

d'hématite manganésifère et de fer spathique, mélangés de *braunspath* et de spath calcaire qui souvent remplit des fentes en entier. De temps immémorial, on exploite ces gîtes singuliers sans faire ni puits ni galeries; mais en explorant les grottes, élargissant les passages trop étroits, et suivant les dépôts de minerais quand on en rencontre. Lorsqu'on enlève le minéral sur les parois des cavernes, la surface du calcaire mis à nu montre des traces d'une ancienne altération : ce qui semble prouver que l'infiltration du minéral a été bien postérieure à l'époque de la formation des grottes et des fentes. On a aussi exploité autrefois dans Fiberg des minerais de plomb et de cuivre, auxquels les minerais de fer servaient de gangue.

20. Aux environs d'Elbingerode.

Dans le terrain calcaire de la partie orientale du Hartz, aux environs d'Elbingerode, on exploite aussi des amas de fer hydraté : ils sont ici déposés par nids irréguliers, au milieu de masses d'argile ou de sable, qui remplissent de vastes enfoncemens creusés dans le sol calcaire par une cause inconnue.

Amas de minerais d'alluvion.

Enfin il faut citer les amas de minerais de fer d'alluvion, qui se déposent continuellement dans le fond de plusieurs vallées du Hartz. On a remarqué que ce dépôt avait particulièrement lieu dans les vallées granitiques.

On fond aussi, dans plusieurs usines à fer, des minerais provenant de gîtes exploités dans les formations secondaires qui entourent le Hartz; les gîtes, par conséquent, n'appartiennent pas aux terrains qui ont fait l'objet de ces notices.

CHIMIE. (EXTRAITS DE JOURNAUX.)

1. *Sur les gaz hydrogènes carbonés; par M. Brandes. (Annales de Chimie tome XVIII, p. 66.)*

Le gaz qui provient de la distillation du charbon de terre dans l'établissement de Wesminster a une densité de 0,443. En l'analysant de diverses manières, on trouve qu'il est composé de 0,40 de gaz oléfiant au plus, et de 0,60 de gaz hydrogène en volume, et qu'il ne contient point de gaz hydrogène carboné léger. Un des meilleurs moyens de l'analyser est de le mêler avec du chlore, et d'exposer le mélange sur l'eau dans un tube d'un pouce de diamètre, à la lumière ordinaire du jour, en ayant le plus grand soin d'exclure les rayons directs du soleil. Au bout de vingt-quatre heures, le gaz oléfiant et l'excès de chlore sont absorbés par l'eau, et il reste du gaz hydrogène pur.

Le gaz obtenu de la décomposition de l'huile de baléine a une densité de 0,769 : il contient 0,25 d'hydrogène, et 0,75 de gaz oléfiant en volume.

Les gaz retirés de l'acétate de potasse, de l'alcool, de l'éther, et celui qu'on obtient en faisant passer de l'eau en vapeur sur du charbon rouge, sont des mélanges d'acide carbonique, d'oxide de carbone, d'hydrogène et de gaz oléfiant. Pour les analyser; on sépare l'acide carbonique par la potasse; on mêle le résidu avec trois fois

son volume de chlore, et on expose le mélange à la lumière ordinaire du jour, dans un tube d'un demi-pouce de diamètre, et sur l'eau; le gaz oléfiant et le chlore sont absorbés, et il reste un mélange de gaz hydrogène et d'oxide de carbone, que l'on fait détonner avec l'oxigène. Si l'on n'avait pas la précaution de préserver le mélange du contact des rayons directs du soleil, la plus grande partie de l'oxide de carbone serait aussi absorbée.

Il n'y a dans les divers gaz inflammables d'autres combinaisons définies de carbone et d'hydrogène que le gaz oléfiant.

2. *Sur les gaz hydrogènes carbonés; par le Docteur Henry.* (Annales de chimie, tome XVIII, p. 72.)

Gaz hydrogène carboné léger.

Le gaz hydrogène carboné léger est, ainsi que l'ont avancé Dalton, sir H. Davy et le docteur Thomson, un composé défini, caractérisé par la propriété de demander, pour sa combustion complète, deux fois son volume d'oxigène, et de produire un volume d'acide carbonique égal au sien. Lorsqu'il est très-pur, sa pesanteur spécifique est de 0,556: il est un peu soluble dans l'eau et il peut en être dégagé par la chaleur sans éprouver aucune altération. Lorsqu'on le mêle avec du chlore, et qu'on expose le mélange soit aux rayons solaires, soit à la lumière diffuse, même par un jour sombre, il est totalement décomposé au bout d'un temps plus ou moins long. Si l'on emploie quatre fois son volume de chlore, il en résulte un vo-

lume d'acide carbonique et de l'acide muriatique. Si l'on emploie moins de quatre volumes de chlore, le résidu est composé d'acide muriatique, d'acide carbonique, d'oxide de carbone et d'hydrogène carboné. Pour que ces décompositions aient lieu, la présence de l'eau ou de l'humidité est indispensable: si les gaz étaient parfaitement desséchés, ils n'éprouveraient aucune altération, même à la lumière solaire; ils n'éprouvent non plus aucune altération, lorsque, quoiqu'en contact avec de l'eau, on les tient dans une obscurité parfaite.

L'air inflammable des mines de charbon de terre est du gaz hydrogène carboné léger.

Le gaz des marais est aussi de la même nature; mais il contient ordinairement un mélange de $\frac{1}{17}$ d'acide carbonique et $\frac{1}{20}$ d'azote en volume; sa pesanteur spécifique varie de 0,582 à 0,586; il provient évidemment de la décomposition de l'eau par des substances qui renferment du carbone.

Le gaz hydrogène pur est absorbé par le chlore dans les mêmes circonstances que le gaz hydrogène carboné léger. Il ne l'est pas dans l'obscurité.

Le gaz oxide de carbone se comporte de la même manière avec le chlore.

Le gaz oléfiant au contraire est décomposé promptement par le chlore, même dans l'obscurité la plus parfaite; il en est de même des huiles volatiles qui peuvent se trouver mélangées avec ce gaz.

De ces faits on déduit une méthode exacte pour analyser les gaz inflammables, qui sont en général des mélanges d'hydrogène, d'hydrogène

Analyses des gaz inflammables.

carboné léger, d'oxide de carbone, d'un peu de gaz azote, de gaz oléfiant, et, à ce qu'il paraît, d'huiles volatiles.

Après avoir déterminé sur une portion du gaz quelle est la quantité de chlore qu'il est nécessaire d'employer, on introduit un volume suffisant de ce dernier dans un récipient renversé sur l'eau et défendu de la lumière par un couvercle opaque : s'il doit y avoir une grande absorption, on n'ajoute le gaz inflammable au chlore que par petites portions, pour éviter une trop grande élévation de température; dans le cas contraire, on l'ajoute en une seule fois. On laisse le mélange pendant trente ou quarante minutes à l'abri de toute lumière; on lave ensuite le résidu en toute hâte avec une dissolution de potasse, et on en essaye une petite portion avec le chlore pour s'assurer que l'action de ce gaz est épuisée; on mesure le résidu, et l'on a par différence le volume qu'occupait le gaz oléfiant, pur ou mélangé d'huile. Le résidu est un mélange d'hydrogène, d'hydrogène carboné léger et d'oxide de carbone. On ne possède d'autre moyen pour déterminer sa composition, que d'en prendre la densité, de le faire détonner avec du gaz oxigène, de mesurer le volume du résidu et le volume du gaz acide carbonique produit, et d'évaluer la proportion de chaque gaz par le calcul. On ne peut compter sur une pareille évaluation qu'autant que la densité du mélange hypothétique, conclue de celle de chacun de ses ingrédients, est la même que celle du gaz soumis à l'analyse; mais lorsque cette coïncidence a lieu, on connaît la nature du mélange gazeux avec toute l'évidence que le sujet comporte. L'analyse de

ces gaz se fait facilement sur un volume de 60 à 80 pouces cubes.

Lorsque le gaz soumis à l'analyse ne contient pas d'huile, l'absorption par le chlore fait connaître exactement la proportion du gaz oléfiant; mais lorsqu'il renferme de l'huile, on ne peut que déterminer les quantités de carbone et d'hydrogène contenues dans la portion absorbée, et il faut pour cela faire une opération de plus. Cette opération consiste à prendre la densité du gaz entier, et à le faire détonner avec du gaz oxigène : du résultat on conclut les quantités relatives de carbone et d'hydrogène, et en retranchant celles que l'on trouve dans le gaz qui reste après le traitement par le chlore, on a la composition de la partie du gaz qui a été absorbée. On reconnaît que la partie absorbée est du gaz oléfiant lorsqu'elle a consommé trois volumes d'oxigène, et produit deux volumes d'acide carbonique; quand la consommation d'oxigène, ainsi que le produit en acide carbonique, sont plus considérables, c'est une preuve que le gaz oléfiant est mélangé d'une substance qui contient beaucoup plus de carbone que lui : tout porte à croire que cette substance est une huile très-volatile : la densité de la vapeur de cette huile est beaucoup plus grande que celle du gaz oléfiant.

Les gaz que l'on obtient de la distillation de l'huile et du charbon de terre varient beaucoup de composition; ils sont d'autant plus carbonés et leur pouvoir d'illumination est par conséquent d'autant plus grand, qu'ils ont été préparés à une température moins élevée.

3. *Sur deux nouveaux composés de chlore et de carbone* ; par M. Faraday. (Annales de Chimie, tome XVIII, p. 48.)

Perchlorure : On obtient le perchlorure de carbone en laissant agir le chlore sur de l'éther chlorique, ou en exposant à la lumière solaire un mélange d'une partie de gaz oléfiant et de 8 à 9 parties de chlore.

Ce chlorure est cristallin, friable, incolore, transparent ; son odeur ressemble à celle du camphre, sa saveur est très-faible : sa pesanteur spécifique est de 2. Il n'est pas conducteur de l'électricité : son pouvoir réfringent est au-dessus de celui du flint-glass ; il se volatilise lentement à la température ordinaire ; il se fond à 160^{d} , et il entre en ébullition à 182^{d} . Il est insoluble dans l'eau ; mais il se dissout bien dans l'alcool, dans l'éther et dans l'huile : ces dissolutions ne sont pas troublées par le nitrate d'argent ; il brûle difficilement ; mais lorsqu'on le fait passer à travers un tube rouge de feu, après l'avoir mélangé avec du gaz oxygène, il est complètement décomposé.

La plupart des métaux et des oxides métalliques (notamment le deutoxide de cuivre) le décomposent aussi à l'aide de la chaleur. Avec les métaux, il se forme des chlorures et il se dépose du charbon ; avec les oxides, il se forme des chlorures, de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone : dans l'un et l'autre cas, on n'aperçoit aucune vapeur d'eau. La baryte, la strontiane et la chaux agissent sur le perchlorure de carbone comme les oxides métalliques ; la décomposition a lieu avec une vive lumière.

Les acides, les alcalis, etc., sont sans action sur le perchlorure de carbone par la voie humide.

L'hydrogène le transforme, à la chaleur rouge, en charbon et en acide muriatique ; l'iode, le soufre, le phosphore, agissant à une douce chaleur, lui enlèvent une partie de son chlore ; il est composé de :

Chlore..... 0,8982 ... 3 atomes.

Carbone..... 0,1018 ... 2 atomes.

On prépare le proto-chlorure en faisant passer lentement le perchlorure dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, et contenant des fragmens de quartz. Proto-chlorure.

C'est un liquide incolore et limpide : sa densité est de 1,5526, son pouvoir réfringent est à-peu-près comme celui du camphre : il ne conduit pas l'électricité, et il est incombustible. Il est encore liquide à 18^{d} ; il se volatilise à 75^{d} ; il est insoluble dans l'eau et il se dissout dans l'alcool, l'éther et les huiles. Il se comporte avec le gaz oxygène, le gaz hydrogène, les acides, les alcalis, les métaux et les oxides comme le perchlorure.

Il dissout le chlore, l'iode, etc. : la dissolution de chlore exposée à la lumière produit du perchlorure. Il est composé de :

Chlore..... 0,855 ... 1 atome.

Carbone..... 0,145 ... 1 atome.

4. *Sur l'éther iodique ; par M. Faraday. (Annales de Chimie, tome XVIII, p. 56.)*

Lorsqu'on expose aux rayons solaires de l'iode en contact avec du gaz oléfiant, il se forme peu-à-peu des cristaux, qui sont un composé triple d'iode, de carbone et d'hydrogène, analogue à l'éther chlorique. Ce composé peut être séparé d'un excès d'iode, au moyen de la potasse. Il est cristallin, incolore, friable ; son odeur est agréable et sa saveur douceâtre : il n'est pas conducteur de l'électricité ; à la chaleur il commence par se fondre, il se sublime ensuite sans se décomposer et se condense en cristaux prismatiques. Une température élevée le décompose et en sépare l'iode : il est soluble dans l'alcool et dans l'éther ; mais ni l'eau, ni les alcalis, ni les acides, ne peuvent le dissoudre.

5. *Préparation du protoxide d'azote ; par M. Grouvelle. (Annales de Chimie, tome XVII, p. 351.)*

On peut obtenir le protoxide d'azote en chauffant du muriate d'ammoniaque avec le nitrate d'un métal susceptible de former un chlorure fixe ; par exemple, avec le nitre : les meilleures proportions à employer sont :

Nitre..... 3
Sel ammoniac..... 1

6. *Recherches sur l'action de l'acide fluoborique sur l'alcool ; par M. Desfosse, (Annales de Chimie, tome XVI, p. 72.)*

L'acide fluoborique produit avec l'alcool un éther analogue à l'éther sulfurique : cette éthérification a probablement lieu en raison de l'affinité de l'acide fluoborique pour l'eau ; elle ne donne pas naissance à de l'huile douce du vin, et l'acide ne paraît pas altéré dans sa nature.

