

recours à des plans inclinés) être admise comme un terme moyen des frais de transport.

La journée de transport étant de 5 fr., les frais seraient de 19 centimes par chaque millier métrique transporté à une lieue, non compris l'intérêt du capital employé à l'établissement du chemin, et dont la portion à répartir sur chaque transport partiel est d'autant plus légère, que la matière totale transportée devient plus considérable.

La journée de transport de Saint-Etienne à la Loire est de 3 fr. 50 cent.; mais comme la charge n'est que 700 kilogr., à cause du mauvais état des chemins, le millier métrique revient actuellement à 1 fr. 66 cent. par lieue. Au même taux, il en coûterait 15 cent. sur un chemin de fer. Le roulage, sur nos grandes routes, coûte 1 fr. 25 cent. quand il y a retour. Le *minimum* des droits sur les canaux de France est de 0^f,04 pour la houille et 0^f,18 pour les fers. Les droits et les frais, tout compris, sur les canaux de Briare, de Loing et du Centre, sont d'environ 18 cent. pour la houille et de 32 cent. pour les fers; sur le canal de *Worcester*, en Angleterre, ils sont de 28 cent.; dans les environs de *Dudeley*, de 41 cent. pour le charbon et le fer, et de 14 cent. pour la pierre à chaux: le tout réduit au millier métrique et à la lieue de France.

Concluons: Les chemins de fer offrent un moyen de transport intermédiaire, entre les routes et les canaux, trop imparfaitement connus jusqu'à présent, pour avoir reçu de grandes applications en France. Ils coûtent beaucoup moins que les canaux, et ils ont sur eux l'avantage de servir en toutes saisons, d'exiger moins d'entretien et de convenir à des localités où les canaux seraient impraticables, soit par les difficultés du terrain, soit par l'impossibilité de se procurer l'eau nécessaire pour les alimenter. Les chemins de fer formeront un jour le complément de notre système de communications intérieures; ils méritent d'être considérés comme un objet d'utilité publique du plus grand intérêt.

Voyez, pour les chemins de fer, le 1^{er}. vol. de la *Mécanique appliquée* de M. Borgnis; le *Bulletin* du mois d'octobre 1817 de la Société d'Encouragement; notamment les *Annales* d'O'Reilly, qui en donne les détails de construction dans le N^o. de fructidor an XI.

(25 lieues de 2,280 toises correspondent à 69¹/₂ milles. Le mille anglais est de 1,760 YARDS; le yard est de 3 pieds anglais; un pied anglais vaut 0^m,304799.)

CHIMIE. (EXTRAITS DE JOURNAUX.)

1. *Perfectionnement de la lampe à air inflammable, et appareil pour se procurer instantanément du gaz hydrogène dans un laboratoire; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome V, page 301.)*

LA lampe ordinaire à air inflammable a l'inconvénient d'exiger qu'on en renouvelle le gaz hydrogène très-fréquemment. L'appareil de M. Gay-Lussac a l'avantage de s'alimenter de lui-même, et il peut servir à procurer instantanément du gaz hydrogène dans un laboratoire. Il consiste en un flacon à trois tubulures, un ballon percé d'un petit trou à son fond, et en un cylindre de fer ou de zinc attaché à un fil de laiton, ou enveloppé dans un treillis de ce métal. On remplit le flacon d'acide sulfurique, étendu de une à deux fois son volume d'eau; l'une des tubulures est fermée par un bouchon auquel on attache le cylindre métallique, qui ne doit descendre qu'à une certaine hauteur au-dessus du fond; la tubulure du milieu reçoit le ballon, dont le col, un peu rétréci à son extrémité, plonge dans l'acide au-dessous de la partie inférieure du cylindre: la capacité du ballon doit être assez grande pour recevoir tout le liquide dans lequel plonge son col; la troisième tubulure porte un tube droit à robinet, ou un long tube recourbé, propre à entrer sous les cloches à l'appareil pneumaticochimique.

Le flacon étant plein d'acide agit sur le métal, et il se dégage de l'hydrogène; on laisse le robinet

Appareil.

Effet.

Tome III. 2^e. livr.

K

ouvert pour que l'air puisse s'échapper, autrement il pourrait y avoir une détonation dans le ballon la première fois que l'on ferait usage de la lampe, à moins que le volume de l'air ne surpassât pas le douzième de celui du gaz hydrogène. En fermant le robinet, le gaz se comprime et fait monter le liquide dans le ballon, dès-lors le métal n'étant plus en contact avec l'acide, le dégagement cesse; si l'on ouvre le robinet, le gaz sort, le niveau du liquide s'élève, le dégagement recommence, et continue sans interruption jusqu'à ce que l'on ferme de nouveau le robinet.

Pour recueillir du gaz hydrogène sous des cloches avec cet appareil, on remplace le tube à robinet par un tube recourbé, d'une longueur telle que, lorsqu'il est plongé dans la cuve à une certaine profondeur, le gaz hydrogène éprouve, de la part de la colonne de liquide, une pression plus grande que celle qu'il supporte dans le flacon. Il ne peut alors en sortir, et le métal ne touche point à l'acide; mais, en soulevant tout l'appareil de manière que le tube plonge beaucoup moins dans le liquide, la pression est moindre que dans le flacon, et le gaz hydrogène s'échappe.

2. *Endiomètre de Volta, perfectionné par M. Gay-Lussac.*

Cet instrument est disposé de telle manière, qu'il se trouve hermétiquement fermé au moment de l'explosion, et qu'il ne peut s'y produire de vide; et il réunit à cet avantage celui d'une grande simplicité, qui permet de le faire construire par-tout.

On en trouvera l'explication et un dessin dans les *Annales de Chimie*, tome IV, page 188.

3. *Mémoire sur la distillation de l'eau de mer et sur les avantages qui en résultent pour la navigation, par MM. Freycinet et Clément. (Annales de Chimie, tome IV, page 225.)*

L'appareil de MM. Freycinet et Clément se compose d'un foyer propre au charbon de terre ou au bois, d'un alambic, ou plutôt d'une petite chaudière à vapeur et de deux condensateurs. Le foyer est fumivore; il est semblable aux fours à réverbère, et la chaudière remplace le réverbère de ceux-ci. L'alambic est une chaudière cylindrique, dont le couvercle un peu bombé, seulement pour la solidité, est percé de trois ouvertures: l'une est placée au centre; elle porte un tuyau qui descend jusqu'au fond, et par lequel on verse dans la chaudière l'eau déjà échauffée par la condensation de l'eau distillée. Les deux autres ouvertures portent deux tuyaux qui conduisent les vapeurs dans les condensateurs. Ceux-ci sont des serpentins ordinaires en étain, plongés dans l'eau froide.

La grille a 0^m,50 de longueur sur 0^m,55 de largeur; la capacité du foyer est de 50 litres. L'issue de la flamme vers la chaudière a 4 décimètres carrés. La continuation de ce canal, sous la chaudière et autour, a 6 décimètres carrés, et la section de la cheminée 10 décimètres. La chaudière a 0^m,80 de diamètre et 0^m,50 de hauteur. Le diamètre des tuyaux, pour l'issue de la vapeur, est de 0^m,04. La surface de chaque serpentín est de 6 décimètres carrés.

Appareil.

Produits,
consomma-
tions.

L'essai de cet appareil a fait voir que la combustion de 7 litres de charbon de terre, pesant 5^k,16, produisait 38 litres d'eau distillée par heure; ainsi le rapport du poids du charbon brûlé et de l'eau obtenue est de 100 à 678, et celui du volume est de 100 à 543.

Les auteurs croient que dans un travail long-temps continué, le produit pourra s'élever à 1000 litres par 24 heures, avec une consommation de 150^k. de charbon. Le *maximum* d'effet, qu'il n'est pas possible d'atteindre, serait de ne dépenser qu'environ 100^k. de charbon.

Dépenses. Pour obtenir 100 litres d'eau, les dépenses seraient de :

0,66 pour intérêt, à 12 pour $\frac{\circ}{\circ}$, du capital d'établissement, évalué à 2000 fr.;

7,50 pour 150^k. de charbon;

2,50 pour main-d'œuvre;

10,66 : d'où il suit que le litre d'eau ne reviendrait qu'à un peu plus d'un centime, prix qui n'est guère que double de celui que coûte l'eau à Paris.

Il paraît que l'on ne peut rien espérer d'avantageux de la distillation dans le vide, parce que la formation de la vapeur d'eau à une basse température, et par conséquent à une faible pression, exige plus de calorique latent qu'à une haute température, à cause du volume plus considérable que la vapeur possède passagèrement. On peut espérer plus de succès par la ventilation; mais il faudra prendre en considération la dépense occasionnée par la force motrice.

L'eau distillée s'est trouvée chargée d'une odeur empyreumatique assez forte; mais elle

a perdu cette odeur par une simple exposition à l'air pendant cinq à six jours seulement, et elle est devenue alors d'une assez bonne qualité pour qu'on ne puisse plus la distinguer que difficilement de l'eau de la Seine.

MM. Freycinet et Clément entrent dans de grands détails sur les avantages de leur procédé pour des voyages de long cours; ces détails seraient ici déplacés.

4. *Sur les combinaisons de l'hydrogène protophosphoré et perphosphoré avec l'acide hydriodique*; par M. Houton-Labillardière. (Journal de Physique, tome III, page 454.)

M. Labillardière prépare l'hydrogène protophosphoré en chauffant l'acide phosphoreux obtenu par la combustion lente du phosphore dans l'air, et le gaz hydrogène perphosphoré, en faisant un mélange d'eau, de chaux et de phosphore, dans lequel ce combustible se trouve en excès. L'hydrogène protophosphoré n'abandonne pas le phosphore par le repos, et il a la propriété singulière de ne s'enflammer par le contact de l'air que lorsqu'il a été raréfié. L'analyse de ces deux gaz par le potassium prouve qu'ils contiennent chacun un volume et demi d'hydrogène. Le gaz hydrogène perphosphoré, en abandonnant du phosphore, et se transformant en gaz hydrogène protophosphoré, ne change point de volume.

Pour obtenir l'acide hydriodique gazeux, on prend un tube d'un centimètre de diamètre, fermé par une de ses extrémités; on y introduit de l'iode et du phosphore, qu'on recouvre

Gaz hydro-
gène proto-
phosphoré
et perphos-
phoré.

Gaz acide
hydriodique.

avec du verre grossièrement pilé et humecté, et on chauffe avec la lampe à esprit-de-vin.

Combinaison de l'acide hydriodique avec l'hydrogène protophosphoré.

En faisant passer ce gaz dans un vase rempli de gaz hydrogène protophosphoré ou perphosphoré, il y a combinaison. Dans le premier cas, il se dépose sur les parois des cristaux blancs, cubiques, se volatilissant à une douce chaleur sans se fondre ni se décomposer, que l'eau, l'alcool, les acides, les basés décomposent; l'ammoniaque en dégage un volume d'hydrogène phosphoré égal à la portion d'alcali qui est absorbée; le mercure, les gaz hydrochlorique, hydrosulfurique, carbonique, l'oxigène, l'air parfaitement sec, ne leur font éprouver aucune altération. Cette substance est formée de volumes égaux de gaz hydrogène protophosphoré et d'acide hydriodique.

Hydrogène perphosphoré et acide hydriodique.

Dans le second cas, la combinaison que l'on obtient donne, par les agens qui peuvent la décomposer, du gaz hydrogène protophosphoré, du phosphore, et l'ammoniaque n'en sépare que la moitié de son volume d'hydrogène protophosphoré. Elle est formée d'un volume de gaz perphosphoré et de deux d'acide.

Moyens d'analyse.

Le meilleur moyen d'analyser ces substances est de les décomposer par l'eau qui absorbe l'acide, et laisse dégager le gaz phosphoré dont on mesure le volume. Pour doser l'acide, on le sature avec du carbonate saturé de soude, et on mesure le volume d'acide carbonique qui se dégage; ce volume équivaut exactement à celui de l'acide hydriodique absorbé.

