libre sans être couvert pour le débarrasser de charbon), dans une petite cornue de verre; j'y ai mis de l'acide muriatique pur; le mélange a été évaporé à siccité; l'acide muriatique a été versé dessus de nouveau, et le tout a été évaporé et rougi dans le verre. Le muriate d'argent incolore fondu pesait 3,98 grammes, ou 100 grammes d'argent avaient pris 32,7 parties d'oxigène et d'acide muriatique, et 100 parties de muriate d'argent contiennent 75,377 parties d'argent.

b) 10 grammes d'argent épuré et traité

de la même manière, donnèrent 13,275 de muriate d'argent fondu. Ou 100 parties de muriate d'argent contiennent 75,3298 parties d'argent.

c) 10 grammes de carbonate de baryte ont été dissous dans une cucurbite de verre dans l'acide muriatique, la solution a été versée dans un creuset pesé de platine, lentement évaporée à siccité et rougie. Elle laissa 10,56 grammes de muriate de baryte.

d) L'expérience a été répétée, de manière que la masse a été desséchée et rougie dans la cucurbite. Elle donna encore 10,56 gram. de muriate de baryte.

Comme 100 parties de carbonate de baryte contiennent 78,4 parties de baryte, ces 10,56 avaient pris 2,72 parties d'acide muriatique, mais  $10,56 : 2,72 = 100 : 25,75$ . Le muriate de baryte débarrassé de l'eau est donc composé de

Acide muriatique.	25,75 . . .	100
Baryte . . . . .	74,25 . . .	288,4.
	100,00	588,4.

S'il était possible d'avoir un résultat du carbonate de baryte exact jusqu'aux dix millièmes, on aurait de cette manière une ana-

lyse parfaitement sûre : au contraire cette circonstance rend l'analyse de tous les muriates incertaine, quoique la différence ne puisse guère excéder  $\frac{1}{1000}$ .

Bucholz eut de 84 grammes de muriate de baryte calciné 94 grammes  $\frac{1}{2}$  de sulfate de baryte rougi, qui, d'après son analyse, donna la proportion de l'acide muriatique jusqu'à 1  $\frac{1}{2}$  pour cent trop petite. D'après mon analyse, ces 94 grammes  $\frac{1}{2}$  contiennent 62,37 grammes de baryte pure; mais  $84 : 62,37 = 100 : 74,25$ . Ce résultat est donc une double confirmation, tant de la justesse de l'examen du muriate que du sulfate.

e) Les 10,56 grammes de muriate de baryte obtenus dans l'expérience d), ont été dissous dans l'eau, et précipités par le nitrate d'argent. Le muriate d'argent fondu pesait 14,55 grammes. Ainsi presque exactement la même chose que d'après Bucholz, et, à peu de chose près, comme dans l'expérience de Rose. 100 parties de muriate d'argent contiennent donc 18,697, ou sont composées de

Acide muriatique .	18,7 . .	100
Oxide d'argent. . .	81,3 . .	454,8.
	100,0	534,8.

L'oxide d'argent doit donc d'après ces expériences contenir

Argent . . . .	92,67 . .	100,000.
Oxigène. . . .	7,53 . .	7,925.
	<hr/>	<hr/>
	100,00	107,925.

## VII. *Sulfate et muriate de cuivre.*

### a. *Sulfate de cuivre.*

5 grammes de sulfate de cuivre neutralisé, effleuris dans un creuset de platine à la chaleur de l'étain fondant, ont été dissous dans l'eau et précipités par le muriate de baryte. Le précipité lavé et rougi pesait 7,22 grammes, et indique une portion de 2,455 grammes d'acide sulfurique. En déduisant celles-ci de 5 grammes; il reste 2,545 gram. pour l'oxide de cuivre. Le sulfate d'oxide de cuivre est donc composé de.

Oxide de cuivre.	50,90 . .	103,66.
Acide sulfurique.	49,10 . .	100,00.
	<hr/>	<hr/>
	100,00	203,66.

Si 100 parties d'acide sulfurique présupposent que la base, dont il est saturé, con-

tient 20,29 parties d'oxygène ; il s'ensuit que 103,66 parties d'oxide de cuivre doivent contenir cette même quantité d'oxygène; mais  $125 : 25 = 103,66 : 20,73$ . Ainsi le résultat de ce calcul diffère peu de l'analyse. D'après le calcul 100 parties d'acide sulfurique devaient être saturées de 101,45 parties d'oxide de cuivre. Cette différence du résultat de l'expérience peut être due à une portion d'eau qui a pu rester dans le sel analysé. On trouve de plus que dans le sel, 100 parties de cuivre métallique sont combinées avec 50 parties de soufre ; ou à peu de chose près deux fois la quantité que prend le cuivre au *minimum* de sa combinaison avec le soufre.

Je m'imaginai que le sulfate connu avec excès de base, contiendrait le cuivre et le soufre dans la proportion trouvée par l'expérience. A cet effet, je précipitai une solution de sulfate de cuivre avec l'ammoniaque, de sorte que toute la portion du cuivre ne fut pas précipitée. Le sel sursaturé de base fut ramassé sur un filtre, lavé, desséché et rougi à une douce chaleur. Dissous dans l'acide nitrique et précipité par le nitrate de baryte, il se trouva être composé de 20 part. d'acide sulfurique, et 80 parties d'oxide de cuivre. Ainsi l'acide dans le sel sursaturé de

base, saturait presque quatre fois la même quantité de base que dans le sel neutralisé, et 100 parties de cuivre prennent seulement la moitié de soufre que dans l'expérience sur le sulfure de cuivre. Il était donc à présumer, que le cuivre et le soufre se trouveraient dans les proportions cherchées dans le sulfate d'oxidule de cuivre; mais ce sel n'est inconnu, tant pour sa préparation que pour ses caractères chimiques. Il y a pourtant deux manières d'en faire l'estimation, et avec des résultats à-peu-près pareils. Si 100 parties de cuivre prennent 25 parties de soufre, 125 parties de sulfure de cuivre doivent donner 173,86 parties de sulfate d'oxidule de cuivre, et 100 parties d'acide sulfurique être saturées de 183 d'oxidule de cuivre. Mais comme nous verrons dans la suite, que 100 parties d'acide muriatique sont saturées par 278,4 parties d'oxidule de cuivre, la baryte, qui sature 100 parties d'acide muriatique, doit être à l'oxidule de cuivre, qui sature 100 parties d'acide muriatique, comme la baryte, qui sature 100 parties d'acide sulfurique, est au nombre cherché; c'est-à-dire,  $288,4 : 278,4 = 194 : 187$ . Ces deux calculs ne diffèrent donc que de  $3\frac{1}{4}$ , et se confirment l'un l'autre.

b. *Muriate de cuivre.*

J'ai parlé de mon opinion, que la portion d'oxygène dans la base qui sature chaque acide, devait toujours être la même, comme dans l'acide sulfurique. Je choisis l'acide muriatique pour en faire l'épreuve.

1°. *Muriate d'oxidule de cuivre.*

Une solution de muriate d'oxidule de cuivre dans l'acide muriatique concentré fut précipitée par l'eau bouillie; le précipité fut bien lavé avec de l'eau chaude, pressé dans le filtre et promptement desséché sur une pièce de brique chauffée, après quoi il fut mis dans une petite cornue de verre et fondu à la chaleur rouge. 5 grammes du sel fondu furent dissous dans l'acide nitrique pur, et précipités par le nitrate d'argent. Le précipité fondu pesait 7,12 grammes, et répond à 1,321 gramme d'acide muriatique. Le muriate d'oxidule de cuivre est donc composé de

Acide muriatique.	26,42 . .	100,0.
Oxidule de cuivre.	73,58 . .	278,4.
	<hr/>	<hr/>
	100,00	378,4.



Et la partie d'oxidule de cuivre qui sature 100 p. d'acide muriatique, contient 30,94 p. d'oxigène; car  $112,5 : 12,5 = 278,4 : 30,94$ .

2°. *Muriate d'oxide de cuivre.*

4 grammes d'oxide de cuivre noir ont été dissous dans l'acide muriatique, et la solution a été lentement évaporée pour chasser l'excès de l'acide, après quoi il est resté une masse d'une couleur claire de foie; elle reprit dans l'air son eau de cristallisation, et en même tems sa première couleur. Le sel a été dissous dans l'eau et précipité par le nitrate d'argent. Le muriate d'argent fondu pesait 14,4 grammes et répond à 2,69 gram. d'acide muriatique. Ainsi le muriate d'oxide de cuivre est composé de

Acide muriatique.	40,2 . .	100,00.
Oxide de cuivre. .	59,8 . .	148, 7.
	100,0	248, 7.

Si cette expérience est estimée d'après les analyses du sulfate de baryte, sulfate d'oxide de cuivre (supposé que 100 parties d'acide sulfurique saturent 101,8 parties d'oxide de cuivre), et du muriate de baryte; il s'ensuit

que  $194 : 101,8 = 288,4 : 151,3$ , ou 2,6 parties plus que l'expérience a donné.

Dans cette expérience, 100 parties d'acide muriatique avaient pris, dans la base dont il est saturé, 30 parties d'oxygène ; car  $125 : 25 = 148,7 : 30$ , ainsi 0,94 moins que dans le précédent, et d'après le calcul 30,2 ou 0,7 de moins, circonstance dont on ne peut pas tenir compte dans l'état présent des recherches analytiques. Je regarde donc cette expérience comme une nouvelle preuve, que l'oxide de cuivre contient deux fois la quantité d'oxygène que contient l'oxidule. Au reste, il a déjà été mis hors de doute, par la préparation du sel de l'oxidule, que l'oxidule de cuivre, qui sature une quantité déterminée d'acide muriatique, doit contenir la même portion d'oxygène que l'oxide de cuivre, dont le même acide est saturé.

3°. *Muriate d'oxide de cuivre sursaturé de base.*

Une solution de muriate de cuivre neutralisé a été précipitée avec la potasse caustique, de manière pourtant à ne pas faire séparer toute la portion du cuivre. Le précipité muqueux vert a été lavé sur le filtre avec de

l'eau bouillante, mais comme l'eau ne passait que difficilement à travers le filtre, la masse a été desséchée après quelques jours de lessivage, pulvérisée et mise à bouillir avec l'esprit-de-vin. Le sel a été fortement desséché, et prit en séchant la couleur d'un brun jaunâtre. 5 grammes ont été dissous dans l'acide nitrique, et la solution se faisait très-lentement; elle fut précipitée par le nitrate d'argent, et le muriate d'argent fondu pesa 3,3 grammes, ce qui prouve une portion de 0,617 d'acide muriatique. Le liquide, précipité avec l'argent, fut bouilli avec le mercure pour séparer l'oxide d'argent, après quoi il fut évaporé et rougi dans un creuset de platine pesé. Il laissa 3,680 grammes d'oxide de cuivre noir. Le sel sursaturé de base contient donc

Acide muriatique .	14,36 .	. 100.
Oxide de cuivre. .	85,64 .	. 596.
	100,00	696.

Ou 100 parties d'acide muriatique dans ce sel sont saturées de quatre fois autant de base, que dans le sel neutralisé; car  $148,7 \times 4 = 594,8$ , ou 1,2 de moins que l'expérience a donné.

*Tome LXXVIII.*

VIII. *Muriate de plomb.*

1°. 5 grammes d'oxide de plomb jaune ont été dissous dans une cucurbitte de verre pesée dans l'acide muriatique, évaporés à siccité, et fondus dans le même vaisseau. Il resta 6,187 grammes de muriate de plomb.

2°. 10 grammes d'oxide de plomb jaune laissèrent dans une expérience pareille 12,30 grammes de muriate de plomb fondu. Une petite portion du muriate de plomb s'envola pendant la fusion avec une fumée visible, qui ne sentait pas d'acide, mais précisément comme la fumée des sels métalliques volatils. D'après ces deux expériences, le muriate de plomb est composé de 81 à 80,82 d'oxide de plomb, et 19,0 à 19,18 d'acide muriatique.

3°. 5 grammes de muriate de plomb fondu à la chaleur rouge ont été dissous dans l'eau mêlée d'un peu d'acide nitrique, et précipités par le nitrate d'argent. Le précipité fondu pesa 5,11 grammes, et répond à 19,13 d'acide muriatique sur 100 parties du sel.

4°. L'expérience a été répétée, et donna 5,09 de muriate d'argent fondu, qui indique 19,04 d'acide muriatique.

D'après ces expériences le muriate de plomb est composé de

Acide muriatique.	19,18 . .	100,0.
Oxide de plomb .	30,82 . .	426,6.
	<hr/>	<hr/>
	100,00	526,6.

Si l'expérience est estimée d'après les analyses du sulfate de baryte et d'oxidule de plomb, et du muriate de baryte ; il en résulte , que  $194 : 280 = 288,4 : 416,2$ . Ce calcul diffère donc de l'expérience de 10 , et quoique j'aie répété ces expériences plusieurs fois , je n'ai jamais pu découvrir d'où vient l'erreur. Si d'après une des expériences l'on admet pour la baryte , qui sature 100 parties d'acide sulfurique 193 , il n'en résulte pourtant pour 100 parties d'acide muriatique que 419 d'oxide de plomb. L'oxide qui sature 100 parties d'acide muriatique contient , d'après le résultat de l'expérience , 30,87 parties d'oxigène , et d'après le calcul 30,1. Comme 100 parties d'acide muriatique dans l'oxide de plomb prennent la même quantité d'oxigène , que dans les deux différens degrés d'oxidation du cuivre , l'opinion que j'ai donnée dans ce qui précède en est encore plus confirmée.

Mais il me faut ici marquer une anomalie, que je ne puis encore expliquer, mais qui indique quelque erreur dans celles de mes expériences, sur lesquelles j'avais cru pouvoir le plus compter. 100 parties d'acide muriatique sont saturées de 424,8 d'oxide d'argent, et celles-ci contiennent 31,9 d'oxigène. Les analyses de l'oxide de plomb, du muriate de plomb, mais sur-tout du muriate d'argent, me paraissant être de nature à admettre une précision parfaite, et étant d'ailleurs confirmées par des preuves correspondantes, je ne puis voir la véritable source de l'erreur. Serait-elle quelque portion d'eau dans le sel d'argent? J'ai refondu le muriate d'argent à la chaleur rouge, sans rien perdre. La proportion de l'oxigène dans le plomb serait-elle trop petite? Je m'en rapporte aux expériences sur le sulfate de plomb, où je fus porté à faire l'expérience  $\beta$ ) par cette question même, et dont il résulta que 100 parties de plomb métallique donnent avec l'acide sulfurique précisément autant de sulfate de plomb, que 107,8 parties d'oxide de plomb. Ou l'analyse du muriate de plomb est-elle fautive? Mais cela est contesté, tant par le résultat du calcul, dont elle serait encore plus éloignée, que par le résultat des préci-

pitations avec le nitrate de cuivre. La différence de 1,1 d'oxigène entre les oxides de plomb et d'argent n'est pas grande, mais il faut qu'elle soit due à une cause quelconque.

### IX. *Fer et soufre.*

Proust a montré, il y a déjà longtems, que plusieurs métaux peuvent entrer en combinaison avec le soufre dans deux proportions, au *maximum* et au *minimum*. J'étais curieux de savoir si les corps combustibles dans leurs combinaisons entre eux suivaient les mêmes lois que dans leurs combinaisons avec l'oxigène. A cet effet, je choisis le sulfure de fer, parce qu'à l'aide des expériences que je connaissais, celui-ci pouvait être le mieux analysé.

#### A. *Sulfure de fer au minimum.*

J'ai mêlé 1 partie de fer purgé presque entièrement de charbon et aplati en feuille très-mince, avec 3 parties de soufre pur, et je les ai mis en digestion dans une petite cornue de verre avec un récipient luté. Quand le soufre eut passé par la digestion, je fis chauffer la masse au rouge, et je laissai refroidir l'appareil, quand le gaz dans la

retorte avait cessé de paraître jaune. La masse refroidie avait retenu la forme des lames du fer, et lorsqu'on y toucha, des lames vertes un peu luisantes et assez épaisses, tombèrent du fer encore intact. Ces lames avaient la cassure cristallisée et le brillant métallique. Elles n'étaient pas attirables à l'aimant, tant qu'elles étaient adhérentes les unes aux autres, mais bien après avoir été réduites en poudre.

2 grammes de ces lames, en morceaux gros et distincts, ont été mis en digestion avec l'acide nitro-muriatique, jusqu'à ce que tout fut dissous, après quoi la solution a été précipitée par le muriate de baryte. Le précipité donna 5,38 grammes de sulfate de baryte rougi.

D'après les expériences que j'ai déjà citées, le sulfate de baryte contient 54 parties d'acide sulfurique, dans lequel entrent 13,795 parties de soufre. Dans l'expérience de Bucholz la proportion du soufre fut portée à 13,81, ce qui approche de bien près de la mienne. Ces 5,38 grammes répondent ainsi à 0,742 gramme de soufre, ou à 37,1 pour cent du poids du sulfure de fer. (Hatchett qui examina le sulfure de fer magnétique, trouva 36,9. Pourtant sa méthode de faire



l'analyse, et les données qu'il a adoptées pour calculer ses résultats sont telles, que je ne puis regarder l'accord de ses expériences avec les miennes, que comme un pur accident.)

La liqueur précipitée avec la baryte fut débarrassée d'acide sulfurique par la baryte, et précipitée avec l'ammoniaque caustique. L'oxide de fer rougi pesa 1,82 gramme qui répondent à 1,26 gramme de fer. Il y eut donc ici un excès de 0,002 gramme, qui apparemment provient de ce que la proportion du soufre dans l'acide sulfurique, de la manière citée, a résulté un peu trop grande. Cependant une telle erreur peut être due à un manque d'exactitude des poids employés pour ces recherches. Si l'estimation du soufre est faite d'après la quantité de fer, ces 100 parties de fer ont pris 58,75 de soufre, et le sulfure de fer au *minimum* est composé de

Soufre. . . . .	37 . .	58,75.
Fer. . . . .	63 . .	100,00.
-	100	158,75.

Au contraire, si elle est faite d'après la quantité du soufre, il résulte 58,88 parties

de soufre sur 100 parties de fer, et les proportions sur 100, comme 37,1 : 62,9.

B. *Sulfure de fer au maximum.*

Pour déterminer la portion de soufre dans cette combinaison, je mêlai une autre partie de ces lames, broyées en poudre fine, avec du soufre pulvérisé, et je faisais distiller le mélange dans une petite cornue de verre à une chaleur douce, tant qu'il y avait du soufre qui passait. La masse ramassée était encore en poudre, était d'une couleur un peu plus claire et était en partie attirable à l'aimant. Elle ne fut pourtant pas soluble dans l'acide muriatique. 2 grammes en ont été brûlés dans un creuset de platine ouvert, après quoi il resta 1,4 gramme d'oxide de fer rouge, qui n'était pas du tout attirable à l'aimant, et qui indique 0,97 de fer. Le restant = 1,03 était donc du soufre. 100 parties de fer dans ces expériences avaient pris 106,5 parties de soufre. Mais comme ce sulfure de fer était encore en partie attirable à l'aimant, je m'imaginai qu'il se comportait comme l'oxide de fer rouge, qui par une calcination trop forte avait été en partie réduit en oxidule, et par conséquent redevint attirable.

Je distillai donc 20 grammes de sulfure de fer naturel et très-pur dans une petite cornue à récipient. D'abord il y eut une trace d'humidité qui passa, et qui, l'expérience étant finie, se trouva dans le récipient en forme d'une goutte huileuse, et que je pris pour l'acide sulfurique; mais quand elle fut mêlée d'eau, elle devint laiteuse, et n'eut pas le moindre goût d'acide. Ce n'était donc pas ni eau ni acide sulfurique. Je n'ai pas eu le loisir de l'examiner depuis ce tems-là. La masse dans la cornue, après avoir longtemps été tenue au feu rouge, avait perdu 4,4 grammes de soufre, qui s'était rassemblé dans le col de la cornue et dans le récipient. Des 15,6 grammes qui restèrent, 5 grammes furent dissous dans l'acide nitrique, évaporés à siccité dans un creuset de platine pesé et rougis, après quoi il resta 4,3 grammes d'oxide rouge, qui n'étaient pas du tout attirables à l'aimant. Il laissa, après avoir été dissous dans l'acide muriatique, 0,02 de silice. Ces 4,3 grammes d'oxide rouge répondent à 13,416 sur la masse entière, et 0,0625 de silice, qui déduite de l'oxide de fer, laisse 13,35, qui égalent 9,258 de fer métallique. Il reste donc 107 pour le soufre, ou 100 parties de fer avaient été combinées

avec 115,5 parties de soufre, ou à-peu-près deux fois autant que dans le sulfure de fer au *minimum*.

Je répétai l'expérience encore une fois sur quelques morceaux choisis d'un autre sulfure de fer broyé en poudre fine, et grillé sur une capsule de platine pesée sous la moufle d'un fourneau de coupelle. La masse fut remuée de tems en tems avec une spatule de platine pesée conjointement avec la capsule. 10 grammes de sulfure de fer donnèrent 6,67 grammes d'oxide rouge, qui n'était pas du tout attirable à l'aimant. Il fut dissous par l'acide muriatique avec un résidu de 0,07 grammé de silice. Les 6,6 grammes d'oxide rouge répondent à 4,5775 grammes de fer pur, qui ajoutés à la silice et déduits du poids du sulfure, laissent 5,5525 grammes de soufre, ou 100 parties de fer avaient été combinées avec 117 parties de soufre, et le sulfure de fer au *maximum* est composé de

Fer . . . . .	46,03 . .	100.
Soufre . . . . .	53,92 . .	117.
	100,00	217.

Lorsque 100 parties de fer au *minimum*

de combinaison avec le soufre , prennent  $58\frac{3}{4}$  , une partie égale au *maximum* devrait prendre 117,2 parties de soufre , différence qui dépend nécessairement de quelque erreur dans quelqu'une des recherches. Si la silice dans le sulfure est regardée comme métallique , ce qui est peut-être le plus juste , il y avait seulement 0,04 de base de silice dans la masse , et la portion du soufre dans 100 parties de fer est 117,5 , ou précisément comme d'après le calcul , en omettant le soufre avec lequel la base de la silice pourrait être combiné , s'ils avaient de l'affinité l'un avec l'autre.

Quoiqu'il soit presque décidé , qu'il n'y a point d'autres combinaisons entre le fer et le soufre , il est pourtant certain qu'en préparant le sulfure de fer artificiel , on obtient souvent des produits d'une composition différente. Dans mes expériences , par exemple , pour analyser le gaz hydrogène sulfuré ( *Voy. Afhandlingar e fysik , kemi och mineralogi , of W. Hisinger och J. Berzelius , tom. II* ) , le sulfure de fer employé pour la production du gaz contenait 36 parties  $\frac{1}{4}$  de soufre sur 100 parties de fer ; et dans toutes les occasions , où j'ai préparé cette combinaison de sulfure de fer au

*maximum*, par la calcination dans des vaisseaux fermés, sans faire fondre la masse, le fer a toujours contenu plus de soufre que le sulfure au *minimum*. Dans deux différentes expériences, je trouvaî cette portion augmentée de soufre assez constante : dans l'une, 100 parties de fer avaient retenu 68,6, et dans l'autre 63,2 de soufre. Lorsqu'un excès de fer est employé pour la préparation du sulfure de fer, une partie du fer métallique se dissout en fusion dans le sulfure, et cette dissolution peut avoir les mêmes gradations indéterminées, comme par exemple la solution d'un sel dans l'eau. Si cela n'était pas, toute la doctrine pour laquelle il y a déjà eu tant d'expériences confirmatives, ne serait qu'une chimère sans réalité.

Nous avons vu, que le sulfure de plomb, et selon toute probabilité aussi le sulfure de cuivre, peuvent être oxidés de manière à former des sels neutralisés. La question était : en est-il de même du sulfure de fer ?

*La suite au numéro prochain.*

---

# M É M O I R E

## *Sur le Nickel;*

PAR M. RICHARD TUPPUTI.

Une suite d'expériences, que j'ai faites au Muséum d'histoire naturelle, dans le laboratoire des recherches chimiques, m'a procuré l'occasion d'observer plusieurs faits échappés aux chimistes qui se sont occupés du nickel. J'ai cru devoir publier mes observations sur cette substance, et si elles contribuent aux progrès de la science, je dois, à la vérité, déclarer qu'on en aura l'obligation à M. Vauquelin, mon maître, qui a bien voulu me diriger dans mes recherches.

Je diviserai ce Mémoire en deux parties. Dans la première, j'indiquerai les moyens d'obtenir le nickel dans l'état de pureté, j'en exposerai les propriétés, et j'examinerai les effets que produit sur ce métal l'action du calorique, de l'air, de l'eau, des corps

combustibles et des acides. Dans la seconde, je traiterai 1°. de l'action des alcalis et de l'hydrogène sulfuré sur les oxides, sur l'hydrate et sur les sels formés de cette substance, 2°. des moyens de s'assurer de sa pureté, 3°. de son action sur l'économie animale; et enfin, je tirerai quelques conclusions de la plupart des expériences rapportées dans ce Mémoire.

## PREMIÈRE PARTIE.

Pour parvenir au but que je me proposais, j'ai employé la mine connue dans le commerce sous le nom de *speiss* (1). On la distingue facilement à sa couleur blanche, tirant au rougeâtre, à sa cassure granulaire et à son éclat métallique. Une analyse préliminaire m'ayant fait connaître qu'elle contenait du soufre, de l'arsenic, du fer, du cuivre, du cobalt, du nickel, et même une quantité presque impondérable de manganèse

---

(1) Les Allemands l'appellent *speiss*. C'est le résidu des mines de cobalt et de nickel, d'où l'on a isolé par la distillation et la fusion l'arsenic en excès, et une grande partie du cobalt.



qui pourrait bien y être accidentelle, pour obtenir le nickel pur, j'ai procédé de la manière suivante :

1°. Après avoir réduit la mine en poudre fine, je l'ai traitée avec deux fois et demie son poids d'acide nitrique à 32°, étendu d'un égal volume d'eau. L'action s'est manifestée peu-à-peu, le dégagement du gaz nitreux a été très-abondant, et à l'aide d'une douce chaleur la mine s'est dissoute en totalité, si l'on en excepte un peu de silice ou matière terreuse et des flocons grisâtres qui, après être venus nager sur la liqueur, se sont déposés au fond du vase, et que j'ai reconnus pour être du soufre. Par ce moyen une partie de l'arsenic a été convertie en acide et l'autre en oxide, tandis qu'une portion du soufre a passé à l'état d'acide, et que l'autre est restée dans l'état naturel; de manière que la liqueur était composée de sulfates et d'arseniates métalliques qui sont restés en dissolution dans l'excès d'acide nitrique;

2°. Cette dissolution filtrée a été rapprochée de plus des trois quarts de son volume: alors la plus grande partie de l'oxide d'arsenic s'est précipitée sous la forme de petits cristaux blancs et transparens. Ils ont été

recueillis sur un filtre qu'on a lavé avec un peu d'eau froide ;

3°. L'évaporation a été continuée pendant quelque tems pour expulser une certaine quantité d'eau et d'acide nitrique. La liqueur étant chaude, j'y ai versé peu-à-peu du carbonate de soude du commerce, alors l'arseniate de fer s'est précipité en flocons d'un blanc jaunâtre, j'ai continué l'opération avec les mêmes précautions, et j'ai séparé ainsi l'arseniate de cobalt qui affecte la forme de flocons d'une belle couleur rose altérée par la précipitation presque simultanée de l'arseniate de cuivre, et par des traces d'arseniate de manganèse. J'observe que l'on peut avoir tous ces sels en les jetant séparément sur un filtre dès qu'ils sont isolés ;

4°. A mesure que ces précipités avaient lieu, j'agitais vivement et longtems la liqueur pour faciliter le dégagement du gaz acide carbonique, et opérer la dissolution de quelques portions d'arseniate de nickel qui auraient pu être séparées en même tems que l'arseniate de fer, l'arseniate de cobalt, etc. Enfin je continuai à verser peu-à-peu du carbonate, tant que la couleur rose se manifesta, et même jusqu'à ce que le précipité eût commencé à devenir d'un vert pâle, ce qui

dénote la présence de l'arséniate de nickel. Je poussai l'opération jusqu'à ce point, parce qu'il vaut mieux perdre une petite quantité de ce sel, que de s'exposer à laisser de l'arséniate de cobalt dans la dissolution ;

5°. Il est à propos de faire observer ici, que sans le secours des carbonates alcalins fixes, on peut par les progrès d'une simple évaporation bien ménagée, séparer tous ces arséniates de leur véhicule dans le même ordre que je viens d'exposer ; car le calorique fait naître par un mode d'agir différent des résultats semblables à ceux dont je viens de parler, puisque comme les carbonates, il isole l'excès d'acide qui tient en dissolution ces sels naturellement insolubles ; sels qui, comme le degré de leur insolubilité est différent, se précipitent à des époques différentes ; mais ce dernier moyen de séparation est loin de présenter autant d'avantages que celui dont je vais continuer la description ;

6°. Les arséniates de fer, de cuivre, de cobalt et de manganèse étant isolés, il ne reste plus dans la liqueur que l'arséniate de nickel pur, dissous dans l'acide nitrique. Il s'agit donc à présent de séparer l'acide arsenique de l'oxide de nickel, et d'obtenir ainsi

un nitrate de nickel pur. Pour cela, j'étends la dissolution de beaucoup d'eau, et j'y fais passer un courant de gaz hydrogène sulfuré, ayant soin de laisser dans la liqueur un excès d'acide pour empêcher le nickel de se précipiter. Au bout de quelque tems la dissolution se trouble, et il s'y dépose des flocons jaunes formés de sulfure d'arsenic. On continue l'opération jusqu'à ce que tout l'acide arsenique se soit converti en sulfure et précipité dans cet état; ce qu'on reconnaît facilement, lorsqu'il ne se forme plus de précipité ou de trouble sensible dans la liqueur filtrée et saturée de gaz hydrogène sulfuré, après qu'on l'a tenue pendant vingt-quatre heures dans un flacon bouché;

7°. Alors on sépare le sulfure d'arsenic du nitrate de nickel pur qu'on fait rapprocher pour chasser l'excès d'acide; ensuite on étend la dissolution de beaucoup d'eau; enfin on la décompose par un alcali caustique ou carbonate alcalin en léger excès. Cette opération faite, on lave dans un flacon, à plusieurs reprises, le précipité avec de l'eau bouillante, jusqu'à ce que les dernières eaux de lavage décantées ne décèlent plus par le rapprochement et les divers réactifs, la présence de l'alcali ou celle de l'acide;

8°. Cet oxide ou carbonate desséché se réduit assez facilement à l'aide du charbon; mais il faut au moins 160° du pyromètre de Wedgewood pour le mettre en fusion. A cet égard Richter (1) le compare au manganèse, je le crois pourtant un peu plus fusible. Au reste pour le fondre, on mêle dans un mortier 3 parties de poix résine, et 97 d'oxide ou de carbonate de nickel bien sec. On en fait une pâte avec de l'huile, et on introduit ce mélange dans un creuset de Hesse, ou ce qui vaut mieux encore dans un creuset de charbon, qu'on place dans un creuset de Hesse avec la précaution de remplir l'espace vide de sable ou de charbon pilé. On adapte un couvercle à chacun des creusets, et on lute celui de Hesse avec une pâte faite d'une partie d'argile, sur 5 à 6 de sable: on le place sur une brique entaillée, de manière à en fixer la partie inférieure de quelques lignes; pour plus de solidité même, on lute les deux pièces avec la pâte dont je viens de parler, et on laisse dessécher le tout à l'air pendant quelques jours. Les choses étant ainsi disposées, on

---

(1) Voy. Ann. de chim., tom. LIII, pag. 164 et suiv.

soumet le creuset à un feu de forge gradué, jusqu'à ce qu'il soit rouge ; alors on pousse le feu avec une grande violence pendant deux heures et demie, et même trois heures ; on laisse refroidir doucement, et on trouve au fond un culot métallique et brillant dont je vais décrire les propriétés.

<i>Couleur.</i> . .	} Entre le blanc d'argent et le gris d'acier.
<i>Pesanteur spécifique.</i>	
	} 8,380 à 10° du thermomètre de Réaumur, et à 28 pouces du baromètre de Toricelli, et 8,820 lorsqu'il a été forgé.

*Magnétisme.* . Un peu moins que le fer.

Il était assez ductile et assez malléable : plié en sens contraire à plusieurs reprises, il s'échauffait sensiblement, et sa cassure présentait des fibres.

Quoiqu'il soit malléable on ne peut pourtant pas en faire des lames aussi minces que celles du plomb et même du zinc, parce qu'il s'écrouit sous le marteau, soit qu'on le batte à froid, soit qu'on le batte à chaud. Néanmoins dans ce dernier cas, on obtient des lames assez minces, quand on l'a exposé à une chaleur

rouge-blanc ; car il s'oxide un peu à une basse température.