Pour préparer l'éther fluoborique, on met dans une fiole de l'acide borique vitrifié avec deux fois son poids de fluat de chaux et une suffisante quantité d'acide sulfurique, et on reçoit le gaz que ce mélange dégage dans une quantité d'alcool à 38^d égale en poids au fluat de chaux. On introduit l'alcool saturé de gaz dans une fiole, à laquelle on adapte des flacons qui plongent dans de l'eau froide, et l'on distille ; on obtient de l'éther très-mélangé d'acide : on le débarrasse de cet acide, en le distillant, après l'avoir saturé par la potasse caustique ; on le rectifie ensuite sur du chlorure de calcium.

7. *Sur l'emploi du sulfate d'indigo pour déterminer la force des dissolutions de chlorure de chaux. (Annals of Philosophy, tome I, page 72.)*

Le sulfate d'indigo, est un réactif auquel on ne peut se fier en aucune manière pour déterminer la force des dissolutions de chlorure de chaux, parce que le pouvoir décolorant de ces dissolutions varie considérablement, selon leur degré de concentration ; il est en général fort augmenté par l'addition de l'eau.

10. *Note sur la propriété qu'ont les matières salines de rendre les tissus incombustibles ; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome XVIII, page 211.)*

Les tissus de laine ou de soie, et en général ceux de nature animale, sont peu combustibles; tandis que les tissus de chanvre, de lin et de coton prennent feu avec une étonnante rapidité; ce sont par conséquent les tissus de cette nature qu'on doit chercher plus particulièrement à rendre incombustibles.

On rend les tissus incombustibles, et on borne leur destruction par la chaleur à une simple calcination, en préservant leur surface du contact de l'air, et en mélangeant avec le gaz combustible que la chaleur en dégage, d'autres gaz qui ne le soient pas.

Pour remplir la première condition, on ne peut se servir de substances déliquescents ou corrosives, ni de substances terreuses, ou infusibles. Les meilleures seront celles qui se fondant à la première impression de la chaleur, couvriront exactement toute la surface des tissus et empêcheront l'air de s'en approcher; mais il faudra encore qu'elles diminuent le moins possible la souplesse de ces tissus, et qu'elles ne changent pas leur surface.

On satisfait aisément à la seconde condition en imprégnant les tissus de matières volatiles non combustibles, comme par exemple d'hydrochlorate ou de sulfate d'ammoniaque.

Il résulte des essais que nous avons faits que les matières terreuses, les sulfates de zinc, de manganèse, de fer, de soude, de potasse; l'alun,

les chlorures de potassium et de sodium, le tartrate de potasse et de soude, le carbonate et le phosphate de soude sont sans efficacité; et que les substances les plus convenables pour rendre les tissus incombustibles sont l'hydro-chlorate, le sulfate, le phosphate et le borate d'ammoniaque, le borax et quelques mélanges de ces sels: on doit les employer à l'état de dissolution, et en proportion telle, que les tissus desséchés en retiennent à-peu-près un cinquième de leur poids.

11. *Recherches sur les combinaisons des oxides avec le chlore, l'iode et le cyanogène; par M. Ph. Grouvelle. (Annales de Chimie, tome XVII, page 37.)*

Le chlore forme avec la chaux un sous-chlorure composé de :

Hydrate de chaux.....	0,679 ...	1 atome.
Chlore.....	0,321 ...	1 atome.

Ce sous-chlorure est décomposé par l'eau en hydrate de chaux et en chlorure neutre. Le chlorure neutre n'est point décomposé par la chaleur de l'ébullition. Il se change en chlorure de calcium par la calcination. Les acides le décomposent et en dégagent du chlore. Le sulfate et le phosphate d'ammoniaque y produisent un précipité de sulfate et de phosphate de chaux, et il se dégage de l'azote provenant de la décomposition de l'ammoniaque par le chlore. Il est composé de :

Hydrate de chaux.....	0,514 ...	1 atome.
Chlore.....	0,486 ...	2 atomes.

Le chlorure de baryte sec est un chlorure neutre soluble dans l'eau: sa composition et ses pro-

Tome VII. 1^{re}. livr.

F

Chlorure
de chaux.

Chlorure
de baryte.

priétés sont analogues à celles du chlorure neutre de chaux ; il contient :

Hydrate de baryte.....	0,707 ...	1 atome.
Chlore.....	0,293 ...	2 atomes.

Chlorure d'oxide de zinc.

L'hydrate de zinc se dissout dans le chlore. La dissolution est en partie décomposée par l'ébullition : évaporée à siccité, elle laisse de l'oxide de zinc.

Chlorure de magnésie et d'oxide de cuivre.

Il y a aussi un chlorure de magnésie et un chlorure d'oxide de cuivre, l'un et l'autre solubles.

Chlorure de peroxide de fer.

L'hydrate de peroxide de fer se dissout aussi dans le chlore ; mais la dissolution, soumise à l'ébullition, se décompose et tout l'oxide se précipite.

Autres métaux.

Les oxides d'antimoine, de bismuth, d'étain, de tellure, l'alumine, ne se dissolvent pas dans le chlore. Le protoxide de plomb se change en peroxide et en chlorure métallique. Le deutoxide de barium est décomposé sur-le-champ par le chlore liquide, il se dégage de l'oxigène et il se forme du chlorure de baryte. Les protoxides de cobalt, de nickel et de manganèse sont sur-oxidés par le chlore, qui n'attaque pas les nouveaux oxides formés.

Iodures d'oxides.

L'iode, à environ 200° et au-dessous, s'unit à tous les oxides alcalins, hydratés et anhydres, et avec l'oxide de zinc.

Cyanures d'oxides.

Les hydrates de strontiane, de chaux, de manganèse et de cobalt se combinent facilement avec le cyanogène : ils noircissent et se dissolvent dans l'eau, qu'ils colorent fortement. Ces cyanures sont composés d'un atome d'oxide et de deux atomes de cyanogène.

Les hydrates de zinc et de fer ne se combinent point avec le cyanogène.

12. *Recherches sur les oxido-chlorures ; par M. Ph. Grouvelle. (Annales de Chimie, tome XVII, page 42.)*

Lorsqu'on traite l'oxide rouge de mercure par le chlore liquide en excès, on obtient promptement une matière noire cristalline, qui est une combinaison d'oxide rouge et de deuto-chlorure de mercure, ou un *oxido-chlorure*. La liqueur retient en dissolution du chlorure et du chlorate de mercure.

C'est le même oxido-chlorure que l'on produit en précipitant le deuto-chlorure, sur-tout à chaud, par la potasse caustique non en excès.

Ce composé donne, lorsqu'on le chauffe dans un tube de verre, du gaz oxigène, du protochlorure mêlé d'un peu de deuto-chlorure, et de l'oxide rouge de mercure : la proportion de ces diverses substances prouve que l'oxido-chlorure est composé de :

Oxide rouge de mercure.....	0,799 ...	5 atomes.
Deuto-chlorure de mercure...	0,201 ...	1 atome.

La matière que l'on obtient en traitant le chlorure d'antimoine neutre par l'eau est un oxido-chlorure. Soumis à l'action de la chaleur, il fond sans se décomposer. Calciné avec de l'hydrochlorate d'ammoniaque sec, il dégage de l'ammoniaque et donne naissance à un chlorure volatil. Chauffé dans un tube de verre avec du soufre, il se convertit en sulfure avec dégagement de gaz acide sulfureux. Il est décomposé par la potasse bouillante. Il contient :

Protoxide d'antimoine.....	0,82 ...	7 atomes.
Chlorure d'antimoine.....	0,18 ...	1 atome.

Oxido-chlorure de bismuth.

Le sous-chlorure de bismuth est un oxido-chlorure analogue à celui d'antimoine.

Ammonio-chlorures.

Beaucoup de chlorures, tels que les chlorures d'étain, de phosphore, de calcium, d'antimoine, de zinc et de mercure, absorbent le gaz ammoniac sec, et forment avec cet alcali des combinaisons que l'on peut appeler *ammonio-chlorures*.

Ammonio-chlorure de phosphore.

Le composé d'ammoniaque et de perchlorure de phosphore paraît indécomposable par le feu, tant qu'il ne trouve pas d'eau à absorber. La potasse liquide en chasse l'ammoniaque et le convertit en phosphate et en hydro-chlorate. L'eau ne l'attaque qu'avec beaucoup de difficulté; elle finit par le changer en phosphate et en hydro-chlorate neutre d'ammoniaque. D'après cela, on trouve que l'ammonio-chlorure de phosphore doit contenir :

Chlorure de phosphore.	0,655	... 1 atome.
Ammoniaque.	0,565	... 7 atomes.

Le chlorure de soufre est immédiatement décomposé par le gaz ammoniac sec, qui en précipite le soufre et convertit le chlore en hydro-chlorate d'ammoniaque : il y a production de chaleur et dégagement d'azote.

Ammonio-chlorure d'étain.

L'ammonio-chlorure d'étain est fixe et indécomposable par lui-même. Il se dissout assez facilement dans l'eau tiède; la dissolution est très-acide : cette dissolution, évaporée à siccité, laisse, après le dégagement d'une trace d'ammoniaque, un composé d'apparence saline, soluble dans l'eau, et qui, chauffé dans un tube de verre, donne, après un grand dégagement d'ammoniaque, de l'oxide d'étain, et une matière volatile soluble dans l'eau : cette matière volatile paraît être

une combinaison d'hydro-chlorate d'étain et d'hydro-chlorate d'ammoniaque : sa dissolution est décomposée par la chaleur en oxide d'étain gélatineux qui se dépose, et en hydro-chlorate d'ammoniaque.

L'ammonio-chlorure d'étain est composé de :

Chlorure d'étain.	0,79	... 1 atome.
Ammoniaque.	0,21	... 4 atomes.

Le deuto-chlorure de mercure absorbe un atome de gaz ammoniac. Dissous dans l'eau, il laisse déposer une partie de l'oxide de mercure à l'état d'ammoniaque d'oxide blanc. La potasse caustique, versée dans la liqueur, en précipite tout le reste du métal dans le même état de combinaison. D'après cela, l'ammonio-chlorure de mercure doit être composé de :

Deuto-chlorure de mercure.	0,94	... 1 atome.
Ammoniaque.	0,06	... 1 atome.

Le cyanure et le deutoxide de mercure forment ensemble un oxido-cyanure.

15. *Observations sur le mémoire de M. Berzelius, relatif à la composition des prussiates ou hydrocyanates triples (1); par M. Robiquet. (Annales de Chimie, tome XVII, page 196.)*

M. Porrett et M. Robiquet ont avancé que les prussiates triples sont le produit de la combinaison d'une base avec un acide particulier, dont le fer métallique est un des élémens (2). M. Ro-

(1) Voyez *Annales des Mines*, t. VI, p. 115.

(2) Voyez *Annales des Mines*, t. V. p. 163 et 165.

biquet considère cet acide comme contenant les élémens de l'acide hydro-cyanique et du cyanure de fer. M. Berzelius ne croit pas à son existence, et selon lui les prussiates doubles ferrugineux sont formés d'un atome de cyanure de fer et de deux atomes de cyanure d'un autre métal.

M. Robiquet regarde comme certain, d'après les nouvelles expériences qu'il a faites, que le prussiate triple de potasse, une fois desséché, ne contient plus d'hydrogène, ainsi que l'a annoncé M. Berzelius; mais malgré l'autorité de ce savant chimiste, il pense qu'on ne saurait admettre avec lui qu'il en est de même pour tous les prussiates triples; il ne voit rien qui autorise à nier l'existence de l'acide ferro-cyanique, et plusieurs considérations le déterminent au contraire à persister dans sa première opinion.

1°. M. Berzelius prétend que le produit acide obtenu par MM. Porreit et Robiquet, en décomposant les prussiates triples, n'est autre chose qu'un hydrocyanate acide de protoxide de fer; mais comment s'imaginer, dit M. Robiquet, qu'un acide aussi facilement décomposable, aussi faible que l'acide prussique, et qui ne peut neutraliser aucune portion de base alcaline, devienne susceptible de s'unir si intimement avec le protoxide de fer, que non-seulement il peut le neutraliser, mais en outre constituer avec lui une combinaison fixe, cristallisable, dans laquelle la propriété acide est beaucoup plus développée que dans l'acide primitif, tandis que toutes les autres qualités si tranchantes de cet acide sont pour ainsi dire éteintes.

2°. Lorsqu'on mêle une dissolution de muriate neutre de protoxide de fer avec une dissolution

de prussiate de potasse, il se forme un précipité blanc de prussiate de fer, qui contient de la potasse en combinaison, et la liqueur resté neutre. Ce prussiate blanc passe peu-à-peu et complètement à l'état de bleu de Prusse, par le concours de l'air qui suroxyde le protoxide de fer, et d'un acide qui enlève la potasse (c'est en cela que l'addition d'un acide est utile dans la fabrication du bleu de Prusse). Or, à mesure que le fer se suroxyde, il acquiert une plus grande capacité de saturation, et il peut remplacer par conséquent une quantité proportionnelle de potasse: le bleu de Prusse est donc un sel neutre, et non pas un sous-sel, ainsi que le prétend M. Berzelius. D'ailleurs comment pourrait-on admettre que le bleu de Prusse contienne un excès d'oxyde, lorsqu'on sait qu'en le dissolvant dans les acides les plus énergiques et les plus concentrés, on le précipite entièrement et sans soustraction de l'eau distillée? Si le bleu de Prusse est un sel neutre, comment concevoir, dans la manière de voir de M. Berzelius, qu'il contienne du péroxide de fer? Pourrait-on raisonnablement supposer qu'un peroxide, dont l'affinité pour les acides est presque nulle, puisse saturer un acide sans énergie (l'acide prussique), et qui ne peut neutraliser la moindre portion de base alcaline, et que ce peroxide soit si irrésistiblement combiné avec cet acide?

3°. Si on met le bleu de Prusse en contact pendant un temps suffisant avec l'eau hydro-sulfurée, il y a désoxydation partielle du peroxide, et cette rétrogradation de l'oxyde ne peut avoir lieu sans une diminution relative de capacité de saturation, et par conséquent aussi sans qu'il y

ait une quantité d'acide proportionnelle de mise en liberté. Si les choses étaient telles que M. Berzelius le conçoit, c'est de l'acide hydro-cyanique seulement qui devrait être séparé dans ce cas, tandis qu'au contraire c'est de l'acide ferro-cyanique.