5. *Découverte d'une terre nouvelle, à laquelle M. Berzelius a donné le nom de Thorine.*
(Annales de Chimie, tome V, page 5.)

M. Berzelius a trouvé cette nouvelle substance, en 1815, dans quelques échantillons de la gadolinite de Korarvet, et depuis parmi les fluates de cérium et d'yttria de Finbo; elle y est fort rare. M. Berzelius pense qu'elle est à l'état de *silicate* dans la gadolinite, et combinée à l'acide fluorique dans les minéraux de Finbo.

Pour l'extraire des minéraux de Finbo, on sépare d'abord le fer par le succinate d'ammoniaque, qui, dans ce cas, n'entraîne qu'une petite quantité de la terre. Ensuite le deutocide de cérium est précipité par le sulfate de potasse; après quoi l'yttria et la nouvelle terre sont précipitées ensemble par l'ammoniaque. On les fait dissoudre dans l'acide muriatique; la dissolution est évaporée à siccité, et on y verse de l'eau bouillante, qui entraîne la plus grande partie de l'yttria. La portion non dissoute contient encore de l'yttria. On la fait dissoudre dans l'acide muriatique ou nitrique; on évapore, aussi exactement que possible, jusqu'à neutralité; ensuite on verse de l'eau, que l'on fait bouillir un moment. La terre étrangère est précipitée, et la liqueur retient de l'acide libre. En faisant évaporer, étendant d'eau, et faisant bouillir de nouveau, on obtient encore un précipité de cette terre.

Pour obtenir celle que renferme la gadolinite, on dissout dans l'acide muriatique; on filtre, on sature d'ammoniaque, et on précipite par le succinate d'ammoniaque. On filtre, et on ajoute

du sulfate de potasse pour précipiter le cérium; après avoir ajouté à la liqueur du muriate d'ammoniaque pour empêcher le protoxide de manganèse de se déposer, on y ajoute de l'ammoniaque qui occasionne un précipité blanc. Ce précipité est la nouvelle terre pure ou mélangée à de l'yttria.

Propriétés.

Cette terre prise sur le filtre présente une masse gélatineuse à demi-transparente. Lavée et desséchée, elle devient blanche, absorbe de l'acide carbonique et se redissout dans les acides avec effervescence. Chauffée au rouge, elle conserve sa couleur blanche; et lorsqu'elle n'a été soumise qu'à une chaleur modérée, elle se dissout très-aisément dans l'acide muriatique; mais, plus fortement calcinée, elle ne peut être dissoute qu'à l'aide de la chaleur de l'eau bouillante dans l'acide muriatique concentré. Cette dissolution est jaunâtre; mais, étendue d'eau, elle perd sa couleur, comme il arrive d'ordinaire à la glucine, à l'yttria et à l'alumine. Si la terre est mêlée d'yttria, elle se dissout plus aisément après avoir passé au feu. Les dissolutions neutres de cette terre ont une saveur purement astringente, qui n'est ni sucrée, ni saline, ni amère, ni métallique; en quoi elle diffère de toutes les autres espèces de terres, hors la zirconie.

Dissoute dans l'acide sulfurique avec un petit excès d'acide, et soumise à l'évaporation, elle forme aisément des cristaux transparents, qui ne s'altèrent pas à l'air, et dont la saveur est fortement astringente. L'eau mère acide qui reste après la formation de ces cristaux ne retient que fort peu de terre. Les cristaux, exposés à l'action de l'eau, en sont lentement décomposés; la

dissolution se trouble, il se précipite un sulfate avec excès de base, et la liqueur contient un sulfate avec excès d'acide. Cette dissolution bouillie ne donne aucun précipité. Si la dissolution du sel cristallisé se fait en plein repos, la partie non dissoute, avec excès de base, conserve la forme des cristaux; mais le moindre mouvement la réduit en poudre. La dissolution acide de ce sulfate, mêlée de sulfate de potasse jusqu'à saturation, ne donne aucun précipité. Il ne s'en forme pas même lorsqu'on verse du sulfate de potasse dans du muriate de cette terre. Si la liqueur est chauffée à l'ébullition, il se précipite une portion de la terre à l'état de sous-sulfate, et il en reste une partie dans la liqueur, qui peut être précipitée par l'ammoniaque caustique.

Cette terre se dissout très-aisément dans l'acide nitrique; mais après avoir été calcinée au rouge, elle ne peut être dissoute qu'à l'aide de l'ébullition. La dissolution ne cristallise pas; elle produit une masse gommeuse, qui, laissée à l'air, devient plus liquide, et qui, évaporée à la chaleur du bain de sable, donne pour résidu une masse blanche, opaque, semblable à l'émail, presque insoluble dans l'eau. La dissolution de nitrate de la nouvelle terre dans l'eau est un sel neutre qui se trouble par l'ébullition, laquelle précipite la majeure partie de cette terre. Les dissolutions même qui ont un petit excès d'acide la laissent déposer, si elles sont étendues d'eau et chauffées à l'ébullition. Une légère calcination de ce nitrate laisse à la terre sa couleur blanche; de sorte qu'on n'y découvre aucun indice d'un plus haut degré d'oxidation.

La nouvelle terre se dissout dans l'*acide muriatique* de la même manière que dans l'*acide nitrique*. La dissolution ne cristallise pas. Évaporée à une chaleur modérée, elle est convertie en une masse sirupeuse, qui, exposée à l'air, n'est pas déliquescence, mais qui, au contraire, se dessèche, devient blanche, semblable à l'émail, et ne se dissout ensuite dans l'eau qu'en très-petite quantité, laissant un sel avec excès de base; de sorte qu'elle abandonne, par une évaporation spontanée, la portion d'*acide muriatique* qui la rendait soluble dans l'eau. Une dissolution pas trop acide de ce muriate, étendue d'eau et bouillie, dépose la plus grande partie de la terre, sous forme d'une masse gélatineuse, légère et demi-transparente. Une dissolution de cette terre dans l'*acide muriatique* ou *nitrique*, évaporée à une forte chaleur, laisse sur les parois du vase une couche blanche et opaque, semblable à l'émail, qui paraît sur-tout aisément lorsqu'on fait passer de la solution sur les parois du verre. C'est là un signe très-caractéristique de cette terre; et je ne sache pas qu'il soit commun à d'autres substances, si ce n'est aux dissolutions de phosphate de fer dans l'*acide nitrique*, qui encore ne présente pas ce phénomène dans un degré aussi éminent; et j'ai pu assez bien connaître d'avance, à cette couche émaillée, si le minéral que j'analysais contenait ou non la nouvelle terre. Ce signe est cependant moins visible lorsqu'elle se trouve mêlée avec une grande quantité d'*yttria* et de protoxide de cérium.

Cette terre se combine avidement avec l'*acide carbonique*. Les précipités produits par l'ammo-

niacque caustique ou par l'ébullition de la solution neutre, absorbent, en se desséchant, l'*acide carbonique* de l'air. Les carbonates alcalins précipitent la terre avec la totalité de leur *acide carbonique*.

L'*oxalate d'ammoniaque* donne un précipité blanc, volumineux, insoluble dans l'eau, ainsi que dans les alcalis caustiques.

Le *tartrate d'ammoniaque* y produit un précipité blanc qui se redissout, et ne devient permanent que lorsqu'on y a ajouté une suffisante quantité de ce sel. Ce précipité se dissout dans l'*ammoniaque caustique*. L'ébullition en chasse l'*ammoniaque*; mais la terre ne se précipite que lorsque la liqueur a été concentrée jusqu'à un certain degré par l'évaporation. Elle se dépose alors sous forme d'une masse gélatineuse, presque transparente.

Le *citrate d'ammoniaque* ne donne aucun précipité, pas même lorsqu'on y ajoute de l'*ammoniaque caustique*; mais si la liqueur est ensuite chauffée à l'ébullition, la terre se précipite à mesure que l'*ammoniaque* s'évapore. Ce précipité est analogue à ceux qui sont produits par l'ébullition dans les autres solutions neutres de cette terre.

Le *benzoate d'ammoniaque* y produit un précipité blanc volumineux.

Le *succinate d'ammoniaque* y cause un précipité qui se redissout tout de suite. Si l'on en ajoute une assez grande quantité pour que le précipité ne se dissolve plus, et qu'on essaie de le dissoudre en y versant de l'eau, il se décompose; une grande partie reste sans se dissoudre, sous forme d'un sel avec excès de base,

tandis que la liqueur contient la majeure partie de l'acide avec une petite portion de la terre.

Le *prussiate de potasse ferrugineux*, versé dans sa dissolution, la précipite en blanc. Ce précipité se dissout complètement dans l'acide muriatique.

Lorsque la terre est nouvellement précipitée, la potasse et l'ammoniaque caustique n'ont pas d'action sur elle, même à la chaleur de l'eau bouillante.

Les dissolutions de carbonate de potasse ou d'ammoniaque en dissolvent une petite quantité, qui se précipite de nouveau lorsque le liquide est saturé d'acide, et ensuite neutralisé par l'ammoniaque caustique. Cette terre est bien moins soluble dans les carbonates alcalins qu'aucune des terres précédemment connues, qui y sont solubles.

Une portion de cette terre fut exposée, dans un creuset de charbon, au degré de chaleur employé pour la réduction du tantale, et le feu fut soutenu pendant une heure. Lorsqu'elle en fut retirée, il ne parut pas qu'elle eût subi d'autre altération que de s'être contractée et d'avoir acquis un peu de transparence, ayant été peut-être près d'entrer en fusion. Il n'y eut aucun indice de réduction, et la terre fut dissoute par l'ébullition dans l'acide muriatique. Comme il est aujourd'hui généralement reconnu que les bases salifiables sont des oxides métalliques, il peut être indifférent que l'on dise terre ou oxide de métal; mais les substances étant divisées en alcalis, terres et oxides métalliques, il paraît que la méthode la plus juste est d'attacher chaque nouvel anneau de la chaîne des oxides à ceux

avec lesquels il a le plus d'analogie; et comme les terres se distinguent particulièrement par la propriété qu'elles ont d'être incolores, et de ne pouvoir être réduites par le charbon sans le secours d'un métal étranger, je considère la substance qui vient d'être décrite comme appartenant particulièrement à la classe des terres.

Quoique les expériences dont je viens de rendre compte ne puissent certainement être considérées que comme des essais préliminaires servant à faciliter un examen plus complet de cette terre, lorsqu'on en aura trouvé une plus grande quantité, il m'a paru cependant qu'il lui fallait un nom pour qu'on la pût désigner aisément. Une partie de ces expériences ayant été faite à Fahlun, dans le laboratoire de M. Gahn, nous avions coutume de l'appeler entre nous *thorine*, du nom de *Thor*, anciennement divinité scandinave; et il me semble qu'on pourrait lui conserver provisoirement ce nom.

La *thorine* ne se fond pas à la flamme du chalumeau; elle entre en fusion avec le borax, et forme un verre transparent, qui, exposé de nouveau à la flamme extérieure, devient opaque et laiteux. Elle est dissoute par le phosphate de soude et d'ammoniaque, avec lequel elle forme une perle transparente. Elle est insoluble avec la soude. Imbibée d'une solution de cobalt, elle acquiert une couleur d'un gris brun.

Elle diffère des autres terres par les propriétés suivantes :

De l'*alumine*, par son insolubilité dans la potasse caustique; de la *glucine*, par la même propriété; de l'*yttria*, par sa saveur purement astringente et point sucrée, ainsi que par la

propriété que possèdent ses dissolutions d'être précipitées par l'ébullition lorsqu'elles n'ont pas un trop grand excès d'acide. Elle diffère de la *zircon*e en ceci : 1°. elle est susceptible de se dissoudre dans les acides, après avoir été calcinée au rouge; 2°. le sulfate de potasse ne peut pas la précipiter de ses dissolutions, au lieu qu'il précipite la *zircon*e, même de ses dissolutions très-acides; 3°. elle est précipitée par l'oxalate d'ammoniacque, ce qui n'arrive pas à la *zircon*e; 4°. le sulfate de thorine cristallise aisément, tandis que celui de *zircon*e, s'il est libre d'alcalis, forme, en se desséchant, une masse gommeuse et transparente, où l'on n'observe aucun signe de cristallisation.