Jusqu'à présent, on ne peut guère se flatter d'avoir obtenu le nickel métallique et fondu dans l'état de pureté. Il n'a pas comme l'or, l'argent et le mercure, l'avantage de se réduire et de se fondre sans addition à une température peu élevée. Ainsi l'on ne connaît pas mieux ses propriétés que celles du fer, parce que comme ce dernier, il dissout du charbon, fait que l'expérience m'a prouvé. Il n'est donc pas difficile de mettre d'accord les chimistes qui le disent cassant, avec ceux qui le disent un peu ductile. Il ne faudrait pas non plus s'étonner, si l'on obtenait quelquefois du nickel cassant, même par le procédé que j'ai indiqué, quoique ce procédé le dépouille des matières étrangères contenues dans sa mine ; car sa ductilité sera toujours en raison inverse de la quantité de carbone qu'il aura absorbée. C'est donc une erreur de nous présenter comme pur ce métal réduit et fondu avec le charbon, et l'on ne nous a fait connaître jusqu'à ce jour, que le nickel combiné avec du carbone en diverses proportions. J'ignore à quel point il en est saturé ; les divers culots que j'ai obtenus à diverses époques

n'en contenaient à la vérité que très-peu; mais aucun n'en était privé, je m'en suis assuré ;

1°. Par la dissolution de ce métal dans l'acide sulfurique faible ;

2°. Dans l'acide muriatique : dans l'un et l'autre cas , il donne comme le fer un dépôt de matière charbonneuse.

L'air et l'eau soit qu'ils agissent ensemble ou séparément , ne font éprouver au nickel métallique et fondu aucune altération sensible ; et comme ce métal possède la vertu magnétique presque au même degré que le fer, c'est avec raison que M. Vauquelin l'a proposé pour remplacer les aiguilles aimantées ordinaires qui se rouillent très-facilement.

Exposé à une température qui ne dépasse pas 20° à 24° du pyromètre de Wedgwood , il devient d'un brun noirâtre , augmente sensiblement en poids , se casse au premier coup de marteau , et se réduit en une poudre verdâtre , attirable au barreau aimanté et soluble dans l'acide nitrique avec dégagement de gaz nitreux.

J'ai tenté mais en vain de l'oxider complètement , en le divisant et en le soumettant à plusieurs reprises au fourneau de coupelle : 100 parties de ce métal ainsi traitées se convertissent en 104, 7 à 105 d'une substance



brune noirâtre entièrement soluble dans l'acide nitrique avec dégagement très-abondant de gaz nitreux. Elle manifeste en outre la propriété magnétique comme avant son oxidation ; ce qui m'a porté à croire que la portion d'oxide formée s'oppose à l'oxidation du reste du métal , qui par lui-même a peu d'affinité avec l'oxigène , hypothèse que l'expérience suivante a confirmée.

J'ai pris du nickel très-divisé que j'ai exposé à plusieurs reprises au feu du fourneau à coupelle avec du plomb. Sans se fondre, le nickel s'est uni au plomb en grande quantité, et s'est entièrement oxidé. Dans cet état quelques-unes de ses parties , sur-tout si on le regardait à la loupe, conservaient encore l'aspect brillant et comme métallique. Vu en masse , il paraissait vert. Réduit en poudre , il devenait jaune, et l'aiguille aimantée ne manifestait dans cette poudre aucun signe de magnétisme.

L'acide nitrique ne dissolvait cette combinaison qu'avec la plus grande difficulté ; mais il n'en était pas de même de l'acide muriatique , au moyen duquel la dissolution s'opérait sans dégagement d'hydrogène.

100 parties de nickel métallique dissoutes dans l'un de ces acides , puis précipitées

par un alcali fixe et calcinées, se convertissent en 127 d'un oxide gris de cendre noirâtre. Lorsque cet oxide affecte toute autre couleur, on peut assurer qu'il a été extrait d'un produit impur. Cependant lorsqu'il est très-divisé, il semble devoir être jaune.

1°. Parce qu'il colore le borax en jaune hyacinthe.

2°. Parce que tous les sels de nickel deviennent jaunes en perdant l'eau avec laquelle on les a combinés.

3°. Parce qu'au moment où cet oxide est précipité d'une dissolution très-étendue d'eau, il paraît d'un blanc jaunâtre, et ne passe au vert qu'à mesure qu'il se rassemble.

*Propriétés de cet oxide.*

*Couleur.* . . Gris de cendre noirâtre.

*Saveur et magnétisme.* } Nuls.

*Solubilité.* . { Dans les acides minéraux et quelques acides végétaux.

*Insolubilité.* . Dans les alcalis fixes.

Le nickel est susceptible de deux degrés d'oxidation. On obtient l'oxide au *minimum*

en précipitant dans un acide par la potasse ou la soude, le métal de la dissolution, en lavant bien le précipité et en le calcinant au rouge.

L'oxide au *maximum* reconnu pour la première fois par M. Thenard, peut s'obtenir facilement en faisant traverser l'oxide de nickel récemment précipité par un courant de gaz acide muriatique oxigéné, ou en traitant l'hydrate de ce métal encore humide par le muriate suroxigéné de chaux, ainsi que l'ont prescrit MM. Proust et Thenard (1). La couleur de cet oxide est noire, il se dissout dans l'acide sulfurique, l'acide nitrique et l'acide muriatique. Sa dissolution s'opère à mesure que le métal se désoxide, de manière qu'il se produit un dégagement de gaz oxigène avec les deux premiers acides; tandis qu'avec le dernier il se développe de l'acide muriatique oxigéné, et que l'oxide qui par cette perte d'oxigène a passé au *minimum*, colore en vert la dissolution.

L'oxide de nickel partage avec plusieurs autres oxides métalliques, la propriété de

---

(1) Voy. Annal. de chim., tom. L; et Journ. de phys., tom. LXIII.

former avec l'eau une combinaison nommée hydrate par M. Proust, qui l'a connue le premier. C'est dans cet état qu'il existe dans toutes les combinaisons salines, ainsi que ce chimiste l'a démontré (1).

Cet hydrate est d'un blanc jaunâtre, tirant au vert au moment qu'il est précipité de sa dissolution par un alcali, et il paraît d'autant plus vert qu'il est plus rassemblé. Ce phénomène a lieu constamment, sur-tout si, dans la dissolution de ce sel étendue d'eau on verse de l'alcali en excès.

L'oxide de nickel se combine si intimement avec l'eau, que le calorique seul peut l'en isoler : à mesure qu'il l'abandonne on le voit passer sensiblement au jaune, et enfin au gris de cendre noirâtre.

L'hydrate de nickel est très-léger et forme un grand volume, quand on vient de le précipiter de sa dissolution. On peut l'obtenir cristallisé en décomposant au feu la dissolution du carbonate de nickel dans l'ammoniaque, ainsi que je le ferai voir plus bas. C'est le moyen le plus facile et le plus prompt pour l'obtenir à l'état de pureté.

---

(1) *Voy. Journ. de phys.*, tom. LXIII.

100 parties de cet hydrate sec exposées à une chaleur rouge-cerise, se réduisent à 76 d'oxide ; il perd par conséquent 24 pour  $\frac{2}{3}$  de son poids en eau.

*Propriétés de cet hydrate.*

*Forme* . . . Grenue et cristalline.

*Couleur* . . . Vert légèrement blanchâtre.

*Saveur* . . . . Presque nulle.

*Solubilité* . . { Un peu dans l'eau et très-  
bien dans tous les acides.

*Altération* . . { Se convertissant en oxide  
d'un gris de cendre noirâtre  
par la chaleur.

MM. Klaproth (1) et Vauquelin ont les premiers observé que l'oxide de nickel pouvait se réduire sans addition, et Richter l'a ensuite fondu *per se* (2) ; mais comme son nickel qu'il appelle *absolument pur* retient du cobalt et de l'arsenic, ainsi que le prouve

(1) *Voy.* Mém. de chim. de Klaproth, tom. I<sup>er</sup>, pag. 570, (traduction française).

(2) *Voy.* Annal. de chim., tom. LIII, pag. 164 . et suiv.

l'analyse qu'en a faite Lampadius (1), on ne doit point compter d'une manière rigoureuse sur les propriétés qu'il lui attribue.

Le nickel métallique se combine très-bien avec le soufre; ce sulfure qu'on obtient de la même manière que celui du fer, excepté la dureté, ressemble parfaitement à la pyrite naturelle. On le distingue d'ailleurs par les propriétés suivantes :

*Couleur.* . . . { Jaune de bronze tendant au  
gris d'acier.

*Cassure.* . . . Inégale.

*Magnétisme.* Nul.

*Demi-dur.*

Aigre (2).

*Solubilité.* . . . { Dans l'acide nitrique et l'a-  
cide nitro-muriatique.

On peut aussi se procurer ce sulfure, en mêlant à une portion de soufre une d'oxide ou carbonate de nickel sec, et en fondant le mélange.

(1) Voy. Journ. de Tromsdorff, tom. XVI, pag. 49 et suiv. (ouvrage allemand).

(2) J'entends par ce mot, la propriété qu'ont certaines substances, lorsqu'on les coupe avec un couteau de s'égrainer, et de ne pas laisser de surface lisse.

On a prétendu que le nickel était précipité de ses dissolutions à l'état métallique par les métaux très-oxidables. Bergmann regarde même comme caractère distinctif de ce métal la propriété de précipiter le cuivre (1); mais ces opinions ne s'accordent pas avec mes expériences, je puis même assurer que le métal dont on s'est servi pour faire les essais qui y ont donné lieu était impur. Je m'en suis convaincu.

1°. En versant dans deux capsules une dissolution de cristaux de sulfate de nickel, d'où j'avais isolé une portion d'oxide par l'hydrogène sulfuré, en plaçant dans l'une un petit bâton de zinc et dans l'autre une lame de fer.

Le zinc a commencé à se dissoudre avec effervescence, et avant qu'elle cessât, j'ai vu des flocons verts très-déliés se séparer peu-à-peu du liquide, former autour du métal une espèce de cercle vert; tandis que la liqueur qui environnait ce cercle paraissait incolore, quoiqu'elle retînt encore du nickel en dissolution. Les choses restèrent dans cet

---

(1) Voy. Opusc. phys. et chim., tom. II, pag. 238 et suiv. Mémoire sur le nickel, etc, (traduct. franç.).

état, même lorsque le zinc eut cessé d'agir : alors je versai dans la capsule quelques gouttes d'acide sulfurique faible ; le métal continua à se dissoudre avec effervescence, les flocons verts disparurent, et le liquide resta homogène. Pendant l'action du zinc, et même longtems après, je n'observai plus de séparation d'aucun flocon, la liqueur demeura limpide, et l'approche du calorique n'y occasionna aucun changement. Frappé de la nouveauté de ce phénomène, je tâchai d'en découvrir la cause : on va juger si j'y suis parvenu.

Lorsqu'on présente à la dissolution du sulfate de nickel légèrement acide un petit bâton ou une lame de zinc, celui-ci commence à enlever au sulfate de nickel la portion d'acide nécessaire pour former la quantité de sulfate de zinc, qui s'unissant à la portion de sulfate de nickel non décomposé, suffit pour constituer le sel triple de telle manière, que la portion de l'oxide de nickel qui a perdu son dissolvant doit nécessairement se précipiter. De là naît la séparation des flocons verts ; mais dès que le zinc a cessé d'agir, si l'on présente une petite quantité d'acide à la liqueur, les flocons verts qui sont très-déliés et très-près de l'état



liquide , se combinant et se dissolvant en même tems que le zinc , forment deux sulfates qui s'unissent ensemble ; mais comme le sulfate triple de nickel et de zinc n'est pas décomposé par ce dernier métal , il s'ensuit qu'il n'y a plus de séparation de flocons verts.

Quant à la capsule où j'ai plongé la lame de fer, je n'ai observé d'autre phénomène que la dissolution de ce métal avec effervescence.

Le nickel n'est pas non plus précipité par le cuivre qui s'y dissout jusqu'à la saturation de l'excès d'acide. De son côté, le nickel ne précipite pas non plus le fer, le zinc ni le cuivre, qui, comme on vient de le voir, n'ont sous ce rapport aucune action sur lui. Il est donc bien certain :

1°. Que les métaux très-oxidables ne précipitent pas de ses dissolutions le nickel à l'état métallique ;

2°. Que le zinc seul le sépare incomplètement , mais à l'état d'oxide , et seulement lorsque sa dissolution ne contient pas une quantité d'acide suffisante pour former le sel triple ; en sorte que la précipitation de cet oxide par le zinc sera d'autant plus considérable que la dissolution contiendra moins d'acide en excès.

*Action des acides minéraux sur le  
nickel métallique et fondu.*

---

*Sulfate de nickel.*

L'acide sulfurique concentré et bouillant agit si peu sur ce métal, qu'il ne produit aucun dégagement sensible d'acide sulfureux, et que même employé à plusieurs reprises sur le résidu, il n'en dissout qu'une très-petite quantité. Il n'en est pas de même de l'acide sulfurique faible, qui, à l'aide de la chaleur, l'attaque et le dissout fort bien avec dégagement de gaz hydrogène. Alors il perd son brillant, il noircit, et l'on voit se détacher sans cesse de sa surface de très-petits corps noirs qui se réunissent au fond du vase, et ne sont autre chose que du carbone ou carbure de nickel.

Qu'au bout de quelque tems, on retire le métal de l'acide; qu'après l'avoir bien lavé, on en frotte du papier, il laissera une tache noire produite par le carbure de ce métal: il en laissera au contraire une jaune et brillante, s'il a été exposé à un feu rouge dans un creuset; ce qui n'est dû qu'à l'oxide seul bien divisé.

La dissolution de sulfate de nickel rapprochée, donne des cristaux dont la forme, que M. Haüy a bien voulu déterminer, offre un prisme simple rectangulaire, terminé par des pyramides droites à quatre faces inclinées de  $126^{\circ}$  sur les pans adjacens. La division mécanique a lieu parallèlement aux pans des prismes et aux bases des pyramides, ce qui donne pour forme primitive un prisme droit à bases carrées. Il arrive cependant quelquefois que les arêtes longitudinales sont remplacées par des facettes : alors le prisme est octogone.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . . Vert d'émeraude.

*Saveur.* . . . { Sucrée et astringente, puis  
                          } âcre et métallique.

*Solubilité.* . . . Trois parties d'eau à  $10^{\circ}$ .

*Altération.* . . { Efflorescent à l'air, alors  
                          } devenant blanc.

Chauffés au rouge ces cristaux deviennent jaunes, perdent 55 parties sur 100, et le résidu se dissout incomplètement dans l'eau. Si dans la dissolution on plonge du papier de tournesol rougi, il devient bleu.

*Tome LXXVIII.*

11

L'ammoniaque ne dissout qu'une petite partie du résidu épuisé par l'eau. Dans cette opération le sel perd son eau de cristallisation, et une partie de son acide. Dans cet état chauffé au rouge-blanc, il retenait encore comme je l'ai remarqué une trace d'acide qui se serait sans doute dissipée, si j'eusse continué l'action de la chaleur. Le résidu de cette opération était vert grisâtre.

Ni l'éther sulfurique, ni l'alcool ne dissolvent le sulfate de nickel, mais ce dernier le précipite de sa dissolution dans l'eau, partie en flocons verts, partie en flocons blancs. 100 grammes de ce sel cristallisé sont composés de 29,37 parties d'acide sulfurique, de 25,65 d'oxide de nickel et de 45 d'eau.

#### *Nitrate de nickel.*

L'acide nitrique, ou concentré ou faible, dissout très-bien ce métal à l'aide de la chaleur avec dégagement rapide et abondant de gaz nitreux, la dissolution rapprochée donne des cristaux qui sont des prismes octogones réguliers, dont les pans d'après l'examen de M. Haüy, forment des angles de 135 degrés; mais on n'a pu déterminer les sommets de ces pans, parce qu'ils étaient fracturés ou informes.

*Propriétés de ce sel.*

- Couleur.* . . . Vert légèrement bleuâtre.  
*Saveur.* . . . Semblable à celle du sulfate.  
*Solubilité.* . . . Deux parties d'eau à 10°.  
*Altération.* { Déliquescent et efflorescent  
                  { selon l'état de l'atmos-  
                  { phère.

Ce sel se dissout dans l'alcool, mais il y cristallise moins bien que dans l'eau. Chauffé au rouge il devient jaune, puis olivâtre; c'est alors du nitrate avec excès de base. Si l'on continue à le chauffer, il devient d'un gris de cendre noirâtre, et c'est de l'oxide pur.

*Muriate de nickel.*

L'acide muriatique à l'aide de la chaleur dissout très-bien le nickel, et produit les mêmes phénomènes que l'acide sulfurique faible. La dissolution rapprochée cristallise toujours confusément, quoique j'aie cru y apercevoir des prismes carrés.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . . Vert pomme.

*Saveur.* . . . Semblable aux précédens.

*Solubilité.* . { Une et demie à 2 parties  
                  } d'eau à 10°.

*Altération.* . { Déliquescent et efflorescent,  
                  } selon l'état de l'atmosphère.

Ce sel cristallisé se dissout difficilement dans l'alcool à 36 ou 40°, et plus difficilement encore, lorsqu'il a perdu son eau de cristallisation, et qu'il est jaune. En cet état il ne prend la couleur verte qu'à mesure qu'il se dissout. Si l'on allume cette dissolution alcoolique, elle jette une flamme d'un bleu pâle; la liqueur devient de plus en plus verte à mesure qu'elle se concentre, tandis que les portions qui se dessèchent aux parois du vase, ainsi que le résidu de l'opération sont jaunes. Vers la fin de la combustion sur-tout, si l'on agite le liquide, il se produit des scintillations assez vives, probablement dues à l'action de l'acide muriatique sur l'alcool, et conséquemment à une portion d'éther qui s'enflamme à mesure qu'il se forme; car la dissolution du résidu dans l'eau rétablit la couleur du tournesol

rougi , tandis qu'avant la combustion les cristaux de ce sel la rougissaient. J'ai observé en outre que les scintillations n'avaient plus lieu aussi sensiblement , lorsque j'ajoutais de l'ammoniaque à la dissolution alcoolique , et que le résidu de cette opération formé de muriate triple d'ammoniaque et de nickel , ne se dissolvait que très-peu dans l'alcool , mais qu'il se dissolvait très-bien dans l'eau.

J'ai fait remarquer que le nitrate et le muriate sont efflorescens et déliquescens selon l'état hygrométrique de l'atmosphère ; mais je dois dire qu'ils possèdent cette dernière propriété à un degré plus marqué que la première.

Car, 1°. il faut au moins douze à quinze jours pour que le premier phénomène ait lieu , tandis que le second se manifeste en moins de vingt-quatre heures. J'ai même vu ce sel déjà effleuri attirer dans l'espace de deux jours l'humidité de l'air avec tant d'avidité qu'il se résolvait entièrement en liqueur , et cela n'était l'effet que d'un simple changement de température.

2°. Us sont solubles dans l'alcool.

Bergmann (1) dit que ces deux sels récemment préparés et exposés longtems à un air chaud se décomposent entièrement en laissant échapper leur acide , et qu'il ne reste plus que de l'oxide de nickel ; mais l'expérience m'a démontré le contraire. Il faut une chaleur rouge pour parvenir à cette décomposition , et certainement l'air , quelque chaud qu'il soit ne peut jamais enlever à ces sels qu'une grande partie de leur eau de cristallisation.

*Phosphate de nickel.*

L'acide phosphorique concentré n'a point ou presque point d'action sur ce métal ; mais étendu d'eau et aidé de la chaleur, il le dissout avec les phénomènes propres à l'acide sulfurique faible , seulement la dissolution exige plus d'acide à cause de l'insolubilité du phosphate.

J'obtiens ce sel très-facilement et très-promptement en décomposant les dissolutions des sels de nickel solubles, et légèrement

---

(1) Voyez Opusc. phys. et chim. , tom. II , ( Mémoire sur le nickel , etc.)



acides par le sous-phosphate de soude. Si la précipitation se fait à chaud, une petite portion du phosphate métallique se présente en forme de petits grains cristallins et brillans, d'un joli vert; probablement, parce qu'il retient plus d'eau de cristallisation que le reste de la masse, qui se dépose sous forme de flocons d'un vert blanchâtre.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . Vert blanchâtre.

*Saveur.* . . { Insigne d'abord, puis un  
peu métallique.

*Solubilité.* . { Dans les acides précédens,  
et dans un excès de son  
propre acide.

*Insolubilité.* . Dans l'eau.

*Borate de nickel.*

L'acide boracique liquide n'agit point sur le nickel; mais à l'aide de la chaleur, il se combine très-bien avec son oxide sur-tout lorsqu'il est nouvellement préparé. Néanmoins il vaut mieux obtenir ce sel par voie double: ainsi que je l'ai dit pour le phosphate.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . . Vert blanchâtre.

*Saveur.* . . . Celle du phosphate.

*Solubilité.* . . Dans les acides précédens.

*Insolubilité.* . Dans l'eau.

*Carbonate de nickel.*

L'acide carbonique se combine bien avec l'hydrate de nickel ; mais je préfère obtenir ce sel par voie double, tandis que je puis me procurer tous ceux dont je viens de parler en décomposant celui-ci par l'un des acides précédens.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . . Vert pomme.

*Saveur.* . . . Semblable au précédent.

*Solubilité.* . . { Dans un excès de carbonate  
alcalin.

*Insolubilité.* . Dans l'eau:

*Arseniate de nickel.*

L'acide arsenique ne trouble point les dissolutions de nickel formées par les acides

minéraux ; mais bien celles qui sont formées par les acides végétaux. J'obtiens l'arseniate de ce métal par l'action de l'acide arsenique sur l'hydrate ou sur le carbonate de nickel récemment précipité, ou en versant de cet acide en excès dans une dissolution pure de nickel, et en saturant l'excès par un alcali ou par un carbonate alcalin.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . . Vert pomme.

*Forme.* . . . { Flocons ou grains cristal-  
lins.

*Saveur.* . . . Métallique.

*Solubilité.* . . { Dans les acides minéraux ,  
et dans un excès de son  
acide.

*Insolubilité.* . Dans l'eau.

*Chromate de nickel.*

L'acide chromique forme avec l'hydrate ou le carbonate de ce métal récemment préparé, un sel d'un rouge fauve, si la dissolution est concentrée; et jaune, si elle est étendue.

Par l'évaporation spontanée, elle ne

manifeste aucun signe de cristallisation. Le nitrate d'argent versé dans cette liqueur concentrée la décompose en grande partie, et en précipite des flocons rouges composés de chromate d'argent qui y devient soluble par une surabondance d'eau; mais si la liqueur est étendue, le précipité diffère du premier, en ce qu'il se dépose sous forme cristalline. Les alcalis fixes y produisent un précipité d'un rouge jaunâtre, composé probablement d'oxide de nickel mêlé d'un peu d'oxide de chrome; l'ammoniaque y forme aussi un précipité.

Ce sel est très-déliquescent.

*Oxalate de nickel.*

Le nickel métallique et fondu, n'est attaqué ni par l'acide oxalique ni par aucun des acides végétaux. J'obtiens le sel, dont il s'agit ici, en faisant bouillir l'acide oxalique sur l'hydrate ou sur le carbonate de ce métal.

*Propriétés de ce sel.*

*Forme.* . . . Floconneuse.

*Couleur.* . . . Blanc verdâtre.

*Saveur.* . . . { A-peu-près celle du phosphate.

*Solubilité.* . { Dans les acides minéraux  
                  { affaiblis.

L'acide oxalique précipite et enlève l'oxide de nickel dans toutes les dissolutions des sels simples et neutres de ce métal ; mais la décomposition est incomplète , si elles sont à double base ; bouilli avec son propre acide , ce sel ne se dissout qu'en très-petite quantité qu'on peut rendre sensible par les hydrosulfures : c'est pourquoi il n'existe pas d'oxalate acidule de nickel cristallisé , quoique Bergmann ait prétendu le contraire (1). L'oxalate de nickel longtems calciné dans un creuset de platine fournit une substance verte , semblable à l'oxide de chrome , mais qui n'est autre chose que du nickel métallique , attirable à l'aiguille aimantée , et recouvert , ou combiné à un peu d'oxide ; ce qui explique pourquoi les creusets de platine sont attaqués par les sels de ce métal qu'on y décompose.

---

(1) *Voy.* Opusc. phys. et chim., tom. II, (Mémoire sur le nickel, etc.)

*Tartrate de nickel.*

On prépare ce sel comme le précédent, auquel il ressemble à-peu-près par la forme, par la couleur et par la saveur : néanmoins, il en diffère ;

1°. En ce qu'il se dissout dans un excès de son propre acide ou d'un autre acide végétal ; dans ce cas, il se forme probablement un tartrate acidule ;

2°. En ce qu'il ne précipite point de ses dissolutions l'oxide de nickel.

*Citrate de nickel.*

On emploie pour l'obtenir les mêmes procédés que pour le précédent, dont il a les propriétés.

*Acétate de nickel.*

J'obtiens ce sel en décomposant le carbonate de nickel par l'acide acétique, ou en faisant bouillir l'hydrate de ce métal avec ce même acide. La dissolution évaporée cristallise confusément ; je crois pourtant y avoir aperçu des prismes à 4 pans.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . Vert de chrysoprase.

*Saveur.* . .  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Plus sucrée que celle de tous} \\ \text{les autres sels à même base.} \end{array} \right.$

*Solubilité.* . . Six parties d'eau à 10°.

*Insolubilité.* . Dans l'alcool à 40°.

*Altération.* . Légèrement efflorescent.

*Des sels à double base.**Sulfate de potasse et de nickel.*

C'est à M. Proust (1) qu'on doit la connaissance de ce sel qui se forme, soit qu'on présente le sulfate de potasse au sulfate de nickel; soit qu'on verse de la potasse dans le sulfate de nickel très-acide. La dissolution rapprochée donne des cristaux rhomboïdaux, dont chacun des angles solides situé autour des bases est remplacé par une facette : on observe aussi une facette sur chacun des bords de la base, il y en a même trois à l'endroit

---

(1) *Voy. Journ. de phys.*, tom. LVII, pag. 169 et suiv.

des arêtes longitudinales les plus saillantes. On en remarque encore d'autres qui remplacent les angles de jonction des faces latérales avec les facettes qui remplacent les angles aigus des bases. C'est ainsi que l'a observé M. Haüy.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . .  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Vert émeraude moins riche} \\ \text{que celui du sulfate simple.} \end{array} \right.$

*Saveur.* . . . . Acre et métallique.

*Solubilité.* . . . 8 à 9 parties d'eau à 10°.

Il n'est point efflorescent. Exposé à un feu rouge dans un creuset de platine, il passe du vert au jaune, ensuite au fauve et enfin au noir. Dans ce cas, le résidu lessivé, si la chaleur a été longtems continuée, ne présente que de l'oxide de nickel pur.

*Sulfate d'ammoniaque et de nickel.*

C'est Linck (1) qui je crois a le premier reconnu l'existence de ce sel que j'obtiens comme le précédent.

(1) *Voy. Crell. Ann., année 1796, tom. I<sup>er</sup>, p. 32.*  
(ouvrage allemand.)



*Propriétés de ce sel.*

*Forme.* . . . { Prisme aplati à 8 pans ,  
terminé par des pyramides  
tétraèdres.

*Couleur.* . . Vert clair.

*Saveur.* . . { Moins âcre mais plus fraîche  
que celle du précédent ,  
puis métallique.

*Solubilité.* . . 4 parties d'eau à 10°.

Si l'on distille ce sel , il s'en dégage d'abord un peu d'ammoniaque , ensuite du sulfate acide d'ammoniaque , et il reste un résidu jaune dans la cornue si la chaleur n'a pas été très-forte.

*Sulfate de zinc et de nickel.*

J'ai obtenu ce sel en laissant séjourner une lame de zinc dans une dissolution acide de sulfate de nickel. Le zinc s'est dissous avec effervescence , jusqu'à ce que la liqueur soit devenue neutre , et dès-lors il n'y eut plus d'action ni d'une part ni de l'autre. Pour obtenir ce sel triple cristallisé , j'ai séparé le zinc métallique , ainsi que le carbure de fer qui l'accompagne , et le rapprochement spontané a produit des cristaux d'une forme semblable à celle du sulfate de nickel simple.

*Propriétés de ce sel.*

*Couleur.* . . Vert très-léger.

*Saveur.* . .  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Acre, astringente et métal-} \\ \text{lique.} \end{array} \right.$

*Solubilité.* . . 3 à 4 parties d'eau à 10°.

*Altération.* . .  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Très-efflorescent, alors de-} \\ \text{venant blanc.} \end{array} \right.$

L'ammoniaque le dissout complètement et le colore d'abord en jaune verdâtre, laisse ensuite déposer à la longue des flocons blancs, composés d'une grande partie d'oxide de zinc et d'oxide de nickel, et même d'un peu de sulfate triple : alors la liqueur paraît un peu bleue.

Pour s'assurer de la présence du zinc, on traite à froid et à plusieurs reprises la dissolution dans l'eau avec les alcalis fixes ; on filtre, ensuite on sature par un acide la liqueur que les hydrosulfures précipitent en blanc.

*Nitrate de nickel et d'ammoniaque.*

On emploie pour préparer ce sel, dont nous devons la connaissance à M. Thenard (1),

---

(1) *Voy. Annal. de chim.*, tom. XLII, pag. 217.

les mêmes moyens que pour le sulfate de nickel et d'ammoniaque.

*Propriétés de ce sel.*

*Forme.* . . . { Autant que je me le rappelle, prisme octogone.

*Couleur.* . . . Assez joli vert.

*Saveur.* . . . Acre, fraîche et métallique.

*Solubilité.* . . . 3 parties d'eau à 10°.

*Muriate d'ammoniaque et de nickel.*

On le prépare comme le précédent ; mais attendu qu'on ne peut pas le bien laver à cause de sa solubilité, et qu'il ne cristallise pas régulièrement, je n'ose en garantir l'existence.

*Phosphate d'ammoniaque et de nickel.*

J'obtiens ce sel en dissolvant le phosphate de nickel dans l'ammoniaque, et en faisant bouillir la liqueur jusqu'à ce qu'on ne sente plus ou presque plus l'odeur de l'ammoniaque. La dissolution se trouble à mesure que l'alcali se dégage, elle passe de plus en plus au vert, et il s'en précipite des flocons d'un vert blanchâtre qui, bien lavés et soumis à

l'analyse, m'ont donné du nickel, de l'acide phosphorique et de l'ammoniaque.

L'oxalate, le tartrate, le citrate et presque tous les autres sels de nickel insolubles, traités de la même manière, donnent naissance à un sel triple; mais nous verrons plus bas, que les sels obtenus par ce moyen sont des mélanges de phosphate, d'oxalate, de tartrate, de citrate triples, et d'hydrate de nickel.

Le phosphate de nickel bouilli avec le phosphate d'ammoniaque neutre, se dissout en si petite quantité qu'à peine la liqueur est troublée par les hydrosulfures. On remarque seulement que le sel devient un peu plus jaune, et que la liqueur est acide.

L'action du phosphate de potasse, ainsi que celle du phosphate de soude est nulle. Il ne peut donc pas résulter un phosphate triple de nickel de la combinaison de ces deux sels alcalins avec le phosphate de nickel.

#### *Carbonate de nickel et d'ammoniaque.*

On obtient ce sel en exposant à l'air une dissolution ammoniacale de l'hydrate de nickel, ou bien en y faisant passer un courant de gaz acide carbonique. Quel que soit

le moyen que l'on emploie, il se forme un précipité d'un vert légèrement blanchâtre, dont les premières portions s'attachent fortement aux parois du vase, et que l'analyse fait reconnaître pour un vrai carbonate de nickel et d'ammoniaque.

*Oxalate de potasse et de nickel.*

Le peu de solubilité de l'oxalate de nickel dans un excès de son acide, joint à la grande affinité de l'acide oxalique pour cet oxide qu'il arrache à toutes ses dissolutions, semblait m'offrir un moyen facile pour séparer le nickel des autres oxides qui ne sont pas susceptibles d'être précipités de leur dissolvant par l'acide oxalique; cependant, comme je m'étais apperçu, au moyen des hydrosulfures, que dans cette décomposition, l'acide qui était mis à nu retenait en dissolution une très-petite quantité d'oxalate de nickel, je crus obvier à cet inconvénient en employant pour cette décomposition un oxalate alcalin fixe au lieu d'acide oxalique; mais je fus étonné de ne pas obtenir de précipité par le mélange de la dissolution de l'oxalate alcalin avec celle de nickel.

J'attribuai d'abord ce phénomène à ce que

les liqueurs étaient étendues, mais les ayant prises concentrées, je n'obtins qu'un léger précipité, et le plus souvent pas du tout. J'en conclus alors, qu'il se formait un sel triple, et je ne tardai pas à m'en assurer par l'expérience.

