

ABRÉGÉ
DE CHIMIE.

ABRÉGÉ
DE CHIMIE

A L'USAGE DES LEÇONS.

PAR J. B. VAN MONS.

VOLUME II.



LOUVAIN,

CHEZ F. MICHEL, IMPRIMEUR-LIBRAIRE DE L'UNIVERSITÉ.



1832.

DES SELS ET DES COMPOSÉS

DE MATIÈRE ORGANIQUE.

DES SELS.

Les sels sont des combinaisons binaires et formés de deux composés au moins. L'un des composans doit être acidifié par l'oxygène ou l'hydrogène et l'autre, oxidé par le premier de ces principes. L'excipient de l'oxygène dans celui-ci doit être un métal; celui du même principe dans l'autre composant peut être un corps nativement relatif ou un oxide de métal rendu tel par un rapport d'oxygène. L'excipient de l'hydrogène est nécessairement un corps relatif de sa nature. La propriété acide est inhérente aux corps relatifs ou donnée aux métaux acidifiables par le premier rapport d'oxygène; celle oxide est transmise aux métaux par l'oxygène d'oxidation et d'oxidulation: un rapport d'oxygène avec 1 ou 2 rapports de métal. Le proportionnement s'établit par rapports égaux entre le représentant de l'oxygène du corps relatif acidifié ou l'oxygène d'oxidation du métal acidifié et l'oxygène de l'oxide ou de l'oxidule. Les choses sont constituées comme si la combinaison avait pour but une répartition égale de calorique entre deux portions d'oxygène ou une d'oxygène et une de représentant de l'oxygène inégalement dotées de cet agent. Tout ce qui ne

porte pas un tel caractère de composition n'est pas un sel. Si les comburens relatifs ne contenaient du représentant de l'oxygène en vertu duquel ils salifient et de l'oxygène par lequel ils oxident, ils ne formeraient pas des sels et le sel marin serait un composé tout-à-fait différent de ce que doit être un sel. Comme la composition saline ne saurait résulter de deux corps dont l'un ne soit développé dans sa qualité acide, la combinaison entre deux oxides de métal ne produit pas un sel : ce sont des *oxidides*. La terminaison en *ide* de ce nom indique que des métaux simplement oxidés sont unis; celle en *ite* supposerait la présence d'un premier acide de métal et celle en *ate*, la présence d'un second acide du même corps. L'oxygène d'acidification n'a rien à faire avec le rapport dans lequel un acide salifie : il reste absolument étranger au proportionnement. Le radical quelconque de l'acide règle celui-ci et en fait tous les frais. Il suffit qu'une quantité d'oxygène, variable en rapport, ou une d'hydrogène, constante en rapport, ait mis à nu la qualité acide du radical pour qu'un sel puisse être formé. Dans les oxides salifiables des métaux l'oxygène seul proportionne et ce n'est que là et dans l'eau qu'il est proportionnant.

Les sels, ou sont neutres, ou forment des combinaisons tertiaires avec leur propre acide, leur propre oxide, un sel de l'un ou de l'autre ou un sel étranger. Ce ne sont pas des surproportionnemens ou des sousproportionnemens, mais de secondes combinaisons, qu'ils forment avec ce

qu'on appelle un excès de base ou d'acide. La neutralité est là où rapports égaux de base et d'acide sont unis. Les réactifs physiques ne l'indiquent que pour le constituant acide et pour le constituant oxide, lorsque ce constituant est un alcali.

On a partagé les sels en oxigeno-sels et hydrogeno-sels ou sels formés d'un radical acidifié par l'oxigène ou l'hydrogène ; puis en haloïdo-sels ou sels de métal salifié par un comburent relatif ; enfin, en sulfo-sels : ces derniers appartiennent aux hydrogeno-sels. Ils consistent en un oxide et de l'hydrogène uni à du soufre seul ou à du soufre et un autre combustible relatif ou aux mêmes et un second oxide.

Sels à base d'ammoniaque.

Les sels à base d'ammoniaque ne peuvent se constituer par engagement accompli sans être déterminés dans leur composition par un rapport d'eau, un second rapport d'acide ou d'oxide, propres ou étrangers, de sel étranger ou d'autre corps dans lequel un rapport d'oxigène reste sans être éteint dans sa faculté de saturer. Cette particularité peut dépendre de ce que dans ces sels, lorsqu'ils sont à acides de corps relatifs, la relation est établie entre deux portions égales du représentant de l'oxigène, dont l'un est dans l'acide et l'autre, dans l'oxide. C'est peut-être pour cette raison que les acides étrangers et à radical relatif peuvent aux sels ammoniacaux si peu tenir

lieu d'eau. Le peu de sels ammoniacaux à acide de métal dont la composition est bien connue paraissent avoir une existence indépendante d'un second corps.

On conçoit maintenant que les sels d'ammoniaque dans lesquels on peut démontrer la présence de l'eau sont des sels anhydres de métal ammoniacal oxidé. C'est une double explication que mon collègue, M. le Professeur Le Roy, a depuis longtemps donnée dans son ouvrage sur les interprétations doubles en chimie. L'hydrogène de l'eau est fictivement transféré à l'ammoniaque, qu'il est supposé métalliser, et l'oxygène du même liquide oxide le métal. Cette idée sera peut-être abandonnée, comme tant d'autres, quand on saura qu'elle avait été produite auparavant. Les sels ammoniacaux qui, en place d'eau, ont un excès d'oxide, d'acide ou de sel, sont seuls considérés comme ayant pour base l'ammoniaque. Le souscarbonate d'ammoniaque est dans ce cas; le carbonate neutre et le carbonato-souscarbonate du même alcali n'y sont pas.

Nitrate d'ammoniaque. Ce sel est obtenu en saturant de l'acide nitrique par du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque, évaporant lentement et laissant cristalliser hors du contact de l'air. Il se concrète avec une proportion d'eau dont on prétend qu'il abandonne la moitié à une chaleur de fusion et de dessèchement complet. Il resterait du nitrate anhydre pénétré de chaleur près duquel de l'hydrate de nitrate tiendrait lieu d'eau, à peu près comme près l'acide sulfurique

anhydre pénétré de chaleur, de l'hydrate du même acide remplace l'eau, etc. Ces substitutions, dans lesquelles le calorique représente en partie un corps combustible, sont des plus fréquentes en chimie. Quand l'effet est produit sur un acide, il en résulte des pyrosels. Le nitrate soushydraté d'ammoniaque répond à du nitrate anhydre d'ammoniaque uni à rapport égal de nitrate d'oxide d'ammoniacon. Ce sel est formé de toutes pièces, et dans l'un comme dans l'autre de ses constituans, lorsqu'à travers le mélange de 4 volumes d'azote, 6 d'oxigène et 8 d'hydrogène, on fait éclater l'étincelle électrique. La moitié de l'azote prend 5 volumes d'oxigène, l'autre moitié, 6 volumes d'hydrogène, et les 2 volumes restans de celui-ci avec 1 volume d'oxigène forment de l'eau. L'hydrate complet, à mesure que la chaleur tâche d'en expulser l'eau, éprouve un changement de composition dont l'eau et l'oxide d'azote sont les produits. On mêle le sel avec du sable pur et, dans une cornue de verre en rapport avec l'appareil pneumatique-chimique, on distille. On maintient la cornue en place par des briques et on applique à nu et avec peu d'intervalle un feu de braise; trois des 5 rapports d'oxigène de l'acide s'emparent des 3 rapports d'hydrogène de l'ammoniaque et forment de l'eau. Reste de l'oxide d'azote qui, avec l'azote de l'alcali, forme de l'oxidule de son combustible. Le sel évaporé jusqu'à siccité au lieu d'être cristallisé, lorsqu'on le chauffe de la même manière, se volatilise en partie sans se décomposer. Le sel qui

se décompose se constitue à l'état de vapeur avant de se décomposer. Le sel cristallisé après une évaporation lente est soluble dans 2 parties d'eau froide et 172 partie d'eau bouillante. Sa solution dans l'eau produit un très-grand froid. Le sel obtenu par une évaporation rapide et un prompt refroidissement est moins soluble. Sous ses trois formes il est déliquescent à l'air et sa solution concentrée continue d'attirer l'eau de ce fluide; c'est pour cela que nous avons recommandé de le faire cristalliser en vase clos.

Le nitrate d'ammoniaque, étant chauffé jusqu'à 300°, ou projeté dans un creuset d'argile sous-rouge, fuse et brûle, d'abord avec la flamme de l'hydrogène et ensuite avec celle de l'azote. On sait que la première flamme est rouge, la seconde, jaune; celle-ci n'est proprement qu'une lueur. L'azote de l'ammoniaque la produit en s'unissant à l'oxygène. Avec de la poudre de charbon ce sel déflagre moins que tout autre nitrate, à cause que les 375 de son oxygène sont retenus par l'hydrogène.

Dans le nitrate d'ammoniaque et dans le sel suivant, de l'azote est mis en relation avec d'autre azote et le proportionnement est établi entre rapports égaux et ainsi entre poids égaux de ce combustible. La circonstance que l'un des deux est développé en acide par l'oxygène et l'autre composé en alcali par l'hydrogène, ne change rien au proportionnement. La cause fondamentale de la mise en rapport est dans le représentant de l'oxygène que l'un azote contient comme

l'autre, mais qui dans l'ammoniaque est fortement déplacé dans son calorique, et qui ne l'est pas du tout dans l'acide nitrique. Il est probable que la tendance du calorique à se mettre en équilibre détermine les combinaisons secondaires, qui toutes ont lieu entre rapports égaux d'oxygène ou de représentant de l'oxygène inégalement proportionnés de calorique. On ne saurait trouver d'autre cause d'unions aussi intimes contractées entre corps de la même nature.

C'est avec le nitrate d'ammoniaque que dans les laboratoires on fait l'oxidule d'azote. On peut se servir du sel évaporé jusqu'à siccité pourvu que le dessèchement n'ait pas été poussé trop loin, ni ait été fait à une chaleur capable de priver le sel de la moitié de son eau. Les constituans du nitrate d'ammoniaque sont rapports égaux d'acide nitrique, d'ammoniaque et d'eau. Le nombre qui le représente est 80.

Nitrite d'ammoniaque. Le nom de ce sel dit qu'il consiste en acide nitreux et ammoniaque. Ses constituans sont tenus en engagement par trois rapports d'eau. C'est un des sels les plus éphémères qui existent. Il suffit d'un léger échauffement pour le détruire, rendre libre ses deux azotes et réunir ses élémens de l'eau en eau. Cette décomposition fournit le moyen de se procurer de l'azote très-pur. On obtient le sel en décomposant du nitrite neutre de plomb par du sulfate ou du phosphate également neutres d'ammoniaque. On laisse déposer, on filtre et on abandonne à l'évaporation spontanée dans un

air sec : le nitrite reste sous forme cristalline. Pour le décomposer on le fait dissoudre dans l'eau. Il se forme de ses élémens disloqués et volatilisés dans la décomposition du sel précédent lorsqu'on procède à une trop forte chaleur. Le nombre du sel cristallisé et sec est 82. Ces deux sels sont considérés comme ayant pour base de l'azote métallisé par 4 rapports d'hydrogène et oxidé par 1 rapport d'oxigène ; nombre de cet oxide, 26.

Carbonate d'ammoniaque. Ce sel se forme dans une solution, saturée à froid, de carbonato-sous-carbonate de son alcali, que l'on charge d'acide carbonique sans agiter la liqueur. Le sel cristallise en emportant 2 rapports d'eau, lesquels sont nécessaires à son existence de carbonate neutre : la partie neutre du sel double cristallise à mesure que celle souscarbonate prend de l'acide carbonique. Il se retire plus de carbonate neutre qu'il ne se forme de carbonato-souscarbonate, car il vient un moment où la liqueur contient du souscarbonate simple. Ce sel ne peut perdre de son eau sans perdre de son acide, car, étant chauffé, il laisse échapper le quart de son acide carbonique et la moitié de son eau, et se partage ainsi en ses composans primitifs. Il est soluble dans 8 parties d'eau froide. Rapports égaux et dès lors volumes égaux de gaz acide carbonique et de gaz ammoniacal sont ses constituans. Son nombre est 79, dont 18 pour l'eau.

Carbonato-souscarbonate d'ammoniaque. C'est avec ce sel qu'on fait le carbonate neutre. Il

se forme dans toutes les circonstances où de l'ammoniaque unie ou s'unissant à de l'acide carbonique est volatilisée par le feu. Nous avons dit que, par la chaleur, le carbonate neutre se partage en celui-ci, en acide carbonique et en eau. Le souscarbonate, étant chauffé, laisse échapper de sa base et se constitue en celui-ci dans le rapport qu'il peut s'adjoindre de l'eau : il suffit de l'eau de l'air pour que l'effet ait plus ou moins lieu. En contact avec plus d'eau, il échange contre ce liquide une nouvelle portion de sa base et devient du bi-carbonato-souscarbonate : deux rapports de carbonate neutre et un de souscarbonate et, proportionnellement, plus d'eau. Avec suffisamment d'eau il abandonne entièrement son excès d'alcali et se constitue en bi-hydrate de carbonate neutre. La tendance de l'ammoniaque à récupérer l'état de gaz est la cause de cet effet. Au contact de l'air sec et un peu chaud, le carbonato-souscarbonate perd peu-à-peu son second constituant et se convertit en son premier constituant sans que de l'eau doive concourir à l'effet. Le sel contient 174 d'acide carbonique et 172 d'eau de moins que le précédent, ou se compose de carbonate neutre bi-hydraté et de souscarbonate anhydre, rapports égaux des deux. Ses constituans sont ainsi 1 172 rapport ou 12 volumes d'acide carbonique, 2 rapports ou 16 volumes d'ammoniaque et 2 rapports d'eau. Les compositions doubles doivent être exhibées en rapports entiers de leurs constituans prochains et non de leurs constituans éloignés.

Ce sel est obtenu en petit du mélange intime de 1 partie de muriate d'ammoniaque et de 2 parties de craie, l'un et l'autre d'avance bien séchés. On introduit dans une cornue, on interpose une allonge et on adapte un récipient; puis on distille à une chaleur augmentée jusqu'à faire rougir obscurément le fond de la cornue. Si le muriate d'ammoniaque ne contenait pas d'eau, il passerait du souscarbonate simple et toute l'ammoniaque serait utilisée à la formation du sel, mais, en raison de cette eau, le quart de l'alcali passe à l'état libre. On prétend que le muriate de chaux naissant, anhydre, forme du carbonato-bi-muriate avec la moitié de la craie, et que c'est pour cette raison que le rapport de celle-ci doit être double. Ce même sel, mais impregné d'huile empyreumatique, est recueilli comme produit accessoire dans la préparation technique du charbon animal. Cette préparation consiste à décomposer en vase clos et à feu nu des os de différents animaux. Lorsqu'on décomposait ainsi des bouts sciés de corne de cerf le sel portait un nom qui rappelait son origine. Dans sa formation, 3 rapports d'eau partagent leurs constituans entre ceux de 1 rapport de cyane : l'hydrogène se joint à l'azote et forme de l'ammoniaque pendant que l'oxygène, s'unissant au carbone, le compose par moitié en oxide de ce combustible et par moitié en acide carbonique. Le demi-rapport de cet acide, avec le rapport entier d'ammoniaque, compose du souscarbonate simple, mais qui, en raison de l'eau qu'on ne peut écar-

ter, ne tarde pas à se partager en carbonato-sous-carbonate et en ammoniaque libre; on retrouve celle-ci dans la liqueur. On dépure le sel en transportant son alcali sur de l'acide muriatique, évaporant jusqu'à siccité et décomposant, comme ci-dessus, par partie double de craie. Van Helmont le dépurerait en le précipitant de sa solution dans l'eau par de l'alcool; l'huile restait avec l'alcool. Ce sel se dissout dans 3 ou 2 parties d'eau froide suivant qu'il est avec rapport simple ou rapport double de carbonate neutre. Le sel compacte qu'on rencontre dans le commerce est de ce dernier sel. On se le procure en entassant dans des vases en verre, du sel double simple, plaçant dans une cave et arrosant d'eau imprégnée d'acide carbonique : le poids du sel augmente à la fois par de l'eau et de l'acide qui s'y joignent. Il devient, en même temps, moins couteux pour le transport, surtout pour le transport par mer.

Dans les pays où la levure est amère et brune, et ainsi partout ailleurs qu'en Belgique, les cuisiniers mettent du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque dans la pâte qui doit lever : ils le trouvent plus efficace que la levure. L'acide carbonique allège la pâte; on prétend qu'il ne se repand point d'odeur d'ammoniaque, mais à sa place une odeur d'alcool. Du ferment serait-il formé en concurrence avec ce liquide? Le nombre qui représente le rapport simple de ce sel est 59.

Souscarbonate d'ammoniaque. Le souscarbonate simple d'ammoniaque ne peut être obtenu que

du mélange fait à sec des gaz qui sont ses composants. Il se concrète en une matière saline blanche. Au moindre accès d'eau il laisse échapper de son alcali et devient du carbonato-souscarbonate. L'alcool lui fait éprouver le même changement de composition en lui enlevant le quart de sa base et lui cédant à la place de l'eau; la décomposition ne va pas plus loin. Il est volatil sans décomposition quand on peut exclure l'eau. C'est un sel composé et dans lequel un second rapport de gaz ammoniacal tient au carbonate neutre lieu de 2 rapports d'eau. Il consiste en 1 rapport ou 8 volumes d'acide carbonique et 2 rapports ou 16 volumes de gaz ammoniacal. Le poids de son rapport simple est 39.

Ceux qui font fléchir le nombre du carbone sous celui de l'oxygène et le fixent, par conséquent, de la moitié trop bas, envisagent le premier de ces trois sels comme du surcarbonate, le second, comme du sesqui-carbonate et le troisième, comme du carbonate neutre.

Surphosphate d'ammoniac. Ce sel acide est le produit soluble de la décomposition du surphosphate de chaux par l'ammoniaque. Dans le précipité de phosphate calcaire l'acide entraîne $1\frac{1}{4}$ de chaux de plus que sa saturation le demande, ce qui fait que le sel ammoniacal a $1\frac{1}{4}$ d'acide en excès. Ce sel perd au feu de son eau et dans le même rapport de son alcali; il reste à la fin de l'hydrate d'acide phosphorique pur. Cette décomposabilité si aisée rend le surphosphate d'ammoniac précieux pour la préparation de l'acide

phosphorique. A l'état cristallisé il contient 3 rapports d'eau. Je douterais que, provenu de la source que j'ai indiquée, il contint un entier second rapport d'acide. Il se forme en gros cristaux solubles dans 5 parties d'eau froide. Le phosphate neutre ne subsiste qu'à l'état liquide et encore est-il difficile à être maintenu tel à cet état. D'après les vues auxquelles j'ai fait allusion, le surphosphate doit être considéré comme du bi-hydrate d'acide avec du phosphate neutre d'ammoniacon oxidé.

Sulfate d'ammoniaque. Ce sel est persistant à l'air. On l'obtient en grand de la décomposition du sulfate natif de chaux par du sel volatil d'os (carbonato-souscarbonate d'ammoniaque imprégné d'huile empyreumatique) qui est un produit accessoire de la préparation du charbon animal. On l'utilise à la confection du muriate d'ammoniaque. La faible solubilité du sulfate de chaux donne déjà à l'acide carbonique aidé de l'ammoniaque de l'avantage pour enlever la chaux à l'acide sulfurique. A l'état cristallisé il contient 2 rapports d'eau; ce serait donc de l'hydrate de sel à métal ammoniacal oxidé. Il s'effleurit à l'air sec et ne contient ensuite plus qu'un seul rapport d'eau. Chauffé en vase clos jusqu'à la fusion, il perd d'avantage d'eau et dans le même rapport il se souscompose et, en partie, se décompose: de l'azote se rend libre et du tiers-sursulfite hydraté se sublime; le tiers du sel est détruit. Le sulfate d'ammoniaque se rencontre natif et porte le nom de mascagnin. Le nombre du sel effleuri

est 64, celui du sel cristallisé, 75. Ce dernier se dissout dans 2 parties d'eau froide.

Sulfite d'ammoniaque. Ce sel est obtenu de la saturation de l'ammoniaque liquide par le gaz acide sulfureux que fournit le suroxyde de manganèse avec la moitié d'un rapport de soufre. Ces cristaux, exposés à l'air, organisent avec l'eau et l'oxygène de ce fluide une chaîne de pyrophore; l'eau s'échauffe et le sulfite prend l'oxygène: du sulfate concret est obtenu. Ce sel consiste en rapports égaux d'acide, d'alcali et d'eau. Il réduit les acides de selène. On le considère comme du sulfite ammoniacal. Son nombre est 58.

Quand on mêle à sec du gaz acide sulfureux et du gaz ammoniacal, 1 volume du premier et 2 volumes du second, ce qui répond à du sulfite neutre, il se répand une vapeur jaune-foncé, qui se concrète en une matière brune-jaunâtre; on dirait, d'après cette coloration, que l'hydrogène des $2\gamma 3$ de l'alcali se cramponne à l'oxygène de l'acide et que le soufre de celui-ci est mis à mi-nu. Il n'y a aucune apparence de cristallisation. Ce composé, en raison de son état anhydre, ne saurait être du sulfite d'ammoniaque métallisée. C'est de l'alcali amétal uni à de l'acide sulfureux. L'addition d'un rapport d'eau le blanchit et le fait cristalliser. L'eau en change en même temps la nature amétallique en nature métallique. Doebereiner a découvert le sulfite ammoniacal sans eau.

Surhydrosulfure d'ammoniaque. Ce sel est aussi nommé sur-hydrosulfate d'ammoniaque. Il consis-

te en 2 rapports d'hydrogène sulfuré et 1 rapport d'ammoniaque. En le composant directement et sans que de l'eau intervienne il se concrète en feuilles minces, transparentes et incolores, d'avec lesquelles l'eau ne dégage point le second rapport d'hydrogène sulfuré. Volumes égaux des deux sont conjoints. Dans le sel anhydre, le second rapport d'acide tient au sel neutre lieu d'eau. En transférant dans la pensée l'hydrogène de la moitié de l'acide à l'ammoniaque on a du sulfure d'ammoniacon uni à de l'hydrogène sulfuré. Si sa composition était telle, il ne pourrait être reçu parmi les sels. Si ce sel était neutre, il s'ensuivrait qu'à l'imitation du carbone, le soufre, dans certaines de ses combinaisons, sature par 2 rapports pour 1. On obtient le même sel, mais à l'état liquide, en saturant au complet de l'ammoniaque liquide par du gaz hydrogène sulfuré. On se procure ce gaz de la décomposition de l'hydrosulfure de fer par l'acide sulfurique affaibli. On a une liqueur incolore et qui ne réagit aucunement comme acide; on le nomme vulgairement hydrosulfate liquide. Ses constituans sont 34 d'hydrogène sulfuré et 17 d'ammoniaque. En mêlant cette liqueur avec l'égal de son contenu en ammoniaque liquide ou plutôt en partageant en deux portions égales une quantité donnée de cette ammoniaque, saturant l'une au complet d'hydrogène sulfuré et la mêlant, après la saturation, avec l'autre, on a de l'hydrosulfure formé de rapports égaux d'acide et d'alcali. On le considère comme étant du sulfure simple d'am-

moniacon. A l'état sec, il est volatil, et peut être obtenu en soumettant à la distillation rapports égaux de sulfure simple de chaux et de muriate d'ammoniaque. Il passe une matière cristalline blanche, qui est de l'hydrate de sulfure et ne pourrait jamais être que du sulfure d'ammoniacon oxidé. En y ajoutant de l'eau, ce sel doit se transformer en hydrosulfuro-hyposulfite, 1/2 rapport d'eau partageant ses principes entre 2 demi-rapports de soufre, si ce partage n'a déjà été fait avant que le composé se soit volatilisé. Le mélange fait à sec de 1 volume de gaz hydrogène sulfuré avec 2 volumes de gaz ammoniacal donne un sel qui cristallise. Il diffère du précédent en ce qu'il est sans eau. On peut se figurer que l'hydrogène de l'acide se porte sur l'ammoniaque et la métallise, et que le soufre s'unit au métal : ce serait 1 soufre, 1 azote et 4 hydrogène. Il attire l'oxigène de l'air et se constitue en sulfure d'ammoniaque; on prétend en bi-sulfure d'ammoniacon et ammoniaque. Je n'en ai pas fait moi-même l'expérience. Il attirera sans doute bien aussi l'eau de l'air, car il se liquefie et fume. Sa solution dans l'eau est sans couleur; cette solution peut prendre 2 et 3 rapports de soufre de plus et se volatiliser avec ce surcroit de soufre : c'est alors la liqueur fumante de Beguin. On considère celle-ci comme un hydrosulfure de sulfure d'ammoniacon. Kirwan a le premier obtenu le sur-hydrosulfure d'ammoniaque en réunissant à sec volumes égaux des gaz qui le composent.

Hydriodate d'ammoniaque. On obtient cet hydriodate en soumettant à la sublimation le mélange de 1 partie de muriate d'ammoniaque et de 3 parties d'iodure de potassium. On recueille un sel jaune-brunâtre, qui est l'hydriodate cherché. La coloration provient d'une portion d'acide iodique radical qui a échangé son eau contre l'oxygène de l'air. Quand on admet que le sel consiste en ammoniacon et iode, alors l'oxygène oxide partiellement le métal et l'iodure à métal devient de l'iodure à oxide. Il faut que l'acide radical de l'iodure ait une affinité bien puissante avec l'oxygène pour pouvoir s'en emparer en présence de l'ammoniaque. Au contact de l'air sec le sel perd sa couleur. L'ammoniaque est alors détruite. L'iode se vaporise. A l'air humide le sel s'humecte. A l'air sec il finit par se dissiper en entier. Le sel jaune-brunâtre est de l'hydriodite, le rapport moindre en hydrogène changeant ici la désinence *ate* en désinence *ite*, comme ailleurs le fait le rapport moindre en oxygène. Ce sel résulte aussi de volumes égaux de gaz hydrogène et de gaz ammoniacal mêlés ensemble. Son nombre est 141.