Certains ferro-cyanates se transforment par la dessiccation en cyanures doubles, tout comme les hydro-chlorates se transforment en chlorures; mais cette transformation n'a pas lieu dans tous les ferro-cyanates, et le bleu de Prusse en est un exemple frappant, puisque, quelque desséché qu'il soit, il offre toujours des substances hydrogénées parmi les produits de sa calcination en vaisseaux clos.

M. Robiquet ne croit pas, comme l'a avancé M. Berzelius, que la matière noire que le prussiate de potasse laisse après sa distillation soit un quadricarbure de fer. Ce résidu n'offre pas, selon lui, les caractères d'une combinaison: il est magnétique; il se rouille promptement à l'air; il se dissout facilement dans les acides avec dégagement de gaz hydrogène pur; il s'incinère avec la plus grande facilité: c'est un mélange de fer et de charbon très-divisés.

On analyse aisément le prussiate de potasse en le chauffant dans un tube, après l'avoir mélangé avec deux fois son poids d'acide borique fondu, et vingt fois son poids de deutocide de cuivre: on obtient de l'eau, qui provient de l'acide borique, et des gaz acide carbonique et azote, dont les volumes sont entre eux dans le rapport d'un à deux, etc.

14. *Sur la combinaison des cyanures avec le soufre et avec le sélénium; par M. J. Berzelius. (Annales de Chimie, t. XVI, p. 23.)*

En faisant chauffer dans une fiole du cyanure de potassium et de fer avec moitié son poids de soufre, jusqu'à fusion complète, il se forme du sulfo-cyanure de potassium et du sulfo-cyanure de fer, qui restent mélangés ensemble: si l'on chauffe plus fortement, une partie du sulfo-cyanure de fer se décompose. On obtient le sulfo-cyanure de potassium à l'état de pureté, en dissolvant dans l'eau le mélange des deux sulfo-cyanures, précipitant le fer de cette dissolution par le carbonate de potasse, évaporant à siccité, traitant le résidu par l'alcool pour séparer l'excès de carbonate de potasse, et enfin ajoutant à la liqueur quelques gouttes de sulfo-cyanure de fer, pour décomposer une petite quantité de bicarbonate de potasse qui se forme pendant l'opération, et qui se dissout dans l'alcool avec le sulfo-cyanure de potassium.

Le sulfo-cyanure de potassium a une parfaite ressemblance avec le nitre desséché; il ne contient ni eau ni hydrogène; il est soluble dans l'alcool; il se fond à la chaleur rouge sans éprouver d'altération. L'eau régale le transforme en bisulfate de potasse, etc. Il est composé de:

Potassium.....	0,4015	...	1 atome.
Azote.....	0,1453	...	2 atomes.
Carbone.....	0,1235	...	4 atomes.
Soufre.....	0,5297	...	4 atomes.

1,0000

Et le sulfure de cyanogène est composé de:

Azote.	0,2428	..	1 atome.	..	1 volume.
Carbone.	0,2063	..	2 atomes.	..	1 volume.
Soufre.	0,5509	..	2 atomes.	..	1 volume.

1,0000

On n'a pas encore pu l'obtenir en état isolé.

Il est évident que quand un sulfo-cyanure se change en hydro-cyanate sulfuré en se dissolvant dans l'eau, comme cela arrive au sulfo-cyanure de fer, le sulfure de cyanogène se combine avec l'hydrogène dégagé de l'eau par l'oxidation du métal. Or, comme pour chaque atome d'oxygène absorbé par ce dernier, il y aura deux atomes d'hydrogène à combiner avec le sulfure de cyanogène, l'acide hydro-cyanique sulfuré sera composé d'un volume égal de chacun de ses éléments, ou de :

Hydrogène.	0,0168	..	2 atomes.	..	2 volumes.
Azote.	0,2585	..	1 atome.	..	2 volumes.
Carbone.	0,2030	..	2 atomes.	..	2 volumes.
Soufre.	0,5417	..	2 atomes.	..	2 volumes.

1,0000

Les phénomènes relatifs aux sulfo-cyanures ne se laissent expliquer que par une théorie entièrement analogue à celle que l'on a adoptée, dans les derniers temps, pour les muriates, en considérant le gaz oximuriatique comme un corps simple (le chlore). Les décompositions et les recompositions de l'eau, que l'on a considérées comme une grande objection contre cette théorie, se font chez les sulfo-cyanures d'une manière qui ne laisse pas de doute sur leur réalité, et l'on peut ajouter à cela que les cyanures et sur-tout les sulfo-cyanures ont une analogie

complète avec les sels formés par des bases oxygénées et par des acides oxygénés.

Si l'on chauffe jusqu'à fusion du sélénium avec du cyanure de potassium et de fer, on obtient du sélénio-cyanure de potassium pur et qui ne retient pas de fer. Ce composé est entièrement semblable au sulfo-cyanure; il est fusible, soluble dans l'eau et dans l'alcool, mais il est moins permanent: les acides et les sels le décomposent et en séparent le sélénium. Il n'y a que les bases très-fortes qui puissent par leur présence déterminer la formation des sélénio-cyanures. Il est douteux qu'il existe des hydro-cyanates séléniés.

Le tellure ne se combine pas avec les cyanures, même à une température suffisante pour opérer la fusion de ceux-ci.

15. *Procédé pour analyser la poudre à tirer.*
(Annales de Chimie, tome XVI, page 434.)

Le procédé que l'on emploie ordinairement consiste à lessiver la poudre avec de l'eau pour séparer le nitre, et à traiter le résidu par la potasse, qui dissout le soufre et laisse le charbon. On pèse le nitre obtenu et le résidu carboné, et l'on dose le soufre par différence. Il convient de prendre deux portions de poudre: on lessive l'une pour avoir le nitre, on sèche le résidu et on le pèse; on mêle l'autre portion immédiatement avec une égale quantité de potasse et un peu d'eau, et on chauffe le mélange, le soufre se dissout rapidement; on lave ensuite jusqu'à ce que l'eau ne précipite plus par l'acétate de plomb.

Lorsque l'on veut déterminer la proportion

du soufre directement et d'une manière très-rigoureuse, il faut suivre le procédé suivant, qui est pratiqué depuis long-temps dans le laboratoire de la Direction des poudres.

On dessèche une certaine quantité de poudre pour connaître le degré d'humidité qu'elle contient. On évalue le nitre en lessivant la poudre, évaporant l'eau de lavage, et faisant fondre le résidu salin. Pour obtenir le soufre, on mêle 5 grammes de poudre avec un poids égal de sous-carbonate de potasse ne contenant point d'acide sulfurique; on pulvérise exactement le mélange dans un mortier, et on y ajoute ensuite 5 grammes de nitre et 20 gram. de chlorure de sodium. L'addition du carbonate de potasse est indispensable pour empêcher le soufre de se volatiliser: le sel marin sert à rendre la déflagration moins tumultueuse. Le mélange étant rendu bien intime, on l'expose dans une capsule de platine sur des charbons ardents; la combustion du soufre se fait tranquillement, et bientôt la masse devient blanche: l'opération est alors terminée. On retire la capsule du feu, et quand elle est refroidie, on dissout la masse saline dans l'eau; on sature la dissolution avec de l'acide nitrique ou de l'acide hydro-chlorique, et on précipite l'acide sulfurique qu'elle contient par le chlorure de barium. Du poids du sulfate de baryte obtenu on conclut le poids du soufre, et l'on a ensuite, par soustraction, le poids du charbon.

Il y a deux manières de précipiter l'acide sulfurique: la première, qui est généralement suivie, consiste à mettre dans la dissolution un léger excès de chlorure de barium, et à recueillir le sulfate de baryte sur un filtre; la seconde,

qui est beaucoup plus exacte, consiste à prendre une dissolution titrée de chlorure de barium, c'est-à-dire, dont on conuaisse la proportion exacte en poids de chlorure de barium et d'eau, et de verser cette dissolution avec précaution et goutte à goutte dans celle qui contient l'acide sulfurique, jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité. La quantité d'acide sulfurique, et conséquemment la quantité du soufre, sont données par le poids du chlorure de barium employé: 1,000 de chlorure de barium correspondent à 0,1519 de soufre.

Pour verser le chlorure de barium, il faut se servir d'une pipette formée par une petite boule portant deux tubes droits opposés, et dont l'un est effilé, pour qu'on puisse modérer plus facilement l'écoulement du liquide, en appliquant l'index sur l'ouverture de l'autre tube. Ce tube effilé traverse un bouchon de liège destiné à fermer le petit flacon qui contient la dissolution, afin d'empêcher toute évaporation: on remplit la pipette par aspiration, on applique aussitôt le doigt sur son extrémité, et on la retire avec la précaution de ne jamais lui faire toucher le goulot du flacon, pour ne pas y déposer du liquide. On pèse le flacon, qui doit être léger, avec sa pipette, avant la précipitation, et on le pèse de nouveau après.

16. *Analyse du sous-sulfate d'alumine et de potasse, ou de l'alun saturé de sa terre; par M. Anatole Riffault. (Annales de Chimie, tome XVI, page 355.)*

M. Riffault s'est procuré le sous-sulfate d'alumine et de potasse, en tenant une dissolution

d'alun ordinaire en ébullition, et y versant de la potasse presque jusqu'à neutralisation; il a bien lavé le précipité, et il l'a fait dessécher à une température inférieure à 100°. Ce sel est insoluble dans l'eau; mais il se dissout facilement dans l'acide muriatique. Pour en faire l'analyse, il a dosé l'acide sulfurique, l'alumine et le sulfate de potasse, produits par une certaine quantité de sel, et il a déterminé la proportion de l'eau par différence. Il a eu pour résultat :

1 atome.....	Potasse...o,10824	} Sulf. de pot. o,20019
4 at. o,36187	Acide sulfu. o,09195	
	Acide sulfu. o,26992	} S.-sulf. d'al. o,62157
9 atomes.....	Alumine...o,35165	
9 atomes.....	Eau.....o,17824	Eau.o,17824
	1,00000	1,00000

Il y a un sous-sulfate d'alumine et d'ammoniaque, analogue au sous-sulfate d'alumine et de potasse, et que l'on obtient de la même manière. Il est composé de :

1 atome.....	Ammoniaque. o,04164	} Sulf. d'amm. o,15880
4 at. o,38724	Acide sulfur. o,09814	
	Acide sulfur. o,28910	} S.-sulf. d'al. o,66580
9 atomes.....	Alumine....o,37572	
9 atomes.....	Eau.....o,19540	Eau.o,19540
	1,00000	1,00000

17. *Nouveau moyen d'analyser les pierres alcalines; par M. P. Berthier, ingénieur des mines. (Annales de Chimie, tome XVII, page 28.)*

On sait que la plupart des pierres sont des silicates simples, ou multiples, ou des combinaisons de silice avec des terres, des alcalis et des

oxides de fer et de manganèse. Elles sont le plus souvent inattaquables par les acides; ceux-ci n'agissent sur elles que lorsqu'elles renferment un grand excès de base ou lorsqu'elles contiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Pour les analyser, on les fait fondre ordinairement avec de la potasse ou avec de la soude; mais lorsque l'un de ces alcalis se trouve au nombre de leurs principes constituans, il faut avoir recours à d'autres agens: on se sert alors ou de la baryte ou de l'acide borique.

La baryte serait d'un usage fort commode si, par son moyen, on pouvait attaquer complètement une pierre en une seule opération; mais on sait qu'il n'en est pas ainsi, et que, pour obtenir une décomposition totale, il faut chauffer à diverses reprises, avec du nitrate ou du carbonate de baryte, la partie de la matière que les acides ne peuvent dissoudre; ce qui, en multipliant les opérations, emploie du temps et occasionne des pertes. Cet effet résulte de ce que la combinaison qui se forme n'étant pas fusible à la température de 50 à 60° pyrométriques, à laquelle on opère ordinairement, l'action de la baryte ne peut pénétrer que difficilement jusqu'au centre de chaque particule de la pierre. Si l'on portait la température jusqu'à 150°, la fusion aurait certainement lieu; car les silicates de baryte sont fusibles à cette température, et sont par conséquent propres à déterminer la fusion des autres silicates; mais on courrait le risque de perdre une portion considérable de l'alcali par volatilisation (1).

(1) Toutes les fois que l'on chauffe à une très-haute tem-

L'acide borique étant extrêmement fusible, et donnant lieu à des combinaisons qui le sont également, attaque les pierres avec une très-grande facilité et les rend complètement solubles dans les acides. Néanmoins on l'emploie moins souvent que la baryte, parce que sa présence complique la suite de l'analyse, sur-tout en ce qui concerne la séparation de l'alcali.

Comme l'oxide de plomb est aussi très-fusible et forme des silicates qui se fondent assez facilement, et comme il est aisément précipité de ses dissolutions par l'acide sulfurique et par l'hydrogène sulfuré, j'ai pensé qu'on pourrait s'en servir dans l'analyse des pierres alcalines, et qu'il réunirait tous les avantages qu'offrent séparément la baryte et l'acide borique, sans avoir aucun de leurs inconvéniens. L'essai que j'en ai fait m'a parfaitement réussi, et depuis plus d'un an je l'emploie constamment au laboratoire de l'École des Mines. L'usage de ce nouvel agent est si commode, que je crois rendre service aux personnes qui s'occupent d'analyse minérale en le leur faisant connaître : il leur facilitera la recherche des alcalis dans les pierres;

pérature un verre alcalin avec des bases fixes employées en proportions convenables pour former une combinaison fusible avec la silice, il se volatilise une portion de l'alcali : c'est un fait que j'ai constaté par une expérience directe. J'ai soumis à la température d'un four à porcelaine, dans un creuset brasqué de charbon, un mélange, exactement pesé, de verre à vitre, contenant 0,16 de soude, de l'alumine et du carbonate de chaux : j'ai obtenu une matière bien vitrifiée, et j'ai reconnu par son poids qu'il avait dû se volatiliser 0,09 de soude, c'est-à-dire plus de la moitié de ce qu'en contenait le verre à vitre.

cette recherche est au nombre de celles qui peuvent contribuer le plus aux progrès de la minéralogie.