Je mêlai donc à l'oxalate de potasse celui de nickel, le mélange se dissolvit à l'aide de la chaleur, et par le rapprochement, j'en retirai des cristaux verts prismatiques, dans lesquels l'analyse a démontré l'existence de la potasse, de l'oxide de nickel et de l'acide oxalique. Il en est de même de l'oxalate de soude et de celui d'ammoniaque, lorsqu'on les mêle à l'oxalate de nickel, seulement ils cristallisent plus difficilement et moins régulièrement.

Toutes ces dissolutions soumises à l'ébullition se décomposent, à moins qu'elles ne contiennent de l'oxalate alcalin en excès.

#### *Observations sur les sels de nickel en général.*

De ce que je viens d'exposer, il résulte :

1°. Que les sels de nickel sont tous plus ou moins verts, lorsque les acides qui les constituent ne sont pas eux-mêmes colorés, comme l'est l'acide chrômique ;

2°. Que tous les sels cristallisés de ce métal , qu'ils soient simples ou triples , contiennent un léger excès d'acide nécessaire à leur existence et à leur cristallisation , ce qui est prouvé par la teinture ou papier de tournesol ;

3°. Que leur saveur est d'abord sucrée et astringente , puis âcre et métallique , et que les plus sucrés sont formés par les acides végétaux ;

4°. Que les sels insolubles tenus longtems sur la langue , finissent par y produire une légère saveur métallique , et qu'ils acquièrent une saveur semblable à celle des combinaisons solubles , si on les dissout dans un excès de leur acide ou d'un acide étranger ;

5°. Que par leur exposition à la chaleur , et la perte de leur eau de cristallisation ou de combinaison , ils deviennent jaunes s'ils sont solubles , et fauves s'ils ne le sont pas. Que si les carbonates et les combinaisons de nickel avec les acides végétaux et animaux ne se présentent jamais avec la couleur jaune ou fauve , cela vient de ce que l'hydrate dans ce cas se convertit en oxide dans le même tems que l'acide se brûle ou se volatilise ; d'où l'on doit conclure que la couleur des sels de nickel purs et secs , est jaune ,

et qu'ils ne deviennent verts qu'en s'unissant à l'eau ;

6°. Enfin , qu'il n'existe pas de métal qui ait plus de tendance que le nickel à former des trisules alcalins et métalliques ; il est même certain que le nombre de ces sortes de sels est beaucoup plus grand que celui qui était connu , et une foule d'observations me porte à croire qu'il ne se borne pas à ceux que je viens de faire connaître.

En parlant des changemens qu'éprouvent les différens sels solubles de nickel par le contact de l'air , j'ai fait voir que quelques-uns d'entre eux , tels que le nitrate et le muriate sont déliquescens et efflorescens , selon l'état hygrométrique de l'atmosphère ; tandis que d'autres , comme l'acétate , le sulfate simple , et le sulfate de nickel et de zinc ne sont qu'efflorescens. Il faut encore remarquer que cette efflorescence s'opère dans chaque sel avec des phénomènes différens. Ceux qui sont solubles dans l'alcool , tels que le nitrate et le muriate , etc. deviennent jaunes : ceux qui ne se dissolvent pas dans ce réactif blanchissent sensiblement , ou se réduisent en une poudre blanchâtre ; tels sont l'acétate , le sulfate simple , et sur-tout le sulfate à base de zinc et de nickel , etc.



La propriété commune à plusieurs sels de nickel solubles et cristallisés, de devenir blancs par la perte d'une certaine quantité de leur eau de cristallisation ou de combinaison, jointe à la couleur verte blanchâtre qu'affectent toutes les combinaisons insolubles de ce métal, m'avait porté à penser qu'il pouvait exister deux hydrates verts de nickel, combinés chacun à une quantité différente d'eau : que celui au *maximum* d'eau constituait les combinaisons solubles, et que celui au *minimum* formait les combinaisons insolubles ; mais j'ai sur-le-champ abandonné cette opinion, lorsque j'ai vu qu'en réduisant en poudre tous les sels de nickel cristallisés, de verts qu'ils étaient, ils prenaient la couleur blanche légèrement verdâtre propre aux sels insolubles. D'ailleurs, si l'on ne voulait pas admettre un seul hydrate vert, il faudrait en reconnaître beaucoup plus de deux, puisque l'expérience démontre que les sels les moins solubles sont aussi les moins verts : ainsi parmi les combinaisons salines insolubles, l'oxalate, le phosphate sont les plus blanches, et progressivement le borate, le citrate, le tartrate, l'arseniate et le carbonate le sont moins : et parmi les sels solubles et cristallisés qu'on réduit en

poudre, l'acétate, le sulfate à base de nickel et de potasse ou de zinc, et le sulfate simple sont les moins verts.

Ce qui doit convaincre qu'il n'existe qu'un seul hydrate vert, c'est qu'on peut obtenir le même phosphate soit sous forme de flocons d'un vert blanchâtre, soit sous forme de grains cristallins brillans et d'un vert aussi pur que celui de sels solubles, parce que probablement il retient un peu plus d'eau de combinaison que le précédent, et sur-tout parce qu'il affecte une forme cristalline.

Il suit de tout ceci.

1°. Qu'il n'existe qu'un seul hydrate vert de nickel dans toutes les combinaisons salines de ce métal ;

2°. Que la différence qu'on observe dans la pureté et la richesse de la couleur de chacune d'elles, tient à l'arrangement des molécules et à la plus ou moins grande quantité d'eau de cristallisation ou de combinaison ; et qu'enfin la couleur verte de ces sels augmente en richesse en raison inverse de leur insolubilité.

*La suite au prochain numéro.*

---

*Méthode nouvelle de produire et  
d'entretenir la congélation.*

Note communiquée par M. LESLIE.

Le thermomètre différentiel donne la mesure exacte du refroidissement produit par l'évaporation sur une surface humide, et cette application en fait un hygromètre très-sensible, et d'une exactitude certaine. Dès l'année 1800, on rendit compte succinctement dans les Annales de Chimie, du nouvel usage auquel cet instrument universel s'adaptait. Mais je réserve le plus ample développement du principe, ainsi que l'exposé de la suite importante de faits qu'il a mis au jour, touchant les rapports qui existent entre l'air et l'humidité, pour un ouvrage de quelque étendue, et dont j'espère que l'accomplissement ne sera pas plus longtems différé. L'hygromètre est fondé sur un fait que les physiciens semblent n'avoir pas clairement aperçu; savoir, que l'effet de l'évaporation atteint son *maximum*, et que la température produite cesse de baisser, lorsque la quantité

de calorique enlevée successivement par l'air ambiant, en se saturant d'humidité devient égale à la quantité de calorique qu'il communique à la masse refroidie. J'observe de plus, que l'évaporation de l'humidité d'un corps est assujettie à la même loi que la déperdition de la chaleur de ce même corps : ainsi l'approximation d'un métal au-dessous de la surface soumise à l'action d'un milieu aérien, retarde également la dissipation de la chaleur et de l'humidité.

Ayant déjà déterminé la *capacité* que les différens gaz possèdent respectivement de retenir la chaleur suivant leurs densités variées ; j'ai été amené à déterminer par le moyen de cet hygromètre leur sécheresse absolue dans ces divers états. J'avais déjà fait ces observations fort sommairement, il y a quelques années ; mais j'entrepris l'été dernier une suite d'expériences délicates. Leur résultat est qu'à la température de 20° centigrades, l'air acquiert 50° de sécheresse additionnelle chaque fois que la raréfaction est doublée. Ainsi si  $\left(\frac{1}{2}\right)^n$  dénote sa densité,  $50n$  marquera le degré de froid. Pendant une gelée, ce coefficient n'excéderait probablement pas 35°.

Je desirais observer l'action combinée d'un absorbant. A la température de 20°, l'acide sulfurique exposé à l'action de l'air commun du récipient, produit une sécheresse de 100°; mais son pouvoir est diminué par le froid, et au degré de congélation, il ne produit que 45° de sécheresse. Ainsi ayant introduit l'acide sulfurique sous le récipient de la machine pneumatique, il augmenta la sécheresse de l'air de toute son énergie combinée. A 20°, et avec une densité de  $\left(\frac{1}{2}\right)^n$  l'hygromètre indiqua . . . .

$50n + 100$ , ou le froid produit par l'évaporation fut  $5n + 10$  centigrades. Ce pouvoir est capable donc de produire congélation dans quelque température que ce soit. Je préfère pour cette expérience un récipient d'une forme hémisphérique; l'acide concentré est introduit dans un vase large et plat; 2 ou 3 pouces au-dessus est une coupe de métal de la moitié du diamètre du vase plat, contenue dans une autre coupe un peu plus grande et supportée par des pieds de verre, la coupe intérieure contenant de l'eau distillée. Aussitôt que le récipient est épuisé d'air, l'eau commence à former des cristaux de glace, et une quantité d'air

prodigieuse se dégage souvent pendant leur formation. Je pousse la raréfaction généralement jusqu'à 100 fois ; mais une raréfaction de 20 ou même de 10 suffit pour entretenir la congélation après qu'elle est accomplie. La glace s'arrondit alors, peu-à-peu, diminue et disparaît enfin, étant absorbée ( au moyen du milieu raréfié du récipient ) par l'acide, qui continue pendant tout le tems à une haute température. Un morceau de glace d'un pouce d'épaisseur disparaît ainsi dans cinq ou six jours.

Une manière à-la-fois élégante et instructive de répéter cette expérience est de mettre l'eau dans une coupe de verre, et de la couvrir d'un couvercle de verre suspendu par une verge passant par le sommet du récipient. Après que le vide est formé, l'eau continue dans le même état pendant un tems indéfini ; mais lorsque le couvercle a été élevé d'un pouce ou deux, de manière à admettre le contact, et le jeu du milieu raréfié, on voit en moins de cinq minutes un faisceau d'aiguilles de glace s'élaner à travers la masse d'eau, et la congélation descendant horizontalement, forme bientôt une masse solide et parfaitement transparente.

L'acide continue à agir avec peu de

diminution d'énergie, jusqu'à ce qu'il ait acquis un volume égal d'eau. Le muriate de chaux remplit le même objet, quoique avec moins de force que l'acide sulfurique.

Dans le gaz hydrogène, l'effet est environ trois fois plus rapide, et la dissipation subséquente du volume de la glace est aussi d'autant plus rapide. Mais cette rapidité est le seul avantage, car quoique ce gaz paraisse dissoudre toutes choses d'ailleurs égales, dix fois autant d'humidité que l'air commun, sa capacité pour la chaleur étant d'un autre côté dix fois plus grande, l'effet est également compensé, et le froid produit limité à un certain point.

Lorsque le procédé est très-rapide, l'air qui se serait dégagé pendant la congélation est retenu dans un état de condensation, et la glace formée est plus dense qu'à l'ordinaire, au point d'avoir paru dans un ou deux cas incapable de se soutenir à la surface de l'eau.

Le même pouvoir peut nous faire obtenir la congélation du mercure. Ayant plongé un nombre de fois la boule d'un thermomètre dans l'eau, et l'ayant exposé alternativement à un courant d'air froid (pendant la gelée), jusqu'à ce qu'elle fût entièrement

couverte d'une croûte de glace, j'introduisis le thermomètre sous le récipient de la machine pneumatique suspendu au-dessus de l'acide sulfurique. Le vide fait, il tomba à  $37^{\circ}$  au-dessous de la température de la chambre, qui était à zéro. Si cette température extérieure avait été moindre de trois degrés seulement, j'aurais obtenu la consolidation du mercure.



---

*Sur le nouveau procédé de congélation  
de M. Leslie, et sur des applications  
de ce procédé considéré comme  
moyen d'évaporation.*

PAR MM. DÉSORMES et CLÉMENT.

M. Leslie d'Edimbourg vient de découvrir un moyen très-ingénieux de produire la congélation de l'eau dans une atmosphère, dont la température est beaucoup au-dessus de celle à laquelle la glace se forme naturellement : voici le détail de l'expérience que ce physicien a communiquée à M. Widmer, et dont il l'a rendu témoin.

Si l'on place sous le récipient de la machine pneumatique deux vases dont l'un contient de l'eau et l'autre une substance qui ait une grande affinité pour elle, comme de l'acide sulfurique concentré ou du muriate de chaux concret, et que l'on raréfie l'air du récipient, on voit bientôt l'eau entrer en ébullition, quoique sa température ne soit que de 14 degrés du thermomètre centigr. ;

quand on a réduit la pression à 7 millimètres de mercure environ, on peut cesser de pomper, et peu de tems après l'eau se gèle entièrement.

Le succès de cette expérience est bien plus certain et bien plus prompt, si l'on a soin d'éloigner les deux vases l'un de l'autre, et de rendre assez grande la surface d'activité de la substance hygrométrique.

A cette expérience principale, M. Leslie en a joint plusieurs autres très-curieuses, auxquelles il a été conduit par l'idée heureuse de joindre l'action chimique d'une substance bien avide d'eau, à l'effet de la diminution de pression atmosphérique; elles sont d'ailleurs des conséquences si justes de la théorie de la chaleur, que l'on s'étonne de ne pas les avoir prévues plutôt. Ces expériences sont décrites dans le N<sup>o</sup>. 233 des Annales de Chimie (mai 1811).

On voit facilement que la substance hygrométrique placée sous le récipient, a pour objet de condenser très-rapidement la vapeur qui se forme successivement aux dépens de l'eau; et l'absorption de calorique qui a lieu pour cette formation de vapeur est si grande, que la congélation s'en suit; cher-

chons à préciser un peu nos idées sur ce joli phénomène.

Le corps hygrométrique fait dans l'expérience de M. Leslie le même office que l'eau froide du condensateur d'une machine à vapeur ; dans ce dernier cas , c'est la différence de température qui détermine la décomposition de la vapeur ; dans celui de M. Leslie , c'est l'affinité de l'eau pour le corps absorbant , qui opère la condensation de celle-ci , et permet au calorique de se disperser.

Ainsi la coupe qui contient l'eau , fournit d'abord un peu de vapeur , qui s'étend dans tout le récipient ; elle trouve l'absorbant qui la condensait aussitôt , produit un vide nouveau dans lequel s'élançe de nouvelle vapeur , dont le sort est le même que celui de la première , et ainsi de suite ; jusqu'à ce que la vertu de l'absorbant ait été affaiblie par l'abondance de l'eau qui s'y est précipitée. Mais quoique la vapeur naisse de la coupe qui contient l'eau pendant toute la durée de l'action de l'absorbant , le refroidissement a un terme qui dépend en même tems de la diminution dans la force élastique de l'eau , et de l'affluence du calorique extérieur qui pénètre le récipient , et vient

réchauffer la coupe d'autant plus vite qu'elle est plus froide. Cependant on pourrait bien excéder le grand refroidissement que M. Leslie a produit, même celui de la congélation du mercure, si l'on plaçait l'évaporatoire dans un de ces vases de fer blanc à triple enveloppe qui sont si peu perméables au calorique; bien entendu qu'on aurait soin de laisser à la vapeur d'eau une issue suffisante.

Ce refroidissement extrême que l'on peut obtenir par le procédé de M. Leslie suppose une évaporation très-rapide, et l'on peut aisément s'en faire une idée, en suivant la comparaison que nous avons faite du condensateur des machines à vapeur, avec l'absorbant dont M. Leslie a imaginé l'emploi. On sait par expérience que la vitesse de la vapeur d'eau qui se précipite vers le condensateur est immense; on n'est jamais parvenu à pouvoir l'apprécier, et, effectivement, le calcul nous indique qu'elle est d'environ 600 mètres par seconde, en supposant sa densité égale à  $\frac{1}{1700}$  de celle de l'eau, et sa pression égale à celle d'une colonne d'eau de 10,30 mètres (1). Il faut se rappeler que

---

(1) 10,3 mètres d'eau = 17510 mètres de vapeur, ou  $10,3 \times 1700$ . Une pression de 17510 mètres donne une vitesse de 585 mètres par seconde.

la vitesse des fluides élastiques pour se précipiter dans un espace libre est constante, et qu'elle ne dépend nullement de leur pression qui n'influe que sur leur densité ; par conséquent, si nous supposons l'évaporatoire de M. Leslie placé dans un vide d'air parfait où se trouve un absorbant, nous devons nous figurer la vapeur d'eau s'y mouvoir avec une vitesse de 585 mètres par seconde, et disparaître vers la surface d'activité de l'absorbant aussi rapidement que si elle se précipitait dans le vide par un orifice égal à cette surface, et proportionnellement à la densité que la température lui permet d'avoir. En appliquant le calcul au cas d'une surface absorbante de 1 décimètre carré, d'une semblable surface pour l'émission de la vapeur, et d'une température constante de 12°,5, on trouve qu'en une seconde, il peut se former et se condenser 55 grammes de vapeur, ou en une minute 2100 gramm., quantité extrêmement considérable (1).

---

(1) 585 mètres = 5850 décimètres, 5850 décimètres  $\times$  1 décimètre carré = 5850 décimètres cubes = 5850 litres, ou 5,850 mètres cubes qui à 7,58 millimètres de pression, pèsent  $5,850 \times \frac{600}{100}$  grammes = 35 grammes.

Ces réflexions nous ont fait présumer que la découverte de M. Leslie pouvait avoir des applications bien plus utiles, et bien plus curieuses en la considérant comme moyen d'évaporation, que sous le rapport de la congélation. Examinons cependant quelle est son importance sous ce dernier point de vue.

La principale dépense de ce procédé est celle nécessaire pour ramener l'absorbant à sa première vertu, et pour cela il suffit de le dessécher; ce que l'on peut faire par le feu seulement; il faudra donc employer des combustibles pour enlever à l'absorbant l'eau dont il s'était emparé, laquelle est précisément toute celle qui s'est évaporée de la capsule exposée dans l'air raréfié à l'action de l'acide sulfurique, ou du sel déliquescent qu'on aura choisi: ainsi remarquons que sous ce rapport, ce moyen d'évaporation n'est pas plus coûteux que celui ordinaire.

Puisque dans le procédé de M. Leslie, la principale dépense consiste en combustibles, il faut déterminer quelle en est la quantité théoriquement nécessaire pour produire une quantité donnée de glace. On sait que le calorique de liquéfaction de 100 kilogrammes d'eau à 0° est égal à celui d'élastification de

13,3 kilogrammes de vapeur ; par conséquent en déterminant la formation de cette quantité de vapeur, on enlèvera à une masse d'eau de 100 kilogrammes à 0° tout le calorique qui la rend liquide, c'est-à-dire, qu'on la congèlerait entièrement ; mais la vapeur formée devra être condensée par un absorbant, auquel il faudra l'enlever par le feu, et l'on sait que le calorique nécessaire pour constituer ces 13,3 kilogrammes de vapeur, est égal à celui dégagé par la combustion de 1,02 kilogramme de charbon de bois ; il s'en suivra donc que cette quantité de combustible suffit pour produire 100 kilogr. de glace.

Il faut observer que dans ce calcul, nous supposons que la vapeur formée dans le procédé de M. Leslie ne contient pas plus de calorique d'élastification que si elle se produisait sous la pression atmosphérique, tandis qu'elle en contient réellement beaucoup plus à cause de son état de grande dilatation, et par conséquent la formation d'une certaine quantité de vapeur dans cette circonstance, doit produire beaucoup plus de glace que nous ne le trouvons par le premier calcul. On ignore encore quel est le calorique d'élastification pour les différentes

densités de la vapeur, mais dans l'expérience de M. Leslie, on observe bien aisément que la quantité d'eau évaporée pour la congélation d'une certaine masse est véritablement beaucoup plus petite que ne l'indique le rapport des caloriques latens de l'eau et de la vapeur.

Cependant la quantité considérable de glace que l'on peut théoriquement espérer, est certainement bien supérieure à celle que l'expérience réalisera; il y aura des inconvénients à vaincre; le calorique extérieur viendra rapidement rendre inutile la vaporisation d'une partie de l'eau, mais les enveloppes dont nous avons parlé pourront garantir en partie l'eau froide de cette affluence nuisible de calorique, et comme le calcul nous offre la glace à un prix très-modique, que d'ailleurs on peut substituer au charbon de bois la houille, dont l'effet est moins cher, il n'est pas moins certain que le procédé de M. Leslie peut devenir usuel; et si l'on n'obtient pas réellement 100 kilogrammes de glace par la combustion de 1 kilogramme de charbon, c'est-à-dire avec une dépense de 6 centimes, on en aura bien une quantité suffisamment considérable pour indemniser de cette faible dépense.



Le vide dans lequel il faut placer l'eau qui doit devenir glace, n'est pas non plus un objet important ; il faut d'abord remarquer que la grandeur de ce vide n'est pas une quantité qui soit entrée pour rien dans la théorie que nous avons développée de l'opération, et que le plus petit espace vide réservé autour des matières en action suffit pour la permettre ; il y a cependant pour obtenir l'effet le plus prompt possible, une condition à remplir ; c'est que l'espace qui sépare le vase congélateur de l'absorbant, doit toujours offrir une étendue suffisante pour permettre la circulation la plus libre à la vapeur ; on voit aisément que le cas le plus favorable serait celui où le tuyau qui doit transporter la vapeur aurait une section égale à la surface d'émission de cette vapeur, ou à celle d'activité de l'absorbant ; mais dans ce cas même, la grandeur du vide ne pourrait pas être un obstacle au succès pratique du procédé de M. Leslie, parce que ni la dépense d'action mécanique, ni celle de la machine pneumatique ne méritent de considération.

Ainsi bientôt on verra probablement des appareils de congélation, dont l'usage sera assurément fort utile et fort agréable, sur-tout

dans les campagnes où l'isolement des habitations ne permet pas souvent de faire les frais d'une glacière ordinaire, et dans les pays chauds où la rareté de la glace est souvent si grande.

Mais c'est comme moyen d'évaporation que la découverte de M. Leslie peut avoir des avantages bien grands et bien nombreux. Pour les affirmer nous n'avons pas besoin d'en appeler à de nouvelles expériences, parce que nous en connaissons de fort anciennes et bien certaines, qui avaient en quelque sorte réalisé d'avance tout ce que l'on peut maintenant espérer de l'idée de M. Leslie. Ces expériences sont dues à l'illustre Montgolfier; elles faisaient suite à celles dont nous avons parlé dans les Annales de Chimie (N<sup>o</sup>. 226, octobre 1810), en décrivant l'évaporatoire mécanique que ce grand physicien avait exécuté avec tant de succès.

Nous avons dit, que dans cet évaporatoire, où le calorique employé était seulement une portion de celui qui fait la température de l'air atmosphérique, les jus de fruits étaient facilement amenés sans le secours du feu à l'état sirupeux, et qu'alors ils formaient des confitures naturelles d'un goût très-agréable,

et d'une conservation facile ; nous avons proposé l'appareil de Montgolfier pour la concentration du jus de raisin et du vesou de la canne à sucre ; il serait sur-tout d'une application bien avantageuse à l'évaporation du suc de la betterave qui est si peu chargé de matière sucrée.

Montgolfier quoique bien content des résultats que lui donnait son évaporatoire, avait désiré porter bien plus loin la dessiccation des substances qu'il voulait conserver. Son grand projet de concentrer le moût de raisin pour le transporter, et ne faire le vin que dans les lieux de consommation, ce projet, disons-nous, lui souriait bien davantage dans l'hypothèse où le moût pourrait être amené à l'état sec et ne serait plus susceptible de couler ; ce qu'il n'est pas toujours possible d'obtenir par le vent artificiel même échauffé ; le poids du moût aurait été encore bien réduit, sa bonne conservation aurait été encore plus certaine, et l'on aurait eu de plus la plus grande facilité pour les expéditions lointaines. ●

Cette opération en apparence si difficile d'évaporer les jus de fruits sans le secours d'une haute température, jusqu'au point de les rendre assez durs pour se briser sous le

marteau , n'avait pas effrayé Montgolfier ; bien pénétré de la véritable théorie de la chaleur , il en avait fait une application heureuse à ce problème ; mais le procédé lui semblait généralement trop coûteux , et par conséquent ne le satisfaisait pas.

Il exposait toutes les matières qu'il voulait dessécher dans le vide de la machine pneumatique , et faisait jouer continuellement la pompe de cette machine ; on conçoit que chaque coup de piston enlevant une grande partie de la vapeur d'eau qui remplissait le récipient , il s'en formait de nouvelle aux dépens de la substance humide qui devenait très-sèche après un certain tems. Les jus de fruits et le lait donnaient des résidus très-durs et d'une saveur très-agréable , qui plairait sans doute à tout le monde , plus encore pour son agrément réel que pour sa nouveauté.

Si Montgolfier avait connu le procédé de M. Leslie pour hâter l'évaporation dans un air raréfié , il en aurait bien promptement fait l'application à cet objet qu'il regardait comme si important , la conservation des substances alimentaires sans addition de sel ou de sucre , et sans l'action du feu qui les dénature si complètement. Nous nous

regardons comme obligés, par la confiance qu'il avait en nous, à publier ses expériences avec l'amélioration que l'idée heureuse de M. Leslie nous permet d'y ajouter.

Le procédé de Montgolfier était, comme nous avons dit, trop coûteux; le desséchement ne se faisait qu'à force de coups de piston. Il fallait une trop grande dépense de puissance mécanique pour déterminer la formation de la vapeur; mais M. Leslie nous offre le moyen de surmonter cette difficulté, et la dépense qui reste à faire ne mérite presque plus de considération, puisqu'elle n'excède guère celle que l'on peut faire par le feu.

En effet, M. Leslie au lieu de renouveler continuellement par un moyen mécanique le vide dans lequel il expose l'eau qu'il veut évaporer, et qui par suite se congèle, le fait beaucoup mieux par l'action d'une substance absorbante placée dans le même espace vide. Cette substance reprenant toute sa vertu par le desséchement qu'on en fait par le moyen du feu, comme nous l'avons déjà dit, il suit que nous pouvons substituer les combustibles à l'action mécanique que dépensait Montgolfier; c'est-à-dire, que ce nouveau moyen d'évaporation rentre précisément dans

le système d'économie où l'art et la nature nous ont placés ; système qui veut qu'il soit aujourd'hui avantageux d'échanger de la vapeur d'eau , c'est-à-dire des combustibles contre de *l'action mécanique*.

Nous voilà donc possesseurs d'un moyen de dessécher complètement tout ce que nous voudrions dans une température inférieure à celle ordinaire de l'atmosphère , et sans être obligés à une dépense sensiblement plus grande que celle que l'on fait par le feu. Nous pouvons donc porter facilement tous nos alimens à un état de très-grande siccité ; c'est-à-dire , en diminuer le poids souvent de plus des  $\frac{3}{4}$  , et les rendre susceptibles d'une très-longue conservation sans perdre sensiblement de leurs bonnes qualités.

Les doutes à cet égard ne seraient pas fondés , les résultats de Montgolfier ont été obtenus sur plusieurs milliers de matières dans son petit bâtiment de graduation , et sur des quantités aussi fort considérables dans le récipient de la machine pneumatique ; la principale expérience de M. Leslie est répétée , et d'ailleurs M. Gay-Lussac nous en a encore indiqué une autre , dont les résultats s'accordent parfaitement avec nos affirmations. Il avait suspendu pendant

quelques jours sous une cloche de verre un assez gros morceau de bœuf ; le plan sur lequel reposait la cloche était couvert de muriate de chaux concret ; ce sel devint promptement liquide, la viande se dessécha beaucoup, elle fut gardée deux mois, puis servit à faire du bouillon qui se trouva très-bon ; le bœuf même était fort agréable et se coupait bien. Si un absorbant a eu autant d'effet sur de la viande placée à une certaine distance de lui, malgré la pression de l'atmosphère et l'obstacle de l'air enfermé dans la cloche, à plus forte raison l'effet sera bien plus prompt et bien plus grand, quand l'action aura lieu dans un air très-raréfié.

Ainsi, non-seulement on peut appliquer le procédé que nous proposons à la dessiccation des jus de fruits et du lait, comme Montgolfier avait fait ; mais on peut l'employer très-utilement pour toutes les viandes, les poissons, les fruits, les plantes et tant d'autres objets, dont l'usage peut devenir si agréable et si utile, particulièrement dans la marine, et pour les approvisionnemens des places fortes ou des armées en campagne.

Cet art nouveau que Montgolfier a commencé, et que la découverte de M. Leslie nous permet de perfectionner, offrira sans

doute de bien grandes ressources pour la conservation et le bonheur de notre espèce, et il faut espérer que quelques esprits justes et entreprenans en verront bien la possibilité et toute l'étendue. Que l'on veuille bien considérer toutes les données de ce problème important de dessécher à une basse température, et l'on verra que réellement la science ne refuse rien, qu'elle promet même une facile exécution (1).

Par exemple, on pourrait croire au premier coup-d'œil qu'il serait impossible d'obtenir une évaporation abondante dans un vase de médiocre grandeur, parce que dans l'expérience de M. Leslie, le fourneau qui donne le calorique étant l'atmosphère dont la température est fort basse, il ne peut pas en arriver en peu de tems une quantité capable de constituer beaucoup de vapeur; mais cet inconvénient disparaît complètement, si au lieu d'éloigner l'absorbant de l'évaporatoire on en enveloppe celui-ci; alors

---

(1) L'inconvénient le plus difficile à vaincre sera probablement le boursoufflement des liquides qui serait très-grand, si on voulait que l'évaporation fût trop rapide.



la vapeur qui vient se condenser autour de l'évaporatoire y laisse libre le calorique qui entrait dans sa composition ; celui-ci pénètre les parois du vase pour servir de nouveau à former d'autre vapeur ; ce qui occasionne une circulation de calorique aussi jolie, aussi singulière qu'utile à l'objet que l'on a en vue.

Le succès le moins certain de notre procédé est celui de la fabrication du vin avec le moût de raisin desséché et conservé longtemps. On est porté à croire que la qualité de ce vin sera toujours bien inférieure à celle du vin fait immédiatement après la vendange ; cependant Montgolfier avait fait deux barriques de fort bon vin avec du moût de raisin du pays de Vaud , qui y avait été desséché , puis de là transporté à Voiron , près Grenoble ; et si l'on veut bien considérer que la dessiccation du moût ayant lieu à froid avant sa fermentation , il ne peut que perdre très-peu de son arôme et rien de son alcool qui n'est pas formé ; si l'on veut donc considérer ces avantages de l'évaporation à une basse température , on pourra au moins espérer quelques produits agréables ; mais encore quand ce procédé ne serait point applicable aux vins fins , s'il

l'était aux vins ordinaires ce serait un bien grand avantage, parce que la consommation en est infiniment plus grande.

Quoi qu'il arrive, il ne peut manquer de devenir très-intéressant, puisqu'il donnera certainement aux habitans du Nord une boisson bien meilleure, et bien plus spiritueuse que la bière. On pourra d'ailleurs employer le moût de raisin séché à froid, à faire l'eau-de-vie et le vinaigre, dont on a besoin dans les pays septentrionaux, et l'on évitera par là d'énormes frais de transport et de très-grands risques.

Nous avons sous les yeux un grand exemple de cette utile opération; ce sont les grandes distilleries d'Ecosse et d'Angleterre qui fabriquent d'immenses quantités d'eau-de-vie avec du vin, que donne la fermentation du sucre brut de la canne, qui bien évidemment convient beaucoup moins à cette fabrication que le moût de raisin, dont le parfum ajoute beaucoup à la valeur de l'eau-de-vie, et dont c'est l'emploi ordinaire.

Nous pouvons citer encore une application bien simple et bien utile de l'évaporation dans le vide et par absorption; c'est le desséchement de la poudre à canon; non-seulement on éviterait bien par ce moyen

tous les dangers que l'on peut courir en employant le feu d'une manière quelconque, puisque loin d'avoir besoin d'échauffer la poudre, sa température s'abaisserait beaucoup; mais l'appareil nécessaire pour dessécher cette matière si dangereuse, n'exigerait presque aucuns frais comparativement à ceux employés jusqu'à ce moment.

Quoique nous ayons dit que ce nouveau procédé d'évaporation dans le vide soit assez peu dispendieux pour être appliqué à une infinité d'opérations; cependant il faut se rappeler qu'il coûtera toujours plus que celui du feu, et, puisque l'évaporatoire mécanique décrit par nous dans les Annales de Chimie (octobre 1810) offre de l'avantage sur le feu: il suit que dans les circonstances où l'on voudra dessécher des substances accompagnées de beaucoup d'eau, il faudra d'abord employer le courant d'air pour obtenir une première concentration; puis, quand on l'aura portée jusqu'au point où l'air cessera d'avoir de l'action, on exposera, s'il est nécessaire, les substances encore humides à l'action d'un absorbant dans un air raréfié, ce qui les amènera au plus haut point de siccité désirable.