Hydrobromate d'ammoniaque. Ce qui a été dit du sel précédent est applicable à celui-ci. L'ammoniaque, loin d'empêcher l'acide radical du brôme d'échanger de son eau contre de l'oxygène, favorise au contraire cet échange, car le sel jaunit à l'air. On peut aussi le préparer en acidifiant le brôme par l'hydrogène de l'ammoniaque, saturant l'acide par du même alcali à mesure qu'il se forme. Le nombre du sel est 92, 76.

Muriate d'ammoniaque; hydrochlorate d'ammoniaque, sel ammoniac. Sel très-anciennement connu comme étant formé par une voie qui laissait peu de chose à faire à l'industrie des hommes, du moins pour ce qui regarde sa composition. On l'extrayait de la suie des cheminées où du fumier de chameau, de cheval et de chèvre était utilisé comme combustible. Maintenant on le fait techniquement, à quel effet on décompose le sel marin par du sulfate d'ammoniaque; on évapore jusqu'à siccité et on sublime. On peut aussi faire cristalliser. Le sel sublimé est en gateaux concavo-convexes, celui en cristaux est sous forme de pains de sucre : on le nomme sel ammoniac de Brunswick. Ses constituans sont volumes égaux et ainsi rapports égaux de gaz acide muriatique et de gaz ammoniacal. Le mélange de ces gaz dans le rapport qu'il est dit le procure à la minute. Proprement, il est formé de rapports égaux d'acide muriatique radical, d'ammoniaque et d'eau. On le dit consister en chlore et métal d'ammoniaque, celui-ci formé de l'hydrogène qui se retire du chlore pour aller s'unir à l'ammoniaque. On s'appuie sur ce que la décomposition du sel par un métal fort le resout en gaz ammoniacal, 2 volumes, et gaz hydrogène, 1 volume. Ce dernier gaz est censé provenir de la démétallisation de l'ammoniacon, lequel, d'après cela, n'aurait pas d'existence incombiniée. Dans le fait, ce gaz provient de l'eau par laquelle le muriate sec est hydraté. La composition du muriate d'ammoniaque répond encore à du chlorure d'ammoniacon

hydraté. L'oxygène de l'eau tirerait sa source de l'oxide d'ammoniacon au lieu de la tirer du chlore. Nous avons déjà dit que le chlore lui enlève l'ammoniaque; il la décompose ou la compose en huile détonante, suivant qu'il est appliqué liquide ou gazeux. Le muriate d'ammoniaque est soluble dans 2, 3 parties d'eau froide et 1 partie d'eau bouillante. Cette dernière solution, étant davantage chauffée, élève la chaleur jusqu'à 115° et ne le dépasse pas. On l'emploie, en conséquence, comme matière de bain dans les cas où une telle chaleur est à administrer. Sa solution dans 1 1/2 partie d'eau, étant épaissie par 1/2 partie de gomme, fournit une bonne encre sympathique et dont les caractères, par eux-mêmes invisibles, paraissent en beau noir et très-distinctement lorsque le papier est tenu au-dessus d'un feu de braise. Le sel favorise la carbonisation du papier aux endroits où il est appliqué. On utilise aussi à la fabrication de ce sel l'ammoniaque que fournit la fabrication du gaz d'éclairage par la houille : on lui présente à décomposer, soit du gypse, soit du sulfate de fer.

Le muriate d'ammoniaque est exclusivement employé à la préparation de l'ammoniaque gazeuse et de celle caustique liquide; il l'est aussi à celle du carbonato-souscarbonate. Son nombre de représentation est 53, 4.

Hydrofluat d'ammoniaque. On l'obtient en soumettant à la sublimation, à une température qui n'excède pas celle de l'ébullition de l'eau, le mélange de 2 parties d'hydrochlorate d'ammonia-

que et de 4 172 parties de fluorure de sodion, l'un et l'autre très-secs et en poudre très-fine. Le sel obtenu est persistant à l'air. Il corrode le verre avec violence, ce qui a fait employer sa solution pour graver sur verre. Nombre 36, 6.

Nous avons suffisamment fait connaître les sels qui résultent de l'ammoniaque combinée avec les acides bi-muriatico-carbonique, muriatico-boracique et fluorico-boracique à l'occasion de traiter de ces acides.

Nitrate de potasse; nitre, salpêtre. Le nitrate de potasse est produit par la nature et provoqué dans sa formation, par l'art. On se figure aisément comment se génère son acide, mais on assigne moins bien une origine à son alcali. On conçoit que les mêmes circonstances d'humidité, de température et de stagnation de l'air peuvent répéter un travail de composition pour lequel l'air fournit les matériaux. L'humidité soutire du calorique à l'oxigène pour aider l'azote à s'y unir. L'acide se forme en pleine saturation par ce principe à cause qu'alors il y a moins de calorique à soutirer. A Tirhoot, dans l'Inde, l'atmosphère est si pénétrée des élémens du salpêtre que dans les endroits humides on en ramasse sur les murs des maisons de grands paniers pleins tous les deux ou trois jours. L'humidité, qui doit soutirer le calorique, est une condition sans laquelle il ne peut se former de salpêtre. Si l'acide nitrique était formé de l'azote contenu dans les substances animales, son acidification ne serait pas immédiatement complète et du nitrite, de

l'hyponitrite et du soushyponitrite seraient contenus dans les terres salpêtrées; or, on sait que ce n'est jamais que du salpêtre entier qu'on y trouve.

Le nitrate de potasse, tel qu'on le trouve dans le commerce, a besoin d'être dépuré de matières organiques et de sels étrangers. On le débarrasse des premières, en employant à sa solution de l'eau de chaux au lieu d'eau simple : la chaux culève la matière organique et se précipite avec elle; on l'obtient libre d'autres sels en le faisant cristalliser dans des vases dans lesquels on a suspendu des cristaux de nitrate pur. Ce sel ne s'associe qu'à son pareil et laisse dans l'eau les autres matières salines.

Le salpêtre est fusible à une chaleur à peine capable de le faire rougir. A une chaleur plus élevée, son acide s'abaisse successivement dans ses degrés d'acidification jusqu'à devenir du sousbi-hyponitrite; il reste à la fin de l'hémisuroxide de potassion. Si, lorsqu'il rougit intensément, on y projete un charbon de faux, on voit le charbon brûler avec une flamme blanche à laquelle aucune autre n'est comparable pour l'éclat, et que l'œil ne peut soutenir; cette combustion avec flamme n'est pas propre au charbon. L'effet ne commence qu'après qu'une partie du nitre est décomposée.

Le salpêtre a des usages très-nombreux. Seul il sert à la fabrication de l'acide nitrique. Avec le charbon et du soufre il forme la poudre à canon. On a intérêt à ce que le plus de carbone possible

soit repris par l'oxygène. Il entre dans la composition des feux d'artifice; il est fréquemment employé comme agent de déflagration; il aide, par son sous-acide, le soufre à se former en acide sulfurique. Il a beaucoup d'autres usages. A froid il se dissout à peu près dans 4 parties d'eau. Sa solubilité varie considérablement avec la température. Ses constituans sont rapports égaux d'acide nitrique et de potasse. Son nombre, essentiel à connaître, est 101, 2.

Les nitrite, hyponitrite et sous-bi-hyponitrite ou combinaisons des acides nitreux, hyponitreux et bi-hyponitreux avec la potasse sont obtenus de la décomposition au feu du nitrate de potasse arrêtée à propos; le premier de ces sels l'est aussi de la décomposition du sel correspondant de plomb par le souscarbonate de potasse : du souscarbonate de plomb se concrète. L'hyponitrite n'est exempt de nitrite et de nitrate qu'étant obtenu de son pareil à base d'argent qu'on décompose par du muriate de potasse. Ce sel, comme le sel triple de Prusse et l'hydrogène sulfuré, réagit sur les sels de la plupart des métaux par une coloration différente, mais qui est communiquée au liquide. Il forme des sels doubles avec les oxides de quelques-uns de ces sels. Les hyponitrites alcalins et alcalino-terreux forment avec l'hyponitrite d'argent des sels qui cristallisent très-bien. Le caractère des hyponitrites est de donner avec les acides un gaz incolore tant qu'il n'est pas en contact avec l'air. Le sous-bi-hyponitrite se forme de bi-hyponitrite qui se re-

sout dans la moitié de son acide en azote et oxygène. Par la continuation du feu, la seconde moitié de l'acide éprouve la même résolution en ses principes, mais l'azote devient libre : il reste de l'hémi-suroxide de potasson, d'avec lequel l'eau dégage l'oxygène, mais qui à l'air s'hémihydrate sans se décomposer. Chauffé dans une atmosphère de gaz oxygène, il complète et surcomplète successivement sa suroxydation. Ces sels sont tous cristallisables. Les chimistes hollandais nous ont fait connaître le principal de ce que nous savons sur ces composés.

Carbonate de potasse. Ce sel provient de la saturation du carbonato-souscarbonate de son alcali dissous dans 2 parties d'eau, par l'acide carbonique : à mesure que le constituant souscarbonate du sel devient du carbonato-souscarbonate, son constituant neutre cristallise. Comme la cristallisation fixe de l'eau dans le sel, la lessive reste assez concentrée pour donner des cristaux jusqu'à la fin. Les cristaux se formant dans un dépôt de silice, on doit les dissoudre dans de l'eau à la température ordinaire et abandonner la solution à la concentration spontanée. On l'obtient singulièrement bien cristallisé et libre de silice, en chargeant de chlore une solution de potasse qui ne soit pas assez saturée pour que de suite le chlorite se forme. Ce sel réagit encore comme alcali malgré qu'on le dise sursaturé d'un second rapport d'acide. Nous avons déjà dit que la propriété de se saturer en neutre avec l'acide carbonique distingue les vrais alcalis des terres alcalines. La so-

lubilité de leurs souscarbonates dans l'eau leur donne ce privilège. On a pris pour neutres les souscarbonates de ces terres à cause qu'ils n'exercent point la réaction alcaline, que l'insolubilité dans l'eau les empêche d'exercer. Ce sel est sec au tact. Quand il est neutre il précipite en blanc la solution du sublimé corrosif. Il s'effleurit un peu à l'air et perd de son acide en même temps que de son eau : il précipite alors le même sublimé corrosif en blanc-jaunâtre. A une chaleur rouge il laisse échapper la moitié de son acide; à la chaleur de l'eau bouillante sa solution retourne à ce qu'elle avait été avant la saturation : le quart de l'acide carbonique est expulsé. Une combinaison de ce sel avec le carbonato-sous-carbonate est obtenue lorsque, dans une cave où de la bière fermente, ou dans un atelier où du debattu pour l'eau-de-vie de grain est en fermentation, on place une solution de potasse libre de sels étrangers. Les cristaux ont une autre forme et ne sont pas secs au toucher. De plus, leur solution dans l'eau dépose de la silice lorsqu'on la charge d'acide carbonique ou qu'on en décompose le sel par un autre acide. Le carbonate neutre de potasse consiste en rapports égaux d'acide, d'alcali et d'eau. Son nombre est 100, 2.

Du sesqui-carbonate ou, pour ne pas me servir d'un nom consacré à autre chose, de l'hémi-surcarbonate, a été obtenu par Thomson. Il contient 1 1/2 rapport d'acide sur 1 rapport d'alcali. Les cristaux renferment 6 rapports d'eau.

Carbonato-souscarbonate de potasse. Composé du

précèdent avec le suivant. L'engagement se fait avec conservation de l'eau. Le sel consiste en rapports égaux de ce liquide, de carbonate anhydre et de souscarbonate. Avec 1 rapport d'eau de plus il cristallise. C'est l'état le plus ordinaire de la combinaison de l'acide carbonique avec la potasse, et l'on peut dire que tout souscarbonate qui reste exposé à l'air le prend. Lorsque l'exposition n'a pas été longue, le tiers seulement au lieu de la moitié du sel s'est chargé d'acide et d'eau. Le sel n'en cristallise pas moins, car le carbonato-bi-souscarbonate qu'on compose par la réunion de ses constituans se forme en cristaux plus gros que le sel double regulier. Celui-ci a été très-souvent pris pour du sel neutre et, en revanche, ses cristaux ont été produits comme étant ceux du souscarbonate. On le trouve dans l'huile de tartre par défaillance. Plusieurs opérations manquent de succès par l'emploi de ce sel en place de souscarbonate simple; nous les signalerons aux articles qui les concernent. A l'état de dessèchement il possède 1 rapport d'eau, qu'il ne peut perdre sans lâcher prise à une quantité correspondante de son acide. A l'état de solution dans l'eau, il peut soutenir une chaleur d'ébullition sans que de l'acide se retire, ce que ne peut, ainsi que nous l'avons dit, faire le sel correspondant à base d'ammoniaque.

Le carbonato-souscarbonate resulte aussi de carbonate neutre arrosé d'eau ou dissous dans le moins d'eau possible, auquel la force deshydratante du vide enlève de l'eau; comme l'existence

du sel est attachée à la possession de l'eau, il ne peut perdre de celle-ci sans devoir proportionnellement renoncer à de l'acide. La deshydratation s'arrête dès l'instant que le sel double est formé. La force physique du vide ne détruit ici pas une combinaison chimique, mais la destruction d'un engagement physique fait cesser une pareille combinaison. Cependant, la solution du carbonate neutre soutient une chaleur de 60° sans lacher de son acide. L'activité du vide, dans cette circonstance, surpasse donc celle d'un tel degré de chaleur.

Souscarbonate de potasse. Ce sel est obtenu dans toutes les circonstances où dans sa préparation il subit une chaleur rouge. A une telle chaleur le sel précédent perd son surcroît d'acide et son eau; il ne peut donc se former à une température à laquelle il ne peut subsister. Au sortir de la calcination il ne possède point d'eau, mais, à l'air, il se l'approprie avidement. Il cristallise avec 2 rapports d'eau. Ces cristaux, comme ceux du sel précédent, s'humectent à l'air et se résolvent en liquide. Il emporte en cristallisant autant d'eau que le liquide résidu a ensuite la même densité à froid qu'avait à chaud le liquide prêt à cristalliser. Ces cristaux sont, à la silice près qu'ils contiennent, du carbonate neutre uni à de l'hydrate fondu, rapports égaux des deux.

En dirigeant sur ce sel, rouge de feu, un courant de vapeur d'eau, on substitue l'eau à l'acide carbonique et on obtient de l'hydrate; aussi l'acide carbonique ne se combine-t-il point avec l'hy-

drate de potasse sec. Le souscarbonate se fond à une forte chaleur rouge en un liquide qui blanchit en se figeant ; à une chaleur encore plus élevée il se volatilise sans laisser échapper son acide carbonique. C'est sur ce sel qu'on réduit le potassium à l'aide du charbon. L'acide devient de l'oxide et le charbon se forme en ce dernier. Si la réduction s'opérait sur l'excès d'alcali, de l'acide carbonique et non de l'oxide de carbone serait dégagé.

On retire le souscarbonate de potasse de la cendre des plantes. Il contient du sulfate de potasse qu'un procédé de pyrophore y a régénéré, et du muriate de son alcali. On le dépure de ces sels par la solution dans poids égal d'eau froide. On le retire, par la combustion, des sels végétaux qui ont son alcali pour base. Le tartre crud est le plus souvent employé. On l'emploie seul ou mêlé avec 1/8 de nitre. On fait aussi déflagrer du tartre avec du nitre ou du nitre avec du charbon ; on mêle 1 partie de nitre avec 2 parties de tartre et on projète par parties dans un creuset chauffé au rouge. L'acide tartrique peut utiliser à la destruction de son carbone 2 rapports d'oxigène qu'il possède en propre et n'en emprunter que 6 à l'acide nitrique. L'alcali le plus pur est fourni par l'acétate de potasse que dans un creuset d'argent on brûle. Presque rien n'a été ajouté à ce qu'en 1788 j'ai dit sur les combinaisons de l'acide carbonique avec la potasse.

Les usages du souscarbonate de potasse sont nombreux ; son énergie plus grande que celle d'aucun

autre oxide de métal l'a rendu un agent général de composition et de décomposition. Seul il est apte à fournir la matière colorante du bleu de Prusse, et presque seul, à fournir le soufre doré d'antimoine.

Le souscarbonate de potasse est un sel composé de rapports égaux de carbonate neutre et d'oxide de potassium. Son nombre est 69, 2.

Surcarbonite de potasse. Bin-oxalate de potasse; sel d'oseille. Ce sel existe nativement dans les plantes qu'on nomme oseilles et oxitryphilles. Son nom dit que c'est un sel double et qu'il consiste en sel neutre avec rapport égal d'acide. Il contient 2 rapports d'eau. En rapportant, ainsi qu'on doit le faire, l'atome des sels au radical de leur acide, le surcarbonite se compose de 1 rapport d'acide carbonique, 1/2 d'oxide de potassium et 1 d'eau. En voulant maintenir le nombre du carbone à 6, ce sel est un tri-surcarbonite ou un composé de 4 rapports d'acide et de 1 rapport d'alcali. On ne saurait se soustraire à cette conséquence, car on n'a pas la ressource de dire que dans l'acide carbonique 2 rapports de carbone proportionnent pour un, cet acide ayant bien une origine organique, mais n'étant pas de nature organique. J'ai déjà dit que l'organisation consiste en la réunion d'au moins 2 rapports de carbone s'éteignant réciproquement dans la moitié de leur faculté de saturation par au moins 2 rapports d'eau, ou en oxide de carbone se combinant avec 2 rapports d'hydrogène. Dans l'acte de la végétation, l'acide carbonique se partage

en oxigène enlevé par l'hydrogène et en oxide de carbone s'unissant à ce dernier; produits : eau et carbone organisé. Les 2 hydrogènes proviennent d'eau à laquelle l'activité solaire enlève l'oxigène pendant que l'hydrogène de cette eau contracte les combinaisons qui viennent d'être dites; or, l'acide carboné ne contient pas d'eau qui pour lui soit d'organisation. S'il contenait de la pareille eau, son nom d'acide carboné serait impropre et ses sels ne pourraient être placés ici : ils appartiendraient à ceux des règnes organiques. Dans le carbonite neutre, lequel est bien exactement neutre, l'acide se compose de 12 de carbone et de 24 d'oxigène; dans le carbonate, réputé neutre, il se composerait seulement de 6 de carbone et de 16 d'oxigène. Le surcarbonite de potasse demande pour sa solution à froid 40 parties d'eau, pour celle à chaud, 6 parties. Dans la formation de ce sel la potasse se substitue à la proportion d'eau par laquelle l'acide carbonique effleuré est maintenu composé, et le sel anhydre qui en résulte se substitue à l'un des 3 rapports d'eau de l'acide cristallisé. Des 4 rapports d'eau restent donc 2. L'acide mineur du carbone sature avec une énergie très-supérieure à celle de l'acide supérieur du même combustible, cela dépend de ce que, possédant un nombre impair de rapports d'oxigène, il n'a point d'existence incombinée. Du nitrate de potasse et de l'acide nitrique, dans leur réaction à froid sur le sucre, donnent naissance à ce sel. Il se régénère de carbonite neutre avec assez peu d'eau

pour que le surcarbonite puisse se concreter : la moitié de la potasse devient libre. Le partage a lieu par affinité de concretion. Le surcarbonite de potasse enlève les tâches de rouille produites par l'encre et autres préparations de fer. L'effet est facilité par le contact de l'étain. Ce sel possède des propriétés blanchissantes dont il pourrait être tiré parti. Le nombre du carbonite acide est 137, 2.

Tri-surcarbonite de potasse. Quadroxalate de potasse. On obtient ce sel en ajoutant à une solution faite à froid du sel précédent dans l'eau, l'égal de son contenu en acide carbonieux. Le nouveau sel, comme moins soluble, se dépose. On l'obtient aussi en enlevant au surcarbonite la moitié de son alcali par de l'acide muriatique faible. Dans les deux cas on concentre pour retirer la totalité du sel. Le tri-surcarbonite, ainsi que l'indique son nom, est un sel quadruple successivement formé de carbonite neutre, de bi-carbonite, de tri-carbonite, qui n'a point d'existence incombinaisonnée, et d'acide carbonieux : 4 rapports d'acide et 1 d'alcali ; le sel cristallise avec 7 rapports d'eau. Il n'est pas connu qu'il s'effleurisse ou se constitue avec moins d'eau. De même que dans le bi-carbonite, chaque rapport d'acide y conserve 2 rapports d'eau et le tout est hydraté par 1 rapport du même liquide : un seul rapport de carbonite neutre hydraté y tient lieu de 1 rapport d'eau près de chacun des 3 rapports d'acide en excès. Le nombre de ce sel, peu important à connaître, est 254, 2.

Formiate de potasse. Combinaison de l'acide formique avec la potasse. C'est un sel sans eau, mais qui attire l'humidité de l'air. On l'obtient par la réunion directe de ses composans. On concentre aussi longtemps qu'il se dégage de la vapeur. Par le refroidissement le sel se fige. La potasse se substitue à l'eau qui est essentielle au maintien en composition de l'acide. J'ai eu pour placer ici ce sel le même motif que j'ai eu pour comprendre son acide parmi les acides inorganiques du carbone, savoir, qu'il sature par une seule proportion de son combustible, ce que ne fait aucun corps organisé. L'acide formique renferme les élémens de l'oxidule fictif de carbone combiné avec rapport égal d'hydrogène. Cet oxidule serait acidifié par 2 rapports d'oxigène, et le tout serait déterminé en composition par 1 rapport d'eau. C'est à cette eau que, dans la formation des sels de cet acide, les oxides se substituent par 1 ou 2 rapports de leur substance; l'argent et le mercure, entr'autres, par 2 rapports, puisqu'en transmettant leur oxigène à l'acide formique, ils le composent en acide carbonique. L'un des 2 rapports d'oxigène d'acidification enlève l'hydrogène à l'oxidule de carbone et celui-ci se combine avec l'autre rapport et avec les deux de l'oxide. Si l'on concevait quelque chose à un acide formé par l'oxigène auquel se joindrait de l'hydrogène, on pourrait dire que l'acide formique est de l'acide carbonique changé dans son caractère acide par rapport égal d'hydrogène. Doebereiner le considère

comme de l'oxide de carbone uni à 2 rapports d'eau. L'acide formique, qui reçoit dans sa composition un nombre impair de rapports d'oxigène (trois), élève forcément ce nombre au pair par 1 rapport d'eau ou 1 rapport d'oxide. Le second rapport de celui-ci, quand le sel le prend, est de seconde composition. L'acide acetique fait la même chose. L'oxigène dans les acides organiques compte pour toute sa masse ou sature par chacun de ses rapports : le carbone ne compte que pour une partie de sa masse et ne sature que par un seul rapport. En réagissant sur l'acide formique par un corps capable d'enlever son eau de conjunction sans s'unir à l'acide, il se resout en oxide de carbone et en eau de composition. Ce sel sert à former avec le sulfate d'ammoniaque le formiate de celle-ci, dont on commence à faire usage en médecine. On mêle rapports égaux des deux sels et on fait sublimer. Le nombre du formiate de potasse sec est 77, 2.

Cyanite de potasse. Ce sel se forme dans toutes les circonstances où du cyane uni à de l'oxide de potassion est mis en rapport avec l'eau : 172 rapport de ce liquide est décomposé par 1 rapport de cyane : de l'acide cyaneux et de l'acide hydro-cyanique sont produits et restent engagés avec l'alcali. On l'obtient sans le second sel en mettant le feu à un mélange de parties égales de sel triple de Prusse et de suroxyde de manganèse : l'hydrogène est détruit et le cyane est acidifié en *eux*. On extrait par de l'alcool et on fait cristalliser. Ce sel se constitue sans eau.

A une chaleur rouge et hors du contact de l'air, il se fond sans se décomposer. Si la potasse était réductible par le soufre, il le serait à plus forte raison par le carbone du cyane. On ne peut déplacer l'acide de ce sel d'avec sa base sans qu'il se partage en d'autres composés, mais on peut lui enlever l'alcali sans qu'il se décompose : ces autres composés sont l'ammoniaque et l'acide carbonique. L'azote se sépare de l'oxidule de carbone pour prendre l'hydrogène de 3 rapports d'eau ; l'oxidule prend l'oxygène de cette eau et se forme en acide carbonique ; produit : 1 rapport de carbonate neutre d'ammoniaque en place de 1 rapport d'acide cyaneux.

Surarseniate de potasse. On obtient ce sel, soit en réannissant 2 rapports d'acide arsénique et 1 rapport de potasse, soit en chauffant jusqu'au rouge parties égales de nitrate de potasse et d'oxide d'arsenic. Le sel cristallise avec 2 rapports d'eau. Il est persistant à l'air. Ayant traité à une chaleur rouge et dans un creuset couvert, le mélange intime de 3 rapports de sesquioxidule d'arsenic (arsenic blanc) avec 2 rapports de souscarbonate de potasse et 1 rapport de nitrate du même alcali, nous avons, après le refroidissement, trouvé le creuset rempli de gros cristaux blancs et opaques : ce sel nous a échappé malgré qu'il y en eut plusieurs onces. On suppose qu'en raison de son isomorphie avec le sel correspondant de phosphore, il est susceptible d'être pyro-arséniaté.