Je me suis d'abord servi de carbonate de plomb (céruse de Clichy bien pure) dans la proportion de trois fois le poids de la pierre. En chauffant au rouge dans un creuset de platine, ou même dans un creuset d'argent, la fusion a été parfaite et la matière s'est laissée ensuite attaquer complètement par les acides. Mais j'ai remarqué que les creusets devenaient souvent raboteux dans l'intérieur, et il m'est arrivé deux fois de les percer. J'ai reconnu que ces accidens étaient occasionnés par l'action fondante qu'exerce sur l'argent et sur le platine une petite quantité de plomb métallique qui se produisait pendant l'opération, et que la production de ce plomb métallique pouvait avoir deux causes : 1°. la présence dans la pierre d'une substance susceptible de réduire l'oxide de plomb, telle que le charbon et peut-être le protoxide de fer ; 2°. le contact des vapeurs combustibles qui émanent du foyer, et qui finissent par remplir le creuset en chassant l'air atmosphérique, sur-tout lorsqu'on ne le tient pas constamment fermé. Il serait possible de remédier à la première cause en calcinant préalablement la pierre avec le contact de l'air ; mais il paraît difficile d'éviter complètement les fâcheux effets de la seconde.

Pour obvier à ces inconvéniens, qui auraient suffi pour faire abandonner le procédé, j'ai substitué le nitrate de plomb à la céruse, dans l'espoir que l'acide nitrique suroxydait toutes les matières avides d'oxygène, et qu'il remplirait le creuset de vapeurs nitreuses qui empêcheraient

les vapeurs combustibles d'y pénétrer. C'est effectivement ce qui est arrivé. L'expérience m'a appris que l'on pouvait même se contenter de mêler au carbonate de plomb une certaine proportion de nitrate.

Voici comment il faut opérer. On porphyrise la pierre et on la mêle exactement avec 2 part. de nitrate de plomb et 1 part. de céruse également porphyrisés; on met le tout dans un petit creuset de platine couvert, et on place ce creuset dans un autre creuset, que l'on ferme aussi avec son couvercle. On chauffe les creusets dans un fourneau ordinaire, et on les tient au rouge pendant un quart d'heure seulement sans les découvrir. La fusion a lieu tranquillement et sans boursofflement, et l'on obtient un verre jaunâtre ou brunâtre, transparent et liquide. On saisit le petit creuset avec une pince, on le renverse au-dessus d'une capsule qui contient de l'eau, et on en fait sortir le plus de matière que l'on peut à l'aide de la spatule, puis on le plonge lui-même dans l'eau. La substance vitreuse, subitement refroidie, se divise en petits fragmens et devient facilement attaquable par les acides. On la fait bouillir avec de l'acide nitrique pur, et on l'écrase de temps en temps avec un pilon d'agate ou de porcelaine: la silice reste pure dans un état visqueux. On précipite l'oxide de plomb par l'acide sulfurique, et l'on s'assure que la liqueur n'en retient plus au moyen de l'hydrogène sulfuré. On fait bouillir ensuite avec du carbonate d'ammoniaque, et on analyse le précipité par les moyens ordinaires; enfin on évapore la liqueur à siccité; on calcine les sels dans un creuset de platine, on recueille le résidu, et on le pèse.

Ce résidu contient l'alcali à l'état de sulfate, quelquefois un peu acide, et presque toujours du sulfate de magnésie. Il y a plusieurs moyens d'en faire l'analyse: je vais indiquer succinctement les trois principaux.

1°. On précipite l'acide sulfurique par l'acétate de baryte, le poids du précipité donne la proportion de l'acide sulfurique; on précipite ensuite l'excès de baryte par le carbonate ou par l'oxalate d'ammoniaque; on évapore à siccité et on calcine les sels: le résidu est un mélange de sous-carbonate alcalin et de magnésie caustique; on le pèse: on le laisse exposé à l'air, il tombe bientôt en déliquescence, s'il contient de la potasse; on le traite par l'eau, la magnésie reste; on la pèse et on a, par différence, le poids du carbonate alcalin; on examine ensuite si ce carbonate est à base de potasse, de soude ou de lithion. Lorsque les sulfates obtenus sont bien neutres, il suffit de déterminer très-exactement la proportion de l'acide sulfurique et de la magnésie pour connaître la nature de l'alcali; les autres déterminations ne servent que de moyens de vérification.

2°. On précipite en même temps l'acide sulfurique et la magnésie par l'eau de baryte, puis l'excès de baryte par le carbonate d'ammoniaque; on évapore et on calcine: on a le sous-carbonate alcalin pur. On sépare ensuite la magnésie du sulfate de baryte au moyen d'un acide.

3°. On précipite la magnésie par l'eau de chaux, la chaux par le carbonate ou par l'oxalate d'ammoniaque; on évapore, on calcine: on a alors la magnésie immédiatement, et l'alcali à l'état de sulfate.

Comme l'analyse des pierres par la potasse est toujours plus simple et plus facile que celle que l'on peut faire par tout autre moyen, lorsqu'on n'a pas la certitude de la présence d'un alcali, il est convenable d'en faire d'abord la recherche, indépendamment de toutes les autres substances. On procède à cette recherche comme il suit :

On mêle la pierre porphyrisée avec trois fois son poids de céruse (1) ; on met le mélange dans un creuset de Hesse de grandeur telle qu'il en soit à moitié rempli, et l'on introduit ce creuset dans un autre creuset de même espèce. On chauffe à la chaleur blanche, jusqu'à ce que la matière soit parfaitement liquide. Alors on retire le petit creuset lorsqu'il est refroidi, on le concasse, et on trie avec soin le verre et toutes les portions du creuset auxquelles il adhère. On réduit le tout en poudre fine, et l'on fait bouillir cette poudre avec de l'acide muriatique du commerce. Quand on juge que l'acide a suffisamment agi, on évapore à siccité, on reprend par une petite quantité d'eau bouillante, on décante et on lave à plusieurs reprises avec peu d'eau. La silice se trouve séparée avec la plus grande partie du plomb à l'état de muriate. On précipite ce qu'il en reste dans la dissolution, ainsi que toutes les terres et les oxides métalliques qui proviennent de la pierre, par l'eau de chaux, puis la chaux par le carbonate d'ammo-

(1) Comme on n'opère pas dans un creuset métallique, il est inutile de mêler la céruse de nitrate de plomb, qui coûte beaucoup plus cher. On pourrait remplacer la céruse par le minium ou par la litharge.

niacque bouillant; on évapore à siccité, on ajoute au résidu un peu d'acide sulfurique, et on le calcine; l'alcali reste à l'état de sulfate. Si l'on était assuré de l'absence de la magnésie, on pourrait précipiter immédiatement la liqueur muriatique par le carbonate d'ammoniaque, sans employer l'eau de chaux.

18. *Nouvelle couverture pour la porcelaine; par M. Rose de Coalport.* (Transaction of the Society of arts, 1820.)

On fait frire un mélange de 27 parties de feldspath couleur de chair de Velchport, 18 parties de borax, 4 de sable, 3 de tartre, 3 de soude et 3 de kaolin : on broie la matière fritee, et on y ajoute 3 parties de borax. La poudre donne une excellente couverture, qui s'étend sur la porcelaine sans grains ni gerçures, et sur laquelle les couleurs réussissent d'une manière remarquable, même le vert de chrome, et sans qu'il se manifeste de ces taches ou de ces rayures qui se remarquent si souvent sur les couleurs des porcelaines de France.

19. *Sur la dissolubilité et la cristallisation de la chaux; par M. Philips.* (Annales de Chimie, tome XVI, page 213.)

M. Dalton a le premier observé que la chaux est plus soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude, et il a de plus donné la table suivante, destinée à faire connaître les différences de solubilité pour diverses températures.

Une partie d'eau à	Prend en chaux.	Prend en hydrate de chaux.
15° 6 centigrades.	$\frac{x}{770}$	$\frac{x}{584}$
54° 4.....	$\frac{x}{972}$	$\frac{x}{729}$
100° 0.....	$\frac{x}{1170}$	$\frac{x}{912}$

A la température de la glace fondante, l'eau dissout deux fois plus de chaux qu'à la température de l'ébullition.

M. Philips a vérifié l'exactitude de ces résultats; il a de plus remarqué que lorsqu'on fait bouillir une dissolution de chaux saturée à froid, il se précipite de l'hydrate de chaux sous la forme de petits cristaux, et il croit être assuré que la liqueur refroidie retient beaucoup moins de chaux que ne le comporte sa température: il attribue tous ces effets à la force de cohésion de la chaux, force dont il suppose que l'intensité croît avec la chaleur.

Le rédacteur des *Annales de Chimie* n'admet pas cette explication, et il doute que l'eau de chaux bouillie et refroidie retienne moins de chaux en dissolution que l'eau de chaux froide non bouillie, ainsi que l'avance M. Philips. Il fait remarquer que la chaux n'est pas le seul corps qui soit moins soluble à chaud qu'à froid; que le sulfate de soude, par exemple, est aussi dans ce cas, et que ce phénomène doit cesser de paraître extraordinaire lorsqu'on se rappelle que la chaleur, d'abord nécessaire pour produire une combinaison, détruit souvent cette même combinaison quand son intensité est devenue plus grande: c'est que la chaleur, après avoir exalté les forces attractives des molécules des corps, peut souvent les affaiblir et même les changer en forces répulsives.

20. *Moyen de distinguer la strontiane de la baryte.* (Journal of Sciences, 1821, p. 189.)

Prenez un sel soluble de la terre à essayer; faites-le dissoudre dans l'eau; versez dans la dissolution du sulfate de soude en excès, et filtrez: la liqueur étant bien limpide, ajoutez-y du sous-carbonate de potasse; si elle se trouble, la terre était de la strontiane; si elle reste claire, la terre était de la baryte.

21. *Sur quelques combinaisons dans lesquelles un des élémens n'entre que pour une très-petite proportion; par M. Grouvelle.* (Annales de Chimie, tome XVII, page 354.)

La magnésie et l'oxide de cuivre précipités de leur dissolution par la potasse, par la soude et par la baryte, retiennent en combinaison une quantité notable du précipitant que l'eau ne peut enlever. La magnésie retient jusqu'à 0,04 de baryte, l'oxide de cuivre en retient 0,01 à 0,02.

22. *Sur les moyens de préparer l'oxide de chrome; par M. P. Berthier, ingénieur des mines.* (Annales de Chimie, tome XVII, page 57.)

Jusqu'ici on a préparé l'oxide de chrome par l'un des moyens suivans: 1°. en décomposant le chromate de mercure par le feu; 2°. en faisant bouillir le chromate de potasse avec de l'acide muriatique concentré, ou avec un mélange d'acide muriatique et d'alcool, et précipitant ensuite par l'ammoniaque l'oxide de chrome.

que contient alors la dissolution; 3°. en versant dans une dissolution de chromate de potasse un mélange d'acide muriatique ou sulfurique et d'un hydrosulfate ou d'un sulfure alcalin, faisant bouillir et précipitant ensuite l'oxide de chrome; 4°. en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans une dissolution de chromate de potasse, et précipitant ensuite l'oxide de chrome.

5°. M. Lassaigue a fait connaître dernièrement un cinquième moyen, que j'ai essayé, et qui donne de l'oxide très-beau. Il consiste à chauffer jusqu'à fusion le chromate de potasse avec de la fleur de soufre, et à lessiver la matière (1).

6°. On peut aussi chauffer dans un creuset brasqué de charbon du chromate de plomb sans aucun mélange : l'oxide de plomb se réduit en totalité, et le plomb métallique reste mêlé en grosses grenailles avec l'oxide de chrome. On sépare la plus grande partie du plomb en pilant et en tamisant, et on enlève les petits grains qui passent à travers le tamis, en traitant la poussière par l'acide nitrique : il reste de l'oxide de chrome très-pur.

7°. Enfin j'ai encore trouvé le procédé suivant, qui est le plus économique de tous : il consiste à réduire le chromate de potasse par le charbon. Si l'on opère sur de très-petites masses, on chauffe, à la chaleur blanche, pendant une demi-heure environ, le chromate de potasse dans un creuset brasqué de charbon; on triture la masse fondue, on la fait digérer dans l'eau, et on met la liqueur en ébullition pendant quelques instans : le dépôt bien lavé et calciné est de l'oxide

(1) *Annales des Mines*, t. VI, p 131.

de chrome très-pur. Lorsque l'on opère sur de grandes quantités à-la-fois, il devient nécessaire d'ajouter au chromate de potasse une matière réductrice, comme de la sciure de bois, du noir de fumée ou de la poussière de charbon, parce que la réduction par cémentation exige alors trop de temps : l'oxide de chrome est, dans ce cas, mélangé avec l'excès du réductif; on l'en débarrasse aisément par un léger grillage; il ne peut y rester ensuite qu'un peu de cendre; mais la quantité en est fort petite, et il est d'ailleurs facile de l'enlever au moyen d'un acide. La liqueur alcaline retient quelquefois un peu d'acide chromique; elle est alors colorée en jaune : cela aurait peu d'inconvéniens dans une manufacture, parce qu'en évaporant cette liqueur à siccité, on se servirait du carbonate de potasse qu'elle fournirait pour traiter le minerai de chrome. L'emploi de ce résidu serait un des principaux avantages du procédé que je propose.

23. *Sur la composition et la capacité de saturation de l'acide chromique; par M. J. Berzelius.* (*Annales de Chimie*, tome XVII, p. 7.)

Du muriate de chrome bien pur a été précipité d'abord par l'ammoniaque en excès, puis par le nitrate d'argent après avoir saturé l'excès d'ammoniaque par l'acide nitrique; on l'a trouvé composé de :

Acide muriatique.....	0,494	...	100
Oxide de chrome.....	0,506	...	102,3

Lorsqu'on précipite d'abord le muriate d'argent et ensuite l'oxide de chrome, ou remarque

Muriate
de chrome.

qu'une grande partie de ce dernier se précipite avec le muriate d'argent, probablement dans une combinaison triple.