Ces vues nouvelles sur l'évaporation méritent  
*Tome LXXVIII.*

tent un bien plus grand examen, une discussion bien plus sévère que celle à laquelle nous venons de nous livrer; l'importance des résultats est si grande, la civilisation peut en recevoir de si bons effets, que nous faisons des vœux bien ardents pour voir bientôt quelques personnes convaincues de ces vérités, s'adonner au nouvel art dont nous jetons ici les premiers indices.

On considère une nouvelle navigation comme un très-grand bien, on y sacrifie des sommes énormes; cependant il est rare que cette amélioration dans les facilités de transport offre un avantage de plus de moitié; et si nos souhaits se réalisaient, si le procédé que nous proposons obtenait un grand succès commercial, on ferait sur le transport de quelques objets de grande consommation une économie souvent des trois quarts, et quelquefois de plus des cinq sixièmes; c'est donc véritablement un objet du plus grand intérêt.

---

## RECHERCHES

*Sur les avantages du café cru, pour  
remplacer le quinquina, considéré  
comme fébrifuge et comme anti-  
septique ;*

PAR M. GRINDEL, conseiller aulique,

Médecin de la cour impériale de Russie, Professeur  
de chimie, etc.

*Extrait de la Bibliothèque médicale* (1) ; par  
M. GUYTON-MORVEAU.

C'est tout à-la-fois par la chimie, et au lit  
des malades que M. Grindel s'est convaincu  
que pour que le *tannin* et la *gèlatine ani-  
male* puissent remplacer le quinquina, il  
faut que ces deux principes soient non-  
seulement réunis, mais aussi modifiés et  
combinés d'une manière particulière.

Il contredit formellement l'assertion de

---

(1) Cahiers d'octobre et décembre 1810, t. XXX,  
pag. 96 et 411 ; et d'avril 1811, t. XXXII, pag. 116.

M. Séguin, que les sels martiaux ne décomposent pas les meilleures sortes de quinquina ; et il s'est assuré qu'une décoction de bon quinquina est décomposée sur-le-champ par les sels martiaux, dans lesquels l'oxide de fer prédomine. Le sulfate de fer opère cette décomposition, lorsque le mélange a été laissé quelque tems à l'air libre. Si l'on y ajoute une dissolution alcaline, elle donne un *précipité vert*.

Le muriate de fer brun produit également tout de suite un beau précipité vert, lorsqu'on le mêle à une légère infusion de quinquina.

Ainsi, suivant M. Grindel, les bons quinquina ne contiennent point de tannin, mais un acide particulier qu'il nomme *acide kinique*, et un *gluten végétal azoté*.

Il est encore disposé à y admettre un principe volatil que lui font soupçonner l'inertie que contracte à la longue le kina en poudre non renfermé, et les effets de son application extérieure en sachets ; mais ce principe est jusqu'à présent inappréciable par la chimie.

Voici les expériences sur lesquelles il fonde la supériorité du café cru, sur tous les autres succédanés du quinquina.

*RÉSULTATS comparés de l'effet des réactifs.*

*Sur le quinquina.*

1°. La décoction mêlée avec des sels martiaux sur-oxidés, donne sur-le-champ un *précipité vert*. Le tannin donne un précipité bleu-noirâtre.

2°. Mêlée avec une dissolution de colle, cette décoction ne donne point de précipité. Preuve de l'absence du tannin.

3°. Avec les carbonates alcalins concentrés, point de précipité. Dono point de tannin.

4°. Mêlée avec une décoction de noix de galle ou d'écorce de chêne, elle donne un *magma caséux*. Preuve de la présence d'un *gluten*.

5°. L'acide kinique est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

6°. Les acides rougissent la décoction du quinquina.

*Sur le café cru.*

1°. Une décoction légère mêlée avec du muriate de fer brun, donne un *précipité vert* absolument semblable. Le mauvais café donne un précipité noirâtre.

2°. Point de précipité dans la dissolution de colle. Preuve de l'absence du tannin, qui n'y est produit que par la torréfaction.

3°. Même effet, même conséquence.

4°. Mêlée avec une dissolution de tannin, elle donne un *magma caséux*. Le café cru tient donc du *gluten*. Il est si *azoté* qu'on en retire, par la distillation à siccité, du carbonate d'ammoniaque concret.

5°. Il en est de même de l'acide obtenu du café brut.

6°. Ils produisent le même changement dans la décoction du café.

Le café brut contient peu de résine.

Le muriate d'étain décompose, à la vérité, la décoction du bon quinquina; mais les acides gallique et kinique la décomposent de même sans changement de couleur.

Une décoction de café cru colorée en vert redevient claire par les acides; le *kinate vert de fer* se trouvant redissous.

M. Grindel a soumis sans succès aux mêmes expériences un très-grand nombre de substances végétales indigènes; d'où il infère qu'il est réservé aux pays chauds de produire l'acide kinique. Il existe, dit-il, dans la *gomme kino*, dans le cachou et dans le café non torréfié.

L'auteur indique cinq différentes manières d'administrer le café cru, comme remplaçant le quinquina.

1°. *En infusion* du café concassé. Il ne l'a trouvé efficace que dans les affections rhumatismales.

2°. *En décoction aqueuse*. Elle a obtenu la préférence des médecins. On la prépare en faisant bouillir à un feu très-moderé, une once de café brut concassé dans trois livres d'eau, jusqu'à réduction à une livre. La colature qui reste brune et mucilagineuse



tant qu'elle est chaude, se clarifie en refroidissant, et devient verte étant exposée à l'air sur un plat. Le résidu séché lentement devient également vert, et donne par la torréfaction une boisson très-amère.

3°. *En extrait.* Il est aussi très-efficace. On retire souvent d'une livre au-delà de trois onces et demie qu'on épaisse au bain-marie, jusqu'à consistance de sirop. Il a le même goût que la décoction, donne une odeur d'extrait de chiendent assez agréable, et verdit à l'air lorsqu'il est dissous dans l'eau.

4°. *En poudre.* Pour l'obtenir en cet état, il faut l'exposer, à peine couvert d'eau, à un feu doux, où on le fait macérer et sécher lentement; après quoi on le porte encore un peu humide dans un four modérément chauffé, pour en achever la dessiccation, ayant attention de le retirer avant la torréfaction: alors il peut être pulvérisé facilement, ou même passé au moulin portatif ordinaire.

5°. *En gelée.* C'est une des meilleures manières de le préparer. On fait cuire le café brut en gelée dans un pot à la Rumford, et on le fait ensuite dissoudre dans suffisante quantité d'eau pour l'administrer.

Les doses de ces préparations sont à-peu-près les mêmes que celles des préparations analogues du quinquina, dans les différentes circonstances. Il est rare, dit l'auteur, qu'il ait fallu plus d'une once de poudre pour la guérison des fièvres intermittentes les plus rebelles. Il rapporte plusieurs observations faites à l'établissement clinique de l'université impériale de Dorpat, et dans sa pratique civile, ou qui lui ont été communiquées par plusieurs de ses confrères qui l'ont employé avec succès dans diverses affections asthéniques; observations qui concourent à prouver l'accord de l'expérience médicale avec les principes de la chimie sur les qualités d'un vrai succédané du quinquina. Il annonce enfin qu'il ne tardera pas à publier un traité plus détaillé sur cette découverte.

---

## RECHERCHES

*Sur l'emploi du sulfate de fer, dans  
le traitement des fièvres intermit-  
tentes, etc.*

PAR M. le docteur MARC (1).

On trouve dans le *Moniteur* du 25 avril, un extrait assez étendu de cet ouvrage, par M. Keraudren, médecin en chef de la marine, dont voici les principaux résultats.

« On n'était pas encore parvenu à trouver une substance qui possédât à un certain degré la propriété éminemment fébrifuge de l'écorce du Pérou....; M. Marc se trouvant dans des circonstances où le prix du quinquina ne lui permettait pas de le prescrire, et considérant que le sulfate de fer avait été souvent utile pour dissiper les engorgemens

---

(1) A Paris, chez *Crochart*, libraire, rue de l'École de médecine. Brochure in-8°. de 62 pages.

atoniques ; que les fièvres intermittentes automnales qui attaquent des individus , à-la-fois accablés de travail et d'indigence , peuvent céder même complètement à l'action des seuls excitans , soutenus par un régime anti-septique ; essaya de l'employer pour modérer au moins la marche de ces fièvres , et leur durée : les effets ont surpassé son attente. Plusieurs autres médecins l'ont prescrit depuis avec le même succès. La dose ordinaire est d'un gros ( 38 décigrammes ) par jour , dissous dans une pinte d'eau ( environ 1 litre ) que l'on divise en quatre prises (1).

M. Keraudren pense que ce remède pourrait aussi être employé comme prophylactique dans les pays où les fièvres intermittentes

---

(1) Il se trouve quelquefois dans le commerce , sous le nom de vitriol vert ou de couperose , du sulfate de fer tenant du sulfate de cuivre ; on sent combien il est important de s'assurer de sa pureté , lorsqu'il s'agit de l'administrer intérieurement ; on doit encore éviter de l'employer en état d'efflorescence , qui étant l'effet d'une suroxygénation , annonce un changement de rapports de ses principes constituans , et par conséquent de ses propriétés.

sont habituelles (1), en en modérant la dose jusqu'à trois grains ( 15 ou 16 décigrammes ) par litre ; ce qui ne ferait , dit-il , qu'une dépense de quelques centimes. Il propose enfin de s'en servir pour corriger le goût et les mauvaises qualités des eaux saumâtres.

---

(1) On voit qu'il est encore des pays où la méthode préservatrice , par le gaz acide muriatique oxigéné , est encore inconnue , malgré les nombreuses observations de son efficacité publiées par les médecins des hôpitaux et des armées , et la sollicitude du Gouvernement pour en étendre l'application.

G. M.

---

## ANNONCES.

*Traité de Pharmacie théorique et pratique* (1); par J.-J. *Virey*, pharmacien en chef à l'hôpital militaire de Paris, membre de plusieurs Sociétés savantes, etc.

*Extrait par M. DEYREUX.*

Cet Ouvrage en deux volumes in-8°. de plus de 400 pages chacun, est divisé en huit Livres.

Le 1<sup>er</sup>. livre est consacré à un Discours préliminaire dans lequel, après avoir traité de l'origine de la pharmacie et des progrès qu'elle a faits, à mesure que les connaissances d'histoire naturelle, de chimie et de botanique se sont accrues; l'auteur propose des vues nouvelles sur le perfectionnement de l'art pharmaceutique, et indique les études auxquelles les jeunes pharmaciens doivent spécialement se livrer.

Ce premier livre est terminé par un précis de matière médicale, ou d'histoire naturelle des médicamens simples, tirés des trois règnes.

Dans le second livre, M. *Virey* traite des lois générales de la composition et de la décomposition des corps; il présente aussi des tableaux des principales affinités électives, dont la pharmacie pratique peut

---

(1) A Paris, chez *Rémont*, libraire, rue Pavée, n°. 11, près du quai des Augustins; et chez *Ferra* aîné, libraire, rue des grands Augustins, n°. 11.

avoir besoin dans ses diverses opérations. Viennent ensuite des détails sur les réactifs dans le cas d'empoisonnement, pour reconnaître la nature des poisons ; et enfin un exposé des principes immédiats des végétaux.

Le troisième livre a pour objet tout ce qui a rapport à l'officine du pharmacien, c'est-à-dire, aux instrumens qui lui sont nécessaires, ainsi que la manière des les employer.

Les 4<sup>e.</sup>, 5<sup>e.</sup>, 6<sup>e.</sup> et 7<sup>e.</sup> livres sont consacrés à la description des procédés qu'il faut suivre pour préparer différens médicamens de l'espèce de ceux qu'on désignait autrefois sous le nom de médicamens galéniques ; tels que les poudres, les extraits, les électuaires, les sirops, les emplâtres, les onguens, les teintures, etc. \*

Enfin, dans le huitième livre l'auteur s'occupe spécialement des préparations chimiques usitées en pharmacie. Il les fait précéder de quelques notions générales, relatives à plusieurs des agens naturels qui ont une influence marquée sur les produits qu'on obtient ; tels sont la lumière, l'hydrogène, l'oxygène, l'azote et le carbone ; il considère aussi ces derniers dans l'état gazeux et dans l'état de combinaison avec différens corps.

L'eau, ce fluide si généralement répandu, et dont la nature se sert si fréquemment dans ses opérations ; l'eau, dis-je, fait le sujet d'un examen particulier. M. Virey parle de ses différens états, de sa composition, de sa décomposition et de sa récomposition ; il détermine les caractères de celles qui sont potables, et de celles qui méritent le nom d'eaux minérales ; il

indique comment on peut procéder à l'analyse de ces dernières, et comment aussi on peut les imiter.

La chimie minérale, végétale et animale sont ensuite traitées particulièrement. L'auteur a rassemblé dans chacun des articles qui concernent ces trois espèces de chimie, tout ce qui lui a paru devoir intéresser le pharmacien, et contribuer à lui rendre plus facile l'exécution de toutes les opérations qui sont de son ressort.

On peut d'après ce qui précède, se former une idée générale du plan que M. Virey a adopté pour composer son ouvrage. Il est facile de voir que ce plan diffère de celui des auteurs, qui avant lui ont écrit sur la pharmacie. Convaincu des avantages qui peuvent résulter pour le pharmacien de réunir la théorie à la pratique, il a fait marcher de front ces deux parties de la science. A la vérité, il n'a donné que des généralités sur la partie théorique; mais ces généralités sont suffisantes pour éclairer le pharmacien, et lui faire naître le desir de se procurer des connaissances plus étendues, en étudiant les auteurs qui spécialement ont écrit sur la chimie.

M. Virey déjà connu avantageusement par plusieurs ouvrages très-intéressans qu'il a publiés sur différentes matières, a donné dans le Traité que nous annonçons de nouvelles preuves de son savoir, et nous n'hésitons pas d'assurer que quoique ce Traité ait pour but principal de contribuer à l'instruction des jeunes pharmaciens, il deviendra encore utile aux médecins, et généralement à tous ceux qui s'occupent des différentes parties de l'art de guérir.



*Pharmacopée générale à l'usage des pharmaciens et des médecins*; par L.-V. *Brugnatelli*, médecin de Paris, etc. — Traduit de l'italien, avec des Notes; par M. *Planche*, pharmacien de Paris, et membre de plusieurs Sociétés savantes (1).

L'ouvrage que vient de traduire M. *Planche*, me paraît devoir être d'autant plus utile, qu'il annonce moins de prétention. Quoique cette Pharmacopée ait été faite à l'usage des médecins et des pharmaciens du royaume d'Italie, elle sera consultée avec avantage par les Français. On y trouvera les procédés les plus simples, les plus expéditifs et les plus sûrs pour préparer avec succès les différentes compositions pharmaceutiques et chimiques.

Cette Pharmacopée est sous la forme de dictionnaire. L'auteur traite d'abord des végétaux, et des parties des végétaux que l'on conserve dans la pharmacie, pour l'usage médical; viennent ensuite les substances animales les plus usitées en médecine, avec de courtes indications de leur nature et de leurs propriétés. La seconde partie qui est la plus étendue, présente les opérations, les instrumens pharmaceutiques, et les compositions.

Le traducteur a fait des additions importantes à cet ouvrage, il a tâché de compléter le travail de l'auteur, en ajoutant l'analyse chimique qui a été faite sur beaucoup de substances. M. *Planche* a aussi remplacé le tableau comparatif des poids anciens et des nouveaux par une instruction plus complète de M. *Chaussier*; instruction qui renferme de plus, toutes les abréviations latines, etc., que les médecins emploient dans leurs

---

(1) Deux vol. in-8°. A Paris, chez D. *Colas*, imprim.-libr., rue du Vieux Colombier, n°. 26, faubourg Saint-Germain.

formules. On y trouvera des remarques sur les procédés opératoires, et les résultats d'analyses des eaux minérales les plus employées en France, ainsi que les formules proposées ou suivies pour leur imitation. On doit encore au traducteur, d'avoir substitué à la gravure originale la forme de plusieurs vaisseaux qu'on exécute mieux en France qu'en Italie. Il a donné la description et la figure d'un serpentín à boule, d'un condensateur à cylindre; celles de l'entonnoir à robinet, de M. Boullay, pour la préparation de l'éther phosphorique, etc.; celles d'un nouveau réservoir à gaz, d'un appareil de compression pour la fabrication des eaux acidules gazeuses; celles d'un appareil pour dégager et recueillir l'acide carbonique; enfin la figure de deux autres appareils pour la préparation des éthers et du carbonate d'ammoniaque.

Le traducteur a aussi ajouté à la fin du 2<sup>e</sup>. volume, une série de préparations magistrales et officinales, dont plusieurs se prescrivent souvent, mais ne sont pas assez généralement connues des médecins ou pharmaciens; et il termine par une table de solubilité des sels, traduite des *Éléments de chimie* de Brugnatelli, et une autre table exprimant les degrés aréométriques, et les pesanteurs spécifiques de différens mélanges d'acide sulfurique et d'eau, par M. Vauquelin.

On doit voir par ce court exposé, que M. Planche n'a rien négligé pour rendre cette *Pharmacopée* utile à tous ceux qui cultivent les sciences médicales.

Cet ouvrage est écrit avec beaucoup de précision et de clarté; on y trouve tout ce qu'il est important de savoir sur chaque opération, et rien de plus. Point de dissertation superflue, point de théorie hasardée, et ce n'est pas là son moindre mérite. B.-L.

---

---

# ANNALES DE CHIMIE.

30 Juin 1811.

---

---

## SUITE DU MÉMOIRE

*Sur les proportions déterminées dans  
lesquelles se trouvent réunis les élé-  
mens de la nature inorganique;*

PAR M. L. BERZELIUS.

Traduit du suédois.

### X. *Sulfate de fer.*

Le sulfate de fer cristallisé, obtenu par la solution de sulfure de fer dans l'acide sulfurique étendu d'eau, a été pilé en poudre grossière, délayé d'eau, et puis mis en digestion avec un peu d'esprit-de-vin pour séparer tout l'acide sulfurique libre. Le sel a été desséché entre du papier brouillard, et l'ayant frotté et enlevé en soufflant ce qui

*Tome LXXVIII.*

15

en était effleuri, j'en ai exposé 10 grammes dans une corne de verre à une bonne chaleur; qui pourtant n'allait pas jusqu'au feu rouge. Il y perdit 4,63 grammes d'eau. J'espérais que, si toute l'eau pouvait être enlevée, je pourrais faire l'estimation de l'oxygène dans l'oxidule qui était entré en combinaison avec l'acide sulfurique, par l'analyse du sel desséché; mais ayant plusieurs fois répété cette expérience avec des résultats différens, je m'apperçus, qu'avec la dernière portion de l'eau, il s'envole aussi une partie de l'acide, réduit en acide sulfureux.

a) 9 grammes de sel cristallisé et lavé ont été dissous dans l'eau, mêlés d'acide nitrique à grand excès, et laissés à bouillir pour oxider complètement l'oxidule, après quoi le liquide a été précipité par le muriate de baryte. Le précipité lavé et rougi pesa 7,685 grammes, et répond à 2,613 d'acide sulfurique, ou 1,06 de soufre. La liqueur précipitée a été débarrassée de la baryte par l'acide sulfurique, après quoi elle a été précipitée avec l'ammoniaque caustique. Elle a donné 2,59 grammes d'oxide de fer rouge, qui égalent 1,796 de fer, ou 100 parties de fer avaient été réunies à 59 parties de soufre.

b) 10 grammes de sulfate de fer traités de même, donnèrent 8,5 grammes de sulfate de baryte rougi, et 2,87 grammes d'oxide de fer. Le premier poids répond à 2,89 grammes d'acide sulfurique, et 1,172 de soufre, et le dernier à 1,99 partie de fer, ou 100 parties de fer avaient pris 58,9 parties de soufre.

c) Comme dans ces deux expériences, le sulfate de baryte, malgré tout l'excès d'acide, avait entraîné une partie d'oxide de fer, qui donna à la masse une couleur tirant sur le jaune; je changeai l'expérience de manière que le fer fût d'abord précipité, et puis l'acide sulfurique. 10 grammes de sulfate de fer me donnèrent de cette manière 2,935 grammes d'oxide de fer rouge, et 8,7 gram. de sulfate de baryte. Les premiers indiquent 2,035 grammes de fer, et les derniers 2,958 grammes d'acide sulfurique, ou 1,1997 de soufre, ou encore 100 : 58,9. Ces expériences prouvent donc que le sulfate d'oxide de fer contient le soufre, et le fer dans les mêmes proportions relatives, que le sulfure de fer au *minimum*. La petite différence de 0,15 de soufre de trop, peut bien être due à de petites incorrections dans les données pour le calcul, par exemple, de trop

de soufre dans le sel de baryte, ce que nous avons prévu comme assez probable.

Thenard a fait l'exposition de six différens sels de fer avec l'acide sulfurique (Annal. de Chim., tom. LVI, pag. 59), et entre eux d'un sel acidule, qui devait être composé d'oxidule de fer avec l'acide sulfurique à l'excès, et qu'on obtiendrait en versant de l'acide sulfurique concentré dans une solution de sulfate d'oxidule de fer neutralisé. Quoique j'eusse vu plusieurs fois, que les acides précipitent les sels de leurs solutions, sans que le précipité en devienne acidule, par exemple l'acide muriatique, versé dans le muriate de baryte ou dans le muriate de cuivre, je résolus pourtant de soumettre cette matière à un examen ultérieur. Le sel blanc que j'obtins en grains fins fut lavé avec de l'eau et de l'esprit-de-vin, pour le séparer de la lessive acidule, et desséché. Dissous dans l'eau, il donna les mêmes proportions des parties constituantes que le sel neutralisé, et évaporé à cristallisation dans une cornue, il donna des cristaux pareils. En peu de mots, le sulfate acidule d'oxidule de fer de Thenard n'était autre chose que le sel neutralisé, précipité par l'acide, et décoloré, parce qu'il était en poudre.

Ainsi, il n'y avait point dans une seule combinaison un sel qui répoudrait au sulfure de fer au *maximum*. Thenard regarda le sel neutralisé, examiné par moi comme acidule, quoique au-dessous de celui qui était précipité par l'acide, et adopte un sel neutralisé, couleur d'émeraude, qu'on obtiendrait en bouillant de l'acide sulfurique avec de la limaille de fer en excès. Le sulfate de fer, dont je me suis servi pour l'analyse, avait été si longtems bouilli avec la limaille de fer, que celle-ci en avait été attaquée, et pourtant je n'obtins pas le sel vert d'émeraude.

J'ai depuis mis en digestion dans un vaisseau ouvert une solution de sulfate d'oxidule de fer neutralisé, pendant plusieurs jours, et j'y ai mis de l'eau à mesure qu'elle s'évaporerait. Pendant cela une poudre jaune s'est précipitée; le sel restant a cristallisé en rhombes obliques, couleur d'émeraude. Je ramassai une partie de ce sel; je fis bouillir le reste avec l'acide nitrique, et l'exposai enfin dans un creuset de platine à une chaleur qui approchait du feu rouge. La masse purgée d'acide nitrique a été dissoute dans l'eau, et a laissé une portion d'une poudre rouge, que je trouvai être du sulfate d'oxide de fer

sursaturé de base. La solution a été évaporée à siccité, et chauffée dans le creuset de platine pour chasser toute l'eau. Elle pesa 5,7 grammes; dissoute dans l'eau, elle laissa de nouveau une portion de sel avec excès de base (dont l'acide avait été chassé avec l'eau de cristallisation), et qui pesa après la calcination 0,24 grammes. La solution dans l'eau fut d'abord précipitée avec l'ammoniaque caustique, et puis avec le sel de baryte. L'oxide de fer rouge calciné pesa 2,16 grammes, et répond à 1,498 grammes de fer pur. Le sel de baryte rougi pesa 9,7 grammes, et répond à 3,3 grammes d'acide sulfurique, qui contiennent 1,335 de soufre, ou 100 parties de fer avaient été combinées avec 29 parties de soufre. Ceci est, à 0,5 près, 1 fois  $\frac{1}{2}$  autant de soufre, que dans le sulfure de fer au *minimum*. Ou 100 parties d'acide sulfurique avaient été combinées avec 65,46 parties d'oxide de fer. Ces 65,46 d'oxide de fer contiennent 20,1 grammes d'oxigène; ainsi, à 0,19 près, la même quantité, que nous avons trouvée être présumée dans 100 parties d'acide sulfurique. Le sulfate d'oxide de fer neutralisé est donc composé de



Acide sulfurique.	60,44 . .	100,0.
Oxide de fer. . .	39,56 . .	65,5.
	<u>100,00</u>	<u>165,5.</u>

La poudre jaune, qui pendant la digestion fut déposée du sulfate d'oxidule de fer neutralisé, et que Thenard appelle sulfate d'oxide de fer, est un sel d'oxide de fer sursaturé de base. Il fut ramassé sur le filtre, bien lavé et dissous, pendant qu'il était encore mouillé, dans l'acide muriatique pur. La solution se fit assez facilement, le sel desséché au contraire ne se dissout que par une ébullition lente. La solution a d'abord été précipitée avec l'ammoniaque caustique, qui donna 0,855 gramme d'oxide de fer rougi, et puis avec le muriate de baryte, qui sépara du sulfate de baryte, qui après la calcination pesa 0,945 gramme, et égale 0,321 gramme d'acide sulfurique. 100 parties d'acide sulfurique avaient donc été combinées avec 266 parties d'oxide de fer, et le sel sursaturé de base est composé de

Acide sulfurique. .	27,35 . .	100.
Oxide de fer. . . .	72,67 . .	266.
	<u>100,00</u>	<u>366.</u>

100 parties d'acide sulfurique neutralisant 65,5 parties d'oxide de fer, nous voyons qu'il est saturé dans le sel de fer, sursaturé de base par quatre fois autant d'oxide de fer, et qu'il suit les mêmes lois que les sels de cuivre avec excès de base. On voit de plus, que 100 parties de fer ont été combinées avec 22 parties de soufre, ce qui est  $\frac{1}{4}$  de la portion que nous avons trouvée dans le fer d'oxide neutralisé, mais qui pourtant n'a aucun rapport arithmétique aux quantités de soufre avec lesquelles le fer peut se combiner sans l'intermède d'un troisième corps. Cela prouve que dans les combinaisons des corps multipliés, la nature s'écarte sous certaines conditions des proportions déterminées pour de plus simples compositions. De plus, nous trouvons que quand les proportions des principes dans le sel d'oxidule neutralisé sont déterminées par le soufre et le fer, elles n'en dépendent pas du tout dans les sels d'oxide, mais de l'acide et de la base, et se combinent dans cette proportion, que l'acide dans le sel neutralisé prend la portion déterminée d'oxigène, et dans le fer sursaturé de base, quatre fois autant : circonstances, qui toutes dépendent de ce que l'oxide de fer ne contient pas la

double quantité d'oxigène que l'oxidule , mais seulement 1 fois  $\frac{1}{2}$  autant. C'est par cette raison que l'affinité de l'oxigène avec le fer dans l'oxide , force le soufre et le fer dans les sels d'oxide à s'unir dans une toute autre proportion , que celle dans laquelle ils cherchent originairement à se combiner. Au contraire les proportions de soufre et de cuivre dans les sels d'oxide de cuivre sont dans les mêmes proportions arithmétiques , parce que l'oxide contient deux fois autant d'oxigène que l'oxidule. Ces demi-sauts , pour ainsi dire , où le suivant n'est que 1 fois  $\frac{1}{2}$  le précédent, demanderont des chimistes pour les analyses futures de combinaisons multipliées, plus de connaissances mathématiques et plus de clarté méthodique , pour donner l'analyse mathématiquement juste , qu'il n'en aurait fallu , si ces sauts avaient été ou des duplications , ou du moins des multiplications par des nombres entiers.

J'ai remarqué qu'il se dépose du sulfate d'oxide de fer de la solution du sulfate d'oxidule de fer neutralisé , et que le sel qui cristallise après dans la lessive a une couleur d'émeraude , et la forme de rhombes obliques. Ce sel est une combinaison triple de sulfate d'oxide de fer neutralisé , et de

sulfate d'oxidule de fer neutralisé. Par la couleur jaune du premier, le bleu du dernier prend une teinte de vert plus pur. J'ai lieu de croire que ce sel est le même que Thenard regarda comme un sel d'oxidule parfaitement neutralisé. Mais si l'on en dissout les cristaux les plus réguliers dans l'eau, on obtient une solution peu verdâtre, d'où un peu d'ammoniaque précipite du sulfate d'oxide de fer avec excès de base. Le précipité est d'abord blanc ou vert, l'oxide et l'oxidule tombent ensemble ; mais après quelques minutes, le dernier précipite le premier, et le précipité devient, même dans un vaisseau fermé, le sel d'oxide jaune saturé de base. La solution du sel d'oxidule est promptement oxidée dans l'air, jusqu'à ce que le sel triple ait été formé ; après cela elle demande à être bouillie, et après plusieurs jours d'ébullition et de refroidissement alternatifs, on obtient un sel rouge, semblable au sirop, et qui mêlé avec l'ammoniaque caustique en grande quantité donne un précipité vert. C'est là le sel acidule d'acide sulfurique, et d'oxidule de fer noir, d'après Thenard. Si au contraire on ne verse que de petites portions d'ammoniaque à-la-fois, le sel n'est d'abord précipité que jaune, mais enfin on

obtient aussi le précipité vert. Par conséquent ce sel , qui ne cristallise pas, est encore une combinaison triple des deux sels de fer, ou il est à présumer que la portion de l'un, est deux ou quatre fois aussi grande que celle qui entre dans le sel couleur d'émeraude. Si ce sel est bouilli avec de l'acide nitrique, il passe à l'état du sel d'oxide, qui après qu'on a chassé l'acide nitrique, laisse une partie du sel sursaturé de base, non dissoute. La solution du sulfate d'oxidule de fer est de couleur jaune rougeâtre, et devient d'un jaune clair, lorsqu'il est étendu d'eau et mêlé d'acide, ainsi que tous les sels de fer jaunes, perdent la plus grande partie de leur couleur par un excès d'acide, sans que j'aie pu découvrir qu'il existe un sulfate d'oxide de fer acidule et sans couleur, comme le prétend Thenard (1).

Comme je n'ai point encore pu trouver de sel acidule d'oxidule de fer et d'acide sulfurique, quoiqu'il soit très-probable qu'il

---

(1) Thenard tient parmi les chimistes du tems un rang distingué, et ses résultats méritent sans doute une grande confiance. Mais c'est d'autant plus nuire à la science, quand des savans comme lui, fondés sur une expérience, qui ne peut assurément manquer

existe un sel pareil ; il n'y a donc point de sel connu de fer et d'acide sulfurique, qui réponde au sulfure de fer naturel. S'il n'existe pas, faut-il chercher là la raison pourquoi cette combinaison du soufre est si constante, et, malgré l'humidité dans nos montagnes, ne souffre point de changemens ? De même que son indissolubilité dans les acides sulfurique et muriatique étendus d'eau, est due à la circonstance que l'hydrogène dans l'eau ne peut se combiner avec le soufre que dans une seule proportion, et celle-ci est deux fois trop grande dans le sulfure de fer, comme nous allons le voir dans la suite.

### XI. *Fer et oxigène.*

L'examen des différens degrés d'oxidation du fer est d'un grand intérêt sous plus d'un rapport. Une connaissance précise en est nécessaire pour l'analyse de presque tous les minéraux, qui ne saurait être qu'inexacte,

---

à aucun chimiste, mais qui ne suffit pas pour en tirer des conclusions décisives, entreprennent, sans aucune perquisition ultérieure, d'écrire un traité systématique, qui empêche d'autres d'examiner la matière traitée, parce qu'on se fie trop aux résultats donnés.

tant qu'on n'a que de fausses proportions des élémens des oxides de fer. Bucholz ( Journ. der chem. und physik , 3 B. , 3 H. , p. 700 et suiv. ), par une série d'expériences fort intéressantes , a déjà montré cet inconvénient , et a tâché d'y remédier. Il employa pour ses travaux du fer commun en barres. Celui-ci contient une portion considérable de charbon , qui n'entrait pas dans les déterminations de Bucholz , et qui par conséquent occasionna un faux résultat.

a. *Oxide de fer.*

a) J'ai dissous 4 grammes de la corde de clavecin , n<sup>o</sup>. 6 , dans l'acide muriatique à une douce chaleur , et j'ai ramassé le gaz développé sur l'eau de pluie. Il faisait avec l'air atmosphérique dans le vaisseau , 66 p. décimaux cubiques. Le gaz a été brûlé , dans un appareil fait exprès , avec du gaz oxigène , qui pendant plusieurs jours était resté au-dessus de l'eau de chaux , et qui était purgé d'acide carbonique. Le gaz acide carbonique , produit en brûlant le gaz hydrogène , a été reçu dans l'eau de chaux , et le carbonate de chaux obtenu , ramassé sur un filtre , pesé à un degré de chaleur qui excédait un peu celui de l'ébullition de l'eau. Il pesa

0,165 gramme. Si l'on en fait l'estimation, d'après l'analyse que j'ai donnée du carbonate de chaux, qui contient 43,6 d'acide carbonique, cela indique 0,07195 d'acide carbonique, dans lequel il entre 0,02 gramme ou un demi pour cent du poids du fer. La solution dans l'acide muriatique était verdâtre, et pas tout-à-fait claire, mais elle ne déposa rien après quelques heures de repos. Elle fut mêlée d'acide nitrique, et bouillie pour oxider parfaitement l'oxidule de fer, après quoi il a été précipité par l'ammoniaque caustique. Le précipité pesa, après avoir été lavé, desséché et calciné, 5,74 grammes. Ainsi 4 grammes de ce fer avaient augmenté de 1,74 gramme de poids, ou 100 parties avaient pris 43,5 parties d'oxigène. On n'avait pas à craindre ici une augmentation de poids par les corps employés pour la solution et la précipitation, comme tous les deux étaient volatils, et, s'ils n'avaient pas été bien lessivés, auraient volatilisé une partie de l'oxide de fer. Bucholz n'ayant obtenu de 100 parties de fer que 142 parties d'oxide rouge; il faut que dans sa méthode quelques particularités aient occasionné une perte, ou que son fer ait contenu une beaucoup plus grande portion de charbon.