Sulfate de potasse. Le sulfate de potasse est ob-

tenu comme produit accessoire dans plusieurs opérations. La décomposition du nitrate de potasse par rapport égal d'acide sulfurique le fournit immédiatement neutre. Dérivé de cette source, il portait autrefois le nom d'*arcunum duplicatum*. Obtenu de la déflagration du soufre par le nitre, c'était sel polychreste qu'on le nommait. Fait enfin par la réunion de ses constituans immédiats, il prenait le nom de tartre vitriolé. C'est un sel sans eau et qui pour être dissous à froid prend 10 parties de ce liquide. Il est fortement cohérent entre ses parties et a besoin d'être réduit en poudre très-fine pour, à froid, se dissoudre un peu rapidement dans l'eau. Il perd sa cohérence par la fusion à une chaleur rouge intense. Ce moyen de division n'a pas été assez remarqué en pharmacie. Une chaleur plus forte volatilise le sel.

Le sulfate de potasse est utilisé à la conversion du nitrate de chaux en nitrate de potasse : l'acide sulfurique se concrète avec la chaux. Il sert aussi à convertir le sulfate d'alumine en sulfate de son alcali et de trialuminate (alun). On procède avec des solutions saturées; l'alun se dépose et le sulfate de fer formé concomitamment avec celui d'alumine reste dissous. On s'en prévaut, en outre, pour la fabrication du verre : sable, 10; sulfate, 6; chaux, 1, 8; charbon, 0, 8. Le nom de ce sel est 87, 2.

Sursulfate de potasse ; bi-sulfate et sulfate acide de potasse. Ce sel est obtenu en surabondance à l'emploi qu'on en fait, comme résidu de la préparation de l'acide nitrique. On doit mettre exac-

tement 2 rapports ou 98 d'acide sulfurique sur 1 rapport ou 101, 2 de nitrate de potasse. Le sel se présente en une masse cristalline qu'on ne parvient pas aisément à faire cristalliser une seconde fois en composition identique. Il se constitue alors en des rapports variés d'acide excédant, dont nous avons depuis très-longtemps fait voir qu'il peut prendre 1/2, 1 1/2 et 3 rapports, comme il en prend 1. Un sel de cette nature, mais dont la composition reste encore à déterminer, est en gros cristaux opaques et pareils à ceux du sel marin en tremis. Le sursulfate dissous dans 3 parties d'eau chaude fait cristalliser un sel qu'il suffit de laver pour qu'il soit neutre. L'eau-mère est de l'acide avec un restant de sel qui, dans la concentration, lui donne du degré. L'alcool en précipite le constituant neutre et en reprend le constituant acide. Les cristaux du sel rigoureusement proportionné contiennent sur 2 rapports d'acide et 1 d'alcali, 2 d'eau. Dans les autres, le rapport de l'eau varie. Le sel rigoureux perd au feu la moitié de son eau et se fond; une plus forte chaleur, après avoir chassé l'eau, décompose l'acide : il reste du sulfate neutre. On prétend qu'en vase clos et à une chaleur saisie, il donne du soushydrate concret d'acide sulfurique. On se sert du sursulfate de potasse en place d'acide sulfurique dans les cas où il s'agit de modérer la réaction de cet acide. Il possède des propriétés blanchissantes dont on pourrait tirer parti.

Sulfite de potasse. On obtient ce sel en intro-

duisant dans une solution saturée à froid, mais qu'ensuite on chauffe, de souscarbonate de potasse, du gaz acide sulfureux. On arrête l'introduction aussitôt que de l'acide carbonique cesse de se dégager. On chauffe davantage, on filtre et on laisse cristalliser. En saturant la solution de potasse de tout l'acide sulfureux qu'il peut prendre, on a du sur-ou bi-sulfite, lequel ne réagit pas par son excès d'acide; il est employé au blanchiment de la paille, d'abord seul et ensuite avec addition d'acide sulfurique affaibli. Le sursulfite cristallise, et plus aisement que le sulfite neutre; celui-ci est sans eau; on ne sait si l'autre en contient. Au contact de l'air le sel neutre s'effleurit et se forme, d'abord en sulfito-sulfate et ensuite entièrement en sulfate. La partie neutre du sursel se décompose à mesure que l'excès d'acide est acidifié au complet, ou lâche cet excès à mesure que lui-même se forme en sulfate. Le sel qu'autrefois on nommait sel sulfureux de Stahl résultait d'un procédé qui ne pouvait le fournir. Poussé à une forte chaleur et hors du contact de l'air, le sulfite neutre se partage en 2 parties de sulfate et 1 partie de sulfure ou en les constituans de celui-ci. On n'a pas essayé d'obtenir le sel correspondant à base d'ammoniaque par le mélange de volumes égaux de gaz ammoniacal et de gaz acide sulfureux.

Hyposulfite de potasse. Ce sel se forme lorsque du sulfure simple de potasse dissous dans l'eau reste exposé à l'air jusqu'à ce qu'il ait pris 2 rapports d'oxygène, dont 1 pour l'hydrogène et 1

pour le soufre, et aussi lorsqu'on décompose par du souscarbonate de potasse le sel correspondant à base de zinc dont il sera parlé ci-après. Ce sel, comme le précédent, est susceptible de prendre un second rapport d'acide sans cesser de réagir comme neutre. Il peut même, d'après quelques expériences, en prendre 2 et 3 rapports, car l'hydrosulfate de potasse neutre, comme celui acide, se sature d'acide sulfureux sans rien déposer, et le sulfite de potasse neutre, comme le sulfite acide du même alcali, se sature d'hydrogène sulfuré sans former de dépôt. L'hyposulfite de potasse est formé, mais uni à de l'hydrogène sulfuré, lorsque du soufre simple de cet alcali est dissous dans l'eau : 1/2 rapport d'eau partage ses élémens entre les deux moitiés de 1 rapport de soufre. Lorsque le soufre est à 2 rapports de soufre, c'est de l'hyposulfite sulfuré uni à de l'hydrosulfure sulfuré qui est produit; ces deux sels peuvent prendre jusqu'à 4 rapports de soufre en excès. Par l'exposition de ces composés à l'air, il se forme du premier, de l'hyposulfite neutre, du second, du surhyposulfite; les suivans donnent ce dernier et un dépôt de soufre proportionné à leur sursaturation par ce combustible. On obtient le surhyposulfite de potasse très-bien cristallisé en dissolvant le second sulfure de potasse dans de l'alcool en place d'eau et en exposant la solution à l'air mi-libre. La solution doit être saturée. Le surhyposulfite, insoluble dans l'alcool, cristallise à mesure qu'il est formé. J'ai déjà dit que l'acide hyposulfureux, composé de soufre et

d'acide sulfureux, se resout en ses deux constituans dès qu'il cesse d'être tenu en composition par l'acide radical d'un comburent relatif, par l'oxide d'un métal ou par un second rapport de soufre. L'hyposulfite de potasse a pour salifiant de l'oxide de soufre ; on peut le considérer comme du sulfite uni à du sulfure, et le sursel, comme du sursulfite uni à du sursulfure.

Lorsque par du carbonate de potasse on décompose du sulfite de chaux, de la craie est formée et il cristallise un sel double neutre, dont les constituans sont rapports égaux de sulfite et de carbonate.

Hyposulfate de potasse. L'hyposulfate de potasse est produit dans des circonstances où l'acide sulfurique se forme d'oxygène insuffisamment proportionné de calorique pour l'énergie encore subsistante de son radical dans l'acide sulfureux. Ce défaut de calorique est remplacé par un second rapport d'acide sulfureux en adhérence auquel l'oxygène arrive pour acidifier au complet le premier rapport d'acide sulfureux. L'oxygène est par là pris en possession commune par 2 rapports de cet acide. Nous avons dit par quel mécanisme l'acide hyposulfurique prend origine ; 172 rapport d'acide sulfureux est acidifié en plein par la seconde moitié de l'oxygène suroxydant du suroxyde de manganèse, lequel est pourvu de tout le calorique requis pour cet effet. Un second demi-rapport du même acide s'acidifie par l'oxygène d'hémisuroxydation du manganèse, mais dans lequel le manque de calorique est remplacé par

172 rapport d'acide sulfureux. La quantité d'acide qui est obtenue sature seulement 172 rapport de l'oxide; l'autre 172 rapport est salifié par l'acide sulfurique entier dont la formation précède celle de l'acide hyposulfurique. On obtient l'hyposulfate de potasse en décomposant par du souscarbonate de son alcali l'un des sels qui sont produits dans la préparation de son acide (hyposulfate de manganèse ou de baryte). Le sel se forme en très-beaux cristaux, lesquels sont anhydres. Il est soluble dans 16 172 parties d'eau froide et 1 172 partie d'eau bouillante. L'oxigène de l'air, aidé de la chaleur et avec l'intermède de l'eau, le transforme en sursulfate.

Surhydrosulfure de potasse; bi-hydrosulfate de potasse. Ce sel est considéré comme du sulfure de potassium salifié par de l'acide hydrosulfurique. Il serait alors identique avec le bi-sulfure hydrogéné qu'on obtient en réagissant à chaud sur du potassium par de l'hydrogène sulfuré. La moitié de l'hydrogène est remplacée par le métal dont 1 rapport se combine avec 2 de soufre et 1 d'hydrogène; mais c'est de l'oxide et non du métal réduit qui fait la base de ce sel, et il contient non 1, mais 2 rapports d'hydrogène. Pour l'avoir simple on doit l'obtenir cristallisé du carbonato-hydrosulfure. Il cristallise très-bien avec 2 rapports d'acide d'une solution de potasse caustique qu'on a saturée en plein d'hydrogène sulfuré. On rapproche en consistance de sirop pour faire cristalliser; on évite, le plus soigneusement possible, l'accès de l'air. Ce sel est déliquescent

et se dissout dans l'alcool. Ses constituans sont 172 rapport d'hydrosulfure et 172 d'hydrogène sulfuré. Lorsqu'on l'emploie à précipiter des sels de métaux, la moitié de l'hydrogène sulfuré devient libre. Son nombre de sel double est 81, 2.

Hydrocyano-sursulfure de potasse; sulfo-hydrocyanate et anthrozothonate de potasse. Ce sel est obtenu de la substitution de 2 rapports de soufre à 172 de cyanure hydrogené de fer, près de 1 rapport d'hydrocyanure de potasse qui forment le sel triple de Prusse. On introduit dans une fiole à médecine le mélange de 2 de sel triple et de 1 de soufre. On tient au dessus d'un feu de braise pour faire fondre. On évite de faire rougir. Après 172 heure de fusion on éloigne du feu. On dissout dans de l'eau bouillante, on laisse, pendant quelques jours, la solution exposée à l'air, on traite par un peu de potasse pour décomposer une portion de sel qui est à base de fer, on filtre et on évapore jusqu'à siccité, puis on fait dissoudre dans de l'alcool fort; on filtre encore, on concentre à une faible chaleur et on abandonne à l'évaporation spontanée pour faire cristalliser. Les cristaux s'humectent à l'air. Ce sel consiste en rapports égaux de ses composans il est sans eau. Du cyano-bi-soufre hydracidifié par rapport égal d'hydrogène et formant ainsi un rapport d'hydracide y sature en neutre 1 rapport de potasse. Dans les hydracides à radicaux composés, c'est l'hydrogène qui indique l'atôme, sans toutefois régler le proportionnement. Dans l'acide de ce

sel, 2 rapports de soufre, 1 de carbone et 1 d'azote ne proportionnent que comme 1 rapport. Ce sel, par la plus petite portion de sa substance, teint largement en rouge-obscur les sels de fer à oxidulo oxide; il laisse intacts ceux à oxidule. Par une longue exposition à l'air il se détruit et se transforme en sursulfate: un tiers de l'azote se compose en ammoniacque; si le métal était réduit, les deux tiers se composeraient en cet alcali.

Le soufre, si éloigné du carbone par l'ensemble de ses propriétés, se rapproche de ce combustible par sa tendance à proportionner par 2 ou plus des rapports de sa substance pour une, lorsque c'est avec un corps contenant de l'oxigène ou le représentant de ce principe qu'il s'unit. Il manifeste cette tendance dans les sulfures à oxide, où jusqu'à 3 rapports sont proportionnés avec 1 rapport. Dans l'alcool de soufre, où 4 rapports de ce combustible se trouvent avec 1 de carbone. Dans le cyano-soufre, qui contient 2 rapports de soufre sur 1 de cyane. Dans les sels à acides de soufre, où 2 rapports de ce combustible entrent encore plus souvent qu'un seul en proportionnement avec l'oxide. Cinq rapports de soufre avec 1 d'oxigène ou d'hydrogène forment seuls ou avec 1 rapport d'alcali ou de terre alcaline, des combinaisons qui sont parfaitement déterminées. L'excès d'acide n'est indiqué par les réactifs que sur les sursulfates. Les divers rapports de soufre s'éteignent mutuellement l'un l'autre dans leur faculté de saturer, jusqu'à ce que cette faculté soit réduite à celle de 1 rapport. Ce n'est

qu'à l'égard des métaux réduits que le soufre exerce toute la capacité de saturation qui lui est propre.

Seleniate de potasse. Ce sel, dont l'acide est l'isomorphe avec l'acide correspondant du soufre, a la même forme que le sulfate de son alcali. Il est aussi sans eau. On l'obtient en faisant déflager le mélange intime de 1 partie de selène et de 2 parties de nitrate de potasse. Il y dans ce rapport un défaut d'alcali pour la fixation de tout l'acide selenique qui peut être formé. Le nombre du selène est 40; en le doublant, on n'a que 80 au lieu de 101, 2, qui est le nombre du nitrate de potasse. Il faudrait donc $2 \frac{1}{2}$ au lieu de 2 parties de ce nitrate : 3 des 5 rapports d'oxygène de l'acide nitrique passent au selène et l'acidifient en *ique* : de l'oxide d'azote s'échappe. On dissout le produit de la déflagration dans l'eau chaude et on fait cristalliser. Nous avons vu que de la même manière on fait le sulfate de potasse qu'on distingue par le nom de sel polychreste. Le nombre du seleniate de potasse est 111, 2.

Iodure de potassion. Combinaison de l'acide radical de l'iode avec l'oxide de potassion. On le trouve adhérent aux cristallisations un peu avancées de sel marin qu'on retire de la lessive des soudes de varec; on pourrait l'en extraire au moyen de l'alcool, qui le dissout, si le sel était moins sujet à céder de son acide radical à ce liquide. Il cède également de cet acide à l'eau qu'à l'état de vapeur on dirige dessus pendant qu'il est rouge de feu. On le met à sec par la fusion. Il se dis-

sout dans 2 parties d'eau et attire un peu l'humidité de l'air. A une chaleur rouge-intense, il est volatil. Ce sel peut s'adjoindre rapport égal d'iode et se former en sursel d'acide radical mi-oxygéné ou suriodure moins 1 rapport d'oxygène ; on le nomme iodure ioduré ; on peut aussi le considérer comme du surhydriodite. C'est de ce sel qu'on tire par le moyen de l'acide sulfurique en rapport simple, on extrait l'iode ; le troisième rapport d'oxygène de cet acide est transmis à l'acide radical de l'iode et celui-ci, régénéré, est déplacé d'avec l'alcali par l'acide sulfureux. C'est aussi avec ce sel et le gaz chlore qui s'échappe de l'eau de chlore, qu'on fait l'essai connu sur l'amidon. Le nombre de l'iodure de potassium est 165, 2.

Iodate de potasse. Ce sel est obtenu en même temps que le précédent, lorsque dans de la potasse caustique liquide concentrée, on fait, légèrement à chaud, dissoudre de l'iode pulvérisé. L'iodate se dépose et l'iodure, qui est conjointement formé, reste dissous dans l'eau. On concentre pour faire cristalliser un restant d'iodate. On l'obtient aussi en saturant de potasse l'acide pentamuriatico-iodique. L'iodate, comme moins soluble, cristallise avant le chlorure de potassium qui est concomitamment formé. Dans tous les cas on dissout le sel dans l'eau chaude et on le fait recristalliser. Il demande 13 1/2 d'eau pour se dissoudre à froid. Ce sel ne présente qu'un intérêt secondaire. En le mêlant avec rapport égal de sursulfate calciné de potasse et chauffant le mélange, il se resout en oxygène et iode : il reste

du sulfate neutre. Serullas a obtenu deux sursaturations cristallisées de ce sel par de l'acide iodique.

Chlorure de potasse; muriate oxygené de potasse. On se procure ce sel en introduisant dans de la potasse caustique, dissoute dans 16 parties d'eau, du chlore aussi longtemps que la liqueur continue d'en prendre. Le chlore n'y tient un peu fixement qu'à la seconde moitié de l'alcali, car la moitié de ce comburent peut en être expulsée par la chaleur. Au contact de l'air chargé d'acide carbonique et en y introduisant de cet acide, il laisse également échapper la moitié du chlore et se constitue en carbonato-chlorure. Si la solution était assez concentrée, il se concrèterait du carbonate et la liqueur serait peu à peu entièrement épuisée de chlore. Le chlorure simple n'est d'usage que pour fournir à un dégagement lent de chlore. Le carbonato-chlorure est obtenu de souscarbonate dissous dans beaucoup d'eau. Il ne doit pas se dégager d'acide carbonique, et s'il s'en dégagait, ce serait un excès de cet acide à son état de souscarbonate rigoureux que l'alcali contiendrait. Les deux sels doivent cohérer entr'eux puisqu'ils se fixent mutuellement dans leur existence de sel saturé; en effet, on peut, par l'évaporation à un feu ménagé, les réduire en sel concret interposé d'un peu de sel liquide (en sel humide). Schindler a obtenu le même sel immédiatement concret en faisant à une basse température circuler du chlore sur du souscarbonate de potasse. Bucholz l'avait précédé dans la composition du carbonato-

chlorure solide par la même voie, mais avec l'objet de se procurer du chlorite. Si dans la préparation de ce sel par la voie humide, de l'hypochlorite, ainsi que Berzelius le pense, était formé à côté de chlorure de métal, l'acide carbonique serait expulsé en entier. La solution de ce sel dans la quantité d'eau que nous avons prescrit de prendre porte le nom d'eau de javelle. Cette eau ne blanchit un peu activement que lorsque par un acide on déplace le chlore d'avec l'alcali. On a encore du chlorure simple en chargeant de chlore un mélange d'hydrate de chaux un peu humide et de sulfate de potasse. Le chlorure de chaux qu'on croit obtenir est beaucoup plus blanchissant que celui ordinaire, parceque l'alcali formé en sous-chlorure se complète de chlore jusqu'à sa formation en chlorure neutre.

On ne saurait dire si dans les effets de blanchiment et autres, opérés par le chlorure de potasse, le chlore se détache de l'alcali et revient après s'être saturé d'hydrogène ou après avoir échangé son oxygène contre de l'eau, ou si, sans se détacher de l'alcali, il cède son oxygène. Après la production de l'effet le chlorure est changé en muriate. L'alcool lui enlève du chlore et met de l'alcali à nu.

Chlorate de potasse; oxichlorate de potasse. Ce sel est obtenu comme produit accessoire dans la préparation de l'acide hypochloreux. On fait fondre dans une cornue du chlorite de potasse, on verse dessus rapport double d'acide sulfurique et on distille à une chaleur de 40 à 50°. Le mélange,

d'abord jaune, blanchit ensuite. Lorsque cela arrive, c'est un signe que l'opération est terminée. La moitié du chlore se retire avec 3 rapports d'oxygène, et l'acide chloreux reste avec 2 rapports du même principe de plus, ce qui porte son oxygène à 7 rapports. Il est en même temps formé du sursulfate de potasse. On fait dissoudre les deux sels dans l'eau bouillante et on laisse cristalliser. Le chlorate qui, pour sa solution faite à froid, demande 55 parties d'eau, se concrète seul. On pulvérise, on lave à l'eau froide et on fait dissoudre dans l'eau chaude pour de nouveau faire cristalliser. Le même sel résulte de la décomposition du sel suivant, dissous dans l'eau, par le fluide de la pile. Du sel à 3 rapports d'oxygène doit aller au pôle négatif en opposition à celui à 7 rapports, qui va au pôle positif, comme si le sel à 5 rapports se composait des deux dans lesquels il se résout. Le sel à 3 rapports devrait être d'une composition plus stable que celui qu'on obtient directement, à moins qu'au pôle négatif il ne fut résous en ses élémens. Il ferait à l'égard de l'autre fonction d'oxide.

Le chlorite de potasse, étant chauffé au sous-rouge, laisse échapper les $\frac{4}{12}$ de son oxygène et se partage moitié en chlorate avec 8 d'oxygène et moitié en chlorure à métal réduit. Jusqu'à Serullas, qui a fait connaître ce fait, on croyait que l'oxygène s'échappait en entier.

Chlorite de potasse. Ce sel résulte de la solution de 6 rapports de potasse caustique dans la quantité exacte d'eau qui peut tenir dissous 5 rap-

ports de sel marin, que l'on charge de chlore. On évite encore plus d'aller au-delà de la saturation que de rester en deçà. La possibilité de se constituer à l'état concret est pour le chlorite une condition de formation. L'oxygène de 6 parties de chlorure se concentre dans une partie et les cinq autres parties deviennent du chlorure. Ce n'est pas du chlore libre, mais du chlore engagé avec l'alcali qui s'acidifie, et, comme le chlorure d'alcali est du muriate oxygéné, c'est à ce sel et non au chlore que s'ajoute l'oxygène. Cette addition se fait en accompagnement de calorique puisque l'acide existe par solution. Aussi, pendant toute la durée de l'opération, ne s'aperçoit-on d'aucune élévation de température. On sépare un restant de chlorite en promenant dans le liquide un morceau de sel gemme. Ce sel prend près de l'eau la place du chlorite. Lorsque la solution est assez concentrée pour que le sel marin puisse se concréter et surtout lorsqu'une telle solution est faite avec du souscarbonate au lieu de potasse caustique, cette concrétion se fait et de l'hypochlorite, formé en opposition à ce sel, reste longtemps seul dissous. On peut aussi dissoudre de la pierre à cautère dans le double de son poids d'eau, charger de chlore et déterminer la formation ou, ce qui est synonyme, la concrétion du chlorite, en plaçant le vase dans de l'eau froide renouvelée et l'y tenant pendant $1\frac{1}{4}$ d'heure. Pour procéder en grand on fait dissoudre de 70 à 75 parties de potasse dépurée dans 175 parties d'eau et on

fait arriver dans la solution le gaz que fournit à une chaleur modérée le mélange de 44 à 50 parties de suroxyde de manganèse, avec 60 parties de sel marin, sur lequel on verse de 96 à 98 parties d'acide sulfurique dilué de 48 à 50 parties d'eau; on laisse le produit reposer pendant plusieurs jours en contact ménagé avec l'air. On décante, et on dissout le sel recueilli dans le double de son poids d'eau bouillante. On filtre et on fait cristalliser; on abandonne la solution résiduelle à l'évaporation spontanée: c'est le meilleur moyen de faire cristalliser un restant de chlorite qu'elle contient. Le chlorite pur ne doit point précipiter en blanc le nitrate d'argent. On en fait de la poudre à percussion en le mêlant avec le cinquième de son poids de poudre à tirer dépouillé de salpêtre par le lavage et encore humide de ce lavage: on introduit dans des capsules de cuivre. Ce sel, étant percuté avec une partie minime de phosphore, détone violemment. Le calorique que le phosphore déplace d'avec une faible portion d'oxygène suffit pour gazéifier, sous la production d'un phénomène de feu, le restant de ce principe. Il fournit par son changement de composition opéré, soit par l'acide hydrochlorique, soit par l'acide sulfurique, l'oxyde de chlore, l'acide hypochloreux et l'acide chlorique. L'alcali y est substitué à l'eau, qui dans l'acide libre portait au pair par son oxygène le nombre des rapports de ce principe. Ce besoin d'être porté au pair prouve que l'atome est quelque chose, même dans les unions entre pareils. On commence à conce-

voir que ce sel est de l'hexaoxide d'un radical composé de deux combustibles, qui sont le potassium et le chlore.

Le procédé de la chlorification de la potasse est susceptible d'être interprété de plusieurs manières. On peut faire dériver tout l'oxygène de l'oxide de potassium; on peut faire décomposer l'eau, réduire le même oxide par son hydrogène et acidifier 176 du chlore ou oxigener 175 du chlorure de potassium par son oxygène. On peut par 576 du chlore faire décomposer l'eau, hydrogèner 576 du chlore et acidifier le 176 restant de chlore ou oxigener 176 du chlorure de potassium; dans ce cas l'hydrogène de l'acide hydrochlorique devrait réduire 576 de l'oxide de potassium et se régénérer en eau. Enfin, on peut concevoir que l'acide est combiné avec l'oxide de potassium ou l'oxygène avec le chlorure du métal de cet oxide; on conçoit même que 176 de l'alcali se forme en bi-oxygène-hydrate et 176 du chlore en acide hypochloreux et qu'au moment où le sel se concrète l'eau se retire et les autres élémens se réunissent. Il ne peut, avant la concrétion du chlorite, se former autre chose que de l'hypochlorite, car le chlorite serait par le chlore formé en acide de ce sel et ainsi en hypochlorite; ce dernier doit donc seul se former dans une lessive de concentration telle que le chlorure simple puisse seul en cristalliser. Cet hypochlorite doit ensuite se partager en 273 de chlorite et 173 de chlorure. Une apparente anomalie

de faits ne manque pas de se présenter dans la préparation de ce sel. Nombre, 122, 6.