Comme la thorine a plus d'analogie avec la *zircon*e qu'avec aucun autre corps, et que ces deux terres se trouvent à Finbo, il ne sera pas inutile de faire ici un parallèle entre plusieurs de leurs propriétés.

Thorine.

La saveur des solutions neutres est purement astringente.

Cristallise aisément avec l'acide sulfurique. Les cristaux sont décomposés par l'eau.

La dissolution muriatique donne un précipité à l'ébul-

*Zircon*e.

Tout-à-fait semblable.

Ne cristallise pas, devient gommeuse; et long-temps exposée à une chaleur modérée, elle devient blanche, opaque, saline; elle est déliquescente à l'air, mais se trouble lorsqu'on y verse de l'eau, si la dissolution n'est pas très-acide. Le sel desséché peut supporter une chaleur modérée sans se décomposer, hors une très-petite partie.

La dissolution muriatique est précipitée par l'ébullition.

Thorine.

lition. Ce précipité est volumineux, translucide, gélatineux. Le muriate de thorine est incristallisable.

La dissolution nitrique laisse précipiter, à l'ébullition, une terre gélatineuse.

Les succinates, benzoates et tartrates alcalins produisent des précipités dans les dissolutions de thorine. Le précipité produit par les tartrates alcalins est dissous par l'hydrate de potasse.

Les citrates ne produisent aucun précipité; mais la liqueur en donne à l'ébullition.

L'oxalate d'ammoniacque précipite la thorine de sa dissolution dans l'acide sulfurique.

Le sulfate ou muriate de thorine, dissous dans l'eau et mêlé de sulfate de potasse jusqu'à la saturation de la liqueur, ne donne aucun précipité.

La thorine est insoluble dans l'hydrate de potasse.

Est dissoute par les carbonates alcalins.

Devient, par la calcination, difficile à dissoudre.

Ces deux terres présentent les mêmes phénomènes dans les expériences faites avec le chalumeau (1).

(1) J'ai lu quelque part que la *zircon*e donnait une couleur bleue avec la dissolution de cobalt, et j'espérais avoir par-là

*Zircon*e.

Ce précipité consiste en une poudre pesante, blanche, opaque. Le muriate de *zircon*e cristallise à l'évaporation.

Tout-à-fait semblable.

Tout-à-fait semblable.

Les citrates alcalins ne donnent aucun précipité. La liqueur ne se trouble pas à l'ébullition.

L'oxalate d'ammoniacque ne cause aucun précipité ni trouble dans une dissolution de sulfate de *zircon*e.

Un sel de *zircon*e, dissous dans l'eau et mêlé de sulfate de potasse jusqu'à la saturation de la liqueur, est entièrement précipité. Si cela a lieu à froid, le précipité est soluble dans l'eau pure.

De même.

De même, mais en bien plus grande quantité.

Calcinée au feu rouge, elle devient insoluble.

J'ai lieu de croire que la thorine, dans le minéral de Korarvet que j'ai examiné, était à l'état de silicate, semblable à la gadolinite, mais que celle trouvée à Finbo était combinée à l'acide fluorique.

6. *Nouveau procédé pour préparer l'alumine, par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome V, page 101.)*

On prépare ordinairement l'alumine pure; en décomposant l'alun par l'ammoniaque ou la potasse, et en lavant le précipité jusqu'à ce que les eaux de lavage ne précipitent plus les dissolutions de baryte. Ce procédé demande beaucoup de temps, à cause de la lenteur avec laquelle l'alumine se dépose; et il est rare qu'on obtienne cette terre très-blanche et dans un grand état de division.

Ces difficultés ont empêché jusqu'à présent d'employer l'alumine, et c'est peut être rendre un service aux arts que d'indiquer un moyen prompt et facile de l'obtenir parfaitement pure, et en aussi grande quantité qu'on peut le désirer.

Ce moyen consiste à prendre de l'alun à base d'ammoniaque, que l'on trouve aujourd'hui en abondance dans le commerce: on commence par le calciner pour le dépouiller de son eau de cristallisation, et on le décompose ensuite dans un creuset à une forte chaleur rouge. L'acide

un moyen facile de distinguer ces deux terres; mais cela n'arrive que lorsque la zircone contient de l'alcali. Telle qu'on l'obtient du sulfate pur de zircone, moyennant l'expulsion de l'acide par un feu ardent, cette terre n'entre pas en fusion et ne devient pas bleue avec le cobalt, mais bien d'un gris brun.

sulfurique et l'ammoniaque se dégagent, et l'alumine seule reste dans le plus grand état de pureté.

Cette terre, ainsi préparée, est très-blanche, douce au toucher et d'une ténuité extrême; elle se lie bien avec l'eau, mais elle l'abandonne par une douce chaleur, et reprend ses propriétés, comme M. Saussure l'a déjà remarqué. Sa grande division et la dureté de ses molécules pourront la rendre propre à lustrer les métaux; sa blancheur permettra peut-être aussi de l'employer dans la fabrication des couleurs.

7. *Expériences sur les combinaisons du soufre avec les alcalis; et particulièrement avec la potasse, pour savoir en quel état se trouve l'alcali dans la combinaison; par M. Vauquelin. (Annales de Chimie, tome VI, p. 5.)*

Lorsqu'on chauffe un mélange de huit parties de sous-carbonate de potasse fondu et pur avec six parties de soufre, il ne se sublime que très-peu de soufre; il se dégage de l'acide carbonique et un peu d'hydrogène sulfuré, qui paraît provenir d'un peu d'eau adhérente au carbonate alcalin. Le sulfure formé, délayé dans l'eau, donne un précipité abondant de sulfate de baryte par le nitrate de baryte; le traitant par l'acide acétique, il se dépose du soufre, il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et le nitrate de baryte précipite de la liqueur la même quantité de sulfate de baryte que de la dissolution aqueuse; d'où il résulte qu'il ne se forme point d'acide sulfurique au moment où l'on décompose un sulfure alcalin par un acide.

Le soufre et le baryte caustique, chauffés en-

Tome III. 2^e. livr.

L

semble, donnent un sulfure qui produit beaucoup de sulfate de baryte lorsqu'on le dissout dans l'eau. Dans le sulfure de potasse, le quart du soufre employé est converti en acide hydrosulfurique, et le douzième en acide sulfurique.

La quantité d'acide sulfurique formé est telle qu'elle peut être engendrée par l'oxide de la portion de potasse qui n'est point combinée à cet acide; et il paraît que la quantité d'acide qui se forme suit à-peu-près la quantité de soufre qui entre dans les sulfures; car cent parties de sulfure de potasse, qui renferment 52,7 de soufre, ont fourni 4,72 d'acide sulfurique; et cent de sulfure de baryte, où il n'y a que 34,5 de soufre, n'ont fourni qu'environ 2,8 de sulfate de baryte.

Sulfure de potassium.

Lorsqu'on combine le potassium parfaitement pur avec du soufre, le sulfure est très-foncé en couleur; sa dissolution est alcaline; elle donne lieu à un hydrosulfure sulfuré, et ne fournit aucun précipité par le nitrate de baryte. « D'après cela, il paraît vraisemblable que, dans les sulfures faits avec les alcalins, ceux-ci sont unis au soufre à l'état métallique, et que les sulfates qu'on trouve dans leurs dissolutions étaient formés auparavant. »

M. Vauquelin a trouvé que le sulfure de potasse doit contenir :

Potasse.....	0,473
Soufre.....	0,527

L'argent en limaille, chauffé avec le sulfure de potasse dans une cornue de verre, s'empare des trois quarts du soufre contenu dans le sulfure, et il n'en laisse au potassium que la quantité nécessaire pour former un hydrosulfure de

potasse en le dissolvant dans l'eau. Dans les mêmes circonstances, le cuivre s'empare de tout le soufre contenu dans le sulfure de potasse.

Une dissolution de sulfure de potasse, de laquelle on a séparé l'acide sulfurique par le nitrate de baryte en excès, exposée à l'air, dépose du soufre, se décolore complètement, et perd son odeur; elle se change en sulfite sulfuré, et ne renferme point d'acide sulfurique.

Le sulfite sulfuré est décomposé à une chaleur rouge, et il se forme un sulfure tout-à-fait semblable au sulfure de potasse fait directement, et un sulfate. Le soufre n'exerce aucune action sur cette substance.

Sulfite sulfuré de potasse.

L'hydrosulfure de potasse pur, obtenu en faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré dans une dissolution de potasse pure, peut être desséché sans décomposition et sans qu'il se forme d'acide sulfurique. Cet hydrosulfure, lorsqu'on le distille à une chaleur rouge, laisse dégager de l'eau, se fond, et se change partie en carbonate et partie en hydrosulfure sulfuré. Au même degré de chaleur il est décomposé par le soufre, qui en expulse complètement l'hydrogène sulfuré.

Hydrosulfure de potasse.

Les dissolutions d'hydrosulfure sulfuré de potasse sont colorées en jaune; les acides en précipitent beaucoup de soufre. La limaille de cuivre les décolore et les fait passer à l'état d'hydrosulfure simple; la limaille d'argent et le mercure produisent le même effet, mais il reste une portion du mercure en dissolution dans l'hydrosulfure, ce qui n'a pas lieu pour le cuivre et l'argent.

Hydrosulfure sulfuré de potasse.

Le fer, le bismuth, l'antimoine et le plomb

ne décolorent point complètement l'hydrosulfure sulfuré de potasse.

Sulfate de potasse et charbon. Le sulfate de potasse, chauffé dans un creuset de platine avec un $\frac{1}{5}$ de son poids de charbon, se convertit en sulfure de potassium; le creuset est un peu attaqué. Ce sulfure s'enflamme lorsqu'on l'humecte. Sa dissolution dans l'eau ne donne qu'un léger dépôt de soufre par les acides, et aucun précipité par les sels de baryte. Elle est à l'état d'hydrosulfure simple. Ce résultat est d'accord avec l'observation faite par M. Vauquelin, que la quantité de soufre dans l'hydrosulfure de potasse peut, par la combustion, donner naissance à une quantité d'acide suffisante pour saturer sa base et la convertir en sulfate de potasse.

Sulfure de soude. Le sous-carbonate de soude desséché, traité avec le soufre comme le sous-carbonate de potasse, donne un sulfure qui est composé de :

Soude.....	0,38
Soufre.....	0,62

Ce sulfure, d'un brun très-foncé, dissous dans l'alcool absolu, laisse un résidu qui paraît être un sulfite sulfuré mêlé de sulfate, et coloré en vert par un peu de sulfure de fer. Sa dissolution alcoolique est d'un rouge très-foncé, et il paraît que le sulfure de soude décompose une portion de l'alcool dans lequel il a été dissous.

Sulfure de chaux. En chauffant de la chaux et du soufre en parties égales dans une cornue, on obtient un sulfure jaune-paille ou brun, inodore, peu fusible, composé de :

Chaux.....	0,74
Soufre.....	0,26

Il faut plus de 500 parties d'eau bouillante pour le dissoudre; la liqueur est incolore, al-

caline, et renferme de l'hydrosulfure et du sulfate de chaux.

Si l'on fait bouillir cinq parties de chaux, deux parties de soufre et cent parties d'eau, il se forme un sulfure de chaux différent du précédent, et qui renferme :

Chaux.....	0,60
Soufre.....	0,40

La chaux et le soufre y sont, à peu de chose près, dans le rapport convenable pour former du sulfate par la combustion.

Si l'on fait bouillir le sulfure de chaux, fait par la voie sèche, avec de l'eau et du soufre, il absorbe une quantité de ce combustible égale à celle qu'il contient, et devient absolument semblable au sulfure de chaux préparé par la voie humide. La dissolution de ce dernier ne contient point d'acide sulfurique; les acides en précipitent le soufre, et développent une odeur très-sensible d'hydrogène sulfuré.