Chromate de plomb.

Une dissolution de 10g. de nitrate de plomb ayant été infiltrée dans une dissolution de chromate de potasse suffisante pour convertir l'oxide de plomb en chromate, on a obtenu 9g. 8772 de chromate de plomb, d'où il résulte que ce sel est composé de :

Acide chromique..	0,31855	...	100
Oxide de plomb...	0,68147	...	213,924

D'après cela, la capacité de saturation de l'acide chromique est de 15,34, nombre qui exprime la quantité d'oxigène contenue dans 213,924 d'oxide plomb.

On a traité du plomb rouge de Sibérie par un mélange d'alcool et d'acide muriatique, on a recueilli le muriate de plomb qui s'est formé et on a précipité ensuite l'oxide de chrome contenu dans la dissolution par l'ammoniaque ; on a fait évaporer à siccité la liqueur filtrée, et le résidu ayant été calciné, a laissé encore une petite quantité d'oxide de chrome. Le résultat de l'analyse a été :

Oxide de plomb.....	0,6838
Oxide de chrome.....	0,2425
Perte ou oxigène.....	0,0757

L'oxigène contenu dans 6828 d'oxide de plomb étant de 49, qui $\times 1 \frac{1}{2} = 73,5$, il en résulte que lorsque l'acide chromique est réduit à l'état d'oxide vert, il perd une quantité d'oxigène équivalent à une fois et demie sa capacité de saturation.

Chromate de baryte.

10g. de chromate de baryte ayant été dissous

dans un mélange d'acide muriatique et d'alcool, on a précipité dans la dissolution la baryte par l'acide sulfurique et ensuite l'oxide de chrome par l'ammoniaque : on a remarqué que le sulfate de baryte entraînait toujours une petite quantité d'oxide de chrome. L'analyse a donné :

Baryte.....	0,5988
Acide de chrome.....	0,3043
Perte ou oxigène.....	0,0969

Les 5988 de baryte contiennent 62,6 d'oxigène ; or, $62,6 \times 1 \frac{1}{2} = 93,9$, résultat d'accord avec le précédent.

D'après ces expériences, il paraît certain que l'acide chromique contient deux fois autant d'oxigène que l'oxide de chrome, et que dans les chromates neutres l'acide contient trois fois autant d'oxigène que la base.

L'oxide vert est composé de :

Chrome....	0,7011	...	100
Oxigène....	0,2909	...	42,64

Oxide de chrome.

Et l'acide chromique de :

Chrome....	0,5598	...	100
Oxigène....	0,4602	...	85,65

Acide chromique.

24. Sur la combinaison de l'acide chromique avec l'acide sulfurique, et sur la conversion de l'alcool en éther sulfurique, par un procédé nouveau ; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome XVI, p. 102.)

Lorsqu'on fait bouillir de l'acide sulfurique sur du chromate de plomb ou de baryte en grand excès, on n'obtient point d'acide chromique pur, mais un liquide qui, soumis à une évaporation

ménagée, cristallise en petits prismes quadrangulaires d'un rouge foncé. Ces cristaux sont très-solubles dans l'eau et même déliquescens; ils sont composés d'un atome d'acide sulfurique et d'un atome d'acide chromique; l'alcool dissout facilement ce composé, mais pour peu qu'il soit concentré, l'action réciproque des corps qui sont en présence est extrêmement vive et peut même être suivie d'explosion; l'acide chromique est ramené à l'état d'oxide et il se forme de l'éther sulfurique. L'alcool éprouve la même décomposition lorsqu'on substitue le peroxide de manganèse à l'acide chromique: dans l'un et l'autre cas, il se forme de l'éther sulfurique et de l'huile douce du vin, sans que l'acide sulfurique éprouve aucune altération.

25. *Sur quelques composés de chrome; par M. Grouvelle. (Annales de Chimie, tome XVII, p. 349.)*

Chromate
acide de po-
tasse.

Le chromate acide de potasse est anhydre; calciné fortement, il fond, et passe à l'état de chromate neutre en abandonnant la moitié de son acide, qui se transforme en oxide cristallisé en paillettes d'un vert magnifique. L'acide sulfurique le convertit en sulfate de potasse et en sulfate et sulfite de chrome; il est composé de:

Acide chromique....	0,68846	...	2 atomes.
Potasse.....	0,31154	...	1 atome.

Carbonate
de chrome.

On peut obtenir le carbonate de chrome:

1°. En faisant passer un courant de deutoxide d'azote et d'air à travers le chromate de potasse mêlé de carbonate alcalin;

2°. En évaporant à siccité à une douce chaleur un mélange de nitrate d'ammoniaque, de chromate et de carbonate de potasse;

3°. En chauffant à une douce chaleur un mélange de muriate d'ammoniaque, de nitre, de chromate et de carbonate de potasse.

Tous les alcalis font passer au rouge la couleur jaune du chromate de plomb ordinaire: la litharge jouit également de cette propriété; le chromate jaune et les chromates rouges sont tous des chromates neutres, mais les chromates rouges contiennent 0,01 à 0,015 d'alcali, qui paraît être combiné avec de l'oxide de plomb.

Chromates
de plomb.

Le chromate de bismuth, qui est d'un très-beau jaune, devient rouge par les alcalis comme le chromate de plomb.

Chromates
de bismuth.

Le minerai de chrome du Var est un chromite de peroxide de fer. On peut obtenir ce chromite en versant du chromate de potasse dans une dissolution de sulfate vert de fer: en substituant du muriate de manganèse ou du muriate d'étain ou sulfate de fer, on obtient des chromites de manganèse et d'étain: le premier est brun marron, le second est vert.

Chromates.

Les chromites se dissolvent dans les acides, et en sont précipités sans être décomposés. Le chlorate de potasse et le nitre les convertissent en chromates alcalins et en oxides métalliques. Les alcalis caustiques ne les décomposent qu'incomplètement: on n'a aucun moyen d'en faire l'analyse rigoureusement.

26. *Sur la capacité de saturation de l'acide molybdique*; par M. J. Berzelius. (Annales de Chimie, tome XVII, page 5.)

Bucholz a trouvé, par une série d'expériences très-exactes, que le sulfure de molybdène contient 60 de métal sur 40 de soufre, et que 60 de métal absorbent 30 d'oxygène pour devenir acide molybdique.

En précipitant un poids déterminé de nitrate de plomb dissous dans l'eau, par un excès de molybdate d'ammoniaque bien neutre (recueilli en cristaux dans une dissolution contenant un excès d'ammoniaque), on obtient du molybdate de plomb neutre qui renferme tout l'oxide de plomb du nitrate. D'après le poids du nitrate et celui du molybdate, on trouve que ce dernier est composé de :

Acide molybdique...	0,59185	...	100
Oxide de plomb.....	0,60815	...	155,2

Or, 155,2 parties d'oxide de plomb contiennent 11,129 d'oxygène, qui sont à très-peu près le tiers de la quantité d'oxygène que renferme l'acide molybdique, d'après la composition trouvée par Bucholz. Il s'ensuit que, dans les molybdates neutres, l'acide contient trois fois autant d'oxygène que la base, et que l'acide molybdique est composé de :

Molybdène.....	0,66613	...	100
Oxygène.....	0,33387	...	50,12

27. *Sur la composition et la capacité de saturation de l'acide tunstique*; par M. J. Berzelius. (Annales de Chimie, t. XVII, p. 13.)

En chauffant à une température supérieure à celle qui est nécessaire pour fondre le verre, un mélange de 1 partie d'acide tunstique en poudre, et de 4 parties de sulfure de mercure, on obtient du sulfure de tunstène sous la forme d'une masse d'un gris noirâtre, qui prend un brillant métallique par le frottement. Ce sulfure produit par le grillage 0,935 d'acide tunstique. Dissous dans l'eau régale, il donne avec le muriate de baryte 182 de sulfate de baryte. Il suit de là que le sulfure de tunstène est composé de :

Tunstène...	0,7489	...	100
Soufre.....	0,2511	...	55,5

Et que l'acide tunstique contient :

Tunstène...	0,8009	...	100
Oxygène....	0,1991	...	24,9

Bucholz y avait trouvé 0,20 d'oxygène.

100 parties de tunstate d'ammoniaque cristallisé, mis dans une cornue munie d'un petit récipient rempli de potasse caustique, ont perdu 6,338 d'ammoniaque, et ont produit 6,662 d'eau et 87 d'acide tunstique d'une couleur bleue d'indigo. Cet acide bleu, chauffé à l'air, est devenu jaune sans augmenter sensiblement de poids. L'ammoniaque obtenu équivaut à une quantité de base, qui contiendrait six fois moins d'oxygène que l'acide tunstique.

Dans le tunstate de chaux, et dans le wolfram, l'acide contient trois fois autant d'oxygène que les bases.

Sulfure:

Acide:

Sels:

Oxide:

Il y a un oxide de tunstène. On le produit en faisant passer du gaz hydrogène sur de l'acide tunstique chauffé au rouge dans un tube de verre. Cet oxide est une poudre couleur de chocolat, qui par la voie humide ne se combine ni avec les bases ni avec les acides. Il prend feu à une température bien au-dessous du rouge et brûle comme de l'amadou. Il contient:

Tunstène....	0,857	...	100
Oxigène....	0,143	...	16,65

Les qualités d'oxigène contenu dans l'oxide et dans l'acide sont entre elles :: 2 : 3.

28. *Sur les oxides de manganèse; par M. G. Forchammer.* (Annals of Philosophy, tome I, page 50.)

Il y a trois oxides de manganèse.

Le protoxide contient:

Manganèse.....	100
Oxigène.....	31,29*

Le deutoxide obtenu par la combustion du protoxide dans l'air contient:

Manganèse.....	100
Oxigène.....	41,72

On forme le peroxide en calcinant le carbonate dans l'air, ou en traitant le deutoxide par l'acide nitrique faible. Il contient deux fois autant d'oxigène que le protoxide.

Lorsqu'on décompose le nitrate de manganèse par la chaleur, on obtient un oxide particulier, qui résulte de la combinaison d'un atome de peroxide avec un atome de deutoxide (1).

(1) Ces résultats diffèrent entièrement de ceux qui sont généralement adoptés et sont probablement inexacts.

29. *Effets singuliers de l'eau de mer sur la fonte de fer.* (Journal de l'Institution, n°. 24, tome XII, page 407.)

Dans un de ses voyages à Plymouth, M. Hatcher reçut de M. Whidbey un morceau de fer fondu provenant d'un canon qui était resté long-temps plongé dans l'eau de mer. Il était incrusté, sur une épaisseur d'un pouce environ, par une substance qui avait l'apparence de la plombagine, cassante, grasse au toucher, et laissant sur le papier une trace noire. En faisant digérer cette matière dans de l'eau, elle y laissait un peu de muriate de fer, mais elle n'en éprouvait pas d'autre altération. Dans l'acide muriatique, il s'en dissolvait une portion considérable sans effervescence, et la dissolution offrait les propriétés du muriate de fer pur avec une trace de manganèse. La partie non-dissoute, réunie sur un filtre, lavée et séchée, était une poussière noire avec éclat métallique, très-onctueuse au toucher et paraissant être de la plombagine pure. On y rechercha vainement le manganèse; la substance primitive était composée de :

Oxide fer.....	0,81
Plombagine.....	0,16

0,97

Des ancrs et autres objets de fer forgé qui avaient été soumis aux mêmes circonstances, étaient seulement oxidés à leur superficie, sans présenter aucune autre apparence particulière. On ne peut douter, d'après cela, que l'altération rapide et la destruction de la fonte de fer ne soit due en grande partie à une action galvanique,

Tome VII, 1^{re} livr.

H

La croûte de plombagine en contact avec la fonte produit un mouvement d'électricité qui favorise la décomposition de l'eau de mer et l'action de ses élémens. D'après la ressemblance de cette croûte avec celle décrite par M. Daniell et produite par l'action des acides sur le fer fondu, on s'attendait à y trouver une certaine quantité de silice, mais il n'y en avait point.

30. *Notice de quelques essais sur l'alliage de certains métaux avec l'acier fondu; par M. le lieutenant-colonel Fischer de Schafhouse. (Bibliothèque universelle, t. XVIII, p. 73.)*

Lorsqu'on expose du fer en barres, de l'acier et sur-tout de la fonte grise, entourés de beaucoup de charbon, à un feu violent pendant plusieurs heures, il se forme à la surface du métal fluide une espèce de graphite ou de carbure qui se présente sous la forme de lamelles très-minces, brillantes comme le fer oligiste, mais molles et qui tachent le papier.

J'ai mêlé 1 loth $\frac{1}{4}$ (1) de ce graphite avec un poids égal d'alumine pure pulvérisée, et j'ai exposé le mélange dans un creuset bien luté, pendant une demi-heure, à une chaleur assez forte pour fondre le fer malléable. J'ai trouvé au fond du creuset un culot qui pesait précisément 1 loth; sa cassure était grenue, de couleur argentine tirant un peu sur le jaune. Il était recouvert

(1) Le loth équivaut à une demi-once poids de marc ou à 15 grammes.

d'une poudre noire, exhalant une forte odeur de soufre et du poids de 1 loth.

J'ai fait fondre de nouveau le régule dans un creuset luté avec 10 fois son poids d'acier fondu; j'ai obtenu un lingot cristallisé à sa surface en rayons partant de divers centres, et dont la scorie qui le recouvrait avait pris l'empreinte; la surface de cette scorie était comme argentée; le lingot pesait 10 $\frac{1}{2}$ loth; quoique sa cassure fut très-lamelleuse, il était malléable. Je parvins à l'étirer sans fentes ni gerçures en un barreau de 11 pouces de longueur sur 3 lignes de largeur et une demi-ligne d'épaisseur. J'en cassai un bout à froid et je trouvai que le grain n'était pas aussi beau que celui de mon acier fondu; mais après l'avoir trempé, chauffé seulement au brun, il prit un grain si fin qu'on ne pouvait plus le distinguer à l'œil nud, et il acquit une dureté surprenante; sa surface polie se damasquait très-prompement lorsqu'on l'exposait à l'action de l'acide sulfurique étendu: j'en ai fait faire deux canifs qui se sont trouvés excellens. Il paraît donc que l'acier est susceptible de s'allier avec l'aluminium et avec le graphite, et qu'il résulte de cet alliage un métal qui se rapproche du wootz, ainsi que l'a avancé M. Faraday.