Fluorure de potassion; hydrofluaté de potasse. Ce sel est intéressant par les combinaisons énergiques qu'il contracte avec d'autres corps. On l'obtient en saturant l'acide fluorique par la potasse. On laisse un léger excès d'acide, qu'on chasse par la chaleur après avoir évaporé la solution jusqu'à siccité : on redissout dans l'eau et, sous un large contact de l'air et à une chaleur de la moitié moins élevée que pour faire bouillir, on concentre à l'effet de faire cristalliser. Les cristaux se forment à cette température. Le sel attire puissamment l'humidité de l'air. On ne peut conserver le sel dans des vases de verre, dont il attaque la silice et se l'adjoint sans se décomposer. L'acide fluorique ne pouvant se constituer en comburent par l'adjonction d'oxygène, ce n'est que fictivement que le sel dont je traite peut être pris pour un fluorure. Nous avons dit que la cause de ce refus de combinaison dépend de ce que l'acide radical du fluore ne peut d'avec l'oxygène déplacer assez de calorique pour pouvoir s'y unir; mais il peut s'unir à de l'oxygène d'avec lequel un métal s'est chargé de faire ce déplacement. Le fluorure de potassion peut prendre un second rapport de fluore, mais hydrogené en acide, et cristalliser avec lui : c'est alors de l'acido-fluorure ou du surfluaté mi-hydraté.

Manganesate de potasse. Ce sel se forme du sel à acide inférieur, de couleur verte, qui spontanément se partage en celui-ci et en hémisuroxide

insoluble dans les acides. D'après ce mode de se composer il doit être avec excès d'alcali; aussi réagit-il comme alcali. Pour se procurer le sel vert on fait un mélange de 1 partie de suroxyde de manganèse et de 2 parties d'hydrate de potasse et on introduit dans un vase d'argille d'avance chauffé ou qu'on chauffe actuellement. A l'instant le mélange, auparavant sec, s'humecte par l'eau de l'hydrate à laquelle l'acide manganésieux se substitue. On verse de l'eau sur la matière, on laisse déposer et on décante. On a une solution verte qui ne tarde pas à passer au bleu par la perte de son jaune, devient pourpre par l'acquisition de rouge et finit par n'être plus que rouge. Pour avoir un sel immédiatement rouge on diminue de la moitié le rapport de l'alcali, on étend le mélange sur un plat d'argille et on chauffe en retournant de temps en temps la matière : on verse dessus très-peu d'eau afin d'avoir une solution saturée. On laisse déposer, on décante et on concentre par l'évaporation jusqu'à ce que des cristaux commencent à se former autour du liquide. Alors on abandonne au repos dans un lieu chauffé. Il se concrète un sel pourpre-foncé, qui est le manganésate. Sa solution dans l'eau teint largement ce liquide en beau rouge. L'eau chargée d'un alcali lui enlève pour s'en oxigener ou hémioxigener le sixième de son oxigène et le fait passer à l'état de manganésite vert. L'acide sulfurique concentré lui fait le même enlèvement, met à nu son acide et le fait passer au vert. Le vert est donc la couleur naturelle

de cet acide et si le sel le possède c'est à l'acide qu'il le doit. Par l'addition de plus d'eau l'oxygène retourne à l'acide manganeseux et le régénère en acide manganesique. Les alcalis avec de l'eau et de l'acide sulfurique sans eau enlèvent l'oxygène et celui-ci avec de l'eau le restitue. Le manganosite auquel par un acide on enlève de son radical oxide passe de suite du vert au rouge. Il se forme la moitié plus en manganesate que lorsque la même quantité d'oxide se retire à l'état d'hémisuroxide. On prescrit encore aujourd'hui de faire ce sel par le nitrate de potasse et le suroxyde de manganèse. Je n'ai jamais pu l'obtenir par cette voie.

Chromate de potasse. Sel neutre composé d'acide chromique et de potasse. Comme le manganesate de potasse il est fortement teignant. Les cristaux ont beaucoup de tendance à s'effleurir. Ils sont d'un jaune citrin et rougissent quand on les chauffe; le calorique aidant alors l'alcali à saturer l'acide, celui-ci, moins retenu, paraît avec la couleur qui lui est propre. Nous avons déjà dit que les oxides des métaux éprouvent un semblable effet de la part du calorique. L'indépendance dans ceux-ci est recupérée par leurs premiers oxides ou leurs sousoxides. Le calorique dans sa retraite devient souvent visible. Le sel est soluble dans un peu plus de deux fois son poids d'eau froide; il l'est en des rapports très-larges dans l'eau chaude; il est persistant à l'air. On obtient le chromate de potasse en faisant rougir au contact de l'air du sesqui-oxidule de chro-

me mêlé avec rapport égal d'hydrate concret de potasse : le sesquioxidule sollicité par l'alcali double son contenu en oxygène et devient acide. On fait aussi calciner le chromide natif de fer avec du salpêtre : parties égales des deux. De l'oxyde d'azote est dégagé. Cela prouve que l'acide nitrique cède 3 rapports de son oxygène et indique le bénéfice qu'il y aurait à remplacer la moitié du nitrate par son équivalent en souscarbonate. Le sel cristallisé contient 3 rapports d'eau. Le chromate neutre a une propension à se constituer avec excès d'acide, car il suffit d'ajouter à la solution saturée de ce chromate, de l'acide chromique pour que des cristaux rouges orangés de surchromate se déposent, et même, de traiter cette solution par un acide qui ne soit pas trop faible, pour que la moitié de l'alcali passe à cet acide et que du surchromate soit également déposé. Sa solubilité cinq fois moindre que celle du sel neutre provoque le surchromate à se former. Le sursel n'a point d'eau; les 3 rapports d'oxygène qui sont dans l'excès d'acide remplacent près du sel neutre les 3 rapports du même principe dans l'eau par laquelle ce sel s'hydrate. Il est fusible sans décomposition. Les deux sels sont employés dans la fabrication des toiles peintes et à la préparation de couleurs, qui sont employés en peinture. Le nombre du sel neutre est 99, 2; celui du sel acide, 151, 2.

Nitrate de soude; nitre cubique. Ce sel se rencontre en très-grande abondance au Pérou. On le trouve aussi en Espagne. La décomposition du

nitrate de chaux par le souscarbonate de soude le fournit. Il cristallise avec difficulté et s'humecte à l'air. Il est plus soluble dans l'eau à 6° de froid que dans celle à 10° de chaleur, dans le rapport de 63 à 23, environ 3 à 1. On ne lui prête pas d'eau d'hydratation. Son nombre plus bas que celui du nitrate de potasse et son prix inférieur à celui de ce sel joints au bon usage du sulfate de soude doivent faire préférer ce nitrate à celui de potasse pour la préparation de l'acide nitrique, la fabrication de l'acide sulfurique et autres usages. On s'en est depuis longtemps servi pour produire du feu jaune dans les artifices. Le défaut qu'il a d'être déliquescent l'exclut du privilège de faire partie de la poudre à tirer. La poudre faite avec ce nitrate brûle trois fois plus lentement que la poudre ordinaire. Le nombre du nitrate de soude est de près de 125 plus bas que celui du nitrate de potasse. Il est 85, 3.

Carbonate de soude. Ce sel a pour principal usage de fournir, étant dans les 819 de sa substance décomposé par l'acide hydrochlorique, de l'eau gazeuse artificielle en imitation de l'eau de seltz. On dissout 90 grains du sel dans 48 onces d'eau, on remplit une bouteille de la solution et on ajoute en acide de quoi décomposer 82 grains de carbonate. On bouche hermetiquement et on agite. On obtient le carbonate de soude en dissolvant sa combinaison avec le sous-carbonate dans assez d'eau pour tenir celui-ci dissous, et on charge d'acide carbonique. Le sel

neutre demande pour sa solution 13 parties d'eau froide; le soussel seulement 2 parties. La partie neutre du sel se sépare à mesure que celle alcaline reçoit de l'acide carbonique. Il cristallise avec rapport égal d'eau. Il s'effleurit un peu à l'air en perdant à la fois de son eau et de son acide. La partie effleurie est du bi-carbonato-souscarbonate, sel qui est singulièrement disposé à se former. C'est ce sel qu'on obtient lorsqu'à sec on charge d'acide le souscarbonate aux $3\frac{1}{4}$ effleuris, et lorsqu'on transporte sans addition d'eau l'acide carbonique du carbonate d'ammoniaque sur le souscarbonate cristallisé de soude. Le bi-carbonato-souscarbonate précipite, comme le carbonate neutre, le sublimé corrosif en blanc; il ne s'effleurit point à l'air. Le sel natif qui n'a pas été cristallisé est souvent de cette nature. Dans l'eau tiède il laisse échapper de l'acide carbonique et devient du sel double. Le nombre du carbonate neutre est 83, 3. Ce sel, malgré sa réputation de sel acide, réagit encore comme alcali.

Carbonato-souscarbonate de soude. Ce sel résulte de l'un ou de l'autre des sels précédens qu'on dissout dans de l'eau bouillante. L'excès d'acide carbonique à sa constitution particulière quitte le sel. Lorsqu'il ne s'effleurit pas à l'air c'est signe que rapport double de carbonate neutre entre dans sa composition. Le natron du commerce est quelquefois ce sel. Il est infiniment plus lent à s'effleurir que le sel suivant. Ses composans sont rapports égaux de carbonate neutre et de souscarbonate avec 2 rapports d'eau pour chaque rap-

port de soude, dont les $3\frac{1}{4}$ sont, par conséquent, pour le souscarbonate : ce dernier ne doit pas rester longtemps à l'air pour se former en sel double. Ce qui est cause qu'on le rencontre très-fréquemment dans le commerce. Il se dissout dans 8 parties d'eau.

Souscarbonate de soude; alcali minéral concret. Ce sel est obtenu d'un carbonate quelconque de son alcali qu'on a chauffé jusqu'au sousrouge et qu'ensuite on a fait dissoudre dans l'eau chaude pour faire cristalliser. On met 5 parties d'eau dont les $2\frac{1}{2}$ pour hydrater le sel et les $3\frac{1}{2}$ pour dissoudre son hydrate : toute l'eau et l'excès d'acide à 12 rapport sont expulsés par la chaleur. Il cristallise avec 10 rapports d'eau par chaque rapport d'alcali. Une lessive qui ne donne plus de sel à la température ordinaire en donne encore à celle de glace. En s'effleurissant à l'air, il cède à ce fluide les $3\frac{1}{4}$ de cette eau. Il y a du bénéfice à vendre du sel qui a été calciné et ensuite cristallisé. Le sel hydraté au complet, étant fondu en vase clos, dépose un sel avec 5 rapports d'eau et le liquide résidu se fige en une masse glaciale de sel fragile qui contient 15 rapports d'eau.

La plus grande partie du souscarbonate de soude employé dans les arts était jusqu'à ces derniers temps retiré de la soude brute d'Espagne dont celle dite d'alicante en fournissait de 25 à 30 pour cent. J'ai de bonne heure appris à le faire avec du sel de Glauber ou du sel marin décomposé par le souscarbonate de potasse

dont, à cette époque, le prix était beaucoup plus bas que celui du sel correspondant de soude. On faisait cristalliser les deux sels ensemble, on laissait s'effleurir celui de soude et on le séparait de l'autre par le moyen d'un tamis. On dissolvait et on faisait cristalliser. On peut aussi dissoudre dans le moins d'eau possible, du sulfate de soude hydraté en plein, et mêler par l'agitation avec du souscarbonate de baryte (2 et 1). On laisse pendant quelque temps au contact de l'air ou, en vase clos, on charge lentement d'acide carbonique appliqué à surface. A mesure que cet acide, joint à celui du souscarbonate de baryte, peut saturer la soude en sel double, l'acide sulfurique quitte celle-ci, et les deux portions d'acide carbonique prennent sa place : cela prouve que la soude a plus de tendance à se former en carbonato-souscarbonate qu'en souscarbonate simple. Actuellement, on mêle 18 parties de sel de Glauber sec et de craie sèche, on broie avec 11 parties de charbon et on fait rougir. Le soufre désacidifié par le charbon est repris par la chaux. La faible solubilité du sulfure simple de cette terre permet d'enlever l'alcali à peu près pur et fait tout l'avantage de ce procédé. Le nombre de ce sel pourvu de toute son eau est 143, 3.

Carbonite de soude et de potasse. On obtient ce sel en saturant par de la soude le surcarbonite de potasse (sel d'oseille). Il cristallise très-bien. Il s'effleurit à l'air, ce qui prouve qu'il contient de l'eau, mais la quantité qu'il en contient n'a pas encore été définie.

Borate de soude; borax. Sel qu'on trouve natif, et qu'on fait artificiellement par la réunion de son acide natif avec la soude. Il hérite des sels de soude de se constituer avec un léger excès d'alcali, lequel excès favorise la cristallisation de ces sortes de sels. Sans proprement s'effleurir à l'air, il s'y couvre néanmoins d'un peu de poussière. Il est soluble dans 12 parties d'eau froide et 2 parties d'eau chaude. Dans le cas ordinaire il cristallise avec 10 rapports d'eau; mais d'une solution sursaturée à 100° de chaleur, il cristallise à 60—80° avec la moitié moins d'eau. Il change en même temps de forme. Ce dernier sel ne perd rien de sa transparence à l'air. A défaut d'assez d'eau une partie du sel se retire avec moins d'eau et une autre partie reste avec plus d'eau. Chauffé, il se fond, laisse échapper de son eau, se tuméfie et se change en une masse opaque, spongieuse, friable qu'on nomme borax brûlé. A une chaleur renforcée, il se liquéfie et peut être coulé en un verre limpide, mais qui se ternit à l'air en attirant de l'eau. Le borax est employé comme fondant dans les soudures et dans les essais au chalumeau. Son nombre, à l'état cristallisé, est 189, 3, ou 173, 3 suivant que dans l'acide boracique on admet 6 ou 4 rapports d'oxygène. Thomson l'a trouvé composé de 48 d'acide, qu'on croit être 2 rapports, 32 d'alcali et 72 d'eau. Sa réaction alcaline devrait alors être attribuée à l'acide, lequel, dans le fait, l'exerce dans plus d'une occasion.

Fondu avec rapport triple de souscarbonate

de soude, l'acide boracique reprend à ce sel son excès d'alcali et se constitue en bi-sousborate, par lequel le carbonate est fixé dans son état neutre. S'il n'y avait pas d'union ce dernier sel laisserait échapper la moitié de son acide. La fonte consiste en 1 rapport de borate neutre, 3 de carbonate neutre et 2 d'oxide de sodion sans eau.

Phosphate de soude. On obtient ce sel en décomposant par du souscarbonate de soude le surphosphate de chaux qui résulte du traitement de la poudre d'os brûlés avec ce qui est requis en acide sulfurique pour opérer une demie décomposition. Le surphosphate obtenu est soluble dans l'eau. On ajoute de l'alcali aussi longtemps qu'il se forme un précipité et qu'il se dégage de l'acide carbonique. On filtre, on concentre et on fait cristalliser. La liqueur doit être maintenue alcaline ou rendue telle après chaque cristallisation à cause que le sel neutre se partage chaque fois en sel avec excès d'alcali qui se concrète et sel avec excès d'acide qui reste dissous. On peut aussi rapprocher le surphosphate de chaux en consistance de sirop épais, mêler avec la moitié de son poids de sel marin et chauffer pour dissiper l'acide hydrochlorique. L'amélioration consiste à reprendre la soude du sel marin plutôt que du souscarbonate : le bénéfice n'est pas grand. Le phosphate de soude consiste en rapports égaux d'acide phosphorique et de soude ; il cristallise avec 12 rapports d'eau (Clark prétend 12 1/2, dont il ne cède le dernier demi-rapport qu'à

une chaleur rouge.) Ceux qui repugnent à scinder ce qu'on nomme l'atome indivisible, le composent de 2 rapports d'alcali et de 1 rapport d'acide, celui-ci consistant en 2 rapports de phosphore et 5 d'oxygène. Le scindage consisterait à couper ces 5 rapports en 2 $\frac{1}{2}$ rapports. Il s'effleurit à l'air et perd des quantités variables de son eau. Au feu et tel qu'au bain de sable il la perd en entier. A l'état d'hydrate comme à celui anhydre il se liquéfie au feu. Il est soluble dans 4 parties d'eau froide et 2 parties d'eau chaude. Le sel qui séjourne dans les laboratoires où il est exposé aux émanations acides, qui le rendent neutre, s'humecte à l'air. En subissant une chaleur d'ignition, il change de caractère, cristallise avec 2 rapports d'eau de moins et précipite en blanc et à l'état neutre le nitrate d'argent, qu'avant l'ignition il aurait précipité en jaune et à l'état d'hemi-sousphosphate. On dit qu'il est devenu du pyrophosphate et son acide de l'acide pyrophosphorique. Nous avons dit qu'à une chaleur rouge son acide éprouve le même effet. Il est possible que la chaleur en fait un sel double et le partage en deux sels encore ignorés à l'état d'isolement et dans l'un desquels l'acide aurait 2 rapports d'oxygène et dans l'autre, 3 rapports. Il est possible aussi que le calorique s'interpose entre le phosphore et l'oxygène et prend part à la saturation de celui-ci. Il en résulterait une survivance d'énergie moins large, mais plus intense et qui ferait que le sel pourrait d'avec 10 rapports d'eau déplacer la quantité de calorique

que dans son état habituel il peut seulement déplacer d'avec 12 rapports. Le pyrosel n'est pas efflorescent. Le sel ordinaire cristallise d'une solution maintenue à 3°, avec 8 rapports d'eau. La chaleur restreint à ce nombre de rapports d'eau sa faculté de déplacer du calorique d'avec ce liquide. Dans une nouvelle solution et par une cristallisation faite à froid, il reprend 12 rapports d'eau.

Le phosphate de soude peut prendre un second rapport d'acide en échange de 8 rapports d'eau. On obtient le surphosphate de la réunion de ses constituans prochains. Il résulte aussi d'une solution de phosphate neutre assez concentrée pour que l'excès faible d'alcali avec lequel le sel se retire laisse avec celui qui reste rapport égal d'acide en excès. Ce sursel cristallise très-bien d'une solution où il se trouve en rapprochement notable. Le phosphate neutre forme avec rapport égal de son correspondant à base de potasse un sel double cristallisé, qui contient 17 rapports d'eau.

Arseniate de soude. Ce sel résulte de la combinaison directe entre ses constituans. On met un léger excès d'alcali. Il cristallise avec 12 rapports d'eau. Le sel est très-sujet à s'effleurir à l'air. Il est soluble dans 4 parties d'eau froide. Une solution saturée de ce sel qu'à 18—20° de chaleur on abandonne à l'évaporation spontanée jusqu'à ce qu'elle cristallise sans que la chaleur baisse, dépose des cristaux d'une autre forme et avec 173 moins d'eau. Ce sel ne s'effleurit point

à l'air; c'est une répétition de ce qui arrive au sulfate, au phosphate etc. du même alcali. L'arseniate se forme en bi-arseniate lorsqu'on le sursature d'acide jusqu'à ne plus précipiter avec le muriate de baryte. Il se dépose des cristaux très-gros et qui sont hydratés par 4 rapports d'eau. Ce sel, étant dans son excès d'acide saturé par de la potasse, forme un sel double, lequel, comme le même sel à acide complet de phosphore, cristallise avec 17 rapports d'eau.

Sulfate de soude; sel de Glauber. Ce sel est rencontré natif dans quelques sources d'eau salée et on le recueille en abondance de la préparation de l'acide hydrochlorique. Sous sa forme cristalline ordinaire et lorsqu'il peut se former dans une solution où pour le tenir dissous de la chaleur ne doit pas suppléer à un trop grand défaut d'eau, il contient 10 rapports de ce liquide. A l'air sec il perd la totalité de cette eau. Comme son nombre de sel anhydre est 71, 3, il s'ensuit qu'à l'état d'hydrate complet il renferme plus d'eau que de matière saline. Le nombre du sel hydraté est 161, 3. Il cristallise à l'état anhydre dans une solution saturée à 33—40° et qu'on maintient à ce degré. Le sel anhydre n'est pas assez énergique pour déplacer d'avec l'eau à la fois la chaleur de 33—40° de température et celle qu'il doit représenter près de l'eau lorsqu'il s'y unit. C'est le cas d'une affinité qui se renverse au feu et se maintient renversée. Le calorique est davantage attiré par l'eau que l'est le sel anhydre. Les cristaux sont très-gros et ont une forme

particulière. Ils ne sont fusibles qu'à une chaleur rouge intense et se ternissent à l'air en attirant de l'eau. Cet effet a été pris pour une efflorescence et a fait reconnaître aussi longtemps l'état cristallisé anhydre du sel. Nous avons les premiers reconnu le sel anhydre dans un résidu d'acide muriatique qui ne contenait plus d'eau et dans une solution saturée qu'on continuait de rapprocher par la chaleur. Ce sel a été trouvé à l'état quasi-natif à Aranjuez près de Madrid, et a reçu le nom de Thenardite. Gimbernath en avait déjà trouvé de semblable en Suisse.

A une température au-dessous de 33°, que l'on continue d'entretenir, la solution saturée à 33°, où elle prend le maximum de sel, dépose des cristaux qui ne sont pas anhydres et ont une autre forme que les cristaux anhydres. Une troisième forme et un rapport différent d'eau sont pris par du sel ordinaire, lorsqu'en vase clos et à une douce chaleur, on le tient quelque temps en fusion. Les cristaux ainsi obtenus ne s'effleurissent pas à l'air et ne se liquéfient pas au feu. A l'air libre la fonte dépose d'abord du sel anhydre et ensuite du sel avec de l'eau. La liqueur restante, comme toutes celles où de l'anhydrate et des hydrates inférieurs se sont formés, en refroidissant, se fige avec l'excès d'eau qu'elle doit nécessairement contenir, et prend l'aspect d'une masse glaciale. On lui attribue 15 rapports d'eau. Du sel surproportionné d'eau se forme lorsque du sel ordinaire renfermé dans un sac de toile est gardé dans un lieu frais; après quelque temps, au lieu de cristaux, on trouve un bloc de glace.

La solubilité du sulfate de soude dans l'eau, depuis 0° jusqu'à 32°, varie de 12 à 322. Elle décroît avec l'élévation de la température au-dessus de ce degré. Une solution saturée à 33° dépose à 50° un sel avec moins d'eau que celui qui avait été dissous. A ce degré de 50 la quantité de sel n'est plus que 262 de 322 qu'elle avait été à 33°. Une solution saturée à ce dernier degré, étant garantie de tout moyen de se débarrasser de sa chaleur, peut se refroidir jusqu'à 0° où elle est sursaturée de 310 de sel l'eau ne pouvant à ce degré en prendre plus que 12 sans déposer des cristaux, mais il suffit d'un peu de vapeur qu'elle puisse transmettre à l'air ou d'un corps pointu qui en soit approché, pour que de suite elle cristallise. A un degré moindre de saturation le vide reprendrait l'eau et ferait cristalliser le sel. Dans un vase de verre à surface polie, et qu'on laisse en parfait repos, une solution du sel dans poids égal d'eau chaude, reste également sans cristalliser. A ce degré de saturation l'eau contient un peu plus de la quantité de sel dont à 18° de chaleur elle peut se charger. On doit agiter le vase ou faire communiquer la solution avec une surface pointue pour que les cristaux se forment. Dans un vase à surface inégale la cristallisation n'a besoin d'aucun secours: ce sont les mêmes conditions que l'eau reclame pour se congeler. Le sel effleuré auquel on veut restituer l'eau qu'il a cédée à l'air ne la reprend que lentement, tant son pouvoir de déplacer du calorique d'avec l'eau est faible. La fusibilité si

facile de l'hydrate à 10 rapports est due à cette cause. Du sel sort d'hydratation d'avec autant moins d'eau que la température est plus élevée, et entre en solution avec l'eau que sa retraite a laissée libre. Le sel de Glauber provenu de sources salées est troublée dans sa cristallisation, et circule dans le commerce sous le nom de sel d'Ebson sec.

Sursulfate de soude. Ce sel forme le residu de l'acide hydrochlorique à la préparation duquel, pour sauver le matras ou la cornue, on a employé rapport double d'acide sulfurique. On le compose de toutes pièces en réunissant légèrement à chaud 7 parties de sulfate de soude dépouillé d'eau avec 5 parties d'acide sulfurique concentré. L'eau de l'acide est plus ou moins complètement déplacé par le sel et vaporisée par la chaleur. On renforce la chaleur jusqu'à atteindre le rouge obscur. La matière présente alors une fonte égale. On laisse refroidir. On prétend que cette fonte est du sel anhydre et on dit qu'à la distillation elle donne de la vapeur concrète d'acide sulfurique; elle pourrait tout au plus donner du gaz de cet acide qui, en faible partie, se concrète en s'adjoignant l'eau de l'air, mais en grande partie et faute d'assez de cette eau s'échappe ou fait éclater l'appareil. La vapeur concrète est de l'hémihydrate. Le demi-rapport d'acide qui devient sans eau se partage en acide sulfureux et en gaz oxigène. Si le sursulfate de soude était anhydre, l'acide anhydre n'aurait pas de motif de se retirer. Ce sursulfate peut se constituer avec excès double d'acide et alors à la distillation don-

ner de l'acide sulfurique fumant : ici, cet acide ne doit se séparer que d'un sel ; dans sa préparation ordinaire, il quitte un oxide. Une portion de l'acide est néanmoins toujours décomposée. Le sulfate de soude retient beaucoup moins fortement que celui de potasse, l'acide qui le sursature. Dissous dans l'eau et chauffé jusqu'à l'ébullition, il cristallise, au retour du froid, avec une quantité d'eau qui n'a pas encore été définie. Les cristaux non seulement se maintiennent secs à l'air, mais même s'y effleurissent, ce qui indique qu'ils ont plus d'un rapport d'eau. Le sursulfate effleuri de soude est employé à faire du vinaigre absolu avec l'acetate de même effleuri de son alcali : il reste rapport double de sulfate de soude anhydre.