M. Vauquelin admet la décomposition de l'eau par l'action simultanée des oxides alcalins et du soufre; car il ne croit pas que la totalité de l'hydrogène qui se trouve dans les hydrosulfures soit formée par le soufre, quoiqu'il soit disposée, d'après les expériences, à y admettre une petite quantité de ce corps, ainsi que l'a déjà pensé M. Bertholet.

En comparant les quantités de soufre et d'acide sulfurique qui saturent les bases alcalines, on voit que :

1°. 100 ^p de sulfate de baryte contiennent.	0,54	d'acide,
et 100 de sulfure de baryte.....	0,54,5	de soufre;
2°. 100 ^p de sulfate de chaux contiennent.	0,58	d'acide,
et 100 de sulfure de chaux par voie humide.	0,63	de soufre;

- 3°. 100^r de sulfate de soude contiennent. 0,64 d'acide,
 et 100 de sulfure de soude. 0,62 de soufre ;
 4°. 100^r desulfate de potasse contiennent. 0,47 d'acide,
 et 100 de sulfure de potasse. 0,52,7 de soufre.

Il est probable que la quantité d'acide indiquée dans le sulfate de potasse est trop faible ; elle devrait être de 0,52, d'après la quantité d'oxigène contenue dans la potasse.

Sulfure
d'ammonia-
que.

Lorsqu'on distille dans un appareil convenable un mélange d'une partie de chaux vive, une partie de muriate d'ammoniaque desséchée et une demi-partie de soufre, on obtient une liqueur d'un jaune-brun, d'une consistance huileuse, d'une odeur fétide et ammoniacale, et répandant dans l'air des vapeurs blanches ; cette liqueur ne contient ni acide sulfurique, ni acide sulfureux : pendant l'opération, il ne se dégage pas de gaz azote.

Si, au lieu de muriate d'ammoniaque, on emploie du sulfate d'ammoniaque, il se dégage de l'ammoniaque sans mélange d'azote, il se sublime beaucoup de soufre, et il passe dans le récipient, en petite quantité, un liquide jaunâtre qui paraît être du sulfite sulfuré mêlé de fort peu d'hydro-sulfure.

D'après cela, M. Vauquelin est porté à croire que, dans la première opération, l'hydrogène est formé par l'acide muriatique, et qu'en même temps qu'il se produit de l'hydrosulfure d'ammoniaque, il doit se former du chlorure de calcium et du sulfate de chaux.

M. Vauquelin résume ainsi les connaissances qu'il établit dans son mémoire :

1°. Les quantités de soufre qui se combinent aux oxides alcalins sont proportionnelles aux

quantités d'oxigène auxquelles leurs métaux peuvent s'unir, ce qui établit une parité parfaite entre le soufre et les acides à cet égard ;

2°. La quantité de soufre dans les sulfures, excepté celui de chaux par la voie sèche, est absolument la même que celle de l'acide sulfurique dans les sulfates correspondans ;

3°. Le sulfure de chaux exerce sur le soufre une affinité moins grande que les autres sulfures, puisqu'en se dissolvant dans l'eau il forme constamment un hydrosulfure simple ; les autres donnent toujours naissance à des hydrosulfures sulfurés, ce qui dépend peut-être de la différence de la fusibilité ;

4°. Le sulfure de soude et sans doute celui de potasse paraissent décomposer l'alcool en absorbant l'oxigène et l'hydrogène, et mettant son carbone à nu ;

5°. Les doses de soufre prescrites par les dispensaires de pharmacie, pour préparer les sulfures de potasse et de soude, sont beaucoup trop petites ; puisqu'elles ne sont que la moitié de celles des sous-carbonates, tandis que ces doses doivent être à-peu-près égales pour obtenir des sulfures sulfurés ;

6°. Il paraît résulter de mes expériences la preuve de l'influence de l'acide hydrochlorique dans la formation du sulfure d'ammoniaque, à l'aide de son hydrogène ;

7°. Certains sulfates métalliques sont décomposés et convertis en sulfures par le soufre, à l'aide de la chaleur ;

8°. Le charbon, à une haute température, décompose la potasse du sulfate de cette base, et convertit celui-ci en sulfure de potassium ;

9°. Il est probable, *mais non encore démontré*, que, dans tous les sulfures faits avec les oxides alcalins à une chaleur rouge, ces derniers perdent leur oxigène, et sont unis au soufre à l'état métallique, comme cela a lieu dans les autres sulfures.

8. *Mémoire sur les combinaisons du soufre avec les alcalis; par M. J. L. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome VI, page 321.)*

M. Gay-Lussac ayant examiné, depuis plusieurs années, ce qui se passe dans la dissolution par l'eau d'un sulfure fait à une douce chaleur, avait été conduit à ce résultat, qu'il ne se forme jamais d'acide sulfurique, mais de l'acide sulfureux ou hyposulfureux, et qu'on n'obtient qu'un sulfite ou un hyposulfite. (*Annales de Chimie, tome LXXVIII, page 86.*)

Il s'était proposé de donner un peu plus tard un travail très-étendu sur les combinaisons du soufre; mais il en a été détourné par d'autres occupations. Pour le moment, il s'attache principalement à examiner la question de savoir si, dans les sulfures alcalins faits à une chaleur rouge, l'alcali est uni au soufre à l'état métallique.

Sulfures.

Si on chauffe dans un matras un mélange de parties égales de potasse à l'alcool et de soufre, jusqu'à ce que la combinaison paraisse opérée, on obtient un sulfure d'un rouge brun, qui se dissout entièrement dans l'eau, qui ne précipite point par le chlorure de badium; si on ajoute un acide, le chlorure de badium forme un précipité quand la liqueur est concentrée, et n'en forme aucun lorsque celle-ci est étendue. Ce

précipité est de l'hyposulfite de baryte (sulfite sulfuré). L'acide sulfurique, que l'on trouve dans le sulfure fortement chauffé, a donc été formé avant la dissolution de ce sulfure dans l'eau.

A une température peu élevée, le soufre forme avec les alcalis des sulfures d'oxide. Quand on dissout ces derniers dans l'eau, il peut arriver qu'ils ne se décomposent point ou qu'ils se changent en hyposulfites d'oxide et en sulfures métalliques, ou bien en hyposulfites et en hydrosulfates d'oxide. A une température élevée, ces hyposulfites ne pourraient se former; car ces sels se décomposent aisément par la chaleur, et on obtiendrait des sulfates et des sulfures. Enfin, si ces sulfates ne pouvaient supporter une température élevée sans se décomposer, il résulterait de l'action du soufre sur les oxides, des sulfures et de l'acide sulfureux.

L'action du soufre est analogue à celle du chlore, qui, à la température ordinaire, forme des chlorures d'alcali, lesquels se changent ensuite en chlorures et en chlorates. Si l'on faisait arriver le chlore à la température rouge sur les alcalis, il se formerait des chlorures et il se dégagerait de l'oxigène, et il ne se forme point de chlorates, parce que ces sels sont décomposés par la chaleur.

Chlorures.

Quand on dissout le sulfure de potasse dans l'eau, on peut faire les deux suppositions que l'oxigène est fourni au soufre par l'alcali ou par l'eau. Dans chacune d'elles la quantité d'acide hyposulfureux est la même; et comme cet acide est composé d'une proportion de soufre et d'une proportion d'oxigène, l'alcali se divise en deux parties égales. On obtient dans la première sup-

position une proportion d'hyposulfite de potasse et une proportion de sulfure de potassium, et dans la seconde une proportion d'hyposulfite et une proportion d'hydrosulfate de potasse. Les sulfures faits à une haute température ne donnent point d'hyposulfites.

Phosphures. L'analogie entre les phosphures et les sulfures n'est pas complète. M. Gay-Lussac a formé un phosphure de baryte par les procédés ordinaires, et il l'a exposé à une température élevée dans une atmosphère d'hydrogène. Ce phosphure, jeté dans l'eau, a donné en abondance du gaz hydrogène perphosphoré, et il s'est formé du phosphate et de l'hydrophosphite de baryte. Cette différence tient à ce que l'hydrogène phosphoré n'a point, comme l'hydrogène sulfuré, la propriété de saturer les bases. Au moment du contact avec l'eau, le baciun s'oxide et détermine la décomposition d'une nouvelle partie d'eau pour former l'acide hypophosphoreux qui doit la saturer. Aussi le phosphure de potassium donne beaucoup plus d'hydrogène phosphoré, qu'il ne serait possible d'en former avec l'hydrogène provenant de l'eau qu'il décompose pour l'oxider.

En faisant agir le phosphore sur un oxide alcalin à une basse température, il se forme en même temps du phosphate et de l'hypophosphite. Il n'est pas encore démontré que le phosphore, à une haute température, forme avec les oxides alcalins des phosphures métalliques et des phosphates.

Arsenic et potasse. L'arsenic, chauffé avec une dissolution concentrée de potasse, donne naissance à de l'hydrogène arseniqué et à de l'arseniate de potasse,

probablement parce que l'acide arsenique est la seule combinaison de l'arsenic avec l'oxygène, qui sature la potasse.

9. *Précautions à prendre dans l'emploi de l'alcool pour les analyses, par M. Grotthuss.* (Journal de Sweigger, tome XVIII, p. 112; Annales de Chimie, tome IV, page 366.)

Si l'on fait bouillir, avec de l'alcool, un mélange de sulfate de magnésie et de chlorure de sodium desséchés, on trouve, dit M. Grotthuss, que la liqueur contient du chlorure de magnésium en dissolution. En réitérant cette opération un certain nombre de fois, on n'a en dernier résultat, si la proportion des sels employés est convenable, que du sulfate de soude et du chlorure de magnésium. Maintenant, si l'on dissout ces deux derniers sels dans l'eau, par l'évaporation, on reproduit du sulfate de magnésie et du chlorure de sodium. Un mélange de sulfate de chaux et de chlorure de sodium donne aussi, quand on le traite par l'alcool, du chlorure de calcium et du sulfate de soude. Il est, d'après cela, plus que probable que le sulfate de soude et le chlorure de magnésium, obtenus par les chimistes dans l'analyse des eaux minérales, ont été formés lors du traitement du résidu salin par l'alcool, et qu'ils n'existaient point primitivement dans les eaux (1).

(1) Les expériences suivantes, qui ont été faites au laboratoire de l'école des mines, confirment les résultats annoncés par M. Grotthuss.

1°. 4^g. de muriate de magnésium desséché, et parfaitement pur, ont été mêlés avec 16^g. de sulfate de soude cristallisé, et également pur. Le mélange contenait plus de magnésium qu'il

M. Gay-Lussac observe que, d'après la loi de M. Bertholet sur la décomposition mutuelle des

n'en fallait pour saturer l'acide sulfurique. Le tout a été dissous, et la liqueur évaporée à une douce chaleur jusqu'à siccité. On distinguait dans le résidu la saveur du muriate de soude; on la lavé avec une petite quantité d'eau, décanté et évaporé l'eau de lavage. Ce résidu ne paraissait pas être déliquescent. Chacun des dépôts salins a été tenu en dégustation, pendant quelque temps, dans une grande quantité d'alcool à une douce chaleur; puis on les a filtrés et lavés avec de l'alcool. Les sels restans ayant été dissous dans l'eau, on a reconnu qu'ils contenaient encore de l'acide muriatique et beaucoup de magnésie. Les liqueurs alcooliques ont été distillées; chacune a produit une matière saline, composée de muriate de magnésie et de muriate de soude sans sulfates. On les a réunies et traitées par le huitième au plus de la quantité d'alcool qui avait été primitivement employée; il est resté un sel blanc, d'une saveur franche et agréable, qui ne contenait pas un atome de magnésie, et qui avait tous les caractères de magnésie parfaitement pure.