Je remplis deux creusets, chacun de 25 livres d'acier fondu; je mis dans l'un de ces creusets $\frac{1}{10}$ de livre d'argent et je fis fondre, et je jettai dans l'autre creuset la même quantité d'argent après que l'acier fut fondu: il s'y enfonça aussitôt à cause de sa pesanteur spécifique. Je remuai le mélange avec une barre de fer enduite d'une couche mince d'argile, et peu de temps après je coulai la matière contenue dans chaque creuset dans une lingotière.

Après avoir étiré les deux lingots, je ne trouvai entre eux aucune différence. Les barreaux se laissèrent souder parfaitement j'en fis faire des rasoirs et des ciseaux à tailler les limes : les rasoirs étaient excellents : les ciseaux se trouvèrent d'abord moins durs que ceux qu'on fabrique avec l'acier fondu ordinaire ; mais en les trempant à une température un peu plus élevée, ils prirent toute la dureté désirable sans devenir cassans.

Les résultats de tous mes essais, que j'ai répétés sur des masses de 100 livres, se sont trouvés parfaitement conformes à ceux qui ont été annoncés par M. Faraday.

31. *Sur le carbure de nickel; par M. Ross.*
(Annals of Philosophy, tome II, page 149.)

Le carbure de nickel obtenu en chauffant l'oxide de nickel avec de la résine ou avec du charbon, ressemble à la plumbagine ; mais il est plus micacé. Lorsqu'on le chauffe jusqu'à fusion, il s'en sépare du nickel, qui forme un culot, et le reste du carbure adhère à la partie supérieure du culot. Ce carbure est inattaquable par l'acide nitrique, et l'on peut, par ce moyen, le séparer de l'excès de nickel et l'avoir pur.

32. *Sur les moyens d'analyser les mines de nickel; par M. Berzelius.* (Annales de Chimie, tome XVII, page 113.)

Avant d'exposer les procédés d'analyse des mines de nickel, il est nécessaire de faire con-

naître quelques propriétés des substances que l'on obtient dans ces analyses.

L'oxide de nickel se combine avec l'ammoniaque et avec la plupart des bases. Il est souvent fort difficile de le séparer de ces combinaisons. Oxide de nickel.

On sépare l'oxide de nickel de la baryte, de la strontiane et de la chaux, en mêlant une dissolution concentrée du *niccolate* avec du carbonate ou du sulfate d'ammoniaque, qui précipite la terre et forme un sel double avec l'oxide.

Il n'y a pas d'autre moyen de séparer l'oxide de nickel de la magnésie, que de précipiter l'oxide métallique par l'hydrosulfure d'ammoniaque ; mais il faut décomposer aussitôt l'excès d'hydrosulfure d'ammoniaque par quelques gouttes d'acide nitrique, parce que l'hydrosulfure de nickel est soluble dans l'hydrosulfure d'ammoniaque.

Lorsqu'on verse un excès de potasse caustique dans une dissolution ammoniacale de nickel, tout ce métal en est précipité à l'état de niccolate de potasse. Ce composé est blanc verdâtre, mi-gélatineux, insoluble dans l'ammoniaque ; l'eau bouillante, employée en quantité suffisante, en sépare complètement la potasse.

L'hydrosulfure de cobalt ne se dissout pas dans l'hydrosulfure d'ammoniaque comme celui de nickel. Oxide de cobalt.

Parmi les moyens qui ont été imaginés pour séparer l'oxide de cobalt de l'oxide de nickel, le meilleur paraît être celui de M. Philips. Il consiste à dissoudre les deux oxides dans l'ammoniaque, et à précipiter l'oxide de nickel par la potasse caustique. Pour que l'opération réussisse, il faut que la liqueur soit très-étendue, et Oxide de nickel et oxide de cobalt.

que l'eau que l'on emploie ait été purgée d'air par une longue ébullition. Si l'eau contenait de l'air, l'oxide de cobalt se suroxyderait et se déposerait avec l'oxide de nickel. Il est plus facile de séparer par ce moyen beaucoup de nickel d'un peu de cobalt que de faire l'inverse.

Oxide de cuivre.

Le meilleur moyen de doser le cuivre, est de le précipiter d'une dissolution dans l'ammoniaque par une quantité de potasse caustique suffisante. Le précipité est l'hydrate Cu_2O : il ne retient pas du tout d'alcali.

Oxide de cuivre et oxide de nickel.

On sépare aisément le cuivre du nickel en versant de l'hydrogène sulfuré dans une dissolution acide des deux métaux.

Oxide de zinc.

Oxide de nickel.

La potasse précipite l'oxide de zinc d'une dissolution ammoniacale après l'oxide de nickel, mais la séparation ne se fait pas exactement. Pour opérer cette séparation d'une manière rigoureuse, il faut mettre le mélange des deux oxides dans une boule soufflée au milieu d'un tube de verre, par lequel on conduit un courant de gaz acide muriatique sec; on chauffe la boule à la flamme d'une lampe à esprit de vin: le muriate de zinc distille, et peut être reçu dans l'eau, et le muriate de nickel, moins volatil, reste dans la boule.

Arseniate de nickel.

Arseniate de nickel.

Arseniate de nickel.

Arseniate de nickel.

Tous les arseniates de nickel se dissolvent dans l'ammoniaque; ils sont complètement décomposés par la potasse, sur-tout si on les fait d'abord dissoudre dans l'ammoniaque. On ne peut les décomposer par l'hydrosulfate d'ammoniaque, parce que le précipité est soluble, tant dans un excès de ce réactif que dans l'ammoniaque.

Arseniate de fer.

L'arseniate et l'arsenite de protoxide de fer sont solubles dans l'ammoniaque; la dissolution,

exposée à l'air, prend une couleur verdâtre. L'arseniate et l'arsenite de peroxide de fer sont beaucoup plus solubles encore dans l'ammoniaque que les sels de protoxide.

Si l'on fait évaporer une dissolution d'arseniate de peroxide de fer dans de l'acide nitrique, jusqu'à ce que la plus grande partie de l'acide soit volatilisée, on obtient une poudre blanche insoluble dans l'eau, qui est l'arseniate neutre; chauffé à une température à peine lumineuse, il perd de l'eau et devient rouge; mais si l'on pousse le feu jusqu'au rouge, il paraît s'enflammer pour un moment et il redevient blanc jaunâtre; il se dissout dans l'ammoniaque; la dissolution, évaporée spontanément, laisse une masse rouge transparente: c'est un sous-arseniate double de fer et d'ammoniaque. Lorsqu'on chauffe ce sel, il donne d'abord un peu d'eau et de l'ammoniaque, puis de l'eau, du gaz azote et de l'acide arsenieux, et il se transforme en arseniate ferroso-ferricus. Le sous-arseniate double se dissout dans l'ammoniaque, mais l'eau pure le décompose et en sépare du sous-arseniate simple de peroxide de fer Fe_2O_3 .

Le sous-arseniate simple de peroxide de fer est insoluble dans l'ammoniaque, même lorsqu'on le fait dissoudre d'abord par un acide.

La potasse caustique, même en excès, ne peut décomposer complètement l'arseniate de peroxide de fer; le résidu bien lavé retient 0,07 d'acide arsenique, et paraît être une combinaison de sous-arseniate et d'hydrate de peroxide de fer.

Si dans une dissolution d'arseniate de nickel il y a du peroxide de fer, et si l'acide arsenique

Arseniate de fer et arseniate de nickel.

ne suffit pas pour former des sels neutres avec les deux oxides, l'ammoniaque en précipite un sous-arseniate double de nickel et de peroxide de fer d'une couleur vert d'olive, ou un mélange de ce sous-sel double et de sous-arseniate de fer.

Si l'on verse dans une dissolution d'arseniate de fer et d'arseniate de nickel, aussi neutre que possible, de l'acétate de plomb, il se précipite un mélange d'arseniate de plomb et d'arseniate de fer. Le sulfate de soude ne sépare pas tout l'oxide de plomb qui reste dans la liqueur : celle-ci en retient une petite quantité, que l'on peut précipiter à l'état de combinaison avec de l'oxide de nickel par un excès d'ammoniaque.

Arseniate
de baryte.

Lorsqu'on précipite l'acide arsenique d'une dissolution par un sel de baryte, le précipité est un mélange d'arseniate neutre et de sous-arseniate ; si on ajoute à la dissolution un grand excès d'ammoniaque, le précipité est un sous-arseniate, mais il en reste une quantité très-notable en dissolution dans l'ammoniaque ; d'ailleurs les arseniates de baryte sont sensiblement solubles dans l'eau.

M. Berzelius a analysé comparativement un même minerai de nickel, contenant nickel, cobalt, fer, soufre et arsenic, par les trois procédés principaux qui avaient été suivis jusqu'alors : il a trouvé que ces procédés donnent des résultats très-approximatifs, mais non rigoureusement exacts, et il a imaginé un autre procédé qui ne laisse rien à désirer. Nous décrirons ce procédé après que nous aurons fait connaître les observations que l'emploi des anciennes méthodes a suggérées à M. Berzelius.

Premier procédé. On traite par l'acide nitrique, il reste du soufre ; on précipite l'acide sulfurique que contient la dissolution acide par le muriate de baryte, puis l'excès de baryte employé par l'acide sulfurique ; on fait passer ensuite un courant d'hydrogène sulfuré dans la liqueur, il se dépose du sulfure d'arsenic mêlé de soufre, on sèche ce sulfure sur un filtre taré, et on le pèse chaud, afin qu'il n'attire pas l'humidité ; après quoi, on le fait dissoudre dans l'ammoniaque pour doser le soufre dont il est mêlé. On fait chauffer la liqueur pour suroxyder le fer ramené au minimum par l'hydrogène sulfaté, et on y verse de l'ammoniaque, qui y détermine un petit précipité vert olive, formé d'arseniate de fer et d'arseniate de nickel ; on dissout ce précipité dans l'acide muriatique, et on en sépare l'oxide de fer par le succinate d'ammoniaque : le succinate de fer donne une odeur très-sensible d'arsenic au chalumeau ; il ne reste plus après à séparer que le cobalt du nickel.

Cette méthode serait bonne si l'on pouvait éviter qu'une petite quantité d'acide arsenique ne se formât par l'action de l'acide nitrique.

Deuxième procédé. On traite par l'eau régale, il reste du soufre ; on sépare l'acide sulfurique comme il a été dit ci-dessus ; on précipite ensuite la dissolution par un grand excès de potasse caustique ; on reprend le précipité par l'acide muriatique, et on ajoute à la liqueur un grand excès d'ammoniaque : il se dépose du sous-arseniate de fer pur (contenant 0,07 d'acide arsenique), et le liquide ammoniacal contient l'oxide de nickel et un peu d'acide arsenique ; on en précipite l'oxide de nickel

à l'état de pureté par la potasse; on réunit ensuite les deux liqueurs potassées, et l'on en sépare l'acide arsenique en y introduisant une dissolution d'un poids déterminé de fer dans l'acide nitrique et ensuite de l'ammoniaque.

Ce procédé d'analyse serait très-bon, si l'on pouvait séparer rigoureusement tout l'acide arsenique de l'oxide de fer.

Troisième procédé. On traite par l'eau régale, on recueille le soufre; on précipite l'acide sulfurique par le muriate de baryte; on neutralise autant que possible la liqueur par l'ammoniaque, et on y verse de l'acétate de plomb: il se précipite un mélange d'arséniate de fer, d'arséniate de plomb et de muriate de plomb, et il ne reste plus dans la dissolution que de l'oxide de nickel, de l'oxide de cobalt et de l'oxide de plomb. On sépare la plus grande partie du muriate de plomb du précipité arsenical par le lavage; en traitant ensuite ce précipité par l'acide nitrique, il reste de l'oxide rouge de fer, qui retient un peu d'acide arsenique: la dissolution nitrique mêlée, d'abord avec du sulfate de soude, puis avec du nitrate d'argent, donne du sulfate de plomb et du muriate d'argent; on précipite l'excès d'argent par l'acide muriatique; on évapore à siccité et on reprend par l'eau, il reste un peu d'arséniate de plomb; enfin on précipite de la liqueur une petite quantité d'arséniate de fer neutre au moyen de la potasse.

On voit que ce procédé est trop compliqué pour qu'il puisse donner des résultats très-exacts.

Quatrième procédé. Voici maintenant celui qui a été imaginé par M. Berzelius, et qui consiste à traiter le minéral pas le gaz oximuriatique.

Sur un tube de baromètre, à la distance de 3 pouces d'un de ses bouts, on souffle une boule E (*Pl. II, fig. 2.*), de grosseur à n'être remplie qu'au tiers par la poudre de la substance que l'on veut examiner; de l'autre côté de la boule, on effile un peu le tube, et on y souffle une autre boule F plus petite; après quoi, on courbe le tube effilé, comme on le voit sur la figure en D E F G H; on pèse le tube, d'abord vide, et ensuite avec la substance à analyser, pour déterminer le poids de cette dernière.

Pour dégager le gaz oximuriatique, on peut se servir d'un vase A qui ait la capacité d'un ou tout au plus de deux litres; on y introduit un mélange de muriate de soude et d'oxide de manganèse, et on remplit le vase aux deux tiers d'eau. On en ferme ensuite l'ouverture avec un bouchon, à travers lequel passent un entonnoir allongé B, et un petit tube courbé qui donne issue au gaz. Du tube courbé le gaz passe dans un autre tube C, qui contient des petits morceaux de muriate de chaux fondu, et de celui-ci il entre dans le petit appareil qui contient la poudre à analyser. On garnit toutes les jointures avec des tubes de caoutchou fortement liés. Le tube effilé G H descend verticalement dans un flacon HI rempli aux deux tiers d'eau; ce tube passe par un bouchon de liège qui ferme l'ouverture du flacon, et qui contient encore un autre tube I K, long de 24 à 36 pouces, par lequel le gaz oximuriatique excédant sort, et peut être conduit hors de l'appartement.