Sulfite de soude. Ce sel est obtenu lorsque du sulfite de chaux est broyé avec du souscarbonate de potasse ou le sursulfite de soude, dont il sera à l'instant parlé, rendu simple par rapport égal de soude caustique. On fait cristalliser hors du contact de l'air. Les cristaux de ce sel se dissolvent dans 4 parties d'eau froide et moins d'égale partie d'eau chaude. Thomson lui attribue 7 rapports d'eau. En chargeant ce sel de tout le surcroit d'acide qu'il peut prendre ou en sursaturant au complet le souscarbonate de soude du même acide, on a un sel également cristallisé mais qui ne réagit point en vertu de son excès d'acide. C'est du bi-sulfite. Ce sel, chauffé avec rapport égal de soufre, laisse échapper son second rapport d'acide et devient du surhyposulfite, qui se

concrète en de très-gros cristaux. Le même sel est obtenu de l'échauffement du sulfite neutre avec rapport égal de soufre. On peut alors concevoir que du sulfure simple se forme et que les deux sels cristallisent sans se séparer. Une troisième méthode est de traiter du surhydrosulfure de soude avec du gaz acide sulfureux jusqu'à ce que ce gaz ne soit plus décomposé, ce qu'on reconnaît à la réapparition de son odeur. Les deux rapports d'oxygène de l'acide sulfureux se combinent avec les deux rapports d'hydrogène de l'acide hydrosulfurique, le soufre du premier acide se dépose en entier et celui de la moitié seulement du second acide reste avec l'alcali 1 rapport de soufre auquel se joint un autre rapport d'acide sulfureux. Ces effets sont produits concomitamment et non successivement, car alors du sulfure simple devrait pouvoir subsister sans être maintenu en composition par un autre sel. Du bisulfure de soude fait avec cet alcali à l'état caustique prend de l'oxygène à l'air et se forme en hyposulfite dans son constituant hydrosulfure comme il l'est déjà dans son autre constituant. L'hyposulfite de soude se forme en carbonato-hyposulfite dans une circonstance où l'on ne se serait pas attendu à cette formation. On introduit dans une solution d'hyposulfite de l'acide carbonique jusqu'à ce qu'il cesse d'être retenu. Le liquide n'est aucunement troublé: cependant, si l'on chauffe, de l'acide sulfureux se dégage et du soufre se dépose. Si la solution a été un peu concentrée, on obtient des cristaux dont la solution, en ajou-

tant un acide, est partagée en soufre qui tombe au fond et en acides sulfureux et carbonique qui se gazéifient. Avant l'échauffement, la portion déplacée de l'acide hyposulfureux existait sans décomposition dans le liquide à côté du carbonato-hyposulfite; l'acide carbonique n'aurait pu s'y maintenir condensé. L'objet de l'expérience avait été de voir si les hyposulfites étaient des sulfuro-sulfites, dans quel cas la moitié du soufre appartenant au sulfure paraissait devoir être précipité par l'acide carbonique.

Surhyposulfate de soude. Ce sel est persistant à l'air; il se forme en gros cristaux. On l'obtient en décomposant, soit par le souscarbonate de soude le sel correspondant de manganèse sur lequel l'acide hyposulfurique est formé, soit par le sulfate de soude, l'hyposulfate de baryte. Il cristallise avec 2 rapports d'eau. Il est aisément soluble dans l'eau. Sa solution dissout le chlorure d'argent qui vient d'être préparé.

Surhydrosulfure de soude; bi-hydrosulfate de soude. Ce sel est fréquemment obtenu dans la décomposition du sulfate de soude par le charbon et la reprise de son soufre par la chaux. Il cristallise avec 6 rapports d'eau. On le considère comme du sulfure à métal réduit engagé avec rapport égal d'hydrogène, l'atome étant repris du métal; aussi, comme de l'hydrosulfate de sulfure à métal réduit. Il attire l'humidité de l'air et se dissout dans l'alcool. En solution concentrée et à chaud, il forme avec la solution, également concentrée et chaude, de l'égal de son

contenu en soude, ajoutée à l'état caustique, de l'hydrosulfure simple, lequel, par le refroidissement des liqueurs mêlées, cristallise en s'adjoignant 4 rapports d'eau. Ce sel se constitue en simple et en engagement avec du carbonate de soude lorsque dans une solution de souscarbonate on fait arriver de l'acide hydrosulfurique. Quand le souscarbonate est exactement proportionné en sous-sel il ne se dégage point d'acide carbonique. Le sel double est d'une composition beaucoup plus stable que celui simple. Le carbonato-hydrosulfure ne se forme que par la voie humide; à sec et lorsque sur du souscarbonate rendu incandescent on fait circuler de l'hydrogène sulfuré, l'acide carbonique est expulsé et quatre fois son équivalent en hydrogène sulfuré le remplace. Le souscarbonate, par la saturation de son alcali libre, devient du carbonate, lequel au feu se décompose en souscarbonate, est de nouveau composé en carbonate et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'il soit totalement décomposé. L'hydrosulfure prend un second rapport d'hydrogène sulfuré. La formation du surhydrosulfure à ce degré de chaleur indique que ce sel n'est pas décomposable par le feu. Le bi-sulfure hydrogené de sodion fournit nécessairement avec l'eau du bihydrosulfure de soude. On dirait même que la combinaison si singulière de l'hydrogène sulfuré avec le sulfure de sodion ou plutôt du soufre hydrogené par rapport double avec rapport simple de sodion préluce à la formation possible de ce sel et a cette formation pour but. L'hydrosulfure simple résulte aussi du

sel correspondant à base de chaux qu'on décompose par du souscarbonate de soude.

Seleniate de soude. Ce sel cristallise sans eau et avec les mêmes rapports variés d'eau que le sulfate de son alcali. Il affecte aussi les mêmes formes cristallines. En outre, sa solubilité différente dans l'eau suivant les températures est également la même que celle de ce sel, de sorte qu'on peut dire que l'isomorphie est complète entre les deux sels. On obtient le seleniate de soude en faisant déflager du selène avec le nitrate de son alcali. On prend rapport égal des deux; il s'échappe de l'oxide d'azote. Le produit de la déflagration est dissous dans l'eau chaude et mis à cristalliser. L'acide hydrochlorique forme avec ce seleniate une eau pseudo-regale capable de dissoudre jusqu'au platine; cela prouve combien dans cet acide le dernier rapport d'oxigène est moins déplacé dans son calorique que l'est le même dernier rapport d'oxigène dans l'acide sulfurique. On doit concevoir que le mélange consiste en sur-chloro-seleniïte de soude. Il en résulte encore que l'isomorphie n'a rien à faire avec le calorique qui est contenu dans un corps et que l'oxide qui est salifié par un acide ne déplace du calorique que d'avec le radical de l'acide et non d'avec l'oxigène qui acidifie ce radical. L'acide selenique forme également de l'eau pseudo-regale avec le muriate de soude. Le nombre de ce sel sans eau est 95, 3.

Bromure de sodion. Combinaison de l'acide bromique radical avec la soude; on trouve ce sel

dans l'eau de la mer dont le faible contenu en potasse est saturé par l'acide radical de l'iode. C'est de ce sel, oxygené dans son acide radical par le chlore, qu'on obtient le brôme. Il cristallise avec 4 rapports d'eau. L'acide hydriodique le décompose comme son hydracide décompose les chlorures, d'où résulte que dans la mer il est nécessairement à base de soude quand il ne peut l'être à base de potasse. On peut dire que la décomposition se fait par affinité double, savoir, celle de l'acide radical du brôme avec l'oxide et celle de l'acide radical du chlore avec l'eau. Le chlore, comme nous avons vu, chasse le brôme et le brôme chasse l'iode.

Chlorure de sodion; sel marin. Ce sel se rencontre en grande quantité dans la nature; il est dissous dans l'eau de la mer et dans celle des fontaines et sources salées; concret et en gros blocs, dans le sel de roche. On le dépure par la solution, et la cristallisation à chaud. Il est exactement aussi soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude (37 et 100) et ne saurait ainsi cristalliser que d'une solution qui continue de perdre de l'eau. Les cristaux sont d'autant plus gros qu'ils se forment à une température plus élevée. C'est pour cela que les raffineurs qui vendent à la mesure ferment toutes les issues de l'usine. Une vapeur d'eau plus dense repose alors sur la saumure et en élève le degré de chaleur. Pour l'usage de la table et des laboratoires, on réduit le sel en poudre et on le lave à l'eau bouillante, qui le débarrasse des sels à base de chaux

et à base de magnésie. On fait dissoudre le sel restant dans de l'eau et on le traite avec une solution de souscarbonate de soude sortant de calcination, jusqu'à ce que la liqueur cesse de blanchir. La chaux et la magnésie sont précipitées à l'état de souscarbonates. On filtre et sous une agitation continuelle on évapore jusqu'à siccité ou on cristallise. Le sel cristallise sans eau; cependant, à un froid de 10 à 12°, il cristallise de sa solution saturée avec 6 rapports d'eau et, à un de 12 à 15°, avec 4 rapports. Par un froid croissant ces cristaux s'effleurissent et par un froid décroissant ils s'humectent. Ces effets ont aussi lieu à l'abri de l'air, ce qui prouve que l'un ne dépend pas d'une retraite de l'eau et l'autre, pas d'un accès de ce liquide. Ils sont produits sur la glace du sel et non sur le sel lui-même, qui n'exerce aucun pouvoir de condensation sur l'eau, n'étant point hydratable par ce liquide. La glace se congèle avec le sel et éprouve de sa part une modification dans sa forme. On peut même dire que la concrétion de la glace détermine celle du sel, car celui-ci ne peut se concreter qu'en perdant de l'eau et non en en recevant qui a perdu de sa chaleur. L'ammoniaque donne aussi une forme particulière à l'eau avec laquelle elle cristallise; le chlore, le brôme, tous corps qui n'ont pas d'hydrate avoué, font de même; d'autres sels anhydres pourraient bien également le faire : ce sont des solutions converties en cristallisations. Ces corps adhèrent trop faiblement à l'eau pour en être hydratés, mais trop fortement pour s'en séparer au moment où l'eau se congèle.

Le sel marin a des usages nombreux et importants. Il fournit directement l'acide muriatique et le chlore, indirectement le muriate d'ammoniaque et le souscarbonate de soude. On l'emploie à la salaison des substances végétales et animales. Il produit cet effet en fixant l'eau à l'aide de laquelle la substance aurait du se corrompre. On le donne aux bestiaux qu'on engraisse, pour les engager à boire. On l'a proné comme engrais (excitant à la végétation). Je ne connais pas de cas où son usage en agriculture ne doive produire le plus grand mal. On le répand dans les fours où de la poterie est en cuite. Sa vapeur, décomposée par la silice et l'alumine, couvre les pots d'un enduit vitreux. On n'en emploie pas d'autre pour vernir le grez. Le nombre du sel marin est 58, 7.

Chlorure de soude; muriate oxigéné de soude. Ce sel n'est différent que par la nature de son alcali du sel qui est contenu dans l'eau de javelle; il résulte d'une solution de 15 parties de souscarbonate de soude dans 40 parties d'eau, qu'on charge du chlore que dégage, à une chaleur modérée, le mélange de 2 parties de suroxyde de manganèse, en poudre fine, et de 6 parties d'acide hydrochlorique dilué de 2 parties d'eau: on a du carbonato-chlorure liquide. On le prépare aussi en décomposant du chlorure de chaux par rapport double de carbonato-souscarbonate de soude: 172 rapport d'acide passe à la chaux et forme de la craie, 1 entier reste avec les 2 rapports de soude, et 1 rapport de chlore s'y joint;

de plus, en agitant du sous-chlorure de chaux avec rapport égal de carbonate neutre de soude dissous dans 15 parties d'eau. Le carbonate cède à la chaux la moitié de son acide et en reprend tout le chlore. En prenant rapports égaux de chlorure de chaux et de souscarbonate de soude, on a du chlorure de soude simple et du souscarbonate de chaux : c'est le sel répondant au titre de l'article. On l'a aussi et par un procédé plus économique en mêlant avec la chaux dans laquelle est introduit le chlore pour le souschlorure de cette terre, rapport égal de sulfate de soude. C'est alors par la soude et non par la chaux que le chlore est fixé; autant, si pas mieux, vaut de décomposer le chlorure de chaux par le même sulfate de soude.

Nitrate de baryte. Sel qu'on peut obtenir en décomposant au feu le sulfate de baryte par le nitrate de soude. On enlève le sulfate de soude par de l'eau tiède acidinulée par de l'acide nitrique, lequel acide déplace le nitrate d'avec l'eau. Il est soluble dans 12 1/2 parties d'eau froide et 3 parties d'eau chaude. Ce sel, décomposé dans son acide par le feu, fournit l'oxide de barion uni à 1/2 rapport d'oxigène. Chauffé en contact avec du gaz oxigène, celui-ci en prend un second demi-rapport et se constitue en surovide, lequel, en transmettant son suroxigène à l'eau, donne naissance au surovide de ce liquide. Le nombre de ce sel est 130, 6.

Souscarbonate de baryte; witherite de la nature. On obtient ce sel en union avec le sulfate

de sa terre lorsqu'un mélange de ce sulfate avec le souscarbonate de potasse est ramolli au feu; on l'obtient aussi et alors en isolement, mais longtemps mêlé avec du sulfate indécomposé, lorsque le même mélange est traité au feu avec assez peu d'eau pour que le sulfate de potasse puisse se concreter à mesure qu'il se forme : c'est la concretion de ce sel qui détermine la décomposition. On l'obtient exempt de mélange en broyant le sulfure simple de baryte avec le souscarbonate de potasse, l'un et l'autre absolument exempts d'eau, et en abluant pour enlever le sulfure de potasse qui, par l'eau, est formé en hydrosulfite - hyposulfite. Le souscarbonate de la nature est en beaux cristaux. Le souscarbonate de l'art est utilisé pour la préparation de la plupart des autres sels de baryte. Chauffé jusqu'au blanc avec 1710 de poudre de charbon, la moitié de l'oxygène de son acide passe à ce combustible et forme de l'oxide de carbone en réduisant l'acide lui-même à l'état de cet oxide. Il reste de l'oxide de barion anhydre. Le nombre du souscarbonate est 98, 6.

Cyanite de baryte. Pour obtenir ce sel on délaie dans l'eau de la baryte caustique fondue et on introduit jusqu'à saturation du gaz cyane; 172 rapport d'eau partage ses constituans entre deux demi-rapports de cyane, d'où résulte du cyanito-hydrocyanate. On décompose le dernier de ces sels à l'aide de l'acide carbonique et on enlève l'eau au premier par le moyen de l'alcool. Il se dépose des cristaux de cyanite. Le rap-

prochement du liquide par la chaleur déterminerait un changement de composition de l'acide cyaneux : de l'acide carbonique et de l'ammoniacque seraient formés. La baryte deviendrait du souscarbonate. Ce sel est employé à la préparation d'autres cyanites. Son nombre est 103, 6.

Sulfate de baryte; spath pesant. Sel insoluble dans l'eau et que la nature offre cristallisé. L'acide sulfurique concentré le dissout à la faveur de l'ébullition; par le refroidissement une partie du sel cristallise et, par le diluement de l'acide, il se sépare totalement. Le nombre de ce sel est 116. 6.

Hyposulfate de baryte. Nous avons déjà dit par quelle complication de procédés le sel correspondant à base de manganèse, qui avec la baryte dissoute dans l'eau fournit ce sel, est généré. L'hyposulfate de baryte cristallise avec 2 ou 4 rapports d'eau suivant qu'il résulte d'une solution saturée qui se refroidit ou d'une qui se sature par la vaporisation spontanée de l'eau. Le sel à 4 rapports d'eau en cède 2 à l'air. Cette perte d'eau ne lui ôte pas sa forme et ne le fait, par conséquent, pas effleurir. Si ses parties étaient mobiles, il prendrait la forme du sel à 2 rapports; celui-ci est inaltérable à l'air, et l'eau semble y tenir à la constitution du sel, puisqu'en voulant l'expulser par la chaleur, l'acide sulfureux quitte le sel dans le rapport que l'eau se vaporise.

Chlorure de barion; muriate de baryte. Ce sel est obtenu lorsqu'on fait fondre au feu un mélange de rapports égaux de chlorure de calcium

et de sulfate de baryte. On pulvérise la fonte et on la broie avec la quantité d'eau bouillante rigoureusement requise pour dissoudre le chlorure de barion. On filtre aussitôt et on laisse refroidir. Le sel cristallise avec 2 rapports d'eau. On peut aussi décomposer le souscarbonato-sulfate de baryte par de l'acide hydrochlorique, filtrer, rapprocher et faire cristalliser. A froid, ce sel se dissout dans un peu plus de 2 parties d'eau; à chaud, dans 1 1/2 partie. L'acide hydrochlorique le déplace d'avec l'eau; nous avons vu que l'acide nitrique produit un semblable effet sur le nitrate de baryte. Le nombre de ce sel est 122, dont 18 appartiennent à l'eau.

Chlorite de baryte. Ce sel se forme lorsque de la baryte caustique est saturée par de l'acide chlorique liquide; il cristallise avec rapport égal d'eau. Chenevix a le premier obtenu ce sel par des voies indirectes ingénieusement combinées. Avant qu'on eut connu le moyen d'enlever la potasse au chlorite de cet alcali par le moyen du fluaté de silice, on se servait souvent du chlorite de baryte, qu'on décomposait par l'acide sulfurique, pour se procurer l'acide chloreux.

Nitrate de strontiane. On obtient ce sel, comme celui correspondant à base de baryte, par le traitement à un feu de fusion du sulfate natif de strontiane avec le nitrate de potasse. Le nitrate de strontiane est enlevé à l'eau bouillante, dans 1 1/2 partie de laquelle il est soluble. On pourrait à la rigueur substituer le nitrate de chaux à celui de potasse. On aurait un sulfate bien moins

soluble encore que celui de potasse, mais cette substitution n'est pas requise pour le succès de l'expérience. Ce sel cristallise sans eau et avec 5 rapports d'eau. On ne sait ce qui l'oblige à prendre cette eau. Son penthydrate s'effleurit à l'air. Le sel anhydre se dissout dans 5 parties d'eau froide; nous venons de dire dans combien d'eau chaude il se dissout. Il teint en rouge la flamme des bougies dont la mèche en est saupoudrée; au théâtre on l'emploie pour les feux rouges : 40 nitrate; 13 soufre; 5 chlorite de potasse; 4 sulfure d'antimoine. Il entre dans la composition des feux d'artifice. Le nombre du sel anhydre est 106.

Sulfate de strontiane; celestine. Ce sel, dont on retire la strontiane, possède tous les caractères du sulfate de baryte. On le rencontre assez fréquemment, et aussi chez nous, à l'état cristallisé. Il se dissout dans l'acide sulfurique bouillant et s'en sépare par le diluement de l'acide; on le change, par les mêmes moyens que la baryte, en d'autres natures de composition, de sorte que tout ce qui a été dit du dernier sulfate, est applicable au premier. On s'en sert comme flux dans les soudures fortes. Son nombre est 92.

Surhyposulfite de strontiane. Ce sel résulte de la décoloration complète du sulfure de sa base dissous dans l'eau, par le gaz acide sulfureux. Il contient rapport double d'acide et cristallise avec 5 rapports d'eau qu'à une chaleur de 50-60°, il laisse échapper sans se décomposer. Il est soluble dans 4 parties d'eau froide et 1 $\frac{3}{4}$ partie d'eau chaude.

Hyposulfate de strontiane. Ce sel cristallise avec 4 rapports d'eau. Ses cristaux, qui sont très-gros, se dissolvent dans 4 1/2 parties d'eau froide et 1 1/2 partie d'eau chaude.

Nitrate de chaux. C'est à la base de ce sel que l'acide nitrique s'unit en se formant. L'eau de l'hydrate de chaux enlève du calorique à l'oxygène et l'aide à se combiner avec l'azote. C'est de ce sel, décomposé par le sulfate ou le sous-carbonate de potasse, qu'on retire la plus forte partie du salpêtre dit d'Europe. Le nitrate de chaux cristallise difficilement à cause que sa lessive attire avec force l'humidité de l'air; il est soluble dans le quart de son poids d'eau froide et dans poids égal d'alcool chaud. Après avoir au feu lâché assez de son oxygène pour être de l'hyponitrito-nitrite, il repand une lueur pâle dans l'obscurité : c'est le phosphore de Balduin.

Souscarbonate de chaux. Ce sel se trouve très-abondamment et sous différentes formes dans la nature. Il est très-bien cristallisé dans le spath calcaire. On l'obtient par l'art, en poudre très-fine, lorsqu'on décompose un sel soluble et parfaitement neutre de chaux par une solution diluée de souscarbonate d'alcali sortant d'avoir été calciné. On verse le sel alcalin dans le sel calcaire. Le versement opposé laisserait à la chaux la faculté de reprendre de l'alcali un excès d'acide carbonique avec lequel elle se concrèterait. On aurait une poudre entremêlée de grains sablonneux. On aurait encore ces grains si le sel calcaire avait un excès d'acide ou le sel alcalin, plus

d'acide qu'à son état de soussel, car alors l'acide carbonique excédant formerait les grains. Le précipité doit avoir la même finesse que le souscarbonate de magnésie bien fait. On édulcore le précipité et on le projete en trochisques pour le faire plutôt sécher. La chaux se distingue des deux terres alcalines, dont nous avons fait connaître les sels, en ce qu'au feu elle cède son acide carbonique. C'est une diminution d'énergie fort notable. Elle y cède aussi l'eau de son hydrate. On s'est prevalu de cette circonstance pour se procurer de la chaux pure. On chauffe celle des variétés natives de son souscarbonate qui est la plus commune sur les lieux, dans des fours construits pour cet usage. Tassé en vase suffisamment résistant et hermétiquement fermé et chauffé jusqu'au rouge intense, le souscarbonate de chaux garde forcément son acide et se ramollit en une masse qui imite le marbre blanc. Ce sel, outre ses usages pour faire de la chaux, sert presque exclusivement à fournir l'acide carbonique employé dans les laboratoires et les usines. Le nombre du souscarbonate de chaux, en rapportant l'atome à son acide, est 101. C'est du carbonate neutre, sans existence incombinaée, lequel est maintenu en composition par un second rapport de chaux.

Le souscarbonate de chaux uni par rapport égal à du souscarbonate de soude ou le carbonate neutre de chaux uni à du carbonate neutre de soude (on n'a pas défini ce que c'est) et hydrate par 12 rapports d'eau, forme le minéral

cristallisé qu'on nomme Gay-Lussite. (Gay-Lussacite.). Ce sel double est soluble dans l'eau sans décomposition. Il laisse au feu échapper son eau d'hydratation, et le sel anhydre, lorsqu'on tente de lui restituer l'eau, se partage en ses constituans prochains. Il aura au feu perdu de l'acide carbonique en même temps que de l'eau. Le souscarbonate de chaux forme de plus un sel double cristallisé avec rapport égal de souscarbonate de baryte.

Carbonite de chaux. Ce sel se trouve natif dans le règne végétal et se forme chaque fois que de la chaux et de l'acide carboné, soit libres, soit engagés, se rencontrent, car l'acide carboné préfère la chaux à toute autre base et, réciproquement, la chaux préfère l'acide carboné à tout autre acide. Le carbonite de chaux est lui-même insoluble dans l'eau. Il retient en se formant rapport égal de ce liquide; mais il s'en dépouille au feu. A une chaleur incapable de décomposer le souscarbonate de chaux il laisse peu à peu et sous une forte agitation de la matière échapper le constituant oxide de son acide et se transforme en souscarbonate.

Phosphato-sousphosphate de chaux. Parmi les proportionnemens nombreux que la chaux forme avec l'acide phosphorique, celui d'où résulte ce sel est le plus souvent employé en chimie et ainsi le plus intéressant à connaître. Il forme la partie des os indestructible par le feu ou ce qu'on nomme les os calcinés à blancheur : c'est le phosphorite de la nature. Les 86/100 des os en sont formés. Son nom dit qu'il consiste en rapports égaux

de phosphate neutre et de sousphosphate. Sa composition répond à du phosphure de calcium dont le métal aurait été oxidé et le combustible relatif acidifié par l'oxygène. Nous avons dit que le phosphore gagne un quart en capacité de saturation en s'unissant à des corps absolus ou perd un quart en cette qualité en s'unissant, lui ou ses dérivés composés, à des corps nativement relatifs ou artificiellement rendus tels. On dirait que pour la formation des os le calcium et le phosphore sont composés de leurs élémens et conjoints à l'état réduit. Le phosphore ne saurait avoir d'autre origine que sa formation actuelle dans les os des animaux.

La terre des os, comme tout autre phosphate de chaux, est prise en solution par tous les acides qui avec la chaux forment des sels solubles. L'acide hydrochlorique est presque toujours employé à cet usage. Il se forme du chlorure de calcium et du surphosphate de chaux. Le sel double, acido-neutre, quand on n'a pas mis d'excès d'acide et qu'on a procédé à chaud et avec un acide concentré, se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline humide, parcourue de longs cristaux et qui n'attire pas davantage d'eau. Ce sel se fige de même dans la liqueur d'enlèvement de la terre d'os à la gélatine ou au charbon animal dans le procédé où on cherche à isoler ces corps. Le phosphato - sousphosphate surproportionné d'acide phosphorique est par lui-même cristallisable. On l'obtient en décomposant dans son constituant neutre l'hémi-soussel par de l'acide

sulfurique, lequel se concrète avec la chaux enlevée et laisse liquide le surphosphate. C'est de ce sursel, décomposé dans son excès d'acide par le charbon, qu'on retire le phosphore, et c'est encore à lui qu'on enlève l'excès d'acide pour le transférer à la soude dans la préparation du phosphate de cet alcali. Il pourrait avoir d'autres usages.

Le sousphosphate de chaux est trouvé natif et sous forme cristalline dans le minéral nommé apatite.

Arseniate de chaux. C'est le pharmacolithe des minéralogistes. Il contient 3 rapports d'eau et se présente en cristaux isolés ou en masses cristallines.