2°. 5^s. de muriate de soude cristallisé, et absolument pur, ont été mêlés à 10^s. de sulfate de magnésie cristallisé et pur; le mélange contenait assez d'acide muriatique pour saturer toute la magnésie. Le tout a été dissous dans l'eau, et la liqueur évaporée; puis on a traité le résidu par l'alcool comme dans l'expérience précédente. La matière non dissoute retenait beaucoup de magnésie et une petite quantité d'acide muriatique. Les liqueurs alcooliques contenaient du muriate de magnésie et du muriate de soude; et une petite quantité d'alcool a suffi pour séparer ces deux sels l'un de l'autre.

Ainsi l'alcool a agi sur le second mélange comme sur le premier.

On doit conclure de ces expériences: 1°. que par l'évaporation le muriate de magnésie et le sulfate de soude se décomposent, et donnent du sulfate de magnésie et du muriate de soude. 2°. Que lorsque l'alcool agit sur un mélange de ces deux derniers sels, il se sature de muriate de soude et dissout du muriate de magnésie, dont sa présence détermine la formation, mais que le résidu renferme beaucoup de sulfate de magnésie, et que par conséquent, pour opérer de cette manière la décomposition de ce sel, il faut employer

sels, et d'après tous les faits connus, on ne peut pas admettre que les sels existent dans leurs dissolvans tels qu'on les obtient par l'évaporation, et que tant que ces sels sont en dissolution dans une quantité de liquide, il est indifférent de considérer leurs élémens, combinés dans tel ordre que ce soit. Il en conclut que, pour imiter une eau minérale, on peut prendre indifféremment ou les sels qu'un moyen particulier d'analyse y démontre immédiatement, ou ceux qu'on peut former en combinant leurs élémens.

10. *Formule générale pour l'analyse des eaux minérales, par M. John Murray.* (Transactions de la Société d'Edimbourg. 1817.)

Après s'être livré à des considérations générales que nous croyons inutile de rapporter, et desquelles l'auteur n'a pas de peine à conclure que, de toutes les méthodes d'analyse des eaux minérales, la meilleure est celle qui consiste à doser les acides et les bases, il expose ainsi sa formule générale, applicable aux eaux qui contiennent des carbonates, des sulfates et des muriates de chaux, de magnésie et de soude, ou seulement une partie de ces substances.

Rapprochez presque jusqu'au point de faire cristalliser; ajoutez à la liqueur une dissolution saturée de muriate de baryte aussi long-temps

un grand excès de muriate de soude et une quantité considérable d'alcool, et qu'ainsi on ne peut reproduire, au moyen de ce véhicule, tout le muriate de magnésie et le sulfate de soude qui ont été mélangés dans une dissolution, etc. 3°. Que le muriate de soude ne s'oppose nullement à la dissolution du muriate de magnésie dans l'alcool. 4°. Et enfin que quand on n'employant qu'une petite quantité d'alcool on obtient beaucoup de muriate de magnésie d'un mélange, c'est que ce mélange en contenait réellement. (P. B.)

qu'il y a précipité, ayant soin de n'en pas mettre en excès. Le précipité contiendra du carbonate et du sulfate de baryte, qu'il sera facile de séparer. Ajoutez ensuite une dissolution saturée d'oxalate d'ammoniaque aussi long-temps qu'il sera nécessaire pour précipiter toute la chaux. Calcinez au rouge le précipité, traitez-le par l'acide sulfurique, et calcinez de nouveau : ce sera du sulfate de chaux, dont vous déduirez le poids de la chaux.

Moyen de précipiter la magnésie.

Chauffez la liqueur filtrée jusqu'à 38 à 40°, et, s'il est nécessaire, faites-la réduire par évaporation; alors ajoutez-y une solution de carbonate d'ammoniaque, et versez-y immédiatement une forte solution d'acide phosphorique ou de phosphate d'ammoniaque; continuez cette addition successive, de manière à conserver un excès d'ammoniaque dans la liqueur aussi long-temps qu'il y a quelque chose de précipité. Lavez le précipité; chauffez à une chaleur qui n'excède pas 40°, c'est du phosphate d'ammoniaque et de magnésie contenant 0,19 de cette terre; mais il vaut mieux, pour plus d'exactitude, le convertir en phosphate de magnésie, en le calcinant pendant une heure à une chaleur rouge : 100 parties de ce sel en contiennent 39,7 de magnésie (1).

Faites évaporer jusqu'à siccité la liqueur qui reste après les opérations précédentes, et la masse étant sèche, chauffez-la aussi long-temps

(1) C'est M. Wollaston qui a imaginé ce moyen de précipiter la magnésie; il emploie le phosphate de soude. M. Murray a remplacé celui-ci par le phosphate d'ammoniaque, par l'acide phosphorique, pour ne pas introduire de soude dans la liqueur. On ne pourrait se servir d'acide phosphorique sans ammoniaque, parce que le phosphate simple de magnésie est sensiblement soluble.

qu'il s'en exhale des vapeurs; chauffez-la même jusqu'au rouge : vers la fin la matière restante sera du muriate de soude pure, dont 100 parties renferment 53,3 de soude et 46,7 d'acide muriatique.

Quant à cet acide, le muriate de soude n'en donne pas la mesure exacte, parce que si l'eau contenait des muriates terreux, il a dû s'en volatiliser une partie en combinaison avec l'ammoniaque, et qu'au contraire, s'il y a du carbonate et du sulfate, il a dû se former du muriate de soude par la décomposition de ces sels, au moyen du muriate de baryte. Pour en apprécier la vraie quantité, on combine, conformément aux proportions connues de leurs composés binaires, les quantités des bases et des acides qu'on a pu se procurer; la quantité d'acide nécessaire pour produire la neutralisation de la base en excès est l'acide muriatique cherché. Mais, pour s'assurer d'une exactitude parfaite, il sera convenable d'estimer directement la quantité d'acide muriatique dans une quantité donnée d'eau, en précipitant d'abord par le nitrate de baryte, et ensuite par le nitrate d'argent.

L'analyse, dit l'auteur, peut en partie être conduite d'une autre manière qui, quoique peut-être un peu moins exacte, est simple et d'une exécution aisée.

L'eau étant évaporée en partie, les acides sulfurique et carbonique ayant été expulsés par l'addition du muriate de baryte, et par conséquent tous les sels convertis en muriates, évaporez à siccité et traitez la masse sèche par six fois son poids d'alcool à 8,835; agitez de temps en temps le mélange pendant vingt-quatre heures

2^e. Méthode.

sans y appliquer de chaleur; décantez et lavez avec de l'alcool: le résidu sera du muriate de soude à-peu-près pur.

La liqueur alcoolique contiendra des muriates terreux et un peu de muriate de soude. Pour en séparer celui-ci, évaporez à siccité et traitez de nouveau par l'alcool, mais en plus petite quantité qu'auparavant. Pour doser la chaux et la magnésie, chassez l'alcool de la dissolution, et transformez les muriates en sulfates; vous séparez le sulfate de magnésie du sulfate de chaux au moyen de l'eau employée en petite quantité, et de ces sels vous conclurez les proportions des bases.

État dans lequel les acides et les bases sont combinés.

M. Murray examine ensuite à quel état de combinaison les différens acides et les différentes bases peuvent se trouver dans une eau minérale. Ces acides et ces bases peuvent former des combinaisons simultanées, ou des combinaisons binaires; il pense que, dans ce dernier cas, ce que l'on peut conclure de plus probable, c'est que les combinaisons sont celles qui forment les composés les plus solubles, et que si, par suite de l'évaporation, on a des composés moins solubles, cela vient de l'influence de la force de cohésion.

Il croit donc qu'il convient de présenter les résultats de l'analyse de trois manières: 1°. les quantités des acides et des bases; 2°. les quantités des composés binaires, comme déduites du principe que les composés les plus solubles sont les élémens; 3°. enfin, les quantités des composés binaires, tels qu'ils sont donnés par l'évaporation, ou par toute autre opération de l'analyse directe.

Dans le cours de son travail, M. Murray a eu occasion de déterminer la composition du muriate de magnésie cristallisé; il y a trouvé: Composition du muriate de magnésie cristallisé.

Acide muriatique.....	0,294
Magnésie.....	0,213
Eau.....	0,493
	1,000

100 parties de ce muriate peuvent produire 64 de sulfate sec (1).

11. *Note sur le traitement des eaux mères des salpêtriers, par M. Longchamp. (Annales de Chimie, tome V, page 171.)*

Les secondes eaux mères des salpêtriers ont été rejetées jusqu'à présent comme intraitables; elles contiennent du nitrate de potasse, du muriate de soude, et une très-grande quantité de muriate de chaux et de magnésie. M. Longchamp propose d'y ajouter du sulfate de soude, qui décomposerait le muriate de chaux; après l'évaporation, la cristallisation fournirait le salpêtre, et le muriate de soude qu'on recueillerait aussi compenserait le prix du sulfate de soude employé.

M. Longchamp pense que dans les contrées où le nitrate de chaux est très-abondant, par exemple en Touraine, le gouvernement pourrait faire fabriquer avec avantage du nitrate de soude, et le livrer, à un prix inférieur à celui

(1) Le procédé de M. Murray est ingénieux, et peut convenir à des chimistes très-exercés; mais on en connaît de plus simples et d'aussi exacts, qu'on peut employer toutes les fois qu'on n'est point obligé de faire l'analyse complète sur une même portion d'eau minérale. (R.)

du nitrate de potasse, aux fabricans d'eau-forte et d'acide sulfurique, qui prétendent que la cherté de ce sel est un obstacle à ce qu'ils puissent soutenir la concurrence de l'étranger.

12. *Note de M. d'Arcet sur la substitution du nitrate de soude au nitrate de potasse dans les arts.* (Annales de Chimie, tome VI, page 206.)

A l'occasion de la note précédente, M. d'Arcet observe que la substitution du nitrate de soude au nitrate de potasse est en opposition avec les véritables intérêts des fabricans de produits chimiques, parce que le sulfate de potasse que l'on retire de la décomposition du nitrate de potasse par l'acide sulfurique, ou des résidus de la combustion d'un mélange de nitre et de soufre dans les chambres de plomb, est fort recherché pour nos fabriques d'alun, et a une valeur maintenant très-élevée, ce qui fait que les fabricans d'acide nitrique peuvent vendre cet article à très-bas prix, tandis que le sulfate de soude n'a presque aucune valeur, etc., et il avertit l'autorité de bien consulter tous les intérêts avant de prendre le parti que propose M. Longchamp.

13. *Sur la structure mécanique que présente le fer en se dissolvant dans les acides, et sur la combinaison de la silice sur la fonte, par M. J. F. Daniell. Esq.* (Journal of Sciences and the Arts, tome II, page 278.)

Un cube de fonte grise à cassure grenue, plongé dans l'acide hydrochlorique faible, jusqu'à ce que l'acide fût saturé, et bien débarrassé ensuite d'une matière grise semblable à la plom-

bagine, qui recouvrait sa surface, a paru sillonné irrégulièrement, et vu au microscope il sembla composé de faisceaux de petites aiguilles.

Dans la fonte blanche, à cassure radiée, la texture qui se manifeste par l'action de l'acide, est un assemblage de lames agrégées dans diverses positions, et produisant quelquefois des étoiles par l'intersection de leurs bords : néanmoins, malgré l'apparence cristalline très-prononcée de cette fonte, on n'y découvre aucune facette régulière.

Un morceau de fer bien corroyé, traité de même par l'acide hydrochlorique, présente l'apparence de faisceaux dont les fibres courent parallèlement dans toute sa longueur, et sont séparées très-profondément à leurs extrémités.

Du fer cassant à froid, excessivement fragile et présentant dans sa cassure des faces brillantes et polies comme l'antimoine, laisse apercevoir, après avoir été soumis au même traitement, une texture fibreuse, mais moins que celle du fer en barre doux, la direction des fibres étant souvent interrompue.

Une verge de fer, cassant à chaud, a donné une masse compacte de très-petites fibres parfaitement continues et parallèles, quoique leurs faisceaux fussent tordus. Dans un canon de fusil, d'une pureté remarquable, la masse était aussi très-scompacte, et la texture fibreuse et ondulée.