En déduisant dans ces expériences la portion de charbon, 3,98 grammes de fer pur avaient donné 5,74 grammes d'oxide de fer rouge; mais  $5,74 : 3,98 = 100 : 69,34$ , et l'oxide de fer est composé de

Fer. . . . .	69,34 . .	100,00.
Oxigène. . . . .	<u>30,66 . .</u>	<u>44,25.</u>
	100,00	144,25.

Cependant pour ne pas me reposer sur une seule expérience dans un point si essentiel, j'en fis les répétitions suivantes :

b) Un grand clou poli avec la lime a été partagé en plusieurs morceaux pour faire diverses expériences sur le même fer. Un de ces morceaux pesant 7,1 grammes a été dissous dans l'acide sulfurique étendu d'eau, et a donné 117 pouces cubiques de gaz, qui brûlé dans le gaz oxigène laissa 0,285 gr. de carbonate de chaux, qui répondent à 0,0344 gramme de charbon, ou pas tout-à-fait un demi pour cent. Dans la solution une poudre noire s'était déposée, qui après la dessiccation pesait 0,006 gramme, et se trouva être de la silice noircie par un peu de charbon.

c) 5 grammes du même clou ont été

dissous dans l'acide nitrique pur dans une cucurbitte pesée, évaporés à siccité et calcinés dans le même vaisseau. L'oxide obtenu pesait 8,0225 grammes, ou 100 parties du fer avaient pris 43,25 d'oxigène.

d) 3,5 grammes du clou ont été dissous dans l'acide nitro-muriatique, et précipités par l'ammoniaque caustique. Le précipité rougi pesa 5,03 grammes, ou 100 parties du fer avaient gagné 43,75 parties d'oxigène.

e) 5,6 grammes d'un gros fil d'archal poli avec la lime ont été dissous dans l'acide muriatique. Le gaz développé faisait 95 pouces cubiques, qui brûlés donnèrent 0,225 gramme de carbonate de chaux, ce qui prouve une portion de 0,0279, ou un demi pour cent (précisément  $\frac{4,97}{1000}$ ) de charbon. La solution passée par l'étamine, laissa 0,005 gramme de silice d'un gris clair. 5 grammes du même fil d'archal, dissous dans l'acide nitrique dans une cucurbitte pesée, évaporés à siccité et calcinés dans la cucurbitte, donnèrent 7,19 grammes d'oxide de fer rouge, ou 43,8 d'oxigène, sur 100 de fer.

f) 3 grammes du même fil ont été dissous dans l'acide nitrique et précipités avec l'ammoniaque caustique. Le précipité rougi pesa

4,305 grammes, ou 43,5 sur 100 parties de fer.

- Le plus grand de ces résultats fut celui de l'expérience *e*), et qui donna 44,5 parties d'oxygène sur 100 parties de fer purgé de charbon. Tous les autres diffèrent très-peu de 44,25, toute la différence étant entre  $44\frac{1}{4}$  et  $44\frac{1}{2}$ . J'ai adopté  $44\frac{1}{4}$  pourtant dans ce traité.

Ces expériences prouvent, que le plus ductile de notre fer commun contient encore du charbon, qui pourtant n'excède pas  $\frac{1}{2}$  pour cent, mais dont la quantité peut certainement varier dans un fer mal travaillé, et causer par là de mauvaises qualités dans un fer, dont on ne peut découvrir par l'analyse d'autres mélanges. La silice, ou plutôt la base de la silice, qui entre dans le fer le plus ductile, prouve de plus, que quand une mine de fer contient des oxides d'un autre métal, qui est toujours moins combustible que la base de la silice; ce métal doit entrer en combinaison avec le fer de fonte, dont il ne peut être entièrement séparé par la fabrication du fer en barre, mais reste toujours dans une certaine proportion au fer.

Il doit en être de même du soufre et du phosphore (1).

b. *Oxidule de fer.*

Il est généralement admis, que le fer n'a que deux degrés d'oxidation, l'oxide noir et l'oxide rouge, et que c'est en oxide noir (l'éthiops) que le fer est changé par la solution dans les acides ; mais plusieurs circonstances semblent contrarier cette opinion.

Par exemple, si l'on met de l'ammoniaque caustique dans une solution nouvellement faite de fer dans l'acide muriatique ou sulfurique, de manière qu'il n'y ait point d'air atmosphérique en contact avec la solution, un grand excès même d'ammoniaque ne pourra pas précipiter la quantité entière de fer. Le précipité est blanc, et le liquide retient la même couleur qu'avant la précipitation. Exposé à l'air, il se couvre immé-

---

(1) On voit par là la nécessité d'avoir à sa disposition les mines, et les fondans employés pour la fabrication du fer, quand on en veut examiner les mauvaises qualités ; parce que ces petites quantités de matières hétérogènes ne sauraient être découvertes, si on en les recherche exprès.

diatement d'une pellicule bleue, qui devient à chaque instant plus épaisse, et prend une couleur verte, et enfin jaune. L'oxidule blanc précipité est sujet aux mêmes changemens. L'explication la plus facile de ces particularités est, que le fer a 3 degrés d'oxidation, dont le blanc est le plus bas. Cet oxide se trouve dans ces solutions, et a en partie une plus grande affinité avec l'acide que l'alcali; mais aussitôt qu'il se trouve en état d'être oxidé par l'air, il devient noir ou bleu, et tombe. J'ai longtems cru que cela se passait ainsi.

Si on laisse une solution de fer dans l'acide muriatique, saturée et nouvellement faite, pour quelque tems en repos parfait, dans un haut verre cylindrique, exposée à l'air, et que l'on introduise avec un tube de verre quelques gouttes d'ammoniaque caustique à différentes hauteurs dans la solution; on trouvera le précipité au plus haut vert, plus bas bleu, puis bleu grisâtre, blanc sale; et enfin tout-à-fait blanc, selon que l'oxigène de l'air a pu pénétrer. Si l'on met de la limaille de fer en digestion avec une solution de muriate d'ammoniaque, dans un verre presque rempli et bouché, une partie du fer est dissoute dans le muriate d'ammoniaque,

le liquide devient alcalin, et précipite à l'air des oxides bleu, vert et jaune. Nul changement n'a lieu dans la solution du muriate d'ammoniaque avec les batitures de fer.

C'est apparemment sur ces principes que Thenard s'est fondé, en déclarant le précipité blanc obtenu dans ces expériences, pour le premier oxidule de fer, et comme il a cru trouver des sels (pour chaque oxide), dont chacun aurait plusieurs degrés de saturation, il en résulta ce nombre étonnant de sulfates et de prussiates de fer, qu'il a décrits dans l'endroit cité.

Par une suite d'expériences difficiles et ingénieuses, Bucholz a déterminé que l'oxigène dans l'oxidule de fer monte à 23 sur 100, ou que 100 parties de fer prennent 29,88 d'oxigène. Si l'on fait l'estimation de l'oxigène dans l'oxidule, d'après la quantité du soufre dans le fer sulfuré au *minimum*, 100 parties de fer doivent devenir oxide par 29,4 à 29,5 d'oxigène. Nous avons vu de plus, que dans le sulfate d'oxidule de fer, 100 parties d'acide sulfurique sont combinées avec une quantité d'oxidule, qui donne 99,22 parties d'oxide rouge, et qui contient 68,73 parties de fer métallique. Mais 100 parties d'acide sulfurique présupposent dans

la base dont elles sont saturées, 20,29 parties d'oxygène; et  $68,78 : 20 : 29 = 100 : 29,5$ . Ainsi voilà une nouvelle confirmation qui est assez d'accord avec les expériences de Bucholz.

J'ai fait calciner dans une cornue 10 gr. de sulfate d'oxidule de fer cristallisé à une chaleur, qui ne montait pas au feu rouge, pour chasser l'eau de cristallisation. Il perdit 4,63 grammes. Il a été encore rougi pour chasser parfaitement l'acide sulfurique, et a laissé 2,82 grammes d'oxide rouge. Celui-ci avait été combiné avec 2,842 grammes d'acide sulfurique, et contient 1,95 gramme de fer. L'acide, le fer et l'eau font ensemble 9,422 grammes. Le restant 0,578 doit être l'oxygène dans l'oxidule; mais  $105 : 57,8 = 100 : 29,6$ . Ou 100 parties de fer avaient été combinées avec 29,6 d'oxygène.

De plus, si dans le sel d'oxidule sec 100 parties d'acide sulfurique répondent à 68,78 parties de fer métallique, et à autant d'oxygène qu'il en faut pour le changer en oxidule, cet oxygène doit être, ou 29,5 sur 100 parties de fer, ou bien 22,125 (la moitié de l'oxygène dans l'oxide rouge). Supposons, contre les expériences citées, qu'il fut 22,125. Si

le sel est calciné dans un feu bien mesuré, l'oxidule passe à l'état d'oxide aux dépens de l'acide, une petite portion d'acide sulfurique est détruite, et une autre partie passe intacte ou reste en combinaison avec l'oxide, à mesure que l'opération se fait avec une chaleur soigneusement augmentée et entretenue. D'après la proportion adoptée d'oxigène, l'oxidule dans le sel doit être 84 parties sur 100 d'acide sulfurique, et prendre 15,22 parties d'oxigène pour devenir oxide. L'acide sulfurique n'étant chargé par là qu'en acide sulfureux, ces 15,22 parties d'oxigène supposent que  $\frac{3}{4}$  de l'acide, ou 76,5 parties seraient décomposés. Si au contraire 100 parties d'acide sulfurique dans le sel répondent à 89,07 d'oxidule de fer, qui demandent 10,15 parties d'oxigène pour devenir oxide; il faut que la moitié seulement de l'acide sulfurique soit décomposée, et qu'on puisse retirer plus que  $\frac{1}{4}$  de l'acide sulfurique non détruit du sel oxidé par la calcination.

J'ai pris une portion de sulfate d'oxidule de fer, cristallisé en petits grains, nouvellement préparé par la solution de limaille de fer, et bien lavé de la lessive. J'en ai rempli une petite cornue de verre d'un ponce



et demi de hauteur, et de  $\frac{3}{4}$  de pouce de diamètre, et je l'ai exposée sur le bain de sable à une chaleur augmentée peu-à-peu jusqu'à la chaleur rouge. L'eau de cristallisation a été ramassée dans un récipient luté, et le gaz conduit par un long tube de verre, qui s'ouvrait au-dessous de l'eau. Depuis que la masse avait été faiblement rougie pendant une heure et demie, l'acide sulfureux cessa presque entièrement de se développer, et des gouttes d'acide sulfurique parurent dans le col de la cornue. J'ai alors interrompu l'opération, et j'ai laissé refroidir l'appareil. Ce qui restait dans la cornue a été dissous dans l'eau, et donna une solution jaune, tirant sur le rouge, d'où l'ammoniaque caustique fit un précipité rouge sans aucune trace d'oxide bleu ou vert dans le mélange. La portion du sel rougi, qui ne se dissolvait point dans l'eau a été dissoute par ébullition dans l'acide muriatique pur, et les deux solutions ont été précipitées avec l'ammoniaque caustique. L'oxide rouge calciné pesait 2,4 grammes, n'était pas attirable à l'aimant, même après avoir été réduit en poudre fine; preuve qu'il ne contient point d'oxidule. Il présuppose dans le sulfate 2,415 grammes d'acide sulfurique. La solution dans

l'eau et l'acide muriatique précipitée avec l'ammoniaque, a été neutralisée avec l'acide muriatique, et précipitée avec le sel de baryte. Il donna 2,92 grammes de sulfate de baryte calciné, qui contient 1 gramme d'acide sulfurique. Ceci excédait donc même  $\frac{2}{3}$ , quoiqu'il fût moins que la moitié, parce que l'acide passé par la distillation, et l'acide décomposé dans le gaz oxigène et le gaz acide sulfureux n'étaient pas entrés dans le calcul. Ainsi, lorsque l'oxidation de l'oxidule de fer en oxide, aux dépens de l'acide sulfurique dont l'oxidule est neutralisé, ne demande pas  $\frac{3}{4}$  de la quantité de l'acide; il faut que l'oxidule contienne plus d'oxigène, que 22,125 sur 100 parties de fer, et qu'il en contienne la quantité qui a été déterminée par l'accord de deux différens calculs, ou 29,5. L'oxidule de fer est donc composé de

Fer. . . . .	77,22 . .	100.
Oxigène. . . . .	22,78 . .	29,5.
	100,00	129,5.

Nous retrouvons ainsi dans le fer les mêmes rapports que dans le soufre, que le

suprême degré d'oxidation ne demande que 1 fois  $\frac{1}{2}$  autant d'oxigène que l'inférieur, et nous pouvons ici voir, tant par les expériences que par le calcul, que le fer n'a point d'oxidation plus basse; à moins qu'elle ne puisse être découverte à l'avenir dans des combinaisons, de la nature desquelles nous n'avons encore aucun pressentiment, par exemple dans le fer qui entre dans la matière colorante du sang, ou quelque combinaison pareille. Ceci explique aussi la circonstance qu'il ne peut pas y avoir parmi les sels d'oxide de fer, une combinaison qui réponde à aucune de celles du fer métallique avec le soufre.

Mais où est la différence entre les précipités blanc, noir, bleu foncé ou vert des sels d'oxidule de fer? je ne le vois pas. Ces précipités sont-ils des sels sursaturés de base, le blanc de l'oxidule de fer seul; et le bleu foncé, et le vert, des sels triples avec excès de base, semblables aux sels triples neutralisés d'oxide et d'oxidule dans des proportions différentes? Cela me paraît le plus vraisemblable.

---

Les expériences précédentes ayant d'une manière assez décidée, confirmé les règles

des affinités , que j'ai exposées au commencement de ce traité , aussi bien que la circonstance , qui en est une suite constante , que chaque acide suppose dans la base , avec laquelle elle donne un sel neutralisé , la même quantité d'oxygène ; de sorte que la quantité de base qui neutralise un acide , dépend toujours de la capacité de son radical combustible pour l'oxygène , je crois pouvoir en faire l'application à l'analyse des alcalis. Je me permettrai ici quelques digressions qui sont nécessaires pour l'exposition de mes expériences sur la décomposition de ces substances.

---

## RECHERCHES

*Physico-chimiques , etc. ;*

PAR MM. GAY-LUSSAC et THENARD (1).

• En annonçant cet ouvrage dans notre cahier du mois de mars dernier , nous avons bien pensé que devant faire époque dans l'histoire des progrès de la chimie , il convenait que les Annales de cette science en fissent connaître toute l'importance. Les auteurs étant parvenus à se donner de nouveaux instrumens d'analyse d'une puissance jusqu'alors inconnue , en ont porté successivement l'application , au moyen d'ingénieux appareils , sur les substances des trois règnes , qui sans être reconnues corps simples , étaient restées dans la classe des indécomposés ; ils en ont séparé les élémens , ou les ont fait entrer dans d'autres combinaisons , pour en dévoiler la nature.

---

(1) 2 vol. in-8°.

Dans l'impossibilité de suivre les auteurs dans la carrière qu'ils ont si laborieusement parcourue, où il faudrait s'arrêter à chaque pas pour indiquer les procédés appropriés à leurs recherches, décrire les nombreux phénomènes observés, en développer avec eux les conséquences, nous croyons ne pouvoir mieux faire que d'offrir à nos lecteurs le précis qu'en a donné M. Berthollet dans le *Rapport fait à l'Institut au nom d'une commission, composée de MM. Laplace, Monge, Chaptal et Haüy.*

Il commence par rappeler sommairement que cet élan de la science est parti des observations de MM. Hisinger et Berzelius, sur la séparation des principes d'un liquide à travers lequel on fait passer l'électricité voltaïque; il fait également honneur à M. Davy d'en avoir aggrandi les effets, d'être parvenu par ce moyen à des résultats brillans et inattendus; il passe ensuite à l'exposition des travaux et des opinions de MM. Gay-Lussac et Thenard, dans laquelle nous allons le suivre sans nous permettre d'en rien retrancher.

G.-M.

L'ouvrage est divisé en quatre parties qui forment deux volumes.

Les auteurs décrivent d'abord la construction des piles dont ils se sont servis, et particulièrement de la plus grande qui était composée de 600 paires formant une surface de 600 mètres carrés : ils font connaître les manipulations qu'elles exigent ; ils passent ensuite aux expériences qu'ils ont faites pour déterminer les causes qui font varier l'énergie de la batterie, dans le dessein de reconnaître les circonstances favorables ou désavantageuses aux expériences qu'ils devaient tenter ; d'ailleurs, ce genre de recherches ne leur promettait pas des résultats importans par eux-mêmes, parce que M. Davy et d'autres physiciens l'avaient presque épuisé.

Ils distinguent l'énergie électrique d'une pile, qui se mesure par la tension, de l'énergie chimique, dont les effets paraissent dépendre en grande partie de la conductibilité plus ou moins grande des liquides. C'est cette énergie dont il leur importait de déterminer les causes : ils ont pris pour mesure comparative des effets, la quantité de gaz qui se dégage de l'eau dans chaque circonstance, et ils ont trouvé que cette quantité qui est presque nulle, lorsque le liquide est de l'eau pure et récemment bouillie,

augmente selon les mélanges que l'on fait non-seulement dans le liquide que l'on introduit dans les auges, mais aussi dans le récipient où l'on réunit les fils de platine qui partent des deux extrémités de la pile.

Ils ont donc observé que l'effet était accru, non-seulement par la nature du liquide employé dans les auges, mais aussi par celui que contenait le récipient; qu'il devait y avoir un rapport entre ces deux liquides pour obtenir le plus grand effet, et que les acides et quelques sels neutres produisent séparément un effet beaucoup moins considérable, que lorsqu'on les réunit dans le liquide. La longueur de la partie des fils métalliques conducteurs qui étaient plongés dans le liquide où le circuit était établi, a aussi contribué à l'effet. La force de la pile mesurée par la quantité de gaz que l'on obtient, est bien éloignée de croître dans le même rapport que le nombre des paires de disques; d'où il suit que dans plusieurs cas il est préférable, pour produire une décomposition chimique, de n'employer que de petites piles séparées, au lieu d'en enchaîner l'action; cependant on doit employer des piles composées d'un grand nombre de disques, lorsqu'il s'agit de séparer des élémens



qui ne peuvent céder qu'à une force répulsive considérable, ou lorsque le corps qu'on doit dégager se détruit facilement par le contact de l'air, et exige par là que l'opération soit prompte.

Il était sur-tout important de reconnaître l'influence de la surface des disques métalliques : la comparaison de deux piles égales par le nombre des disques, mais différentes par leur surface, a fait voir que les effets sont à-peu-près proportionnels à ces surfaces.

M. Wilkinson s'était occupé de mesurer les effets de la pile ; mais au lieu de les comparer par la quantité de gaz qu'elle dégage d'un liquide dans lequel plongent les deux fils conducteurs, il les avait estimés par la longueur de fil d'acier qu'elle peut brûler à chaque contact, en faisant varier la surface seule des disques, ou leur nombre et leur surface : ses expériences donnent pour résultat que la longueur des fils qui peuvent être brûlés par deux piles formées de disques égaux en nombre et différens en surface, est comme le cube de ces surfaces.

Les auteurs remarquent que leur procédé a l'avantage de rendre sensible l'action de la pile, lorsque celui de M. Wilkinson ne donne

aucune indication ; car une pile faible peut dégager du gaz , pendant qu'elle ne produit pas de combustion dans un fil d'acier ; mais ils n'expliquent pas d'où vient la grande différence qui se trouve entre leurs résultats et ceux de M. Wilkinson.

Ils terminent leurs recherches sur l'action même de la pile par la comparaison entre les effets chimiques, et la tension électrique d'une pile montée avec divers liquides , et ils concluent de leurs expériences , que l'énergie chimique d'une pile , dépend de sa tension , de la conductibilité des liquides avec lesquels on la charge et de leur facile décomposition.

Après ces recherches préliminaires sur l'énergie de la pile , les auteurs passent à la description des effets qu'ils ont obtenus en exposant divers corps à l'action de leur grande batterie composée de 600 paires de disques , et chargée avec de l'eau qui tenait en dissolution neuf à dix centièmes de muriate de soude , et  $\frac{1}{7}$  d'acide sulfurique concentré. Mais ils avouent qu'ils n'ont pu recueillir de l'action de cette grande batterie qu'un petit nombre d'observations, parce que les piles à petits disques produisent les mêmes effets que les piles à grands disques.

Néanmoins ils remarquent que la commotion que donne leur grande batterie est insupportable pour celui qui la reçoit, mais qu'elle n'est pas sensible au milieu d'une chaîne formée de quatre à cinq personnes, ce qui la distingue d'une commotion produite par une bouteille de Leyde. Une autre singularité, c'est que la commotion produite par une pile composée d'un nombre égal de disques, mais d'une surface beaucoup plus petite, ne laisse pas appercevoir de différence marquée avec celle de la pile composée de disques à grande surface. Malgré la puissance de la grande pile, il ne se dégage qu'une quantité de gaz à peine appréciable, de l'eau où se réunissent les fils conducteurs, si elle est bien pure; mais il s'en dégage de grandes quantités pour peu qu'elle contienne d'acide.

La potasse et la soude exposées à la grande batterie se décomposent avec rapidité, mais la substance qui en résulte brûle à mesure, et vingt minutes après que la batterie a été chargée, on n'obtient plus de décomposition des alcalis, quoique les commotions qu'elle donne soient excessivement fortes, et que sa tension n'ait pas changé; cependant on opère facilement cette décomposition

avec une pile récemment chargée de quatre-vingts paires, vingt fois plus petites que celles de la grande batterie.

La baryte fondue donne des étincelles qui s'élancent de sa surface vers le fil négatif, et qui disparaissent en formant une fumée très-âcre et très-dangereuse à respirer. Si l'on établit, au moyen du mercure, une communication entre la baryte et le fil négatif, on obtient promptement un amalgame qui décompose l'eau avec effervescence et la rend alcaline ; mais une pile de cent paires, de sept à huit centimètres de côté, est suffisante pour cette décomposition.

La strontiane et la chaux n'ont donné que des signes douteux de décomposition, mais elles ont formé des amalgames au moyen du mercure ; la magnésie, plus rebelle, n'a pas même formé d'amalgame, et n'a montré que de faibles indices de décomposition.

Nous abandonnons les effets particuliers d'une pile à grandes dimensions, pour observer ceux que peuvent produire des piles ordinaires.

Les expériences que MM. Gay-Lussac et Thenard ont faites sur la production d'un amalgame, par l'ammoniaque et les sels ammoniacaux, méritent une attention parti-

culière, parce qu'elles les conduisent sur la nature de cet amalgame, à des conclusions différentes de celles de M. Davy. Cet amalgame singulier s'obtient par deux procédés; dans l'un, on soumet à l'action de la pile, le carbonate ou tout autre sel ammoniacal en contact avec un peu de mercure, de manière que le fil métallique qui communique avec le pôle négatif soit en contact avec le mercure, et le pôle positif avec le sel. A peine l'action voltaïque commence-t-elle, que l'on voit le mercure augmenter considérablement de volume, et s'épaissir bientôt au point de former un solide mou qui ressemble à l'amalgame mou de zinc. Dans l'autre procédé, qui est dû à M. Davy, on verse une combinaison liquide de mercure et de *potassium* dans une petite coupelle de sel ammoniac, légèrement humectée; l'amalgame se forme, s'épaissit, et prend un volume six à sept fois plus considérable que celui qu'il avait. Ces deux amalgames ont cependant quelques différences; le premier commence à se décomposer, dès qu'il est soustrait à l'action électrique; le second n'a pas exactement les mêmes proportions, et il est plus permanent.

Cette combinaison a conduit MM. Berzelius,

Pontin et Davy à une opinion qui a droit de surprendre. L'analogie de cet amalgame, avec celui que l'on fait avec le *potassium* et le *sodium*, a suffi pour leur faire conclure qu'il est pareillement une combinaison de mercure et d'un métal particulier, base de l'ammoniaque, auquel on donne le nom d'*ammonium*, en regardant l'ammoniaque comme un oxide métallique. Cependant les nombreuses tentatives que M. Davy a faites, n'ont pu lui faire appercevoir l'ammonium; il n'a retiré de la décomposition de l'amalgame ammoniacal, que du mercure, de l'hydrogène et de l'ammoniaque. Il est obligé de supposer que dans tous les procédés de décomposition, il se trouve un peu d'eau qui d'une part donne l'hydrogène, et d'un autre côté rend l'oxigène nécessaire à l'ammonium pour rétablir l'ammoniaque. MM. Gay-Lussac et Thenard pensent au contraire, que l'amalgame d'ammoniaque est une combinaison de mercure, d'hydrogène et d'ammoniaque; ils expliquent par la faible condensation de l'hydrogène, l'expansion que l'on observe dans l'amalgame, ainsi que sa facile et prompte décomposition.

Pour établir leur opinion, ils observent d'abord ce qui se passe lorsqu'on prépare

l'amalgame ammoniacal par le moyen du muriate d'ammoniaque en contact avec le mercure ; il se dégage du côté du pôle positif, tant d'acide muriatique oxigéné, qu'il est difficile d'en respirer l'exhalaison ; on apperçoit, au contraire, à peine quelques signes d'effervescence au pôle négatif ; mais si on ôte le mercure, il y en a une très-vive, d'où l'on peut déjà conclure que le gaz qui se dégage dans ce cas, se combine avec le métal dans le premier.

Ils confirment ce résultat par une analyse rigoureuse des élémens qui proviennent de la décomposition de l'amalgame d'ammoniaque ; ils prennent pour éviter l'eau, dont l'intervention est nécessaire dans l'explication de M. Davy, des soins qui ne laissent aucun doute, en sorte qu'on est obligé d'admettre avec eux que l'hydrogène est un des élémens de l'amalgame, qui est par conséquent une combinaison de mercure, d'hydrogène et d'ammoniaque toute formée : ils déterminent les proportions de ces élémens dans les deux espèces d'amalgame d'ammoniaque.

La seconde partie de l'ouvrage de MM. Gay-Lussac et Thenard, a pour objet la préparation du *potassium* et du *sodium*, et les

phénomènes qu'ils présentent avec les divers corps de la nature.

On se rappelle l'impression que firent les belles expériences de M. Davy, lorsqu'après avoir analysé les effets généraux de la pile sur les substances qui sont soumises à son action, il parvint à produire le *potassium* et le *sodium*, dont il fit connaître les principales propriétés.

D'abord il parut réservé à la puissance de l'électricité, de produire les phénomènes nouveaux; mais bientôt MM. Gay-Lussac et Thenard firent voir que l'action mutuelle des corps, qui est le principe des autres phénomènes chimiques, peut aussi produire les nouvelles substances métalloïdes; et le procédé qu'ils donnèrent, a l'avantage de pouvoir fournir avec facilité des quantités considérables de ces substances qui sont devenues un moyen très-puissant d'analyse.

Ce procédé si important consiste à faire couler peu-à-peu, par le moyen de la chaleur, la potasse et la soude bien pures à travers la tournure de fer dont on a rempli un canon de fusil, et que l'on a élevée à une haute chaleur: les nouvelles substances volatilisées se réunissent, et se solidifient dans l'extrémité refroidie de l'appareil: les auteurs



entrent dans tous les détails nécessaires pour faire disparaître les difficultés qu'ont éprouvées plusieurs de ceux qui ont voulu répéter leurs expériences. Ils insistent particulièrement sur la nécessité d'employer la potasse bien privée de soude, pour obtenir le *potassium*, et la soude bien privée de potasse pour se procurer le *sodium*, dans la vue de constater les propriétés qui appartiennent à chacune de ces substances.

Ce qui rend ce soin nécessaire, c'est qu'un petit mélange de l'une de ces substances avec l'autre, produit un alliage qui a des propriétés physiques assez différentes de celles des substances pures.

L'alliage où le *sodium* est prédominant, est toujours plus fusible que le *sodium*, mais il l'est d'autant moins que la proportion du *sodium* est plus grande; le contraire a lieu, lorsque c'est le *potassium* qui prédomine.

Les auteurs expliquent, par un mélange de cette espèce, les différences qui se trouvent entre leurs résultats et ceux de M. Davy, relativement à la pesanteur spécifique, et à la fusibilité du *potassium* et du *sodium*.

Selon M. Davy, la pesanteur spécifique

du *potassium* est 0,600, celle de l'eau étant 1,000, et d'après leurs observations elle est 0,865. M. Davy fixe sa parfaite liquéfaction à 30 degrés  $\frac{2}{3}$  du thermomètre; ils ne l'ont observée qu'à 58 degrés. M. Davy attribue au *sodium* une pesanteur spécifique de 0,9548, et il fixe sa liquéfaction à 65 degrés; selon les auteurs, sa pesanteur spécifique est de 0,9348, et il se liquéfie à 90 degrés. Néanmoins il serait à désirer qu'ils eussent confirmé leur explication, en comparant le *potassium* et le *sodium* qui auraient été produits des mêmes alcalis, par le moyen de l'opération électrique et par le moyen de l'action chimique.

Après avoir déterminé les propriétés physiques du *potassium* et du *sodium*, les auteurs passent à leur action chimique sur les autres substances et sur les changemens qu'ils éprouvent eux-mêmes par cette action, en s'appuyant toujours sur l'hypothèse que ces substances sont des métaux.

Ils décrivent les phénomènes curieux que présentent ces métaux lorsqu'on les met dans l'eau, et ils déterminent, par la quantité d'hydrogène qui s'en dégage, celle de l'oxygène qui a dû se combiner avec eux pour les réduire en oxide, état dans lequel i

forment la potasse et la soude ordinaires. Leur évaluation, à laquelle ils ont cherché à donner la plus grande exactitude, diffère très-peu de celle qu'avait établie M. Davy sur des expériences analogues. Il résulte de leurs observations, que cent parties de potasse sont formées de 83,371 de *potassium*, et de 16,629 d'oxygène ; et la soude, de 77,7 de *sodium*, et de 22,3 d'oxygène.

Mais le *potassium* et le *sodium* ne sont pas limités à un degré d'oxidation ; les auteurs en ont reconnu trois, et les expériences qu'ils ont faites pour constater les quantités d'oxygène propres à ces divers degrés d'oxidation, les circonstances qui les déterminent, et les principales propriétés des oxides, conduisent à des résultats aussi intéressans que nouveaux. On obtient l'oxide de *potassium*, au minimum, par une combustion du *potassium* mis en contact, à froid, avec de l'air dont le renouvellement est lent et successif ; cet oxide est d'un gris-bleuâtre, très-cassant, fusible à une légère chaleur. Il conserve de l'inflammabilité, quoiqu'à un degré plus faible que le *potassium*.

Le second degré d'oxidation est celui qui appartient au *potassium* que l'on a mis en contact avec l'eau.

Enfin on obtient un excès d'oxidation en brûlant, dans le gaz oxigène, ou même dans l'air atmosphérique, à une température élevée, le *potassium* placé sur-tout sur l'argent; le *potassium* a pris par là deux et jusqu'à trois fois autant d'oxigène qu'il en exige pour passer à l'état de potasse: il abandonne avec l'eau, l'oxigène qui passe la proportion du second degré d'oxidation. L'action de cet oxide sur les corps combustibles est très-grande, à l'aide de la chaleur; tous, ou presque tous le ramènent à l'état de potasse, et un grand nombre même le décompose avec une vive lumière: en sorte que le *potassium* produit les phénomènes de la combustion, par l'oxigène qu'il enlève aux autres substances, ensuite il devient incombustible dans l'état de potasse, et il redevient capable de produire la combustion et l'inflammation, par un excès d'oxigène qu'il cède aux autres corps.