Sulfate de chaux; gypse. Le sulfate de chaux est un minéral fréquent et qu'on rencontre cristallisé et transparent ou en masses informes et opaques; c'est alors le plâtre. Hors dans l'espèce qu'on nomme anhydrite où il est sans eau il contient 2 rapports de ce liquide. On peut au feu le dépouiller de son eau. La glauberite est du sulfate de soude uni à rapport égal de sulfate de chaux, l'un et l'autre anhydres; on le rencontre en beaux cristaux. Le nombre du gypse est 86, 5.

Surhyposulfite de chaux. Ce sel est du sursulfite sulfuré, ou bien du sursulfuro-sursulfite, composés qui peuvent coexister comme coexistent l'hydrosulfure et l'hyposulfite. Il présente le phénomène très-indicatif pour la nature de ces sortes de sels, qu'à 60° de chaleur il se partage en

soufre et en sulfite. Le second rapport d'acide sulfureux déplace d'avec la chaux ce combustible ou le laisse échapper, et dans l'un comme dans l'autre cas il se met en possession non partagée de cette terre. La tendance à la concretion concourt à cet effet. Le sel cristallise avec 4 rapports d'eau. Il est persistant à l'air jusqu'à 40° de chaleur, qui le font effleurir. Il est soluble dans poids égal d'eau froide. Sa solution, à moins d'être diluée, doit être rapprochée à une température qui n'atteint pas 60° à cause qu'à ce degré il se décompose. On obtient ce sel en introduisant jusqu'à saturation du gaz acide sulfureux dans le delayement par l'eau de 1 partie de soufre et de 2 parties d'hydrate de chaux. On filtre et on rapproche à une chaleur de 55° au plus. L'hyposulfite bi-sulfuré de chaux est à peine soluble dans l'eau; il se forme et se dépose lorsque du bisulfure de sa terre est traité à l'eau.

Surhyposulfate de chaux. Ce sel cristallise avec 4 rapports d'eau. Il se dissout dans 3 parties de ce liquide froid et dans moins de partie égale d'eau chaude.

Iodure de calcion. Sel déliquescent et qui cristallise en un sel noir brillant avec rapport égal d'iode. Ce sel est de l'oxide de calcion uni à rapport double d'acide radical mi-oxygené d'iode; l'oxigène de l'oxide tient à l'acide radical lieu de second rapport d'oxigène : c'est aussi du bi-iodure de calcion. L'iodure simple cède au feu et en contact avec l'air l'acide radical de l'iode à l'oxigène de ce fluide. La chaux est rendue li-

bre. On peut dire que l'oxigène remplace l'iode près du calcion.

Chlorure de calcion; muriate de chaux. Ce sel, qu'on rencontre natif dans l'eau de la mer et des sources salines, est obtenu en abondance de la décomposition du muriate d'ammoniaque par la chaux ou par la craie. Il est dans les deux cas avec excès de base; il ne le serait pas dans le second cas si la portion d'acide carbonique qui n'est pas reprise par l'ammoniaque n'était pas expulsée par le feu. Il reste du muriate anhydre vice-hydraté par de la chaux. On verse sur le residu assez d'eau froide pour hydrater et, en même temps, dissoudre le sel. C'est le moyen d'extraire en entier la partie qui est sursaturée de chaux. Assez peu d'eau pour hydrater le sel sans le dissoudre exciterait de la chaleur et partagerait le sel en bas et haut soussel (avec beaucoup et avec peu de base en excès). L'eau chaude en quantité suffisante pour hydrater et dissoudre ferait la même chose. On sature l'excès de chaux par l'acide hydrochlorique ou on le précipite en faisant arriver dans la liqueur du gaz acide carbonique. On évapore pour faire cristalliser. Le sel se retire avec 6 rapports d'eau. Les cristaux sont très-prompts à déliquescer à l'air. Au feu, ils laissent d'abord échapper les $\frac{5}{6}$ de leur eau et se convertissent en une masse blanche, puis renoncent à la totalité de ce liquide et entrent en fusion. Cette fonte, au contact du gaz ammoniacal, se régénère en muriate de cet alcali, lequel, en place d'être hydraté par 1 rapport d'eau, est

vicehydraté par 1 rapport de chaux anhydre. Le sel se tumefie et semble s'effleurir. L'eau que ce sel attire de l'air, ou dont avec réserve on le mouille, en raison de l'échauffement qui a lieu, ramène l'acide à la chaux et fait dégager l'ammoniaque. Le même effet est produit par la chaleur sans le concours de l'eau. Plus d'eau hydraterait le sel ammoniacal et en même temps la chaux, ce qui, en faisant cesser la cause de l'union en suspendrait l'effet. Le chlore enlève pour le décomposer, le tiers de l'ammoniaque au sel vicehydraté par la chaux. Il y a inflammation, dégagement d'azote et formation d'acide hydrochlorique, lequel par les deux tiers de sa substance compose en hydrochlorate l'ammoniaque restée indécomposée. Le tiers de l'acide demeure libre. Un effet pareil est produit par le chlore, mais sur le muriate d'ammoniaque simple et dissous, dans la préparation de l'huile détonante. A sec, le gaz acide carbonique n'attaque point le calcio-muriate anhydre d'ammoniaque, mais avec l'intermède de la vapeur d'eau, il le transforme en souscarbonato-carbonate d'ammoniaque et chlorure de calcium. Cela prouve que le premier sel ne peut au dernier tenir lieu d'eau d'hydratation non obligée.

L'eau qui hydrate le chlorure de calcium reprend, en se dissolvant, toute la quantité de chaleur que le chlorure en avait déplacée. Elle se joint à cette eau pour dissoudre le chlorure anhydre. C'est pour cela que l'hydrate en se dissolvant dans l'eau et en se liquéfiant avec la neige produit de très-forts froids, Outre pour exciter

des froids artificiels, on s'en sert pour sécher les gaz qui ne sont pas condensés par l'eau.

Le chlorure de calcium peut prendre en surcharge des rapports variés de chaux. Avec 2 rapports de cette terre en excès il cristallise à l'état d'hydrate à 10 rapports d'eau. L'alcool et l'eau partagent ce sel en ses constituans prochains. On l'obtient en faisant bouillir la solution du chlorure simple avec de la chaux. On filtre bouillant et on laisse lentement refroidir. Nous avons dit que le résidu de la décomposition de l'hydrochlorate d'ammoniaque par la chaux et par la craie est du calcio-chlorure. Nous avons obtenu un sel de cette catégorie lequel s'est formé à froid. Nous avons, en vue de nous procurer du chlorure, versé sur de la chaux vive de l'acide hydrochlorique concentré; il se forma en un clin-d'œil d'énormes cristaux opaques et d'un blanc de lait, qui s'élançaient hors de la masse et étaient si avides d'eau qu'au premier contact de l'air ils tombaient en déliquescence et se partageaient en liqueur de sel avec un moindre excès de chaux et en hydrate de chaux. Primitivement c'était du sel anhydre ou cristallisé à l'état d'efflorescence. De longs prismes se croisaient dans toutes les directions. Ce résultat fut obtenu sur une masse de chaux de 12 à 15 livres. On ramassa plusieurs livres de cristaux. Je n'ai pas déterminé son excès en chaux, mais il doit être plus considérable que celui du sel à 2 rapports, lequel se forme en cristaux transparens, et se partage par l'eau en sel neutre et en hydrate de

chaux. Si le sel opaque était le même que celui-ci, mais interposé de chaux pour tenir aux cristaux lieu d'eau, on serait en droit d'en conclure que cette terre peut tenir lieu d'eau aux sels qui ont une existence indépendante de ce liquide, comme à ceux qui n'ont point cette existence.

Souschlorure de chaux ; sous-muriate oxygené de chaux. La combinaison du chlore avec la chaux telle qu'on l'obtient de la saturation de l'hydrate de chaux par le chlore est un souschlorure. Il contient 2 rapports de chaux pour 1 de chlore. L'excès de terre le préserve de la décomposition. J'en possède qui a 20 ans d'existence et qui est encore bon. L'enlèvement de sa partie neutre par de l'eau laisse l'excès de chaux avec très-peu de chlore. Cette partie neutre demande beaucoup d'eau pour sa solution et ne saurait d'après cela être convertie en hypochlorite et encore moins en chlorite, qui est largement soluble dans l'eau et dans l'alcool, tombe même en déliquescence à l'air et se montre difficile à cristalliser. On ne sait pourquoi il se formerait en hypochlorite, car la condition de cette formation, comme de celle du chlorite, est que le sel lui-même ou le corps qui en est le produit opposé se concrète; ici, une partie du corps concret devient liquide. C'est ainsi que lors de la translation du chlore qui est dans le chlorure de chaux à l'oxide du nitrate de plomb, une partie de cet oxide se forme en chlorure réduit et se concrète, par où seulement 1 rapport d'oxygène est transmis à la portion du chlorure à oxide de plomb, qui reste dissous et

qui peut-être est soluble par cet oxigène : du bihypochlorite , composé d'oxide de chlore et d'oxide de plomb, est produit. Nous parlerons de ce composé à l'article des sels de plomb. Pour consister en hypochlorito-trichlorure de chaux , ainsi que Berzelius le suppose, le chlorure de chaux, étant décomposé par un acide qui n'exerce point d'action sur le chlorure de calcion, devrait, par une dislocation entre ses constituans, se régénérer entièrement en chlorure à chaux, l'oxigène de l'hypochlorite passant à celui du metal ou en deplaçant le chlore. Le vinaigre et l'acide carbonique devraient déterminer cet effet, et de l'hypochlorite fait séparément et mêlé avec du chlorure réduit devrait l'éprouver par la réaction de ces acides. Il y a plus, l'alcool devrait opérer le même changement de composition puisqu'il enlève la totalité du chlore au chlorure à oxide qui n'en contient point à métal : la chaux sort de combinaison ; avec l'hypochlorite il formerait de l'oxigeno-éther, et en place de chaux libre il resterait du chlorure de calcion. Le chlorure de chaux transmet son oxigène aux corps qui n'ont pas une grande affinité avec le chlore, et celui-ci, à ceux qui ont une grande affinité avec lui. L'acide carbonique, que nous avons dit décomposer le chlorure entier, décompose aussi le souschlorure, ce dernier en saturant l'excès de chaux et déterminant un dégagement de chlore à mesure que le souschlorure, devenu chlorure entier, se partage, pour se régénérer en souschlorure, en celui-ci et en chlore. Cela

indique que le chlorure entier ne peut exister que dissous dans l'eau.

Les carbonates neutres triturés avec le souschlorure de chaux n'en dégagent que peu ou point de chlore pourvu qu'ils ne soient pas mis en excès; en rapport double ils le dégagent en entier. Le mélange doit être fait rapidement et les deux sels doivent être en poudre fine. Il résulte de là que les carbonato-chlorures d'alcali ont une existence, sinon sèche, du moins avec peu d'eau. L'eau partage le mélange en carbonato-chlorure de l'alcali et en souscarbonate de chaux. A-t-on substitué du souscarbonate au carbonate, l'effet est le même, mais l'eau reprend du souschlorure d'alcali; il reste également du souscarbonate de chaux. Le même souschlorure de chaux, réduit en poudre, étant mêlé avec du sursulfate sec et également pulvérisé de potasse, si les rapports sont exacts pour une décomposition complète entre le soussel et le sursel, reprend par son excès d'acide l'excès de chaux, et les deux sels entiers échangent leurs bases; deux fois du sulfate de chaux et une fois du chlorure entier de potasse sont produits. Quand le rapport du sursel est double, le chlore est dégagé et deux fois du sulfate de chaux, comme deux fois du sulfate de potasse, est ramené au neutre. L'action, du moins dans le dernier cas, ne commence que lorsque la matière est arrosée d'eau. L'humectation dans le premier cas ne donne du chlore que par l'accès de l'acide carbonique. L'avantage du mélange selon les derniers rapports est d'avoir à

la main une matière qu'il suffit de mouiller pour avoir un dégagement de chlore. Le souscarbonate d'ammoniaque enlève au chlorure entier le chlore et en précipite la chaux. Le souschlorure d'ammoniaque qu'on obtient est bientôt hydrogené dans son chlore par l'hydrogène de son excès d'alcali; 173 de celui-ci se décompose; le restant devient libre et de l'hydrochlorate d'ammoniaque est formé. Avant d'avoir subi ce changement de composition le sel blanchit comme un autre chlorure. Opère-t-on la même décomposition par du souscarbonate d'ammoniaque neutre, du carbonato-chlorure se forme et ce sel est persistant comme ceux correspondans des deux autres alcalis. L'ammoniaque caustique décompose le chlorure entier en chlorure à métal; l'oxide de plomb lui enlève l'acide radical et laisse l'oxigène avec l'eau et la chaux. L'effet, qui est déterminé par la concrétion du chlorure de plomb, est incomplet à cause du peu de différence de solubilité entre les deux sels. Il ne se forme point de bi-hypochlorite de plomb lequel resterait dissous; il n'est pas certain qu'il ne se forme pas un pareil sel à base de chaux. L'acide hydrochlorique échange son eau contre l'oxigène du chlorure de chaux et se constitue en chlore. La matière colorante convertit le chlore du chlorure en acide hydrochloreux et ainsi le chlorure, en hydrochlorite. Il y a défaut de calorique pour l'hydrogenation totale du chlore, à moins qu'on ne procède à chaud. Le chlore libre n'est pas plus avancé dans son acidification par l'hydrogène de la ma-

tière colorante que celui engagé. La moitié de sa matière est perdue pour le blanchiment. On obtient le chlorure de chaux en faisant arriver par un dégagement successif du gaz chlore à la surface d'hydrate de chaux : de sec et blanc qu'il était, cet hydrate devient humide et gris dans le rapport que le chlore le pénètre; la moitié de la chaux se sature de chlore et l'autre moitié se sur-sature d'eau, d'où l'humectation et le changement de couleur. On aurait pu croire que le chlore s'unissait à la chaux par l'intermédiaire de l'eau et que celle-ci était interposée entre les deux, l'eau adhérant d'un côté à la chaux et, de l'autre côté, au chlore. Quand le changement de forme éprouvé par l'hydrate a atteint le fond du vase, l'opération est terminée. Après peu de temps le chlorure devient blanc et sec comme l'avait été l'hydrate.

Comme la valeur du chlorure de chaux est jugée d'après son pouvoir de décoloration on est parvenu à renforcer ce pouvoir en faisant moudre de la chaux vive avec du sel de Glauber. L'alcali de ce sel est mis à nu, et c'est lui et non la chaux qui se charge de chlore, et, en raison de ce que sa saturation peut être complète, il en prend double quantité. Le chlorure résultant est pour la première moitié de sa saturation bon dans les cas où du chlore doit être cédé, et pour la seconde moitié aussi, dans ceux où il s'agit d'appliquer de l'oxigène.

Fluorure de calcium; spath fluor. Combinaison de l'acide fluorique radical avec l'oxide de calcium. On le trouve dans la nature sous les trois

formes, de masse, de poudre et de cristaux. C'est le seul minéral dont on retire l'acide hydrofluorique. Son nombre est 39, 1.

Hydrato-tri-souscarbonate de magnésie; magnésie du sel d'Ebson ou d'Angleterre. On donne ce dernier nom à la magnésie du commerce pour le distinguer de la magnésie blanche, qui est un mélange de magnésie sans eau et de sous-carbonate de chaux. On le prépare avec les eaux-mères des raffineries de sel où les deux terres sont contenues à l'état de muriate. On obtient la magnésie du sel d'Ebson en décomposant du sulfate de cette terre par du souscarbonate de soude sortant de la calcination rouge : on procède en des rapports définis et on mêle par un seul versement les deux solutions étendues et bouillantes. On édulcore à l'eau chaude et on projete en trochisques pour faire secher. Ce sel consiste en 3 rapports de souscarbonate, 1 de terre et 4 d'eau. Lorsque l'alcali contient un excès d'acide carbonique, 1/2 rapport de cet acide rend soluble dans l'eau et cristallisable avec rapport triple de ce liquide, 1 rapport entier de souscarbonate et, quand on procède à froid, le souscarbonate éphémèrement formé se partage en ce même composé soluble et en engagement de terre sans acide, de souscarbonate et d'eau. Les cristaux de souscarbonate tri-hydraté perdent leur eau à l'air sec, mais conservent leur forme. C'est de ce sel décomposé par une chaleur rouge qu'on obtient la magnésie brûlée.

Le souscarbonate de magnésie forme avec le

carbonate de potasse un sel double qui consiste en 2 rapports du premier et 1 rapport du second. Il contient 9 rapports d'eau sur 3 de base. On l'obtient en décomposant une solution saturée de muriate de magnésie avec une, également saturée, de carbonate neutre de potasse, celle-ci ajoutée en excès : il se forme de gros cristaux ; ce sel n'est soluble que dans le liquide où il a pris naissance, car lorsqu'on tente de dissoudre ses cristaux dans de l'eau, il se partage en ses constituans ; à 100° de chaleur, il laisse échapper son eau.

Sulfate de magnésie ; sel d'Ebson. Ce sel est trouvé natif dans les sources d'eau minérale d'Ebson, Seidlitz et Saidschuetz. On trouble sa cristallisation pour pouvoir le transporter sous un moindre volume. Il est alors sous forme d'aiguilles fines et qui, en raison du muriate de leur base qui les pénètre, sont toujours humides et s'humectent à l'air jusqu'à se fondre. Le sel dépuré se forme en gros cristaux qui contiennent 7 rapports d'eau et s'effleurissent à l'air. Le nombre du sel cristallisé est 123. Le sulfate de magnésie forme avec rapport égal de sulfate, soit de potasse, soit de soude, des sels doubles cristallisés et qui ne s'altèrent point à l'air. Celui à seconde base de potasse contient 3 rapports d'eau, l'autre, 6 rapports.

Seleniate de magnésie. Ce sel se compose de la même manière, dans les mêmes rapports et en possession des mêmes propriétés que le sel correspondant à acide sulfurique ; c'est, en un mot,

du sel d'Ebson à acide de selène, tant l'isomorphie entre les deux sels est complète.

Chlorure de magnésie. Ce sel à l'état natif accompagne presque partout le chlorure de sodion. On ne peut par voie directe le constituer sans eau à cause que l'acide radical du chlore préfère de suivre l'eau dans sa volatilisation à rester avec la magnésie, en d'autres mots, son affinité avec la première est plus forte qu'avec la dernière. Déjà en dessechant le sel, une partie de l'acide le quitte, et, à une chaleur rouge, il l'abandonne presque totalement. Du très-bas sous-muriate reste. On l'obtient sec en fesant| circuler, soit du chlore, soit de l'acide hydrochlorique sur de la magnésie incandescente : de l'oxigène ou de l'eau, que l'acide radical échange contre l'oxide de magnésion, sont receuillis. La décomposition a lieu en vertu des affinités qui changent au feu. Egalement, en chauffant hors du contact de l'air 2 parties de muriate d'ammoniaque et 1 partie de magnésie bien sèche, mêlées par le broyement : l'eau du muriate ou, si l'on veut, celle que forme l'hydrogène de l'acide avec l'oxigène de l'oxide, est d'abord expulsée et remplacée par la magnésie, qui alors vice-hydrate le sel; ensuite l'ammoniaque éprouve la même expulsion et l'acide radical reste avec l'oxide de magnésion. Ce procédé est une imitation de celui de Doebereiner, lequel consiste à ajouter à une dissolution de magnésie dans l'acide hydrochlorique rapport égal de muriate d'ammoniaque. On évapore jusqu'à siccité; l'eau du premier sel se

vaporise. En augmentant le feu jusqu'à l'incandescence, le second sel se vaporise à son tour et le chlorure de magnésion, offrant une fonte tranquille, reste. Par le refroidissement la fonte se concrète en des lamelles brillantes. Ce sel est très-avide d'eau et se dissout dans l'alcool comme dans l'eau, sous développement de chaleur. Il cristallise, mais difficilement, et en s'adjoignant 5 rapports d'eau. C'est sur le chlorure de magnésion qu'à l'aide du potassion, on réduit le métal de la magnésie. On utilise la décomposabilité de son hydrate simple à une chaleur rouge pour le séparer des vieilles saumures; autrefois aussi pour se procurer de la magnésie et de l'acide hydrochlorique.

Nitrate d'argent. Ce sel cristallise sans eau; il se dissout dans parties égales de ce liquide; il est aussi soluble dans l'alcool. Dans l'obscurité et avec le temps cette dernière solution se partage en éther nitrique et sousnitrate. Le sel est fusible au feu; sa fonte, après avoir laissé échapper un peu de vapeur nitrique, étant coulée dans une lingotière, prend le nom de pierre infernale. Ce nom lui est venu de sa couleur noire: c'est alors du haut nitrato-sousnitrate. Ce dernier n'est pas soluble dans l'eau. L'exposition à la lumière solaire le convertit aussi en un sel noir, mais qui est du nitrato-hyponitrate. Arrosé d'eau et mis en contact avec l'air ce sel absorbe de l'oxygène et redevient du nitrate. Le nitrate d'argent étant dissous à chaud dans l'ammoniaque liquide donne des cristaux de nitrate d'ammoniaque uni à rapport égal d'ar-

gentide du même alcali. Le second sel tient au premier lieu d'eau. Le sel double se dissout aisément dans l'eau. En présence de la lumière la portion de l'oxide jointe à l'ammoniaque se sous-oxide et, dans le rapport que cet effet a lieu, l'alcali se retire.

On a du nitrate d'argent en faisant dissoudre le métal dans le double de son poids d'acide nitrique à 35°. Dans le principe et avant qu'assez de chaleur se soit développée, un seul rapport d'oxigène est enlevé à l'acide, lequel, converti en acide hyponitrique, colore la liqueur en bleu; ensuite, et jusqu'à la fin, 2 rapports d'oxigène sont enlevés et de l'acide nitreux est formé. A aucune époque, de l'oxide d'azote est rendu libre. L'argent n'a pas assez d'énergie pour s'oxider par le troisième rapport d'oxigène de l'acide nitrique. On fait cristalliser. Le sel est anhydre et néanmoins il s'effleurit à l'air, sans doute, en s'appropriant de l'eau. Percuté avec une parcelle de phosphore ou autre combustible fort, le nitrate détone violemment. L'acide se décompose et le métal est réduit. L'ammoniaconitrato-argentide d'ammoniaque, que nous avons déjà nommé, résulte de la dissolution faite à chaud du nitrate d'argent dans l'ammoniaque liquide concentrée. Par le refroidissement le sel cristallise. Il est largement soluble dans l'eau.

Soushyponitrate d'argent. En faisant bouillir le sel précédent, dissous dans l'eau, avec l'égal de son contenu en argent, celui-ci provenu de déjection par un métal réduit, ou avec une quan-

tité arbitraire et alors jusqu'à ce qu'il n'en soit plus dissous, on obtient du soushyponitrate en solution jaune et qu'on ne peut bien constituer en concrétion qu'en évaporant jusqu'à siccité; on nomme ce sel nitrite d'argent. Si l'acide nitrique était abaissé dans son acidification jusqu'au degré d'acide nitreux, il faudrait l'adjonction de 2 rapports de métal et le sel obtenu serait du bi-sousnitrite. En raison du peu de force combustible de l'argent, ce métal peut être admis à la possession commune avec l'acide hyponitrique du rapport d'oxygène qui fait la différence entre cet acide et l'acide nitrique complet, de sorte que ce n'est, ni de cet acide, ni de l'oxide d'argent qui sont définitivement formés. C'est cet état de combinaison qui rend le sel encore plus soluble que l'est le nitrate lui-même. L'eau partage ce sel, après qu'il a été rendu concret, en hyponitrate simple, se dissolvant, et en tri ou quadri-soushyponitrate, restant indissous sous la forme d'une poudre jaune. Au contact de l'air et par l'intermède d'un peu d'eau, l'hyponitrate se complète d'oxygène et devient du nitrate, que le chlore décompose en chlorure et acide nitrique régénéré. Quand en faisant du nitrate on employe un excès de métal, de l'hyponitrate est produit après le nitrate. L'ammoniaque transforme le soushyposel en ammoniaco-argentido-nitrate d'ammoniaque; l'argent sort de la possession partagée avec le dernier des 5 rapports d'oxygène de l'acide nitrique, et cet acide se régénère. La même régénération a lieu lorsque le sel est traité à l'eau

bouillante, mais alors du nitrate simple est formé. Dans les deux cas le second rapport de métal se retire à l'état réduit. La pierre infernale immédiatement noire ou sans avoir laissé échapper de la vapeur d'acide nitrique, est en partie composée de ce sel. Enfin, l'hyponitrate impregné d'eau et chauffé brusquement se partage en acide nitrique et en métal réduit.

Formiate d'argent. En décomposant par du formiate d'alcali fixe de l'argent saturé d'acide nitrique on obtient une coexistence de deux sels : nitrate de l'alcali et formiate d'argent, qu'il n'est pas même besoin de chauffer pour faire résoudre le dernier en acide carbonique, oxide de carbone et argent réduit. Opère-t-on le même changement de composition entre du formiate d'alcali et de l'acide nitrique saturé d'argent et converti en hyponitrate par cette saturation, il se dépose une poudre blanche qui est du sous-formiate d'argent et qu'on doit se presser de mettre en isolement si l'on veut qu'il se conserve. Ce précipité se résout par la chaleur en acide carbonique et argent réduit; il ne tarde même pas longtemps à éprouver spontanément la même décomposition. Le nitrate simple décomposé par du formiate mêlé avec rapport égal de son alcali à l'état caustique ne fournit pas le même sous-sel.