Une masse d'acier, sortant du creuset où elle avait été fondue, dont la texture était radiée, fut promptement attaquée par l'acide ; elle pré-

senta ensuite un arrangement éminemment cristallin, qui paraissait dû à de très-petites lames brillantes, réfléchissant la lumière dans toutes sortes de directions, et n'ayant aucun ordre déterminé.

L'acier fondu et forgé, dont la cassure était blanche et à très-petits grains, ne se laissa attaquer que difficilement par l'acide hydrochlorique concentré, et on fut obligé d'y ajouter un peu d'acide nitrique. Après la saturation de l'acide, la surface de l'acier était compacte et ne laissait apercevoir aucune texture fibreuse.

Une lame de rasoir, faite avec l'acier Woolz, présenta les mêmes apparences; mais dans une autre lame, d'une qualité inférieure, la texture était fibreuse et ondulée.

On prit ensuite une barre d'acier, d'une cassure grenue unie, et on la rompit en deux.

Les deux pièces furent chauffées, dans le même fourneau, au rouge cerise, et, dans cet état, on plongea l'une d'elles dans l'eau froide, et on laissa l'autre se refroidir très-lentement dans le fourneau même. On les mit ensuite dans l'acide hydrochlorique, auquel on ajouta quelques gouttes d'acide nitrique. La dernière fut promptement attaquée, mais il fallut cinq fois autant de temps pour saturer l'acide de la première. L'acier trempé était extrêmement fragile, sa surface était couverte de petites cavités comme le bois vermoulu; mais sa texture était très-compacte et nullement striée. Au contraire, l'acier non trempé se courbait aisément et n'avait point d'élasticité, sa texture était fibreuse et onduoyante.

En traitant la fonte par l'acide hydrochlorique,

rique, M. Daniell obtint 0,153 d'une substance poreuse spongieuse, inattaquable par les acides, susceptible de s'enflammer spontanément, etc. Vue au microscope, on y distingue des particules d'un brillant métallique, mêlées avec une poussière d'un blanc grisâtre qui est de la silice; elle est composée de fer, de silice et de charbon, et M. Daniell est porté à croire que la silice est à l'état de silicium dans la fonte, et que le silicium est combiné au carbone dans le résidu. La quotité de ce résidu est une chose extraordinaire et qui mérite vérification. Quant à sa nature, il ne paraît pas qu'elle soit encore bien connue.

14. *Sur les sels composés d'acide sulfurique et de peroxide de fer; par T. Thomson. (Annals of philosophy, 10^e. 98.)*

Le protosulfate de fer est composé de :

Eau.....	0,45000...	0,45
Acide.....	0,28947.	} 0,55
Protoxide...	0,26053.	
	<hr/>	
	1,00000...	<hr/> 1,00

Ce sulfate, porté au *maximum*, en le faisant bouillir avec de l'acide nitrique qu'on a soin d'expulser entièrement en évaporant plusieurs fois jusqu'à siccité, se change en deux sulfates, l'un insoluble, dans la proportion de 0,25, et l'autre soluble, dans la proportion de 0,75; ils sont composés de :

	Le 1 ^{er} .	Le 2 ^e .
Acide.....	0,20.....	0,60
Peroxide.....	0,80.....	0,40

En faisant digérer de l'acide sulfurique con-

centré sur du peroxide de fer, on obtient un troisième sulfate, qui paraît être un hydrate de persulfate. Thomson est porté à croire qu'il existe encore un quatrième sulfate.

15. *Sur les oxides d'étain. Extrait d'une lettre de M. Berzélius à M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, tome V, pag. 149.)*

M. Berzélius a précipité du spiritus libavii mêlé d'eau, avec les précautions convenables, d'abord par l'ammoniaque, et ensuite par le nitrate d'argent, et il l'a trouvé composé de :

Acide muriatique.....	0,42125
Oxide d'étain.....	0,57875

L'oxide ammoniacal peut se dissoudre dans l'eau. Il se dissout aussi dans l'acide nitrique; mais si on chauffe la dissolution à 60, il se précipite. Ce nouveau précipité n'est point soluble dans l'eau; il devient jaune par la calcination au rouge. Il est, quant à sa composition, le même que l'oxide formé par l'acide nitrique. Cependant il jouit de propriétés particulières, ainsi que celui qui est précipité par l'ammoniaque.

L'oxide formé par l'acide nitrique (et non calciné), se combine avec l'acide sulfurique sans s'y dissoudre. Il est indissoluble dans l'acide nitrique; mais après avoir été traité par l'ammoniaque, l'acide muriatique s'y combine et devient jaune; mais il n'en dissout qu'une petite quantité, le résidu se dissout entièrement dans l'eau. La dissolution se coagule par l'ébullition. Si on y ajoute de l'acide muriatique, il se précipite de nouveau un acide muriate neutre, soluble dans l'eau pure,

L'oxide précipité par l'ammoniaque se dissout entièrement dans l'acide muriatique même étendu, et ne se dépose pas par l'ébullition: il se dissout sans résidu dans l'acide nitrique; sa liqueur ne se dépose pas à l'air; mais à la température de 50°, tout l'oxide s'en précipite. Il se dissout entièrement dans l'acide muriatique, et ne se laisse pas précipiter par une addition de cet acide en excès.

L'oxide du spiritus libavii, traité par l'acide muriatique, se comporte comme le précédent avec les acides sulfurique et muriatique. L'acide nitrique en dissout très-peu; mais si on le traite par l'ammoniaque, il devient soluble dans cet acide.

L'oxide d'étain ayant une fois reçu les caractères qui lui appartiennent dans l'esprit de libavii, ne peut être changé que difficilement; mais l'oxide fait par l'acide nitrique peut être changé en celui du spiritus libavii, de plusieurs manières: par exemple, en le distillant avec de l'acide muriatique concentré, ou en le traitant par cet acide, après l'avoir calciné avec un alcali caustique.

16. *Sur les hydrates d'étain, par Thomson. (Annals of Philos., 10^e. 149; Annales de Chimie, tome VI, page 221.)*

En dissolvant l'étain dans l'acide nitrique faible, il reste une matière blanche que l'on obtient pure en la lavant avec de l'eau. Desséchée à une température d'environ 25°, elle forme un hydrate blanc, demi-transparent, friable, à cassure vitreuse, qui est composé

d'une portion de peroxide d'étain et de deux d'eau, ou de :

Oxide.....	100.....	0,807
Eau.....	24.....	0,195

L'oxide d'étain desséché à l'air libre, sans l'application d'aucune chaleur artificielle, formé un autre hydrate qui contient deux fois plus d'eau que le précédent; il est remarquable par sa belle couleur blanche et son lustre soyeux, qui le rendent très-agréable à l'œil.

17. *Extrait d'une lettre de M. Berzélius à M. Gay-Lussac, sur les oxides de manganèse.* (Annales de Chimie, tom. VI, p. 204.)

Stockholm, le 28 septembre 1817.

« M. Arvidson, jeune chimiste très-habile, s'est occupé, dans mon laboratoire, de recherches sur les oxides de manganèse, et il vient de trouver que ce métal, à commencer par son oxide salifiable, a trois degrés d'oxidation, dont il a trouvé la composition à très-peu de chose près, telle que je l'avais déterminée il y a quelques années. Le protoxide ou l'oxidule est vert, les deux autres sont noirs. Le second se forme, soit par l'acide nitrique, lorsqu'on chauffe le nitrate de manganèse au rouge brun, soit lorsqu'on fait brunir l'oxidule dans l'air. Si on chauffe le second oxide à une chaleur rouge continue, il donne un peu de gaz oxigène, et laisse une poudre rouge qui, par les acides, peut se décomposer en oxide vert et en oxide noir, tout comme vous l'avez trouvé. L'oxide noir qui s'en sépare n'est cependant point le peroxide, comme vous venez de le supposer, mais bien le deutoxide. La

poudre rouge est composée de 100 parties de manganèse et de 37.47 parties d'oxigène, tandis que, dans le deutoxide, 100 parties de métal sont combinées avec 42.16 parties d'oxigène. L'oxide rouge de manganèse est donc analogue à l'oxide de fer magnétique natif. M. Arvidson a aussi examiné le peroxide natif. Il a trouvé que 100 parties de cet oxide, abstraction faite des substances étrangères dont il est presque toujours mêlé, donnent, par une forte calcination, 11.3 parties d'oxigène, et laissent de l'oxide rouge pour résidu. Il n'a point réussi à produire cet oxide par le gaz oximuriatique. Si l'oxide rouge de manganèse est un degré d'oxidation particulier, le manganèse a 4 degrés d'oxidation dans lesquels 100 parties du métal sont combinées avec les parties d'oxigène suivantes: 28.105, 37.47, 42.16, 56.21; mais le second degré ne peut point se concilier avec les proportions chimiques, si on ne les considère point comme une combinaison chimique des deux premiers. Pendant que M. Arvidson s'occupait de ces travaux, on m'apporta d'Udenas en Westrogothie, de l'oxide de manganèse en très-belles et très grandes aiguilles cristallisées; il se chargea d'en faire une analyse. Il se trouva que ce n'était point du peroxide, mais bien l'hydrate du deutoxide. Exposé au feu, il donne 10 pour cent d'eau pure, et 3.07 pour cent d'oxigène, en laissant pour résidu de l'oxide rouge. Il est donc composé, de manière que l'oxigène de l'eau est $\frac{1}{3}$ de celui du deutoxide. Si on en ôte l'hydrogène, on obtient le peroxide; ou bien si l'on ajoute de l'hydrogène à celui-ci, on a l'hydrate du deutoxide. L'hy-

date cristallise différemment du peroxide, et forme en général des cristaux plus larges; il ne noircit point les mains comme le peroxide, et donne une poudre rouge-brune. On n'a besoin que de le gratter avec un corps dur pour le distinguer tout de suite du peroxide. Klaproth a déjà analysé un hydrate d'oxide de manganèse d'Ilfeld, sans qu'il paraisse cependant s'être aperçu de sa différence, dans sa constitution chimique, d'avec le peroxide. J'ai fait venir, cet été, du manganèse d'Undenas. La plupart des échantillons n'étaient point cristallisés, et il paraît que cette mine ne contient que de l'hydrate du deutoxide en masse, rarement mêlé de cristaux du même minéral. »

18. *Note sur la cause des changemens de couleur que présente le caméléon minéral; par M. Chevreul. (Annales de Chimie, tome IV, page 42.)*

Le caméléon minéral est une combinaison de potasse et d'oxide de manganèse. M. Chevreul le prépare en exposant dans un creuset de platine, à l'action d'une chaleur rouge, soutenue pendant vingt minutes, un mélange d'un gramme d'oxide rouge-brun, obtenu par la calcination du carbonate de manganèse pur et de 8 grammes de potasse à l'alcool. Cette quantité d'alcali n'est pas suffisante pour dissoudre tout l'oxide. Lorsqu'on traite la masse fondue par l'eau, il en reste une portion qui est souvent sous la forme de paillettes brillantes, semblables au sulfure de molybdène.

La dissolution dans l'eau est verte comme le caméléon solide. Au bout de quelque temps

elle passe au bleu, puis au violet, à l'indigo, au pourpre, et enfin au rouge; il se dépose une poudre jaune d'oxide de manganèse. Au bout d'un temps plus long, la couleur rouge disparaît aussi, et il ne reste plus d'oxide dans la liqueur. Toutes ces nuances sont produites non-seulement par l'eau froide ajoutée au caméléon vert, mais encore par l'acide carbonique libre, un acide quelconque, le carbonate de potasse et le sous-carbonate d'ammoniaque et l'eau chaude.

Si on filtre du caméléon vert un certain nombre de fois, on pourra le décomposer complètement; il en sera de même si l'on introduit du papier dans la dissolution privée du contact de l'air. Si l'on filtre les caméléons bleus, violets, etc., il se déposera de l'oxide sur le filtre, et la liqueur deviendra verte. Du caméléon rougi par l'acide carbonique, redeviendra vert, si on y ajoute de la potasse ou de la baryte caustique. (Si on ajoutait une trop grande quantité de baryte, il se précipiterait une combinaison rose d'oxide de manganèse et de baryte, en même temps que du carbonate de baryte.)