L'oxide de *sodium* au minimum est gris-blanc, sans aucun éclat métallique; il est susceptible de donner beaucoup d'hydrogène avec l'eau, mais moins que le *potassium*. L'état moyen d'oxidation constitue la soude: le *sodium* passe plus difficilement à l'excès d'oxidation que le *potassium*, il ne s'en

forme point à froid ; mais on l'obtient facilement dans le gaz oxygène au moyen de la chaleur : le *sodium* peut prendre , par là , une fois et demie plus d'oxygène qu'il n'en exige pour passer à l'état de soude. Il est fusible à l'aide de la chaleur , mais moins que l'oxide de *potassium* ; son action sur les autres corps est analogue à celle du *potassium* très-oxidé.

On peut obtenir les suroxides de *potassium* et de *sodium* en traitant ces substances par certains oxides métalliques , et sur-tout par ceux qui ne tiennent pas beaucoup à l'oxygène , et on les obtient encore en traitant le *potassium* par le gaz nitreux et par le gaz oxide d'azote , et le *sodium* par le gaz oxide d'azote seulement ; mais il arrive , si les gaz sont en assez grande quantité , et qu'on les fasse agir assez longtems sur le *potassium* et le *sodium* , qu'il se forme bientôt des nitrites de potasse et de soude.

Enfin on parvient à former le suroxyde de *potassium* et de *sodium* , sans employer les substances métalloïdes , mais en tenant au rouge , et avec le contact de l'air , de la potasse ou de la soude ordinaire dans un creuset d'argent , de platine ou de terre ; le creuset d'argent est préférable , parce qu'il

n'est pas attaqué ; en les traitant ensuite par l'eau , on en dégage aussitôt de l'oxygène. L'analogie a conduit les auteurs à tenter la suroxydation des terres ; jusqu'ici ils n'ont reconnu la propriété de se combiner avec l'oxygène , que dans la baryte qui la possède à un degré très-remarquable ; mais il faut employer celle qui est privée d'eau.

Ils passent à l'action des corps combustibles non métalliques , sur le *potassium* et le *sodium*.

Le gaz hydrogène ne se combine avec le *potassium* , ni à la température ordinaire , ni à une chaleur rouge , mais entre ces deux points il en est un où ces deux substances s'unissent facilement ; la température bornée où cette combinaison est possible , explique comment elle a échappé à l'habileté de M. Davy.

L'hydrure de *potassium* est gris , sans apparence métallique ; il ne s'enflamme ni dans l'air , ni dans l'oxygène , à la température ordinaire ; il y brûle vivement à une température élevée ; il produit , avec l'eau , un quart de plus d'hydrogène que le *potassium* , et un peu au-delà , ce qui prouve qu'il avait reçu dans sa combinaison cette quantité excédante d'hydrogène.

Le gaz azote n'a montré aucune action sur le *potassium* à toute espèce de température; le charbon a paru se combiner avec lui.

Le phosphore se combine facilement avec le *potassium* et le *sodium*; les phosphures qui en résultent ressemblent au phosphore de chaux.

Le soufre forme aussi des sulfures de *potassium* et de *sodium*, qui varient en couleur selon le degré de feu auquel ils ont été exposés.

Le gaz hydrogène phosphuré et le sulfuré exercent une action vive sur le *potassium* et sur le *sodium*, qui s'emparent du phosphore et du soufre, se changent par là en phosphures et en sulfures, et ne laissent que le gaz hydrogène.

M. Davy avait conclu des expériences qu'il avait faites, en faisant agir le *potassium* sur l'hydrogène sulfuré, que ce gaz contient de l'oxygène, parce que la quantité de gaz hydrogène sulfuré qu'on reproduit par le moyen d'un acide par lequel on décompose le sulfure qui s'est formé, est inférieure, selon lui, à la quantité de l'hydrogène sulfuré qui a été employé dans l'expérience. Il faudrait donc que le *potassium*

eût trouvé un supplément d'oxygène dans l'hydrogène sulfuré pour être réduit en potasse.

MM. Gay-Lussac et Thenard ont d'abord cherché le moyen le plus propre à obtenir le gaz hydrogène sulfuré sans mélange de gaz hydrogène ; ils ont ensuite déterminé la quantité d'hydrogène qui s'y trouve combiné ; ce qu'ils ont fait en le décomposant par le moyen de l'étain ; ils ont trouvé par là qu'un volume de gaz hydrogène sulfuré contient précisément un volume égal de gaz hydrogène. Ayant ensuite pris exactement la pesanteur spécifique du gaz hydrogène sulfuré , ils ont déterminé avec précision les quantités des deux élémens qui forment le gaz , dans la supposition qu'eux seuls le composent. Cette supposition , ils l'ont réalisée par les produits qu'ils ont obtenus de la décomposition de l'hydrogène sulfuré par le *potassium* ; car dans un grand nombre d'expériences , dont les résultats s'accordent parfaitement , ils ont reconnu que le gaz hydrogène qui résulte de l'action du *potassium* sur l'hydrogène sulfuré , est en même quantité que celui que le *potassium* aurait donné par l'action de l'eau , et ensuite , que le sulfure qui s'est formé , étant décomposé par un



acide, donne un volume de gaz hydrogène sulfuré égal à celui qu'avait le gaz sulfuré mis en expérience.

Ils combattent encore, par des expériences analogues, l'opinion de M. Davy, que le phosphore et le gaz hydrogène phosphuré contiennent de l'oxygène; ils font voir que le gaz hydrogène phosphuré diffère du sulfuré dans la proportion de l'hydrogène qui s'y trouve condensé, en sorte qu'il occuperait dans l'état isolé un volume une fois et demie aussi grand. L'hydrogène phosphuré diffère encore du sulfuré, en ce qu'il abandonne au *potassium* le phosphore pur, pendant qu'une partie de l'hydrogène sulfuré se combine sans décomposition avec le *potassium*, ainsi qu'avec le *sodium*.

Le *potassium* et le *sodium* forment, avec les métaux, des alliages qui sont très-fusibles, mais qui varient par les qualités du métal qui entre dans l'alliage et par les proportions des deux élémens. Ces alliages se décomposent promptement à l'air et par le contact de l'eau; le *potassium* se réduit en potasse, et il se dégage la quantité d'hydrogène qui accompagne cette réduction; cependant l'alliage avec l'arsenic présente une anomalie apparente; l'hydrogène indiqué

par l'analyse de l'hydrogène arseniqué qui remplace le gaz hydrogène, ne représente qu'une partie de l'hydrogène qui se dégage dans les autres ; les auteurs font voir que cette différence dépend d'un hydrure d'arsenic qui se forme, et qui soustrait une partie de l'hydrogène.

De là, les auteurs examinent l'action que le *potassium* et le *sodium* exercent sur les oxides, à la tête desquels ils placent l'oxide de carbone et deux oxides de phosphore.

L'oxide de carbone est décomposé à l'aide de la chaleur, le carbone en est précipité ; le *potassium* et le *sodium* sont ramenés à l'état de potasse et de soude ; les oxides de phosphore sont aussi décomposés ; tous les oxides métalliques le sont également, et ils présentent dans cette décomposition des phénomènes différens selon les proportions employées, selon la force avec laquelle les oxides retiennent l'oxygène, et selon la quantité qu'ils en contiennent. S'il y a un excès de *potassium* ou de *sodium*, cet excès se combine avec le métal réduit ; si au contraire il y a un excès d'oxide à un degré d'oxidation élevé, cet oxide est simplement ramené à un degré inférieur.

L'action puissante du *potassium* et du

*sodium* sur les acides qui avaient résisté à tous les moyens d'analyse employés jusqu'ici, a donné les résultats les plus importants.

L'acide boracique qu'on soumet à cette action doit être bien pur, et les auteurs font connaître les moyens de l'obtenir dans cet état; après l'avoir vitrifié et réduit en poudre, on le stratifie avec le *potassium*, et on l'expose à l'action de la chaleur; bientôt le mélange rougit avec une grande production de chaleur: on trouve après cela que ce mélange contient du borate de potassé régénérée, et une substance particulière qui, dégagée des autres substances, est brune-verdâtre.

Cette substance est la base de l'acide boracique, dont une partie a été entièrement décomposée en cédant l'oxygène au *potassium*: les auteurs la désignent par le nom de bore.

Le bore est solide, insipide, sans action sur la teinture de tournesol, et sur le sirop de violettes: il ne se fond ni ne se volatilise à un haut degré de chaleur: il est tout-à-fait insoluble dans l'eau, dans l'alcool; dans l'éther et dans les huiles, soit à froid soit à chaud: mais il brûle dans le gaz oxygène à une chaleur capable de donner une couleur

rouge-cerise au vase qui le contient : par cette combustion, le bore absorbe l'oxygène et reprend l'état d'acide boracique, en sorte que la synthèse confirme pleinement les résultats de l'analyse.

Les auteurs ayant désigné cette base de l'acide boracique par le nom de bore, ils proposent de donner le nom d'acide borique à l'acide boracique, selon les règles convenues de la nomenclature; mais si l'on donnait avec M. Davy le nom de boracium à cette base, on éviterait un changement dans la nomenclature admise.

Le bore agit avec une grande énergie sur les acides nitrique et nitreux; il disparaît et passe à l'état d'acide borique, en dégageant une grande quantité de gaz nitreux et peut-être de gaz oxide d'azote et de l'azote. Il produit sur la plupart des sels qui contiennent de l'oxygène, les mêmes effets que les autres corps inflammables : il décompose même à une haute température le carbonate de soude, en en dégageant le charbon : il réduit la plupart des oxides métalliques.

Il était intéressant de déterminer la proportion d'oxygène qui entre dans l'acide borique; la combustion directe n'a pu servir

à cette détermination, parce qu'elle exige plusieurs opérations successives ; les auteurs se sont donc servis de la réduction du bore en acide borique par le moyen de l'acide nitrique, et ils concluent d'une expérience dont ils annoncent cependant l'insuffisance, que l'acide borique contient un tiers de son poids d'oxygène.

Le gaz acide carbonique est décomposé par le *potassium* ; il en résulte du charbon mis à nu, et de la potasse combinée avec une partie de l'acide carbonique ; le gaz acide sulfureux l'est aussi et laisse un sulfure de potasse régénérée, avec une portion de sulfure de *potassium*. Le gaz acide nitreux et le gaz muriatique oxygéné sont aussi décomposés.

Le *potassium* agit fortement sur le gaz muriatique, il se forme du muriate de potasse et il se dégage du gaz hydrogène.

L'acide phosphorique vitreux laisse par sa décomposition du phosphore rouge de potasse.

Les auteurs ont encore observé la décomposition de l'acide arsenique, de l'acide molybdique et de l'acide chrômique : ils décrivent avec soin les circonstances plus ou moins favorables à ces décompositions, les

produits qu'on en obtient, et les différences que présente le *sodium* qui en général agit avec moins d'énergie que le *potassium*.

Ils décrivent ensuite avec le même soin les phénomènes que présentent le *potassium* et le *sodium* mis en contact avec l'air et les acides dissous dans l'eau, à la température de l'atmosphère.

Après les nombreuses expériences qu'ils ont faites sur les oxides, les auteurs passent à l'action du *potassium* et du *sodium* sur les substances alcalines.

Le *potassium* qu'on a fait volatiliser à travers les différens alcalis bien secs, s'est combiné en plus ou moins grande partie avec eux : beaucoup de gaz hydrogène s'est dégagé dans son action sur la potasse, et le mélange qui en est résulté s'est trouvé analogue à l'oxide de potasse au *minimum*, et faisait une vive effervescence avec l'eau : mais il s'est dégagé peu d'hydrogène dans l'expérience faite avec la baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie, la zircone et la silice, et ces différentes bases n'ont ensuite produit qu'une effervescence très-légère avec l'eau.

Le *potassium* a présenté avec le gaz ammoniac des phénomènes qui demandent

beaucoup d'attention, parce qu'ils servent à une discussion intéressante sur la composition de l'ammoniaque et sur la nature même du *potassium* et du *sodium*, dont on s'occupe dans la suite de l'ouvrage.

Lorsqu'on fait fondre le *potassium* dans le gaz ammoniac, il disparaît peu-à-peu et se transforme en une matière verte-olivâtre très-fusible : le gaz ammoniac lui-même disparaît et se trouve remplacé en partie par un volume de gaz hydrogène.

Cette opération se fait à une légère chaleur ; aussitôt que la transformation est opérée, on doit cesser de chauffer ; si on ne le fait pas, ou si dans le cours de l'expérience, on emploie différens degrés de chaleur, les produits diffèrent comme l'indique un tableau qui présente les résultats de dix expériences, et par lequel on voit que la quantité de gaz ammoniac absorbé par le *potassium* est variable en raison du degré de chaleur auquel on l'expose ; mais que, quelle que soit la quantité d'ammoniaque absorbée, il en résulte toujours une quantité de gaz hydrogène qui est la même et qui est précisément égale à celle que le *potassium* produit avec l'eau.

Selon qu'on chauffe plus ou moins la

matière verte , on en retire une plus ou moins grande quantité de gaz ammoniac ou de ses principes ; mais on ne peut en retirer qu'environ les trois cinquièmes de ce que le *potassium* en a absorbé . le premier cinquième s'en dégage à une douce chaleur et sans se décomposer : le deuxième cinquième ne se dégage qu'à une chaleur plus élevée et en se décomposant en partie ; et enfin le troisième exige plus de chaleur encore et se décompose en entier ; mais le gaz qui en résulte représente les principes de l'ammoniac dans leurs justes proportions.

En traitant la matière verte-olivâtre par une petite quantité d'eau chaude , on n'en retire que de la potasse et du gaz ammoniac , et la quantité de ce gaz est précisément égale à celle que le *potassium* a fait disparaître pour se changer en matière verte , pourvu qu'un excès d'eau n'en retienne pas en dissolution.

Le *sodium* présente avec le gaz ammoniac des phénomènes parfaitement analogues ; la quantité de gaz ammoniac absorbé varie en raison de la température ; mais la quantité de gaz hydrogène dégagé est constante , et toujours égale à celle que le *sodium* donne avec l'eau.



Les sels alcalins, terreux et métalliques ont la plupart été soumis à l'action du *potassium* : au moyen de différens degrés de chaleur, il a enlevé l'oxigène à tous ceux de ces sels qu'on sait en contenir, et il a été converti le plus souvent en potasse et rarement en oxide au *minimum* et au *maximum*. Le *sodium* a produit des phénomènes analogues, mais il a exigé un peu plus de chaleur.

Un grand nombre d'expériences dont les produits sont présentés en tableau, fait voir que le *potassium* et le *sodium* ont la propriété de décomposer à l'aide de la chaleur toutes les substances végétales et animales ; mais la confusion des produits qui en résultent a enlevé aux auteurs l'espérance de pouvoir par cette méthode, déterminer la proportion des principes qui constituent ces substances ; cependant elle les a conduits à un autre procédé, dont nous verrons les heureuses applications dans le second volume.

La troisième partie de l'ouvrage commence le second volume par les expériences que les auteurs ont faites sur l'acide fluorique.

Ils les ont tellement multipliées et conduites si heureusement, qu'ils ont dû retracer

l'histoire presque complète de cet acide. Au moyen des précautions qu'ils décrivent et sur-tout en opérant sur du fluat de chaux parfaitement privé de silice, ils sont parvenus à obtenir l'acide fluorique dans un degré inconnu de pureté et de concentration.

Il faut conserver cet acide à l'abri du contact de l'air, dans lequel il s'évapore abondamment en se combinant à l'eau hygrométrique : il exerce sur l'eau une action beaucoup plus vive que l'acide sulfurique le plus concentré : il charbonne les substances végétales et animales, il désorganise la peau par le simple contact, d'une manière beaucoup plus énergique et plus dangereuse que les autres acides ; il détruit le verre très-promptement, se combine avec la silice qu'il en extrait, et prend par là une plus grande disposition gazeuse. De là vient que si le fluat de chaux contient de la silice, on ne peut l'obtenir dans l'état liquide qu'en saturant l'eau du gaz fluorique silicé, et par conséquent dans un état de concentration beaucoup plus faible que celui dont il est question.

Le *potassium* produit une vive détonation avec l'acide fluorique, et ce n'est qu'en

faisant parvenir peu-à-peu cet acide sur le *potassium* que les auteurs ont pu recueillir les produits de son action. Ils en ont retiré beaucoup de gaz hydrogène et du fluaté acide de potasse dans l'état liquide : ce qui prouve que l'acide fluorique préparé avec un acide sulfurique très-concentré , contient une proportion considérable d'eau , mais cet acide ne peut être décomposé par ce procédé.

C'est presque uniquement à Schéele que l'on doit , avec la découverte de l'acide fluorique , la connaissance des fluates à base alcaline et à base métallique , ainsi que celle des sels triples dans lesquels la silice entre comme partie constituante : les auteurs donnent une description nouvelle , plus étendue et plus exacte de ces combinaisons ; ils y ont joint celles qui se forment avec les terres inconnues au tems de Schéele. Nous nous bornerons à quelques-unes de leurs observations.

Pour préparer le fluaté de glucine , ils ont mêlé du fluaté un peu acide de potasse et du muriate très-sensiblement acide de glucine ; le fluaté de glucine s'est précipité en se formant , mais la liqueur est devenue alcaline : le sel qui s'était précipité ayant été dissous dans l'eau au moyen de l'ébullition , n'a

donné aucun indice d'acidité : l'yttria et la zircone ont présenté des phénomènes semblables. Voilà donc des combinaisons qui diffèrent de tous les autres sels, dans lesquels l'état de neutralisation reste constant après l'échange des bases.

L'action de l'acide borique sur le fluaté de chaux a sur-tout donné lieu à des observations intéressantes.

Desirant d'obtenir l'acide fluorique sans eau, MM. Gay-Lussac et Thenard ont fait, dans un canon de fusil, un mélange d'une partie d'acide borique pur et vitrifié et de deux parties de fluaté de chaux très-pur : on se sert d'un fourneau à réverbère ; on chauffe peu-à-peu, Aussitôt que l'appareil commence à rougir, il s'en dégage des vapeurs épaisses qu'on reçoit sur le mercure : c'est un gaz composé d'acide fluorique et d'acide borique, que les auteurs désignent par le nom d'acide fluo-borique.

Ce gaz a une odeur qui ressemble à celle du gaz fluorique ; il se saisit, comme lui, de l'eau hygrométrique ; il rougit, comme lui, les couleurs bleues végétales ; mais il n'attaque pas le verre : il charbonne les substances végétales et animales ; mais on peut le toucher sans être brûlé. Il transforme

l'alcool en un véritable éther : il s'absorbe abondamment dans l'eau ; en sorte qu'il en faut une grande quantité pour la saturer , et alors c'est un acide très-fumant et très-énergique.

L'acide fluo-borique se combine avec les diverses bases , soit alcalines , soit métalliques : il forme probablement avec elles des sels triples dont les auteurs n'ont pas encore eu le loisir d'examiner les propriétés ; mais en poussant au feu le fluo-borate d'ammoniaque , ils en ont chassé l'acide fluorique , et ils ont eu pour résidu l'acide borique ; ce qui leur a fait connaître la composition de cet acide.

Le *potassium* et le *sodium* brûlent avec vivacité dans le gaz fluo-borique ; il résulte de cette combustion un corps solide composé de fluat de potasse ou de soude qui se dissout dans l'eau et qui laisse du bore : quelques apparences ont fait conjecturer que ce bore était mêlé avec une petite quantité du radical de l'acide fluorique.

Poursuivant leurs recherches sur les moyens de décomposer l'acide fluorique , les auteurs se sont convaincus que l'on ne pouvait le séparer de sa base sans lui présenter un corps avec lequel il puisse entrer en combinaisons ,

et tel que l'eau, l'acide borique ou la silice ; mais celui qui contient de l'eau ne peut servir aux expériences dans lesquelles on se propose de le décomposer, et celui qui est combiné avec la silice sous forme de gaz a mieux rempli leurs vues que le gaz fluoroborique.

Le *potassium* n'est pas attaqué à froid par le gaz fluorique silicé, mais si on le met en fusion au milieu de ce gaz, il brûle avec vivacité: il ne se dégage presque point de gaz hydrogène, mais on obtient une matière solide, de couleur brune.

Cette matière étant mise dans l'eau, il s'en dégage très-lentement une quantité de gaz hydrogène qui est à-peu-près égale à celle qu'aurait donnée rapidement le *potassium*. Si on la met très-chaude en contact avec l'air, elle y brûle avec vivacité. Les auteurs l'ont soumise à diverses expériences, desquelles ils concluent qu'elle est composée de fluatide acide de potasse et de silice, et d'une combinaison du radical de l'acide fluorique avec la potasse et la silice; mais ils n'ont pu lever tous les doutes sur l'existence de ce radical, et constater ses propriétés, parce qu'ils n'ont pu l'obtenir dans un état d'isolement.

Le *sodium* a présenté des phénomènes analogues ; mais la substance solide qui résulte de son action dégage avec l'eau beaucoup plus d'hydrogène que la précédente.

Les auteurs nous conduisent à d'autres considérations non moins intéressantes ; et d'abord ils s'occupent de la question de savoir quels sont les gaz qui peuvent contenir de l'eau en combinaison, et s'il y en a qui soient nécessairement privés de l'eau hygrométrique.

Ils se sont servis pour reconnaître l'eau hygrométrique, de la propriété qu'ils avaient trouvée dans le gaz fluo-borique de s'emparer de l'eau hygrométrique des gaz, en formant une vapeur épaisse qui se précipite.

En effet, le gaz fluo-borique a conservé toute sa transparence dans les gaz desséchés par des moyens efficaces ; mais il suffit d'y introduire un cinquantième d'un gaz humide, pour qu'il se forme immédiatement un nuage sensible.

Ils ont mis successivement en contact sur le mercure chaque gaz avec les différentes substances qui absorbent l'humidité, et quelque tems après ils y ont fait passer du gaz fluo-borique : ils ont reconnu par là les substances qui possèdent la propriété d'enlever

toute l'eau hygrométrique ; mais il y a des gaz dans lesquels , sans dessiccation préliminaire , l'acide fluo-borique ne laisse appercevoir aucune eau hygrométrique : ce sont ceux qui sont extrêmement solubles dans l'eau. Ils remarquent que ces gaz ne peuvent en contenir la plus petite quantité , parce qu'aussitôt qu'ils sont en contact avec l'eau , celle-ci les absorbe ; tels sont sur-tout le gaz muriatique et le gaz fluo-borique.

Le gaz acide muriatique , même extrait de l'eau qui le tenait en dissolution , et recueilli dans une cloche sur le mercure , n'a pas produit le plus léger nuage avec le gaz fluo-borique.

Extrait du muriate de soude par l'acide sulfurique , et conduit dans un petit flacon auquel était adapté un tube recourbé plongé dans un mélange réfrigérant , ce gaz n'a point déposé d'eau dans le tube , quoiqu'il y en ait passé une grande quantité.

On a rempli plusieurs flacons de gaz acide muriatique , préparé de manière qu'il devait être privé d'eau ; on a mis dans chaque flacon une seule goutte d'eau ; mais , loin de s'évaporer , elle s'est accrue , parce qu'elle a condensé du gaz acide.



Des expériences analogues ont donné les mêmes résultats avec le gaz fluo-borique.

Les auteurs examinent ensuite s'il est quelque gaz qui contienne de l'eau combinée. Ils ont soumis à leur examen le gaz hydrogène sulfuré, le gaz acide carbonique, le sulfureux, le nitreux, le gaz oxide d'azote, le fluo-borique, le fluorique silicé, le muriatique et le muriatique oxigéné; et ils prouvent, par les circonstances de leur formation et de leur décomposition, et par les produits de l'action d'autres corps dont la nature est bien déterminée, qu'il n'y a, parmi tous ces gaz, que le gaz muriatique dans lequel on puisse admettre de l'eau combinée. Ils ont rendu sensible l'existence de cette eau, en combinant le gaz muriatique avec l'oxide vitreux de plomb; car il en est résulté du muriate de plomb et de l'acide muriatique contenant beaucoup d'eau.

Plusieurs expériences établissent ensuite que cette eau est essentielle au gaz muriatique, en sorte qu'on ne peut le dégager d'une combinaison, à moins qu'on ne lui rende l'eau dont il était privé dans cette combinaison, ou qu'il ne puisse s'en former dans le procédé. Nous nous arrêterons à ces expériences, aussi curieuses par leurs

résultats immédiats que par leurs conséquences.

Un mélange de parties égales de muriate d'argent et d'acide borique vitreux exposé à un grand feu, ne laisse point dégager de gaz muriatique; mais, si l'on fait passer de la vapeur d'eau à travers ce mélange, il s'en dégage une grande quantité à une chaleur beaucoup plus faible.

Un mélange de charbon, qui avait été fortement poussé au feu de forge et de muriate d'argent, a d'abord donné un peu de gaz muriatique; celui-ci a bientôt cessé de se dégager, quoique le feu ait été violent; mais, si on ajoute de l'eau au mélange, le muriate d'argent est promptement décomposé. Si l'on fait l'expérience dans un tube de porcelaine, on ne retire point de gaz muriatique; mais, si l'on y introduit de la vapeur d'eau, il s'en dégage aussitôt une grande quantité.

La petite quantité de gaz muriatique qu'on obtient dans le commencement de l'expérience, en employant le charbon le plus fortement calciné, fait voir que ce charbon contient encore un peu d'hydrogène, qui forme de l'eau avec l'oxigène de l'oxidé d'argent; et, comme le carbure de fer ou

plombagine, substitué au charbon, fait dégager du gaz muriatique, les auteurs ont dû en conclure qu'il contient aussi de l'hydrogène; ce qui le confirme, c'est que si l'on se sert d'un charbon hydrogéné, on obtient facilement le gaz muriatique, et le muriate d'argent est réduit.

Puisque le gaz muriatique doit recevoir de l'eau dans sa constitution, voyons ce qui arrive lorsque le gaz muriatique oxigéné passe à l'état d'acide muriatique.

Les auteurs prouvent que les substances qui paraissent exercer l'action la plus forte sur l'oxigène, ne peuvent décomposer le gaz muriatique oxigéné bien sec, à moins qu'elles ne puissent lui donner de l'eau ou lui fournir de l'hydrogène, qui formera de l'eau; ainsi, en faisant passer le gaz muriatique oxigéné sec à travers de la poudre de charbon fortement poussée au feu, il n'y a eu qu'une petite partie de gaz muriatique oxigéné qui ait été changée en gaz muriatique au commencement de l'opération; mais, lorsque l'hydrogène, que retient le charbon, a été épuisé, le gaz muriatique oxigéné n'a plus souffert d'altération, quoique la température fût très-élevée; au

contraire, le charbon hydrogéné le décompose facilement.

Cette propriété de l'acide muriatique étant reconnue, il est facile de prévoir les cas où l'acide muriatique peut être dégagé de ses combinaisons, et ceux où il y restera fixé.

Cette puissance de l'eau sur l'acide muriatique est même si grande, que les muriates terreux et secs qui ne peuvent point être décomposés à la plus haute température, par l'acide borique ou le phosphate acide de chaux vitrifié, le sont par l'eau seule au-dessous du rouge cerise.

Cette action de l'eau, dans les cas où elle ne suffirait pas pour opérer la décomposition d'un muriate, peut être secondée par l'action d'une autre substance sur la base. Les auteurs ont fait à ce sujet une observation qui pourra avoir des applications utiles. Ils ont éprouvé que la vapeur d'eau dégage beaucoup de gaz muriatique d'un mélange de deux parties de sable très-fin, et d'une partie de muriate de soude. L'alumine, la glucine, et en général toutes les bases qui ont de l'affinité pour la soude, agissent de même. Le muriate d'argent, qu'on expose à une chaleur rouge dans un tube de por-

celaine, abandonne beaucoup de gaz muriatique, lorsque l'on y fait passer de la vapeur d'eau, non parce que l'eau le dégage par sa seule action, mais parce que l'oxide d'argent se vitrifie en même tems avec le tube de porcelaine.

Les muriates de mercure ont présenté, avec le charbon calciné, avec le charbon hydrogéné, et avec l'acide borique, des phénomènes parfaitement analogues à ceux qui avaient été obtenus du muriate d'argent.

*La suite au numéro prochain.*

---

## NOUVEL ÉTHER

RÉSULTANT DE L'ACTION DE L'ACIDE  
ARSENIQUE SUR L'ALCOOL.

*Troisième Mémoire, faisant suite à  
ceux présentés à la première classe  
de l'Institut de France, le 23 mars  
et le 25 mai 1807 ;*

PAR M. P.-F.-G. BOULLAY.

(Lu le 11 mars 1811.)

Personne, à ma connaissance, n'est parvenu à éthérifier l'alcool au moyen de l'acide arsenique. On peut dire même que cette opération avait été essayée en vain, puisque le célèbre Schéele, auquel la chimie est redevable de tant d'ingénieuses découvertes, a placé l'acide arsenique parmi ceux avec lesquels il ne lui a pas été possible de former d'éther. Ceci ne prouve rien contre l'exactitude bien reconnue du savant chimiste suédois, ou de ceux que des efforts infructueux auraient portés à conclure comme lui sur l'inactivité de cet acide ; mais seulement que

les procédés mis en usage jusqu'à ce jour, n'avaient pas suffi pour atteindre le but, et obliger à un contact assez intime et assez prolongé des substances qui ont naturellement peu de tendance à agir l'une sur l'autre.

En soumettant à la Classe, il y a quatre ans, le détail des expériences à l'aide desquelles j'avais obtenu l'éther phosphorique, que ses commissaires (1) ont reconnu d'une identité parfaite avec l'éther sulfurique le plus pur; j'ai eu l'honneur de lui présenter l'espèce d'entonnoir particulier auquel j'étais redevable de mon premier succès. C'est encore à l'emploi du même appareil que je dois le résultat que j'annonce aujourd'hui. Cet appareil n'ayant pas alors atteint le degré de perfection dont je le croyais susceptible, je n'en donnai qu'un aperçu peu détaillé. Maintenant que j'en possède trois de matières différentes, je vais en donner successivement la description.

Le premier se compose d'un petit entonnoir en cristal, dont la queue se lie avec un vase en forme de poire, terminé lui-même par un tube. Ainsi la tige de l'entonnoir se

---

(1) MM. Fourcroy et Vauquelin,

trouve former le col du vase. Ce col est percé d'une tubulure transversale qui reçoit un robinet de cristal au moyen duquel on établit, ou on intercepte à volonté, la communication entre l'entonnoir et le vase. Au sommet du tube qui termine est également adapté un robinet semblable à celui qui traverse le col. Lorsqu'on veut que l'extrémité inférieure de l'appareil arrive au fond d'une cornue ou descende à travers un liquide, on y ajuste un tube plus ou moins long, suivant la profondeur à laquelle on a l'intention d'atteindre. Pour faire écouler, par le tube inférieur, le fluide contenu dans le réservoir, on ouvre l'orifice supérieur, et la pression de l'atmosphère produit l'écoulement, que l'on règle à volonté, en ouvrant plus ou moins le robinet inférieur.

Le second appareil ne diffère du premier, qu'en ce que les robinets sont en platine, et garnis d'écrous de même matière.

Le troisième appareil a son entonnoir en cuivre, de même que les robinets et toutes les autres garnitures. Le corps est formé d'une alonge ordinaire, aux extrémités de laquelle les garnitures sont appliquées.

Un seul de ces appareils aurait pu suffire, et celui en cristal, pouvant sans être altéré,



recevoir les liquides de toute espèce, eût été préférable, si indépendamment de ce qu'il est très-fragile et beaucoup plus pesant que celui garni en cuivre, le jeu des robinets de verre dont le frottement est toujours un peu rude, n'ébranlait plus ou moins les appareils; et si ces mêmes robinets quelque peu coniques qu'on les suppose, ne tendaient à sortir, lorsqu'on les fait mouvoir, ce qui occasionne un suintement préjudiciable.

Le platine fait éviter tous ces inconvénients, et le second appareil d'une manœuvre facile, inaltérable par presque tous les agens chimiques, n'a que le défaut de coûter beaucoup plus cher. Toutes les fois qu'on n'aura pas à faire passer des liqueurs capables de le corroder, l'appareil garni en cuivre sera le plus commode, c'est aussi celui dont je me sers le plus souvent avec avantage. Il a été exécuté très-exactement par M. Fortin.

#### *Préparation de l'éther arsenique.*

Je passerai sous silence les tentatives qui m'ont insensiblement amené au but que je m'étais proposé; et je vais seulement détailler l'opération qui m'a le mieux réussi pour obtenir cette espèce d'éther.