Fulminate d'argent. On obtient ce sel en faisant réagir de l'alcool sur du nitrate d'argent fait avec un excès d'acide. L'acide nitrique est décomposé par l'alcool en oxidule d'azote auquel

se joint, par rapport égal, du carbone provenant de l'alcool. L'oxide du nitrate reste intact et s'unit à ce composé, lequel répond à de l'acide cyaneux. Il se dépose une poudre blanche qui est le fulminate en vue. Ce fulminate se dissout dans 36 parties d'eau chaude et cristallise de cette solution par le refroidissement. Ce sel, déplacé dans la moitié de son oxide par de la potasse caustique, devient du fulminate de potasse et d'argent, lequel étant, à son tour, enlevé dans son alcali au moyen de l'acide nitrique laisse échapper une poudre blanche qui est du surfulminate d'argent. Ce sursel étant dissous dans l'eau chaude cristallise au retour du froid. L'eau froide le dissout en petite quantité. Comme le bi-surprussiate de fer, le sursulfate et le surphosphate d'éther etc., il contracte des combinaisons triples avec un grand nombre d'autres oxides. Le fulminate d'argent, étant saturé d'ammoniaque dans son oxide comme dans son acide, forme du bisousammoniac - argentido - fulminate d'ammoniaque; 1 1/3 rapport d'alcali, 1 d'acide et 1 d'oxide. La solution de ce sel dépose, en se refroidissant, des cristaux qu'on peut nommer intaciles, tant ils sont disposés à fulminer par leur mise-en-contact avec un corps solide. L'hydrogène d'un tiers de rapport d'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'oxide d'argent et forme de l'eau; le métal est réduit et le fulminate d'ammoniaque, sans doute resté intact, est dispersé. L'explosion n'est pas étendue, mais intense. Le nom de fulminates que ces sels portent indique

assez quelle propriété le leur a fait donner. Le fulminate d'argent, dans la décomposition spontanée que la compression et la chaleur lui font subir, est résous en oxide de carbone, en azote et en métal réduit. Les deux oxigènes, de l'oxide et de l'acide, avec le carbone, forment l'oxide de ce combustible, l'azote devient libre et l'argent est réduit. L'acide des fulminates a les mêmes constituans que celui des cyanites, qui pourtant n'ont pas la même faculté de fulminer. La différence peut dépendre de ce que l'acide des premiers est formé d'oxidule d'azote et de carbone, et celui des seconds, d'oxidule de carbone et d'azote, ou de carbone et d'azote unis en cyane, et d'oxigène condensé par les deux réunis, ce qui peut amener une différence assez notable dans la force avec laquelle l'oxigène est retenu. Le surfulminate d'argent est regardé comme un acide particulier et dont l'oxide d'argent est le second radical ou le fulminate neutre, le radical unique. Nous verrons que le surfulminate de mercure en forme un autre et ainsi de suite.

Hemisousphosphate d'argent. En précipitant une solution de nitrate d'argent par une de phosphate de soude, on obtient un précipité jaune qui est du phosphato-sousphosphate d'argent, répondant à du phosphore réduit qui serait salifié au complet par l'oxigène. Le phosphate de soude a-t-il été calciné au rouge, le précipité est blanc et forme du phosphate neutre. On le nomme pyrophosphate.

Sulfate d'argent. On obtient ce sulfate en réa-

gissant à chaud par de l'acide sulfurique concentré sur de l'argent en poudre. On met 2 rapports d'acide sur 1 de métal; la moitié de l'acide est décomposée pour oxider le métal et l'autre, employée à dissoudre l'oxide. Il se forme un sel blanc qui est aisement fusible et qui au feu se décompose en acide sulfureux et en oxigène. La fonte a une couleur jaune et de la transparence. Le sel blanc est soluble dans 100 parties d'eau froide et 88 parties d'eau chaude. Le refroidissement le fait cristalliser de cette dernière solution. La vapeur concrète de l'acide sulfurique fumant (soushydrate ou anhydrohydrate) dissout l'argent à froid. Ritter, qui a examiné ce fait, l'a attribué à sa véritable cause, qui est la grande dose de calorique dont l'oxigène dans cette vapeur est pénétré. Cette pénétration par du calorique doit, en effet, être considérable pour que l'oxigène puisse à froid oxider un métal aussi peu combustible que l'argent. L'acide sulfureux auquel l'argent se substitue ne quitte pas le sel et s'unit, soit à l'eau, soit au sel lui-même, dans quel cas un surhyposulfate serait formé; il peut rester avec l'oxigène par lequel le métal est oxidé, ce qui dispenserait cet oxigène de devoir amener autant de calorique pour cette oxidation. Il serait alors dans le cas de l'oxigène qui, pour la formation de l'acide hyposulfurique, à défaut de calorique, amène de l'acide sulfureux. Le sulfate d'argent sert de réactif au chlore et à ceux de ses composés qui ne sont point blanchis par l'acide sulfurique. Il était autrefois employé

dans la peinture sur verre à cause du jaune transparent et irisé qu'il fournit. Le nombre du sel exempt d'eau est 156.

Le sulfate d'argent obtenu de double décomposition et par la voie humide (de rapports égaux de nitrate d'argent et de sulfate de soude, l'un et l'autre en solution saturée) est totalement changé de composition par l'ammoniaque. Si l'on procède à chaud et avec de l'alcali concentré, le refroidissement fait cristalliser un beau sel. C'est du sulfate d'ammoniaque anhydre près duquel de l'argentide d'ammoniaque tient lieu d'eau; dans ce dernier composé l'alcali se proportionne avec l'oxide et non son hydrogène, avec l'oxide de celui-ci; 1 rapport d'acide sulfurique, 1 d'oxide d'argent et 2 d'ammoniaque. Le sel cristallise sans eau.

Hyposulfate d'argent. L'oxide d'argent forme avec l'acide hyposulfurique un sel cristallisé, inaltérable à l'air et qui contient 2 rapports d'eau. Ce sel est soluble dans le double de son poids d'eau froide.

Chlorure d'argent. Combinaison d'oxide d'argent et d'acide muriatique radical ou d'argent réduit et de chlore. On l'obtient en décomposant le nitrate ou autre sel d'argent par du muriate de soude; il se dépose un précipité blanc insoluble dans l'eau, soluble dans l'acide hydrochlorique concentré et dans l'ammoniaque liquide et cristallisant de ces solutions; de la première, par la vaporisation au feu de l'acide, et de la seconde, par la séparation de l'ammoniaque à

l'air. On le trouve dans la nature sous forme de cristaux et aussi sous celle de fonte. Cette fonte, obtenue par l'art, porte le nom d'argent corné. A froid l'hydrogène n'enlève pas le chlore au chlorure d'argent récemment précipité, mais l'eau en vapeur enlève l'acide radical au même composé fondu. En raison de la chaleur sous-rouge que cette fonte exige, l'oxygène de l'oxide suit l'acide radical. On recueille de l'acide hydrochlorique, de l'oxygène et de l'argent réduit.

L'argent est, par l'acide radical du chlore, enlevé à toutes les bases avec lesquelles il forme des sels solubles, hors toutefois à l'acide hyposulfureux, qui l'attire plus fortement que l'acide du chlore. L'attraction entre l'oxygène du métal et celui de l'acide sulfureux et entre le métal et le soufre de l'acide hyposulfureux donnera une prépondérance factice à cette attraction.

Le chlore s'unit à l'argent sans produire de phénomène de feu. Nous verrons que le zinc, en décomposant le chlorure d'argent, déplace d'avec le chlore assez de chaleur pour faire fondre l'argent. Si le chlore indécomposé était uni à l'argent, une chaleur rouge ne manquerait pas de l'expulser, mais, à cette chaleur, l'affinité de l'oxygène avec l'acide radical du chlore est suspendue et l'engagement entre lui et l'oxygène ne peut se renouer. Le chlorure d'argent précipité noircit en présence du soleil en perdant du chlore. Il est employé à argenter le laiton et le cuivre. Son nombre est 143, 4.

Le chlorure d'argent n'est pas assez éteint dans sa

force comburante pour ne pas former des sels doubles cristallisés avec les muriates des trois alcalis. Le composé qu'il forme lorsqu'il absorbe du gaz ammoniacal ou qu'il est dissous dans l'ammoniaque liquide forte, est de l'ammoniacochloruro-bisurargentide d'ammoniaque. Ce composé cristallise. Nous avons dit qu'à l'air il laisse échapper l'ammoniaque et qu'il se régénère du chlorure simple. La tendance à la concrétion en corps insoluble, laquelle est bien plus puissante que celle en corps soluble, exercée par ce chlorure est la cause de cet effet. Par l'échauffement de sa solution, il se partage quelquefois en argent fulminant, qui se dépose et en muriate d'ammoniaque, qui reste dissous.

Chlorite d'argent. On prépare ce sel en réagissant par un défaut de chlore sur le précipité obtenu du nitrate d'argent par un souscarbonate d'alcali, qu'on délaye dans peu d'eau. La concrétion du chlorure à métal détermine la formation du chlorite. Le sel se dissout dans 2 parties d'eau chaude et cristallise de cette solution. Le chlore le partage en chlorure à métal et en acide hypochlorique. Son rapport d'oxygène s'ajoute aux 5 rapports de ce principe que l'acide chloreux contient, ou cet acide se retire avec l'oxygène de l'oxide d'argent; produit dans les deux cas : chlore avec 6 rapports d'oxygène et ainsi formation d'un acide intermédiaire entre l'acide chloreux et l'acide chlorique, à moins que cet acide n'existât dans le sel d'argent ainsi que le ferait croire la décomposabilité de ce sel jusque par l'acide acé-

tique, ce qui dénoterait une faiblesse de constitution qui ne peut appartenir qu'aux acides ayant un nombre pair de rapports d'oxygène, à l'acide carbonique, à l'acide boracique. La faible solubilité de l'acétate d'argent (1 de sel et 100 d'eau) peut toutefois contribuer à cet effet. Le sel en poudre, étant percuté avec une parcelle de soufre, qu'on place dans son centre, détone avec une extrême violence.

Souscarbonate de zinc. Ce sel se rencontre en abondance dans la nature, cristallisé et anhydre dans le spath zincique, uni à rapport égal d'eau dans la pierre calaminaire amorphe. On l'obtient sous la forme d'une poudre blanche en décomposant du sulfate de son métal par du carbonato-sous-carbonate de soude. L'excès d'acide qui lui reste temporairement uni l'empêche de se combiner avec l'eau. Le précipité est du carbonate rigoureux et anhydre après que l'acide excédant s'est dissipé. Quand on décompose le sulfate par du souscarbonate simple de soude, le précipité consiste en 3 rapports de bi-souscarbonate de zinc, ($1\frac{1}{2}$ de souscarbonate et $1\frac{1}{2}$ d'oxide) 1 rapport d'hydrate de zinc et 2 rapports d'eau. $5\frac{1}{4}$ de l'acide carbonique sortent de combinaison et $3\frac{1}{4}$ restent.

Hydrocyanate de zinc et de bipotasse. On obtient ce sel en reprenant par de l'hydrocyanate de potasse l'hydrocyanate de zinc, lequel est insoluble dans l'eau, ou en saturant le premier par le dernier. Il cristallise sans eau. Ce sel est par de l'oxide de zinc ce que le sel triple de Prusse est par de l'oxidule de fer.

Sulfate de zinc; vitriol blanc. Ce sel est obtenu en grand du grillage de certaines mines contenant du sulfure de zinc. Le zinc a assez d'énergie pour déterminer l'acidification complète de son soufre dans le rapport que lui-même il s'oxide. On lessive et on fait cristalliser. Les cristaux sont fondus, et tenus au feu jusqu'à ce qu'ils aient abandonné 4 des 7 rapports d'eau par lesquels ils sont hydratés. On écume et on coule dans des formes semblables à celles qu'on emploie pour le sucre en pain. On remue jusqu'à refroidissement. La masse granuleuse qu'on obtient est le vitriol blanc du commerce. On le dépure autant que possible de métaux étrangers en faisant bouillir sa solution avec de l'oxide de zinc, d'abord seul et ensuite mêlé de suroxyde de manganèse : l'oxide de manganèse que le sel peut contenir s'hémisuroxyde et se dépose; l'oxide de zinc prend sa place. On le recueille en abondance de la préparation de l'hydrogène avec son métal. Au feu il perd les 6/7 de son eau, et lorsqu'on veut en expulser davantage il cède la moitié de son acide à l'état liquide et l'autre moitié resout en acide sulfurique, en oxygène et en eau. Le sel s'effleurit un peu à l'air sec; il est soluble dans 2 1/2 parties d'eau froide et dans moins d'égale partie d'eau chaude. Son nombre est 143, 25, dont 63 pour l'eau.

Le sulfate de zinc peut prendre un excès double d'oxide et cristalliser avec lui : c'est alors du bi-soussulfate. Les cristaux, de forme lamelleuse, sont gras au toucher; étendus sur la peau,

ils la recouvrent comme le talc rapé. On l'obtient en faisant bouillir le sulfate dissous dans l'eau avec le double de son contenu en oxide. Après que l'oxide est dissous on filtre bouillant et on laisse refroidir. L'eau froide ne dissout pas ce sel.

Le sulfate de zinc peut également prendre en surcombinaison une quantité notable d'acide sulfurique et cristalliser avec lui. Les cristaux sont énormes. Ce sel, dissous dans un volume d'eau égal à celui que contient l'eau-mère dans laquelle il s'est formé, est incomparablement plus acide que cette eau-mère.

Le sulfate de zinc contracte avec celui de potasse un engagement double dans lequel rapports égaux des deux sont unis. Le sel est hydraté par 12 rapports d'eau. On obtient ce sel en saturant de potasse caustique le sulfate avec excès d'acide et en ajoutant du sulfate du même alcali jusqu'à ce qu'il cesse d'être dissous. Avec l'ammoniaque le sursulfate de zinc forme également un sel double, lequel cristallise avec 8 rapports d'eau.

Hyposulfite de zinc. En faisant arriver dans un bocal contenant de la tournure de zinc et de l'eau, du gaz acide sulfureux, le métal s'oxide et l'acide change de composition : d'acide sulfureux entier, il devient de l'acide soussulfureux. L'eau peut se décomposer, par son oxygène oxider le metal, et par son hydrogène sousacidifier l'acide sulfureux, comme la moitié de l'oxygène de celui-ci peut passer au métal. Une portion du sel formé est décomposée par l'acide sulfureux non

encore sousacidifié, ce qui oblige d'échauffer avec le dépôt de soufre ou avec du soufre ajouté. On concentre hors du contact de l'air et on fait cristalliser.

Hyposulfate de zinc. L'hyposulfate de zinc est obtenu en décomposant le sel correspondant à base de baryte par du sulfate de zinc. Il cristallise en vase garanti de l'accès de l'air avec 6 rapports d'eau. Sa solution, étant chauffée jusqu'à l'ébullition, laisse échapper l'acide sulfureux qui tenait lieu de chaleur au dernier rapport d'oxygène de l'acide sulfurique; le sel se constitue en sulfate simple.

Seleniate de zinc. Ce sel a les plus grands rapports avec le sulfate de son métal. A la température habituelle il cristallise avec 7 rapports d'eau, à une qui excède 20°, seulement avec 3 rapports.

Iodure de zinc. La solution de ce sel se concrète en une masse cristalline avide d'eau, laquelle, étant par le feu et en vase clos dépouillée de son eau, se sublime. Chauffé en contact avec l'air, l'acide radical de l'iode échange l'oxide de zinc contre de l'oxygène, se régénère en iode et se volatilise : il reste de l'oxide de zinc.

Chlorure de zinc. Ce sel était autrefois préparé en soumettant à un feu de sublimation rouge du zinc mêlé avec du sublimé corrosif. On a ensuite pris du sulfate de zinc et du muriate de soude, l'un et l'autre dépouillés d'eau. On obtient une masse grise blanchâtre, qu'on peut couper comme du beurre, d'où est venu son nom

de beurre de zinc. Quand une fois ce sel a pu s'humecter, il ne peut plus être rendu anhydre sans laisser échapper une portion de son acide, après quoi, si on pousse le feu jusqu'au rouge, il se sublime en un sel cristallisé et laisse un résidu d'oxide. Le chlorure de zinc se fond à 100°; son nombre est 67, 29.

Nitrate de cadme. Ce sel cristallise avec 4 rapports d'eau et s'humecte à l'air. C'est à ce sel que le plus souvent on emprunte le cadme qu'on veut faire entrer en d'autres natures de combinaisons.

Sulfate de cadme. Ce sel a encore des rapports avec le sulfate de zinc. Il cristallise avec 4 rapports d'eau et perd à l'air une grande partie de ce liquide. Il se dissout aisement dans l'eau. Au feu, il abandonne d'abord les $\frac{7}{18}$ de son eau et ensuite la moitié de son acide; le résidu qui reste affecte une forme cristalline.

Iodure de cadme. Ce sel est soluble dans l'alcool. Il cristallise avec l'eau de son acide gazeux. Il est aisement fusible. À une chaleur forte il se partage en iode et en métal réduit. L'acide radical de l'iode, en se volatilissant, reprend au cadme l'oxigène qu'il lui avait transmis.

Nitrate de bismuth. En dissolvant à chaud le bismuth dans de l'acide nitrique de force moyenne (2 acide, 1 eau) et en complétant la saturation par du magistère du même métal, on a du nitrate de bismuth. On plonge le bocal dans de l'eau froide pour faire cristalliser. L'acide nitrique très-fort peut bouillir avec du bis-

muth sans que la moindre réaction se manifeste, mais en ajoutant un peu d'eau elle devient des plus violentes. La solution, avant d'avoir déposé le sel, étant diluée de 30 fois son poids d'eau froide, se partage en bas soursel et haut sursel : le premier se dépose et le second reste dissous. Le sel déposé porte le nom de magistère de bismuth. Le sel neutre est employé comme encre sympathique à caractères blancs. L'apparition des lettres est provoquée par l'immersion du papier dans l'eau.

Chlorure de bismuth. On peut avoir ce sel cristallisé en dissolvant à chaud le bismuth dans l'acide hydrochlorique, saturant l'excès d'acide par l'oxido-chlorure du même métal. La solution rapprochée dépose des cristaux. En soumettant ce sel à la sublimation ou en décomposant du sublimé corrosif par rapport égal de bismuth pulvérisé, on recueille une masse concrète qu'autrefois on nommait beurre de bismuth. Ce sel est fusible par la chaleur ; il se liquéfie sans décomposition avec rapport égal d'eau qu'il attire de l'air. L'oxido-chlorure de bismuth est formé lorsqu'une solution saturée de sel marin dans beaucoup d'eau précipite la dissolution neutre du bismuth dans l'acide nitrique. Le précipité blanc qui se forme porte le nom de blanc de fard et d'oxido-chlorure simple. Quand la solution du sel marin est diluée, le précipité est du bioxido-chlorure. L'oxido-chlorure simple se partage au feu en celui-ci, restant fixe, et en chlorure complet se volatilissant.

Nitrate de bi-palladion; protonitrate de palladion. On obtient ce sel en dissolvant, à l'aide de la chaleur, du palladion dans de l'acide nitrique. Il se dégage de la vapeur nitreuse résultant de l'acide hyponitrique qui se résout en cette vapeur et en acide nitrique. A froid, rien ne se dégage, et de l'hyponitrate est formé. Par le dessèchement on obtient une masse saline rouge-foncé, qui, à une chaleur modique, laisse échapper l'acide nitrique sans que l'oxidation du métal monte en degré. Ce sel étant, par l'ammoniaque, précipité en oxido-nitrate d'ammoniaque et redissous par le même alcali en ammoniacopalladido-nitrate d'ammoniaque, cristallise en un sel incolore. A une chaleur d'ébullition, la solution de ce sel laisse échapper la moitié de son alcali et redevient de l'oxido-nitrate d'ammoniaque.

Hydrocyanate de palladion oxidulé et de bi-potasse; sel triple de palladion. L'oxide de bi-palladion enlève l'acide hydrocyanique jusques à l'oxide de mercure. L'hydrocyanate ainsi formé se combine avec l'hydrocyanate de potasse et cristallise avec lui en un sel incolore.

Palladio-chlorure de palladion; proto-chlorure de palladion. Ce sel se concrète en masse cristalline d'un brun-foncé, laquelle, étant dépouillée d'eau, est noire. Il forme avec rapport égal de chlorure de potassium un sel double cristallisé et un semblable avec l'hydrochlorate d'ammoniaque.

Chlorure de palladion. Ce sel est obtenu en

ajoutant au chlorure de bi-palladion l'égal de son contenu en chlore sortant de combinaison d'avec l'acide hyponitrique. Il n'existe qu'en solution concentrée et à froid, car l'eau et la chaleur lui enlèvent le second rapport de chlore et le font retourner à l'état de chlorure de bi-palladion. La solution est brun-noirâtre. Il forme avec le chlorure de potassium un sel double, dans lequel 2 rapports de chlorure de palladion sont unis à 1 rapport de chlorure de potassium.

Nitrate de plomb. On obtient ce sel en saturant d'acide nitrique de l'oxide ou du souscarbonate de plomb. Il cristallise sans emporter de l'eau. Il est soluble dans 7 $\frac{1}{2}$ parties d'eau froide. Le nitrate de plomb peut prendre en surcharge 1, 2 et 3 rapports d'oxide. Le sousnitrate est soluble dans l'eau chaude et cristallise de cette solution. Le bi-sousnitrate contient 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'eau. Le penta-sousnitrate contient également 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'eau, comme si l'eau se mettait en relation avec l'acide et sans avoir égard à l'oxide. On obtient ces sousels en enlevant au sel entier, à l'aide de l'ammoniaque, des portions successivement croissantes d'acide.

Quand on traite de l'hémisuroxide de plomb (minion) avec de l'acide nitrique très-fort, tout l'hémisuroxide est dissous et il se forme du nitrate tenu en solution par de l'eau héli-oxigénée. Bientôt après, de la vapeur nitreuse se dégage et la totalité du plomb, convertie en suroxide, se dépose. Si pendant le fort de l'action on ajoute autant d'eau qu'il y a de l'acide, de

L'oxygène se dégage et du nitrate simple est formé.

Nitrite de plomb. Ce sel résulte de la précipitation de l'excès d'oxide à l'état neutre, qui est dans le bi-sousnitrite de son métal, à l'aide de l'acide carbonique. On réduit le soussel en poudre fine et on délaie dans de l'eau tiède. Le liquide, séparé du souscarbonate, est rapproché jusqu'à cristallisation, dans le vide de Leslie. A l'air, il se saturerait d'oxygène et retournerait à l'état de nitrate. Les cristaux sont jaune-foncé. Leur solution, qui a la même couleur, étant chauffée jusqu'à 80°, se partage en oxide d'azote et en sousnitrate. La chaleur ajoute à l'oxygène d'une portion de l'acide nitreux ce qui lui manque en calorique pour saturer en acide nitrique une autre portion du même acide. Le nitrate de plomb pour devenir du nitrite doit renoncer à 2 rapports de son oxygène et, s'il le transmet à du plomb réduit, se surproportionner de 2 rapports d'oxide de ce métal. Le plus souvent on procède à la sousacidification par rapport simple de plomb, et alors on a de l'hyponitrate en place de nitrite. Cet hyponitrate exerce des réactions pseudo-alcalines. Le nitrite ou l'hyponitrate de plomb peut prendre en surcharge 3 rapports d'oxide et former du tri-soussel, qui se concrète en cristaux rouge-de-brique. Ce sel réagit encore plus fortement comme alcali que le précédent. C'est de la décomposition du nitrite et de l'hyponitrate de plomb par le feu qu'on obtient les acides nitreux et hyponitrique anhydres, liqui-

des, quand on ne veut pas condenser ces acides gazeux par 20° de froid.

Souscarbonate de plomb; ceruse. Ce sel résulte de la réaction décomposante que, sans le concours de l'air, le plomb en lames exerce sur le vinaigre tenu chaud jusqu'à 45°. Des 3 rapports d'oxygène qui dans l'acide acétique sans eau sesqui-oxidulent 2 rapports de carbone et sont hydrogénés par un nombre égal de rapports d'hydrogène, un oxide le plomb et les deux autres acidifient au complet 1/2 rapport de carbone, d'où du souscarbonate de plomb; les 3/4 restans du carbone ou 1/2 rapport se retirent avec les 3 rapports d'hydrogène pour former de l'esprit pyroacétique, lequel cependant consiste en oxidule de carbone et rapport double d'hydrogène; 2 de carbone, 2 d'oxygène et 4 d'hydrogène. Le vinaigre, sans fermenter, éprouve un changement de composition analogue à celui qu'éprouve le sucre en fermentant. Il retourne par une partie de sa substance à l'état d'une espèce d'alcool dans lequel 2 rapports d'oxygène remplacent 2 rapports d'eau. C'est d'alcool ordinaire brûlé dans son hydrogène surproportionnant l'eau que l'acide acétique provient : les constituans de 3 rapports d'eau sur 2 de carbone y sont de composition et 1 rapport d'eau y est de conjonction. Si, dans la composition de la ceruse, le vinaigre réagissait pour déterminer l'oxidation du plomb par l'air, ce serait de l'acétate et non du souscarbonate qui serait formé. On fait aussi la ceruse en enlevant, au moyen de l'acide carboni-

que, l'excès d'oxide à du sousacétate rigoureux de plomb : du souscarbonate se précipite et de l'acétate entier reste dissous. Si le sousacétate avait en excès 2 au lieu de 1 rapport d'oxide, la moitié de celui-ci, dépourvu d'acide carbonique et pourvu d'eau, serait coprecipité. Ce serait le sel que Pfaff dit se former lorsque de l'acétate de plomb est décomposé par un souscarbonate d'alcali et qu'il croit être seul capable de se former en oleato-margarate avec les matières grasses. Des cristaux transparens de souscarbonate de plomb sont rencontrés natifs; c'est le spath plombique, dit aussi mine de plomb spathique. La ceruse incorporée par le broyement à une huile siccativè fait l'excipient des couleurs dites à l'huile. On l'emploie pour faire le sel de saturne sans excès d'oxide. Chauffé en vase clos jusqu'à 400°, il renonce à son acide et devient de l'oxide jaune. En contact avec l'air, il échangerait l'acide contre son équivalent en oxigène et deviendrait de l'hémisuroxide (massicot et minion). Le nombre de la ceruse est 133, 5.