D'après ces faits, M. Chevreul pense qu'il existe une combinaison de potasse et d'oxide de manganèse qui est verte, et une combinaison triplé d'alcali, d'oxide et d'acide carbonique qui est rouge. Cette dernière est plus facilement décomposée par le papier que la première. L'une et l'autre, mélangées en diverses proportions, produisent les nuances que l'on connaît.

Néanmoins il n'admet pas cette explication pour les caméléons formés par l'eau froide ou

chaude. Ils sont bien formés, comme les premiers, d'un mélange d'un caméléon vert et d'un caméléon rouge; mais la couleur rouge peut être produite sans addition d'acide carbonique, et même quoiqu'il y ait soustraction de cet acide. Il croit possible que la couleur rouge soit le résultat d'une action de la potasse sur l'oxide moins forte que celle exercée par ce même alcali sur l'oxide du caméléon vert, et que l'acide carbonique agisse en affaiblissant l'action de la potasse.

M. Chevreul n'affirme pas que l'oxide natif de manganèse (peroxide) perde de l'oxigène en s'unissant à la potasse; mais il croit cette opinion extrêmement probable; et comme un grand nombre de matières, susceptibles d'absorber l'oxigène, décolorent les caméléons, que l'acide hydrochlorique produit cet effet avec dégagement de chlore, il en conclut que le manganèse, combiné avec l'alcali, est à un degré d'oxidation intermédiaire entre l'oxide de la nature et l'oxide des sels de manganèse. Du reste, il pense que ce degré d'oxidation est le même dans les caméléons diversement colorés.

19. *Mémoire sur le caméléon minéral, par MM. Chevillot et Edwards, lu à l'Académie des sciences le 21 avril 1817.*

Après avoir acquis la certitude que la matière colorante du caméléon minéral provenait du manganèse, MM. Chevillot et Edwards ont cherché à déterminer si l'oxide de manganèse se combine directement à la potasse sans addition d'aucune substance. Ils ont introduit dans une cloche courbe, placée sur le mercure, des

petits vases d'argent renfermant un mélange de potasse et d'oxide de manganèse, et ils ont chauffé graduellement. Ils ont vu : 1°. que la cloche étant remplie de gaz azote, on ne peut produire de caméléon ni avec l'oxide noir natif, ni avec l'oxide brun, ni avec l'oxide blanc des dissolutions salines;

2°. Que lorsque la cloche est remplie de gaz oxigène il se forme du caméléon, et que le gaz est absorbé;

3°. Que l'absorption augmente dans de certaines limites, avec les quantités d'oxide de manganèse; que les proportions qui ont donné l'absorption la plus considérable sont celles de parties égales. Avec un gramme et demi de potasse pure à l'alcool, et autant d'oxide noir de manganèse, ils ont obtenu une absorption de 13 à 14 centilitres d'oxigène (1^{er} $\frac{1}{2}$ de potasse pure n'absorberait, dans les mêmes circonstances, que deux centilitres au plus de gaz oxigène);

4°. Qu'à mesure que la quantité de manganèse augmente, la fusibilité diminue; ce qui n'empêche pas l'augmentation de l'absorption;

5°. Que la couleur du composé devient plus intense dans la même proportion, jusqu'à présenter des teintes tellement sombres qu'on peut à peine les reconnaître;

6°. Qu'aucun de ces caméléons n'offre de forme régulière par un refroidissement gradué; ce qui n'eût été possible que pour un petit nombre; car après le dégagement d'une certaine quantité d'eau, presque tous se figent au degré de chaleur qu'on a employé, et la plupart ne se fondent pas.

Lorsqu'on dissout ces caméléons dans l'eau,

on observe : 1°. que les combinaisons où il y a le moins de manganèse, et par conséquent le moins d'oxygène et le plus de potasse, sont du vert le plus pur et le moins foncé, et tendent le plus à donner les autres nuances ;

2°. Que les proportions du manganèse augmentant, la couleur verte de la dissolution devient plus intense et passe plus rapidement aux autres nuances, ou en présente d'autres en même temps ; ainsi on voit le vert le plus foncé et d'une teinte bleue au fond du vase, passer au rouge-pourpre clair au haut de la liqueur ;

3°. Que d'autres combinaisons, plus chargées de manganèse et d'oxygène, donnent de moins en moins du vert et du bleu, jusqu'à ce que certaines combinaisons ne donnent plus que du pourpre et du rouge dès le premier moment de leur dissolution dans l'eau.

On peut obtenir un caméléon cristallisé. Pour y réussir plus sûrement, il faut employer parties égales de potasse et d'oxide, ou une dissolution très-chargée de caméléon vert qui a passé au pourpre ; on évapore rapidement, jusqu'à ce qu'il se forme de petites aiguilles, et on expose ensuite la liqueur à une chaleur inférieure à celle de l'eau bouillante. C'est une combinaison neutre, d'un rouge extrêmement intense, décomposable, par la chaleur, en caméléon vert avec dégagement d'oxygène, etc. Le caméléon rouge, fait de toutes pièces, renferme un excès de potasse, et loin de laisser dégager de l'oxygène par la chaleur, il en absorbe, s'il n'est pas saturé et ne se décompose pas.

Quelle est la nature du caméléon minéral ?

quelles sont les causes qui produisent les changemens de couleur qu'éprouve cette substance par différens agens, et pourquoi se décompose-t-elle spontanément ? Ce sont des questions importantes, que MM. Chevillot et Edwards se proposent de traiter dans un autre mémoire.

20. *Note concernant quelques expériences relatives à l'action de l'acide hydrochlorique sur les alliages d'étain et de bismuth, par M. Chaudet, essayeur provisoire des monnaies. (Annales de Chimie, tom. V, page 142.)*

L'acide hydrochlorique agit faiblement, mais sensiblement sur le bismuth. A froid il en dissout 2 parties sur 100 en vingt-quatre heures, et à chaud 2 parties $\frac{1}{2}$.

Le bismuth et l'étain, dans les alliages de ces métaux qui renferment plus de 0,04 du premier, sont attaqués par l'acide hydrochlorique comme s'ils étaient isolés ; mais lorsque l'alliage ne contient que 5 de bismuth sur 125 d'étain (un peu moins de 0,04), on peut en enlever tout l'étain, sans attaquer le bismuth. Il faut, pour cela, employer de l'acide à 1,190 de pesanteur spécifique, et laminer le métal en feuilles assez minces pour que la dissolution de l'étain puisse avoir lieu à froid en deux heures et demie au plus. Par le même procédé on peut séparer exactement les plus petites quantités de bismuth alliées à l'étain.

Ce moyen d'analyse peut aussi servir lorsque l'alliage de bismuth et d'étain recèle une quantité de plomb qui n'est pas plus forte que celle

du bismuth. Lorsque l'alliage renferme plus de 0,04 de bismuth, il faut le fondre sous le charbon avec une proportion convenable d'étain pur, avant de l'exposer à l'action de l'acide hydrochlorique.

On doit laminer l'alliage avec précaution, parce qu'il n'est bien ductile que lorsqu'il contient moins de 0,025 à 0,03 de bismuth.

21. *Observations sur la réaction de l'eau régale et de l'antimoine, par M. Robiquet. (Annales de Chimie, tome IV, page 163.)*

Autrefois c'était toujours en soumettant à l'action de la chaleur un mélange d'antimoine ou de sulfure d'antimoine, avec une proportion relative de sublimé corrosif, qu'on obtenait le *beurre d'antimoine*, substance qu'on a reconnue être une combinaison de chlore et d'antimoine. Actuellement, pour préparer le chlorure d'antimoine, on prend 1 partie d'acide nitrique, 4 parties d'acide hydrochlorique et une d'antimoine métallique; la dissolution étant faite avec toutes les précautions convenables, on évapore en vaisseaux clos, pour chasser tout l'excès d'acide et d'humidité, et lorsque le chlorure est sec, on continue l'action de la chaleur pour le sublimer, mais on change de récipient.

Ce procédé, beaucoup plus avantageux que l'ancien, a pourtant ses inconvénients. M. Robiquet a trouvé moyen d'y remédier, et c'est ce qu'il se propose de faire connaître dans l'article qu'il publie.

Lorsque la dissolution de l'antimoine se fait lentement, on obtient un surchlorure qui peut être amené par l'évaporation à la consistance

presque sirupeuse, mais qui ne se sublime pas. On le ramène à l'état de chlorure en agitant sa dissolution à froid avec de l'antimoine très-divisé. Cette addition de métal doit se faire avec précaution, car il se dissout si promptement et en si grande quantité, qu'il y a une chaleur considérable de développée qui pourrait briser le vase.

Si, au contraire, la dissolution est prompte et tumultueuse, soit que le mélange des acides ait été fait long-temps à l'avance, soit que l'acide nitrique se trouve en proportion surabondante, soit parce que le métal a été trop divisé, il se dégage une chaleur excessive, et qui est telle, que la majeure partie du chlore est entraînée avec le gaz nitreux; le chlorure qui se forme est en partie décomposé par l'acide nitrique, et, à la fin de l'opération, il se manifeste des soubresauts si violents, qu'on est obligé d'interrompre la distillation: on remédie à cet inconvénient en ajoutant un peu d'acide hydrochlorique à la dissolution, avant de l'évaporer, et l'agitant pendant quelques instans avec de l'antimoine très-divisé.

22. *Nouvelle manière de découvrir l'oxide d'arsenic et le sublimé corrosif dans leurs solutions respectives, et de les distinguer l'un de l'autre. (Annales de Chimie, tome IV, page 334.)*

On prend de l'amidon de froment cuit dans l'eau en consistance convenable, et récent; on y ajoute de l'iode en quantité suffisante pour le rendre bleu, et on le délaie ensuite dans l'eau pure, de manière à avoir une belle teinture azurée. Cette teinture est un bon réactif pour

découvrir les substances vénéneuses dont on vient de parler.

Si on verse dans la solution azurée d'amidon quelques gouttes de solution aqueuse d'acide arsenique, la couleur bleue devient aussitôt roussâtre et se dissipe ensuite entièrement.

La dissolution de sublimé corrosif versée dans l'amidon azuré, y produit à-peu près le même changement, c'est-à-dire qu'elle en détruit la couleur; mais si à la teinture colorée par l'acide arsenique on ajoute quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, la couleur bleue primitive reparait aussitôt avec plus d'éclat, tandis qu'on ne rétablit pas par le même moyen, ni par aucun autre acide, la couleur de la teinture décolorée par le sublimé corrosif (Brugnatelli, *Giorn. de filica*, 9, 465).

23. *Sur l'essai d'or fin*, par M. Chaudet, essayeur provisoire des Monnaies. (Annales de Chimie, tome IV, page 356).

Par les procédés ordinaires d'essai, l'or presque fin éprouve toujours une surcharge, parce qu'il y entre une portion de l'argent d'inquartation. Pour obvier à cet inconvénient, quelques essayeurs terminent le départ par l'acide sulfurique concentré. L'acide sulfurique produit l'effet désiré, ainsi que s'en est assuré M. Chaudet, et on peut même le substituer tout-à-fait à l'acide nitrique; mais ce procédé présente quelques difficultés, et M. Chaudet en propose un autre qui lui paraît beaucoup meilleur; il consiste à allier 0^{e} ,500 d'or à 1,500 d'argent, à coupler avec un gramme de plomb et à laminier de 8 centimètres seulement le bouton, d'abord

aplati et recuit, et à le traiter de la manière suivante par l'acide nitrique; on le met dans un matras sur le feu, avec de l'acide à 22° ; on ne l'y laisse que trois à quatre minutes; on décante de suite cet acide, on en ajoute à 32° , qu'on fait bouillir pendant vingt minutes; on décante de nouveau; on fait bouillir pendant huit à dix minutes une nouvelle quantité d'acide nitrique au même degré, on lave à l'eau distillée et on recuit; on obtient de l'or à mille millièmes.