J'ai posé dans un bain de sable une cornue tubulée, dont le col s'engageait dans un ballon également tubulé. Du ballon partait un tube de sûreté de Welter, plongeant dans un flacon d'eau de chaux, d'où un second tube établissait communication avec la cuve hydro-pneumatique.

500 grammes d'acide arsenique pur (1), réduit en poudre, et 250 grammes d'eau distillée ont été introduits dans la cornue, et chauffés jusqu'à solution complète. J'ai luté sur la tubulure de la cornue, l'entonnoir à double robinet, dont le tube plongeait dans l'acide arsenique liquide, et descendait jusqu'à trois ou quatre lignes du fond. Le ballon a été alors entouré de glace, et sitôt que par l'application continuée de la chaleur, la liqueur a paru prête à entrer en ébullition, j'ai fait arriver goutte à goutte, à travers l'acide arsenique chaud, 500 gr. d'alcool à 40 degrés, préalablement introduit dans la partie moyenne de l'entonnoir. A mesure que l'alcool touchait l'acide, on

---

(1) Cet acide arsenique avait été préparé par l'acide nitro-muriatique dans les proportions indiquées par Schéele; et je m'étais assuré de sa pureté.

apercevait un mouvement violent dans le mélange, forte pression dans les tubes, dégagement brusque de l'air contenu dans l'intérieur des vaisseaux qui rentrait bientôt après. Une partie de l'acide, *sautait* lourdement, lancée sur les parois de la cornue, et on voyait se condenser dans le récipient une grande quantité de liquide.

Le produit séparé peu de tems après l'introduction totale, n'était que de l'alcool sans altération, du poids de 400 grammes environ, affaibli par de l'eau vaporisée avec lui. Il m'a semblé que cette eau avait été soustraite à l'acide, en échange d'une portion d'alcool qui s'y était uni par l'effet du contact forcé et de la chaleur; car pourquoi une partie de l'alcool qui est beaucoup plus volatil que l'eau, est-elle restée de préférence dans le mélange? De ce moment la matière qui avait conservé jusque là, l'aspect d'un liquide dense et pesant, bouillant par sauts en ébranlant tout l'appareil, prit un aspect tout différent; il devint plus fluide, son ébullition fut régulière et composée d'une multitude de bulles, recouvrant également toute la surface. Elle prit une teinte brune et ressemblait beaucoup alors au mélange d'acide sulfurique et d'alcool, dont on retire

l'éther sulfurique, vers la fin de l'opération. Dès lors le produit prit une odeur plus suave, et devint de plus en plus éthéré jusqu'à la fin de la distillation, qui fut cessée lorsque la matière commença à se noircir et à se boursoufler.

Ce dernier produit rectifié très-lentement au bain marie, à une température de 50 + 0 du thermomètre centigrade, a fourni moitié de son poids d'une liqueur très-volatile, très-odorante, d'une saveur chaude et piquante, absolument semblable à l'éther sulfurique le plus pur, surnageant l'eau, ne rougissant pas la teinture de tournesol, n'éprouvant aucune altération de la part des agens chimiques capables d'y démontrer la présence d'un acide combiné, brûlant en une flamme blanche en déposant un peu de charbon sur les parois du vase, et sans laisser aucune trace d'acide dans l'eau, à la surface de laquelle la combustion avait eu lieu (1); ayant enfin toutes les propriétés qui ont appartenu exclusivement, jusqu'à

---

(1) La petite quantité d'acide sulfurique qu'on trouve souvent dans l'éther sulfurique, tient à l'imparfaite fixité de cet acide; aussi les éthers arsenique et phosphorique en sont-ils plus constamment exempts. Ce-

ce jour, aux éthers phosphorique et sulfurique.

Une seconde rectification sur du muriate de chaux a réduit sa pesanteur spécifique à 0,690, sans nuire à ses autres propriétés.

Il est passé sous la cloche, vers la fin de l'opération, de l'air chargé d'éther et une très-petite quantité de gaz hydrogène carboné. L'eau de chaux a été légèrement troublée.

Le résidu d'apparence vitreuse, était de l'acide arsenique recouvert d'un peu d'oxide d'arsenic d'un blanc sale, et de quelques parcelles de charbon.

Il n'est pas passé d'huile citrine, comme dans la préparation des éthers sulfurique et phosphorique. Ce résultat prouve que l'huile n'est pas un produit essentiel de l'éthérification. MM. Fourcroy et Vauquelin ont très-bien observé que l'huile douce ne se formait qu'après l'éther, et seulement lorsque les proportions sont réellement changées, par les progrès de l'opération, que l'acide sul-

---

pendant l'éther sulfurique amené à sa plus grande légèreté par des rectifications ménagées, ne laisse pas la moindre trace d'acide sulfurique après sa combustion.

furique détruit l'alcool au lieu de l'éthérifier. Il est tout naturel de croire qu'un acide moins fort, peut avoir assez d'énergie pour transformer l'alcool en éther, sans pousser plus loin l'altération qu'il est susceptible de lui faire éprouver. Telle est, ce me semble, l'action de l'acide arsenique.

On a cru longtems qu'il n'existait qu'un seul mode d'éthérification, et qu'on devait expliquer de la même manière la formation de l'éther par les différens acides. Ce fut une des plus fortes objections faites à la belle théorie de MM. Fourcroy et Vauquelin qui n'était en effet applicable qu'à l'éther sulfurique; depuis cette époque M. Thenard, par de savantes recherches, a sur-tout contribué à prouver la *dissemblance* de plusieurs éthers; et l'on sait aujourd'hui que si l'éther sulfurique paraît n'être qu'une modification de l'alcool opérée par l'acide sulfurique, les acides acétique, muriatique et nitreux, entrent comme partie constituante, dans chaque éther particulier auquel ils donnent naissance.

Il résulte de ce qui précède :

1°. Que l'acide arsenique peut transformer l'alcool en un véritable éther, à la manière des acides sulfurique et phosphorique,

2°. Que ces trois espèces se rapportent à la classe des éthers résultant de l'action des acides fixes doués d'une certaine énergie ; tandis que l'autre classe contient ceux qui sont formés par combinaison avec des acides volatils.

3°. Que ces deux classes sont aujourd'hui également riches , puisqu'elles possèdent chacune trois espèces d'éthers (1).

Maintenant que les éthers sont mieux caractérisés , et que plusieurs présentent de grandes différences , la médecine doit fixer les propriétés encore indéterminées de plusieurs d'entre eux. L'éther arsenique ne sera peut-être pas employé comme médicament , car la moindre négligence de la part du manipulateur pourrait en rendre l'usage funeste. Cependant ces motifs ne m'ont pas paru suffisans pour en négliger l'examen ;

---

(1) Des expériences que je n'ai pas encore poussées aussi loin que j'en avais le projet , à cause de la difficulté d'obtenir l'acide fluorique entièrement pur , ne me laissent cependant aucun doute , que l'éther fluorique n'admette comme les autres éthers par des acides volatils , de l'acide fluorique dans sa composition. Il ne tardera pas probablement à augmenter le nombre des éthers de la seconde classe.

puisque la chimie ne se compose pas seulement de découvertes dont l'application est probable; mais encore de la considération de tous les faits qui peuvent mieux faire connaître l'action intime et réciproque des corps.

*EXTRAIT du rapport de MM. Thenard et Vauquelin, fait à la première classe de l'Institut, dans sa séance du 15 avril 1811.*

« Pour voir par nous-mêmes cette opération, nous nous sommes transportés chez M. Boullay; mais ayant reconnu dans l'acide arsenique qu'il avait employé, une quantité notable d'acide sulfurique, et craignant que cet acide ne fût la seule cause de la formation de la petite quantité d'éther que fournit ce procédé; M. Boullay en a préparé de très-pur, et l'opération répétée devant nous a eu tout le succès qu'il avait annoncé. Ainsi il n'est pas douteux que l'acide arsenique très-concentré et chaud, n'ait la propriété de convertir l'alcool en éther. »

« Les phénomènes que présente cette opération sont décrits avec exactitude dans le Mémoire de M. Boullay. L'explication qu'il



donne de leur cause et de leurs résultats , nous paraît très-conforme aux connaissances actuelles sur cet objet. »

« Quoique ce travail ne présente aucune application utile en ce moment , cependant comme il renferme un fait intéressant pour la théorie chimique , comme l'appareil qui a servi à le produire est ingénieux , et peut être employé à d'autres usages : nous pensons que la Classe doit ordonner l'impression du Mémoire de M. Boullay dans les volumes des savans étrangers. »

La Classe a approuvé le rapport , et adopté les conclusions.

*Explication de la planche.*

FIG. I.

*AB* Entonnoir formant la partie supérieure de l'appareil entièrement en cristal.

*D* Robinet établissant la communication entre l'entonnoir et le vase en forme d'alonge.

*E* Tubulure bouchée à l'émeri , pour établir la communication de l'air extérieur avec l'intérieur de l'appareil.

*F* Robinet destiné à faire communiquer

l'appareil avec l'intérieur d'une cornue, au moyen d'un tube *CG*.

FIG. 2.

*AB* Entonnoir.

*D* Robinet destiné au même usage que celui de la figure précédente. Il est entièrement en platine, et joue dans une virole du même métal dont est garni l'intérieur de la tubulure transversale. Ce robinet indiqué plus en grand en *D'* est enveloppé de sa garniture, et des deux plaques *df* au moyen desquelles le tout est fixé sur la queue de l'entonnoir de cristal.

*E* Tubulure bouchée à l'émeri.

*F* Second robinet en platine ajusté comme le précédent.

, *CG* Tube de communication d'une longueur indéterminée.

FIG. 3.

*PQ* Alonge ordinaire garnie d'un couvercle en cuivre *HI* qui y est mastiqué.

*AB* Entonnoir en cuivre garni de son robinet *D* et fixé sur le couvercle *HI*.

*E* Petit tube de cuivre implanté sur le couvercle *HI*, pour remplacer la tubulure.

Il est percé latéralement à sa partie supérieure, et coiffé d'une virole également percée.

*F* Robinet de cuivre dans la garniture inférieure *KL* de l'alonge *PQ*.

*M* Couvercle *HI* vu par dessus.

*N* Garniture *KL* vue par dessus.

*O* Bouchon de plomb devant entrer dans la tubulure d'un vaisseau distillatoire. Il enveloppe un morceau de liège, percé au centre pour laisser passer la tige inférieure, et destiné à servir d'isoloir.

---

## EXPÉRIENCES

*Sur quelques combinaisons du gaz oximuriatique et de l'oxigène, et sur les rapports chimiques de ces principes avec les corps combustibles ;*

PAR M. H. DAVY,

Lu à la Société Royale de Londres, le 15 novembre  
1810 ;

Traduit par M. PRIEUR (1).

### I. *Introduction.*

Dans ma dernière communication à la Société Royale, j'ai établi un certain nombre

---

(1) *Observation préliminaire du Traducteur.*

Dans l'opinion de M. Davy, l'acide muriatique oxigéné, ou gaz oximuriatique, est une substance simple, qui par sa combinaison avec l'hydrogène forme

de faits qui me portent à penser, que le corps appelé improprement dans la nomenclature moderne de la chimie, *gaz acide*

---

l'acide muriatique ordinaire. Le but de l'auteur est d'établir cette proposition par des faits et des raisonnemens. Il se propose aussi de faire remarquer l'analogie qui existe entre les gaz oximuriatique et oxigène, relativement à certains composés dans lesquels l'un ou l'autre de ces gaz entre comme principe ; et par suite il considère sous un autre aspect, qu'on ne l'a fait jusqu'ici, plusieurs combinaisons contenant l'acide muriatique oxigéné.

D'après cette manière de voir, il deviendrait indispensable de changer la nomenclature de ces substances. L'auteur est convaincu de cette nécessité, et il propose, comme on le verra à la fin de son Mémoire, de désigner l'acide muriatique oxigéné par le nom de *chlorine*, ou *gaz chlorique*, à cause de l'apparence verdâtre de ce gaz. Il indique ensuite des modifications de terminaisons, et certaines additions de voyelles pour représenter les divers composés du gaz dont il s'agit. Enfin, l'auteur frappé sans doute du peu de convenance de ces nouvelles dénominations, regrette de n'avoir pu remplir son objet par une simple modification du mot *muriatique*, qui rappellerait toujours à la pensée l'origine de la substance.

J'ai fait quelques réflexions à ce sujet, et il m'a paru que si les propositions de M. Davy viennent à être admises par la généralité des savans, il sera absolument indis-ensable d'effectuer dans la nomencla-

*muriatique oxigéné*, n'a point encore été décomposé ; et que dans l'état actuel de nos connaissances , c'est une substance particu-

---

ture le changement qu'il desire. Et même, que ce changement ne dût-il être que momentané, devrait être établi dès à présent, soit pour entendre plus clairement les objets dont parle M. Davy, soit pour suivre avec facilité une discussion sur cette matière.

Je hasarderai donc de proposer le mot *murigène*, pour représenter la substance appelée jusqu'à présent *acide muriatique oxigéné*.

Alors l'analogie entre *murigène* et *oxigène*, sera extrêmement sensible. Il n'est personne qui ne comprendra d'abord que *muride d'argent*, *muride d'étain*, *muride d'antimoine*, etc., sont des combinaisons du *murigène* avec chacun des métaux désignés, et représentent suivant l'opinion de M. Davy, les substances anciennement nommées *argent corné*, *liqueur de Libavius*, *beurre d'antimoine*, etc. A l'égard des proportions relatives des ingrédients, il y aura également parité de méthode en disant *murides* à différens degrés, comme on le dit des *oxides* ; et, conséquemment on pourra appeler certains composés *protomurides* ou *primomurides*, d'autres *deuto* ou *duomurides* ; d'autres enfin *permurides*, etc.

L'oxigène, quoique contenu dans tous les oxides, n'est pas le générateur nécessaire de tous les acides, puisqu'on ne le trouve pas parmi les principes constituans de l'acide prussique, et de l'hydrogène sulfuré ou telluré, l'acide muriatique en offrira un autre

lière, élémentaire, et qui par plusieurs de ses propriétés a de l'analogie avec le gaz oxygène.

---

exemple, s'il est prouvé qu'il n'est qu'une combinaison binaire de murigène et d'hydrogène. L'on sait d'ailleurs que plusieurs oxides sont acides, tandis que d'autres sont alcalins, et d'autres encore absolument neutres; de plus, les moyens actuels de l'analyse n'ont pu faire reconnaître l'existence de l'oxygène dans l'ammoniaque. Ainsi l'on est naturellement porté à penser que les qualités acides ou alcalines ne tiennent point à l'existence d'une seule et même matière pour chacune de ces deux classes de composés; et l'on ne devra pas être étonné que certains murides se trouvent acides, tandis que d'autres ne jouiraient pas de cette propriété.

Le mot *murigène* offre une autre analogie qui sera sentie sur-tout par les savans, qui ont voulu donner à l'azote le nom de *nitrogène*, le murigène serait une sorte de radical commun à tous les composés muriatiques, comme l'azote l'est dans toutes les combinaisons nitreuses.

Telles sont les considérations par lesquelles j'ai cru pouvoir justifier l'innovation dont je viens de parler. Comme j'ajoute les nouveaux noms à tous les endroits du Mémoire de M. Davy, où ils peuvent s'appliquer, ce premier emploi donnera lieu de juger leur convenance. Si je l'ai mal saisie, on laissera tomber ces noms dans l'oubli, et la science n'aura que bien peu souffert de ma tentative.

Mon objet dans la présente lecture est de donner le détail de quantité d'expériences que j'ai faites dans le dessein d'éclaircir davantage la nature, les propriétés et les combinaisons de cette substance, ainsi que ses attractions pour les corps inflammables, en les comparant à celles de l'oxigène; et en même tems d'offrir quelques aperçus généraux, et conclusions concernant les pouvoirs chimiques de différentes espèces de matières, et les proportions dans lesquelles elles entrent en union.

Quoique je me sois constamment appliqué à ces recherches, depuis la dernière session de la Société, je n'ai pas eu assez de tems pour parvenir à les rendre complètes. Mais ce sujet étant important, soit par sa connexion avec les parties les plus épineuses de la science chimique, soit par ses applications économiques; j'ai cru que mon travail quelque imparfait qu'il soit, n'était pas tout-à-fait indigne d'être présenté.

II. *Sur les combinaisons du gaz oximuriatique (murigène) et de l'oxigène, avec les métaux des alcalis fixes.*

La grande attraction du potassium pour le gaz oximuriatique (*murigène*) se montre



par l'inflammation spontanée du métal, aussitôt qu'il est plongé dans cette substance gazeuse, et la vivacité de sa combustion. Il ne se dégage point d'eau dans cette opération, ce dont je me suis assuré moi-même par des expériences délicates et variées, et les proportions requises pour le nouveau composé, sont telles qu'un grain de potassium absorbe environ 1,1 pouce cubique de gaz *oximuriatique* (*murigène*), sous une pression et température moyennes; la substance composée qui en résulte est neutre, et ne souffre point de changement par la fusion. Dans les expériences d'où je tire ces conclusions, j'ai placé le potassium dans une capsule de platine; le métal était d'abord chauffé dans un vaisseau privé d'air, afin de décomposer l'eau absorbée par la croûte de potasse qui se forme sur le potassium, lors de son contact momentané avec l'atmosphère; et la substance gazeuse ajoutée ensuite, avait été dépouillée d'humidité par le muriate de chaux. On ne peut enflammer de grandes masses de potassium dans le gaz *oximuriatique* (*murigène*), sans le secours de la chaleur. Dans toutes celles de mes expériences où j'ai fondu le potassium immédiatement sur le verre, les retortes ont

éclaté en morceaux, par la violence de la combustion; et cela est arrivé même dans deux cas où je m'étais servi de capsule de platine. Si le gaz *oximuriatique* (*murigène*) que l'on emploie n'est point exempt de vapeur aqueuse, ou si le potassium a été auparavant exposé à l'air, il se sépare toujours un peu d'humidité pendant la combustion. Mais si le potassium, et le gaz *oximuriatique* (*murigène*) sont l'un et l'autre purs, le résultat, ainsi que je l'ai déjà annoncé, est un simple composé binaire, semblable au muriate de potasse qui a subi l'ignition.

La combustion du potassium et du sodium dans le gaz oxygène est beaucoup moins vive que dans le gaz *oximuriatique* (*murigène*); ces phénomènes, et quelques autres, me portent à croire que l'attraction de ces métaux est moins forte pour le premier de ces gaz que pour le second. Plusieurs expériences m'ont prouvé que cela est en effet; mais avant de les rapporter, il est nécessaire de discuter plus particulièrement que je ne l'ai encore fait, la nature des combinaisons du potassium et du sodium avec l'oxygène, et de la potasse et de la soude avec l'eau.

J'ai établi, dans ma dernière leçon Bakérienne, que le potassium et le sodium, lorsqu'ils brûlent dans le gaz oxigène, produisent la potasse et la soude dans l'état d'une sécheresse extrême, et d'une très-difficile fusion. Les expériences d'où je tire ces conclusions, ont été faites, comme je l'ai dit, en employant des capsules de platine; et comme je trouvais que ce métal s'oxidait par l'opération, je chauffai fortement la retorte, afin d'expulser l'oxigène que le platine pouvait avoir absorbé: toutes les fois que j'omettais cette précaution, je trouvais une absorption d'oxigène beaucoup plus grande que celle que pouvait expliquer la production des alcalis.

Lorsque je brûlais le potassium et le sodium dans l'air commun, par le moyen d'une douce chaleur seulement, les produits que j'obtenais d'abord étaient des substances extrêmement fusibles, ayant une couleur brune-rougeâtre, faisant une abondante effervescence avec l'eau, et qui devenaient enfin alcali sec, après avoir été fortement chauffées dans l'air, sur un support de platine. Ces phénomènes me portèrent, dans la première période de mes recherches, à supposer que les substances dont il s'agit étaient

des protoxides de potassium et de sodium. Mais dans mes expériences subséquentes, voyant que ces substances faisaient déflagration avec la limaille de fer, et oxidaient rapidement le platine ainsi que l'argent; je suspendis mon opinion sur ce sujet, jusqu'à ce que j'aie pu faire un examen plus approfondi de la nature de ces corps.

Depuis ce tems, suivant ce que j'ai appris par une notice insérée au *Moniteur* du 5 juillet 1810, ces oxides ont occupé l'attention de MM. Gay-Lussac et Thenard, et ces habiles chimistes ont découvert que c'étaient les péroxides de potassium et de sodium; l'un contenant, selon eux, trois fois autant d'oxigène que de potasse; et l'autre une fois et demie autant que de soude.

J'ai réussi à confirmer d'une manière générale ces intéressans résultats, quoique je n'aie trouvé aucun moyen de déterminer avec précision la quantité d'oxigène contenue dans ces nouveaux oxides. Quand on les forme sur quelque corps métallique, il y a toujours une oxidation considérable du métal, même lorsque l'on a employé le platine.

M'étant servi d'une capsule de platine, remplie de muriate de potasse qui avait été

fondu ; il y eut alors , à ce que je présume , de l'alcali formé en même tems que les peroxides ; mais j'obtins une absorption de 2,6 pouces cubiques , dans un cas où il y avait eu 2 grains de potassium employés , et une absorption de 1,63 pouce cubique , en employant 1 grain de sodium ; seulement dans ce dernier cas , le bord de la capsule de platine avait été attaqué par le métal , et s'était oxidé (1). Pendant ces expériences , le mercure du baromètre se soutenait à 30,12 pouces ; et celui du thermomètre à 62 degrés de Fahrenheit.

La couleur de ces peroxides , quand ils avaient été formés sur le muriate de potasse , était pour celui de potassium un orangé clair , et pour celui du sodium un orangé plus sombre. Ces substances émettaient de l'oxigène par l'action de l'eau ou des acides , comme MM. Gay-Lussac et Thenard l'ont

---

(1) MM. Gay-Lussac et Thenard ont établi , dans le Mémoire précédemment mentionné , que la potasse ordinaire et la baryte absorbent l'oxigène , lorsqu'elles sont chauffées. Il semblerait que l'action des alcalis fixes et de la baryte sur le platine , dépendît de la production des peroxides. Je ne doute pas que ces ingénieux chimistes n'aient prévenu cette observation dans la description détaillée de leurs expériences.

remarqué ; lorsqu'elles étaient chauffées avec un métal ou une matière inflammable , elles se convertissaient en alcali , comme l'ont vu aussi les mêmes chimistes français ; enfin elles épaississaient les huiles fixes , en formant avec elles un composé qui ne rougissait pas le papier de curcuma , à moins qu'il n'y eut addition d'eau.

Lorsque le potassium est tenu en contact avec le nitre fondu , dans un tube de verre pur , il se fait seulement une légère scintillation , et le nitre prend une couleur rouge brune. Dans cette opération il se produit de l'azote , et en même tems l'oxide de potassium se forme. Je pensai qu'en m'assurant de la quantité d'azote dégagé par l'action d'un poids donné de potassium , et la comparant à la quantité d'oxigène dégagé de l'oxide par l'eau , je parviendrais à déterminer avec précision la composition de cet oxide. Je trouvai qu'un grain de potassium agissant comme on vient de dire , produisait seulement  $\frac{1}{200}$  d'azote ; et que l'oxide rouge par son action sur l'eau fournissait moins d'un demi-pouce cubique d'oxigène ; en sorte qu'il est probable , que dans l'opération , il s'était formé de la potasse aussi bien que du peroxide.

Le sodium tenu en contact avec le nitre fondu , produit une violente déflagration. Dans deux expériences où j'employai un grain de ce métal , le tube fut brisé comme par explosion. En n'employant qu'un demi-grain de sodium , je réussis à obtenir le résultat solide de la déflagration ; mais il paraît qu'il ne s'était point formé de peroxide ; car la masse ne dégagait point d'oxigène par l'action de l'eau.

Quand le potassium est brûlé dans une retorte de verre pur , le résultat est en partie formé de potasse , et en partie de peroxide ; et par une chaleur rouge longtems continuée le peroxide est entièrement décomposé.

Un grain de potassium fut doucement chauffé dans une petite cornue de verre vert , contenant de l'oxigène ; il brûla faiblement et avec peu de flamme ; il s'absorba une quantité d'oxigène égale  $\frac{2.0}{100}$  de pouce cubique ; et , en chauffant la cornue jusqu'au petit rouge , il se dégagede  $\frac{1.8}{100}$  de pouce cube d'oxigène : le thermomètre indiquait alors 63° de Fahrenheit , et le baromètre 30,1 pouces.

En opérant la décomposition électrique de la potasse et de la soude , si la batterie voltaïque contient de 500 à 1000 couples en

pleine action, les métaux brûlent au moment de leur production, et se transforment en peroxides. Il est probable aussi, d'après les observations de M. Ritter, que ces corps peuvent également se former à la surface positive dans les opérations voltaïques sur la potasse.

Lors de mes premières expériences sur le potassium et le sodium, je regardais comme protoxides les substances fusibles qui paraissaient à la surface négative dans le circuit voltaïque, aussi bien que celles produites par l'exposition de ces métaux à l'air, sous l'influence de la chaleur; et elles me paraissaient semblables aux résultats obtenus en chauffant ces mêmes métaux en contact avec de petites quantités d'alcali.

J'ai répété ces dernières opérations, par lesquelles je concevais la formation des protoxides.

Le potassium et le sodium furent chauffés dans des tubes de verre, en contact avec environ la moitié de leur poids de potasse et de soude, qui avaient subi l'ignition. Ces matières prirent d'abord la couleur d'un azur clair; elles produisirent ensuite une quantité considérable d'hydrogène; et enfin formèrent une masse cohérente, grise,



infusible à une faible chaleur rouge, et qui donnait de l'hydrogène par l'action de l'eau.

Je n'entreprends pas de décider en ce moment, si c'étaient de vrais protoxides, ou de simples mélanges des métaux, dont il s'agit, avec les alcalis seuls, ou avec les alcalis joints à de la silice réduite, fournie par le verre.

Le potassium chauffé de la même manière avec la potasse fondue, dans un tube de platine, donne après l'ignition une masse noirâtre qui fait effervescence avec l'eau; dans ce cas, l'on pourrait dire que la substance résultante n'est point un protoxide, mais seulement un alcali sec mélangé avec un alliage de platine et de potassium.

Comme les alcalis purs ont été inconnus jusqu'à la découverte du potassium et du sodium (1), et que leurs propriétés n'ont

---

(1) Stahl approcha de la découverte des alcalis purs. Il cémenta de la potasse caustique solide avec de la limaille de fer, par une chaleur longtems continuée, et il dit, qu'il s'était produit par ce procédé, un *alcali extrêmement caustique*. *Specim. Bech.*, part. II, pag. 255. Il se procura aussi l'alcali caustique, en décomposant le nitre par les métaux. *Id.*, pag. 253.

Je trouve qu'en décomposant le nitre dans un

jamais été décrites, c'est peut-être ici le lieu de les indiquer brièvement.

Lorsque le potassium et le sodium sont brûlés dans le gaz oxygène sur le platine, et chauffés ensuite au rouge pour décomposer le peroxide de potassium, les alcalis ont une couleur verte tirant au gris. Ils sont plus durs que la potasse et la soude ordinaires; et autant que j'ai pu le déterminer par un essai imparfait, ils ont une pesanteur spécifique plus grande. Ils exigent une forte chaleur rouge pour leur parfaite fluidité, et s'évaporent lentement par un degré encore plus élevé de température. Si on leur ajoute de petites quantités d'eau, ils s'échauffent violemment, deviennent blancs, se convertissent en hydrates, et alors sont aisément fusibles et volatils.

---

creuset de platine, par une forte chaleur rouge, il reste une substance jaune, qui est composée de potasse et d'oxide de platine, apparemment en combinaison chimique. La potasse non décomposée qui se volatilise dans le procédé pour obtenir le potassium par le canon de fusil, a une couleur olive, et fournit de l'oxide de fer, en se dissolvant dans l'eau. Il est probable que l'on reconnaîtra que la potasse pure a de l'affinité pour plusieurs oxides métalliques,

Si l'on brûle le potassium ou le sodium sur du verre exempt d'oxides métalliques, et qu'on les chauffe fortement; ou bien si la potasse et la soude sont obtenus de leurs métaux par l'action d'une petite quantité d'eau, la couleur des alcalis approche du blanc; mais dans leurs autres propriétés, ils ressemblent aux alcalis formés sur des supports métalliques. Leur difficile fusibilité les distingue d'ailleurs considérablement de la potasse et de la soude préparées à l'alcool.

M. d'Arcet, et mieux encore M. Berthollet, ont fait voir que la perte de poids de la potasse ordinaire fondue et de la soude, lors de leur combinaison avec les acides, était due à l'expulsion de l'eau contenue dans ces alcalis. M. Berthollet la porte pour la potasse à 13,9 pour cent; et M. d'Arcet à 27 ou 28 pour la potasse, et 28 ou 29 pour la soude (1).

J'ai dit dans ma dernière leçon Bakérienne, que mes propres résultats me portaient à conclure, que la potasse fondue tient pour cent parties, 16 à 17 parties d'eau, en prenant pour étalon la potasse formée par le potassium brûlé dans le gaz oxygène.

---

(1) *Annal. de Chim.*, tom. LXVIII, pag. 190.

L'expérience de laquelle j'ai tiré mes conclusions, fut faite par l'action de la silice et de la potasse fondues ensemble, et j'ai considéré la perte de poids, comme, indiquant la quantité d'humidité.

Je ne connaissais la mention d'aucune opération dans laquelle l'eau aurait été recueillie immédiatement des alcalis fixes, mis en ignition, et ce genre d'expérience me paraissait nécessaire pour éclaircir complètement ce sujet.

Je chauffai donc ensemble, dans une cornue de verre vert, 40 grains de potasse (calcinée préalablement au rouge pendant plusieurs minutes), et 100 grains d'acide boracique chauffé à blanc pendant près d'une heure. La cornue avait été soigneusement pesée, et jointe à un petit récipient, également pesé; la bulbe de la cornue fut alors chauffée jusqu'au rouge-cerise; il y eut une violente effervescence dans l'intérieur de la cornue, un fluide se condensa dans le col, et passa dans le récipient. Cette opération étant terminée, toute la cornue fut fortement chauffée; et l'on trouva qu'elle avait perdu en poids 6 grains  $\frac{1}{2}$ , le récipient en ayant acquis 5,8. Le fluide contenu dans celui-ci était de l'eau tenant en dissolution une petite

quantité d'acide boracique, et qui ayant été évaporée ne laissa pas une quantité de résidu appréciable.

Une semblable expérience faite sur la soude, chauffée au rouge, mais dans laquelle l'eau recueillie ne fut pas pesée, indiqua pour 100 de soude 22,9 d'eau.

On pourrait peut-être croire qu'une partie de l'eau dégagée dans ces opérations a été fournie par l'acide boracique, ou formée par quelque combinaison; mais les expériences suivantes montrent que cela n'a pas lieu d'une manière sensible.

J'ai chauffé au rouge 8 grains de potassium, avec environ 50 grains d'acide boracique, le tout mis dans un tube de platine communiquant à un tube de verre maintenu très-froid; cependant il ne s'est point séparé d'eau par ce procédé. J'ai mêlé quelques grains de potassium avec de l'oxide rouge de mercure, et chauffé ce mélange jusqu'à ignition en contact avec l'acide boracique, mais il ne se volatilisa d'autre produit que le mercure.

Après avoir fait un peu de potasse dans un tube de verre par la combustion du potassium, et l'ignition de son peroxide, j'y ajoutai de l'acide boracique sec, et portai

ce mélange à une chaleur rouge. Il se forma un sous-borate de potasse, sans le plus petit indice d'existence d'eau (1).

---

(1) Ces expériences ne doivent pas cependant être considérées comme prouvant que l'acide boracique qui a été chauffé à blanc est totalement privé d'eau ; elles montrent seulement qu'un tel acide n'en dégage pas par sa combinaison avec la potasse pure, quoique chauffée au rouge. J'ai reconnu que l'acide boracique en parfaite fusion, qui avait été longtems exposé au soufflet d'une forge, et avait cessé depuis longtems de faire effervescence, donnait cependant des bulles de gaz hydrogène, par l'action de la limaille de fer sèche. Ayant tenu 54 grains d'acide boracique en complète fusion, dans un creuset de platine, j'y ajoutai 75 grains de flint-glass qui avait été préalablement chauffé à blanc, et pulvérisé immédiatement dans un mortier de fer ; l'on éleva la température pour produire la combinaison : il se fit une abondante effervescence, et il se trouva qu'après une forte ignition soutenue pendant une demi-heure, le mélange avait perdu 3 grains et quart de son poids.