Lorsqu'on a tout ainsi disposé, on verse de l'acide sulfurique par l'entonnoir B dans la fiole, jusqu'à ce qu'un dégagement de gaz com-

mence à s'opérer ; on doit cependant prendre garde que le mélange ne s'échauffe trop : car il en résulterait une trop forte production de gaz oximuriatique. Le dégagement est assez fort quand quatre ou cinq bulles montent à chaque minute dans le flacon H I. Dès que la plus grande partie de l'air atmosphérique est remplacée par le gaz oximuriatique, on met une lampe à esprit de vin L à quelque distance au-dessous de la boule E. On n'a besoin que d'une faible flamme, et on doit éviter une trop grande chaleur, parce qu'il est difficile de chasser entièrement l'air atmosphérique, par lequel une petite portion de la mine pourrait produire de l'acide arsenieux, ce qui rendrait le résultat inexact. A mesure que la masse s'échauffe, on voit distiller un liquide orange, qui se condense dans la petite boule F ; et à mesure que celle-ci se remplit, le liquide coule par le tube G H et tombe dans l'eau.

L'opération continue de cette manière sans que l'on ait besoin de s'en occuper : il se forme du muriate de peroxide de fer, qui se sublime en paillettes rouges et transparentes, et dont une petite quantité se dépose même dans le tube E D ; c'est pourquoi il est bon de faire celui-ci assez long pour que la matière sublimée n'en sorte pas. Une autre portion du muriate de fer est entraînée par le courant de gaz dans la direction E F. Lorsque les acides se condensent avec les muriates, il en résulte une matière blanche et cristalline, dont une petite quantité passe même dans la boule F, qui a été faite pour empêcher le muriate de fer de descendre dans le flacon. Cette masse blanche est insoluble dans le liquide orange. Lorsqu'on a fait couler ce dernier dans

le flacon, on décompose la masse blanche par une légère chaleur, les acides doubles se volatilisent, et le muriate de fer reparaît avec sa couleur rouge.

Au moment où l'on cesse l'opération, une partie des acides volatils adhère encore aux parois du petit appareil, depuis la grande boule jusqu'à l'ouverture du tube H. Pour s'en défaire, on chauffe les deux boules en même temps, mais à une température incapable de volatiliser le muriate de fer, et pendant que les boules se refroidissent, on verse par l'entonnoir B une solution de carbonate de potasse, qui détermine un dégagement rapide d'acide carbonique, par lequel les dernières vapeurs des acides sont entraînées.

Quand enfin on a ôté D E F G H, on trempe G H à plusieurs reprises dans de l'eau pure, pour enlever les traces d'acide qui peuvent y être attachées tant intérieurement qu'extérieurement, et on verse cette eau dans le flacon. On dissout ensuite les muriates métalliques dans de l'eau : celui de fer se dissout promptement, mais celui de nickel repousse le liquide dans le commencement ; on doit ajouter à la dissolution une goutte d'acide muriatique, pour l'empêcher de se troubler ; on filtre et on pèse la partie non dissoute : c'est du minerai intact.

Cette dissolution contient du muriate de protoxide de fer mêlé avec du muriate de peroxide : c'est ce premier qui se forme d'abord, et qui se trouvant ordinairement enveloppé dans le muriate de nickel, ne peut se combiner avec une nouvelle dose de gaz oximuriatique ; il faut donc, pour porter le fer à son maximum d'oxidation, ajouter

de l'acide nitrique et faire bouillir; on sature ensuite avec de l'ammoniaque; on précipite le fer par un succinate alcalin, et on ajoute enfin un excès d'ammoniaque pour s'assurer qu'aucune substance insoluble dans cet alcali ne se trouve dans le liquide.

On étend le liquide ammoniacal de beaucoup d'eau, autant que possible privée d'air, et on précipite l'oxide de nickel par la potasse. Les oxides de cobalt et de cuivre restent dans la dissolution, et se déposent pendant l'évaporation de l'ammoniaque. On recherche ensuite si la liqueur contient de la silice, en la saturant avec de l'acide muriatique et en l'évaporant à siccité: les oxides de nickel et de cobalt retiennent aussi quelquefois de la silice, qu'il faut également y rechercher.

L'eau dans laquelle les vapeurs acides se sont condensées contient l'arsenic et le soufre (1). Le flacon qui la renferme doit être muni d'un bouchon à l'émeril: on lave l'intérieur du tube I K; on bouche le flacon et on le laisse dans un endroit chaud, afin que la plus grande partie du soufre précipité puisse être acidifiée. Si au bout d'un certain temps il en reste, on ouvre le flacon et on fait bouillir le liquide: par ce moyen le soufre s'agglutine et peut être ensuite commodément lavé et séché.

Pour s'assurer que la liqueur acide ne contient point de fer entraîné par une opération mal conduite, ni d'autres métaux dont les muriates sont volatils, on la sature aussi exactement que possible avec de la potasse caustique: s'il se

(1) Si le minéral contenait en même temps du bismuth, du zinc, de l'antimoine ou de l'étain, ces métaux se trouveraient aussi dans le liquide acide.

fait un précipité, on le recueille et on l'examine. On rend de nouveau la liqueur acide, et on en précipite l'acide sulfurique par le muriate de baryte: il est bon d'en séparer ensuite l'excès de baryte qu'elle contient, par une addition d'acide sulfurique; mais cela n'est pas nécessaire. On verse dans le liquide filtré une solution d'une quantité connue de fer métallique dans de l'acide nitrique, et l'on précipite ensemble l'oxide de fer et l'acide arsenique par de l'ammoniaque eu excès. Si l'on attend pour faire cette opération que les autres ingrédients aient été déterminés, on peut évaluer avec plus de précision la quantité de fer nécessaire pour précipiter l'acide arsenique: pour 1 atome d'arsenic, on prend 2 atomes de fer, ce qui équivaut en poids à 4 parties de fer pour 2 d'arsenic. Quoiqu'un excès d'oxide de fer augmente le volume du précipité, il contribue cependant à rendre le sous-arseniate moins gélatineux et plus facile à laver. On doit chauffer le sous-arseniate au feu, à deux reprises, pour s'assurer qu'il ne perd plus rien; car une petite quantité d'acide sulfurique adhère souvent à ce précipité avec beaucoup d'énergie.

33. *Sur la composition du deutoxide de cuivre; par M. J. Berzelius. (Annales de Chimie, tome XVII, page 26.)*

Le deutoxide de cuivre attire très-promptement l'humidité de l'atmosphère; il se réduit si rapidement par le gaz hydrogène, que, si on en plonge un morceau fortement chauffé, mais non pas rouge, dans une fiole remplie de gaz hydrogène, l'oxide prend feu et se réduit, et l'eau

ruissèle sur les parois de la fiole. D'après le poids que l'oxide perd dans cette réduction, on trouve qu'il doit être composé de :

Cuivre.....	0,79825	...	100
Oxigène.....	0,20175	...	25,272

34. *Analyse de l'acétate de cuivre ; par M. Philips. (Annals of Philsophy , tome I, p. 389.)*

On a décomposé l'acétate de cuivre en le faisant bouillir avec de l'hydrate de chaux en excès : tout l'oxide de cuivre a été mis à nu, et il s'est formé de l'acétate de chaux. En faisant passer de l'acide carbonique à travers la dissolution de ce sel, on en a séparé l'excès de chaux et on a pu l'avoir parfaitement pur, en évaporant la liqueur à siccité ; on a déterminé la quantité d'acide acétique contenue dans l'acétate de chaux, en en précipitant la chaux par le carbonate de soude, et en pesant avec le plus grand soin le carbonate de chaux qui en résulte : on a trouvé que 100 de carbonate de chaux représentent 101,6 d'acide acétique.

Une autre portion d'acétate de cuivre a été décomposée par la potasse caustique, et l'on a pesé l'oxide de cuivre précipité, après l'avoir calciné ; on a eu pour résultat :

Acide acétique.....	0,492
Deutoxide de cuivre...	0,592

D'où, par différence.. Eau..... 0,116

1,000

Ce résultat diffère très-peu de celui que l'on déduirait de la supposition que l'acétate de cuivre cristallisé est formé de 2 atomes d'acide, de 1 atome

de base et 3 atomes d'eau : telle doit donc être réellement la constitution de ce sel.

Le sulfate, le nitrate et l'acétate de cuivre solubles font effervescence avec le carbonate de chaux réduit en poudre très-fine, et sont transformés en d'autres sels insolubles. M. Philips est porté, d'après cela, à regarder les sels solubles comme des bisels.

35. *Sur les oxides d'antimoine et sur la capacité de saturation de ces oxides ; par M. J. Berzelius. (Annales de Chimie , tome XVII, page 16.)*

Le sulfure d'antimoine est composé de :

Antimoine..	0,728	...	100
Soufre.....	0,272	...	37,3

Sulfure.

En se dissolvant dans l'acide muriatique, il donne du muriate d'antimoine et de l'hydrogène sulfuré sans excès d'hydrogène ni de soufre ; il en résulte que l'oxide d'antimoine contient :

Antimoine...	0,8432	...	100
Oxigène.....	0,1568	...	18,6

Oxide.

Lorsqu'on oxide 100 parties d'antimoine par l'acide nitrique pur, et qu'après l'évaporation on chauffe au rouge pour décomposer l'acide antimonique qui a pu se former, on obtient 124,8 d'acide antimonieux d'un beau blanc et très-pur. Cet acide contient donc :

Antimoine...	0,8013	...	100
Oxigène.....	0,1987	...	24,8

Acide antimonieux.

Si l'on chauffe ensemble dans un vaisseau où l'air n'ait point accès, de l'acide antimonieux et de l'antimoine, l'acide se convertit en oxide en

s'unissant avec une portion de métal égale au tiers de la quantité qu'il en contient; ce qui prouve que les quantités d'oxygène contenues dans l'oxide et dans l'acide sont entre elles : 3 : 4.

Acide antimonique.

L'acide antimonique renferme une quantité d'oxygène, qui est à celle que contient l'acide antimonieux :: 5 : 4; il est composé de :

Antimoine....	0,7634	...	100
Oxygène.....	0,2366	...	31

La capacité de saturation de l'acide antimonieux est $4,97 = \frac{12,87}{4}$.

La capacité de saturation de l'acide antimonieux est $4,73 = \frac{23,66}{5}$.

Hydrate.

On a dissout de l'antimoine dans de l'eau régale; on a évaporé la plus grande partie de l'acide, repris par une grande quantité d'eau et bien lavé le dépôt. Celui-ci était d'un beau blanc, c'était de l'hydrate d'acide antimonique. On l'a chauffé dans une cornue de verre : 100 parties ont donné 5 parties d'eau très-pure, et se sont converties en une poudre jaune de citron; cette poudre, chauffée au rouge, a laissé 90,48 d'acide antimonieux. D'après cela, on voit que dans l'hydrate l'acide contient cinq fois autant d'oxygène que l'eau avec laquelle il est combiné.

36. *Sur les alliages de l'antimoine avec le potassium et avec l'arsenic; par M. G.-S. Sérullas. (Journal de Physique, tome XCIII, page 115.)*

Lorsqu'on chauffe l'émétique à une température élevée, pendant deux ou trois heures, dans

un creuset fermé, on obtient, indépendamment des produits volatils connus, une masse spongieuse, formée de potassium, d'antimoine et de beaucoup de charbon; cette matière, divisée par fragmens, avec la précaution d'éviter autant que possible le contact de l'air, peut être conservée dans des flacons à large ouverture : ces fragmens, exposés à l'air et aspergés de quelques gouttes d'eau, donnent lieu à une explosion d'autant plus vive, qu'ils sont plus gros et qu'ils ont été mieux conservés. Ils éclatent au moment de l'aspersion, et l'antimoine en fusion est lancé de toutes parts sous forme de petits boulets enflammés.

En brûlant une partie du charbon que contient l'acide de l'émétique, soit par un grillage à l'air, soit en y ajoutant un dixième de son poids de nitre, il donne, lorsqu'on le chauffe fortement dans un creuset fermé, un alliage de potassium et d'antimoine, jouissant de toutes les propriétés qui attestent la présence d'une grande quantité de potassium; savoir, de s'aplatir sous le marteau, de dégager une quantité considérable de calorique, lorsqu'étant pulvérisé on l'expose à l'air, de lancer pendant sa porphyrisation une multitude de jets lumineux, de tourner vivement sur le bain de mercure humide, et de décomposer l'eau avec une grande énergie, en produisant du gaz hydrogène pur.

Presque tous les minerais de sulfure d'antimoine, et la plupart des préparations antimoniales dont on fait usage en médecine, excepté le beurre d'antimoine et l'émétique, contiennent des quantités très-notables d'arsenic. Les sulfures en contiennent de $\frac{1}{60}$ à $\frac{1}{20}$; les régules, de $\frac{1}{100}$ à

$\frac{1}{70}$: le kermès, l'oxide sulfuré vitreux, le sous-sulfate, l'antimonite de potasse, le protoxide ou fleurs argentines d'antimoine en contiennent de $\frac{1}{600}$ à $\frac{1}{300}$.

Pour reconnaître la présence de l'arsenic dans ces substances, on les fait chauffer avec leur poids de crème de tartre dans un creuset fermé, à un feu bien soutenu, pendant trois heures : il en résulte des alliages de potassium, qui, mis en contact avec l'eau, donnent du gaz hydrogène arsénie ; on reçoit ce gaz dans des éprouvettes larges de 8 à 9 centimètres, et on y met le feu : l'arsenic se dépose à l'état d'hydrure sur les parois du vase, et l'on juge approximativement de sa proportion d'après l'épaisseur du dépôt. Par ce moyen, on peut aisément reconnaître la présence de $\frac{1}{2000}$ d'arsenic dans une matière antimoniale quelconque. Quand cette matière contient déjà de la potasse, on y ajoute moins de son propre poids de crème de tartre. Si c'est un sulfure, on le soumet d'abord à un grillage pour en expulser une partie du soufre.