L'opération dure vingt-quatre minutes au lieu de trente-sept qu'on emploie en suivant la méthode ordinaire; il est vraisemblable, selon M. Chaudet, que ce moyen pourrait être appliqué à tous les essais d'or, en ne passant qu'un acide à 32° .

24. *Expériences sur le sulfure de platine, sur ses oxides, et Note sur quelques sulfures triples de platine*, par M. Vauquelin. (Annales de Chimie, tome V, pages 260 et 392).

On obtient le sulfure de platine en chauffant un mélange de soufre et de muriate ammoniacal de platine, avec ou sans addition de carbonate de soude, ou en chauffant du soufre avec du platine métallique très-divisé. Ce sulfure est fusible et se présente sous la forme d'une poudre noire en aiguilles cristallines comme de l'oxide de manganèse lorsqu'il a été fondu; il est indécomposable par la chaleur; il perd par la calcination à l'air 0,15 à 0,16 de soufre, et le platine reste pur.

Lorsqu'on précipite le platine d'une dissolution par l'acide hydrosulfurique, le dépôt palodulent et noir qui se forme n'est pas un sulfure; il

Sulfure.

donne à la distillation de l'eau et de l'acide sulfureux, et perd 0,23 par la calcination.

Sous-muriates.

Il y a deux sous-muriates de platine; le premier résulte de la décomposition du muriate ordinaire par une chaleur modérée; il se dégage du chlore. Ce sel est brun-jaune, insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide muriatique. La dissolution est d'un rouge pourpre; par l'évaporation elle dépose tout le sous-sel sans altération; elle ne précipite que faiblement par le muriate d'ammoniaque, mais donne de beaux cristaux pourpres; la potasse et la soude en précipitent un oxide noir.

Si l'on mêle une dissolution de muriate de platine aussi neutre que possible avec un excès de nitrate d'argent, la liqueur est décolorée, et il se fait un précipité jaune foncé de muriate d'argent et de sous-muriate de platine. Ce précipité donne du chlore à la distillation: lorsqu'on le chauffe avec de l'acide muriatique, le sel d'argent restepur. La dissolution se comporte comme le muriate ordinaire de platine; elle peut être évaporée à siccité sans décomposition, elle donne un précipité par le sel ammoniacal et n'en donne point par les alcalis caustiques, etc.; le sous-muriate de platine précipité par le nitrate d'argent est donc différent de celui qui est produit par le feu. M. *Vauquelin* pense qu'ils renferment deux oxides différens, et il lui paraît probable que tous les muriates de platine sont des hydrochlorates et non des chlorures, parce qu'ils laissent dégager du chlore et de l'eau par la chaleur.

L'oxide du muriate ordinaire contient 0,15 à 0,16 d'oxigène.

Si l'on mêle à une dissolution de muriate de

Muriate tri-ple de soude et de potasse

platine, de la soude, on obtient un sel triple différent de celui qu'on forme au moyen du muriate de soude. Le précédent donne des cristaux d'un jaune-brun en lames brillantes comme du mica; il précipite en jaune verdâtre par le sel ammoniac, et il contient:

Eau..... 0,15
Platine..... 0,20

Le second donne de beaux cristaux d'un jaune orangé, précipite en jaune citron par le sel ammoniac, et contient:

Eau..... 0,20
Platine..... 0,17

Le muriate ammoniacal de platine donne 0,425 de métal par la calcination.

Le sous-muriate de platine donne avec l'acide sulfurique concentré, à l'aide de l'ébullition, du sulfate de platine soluble dans l'eau, incristallisable, noir verdâtre. Les alcalis en précipitent, au bout d'un certain temps, un oxide noir, qui perd au feu 0,16 d'oxigène. Si l'on mêle à la dissolution du sulfate de potasse, on a un précipité vert bouteille qui devient noir en se séchant; c'est un sulfate triple de potasse et de platine.

Sulfate tri-ple de potasse et de platine.

25. *Sur un nouveau platine fulminant*, par Edmond Davy, professeur de chimie. (Annales de Chimie, tome VI, page 413.)

M. Proust avait obtenu le platine fulminant en décomposant le muriate de platine ammoniacal, et il avait remarqué qu'il ne détonne pas aussi facilement que l'or fulminant.

M. Davy prépare la même substance en transformant d'abord du sulfure de platine en sulfate,

au moyen de l'acide nitreux, en précipitant ensuite la dissolution par l'ammoniac en léger excès, et faisant bouillir le précipité avec de la potasse.

Le platine fulminant est une poudre d'une couleur brune, insoluble dans l'eau, décomposable par les acides, le chlore et le soufre; il détonne à la température de 204° ; M. Davy le croit composé de :

Platine.....	0,7575
Oxigène.....	0,0875
Eau et ammoniacque.....	0,1750
	<hr/>
	1,0000

26. *Nouvelles recherches sur les proportions chimiques, par M. Berzélius. (Annales de Chimie, tome V, page 174.)*

Nous tirons du Mémoire de M. Berzélius les faits suivans :

100 parties de muriate suroxigéné de potasse donnent par la calcination 39,15 d'oxigène.

100 parties de muriate de potasse donnent, avec le nitrate d'argent, 192,4 de muriate d'argent.

100 parties d'argent donnent 132,75 de muriate d'argent.

Le muriate de potasse est formé de :

Potasse...	0,65258
Acide.....	0,56842

Le muriate suroxigéné de :

Potasse.....	0,5849
Acide muriatique... .	0,2236
Oxigène.....	0,5915

Le muriate d'argent de :

Oxide.....	0,80903
Acide.....	0,1907

L'oxide d'argent de :

Métal.....	0,95103
Oxigène.....	0,06897

L'oxide de plomb de :

Métal.....	0,92818
Oxigène.....	0,17182

La potasse de :

Potassium.....	0,82
Oxigène.....	0,17

100 parties de muriate de plomb donnent 103,35 de muriate d'argent.

100 parties de plomb donnent 146,45 de sulfate de plomb.

100 parties d'acide muriatique saturent une quantité de base qui contient 29,858 d'oxigène.

100 parties de fluat de chaux donnent 173,63 à 174,2 de sulfate. 100 parties d'acide fluorique saturent une quantité de base qui contient 70,75 71 d'oxigène.

L'acide arsenieux contient :

Métal.....	100
Oxigène.....	30,17

L'acide arsenique :

Métal.....	100
Oxigène.....	52,96

Il y a plusieurs sulfures d'arsenic qui tous ferment l'arsenic à l'état métallique. L'orpiment se forme lorsque l'acide arsenieux est décom-

posé par l'hydrogène sulfuré. Le réalgar correspond à un acide moins avancé.

Les combinaisons des acides de l'arsenic sont comme celles des acides du phosphore, ou avec excès d'acide ou avec excès de base. Il y a un point de neutralité qui n'existe pas à l'état solide et qui est détruit par la cristallisation.

27. *Note de M. Gay-Lussac sur l'affinité mutuelle des diverses bases.* (Annales de Chimie, tome V, page 163.)

J'avais fait depuis long-temps des recherches sur l'affinité mutuelle des diverses bases (*Annales de Chimie*, tome LXXX, p. 208), et je vais extraire de mes notes les résultats suivans.

La dissolution de zinc dans la potasse ou l'ammoniaque ne produit rien avec les ammoniures de manganèse, de fer au *minimum*, de cobalt, de nickel, de cuivre, de mercure et d'argent, ni avec les potassures de plomb, d'alumine, d'étain au *maximum* et au *minimum*, l'eau de baryte, de strontiane et de chaux. En mêlant de l'ammoniaque de zinc avec l'antimoniate de potasse, on obtient un précipité blanc floconneux, qui se dissout difficilement dans la soude.

L'ammoniaque de fer obtenu en décomposant le chlorure de fer par un excès d'ammoniaque, ne précipite point l'ammoniaque de manganèse, de nickel et de cobalt, ni les eaux de baryte, de strontiane et de chaux. Mais on obtient un précipité noir avec l'ammoniaque d'argent, un précipité jaune avec l'ammoniaque de cuivre, un précipité noir très-abondant au bout de quelques instans avec l'ammoniaque de mercure. On a aussi

obtenu un grand précipité noir avec le potassure de plomb. Avec la potasse silicée, la potasse aluminée, le potassure de zinc, il se fait également des précipités; mais il faut remarquer que l'ammoniaque de fer ayant été préparé avec de l'hydrochlorate de fer, il restait par conséquent dans la dissolution de l'hydrochlorate d'ammoniaque, qui aura été décomposé par la potasse des autres dissolutions, et dès-lors il y aura eu nécessairement des précipités, puisque l'ammoniaque, mis à nu, n'aura pu dissoudre l'oxide abandonné par la potasse.

Le potassure de plomb a donné un précipité blanc très-abondant avec le potassure d'étain au *maximum*, l'eau de chaux, de baryte et de strontiane; mais il n'a rien produit avec le potassure d'étain au *minimum*, ni avec la dissolution d'alumine ou de silice dans la potasse.

Le potassure d'étain au *minimum* et celui au *maximum*, donnent des précipités blancs très-abondans avec la chaux, la baryte et la strontiane; mais ils ne produisent rien avec la potasse silicée ou aluminee.

L'ammoniaque de mercure, fait directement, précipite abondamment en blanc l'eau de baryte, de strontiane et de chaux; le potassure de zinc en blanc, l'antimoniate de potasse en gris, le potassure d'étain au *minimum* en noir.

L'antimoniate de potasse (matière perlée de Kerkringius) donne un précipité blanc très-abondant avec le potassure de plomb, l'eau de baryte, de strontiane et de chaux; mais il ne précipite point les potassures d'étain au *minimum* et au *maximum*.

On peut admettre, d'après ces résultats, que,

parmi les bases essayées, la baryte, la strontiane et la chaux précipitent presque tous les métaux de leur dissolution dans la potasse ou dans l'ammoniaque; tandis qu'il n'y a qu'un petit nombre d'oxides qui se précipitent mutuellement. Quelquefois le précipité est déterminé par la suroxydation d'un des oxides aux dépens de l'autre, comme cela a lieu pour le mercure, l'argent et le cuivre. Il ne faudrait cependant pas conclure que toutes les bases qui n'ont point formé de précipité n'ont point d'affinité entre elles; cela prouve seulement que cette affinité est faible, ou que l'insolubilité des composés qu'elles forment peut être vaincue par les dissolvans dans lesquels elles se trouvent.

DE L'ESSAI ET DE L'ANALYSE DES MINERAIS D'ÉTAIN, extrait du Manuel de Minéralogie, théorique et pratique, par M. LAMPADIUS, professeur de métallurgie à l'école des mines de Freyberg.

L'ÉTAIN se fond aisément à une chaleur de 219° du thermomètre centigrade, par conséquent long-temps avant de rougir. En se combinant avec l'oxigène, il devient d'autant moins fusible qu'il en contient davantage. Il faut pour réduire l'oxide d'étain une chaleur un peu plus forte que celle qui est nécessaire pour réduire l'oxide de plomb.

Quelques propriétés de l'étain.

L'oxide d'étain est infusible; dans les minerais d'étain il est combiné avec des matières terreuses: il n'est donc pas étonnant qu'il soit très-difficile à réduire. L'oxide de fer et les terres peuvent en déterminer la fusion. Le charbon, le fer métallique, les pyrites, le cuivre, le réduisent à l'aide d'une chaleur plus ou moins forte.

L'étain se combine avec le soufre: ce composé est moins fusible que ne le sont le soufre et l'étain. Deux ou trois centièmes de soufre rendent l'étain aigre et cassant; le fer lui enlève le soufre par la voie sèche: on peut aussi en séparer ce combustible au moyen d'un grillage bien ménagé.

L'arsenic uni à l'étain le rend aigre et plus difficile à fondre. Le fer produit à-peu-près le même effet: ces deux métaux sont séparés, au moins pour la plus grande partie, par l'affinage ou la refonte de l'étain.

Les minerais d'étain, considérés par rapport à leur traitement métallurgique, peuvent être par-

Trois espèces de minerais d'étain.