Lorsque les combinaisons de l'acide boracique avec la potasse ou la soude, qui ont été chauffées au rouge, sont portées à un degré beaucoup plus haut de température, il y a une perte de poids. Ainsi, dans une expérience faite dans le laboratoire de M. John-George Children, mon ami, et qui a eu la bonté d'y coopérer, 71 grains d'hydrate de potasse, mêlés avec 96 grains d'acide boracique, préalablement chauffé

Il est évident par cette suite de faits, que

---

autant qu'il était possible au fourneau à vent, perdirent, étant fondus ensemble à une chaleur rouge 11 grains, et en forçant la température jusqu'au blanc, la perte approcha d'environ 13 grains.

55,5 grains d'hydrate de soude mêlés à 80 grains d'acide boracique, furent examinés à plusieurs reprises dans un procédé de cette sorte; la perte de poids continua pendant une demi-heure, durant lequel tems, la chaleur fut souvent portée au degré blanc; et à la fin de cette période la perte totale se trouva de 14 grains, dont au moins 1 grain et demi doivent être attribués à l'acide.

95 grains de soude, chauffés à blanc dans un creuset de platine, avec 140 grains de flint-glass sec, perdirent 22,2 grains; l'on ajouta à ce mélange 80 grains de verre de borax: il se fit une vive effervescence, et après une intense ignition de quelques minutes, la perte de poids s'était encore accrue de 4 grains et demi.

L'énergie avec laquelle l'eau adhère à certains corps, dans d'autres cas, se voit par les expériences de M. Berthollet (*Mém. d'Arcueil*, tom. II, pag. 47). Il est réellement impossible de dire qu'un composé neutre, ou un acide fixe est entièrement exempt d'eau; ce sont seulement les premières portions qui s'en séparent aisément. Si l'on pouvait juger les proportions d'eau dans la potasse et la soude ordinaires, d'après leur perte de poids, lorsque ces substances se combinent avec l'acide boracique; il faudrait en attribuer 19 à 20 pour cent, au premier de ces alcalis, et de 23 à 25, au second.

la potasse et la soude ordinaires sont des hydrates, et que les corps formés par la combustion des métaux des alcalis, sont, comme je l'ai toujours dit, de purs oxides métalliques, lesquels (autant que s'étendent nos connaissances) sont exempts d'eau (1).

---

(1) Après les expériences rapportées dans mes deux derniers Mémoires, il paraîtra peut-être peu nécessaire, du moins pour ceux des chimistes anglais les plus éclairés, qui ont suivi de près les progrès de la science, d'apporter de nouvelles raisons pour prouver que le potassium et le sodium ne sont point des hydrures de potasse et de soude, particulièrement puisque MM. Gay-Lussac et Thenard, ces ingénieux défenseurs de cette manière de voir, ont reconnu dans le *Moniteur* précédemment cité, qu'elle n'était pas soutenable; mais comme ce sujet, se lie intimement aux parties les plus délicates de la philosophie chimique, et avec plusieurs objets nouveaux de recherches, quelques faits additionnels ne seront pas totalement dépourvus d'utilité.

M. Dalton, dans le deuxième volume de son ouvrage intitulé, *Nouveau système de philosophie chimique*, dont il a eu la bonté de me donner un exemplaire, adopte dans ses premières pages, l'idée que la potasse et la soude sont des oxides métalliques; mais dans les dernières, il les considère comme des corps simples, et les métaux qui en résultent, comme des composés de potasse et de soude avec l'hydrogène. Il ne donne aucun fait pour appuyer



Je reprendrai maintenant le détail des expériences que j'ai faites sur les attractions

---

son changement d'opinion ; et son principal argument se fonde seulement sur le procédé par lequel j'ai obtenu la première fois le potassium. La potasse ordinaire est un hydrate ; lorsque l'oxygène s'en dégage par l'électricité voltaïque à une surface , tandis que le potassium se montre à l'autre surface ; M. Dalton concevant que l'oxygène provient de l'eau , prétend que l'hydrogène de cette eau doit s'être combiné avec la potasse pour former le potassium. Si un tel genre de raisonnement était admis , il est évident que l'on pourrait prouver que le plomb ou le cuivre sont des hydrures de leurs oxides ; car , lorsque ces métaux sont revivifiés de leurs combinaisons acides dissoutes dans l'eau , il se produit de l'oxygène à la surface positive , et point d'hydrogène à la surface négative.

Dans mes premières expériences pour produire le potassium et le sodium , je me servais d'un faible pouvoir , et alors n'obtenant ces métaux qu'en très-petites quantités seulement , je n'apercevais aucune effervescence. Mais lorsque j'ai employé cinq cents ou mille plaques , il y avait une violente effervescence , avec une production d'hydrogène , et quelquefois d'hydrogène potassé , liée à la formation du métal.

Le potassium mis en contact avec l'hydrate de potasse chauffé au rouge , dégage abondamment de l'hydrogène , et le tout est converti en potasse difficilement fusible.

respectives du gaz oximuriatique (*murigène*), et de l'oxygène pour les métaux des alcalis fixes.

---

327 grains d'hydrate de potasse qui avaient subi l'ignition furent placés dans un canon de fusil pour agir sur 745 grains de tournure de fer chauffée à blanc. Un peu d'hydrogène s'échappa, et un peu d'hydrate de potasse resta non décomposé; toutefois on recueillit 225 pouces cubiques de gaz inflammable, et 50 grains de potassium; il s'était de plus formé une grande quantité d'alliage de fer et de potassium, de sorte que l'on ne peut guère douter que tout l'hydrogène dû à la décomposition de l'hydrate de potasse n'ait été mis en liberté.

M. Dalton croit que le potassium et le sodium sont des matières analogues aux combinaisons de l'hydrogène avec le soufre, le phosphore et l'arsenic; mais je ne sais comment établir aucune similitude entre l'hydrogène sulfuré, qui est un corps gazeux, soluble dans l'eau et jouissant des propriétés acides, et un métal solide, extrêmement inflammable, qui par sa combustion produit de l'alcali. L'on pourrait aussi bien comparer le potassium à l'acide carbonique. M. Dalton considère la volatilité du potassium et du sodium, comme favorables à l'idée qu'ils contiennent de l'hydrogène; mais ils sont moins volatils que l'antimoine, l'arsenic et le tellure, et sur-tout que le mercure. Il appuie aussi cette idée, sur leur peu de pesanteur spécifique. J'ai déjà eu occasion d'examiner cet argument que M. Ritter a avancé le premier; mais il n'est pas inutile d'ajouter que si le potassium est

Ayant placé dans une cornue de verre vert un grain de potassium, je l'ai brûlé dans du gaz oxigène fourni par un robinet, et j'ai chauffé jusqu'au rouge l'oxide résultant, pour le convertir en potasse : un demi-pouce cubique de gaz oxigène avait été absorbé. Le vide fut fait dans la même cornue, et l'on y admit du gaz oximuriatique (*murigène*)

---

un composé d'hydrogène et de potasse, l'hydrate de potasse doit contenir une égale quantité d'hydrogène avec l'addition d'un autre élément léger ; savoir, l'oxigène qui devrait plutôt diminuer qu'accroître la pesanteur spécifique du composé. M. Dalton dit, pag. 488, que le potassium en décomposant le gaz et l'oxide nitreux, donne un produit semblable à l'hydrate de potasse calciné ; cela n'a point lieu, et il ne doit pas renvoyer à l'expérience. J'ai reconflu par plusieurs essais faits avec beaucoup de soins, que le potassium enlève à ces gaz l'oxigène et un peu d'azote, et forme alors une combinaison fusible, qu'une chaleur rouge décompose avec dégagement de l'azote et d'une partie de l'oxigène, et qui devient *potasse*, et non point hydrate de potasse calciné.

MM. Gay-Lussac et Thenard se sont convaincus eux-mêmes, que le potassium et le sodium ne sont point des hydrures de potasse et de soude, par une méthode semblable à celle que j'ai adoptée et publiée quelques mois auparavant ; savoir, en produisant des sels neutres avec ces métaux.

très-pur. A l'instant la couleur de la potasse devint blanche, et par une douce chaleur, le tout fut converti en muriate de potasse (1): un pouce cube et un huitième de gaz oximuriatique (*murigène*) fut absorbé, et il y eut exactement un demi-pouce cube d'oxygène engendré. Pendant cette opération, le baromètre était à 30,3 pouces, et le thermomètre à 62° de Fahrenheit. J'ai fait plusieurs autres expériences de cette sorte, mais celle-ci est la seule à laquelle je puisse avoir une entière confiance. Lorsque j'ai tenté d'opérer sur de plus grandes quantités de potassium, la cornue ordinairement se brisait pendant le refroidissement du verre; et si j'employais des capsules métalliques, il n'était plus possible d'obtenir aucun résultat exact. Le potassium était étendu en lame mince, et communément était fort oxidé avant son admission dans la cornue; ce qui rendait l'absorption de l'oxygène un peu moindre qu'elle n'aurait dû être. Dans l'ex-

---

(1) Ne s'agit-il point ici de l'oximuriate de potassium (*muride de potassium*); car d'où viendrait l'hydrogène nécessaire, d'après les principes de l'auteur, pour constituer l'acide muriatique?

(Note du traducteur.)

périence dont il s'agit le métal avait été chauffé dans le vide, avant sa combustion; afin de décomposer l'eau contenue dans la croûte superficielle de potasse: car toutes les fois que l'on omettait cette précaution, il se sublimait de l'hydrate de potasse qui garnissait la partie supérieure de la cornue, et le gaz oximuriatique (*murigène*), en séparait de l'eau aussi bien que de l'oxygène.

Le phénomène de la séparation de l'eau de l'hydrate de potasse par le gaz oximuriatique (*murigène*), fut heureusement rendu sensible dans une expérience où j'introduisis le gaz oximuriatique (*murigène*) sur le peroxide de potassium, formé dans une grande cornue, et dans laquelle le potassium avait été recouvert d'une croûte considérable d'hydrate de potasse. Le haut de la cornue et son col contenaient un sublimé blanc d'hydrate, qui s'était élevé pendant la combustion, et était parfaitement opaque. Aussitôt que le gaz fut admis, le sublimé devint transparent par l'accession des vapeurs d'eau formées, et en chauffant le verre à l'endroit de son contact avec la matière sublimée, son opacité fut rétablie par l'expulsion de l'eau.

Dans les différens cas où j'ai chauffé la

potasse sèche, ou des mélanges de potasse et de peroxide, dans le gaz oximuriatique (*murigène*), il n'y eut point d'humidité séparée, si ce n'est lorsque le gaz contenait de la vapeur d'eau; et le gaz oxigène dégagé par cette opération, quand la température était fortement élevée, correspondait exactement à celui absorbé par le potassium.

Lorsque le gaz acide muriatique était introduit sur la potasse obtenue par la combustion du potassium, il se formait à l'instant de l'*oximuriate de potassium* (*muride de potassium*) et de l'eau (1). Je n'ai point fait d'expérience exacte pour déterminer les quantités d'acide muriatique décomposé par la potasse; mais j'ai fait une recherche scrupuleuse sur la nature de la décomposition mutuelle de cet acide, et de l'hydrate de potasse.

Dix grains de cette dernière substance furent chauffés au rouge dans une capsule de platine qui avait été soigneusement pesée; le tout fut introduit dans une cornue d'abord vide d'air, et que l'on remplit ensuite de gaz acide muriatique. L'hydrate de potasse

---

(1) C'est-à-dire du *muriate de potasse*.

fat chauffé par une lampe à alcool ; l'eau se sépara instantanément en grande abondance , et le muriate de potasse fut formé (1). L'on entretint une forte chaleur jusqu'à ce que l'opération fût complète. La capsule fut alors retirée et pesée ; elle avait acquis en poids 2 grains  $\frac{1}{5}$ . L'on versa sur la matière un peu d'acide muriatique liquide pour s'assurer de la parfaite neutralisation ; mais la capsule ayant été chauffée au rouge , elle n'offrit aucune augmentation de poids.

Les phénomènes paraissent précisément analogues dans quelques expériences où j'ai fait agir le sodium et la soude sur le gaz oximuriatique (*murigène*) ; mais le sodium , comme l'on devait s'y attendre , absorba près de deux fois autant de gaz que le potassium.

Lorsque le sel marin calciné , est chauffé avec le potassium , il y a décomposition immédiate ; et si l'on pousse le mélange à une chaleur rouge , l'on obtient le sodium pur ;

---

(1) N'est-ce pas encore ici de l'oximuriate de potassium, ou muride de potassium, que l'auteur a voulu désigner ?

{ Observation du traducteur. }

c'est un procédé qui fournit une manière commode, et le seul que j'ai toujours adopté dans ces derniers tems pour me procurer ce métal. Point d'hydrogène ne se dégage dans cette opération, et deux parties de potassium produisent plus d'une partie de sodium.

D'après la série de proportions que j'ai donnée dans mon dernier Mémoire, il est évident que 1 grain de potassium doit absorber 1,08 pouce cubique de gaz oximuriatique (*muriqène*); et que la potasse formée par 1 grain de potassium doit décomposer environ 2,16 pouces cubiques de gaz acide muriatique; or ces estimations s'accordent fort bien avec les résultats de l'expérience.

La composition de la soude, telle que je l'ai déduite de l'expérience, dans ma dernière leçon Bakérienne, est de 25,4 d'oxygène pour 74,6 de métal, et cela donnerait 22 pour le nombre qui représente la proportion dans laquelle le sodium se combine avec les corps (1). D'où il est évident que 1 grain

---

(1) Ou si la soude est considérée comme un deutoxide (ou *duoxide*); ce qui semble probable d'après les expériences détaillées, pag. 4 et 44; les sels de soude devraient, dans cette supposition, contenir une double proportion d'acide. D'après l'une et l'autre



de sodium doit absorber près de 2 pouces cubiques de gaz oximuriatique (*murigène*);

---

donnée, la proportion de l'oxygène dans l'eau, doit être prise pour 7,5, et celle de l'hydrogène pour 1, quoique l'on puisse trouver d'autres nombres, diviseurs ou multiples de ceux-là, qui s'accorderaient également avec la doctrine des proportions fixes. Dans ma dernière communication à la Société Royale, j'ai cité M. Dalton comme le premier auteur de l'hypothèse que l'eau est formée d'une partie d'oxygène et d'une d'hydrogène; mais j'ai trouvé depuis que cette opinion a été avancée dans un livre publié en 1789; sous le titre de *Vue comparative des théories phlogistique et antiphlogistique*, par *William Higgins*.

Dans cet ouvrage soigné et ingénieux, M. Higgins a figuré heureusement plusieurs manières dont (dans l'hypothèse corpusculaire) les parties, ou molécules des corps peuvent être conçues se combiner; et quelques-unes de ses vues, quoique formées dans la première période des recherches, me paraissent plus soutenables, en admettant ses données, que d'autres que l'on a émises postérieurement; par exemple, il considère le gaz nitreux comme composé de 2 parties d'oxygène, et 1 d'azote. M. Higgins a également tiré une conclusion juste à l'égard de la constitution de l'hydrogène sulfuré, d'après sa décomposition électrique. Comme l'hydrogène est la substance qui se combine avec les autres corps en plus petite quantité, il est peut-être le plus propre, à être représenté par l'unité. D'après cette idée la proportion des élémens

et que la même quantité convertie en soude,

---

dans l'ammoniaque serait 3 d'hydrogène et 1 d'azote; et le nombre représentant la plus petite quantité dans laquelle l'azote est connu se combiner, serait 13,4. M. Dalton, *Nouveau système de philosophie chimique*, pag. 323 et 436, a adopté 4,7 ou 5,1, pour représenter le poids d'un atôme d'azote; il a cité mes expériences (*Recherches philosophiques et chimiques*), comme autorisant ces nombres; mais toutes les recherches, contenues dans cet ouvrage, sur l'acide nitrique, le gaz nitreux, l'oxide nitreux, et la décomposition du nitrate d'ammoniaque s'accordent beaucoup mieux avec le nombre 15,4.

Suivant M. Dalton, le nitrate d'ammoniaque contient une proportion d'acide et une d'alcali, et le nitrate de potasse deux proportions d'acide et une d'alcali; mais il est aisé de voir que c'est l'inverse qui doit avoir lieu. En effet, l'on sait que le nitrate d'ammoniaque est un sel acide, tandis que le nitrate de potasse est un sel neutre; ce qui s'accorde avec les vues précédemment établies. M. Dalton estime à 27,5 pour cent la quantité d'eau existante dans l'acide nitrique, dont la pesanteur spécifique est 1,54; et celui-ci, suivant lui, est le plus fort acide qu'il a obtenu en décomposant le nitre fondu par l'acide sulfurique, contenant seulement 19 pour cent d'eau. Le même auteur dit encore qu'une quantité donnée de cet acide sulfurique, traitée avec le nitre, produirait plus que son poids d'acide nitrique; et enfin, il suppose qu'il n'existe point d'eau dans le nitre;

devrait décomposer près de 4pouces cubiques

---

de sorte que d'après ses propres données, sa conclusion sur la quantité d'eau contenue dans l'acide nitrique est inexacte. J'ai trouvé de l'eau dans le nitre fondu, en le décomposant par l'acide boracique.

Je ne poursuivrai pas en ce moment l'examen des opinions, résultats et conclusions de mon savant ami; je suis cependant obligé d'être en dissentiment sur plusieurs d'entre elles, et de protester contre l'interprétation qu'il lui a plû de faire de mes expériences: je m'en rapporte à son jugement et à sa candeur pour la rectification de ses vues.

Il est impossible de ne pas admirer l'esprit et le talent avec lesquels M. Dalton a arrangé, combiné, pesé, mesuré, et figuré ses atômes; mais ce n'est pas, je crois, par des spéculations sur les dernières particules de la matière, que la vraie théorie des proportions fixes doit finalement être appuyée. Il est une base plus sûre dans la décomposition réciproque des sels neutres observée par Richter et Guyton-Morveau, dans les mutuelles décompositions des composés d'hydrogène et d'azote, d'azote et d'oxygène, d'eau et de gaz oximuriatique (*murigène*); dans les multiples de l'oxygène qu'offrent les composés nitreux; et dans ceux des sels acides, observés par les docteurs Wollaston et Thomson; et sur-tout dans les décompositions par l'appareil voltaïque, où l'oxygène et l'hydrogène, l'oxygène et les corps inflammables, les acides et les alcalis, etc., doivent se séparer en proportions uniformes.

*Tome LXXVIII.*

22

de gaz acide muriatique. Le muriate de soude doit, d'après cette idée, contenir une proportion de sodium représentée par 22, et une de gaz oximuriatique (*murigène*) représentée par 32,9 : estimation fort approchée de celle que l'on peut déduire d'une analyse de cette substance faite par le docteur Marcet. L'hydrate de potasse doit consister en une proportion de potasse, représentée par 48, et une d'eau représentée par 8,5 : ce qui donne pour sa composition 15,1 d'eau, et 84,9 de potasse. L'hydrate de soude doit, selon la théorie, contenir une proportion de soude de 29,5, et une d'eau de 8,5 ; ce qui donnerait pour 100 parties 22,4 d'eau. Or, ce résultat s'accorde avec les expériences que j'ai détaillées aussi bien qu'on peut l'attendre de telles conclusions.

L'on trouvera aussi que les proportions de potasse et de soude, indiquées par ces estimations, dans différentes combinaisons neutres, s'accordent très-bien avec celles tirées des analyses les plus exactes, et particulièrement de celles de M. Berthollet, où les différences sont telles que l'on peut aisément en donner l'explication.

J'ai établi dans ma dernière communication, la probabilité que dans l'hyper-oximu-

riate de potasse (*muride de potassium oxigéné*), l'oxigène est en combinaison triple avec le métal et le gaz oximuriatique (*murigène*); les nouveaux faits concernant le peroxide confirment cette idée. Le potassium parfaitement saturé d'oxigène devrait probablement contenir six proportions; car, d'après une analyse de M. Chenevix, confirmée par une autre faite dans le laboratoire de l'Institution Royale, par M. E. Davy, l'hyper-oximuriate de potasse (*muride de potassium oxigéné*), doit tenir 40,5 de potassium, 32,9 de gaz oximuriatique (*murigène*), et 45 d'oxigène.

J'ai dit, qu'en chauffant fortement le peroxide de potassium dans le gaz oximuriatique (*murigène*), tout l'oxigène était expulsé, et qu'il se formait une simple combinaison de gaz oximuriatique (*murigène*), et de potassium. Je pensai que peut-être il se ferait une combinaison à une basse température, et j'ai lieu de croire que cela est arrivé. Ayant fait un peroxide de potassium, en chauffant ce métal avec deux fois sa quantité de nitre, et ayant admis ensuite le gaz oximuriatique (*murigène*), celui-ci fut absorbé; un peu d'oxigène se dégagèa par la fusion du peroxide; mais il demeura un sel

qui, par l'action de l'acide sulfurique, fournit en même tems du gaz oximuriatique (*murigène*), et de l'acide muriatique.

Il semble évident que dans la formation de l'hyper-oximuriate de potasse (*muride de potassium oxigéné*), une quantité de potasse est décomposée par l'attraction du gaz oximuriatique (*murigène*) pour former du muriate de potasse (1), tandis que l'oxigène, au lieu d'être rendu libre dans un état naissant, entre en combinaison avec une autre portion de potasse pour former un peroxide, et ensuite avec le gaz oximuriatique (*murigène*).

Les proportions requises pour ces changemens se peuvent aisément déduire des données précédemment établies. Ainsi, cinq proportions de potasse, équivalant à 240 grains, doivent être décomposées avec un pareil nombre de proportions de gaz oximuriatique (*murigène*), égales à 164,5 gr., pour former cinq proportions de muriate de potasse (1), égales à 367 grains; et cinq

---

(1) M. Davy parle encore de muriate de potasse sans qu'il soit question d'aucune intervention d'hydrogene. Je ne sais si je m'abuse, mais il me semble

d'oxigène pesant 37,5 grains, combinées avec une de potasse pesant 48, doivent faire une combinaison triple avec une de gaz oximuriatique (*murigène*) pesant 32,9, pour former une proportion d'hyper-oximuriate de potasse (*muride de potassium oxidé*) du poids de 118,4 grains.

---

que cette équivoque plusieurs fois réitérée, donne à juger, indépendamment de toute autre raison, combien il est indispensable de recourir à des dénominations plus précises que celles jusqu'à présent usitées.

A l'occasion de l'influence des dénominations, je hasarderai un autre réflexion, malgré la défiance que j'ai de mes propres sentimens : c'est que si l'on avait pu attribuer préalablement un sens bien déterminé aux mots *combinaison* et *dissolution*, de célèbres auteurs n'auraient peut-être pas eu de dissentiment prolongé sur la question si importante des proportions constantes ou variables dans les élémens constitutifs des corps; et n'est-il pas d'autres cas où une observation semblable s'appliquerait utilement ?

(*Note du traducteur.*)

*La suite au prochain numéro.*

---

#### ERRATA du Tome LXXVIII.

Pag. 211, ligne 2, 15 ou 16 décigrammes, *licet* :  
15 ou 16 centigrammes.

---

# T A B L E

## DES MATIÈRES

Contenues dans le tome LXXVIII. .

*Premier Cahier.*

Essai sur les proportions déterminées dans lesquelles se trouvent réunis les élémens de la nature inorganique ; par M. <i>L. Berzelius.</i>	5
Notice sur quelques préparations d'or récemment employées en médecine ; par MM. <i>A.-S. Duportal et H. Pelletier.</i>	38
Analyse du gaz oléfiant ; par <i>Th. de Saussure.</i>	57
Examen du chromate de fer des montagnes Ouraliennes , en Sibérie ; par M. <i>Laugier.</i>	69
De l'effet d'une chaleur égale , longtems continuée sur les pièces pyrométriques d'argile ; par M. <i>Guyton-Morveau.</i>	73
Extrait d'un mémoire sur l'action mutuelle des oxides métalliques , et des hydrosulfures alcalins ; par M. <i>Gay-Lussac.</i>	86
Note sur la précipitation de l'argent par le cuivre ; par M. <i>Gay-Lussac.</i>	91
Lettre de M. <i>Guyton-Morveau</i> aux Rédacteurs des Annales de Chimie , sur l' <i>iris pseudo-acorus</i> , substitué au café.	95
Annonces.	103



*Deuxième Cahier.*

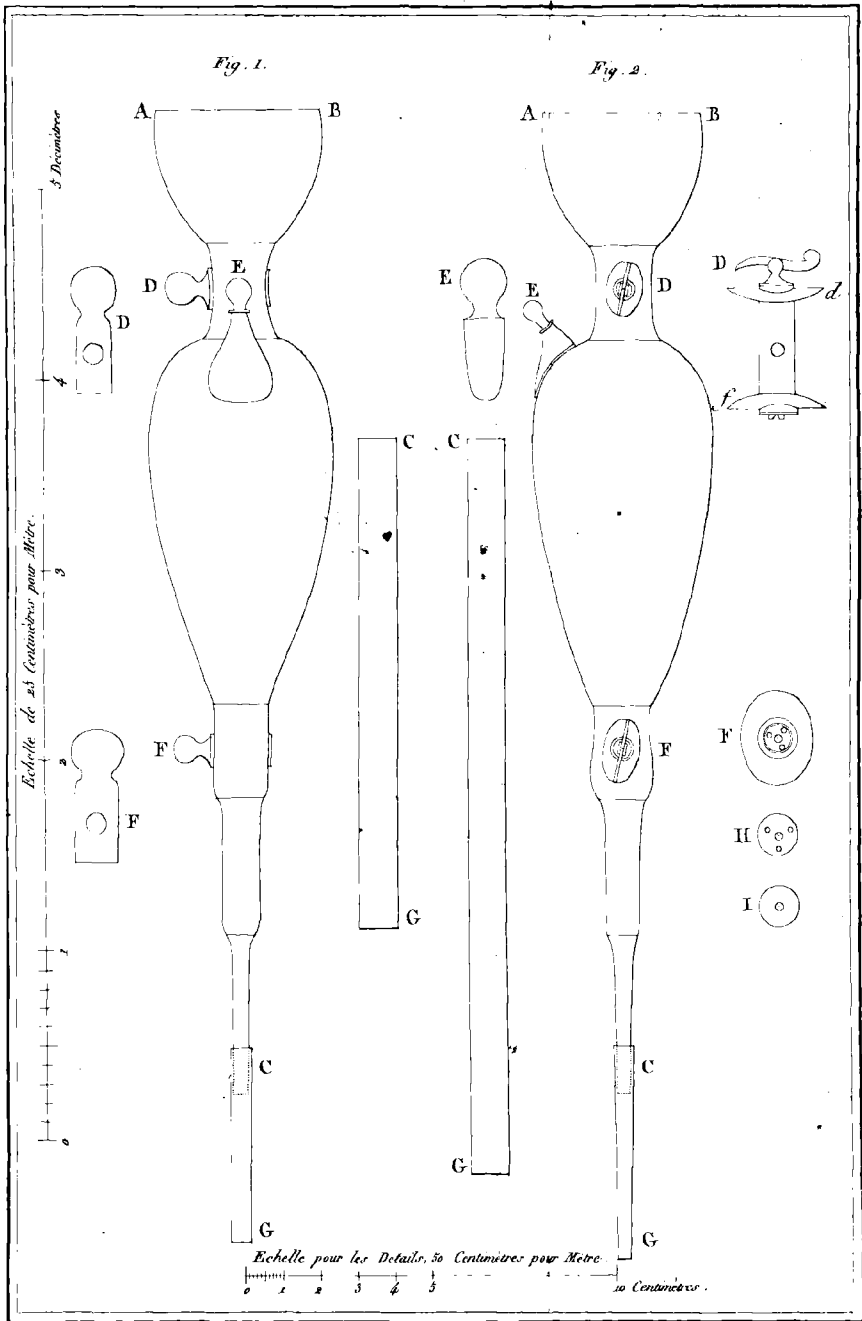
Suite du mémoire sur les proportions déterminées dans lesquelles se trouvent réunis les élémens de la nature inorganique ; par M. L. <i>Berzelius</i> .	105
Mémoire sur le nickel ; par M. <i>Richard Tupputi</i> .	133
Méthode nouvelle de produire et d'entretenir la congélation. Note communiquée par M. <i>Leslie</i> .	177
Sur le nouveau procédé de congélation de M. <i>Leslie</i> , et sur les applications de ce procédé, considéré comme moyen d'évaporation ; par MM. <i>Desormes et Clément</i> .	183
Recherches sur les avantages du café cru, pour remplacer le quinquina, considéré comme fébrifuge et comme antiseptique ; par M. <i>Grindel</i> . Extrait de la Bibliothèque médicale par M. <i>Guyton-Morveau</i> .	203
Recherches sur l'emploi du sulfate de fer dans le traitement des fièvres intermittentes, etc. ; par M. le docteur <i>Marc</i> .	209
Annonces.	212

*Troisième Cahier.*

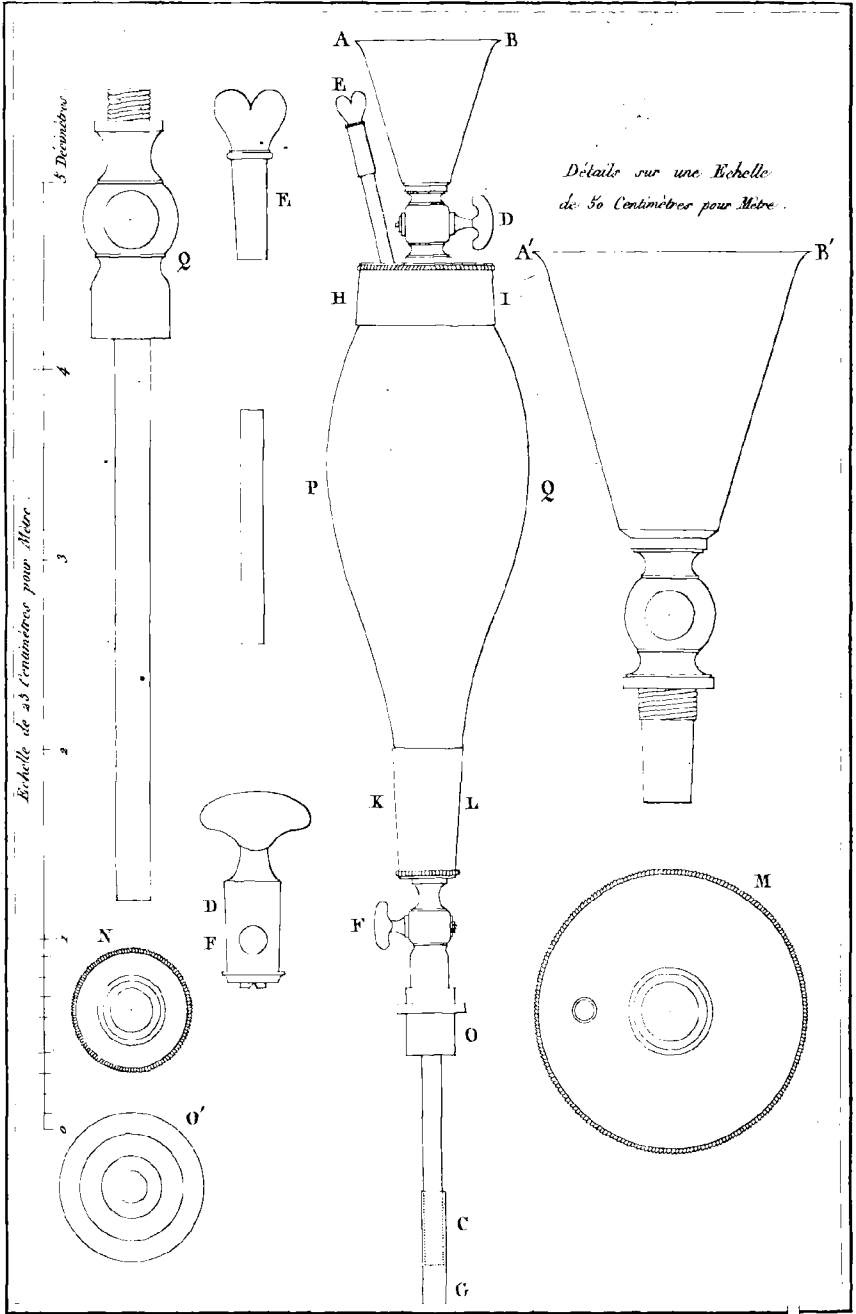
Suite du mémoire sur les proportions déterminées dans lesquelles se trouvent réunis les élémens de la nature inorganique ; par M. L. <i>Berzelius</i> .	217
Recherches physico-chimiques, etc ; par MM. <i>Gay-Lussac et Thenard</i> .	243
Nouvel éther résultant de l'action de l'acide arsenique sur l'alcool ; par M. <i>Boullay</i> .	284

Expériences sur quelques combinaisons du gaz oximuriatique et de l'oxygène, et sur les rapports chimiques de ces principes avec les corps combustibles; par M. *Davy*, traduit par M. *Prieur*. 298

*Fin de la Table des Matières.*







Civard Del.

30 Juin 1841.

Ad. Noddy.