Comme l'émétique, ainsi que le beurre d'antimoine, même lorsqu'ils ont été préparés avec un minerai arsenical, ne renferment jamais d'arsenic, on peut les employer pour se procurer de l'antimoine parfaitement pur.

37. Nouveau moyen de produire du froid artificiel.

M. Macculloch a obtenu un abaissement de température de 50° de Fahrenheit, en mettant un peu de glace ou de grêle dans de l'alcool.

38. Sur quelques combinaisons de l'or; par M. S. Javal. (Annales de Chimie, tome XVII, page 337.)

M. Oberkampff a trouvé, par l'analyse de l'oxide précipité par la baryte, que 100 parties d'or se combinent avec 10,01 d'oxigène; le même chimiste a analysé le sulfure d'or: si l'on déduit la composition de l'oxide d'or de celui de ce sulfure, on trouve que 100 parties d'or se combinent avec 12,127 d'oxigène (1).

M. Berzelius a conclu la composition de l'oxide d'or de la quantité de mercure nécessaire pour décomposer un poids déterminé de chlorure d'or dissous dans l'eau, et il a trouvé que 100 parties d'or prennent 12,077 d'oxigène (2).

M. Pelletier admet, d'après l'analyse qu'il a faite du protoiodure d'or, que, dans le peroxide, 100 parties d'or sont combinées avec 10,0485 d'oxigène.

J'ai répété l'analyse de l'oxide d'or par le procédé de M. Oberkampff convenablement modifié. J'ai décomposé le chlorure pur et neutre par un grand excès de baryte; j'ai séparé la baryte du précipité par l'acide nitrique, et l'oxide d'or a été lavé à plusieurs reprises: il ne s'est déposé qu'avec une extrême lenteur, et il formait avec l'eau une masse gélatineuse d'un grand volume, ce qui m'a fait penser qu'il était à l'état d'hydrate. Je l'ai desséché à la chaleur de l'eau bouillante, en le tenant éloigné des charbons ar-

(1) *Annales de Chimie*, t. LXXX, p. 140.

(2) *Annales de Chimie*, tome LXXXVII, p. 113.

dens, parce que je m'étais aperçu que l'oxide d'or est aisément décomposé par l'oxide de carbone.

J'ai introduit une portion de l'oxide desséché dans un tube communiquant avec la partie supérieure d'une cloche destinée à recevoir le gaz oxigène; j'ai chauffé l'oxide d'or jusqu'à ce que le dégagement du gaz cessât d'avoir lieu, puis j'ai laissé refroidir l'appareil et j'ai mesuré le volume du gaz: l'or, résidu de l'expérience, a été traité par l'acide muriatique, afin d'enlever les traces de baryte qu'il retenait encore. Une autre portion de l'oxide desséché a été soumise immédiatement à l'action de l'acide muriatique, elle a donné un faible résidu d'or métallique mêlé d'un peu de sulfate de baryte. D'après ces expériences, j'ai trouvé que 100 parties d'or prennent 11,909 d'oxigène, résultat parfaitement d'accord avec celui de M. Berzelius.

M. Pelletier a cru devoir révoquer en doute l'existence des sels triples d'or. J'ai constaté cette existence par une expérience directe. J'ai fait évaporer un mélange de chlorure d'or et de chlorure de potassium, j'ai obtenu des cristaux d'un beau jaune d'or ayant la forme de prismes quadrangulaires allongés. Exposés à l'action de la chaleur, ils ont d'abord abandonné de l'eau; bientôt après, ils se sont fondus en un liquide rouge brun foncé, et à la température de la fusion du verre ils ont commencé à dégager du chlore.

J'ai dissous dans l'eau une certaine quantité de ces cristaux, et j'ai fait passer dans la liqueur un courant de gaz acide hydrosulfurique: il s'est précipité du sulfure d'or, qui a été lavé, et qui,

chauffé au rouge, a donné de l'or métallique pur, que l'on a pesé. Le liquide a été exposé à l'air pendant quelques jours, afin de le débarrasser de l'acide hydrosulfurique. Je l'ai partagé en deux parties égales: dans l'une, j'ai dosé le chlore au moyen du nitrate d'argent; j'ai fait évaporer l'autre à siccité pour avoir la proportion de chlorure de potassium: l'eau de cristallisation a été déterminée par différence de poids. J'ai trouvé, par ce procédé, que le chlorure triple cristallisé contenait:

Chlorure de potassium.....	0,2426
Chlorure d'or.....	0,6864
Eau.....	0,0710
	<hr/>
	1,0000

Or, en le supposant formé d'un atome de chlorure de potassium, de 2 atomes de chlorure d'or, et de 2 atomes d'eau, il contiendrait:

Chlorure de potassium.....	0,2521
Chlorure d'or.....	0,6871
Eau.....	0,0608
	<hr/>
	1,0000

C'est donc là sa véritable composition.

Puisque les élémens que renferme cette substance s'y trouvent en proportions définies, et que d'ailleurs elle cristallise sous une forme particulière, etc., elle ne peut être considérée comme un mélange de chlorure d'or et de chlorure de potassium, ainsi que le fait M. Pelletier.

La preuve qu'il existe entre le chlorure d'or et les chlorures alcalins une certaine affinité se trouvait déjà dans une expérience de M. Oberkampff, qui consiste en ce qu'un chlorure alcalin

quelconque, ajouté au chlorure d'or en quantité suffisante, s'oppose à la précipitation ultérieure de l'oxide d'or par les alcalis.

39. *Sur la composition de l'oxide d'or; par M. Berzelius. (Annales de Chimie, t. XVIII, page 151.)*

J'ai réduit l'oxide d'or de sa dissolution muriatique par le phosphore, et j'en ai déduit pour l'atome d'or le même poids que j'avais déjà trouvé en décomposant le muriate d'or par le mercure. Le résultat de la décomposition du muriate d'or par le phosphore est tellement en harmonie avec celui tiré de la réduction du sulfate d'argent par la même quantité de phosphore, que j'ose prétendre que la composition de l'oxide d'or est connue avec la même certitude que celle de l'oxide d'argent, qui est une des mieux connues. J'ai mêlé du muriate neutre d'or avec du carbonate de soude pur; ce mélange a été évaporé à siccité et la masse chauffée au rouge: reprise par l'eau, elle a laissé 0,85 d'or pur, et le liquide a donné, par le nitrate d'argent, 18,9 de muriate d'argent. D'après cette expérience, le poids de l'atome de l'or serait 2,400 au lieu de 2,486; mais je crois ce dernier nombre plus exact. Dans tous les cas, il résulte de ces faits que le nombre 2,993 adopté par M. Pelletier est beaucoup trop fort.

Le protomuriate d'or, traité par l'eau bouillante, donne de l'or et une dissolution de muriate neutre très-pur. Cette dissolution est d'un rouge de rubis très-intense; elle donne par l'évaporation une masse saline rouge brun, qui se li-

quëe promptement à l'air: une addition d'acide muriatique change à l'instant sa couleur en jaune, et il se forme un surmuriate qui, dans la nouvelle hypothèse sur la nature des muriates, doit être considéré comme un chlorure double d'or et d'hydrogène.

Le sur-muriate d'or est moins soluble que le muriate neutre, et cristallise aisément en forme de petites aiguilles d'un jaune d'or. Lorsqu'on le chauffe, il abandonne, d'abord de l'acide muriatique, ensuite viennent ensemble de l'acide muriatique et du gaz oximuriatique, de manière que le muriate neutre commence déjà à se décomposer en protomuriate, avant que l'excès de l'acide muriatique ait été entièrement volatilisé.

40. *Sur la composition de l'oxide de platine; par M. J. Berzelius. (Annales de Chimie, tome XVIII, p. 146.)*

J'avais déterminé la composition du protoxide de platine d'après celle du protomuriate ou du protochlorure de ce métal, lequel, traité par la potasse caustique, donne un oxide noir et du muriate de potasse. J'avais déterminé la composition du peroxyde par la réduction du platine, moyennant une quantité donnée de mercure; j'avais trouvé que ces oxides contiennent, le premier 0,0760, le second 0,1413 d'oxygène et que par conséquent le poids de l'atome de platine est de 1215,23.

M. Cooper a prétendu que mes expériences étaient inexactes, et que le protoxide de platine ne contenait que 0,043 à 0,047 d'oxygène; mais j'ai fait de nouvelles recherches, qui m'ont appris

qu'il n'y avait rien à changer à mes premiers résultats.

Du muriate de platine et de potasse cristallisé et bien sec, a été chauffé dans un appareil convenable; il ne s'en est dégagé que du gaz oximuriatique sans trace d'humidité, et il est resté un mélange de platine métallique et de muriate de potasse. Une autre portion de sel double de platine a été chauffée dans un courant de gaz hydrogène, il s'en est dégagé de l'acide muriatique. On a trouvé, d'après ces expériences, que le muriate de platine et de potasse contient :

Gaz oximuriatique.....	0,29
Platine métallique.....	0,40
Muriate de potasse.....	0,31

Or, 31 de muriate de potasse ou de chlorure de potassium ne contiennent que moitié de 29 de gaz oximuriatique ou chlore : en prenant ce nombre 31 pour poids de l'atome du chlorure de potassium, 29 représente donc le poids de 4 atomes de chlore; il s'en suit que 40 représente le poids de 2 atomes de platine : de ces données on déduit pour le poids de l'atome de platine, rapporté à celui de l'oxygène pris pour unité, le nombre auquel mes anciennes expériences m'avaient conduit.

Ce résultat est encore confirmé par l'analyse du muriate double de platine et de soude, que j'ai trouvé composé de 0,1925 d'eau ou 12 atomes 1 atome de chlorure de sodium et 2 atomes de chlorure de platine.

Lorsqu'on traite du platine en poudre par la potasse caustique mêlée avec un peu de nitre,

on obtient un platinure de potasse soluble et un autre qui est insoluble : peut-être ces sels contiennent-ils un oxide de platine intermédiaire entre le protoxide et le deutoxide.

41. *Note sur la combinaison du silicium avec le platine, et sur sa présence dans l'acier; par M. J. B. Boussingault élève mineur. (Annales de Chimie, tome XVI, p. 5.)*

Le platine chauffé dans un creuset de hesse à une température capable de fondre le manganèse, ne fond pas; exposé à la même température dans un creuset brasqué de charbon, il fond complètement et il augmente d'environ $\frac{1}{200}$ de son poids. Le platine fondu dans un creuset brasqué est d'un blanc grisâtre, il se laisse à peine entamer par le couteau, il se forge très-difficilement; sa pesanteur spécifique est de 20,5; il ne se durcit pas sensiblement par la trempe. Le platine cémenté dans du charbon a les mêmes propriétés. Le platine fondu ou cémenté dans du charbon ne contient pas de carbone; mais lorsqu'on le dissout dans l'eau régale, il laisse une gelée siliceuse qui annonce la présence d'environ 0,005 de silicium. Il est probable que le silicium provient de la silice qui existe dans le charbon.

M. Boussingault a analysé, par le moyen de l'acide sulfurique étendu de 6 fois son poids d'eau, le fer de Rive, l'acier cémenté et l'acier fondu de la Bérardièrre, et l'acier-poule de Glasgow: il a trouvé dans le fer de Rive 0,00175 de silicium, dans l'acier cémenté 0,0045 de carbone et 0,00225 de silicium, dans l'acier

fondu 0,00333 de carbone et 0,00225 de silicium et dans l'acier-poule 0,0050 de carbone et 0,00125 de silicium. L'acier Clouet, fabriqué en fondant ensemble du fer, de l'argile et de la craie, ne contient pas de carbone et renferme 0,008 de silicium. Le fer doux fondu dans un creuset de Hesse absorbe du silicium dans la proportion d'environ 0,0054.

On peut donc avancer maintenant, dit M. Bousingault que le silicium paraît au moins aussi nécessaire que le carbone pour la transformation du fer en acier, puisqu'il ne semble pas qu'il en existe sans silicium et qu'il est certain qu'il en existe sans carbone. Il faut bien se garder cependant, dans l'état actuel de nos connaissances sur le fer, de considérer le carbone comme un corps inutile dans l'acier; ce combustible est même peut être très-nécessaire pour le rendre plus facile à travailler. Un fait qui tendrait à prouver cette assertion, c'est que tous les aciers employés sont plus ou moins charbonneux et qu'on n'a fait aucun usage de celui de Clouet.

Sur les terrains calcaréo-trappéens du pied méridional des Alpes Lombardes;

PAR ALEXANDRE BRONGNIART (1).

L'AUTEUR désigne par ce nom les terrains situés au pied méridional des Alpes Lombardes, qui sont composés de roches calcaires trappéennes, amygdaloïdes et basaltiques superposées et alternant ensemble, terrains déjà décrits par Arduino et sur-tout par Fortis, et qui sont situés la plupart dans le Vicentin.

Il ne recommence pas la description détaillée de ces terrains; il se borne à faire remarquer les roches, leur disposition, et les autres circonstances qui sont propres à constater la réalité des rapprochemens qu'il a cru pouvoir établir entre ces terrains et ceux auxquels il les compare. M. Brongniart a visité cinq endroits principaux, dont il indique, ainsi qu'il suit, les traits caractéristiques.

1°. Le Val-Nera. On y voit une alternance remarquable de calcaire en couches horizontales et d'agglomera trappéen à petites parties, qu'on a désigné par le nom de *tuf*; mais ce nom s'appliquant très-improprement à des roches qui n'ont aucune analogie réelle entre elles, l'auteur nomme cet agglomérat *brecciole trappéenne*. Cette brecciole, qui n'est point un basalte, ni même une lave compacte, alterne avec un calcaire qui renferme des camérines et quelques coquilles fossiles, dont M. Brongniart fait remarquer l'analogie avec celles du calcaire grossier de Paris. C'est plus haut, vers l'origine de la vallée, que se montre le basalte qui semble sortir du milieu même de la brecciole.

(1) *Bull. des Sc.* Juin 1821, p. 87.