Sulfate de plomb. Le sulfate de plomb se trouve cristallisé dans la nature; on l'obtient par l'art, mais sous forme d'une poudre blanche insoluble, en décomposant un sel soluble de plomb par un sulfate d'alcali. On le recueille comme produit accessoire de la préparation de l'acide et de l'éther acétiques par l'acétate de plomb. La soustraction d'une partie de son oxide par l'acide hydrochlorique le rend soluble; la cristallisation du chlorure de plomb formé ne provoque pas le par-

tage du sursulfate en ses composans prochains. Il est aussi soluble dans l'acétate d'ammoniaque. Dans ce cas-ci, du sousacétate de plomb soluble et du plombo-sulfate d'ammoniaque sont produits. Nombre 64, 56.

Hyposulfate de plomb. Ce sel est obtenu de la décomposition du souscarbonate de plomb par l'acide hyposulfurique. On abandonne à l'évaporation spontanée. Il se dépose de gros cristaux, aisément solubles, et qui sont pourvus de 4 rapports d'eau. Ce sel, précipité par l'ammoniaque jusqu'à ce que plus rien ne se dépose, est converti en soussulfate soluble dans l'eau, cristallisable et réagissant comme alcali. L'ammoniaque enlève la moitié de l'acide.

Chlorure de plomb. Nous venons de dire que la décomposition partielle du sulfate de plomb par l'acide hydrochlorique dépose des cristaux de chlorure; ce nom indique que le sel ne contient pas d'eau. On l'obtient aussi en dissolvant l'oxide de plomb dans de l'acide hydrochlorique, qui doit être dilué et en outre chaud, à cause de la faible solubilité du chlorure dans l'eau : 22 parties d'eau chaude et 80 parties d'eau froide en dissolvent seulement 1 partie. En vase clos il est fusible sans décomposition et sans volatilisation; la fonte ainsi obtenue a reçu le nom de plomb corné. Chauffé à l'air libre, il s'empare de l'eau de ce fluide et se partage en partie en acido-sel, qui se vaporise, et en oxido-sel qui reste. Celui-ci se colore en jaune. De l'oxido-chlorure de plomb est rencontré natif sous forme de cristaux.

Du bi-oxidochlorure résulte de chlorure dissous dans l'eau, qu'on précipite par de l'ammoniaque caustique. En traitant au feu le mélange de 10 parties d'oxide de plomb et de 1 partie d'hydrochlorate d'ammoniaque, on a une fonte qui, en se refroidissant peu à peu, cristallise, et qui, figée, prend une texture lamelleuse et une belle couleur jaune. On la connaît en peinture sous le nom de jaune de Cassel. Le plomb a tant de tendance à se constituer en ce bas soussel qu'il décompose jusqu'au sel marin pour le former. La potasse caustique le dissout en entier, et l'acide nitrique d'une force convenable lui enlève son excès d'oxide : le chlorure reste indissous. Du chlorure cristallisé de plomb est rencontré natif. On trouve aussi dans la nature et également à l'état cristallisé, du souscarbonato-chlorure de plomb et de l'hexa-sesqui-phosphato-chlorure du même métal.

Bi-hypochlorite de plomb. Combinaison de l'oxide de chlore avec l'oxide de plomb. On l'obtient en décomposant du nitrate de plomb par du souschlorure de chaux rendu soluble par la saturation de l'excès de sa base à l'aide de l'acide nitrique. Du chlorure de plomb se dépose et du bi-hypochlorite reste dissous. Ce dernier ne tarde pas à se décomposer : l'oxigène de l'oxide de chlore surovide l'oxide de plomb et le force de sortir de combinaison. Le chlore se dégage. Le nitrate de chaux augmente la solubilité du chlorure saturé de sa terre.

Chromate de plomb. Sel natif et factice. Le

premier est en cristaux rouges; c'est le plomb rouge de Sibérie. Le second est en poudre jaune (jaune de chrome). On obtient celui-ci en décomposant du nitrate de plomb par du chromate de potasse. Il est soluble sans residu dans la potasse caustique. En réagissant sur ce sel par un mélange d'alcool et d'acide hydrochlorique, suivant le rapport de l'acide, il se forme de l'éther oxigéné ou de l'éther muriatique pesant : l'acide chromique cède, soit à l'alcool, soit à l'acide radical du chlore, la moitié de son oxigène et son sesqui-oxidule s'unit au même acide radical, ce qui arrive aussi à l'oxide de plomb; le chlorure de ce dernier se dépose et le sesqui-chlorure de chrome reste dissous. Le chromate de plomb peut prendre un excès d'oxide et devenir du sous-chromate. Il est alors d'une belle couleur rouge. On obtient ce sel en faisant bouillir rapports égaux de chromate de plomb encore humide de sa préparation et de chromate de potasse dissous dans l'eau : la moitié de l'acide du premier chromate passe au second, lequel s'en proportionne en surchromate. Les deux chromates de plomb sont employés dans la peinture à l'huile.

Carbonite de cobalt. En décomposant un sel de cobalt par de l'oxalate neutre de potasse, on obtient un précipité rose qui est le sel cherché. Il contient 2 rapports d'eau. Chauffé en vase clos il laisse échapper son eau et élève l'acidification de son acide aux dépens de l'oxigène de son oxide, lequel est réduit en métal : c'est un moyen d'avoir aisement du cobalt métallique.

Hypophosphite de cobalt. Ce sel s'obtient en dissolvant de l'hydrate récent de cobalt dans l'acide hypophosphoreux. Le sel cristallise très-bien et s'adjoit 8 rapports d'eau. Il est coloré en rouge et se dissout aisement dans l'eau.

Sulfate de cobalt. Sel rouge qui, à l'état cristallisé, contient 6 rapports d'eau. Il s'effleurit à l'air et cède à la chaleur la totalité de son eau. Il est alors couleur de rose. Avec rapport égal de sulfate de potasse ou d'ammoniaque, il forme des sels doubles, rouges, qui renferment 6 rapports d'eau.

Chlorure de cobalt. Ce sel cristallise avec rapport égal d'eau, alors il est rouge, ou sans eau et alors il est bleu, suivant qu'il sort d'une solution plus ou moins concentrée et teinte respectivement en ces couleurs. Le sel bleu se sublime en entier; celui rouge, après avoir cédé à l'eau qui se vaporise une portion de son acide et s'être constitué en oxido-chlorure, se partage en chlorure et en oxide. On l'obtient sans excès d'acide en faisant dissoudre de l'oxide de cobalt dans l'acide hydrochlorique. Quand à cette solution on emploie de l'hydrato-suroxide de cobalt (hydrate qui à l'air a échangé la moitié de son eau contre l'équivalent de celle-ci en oxigène), il se dégage du chlore. Si l'acide était à deshydrogenner pour s'unir au cobalt, celui deshydrogené par l'hémisuroxigène s'y unirait de préférence et du chloruro-oxido-chlorure serait formé. Ce sel est employé comme encre symphatique. Les lettres paraissent en vert. Le calorique

se substitue à l'oxide près de l'acide, par où l'oxide reprend sa couleur, laquelle, broyée avec le jaune du papier, est verte en place de bleue.

Nitrate de nickel. Ce sel se forme en cristaux verts-bleuâtres, solubles dans l'alcool et dans le double de leur poids d'eau. Ils s'effleurissent à l'air sec et tombent en déliquescence à l'air humide. Le sel est censé contenir 6 rapports d'eau. Au feu il laisse échapper son eau jusqu'à ne plus en contenir qu'un demi-rapport, lequel, dans la volatilisation qu'il éprouve à son tour, est accompagné de la moitié de l'acide; reste du sous-nitrate anhydre qui, en vase clos, se resout en oxigène et en acide nitreux, et qui à l'air échange son demi-rapport d'acide contre 1/2 rapport de suroxigène.

Souscarbonate de nickel. On obtient ce sel en décomposant du nitrate de nickel par un souscarbonate d'alcali mis en sous-rapport. Le précipité est vert de pomme. Il contient 1/2 rapport d'eau comme 1/2 d'acide. Ce sel présente d'intéressant qu'à l'instar de l'hydrate simple, il échange à l'air la moitié de son eau contre l'équivalent de cette moitié d'eau en oxigène.

Carbonite de nickel. On obtient ce sel, qui est insoluble dans l'eau, en réagissant par de l'acide oxalique sur un sel quelconque de son métal. Il se forme un précipité vert-clair, qui retient 2 rapports d'eau. Chauffé en vase clos, l'oxigène de son oxide se joint a celui de son acide et transforme celui-ci en acide carbonique; à l'air, l'oxigène de ce fluide se charge de cet effet et

du souscarbonate en place de métal réduit est obtenu.

Sulfate de nickel. Ce sel est obtenu de la dissolution de l'oxide de nickel dans l'acide sulfurique modèremment dilué. Le nickel réduit n'enlève pas le troisième rapport d'oxigène à l'acide sulfurique, mais il le fait enlever par l'hydrogène de l'eau. Le sulfate se forme en cristaux vert-émeraude, qui contiennent 6 rapports d'eau, dont le sel se dépouille totalement au feu. Il est soluble dans 3 parties d'eau froide. Il forme avec les sulfates d'ammoniaque et de potasse les mêmes sels doubles que forment le cobalt et autres métaux.

Séléniate de nickel. Ce sel, qui est isomorphe au sulfate de son métal, en est différent en ce que, dans sa cristallisation, il retient 1 rapport d'eau de plus.

Sulfate d'antimoine. On obtient le sulfate d'antimoine en chauffant la poudre du métal avec rapport double d'acide sulfurique concentré. La moitié de l'acide est enlevée dans le troisième rapport de son oxigène et le restant se combine avec l'oxide produit. On obtient une masse saline, qui est du sulfate entier. L'eau la partage en sous et sursel; ce dernier cristallise par le rapprochement de la liqueur. Le nombre de ce sel est 83. On l'emploie principalement à la composition du chlorure de son métal.

Hydrosulfate d'antimoine. On obtient ce sel en décomposant du tartre stibié par de l'acide hydrosulfurique. Il se forme un précipité rouge-

orangé, qui, garanti de l'air, se souscompose en sousehydrate de sulfure hydrogené de sousoxide ou kermès minéral. Un peu de chaleur favorise l'effet. Au contact de l'air la moitié de l'hydrogène brûle et le composé devient du sousehydrate de sulfure hydrogené d'oxide. Il a plus de stabilité lorsqu'on précipite l'oxide d'antimoine par de l'hydrosulfate de potasse. Le même composé est obtenu de l'ébullition du sulfure d'antimoine avec une solution de souscarbonate de potasse. Par le refroidissement de la liqueur une partie du composé se dépose et, en raison de la chaleur à laquelle la séparation s'effectue, l'hydrosulfure se change en sulfure hydrogené mi-hydraté de sousoxide, qui est encore du kermès minéral. Les portions du liquide qui jallissent sur les parois du vase sont assez tôt refroidies pour que la sousehydrogenation puisse se faire par l'oxigène de l'air; le composé est alors également du kermès à oxide. L'ébullition du sulfure dans un excès de potasse liquide ne dépose rien par la baisse de la température, et il faut le contact de l'air pour que du kermès soit précipité; ce kermès, en raison de ce qu'il résulte d'hydrosulfure sousehydrogené par l'oxigène de l'air, est de même à oxide. Jusqu'à la dernière particule de l'hydrosulfure est séparée. Le bouillonnement de l'acide carbonique ou du gaz azote à travers le liquide, en portant sans cesse au contact de l'air les lames qui enveloppent les bulles de gaz, abrège de beaucoup la précipitation du kermès. L'hydrosulfure qui par la baisse de la tempéra-

rature ne s'est pas séparé du souscarbonate de potasse, s'en sépare sous dégagement d'acide hydrosulfurique, et nécessairement d'acide carbonique, à l'état d'hydrosulfure sulfuré d'oxide, par l'addition d'un acide : c'est le soufre doré d'antimoine. Un composé identique avec celui-ci est obtenu lorsque par de l'hydrosulfure sulfuré de potasse on décompose du tartrate de potasse et d'antimoine. Ce surhydrosulfite répond au surchlorure de son métal. On obtient le même sel en décomposant, en vase clos, le tartre stibié par du surhydrosulfate de potasse ; après la précipitation, on introduit de l'air et on agite : la moitié de l'hydrogène est brûlée et du soufre doré est formé. On n'a point du soufre doré en décomposant par un acide la solution du sel de Schlippe ; ce sel de Schlippe est obtenu en ajoutant, par voie de fusion, 1 1/2 rapport de soufre à du sulfure simple de soude provenu de sulfate décomposé dans son acide par du charbon, et 1 rapport de sulfure d'antimoine. On lessive avec 4 à 5 parties d'eau ; on filtre, on rapproche et on fait cristalliser. On obtient un sel incolore et transparent, qui à l'air s'humecte et fournit le composé que je dis ne pas être du soufre doré d'antimoine.

Bromure d'antimoine. Ce sel est obtenu de la combinaison directe entre ses constituans. Il est volatil et, étant sublimé, il se concrète en cristaux incolores. Il attire l'humidité de l'air sans se décomposer, mais il se partage en sous-sel et sur-sel par l'affusion de l'eau, même en quantité minime.

Chlorure d'antimoine. On obtient ce sel en soumettant à la distillation le mélange de 6 parties de sulfure dépuré d'antimoine et de 13 1/2 parties de second chlorure de mercure. Le chlore passe à l'antimoine et le soufre au mercure. Quand on cesse le feu après que le chlorure s'est volatilisé, le sulfure reste dans la cornue, sinon, il se volatilise à son tour. On recueille une masse grise-brunâtre mi-pellucide. On peut au sulfure substituer le métal sans soufre et alors prendre 4, 3 en place de 6 parties. Ce mélange n'a pas besoin d'être chauffé pour que le chlore passe à l'antimoine; il suffit qu'il soit placé dans un air un peu humide pour qu'en deux ou trois heures il soit partagé en hydrate de chlorure et en mercure réduit. Nous avons dit que le sulfate d'antimoine sert à former du chlorure. On réunit 2 3/4 de ce sel, le plus complètement possible dépouillé d'eau, et 1 3/4 de chlorure de sodion. On distille. Le produit est liquide. En chauffant jusqu'à l'ébullition de l'acide hydrochlorique concentré avec du sulfure d'antimoine, la réaction s'arrête dès l'instant qu'il n'y a plus d'excès d'acide à la formation de l'acido-chlorure d'antimoine. Les acides hydrosulfurique et hydrochlorique, mélangés ou combinés, qui se dégagent ensemble, sont d'une fétidité insupportable. Le produit contient de l'hydrosulfure et peut être longtemps dilué d'eau sans déposer de l'oxido-chlorure. Le chlorure solide se fond à une chaleur encore au-dessous de 100° et se reconcrète en une fonte cristalline. Au sousrouge il se vo-

latalise ; il cristallise en refroidissant. Par une affusion d'eau il se partage en hexa-soussel et hexa-sursel, ou en hex-oxido-chlorure et hex-acido-chlorure : le premier se dépose sous forme d'une poudre blanche (poudre d'Algaroth), et le second reste dissous. La poudre, qui est très-volumineuse, lorsqu'on tente de l'abluer avec de l'eau chaude, réduit presque à rien son volume et se change en une matière grise, et rude au toucher.

L'antimoine peut prendre un second rapport de chlore et former un surchlorure en correspondance avec son suroxyde, nommé acide antimonique. Ce composé est liquide, très-volatil et fume fortement au contact de l'air. Modérément d'eau le transforme en hydrate, qui cristallise, plus d'eau le partage en hydrate de suroxyde et acide hydrochlorique. On obtient ce surchlorure en chauffant légèrement de l'antimoine réduit en poudre dans une atmosphère de chlore sec. En chauffant du chlorure concret en contact avec du chlore, celui-ci se condense sans que la fonte de chlorure change d'aspect, mais au refroidissement elle se couvre de cristaux brillants et que par une légère secousse on peut en détacher. Ces cristaux sont peut-être de l'hémi-surchlorure en relation avec l'hémisuroxyde de son métal.

Fluorure d'antimoine. On obtient ce sel en dissolvant l'oxyde d'antimoine dans l'acide hydrofluorique. Par le rapprochement de la liqueur il se forme des cristaux qui sont aisément solubles dans l'eau.

Auro-chlorure d'or. (chlorure d'or *plus* de l'or) protochlorure d'or. L'oxygène dans l'or est trop peu déplacé dans son calorique pour pouvoir se proportionner avec le représentant de l'oxygène des combustibles relatifs, hors avec le moins déplacé dans cet agent, qui est celui du selène. Encore ce sel est-il peu connu et ce qu'on en sait est que l'acide selenique oxide l'or par le troisième rapport d'oxygène d'une partie de sa substance et dissout l'oxide formé par une autre partie. En revanche, il s'unit volontiers à l'oxygène joint à l'acide radical des comburens relatifs. Le chlorure d'or est sous forme d'une masse saline blanc-jaunâtre. Il est insoluble dans l'eau, mais sous l'influence de ce liquide, il se partage en 273 de métal réduit et 173 de trichlorure. On l'obtient en chauffant celui-ci jusqu'à la température qui fait fondre l'étain; il cesse de se dégager du chlore : les 273 de ce comburent sont expulsés. A une température plus élevée la totalité du chlore se dissipe. A l'état concret le trichlorure forme une masse saline rouge-rubisfoncé. Il attire l'humidité de l'air. Sa solution dans l'eau est rouge-brunâtre. Avec 1 rapport d'acide hydrochlorique il cristallise en un sel jaunâtre, qui également s'humecte à l'air. Il laisse au feu échapper son acide, et d'acido-trichlorure il redevient du trichlorure simple. On arrête l'échauffement dès que du chlore commence à se dégager. On l'obtient mieux en décomposant le chlorure simple par l'eau. Le trichlorure d'or se combine en sels doubles très-bien cristallisés et

consistans en des rapports qui, en faisant dériver l'atome du métal, sont égaux, avec les chlorures de potassium et de sodium. Le potassio-chloruro-trichlorure d'or, cristallise avec 3 rapports d'eau, le sel correspondant à second chlorure de sodium, avec 4 rapports; d'après une autre version, avec 8 rapports. Le premier sel s'effleurit à l'air et se transforme en cristaux jaune-de-soufre; au moindre attouchement ces cristaux tombent en poussière. A 100° de chaleur, le sel cède la totalité de son eau; à une température plus élevée il entre en fusion et s'y maintient à une chaleur rouge, non toutefois sans changer de nature, car les $\frac{2}{3}$ du chlore se dégagent et le trichlorure devient du chlorure simple de potassium et d'or. La fonte du nouveau sel est noire, vue en masse, brun-foncé et translucide, vue en lame mince. Par la réconcretion, elle devient jaune. L'eau la partage, comme elle fait du sel correspondant simple, en trichlorure régénéré, métal réduit et chlorure de potassium. Les $\frac{2}{3}$ de ce chlorure et du métal deviennent libres. L'affinité de solution qui, presque nulle part ailleurs est agissante, produit ici l'effet, et tant, comme on le voit, sur le chlorure engagé que sur le chlorure libre. Le second sel ne s'altère point à l'air, mais au feu il cède de son eau. On obtient les deux sels par la réunion en de justes rapports de leurs constituans prochains dissous dans l'eau. On rapproche pour faire cristalliser. La composition de ces sels répond à l'acido-trichlorure qui serait neutralisé dans son acide

par de la potasse ou de la sonde. On pourrait les obtenir par cette neutralisation.

Le troisième chlorure étant, en solution étendue, mêlé avec la solution non moins étendue du premier chlorure d'étain, fournit un précipité qui porte le nom de pourpre de Cassius et qu'on utilise à la peinture sur verre et à celle sur porcelaine.

Nitrate de fer à oxidule; protonitrate de fer. Ce sel n'a qu'une existence éphémère et ne tarde pas à se transformer en nitrato-hyponitrate à oxidulo-oxide. On l'obtient en saturant d'oxidule hydraté de l'acide nitrique blanc. L'addition d'un peu d'acide le colore en noir doré brun. Cette coloration est due à l'acide nitreux qui se rend libre et qui réagit sur la partie oxidulée du sel. La même saturation faite par de l'hydrate d'oxidulo-oxide fournit une masse saline rouge-brunâtre, laquelle, au feu, laisse d'abord échapper de l'eau seule et ensuite de l'eau avec de l'acide. Il vient un point où l'excès d'oxide a remplacé presque toute l'eau; l'acide passe alors en partie sous forme de vapeur nitrique. C'est ce sel qui fournit l'acide nitrique si fortement rutilant malgré son peu de concentration, dans le procédé où du sulfate de fer est distillé avec le nitrate de potasse. Les sels de fer ont la même propension que l'oxide et l'oxidule de leur métal à s'unir entre eux : ce sont alors des sels à oxide, qui, à l'égard de sels à oxidule, font office de comburent, les derniers faisant office de combustible. Ces sels peuvent être nommés oxi-

dulo-oxido-sels et protoxido-dentoxido-sels. Ils renferment un rapport de métal avec 1 d'oxygène et un avec 172 de ce principe. Ces sortes d'engagemens se reproduiront pour d'autres métaux.

Souscarbonate de fer à oxidule; proto-carbonate de fer. Ce sel se forme lorsque de la limaille de fer mouillée d'eau est soumise à l'action combinée de l'oxygène de l'air et de l'acide carbonique. Comme avec le secours de l'oxygène de l'air le fer s'oxidule aux dépens de l'air, l'acide carbonique n'a aucune aide à prêter dans cette opération. L'acide ne s'unit à l'oxidule qu'autant qu'un excès de sa substance peut prendre en suspension le souscarbonate formé. Cette suspension cessant bientôt par la volatilisation de l'acide carbonique, une poudre blanche-verdâtre se dépose; cette poudre est de l'hémi-hydrato-souscarbonate. Au contact de l'air, ce sel échange à la fois son eau et son acide contre 172 rapport d'oxygène et devient de l'oxidulo-oxide. Privé d'eau et réduit à l'état de souscarbonate simple, il est persistant à l'air. Il n'existe point de souscarbonate de fer à oxidulo-oxide; ce qu'on prend pour tel est de l'hydrate d'oxide uni à du souscarbonate d'oxidule. Le souscarbonate de fer, qui renonce si facilement à son acide pour à sa place prendre de l'oxygène, le retient, à un feu, même rouge, assez fortement pour que l'acide cède le quart de son oxygène à l'oxidule et devienne de l'oxide; l'oxidulo-oxide qui en résulte lâche ensuite prise aux $3\frac{1}{4}$ restans de l'acide. Ce sel se

trouve cristallisé dans la nature et porte le nom de fer spathique : c'est le sel des eaux minérales ferrugineuses, où l'acide carbonique le tient suspendu. Il se sépare de ces eaux en absorbant l'oxygène de l'air et cédant en échange son acide, ainsi qu'il le fait à l'état d'hémi-hydrato-sous-carbonate. On obtient aussi ce sel en décomposant par du souscarbonate de potasse un sel de fer à oxidule. Le carbonato-souscarbonate de potasse, dissous dans l'eau et réagissant sur de la limaille de fer, transmet au métal, à mesure qu'il s'oxidule, le tiers de son acide carbonique et se forme en solution de potassocarbonato-sous-carbonate de fer. La solution a une teinte légèrement verdâtre. A l'air, le fer cède son acide en échange d'oxygène sans pour cela cesser d'être dissous : c'est alors du ferro-sesquioxidulo-carbonate neutre de potasse.

Hydrocyanate de fer à oxidule ; bleu de Prusse blanc. On obtient ce sel en décomposant un sel de fer sûrement à oxidule par un hydrocyanate soluble exempt de fer. On obtient un précipité blanc, qui est de l'hydrate d'hydrocyanate à oxidule. Au contact de l'air, ce sel perd toute son eau et la moitié de son hydrogène, qui se convertit en eau et dont l'eau continue d'hémihydrater le nouveau produit : de l'hydrocyanite ou cyanure hydrogéné mihydraté d'oxidule, qui est le bleu de Prusse, est formé. Quand on fait la précipitation avec un hydrocyanate contenant du cyanure hydrogéné de fer ou sur un sel de fer contenant de l'oxidulo-oxide, alors le

précipité est blanc-bleuâtre par le broyement du bleu avec le blanc. Dans le dernier cas, la composition n'est pas identique avec le corps que désigne ce nom, car le $1/2$ rapport d'hydrogène, étant détruit par le $1/2$ rapport d'oxygène du constituant oxide de l'oxido-oxidule au lieu de l'être par l'oxygène de l'air, $1/2$ rapport d'acide hydrocyanique devient en excès et non seulement se perd pour le produit, mais prend en solution $1/3$ de rapport de cyanure hydrogené précipité. On a un précipité immédiatement bleu, et le liquide tient en solution du bi-acido-hydrocyanico-cyanure hydrogené de fer (acide chyazique feruré de Porret), lequel, étant neutralisé par la potasse, donne du scl triple de Prusse ou ferro-hydrocyanito-bi-hydrocyanate de potasse. Nous venons de dire que le cyanure hydrogené ou hydrocyanite de fer à oxidule peut former un bi-acido-sel de son métal. Ce composé cristallise avec une quantité encore indéterminée d'eau. Les cristaux sont incolores et transparens. Il constitue le salifiant de tous les sels doubles de son acide. En s'unissant avec perte de la moitié de son hydrogène, à 2 rapports d'oxidule de fer sortant de combinaison, il donne naissance à 3 rapports de bleu de Prusse. Si dans la soushydrogenation de l'hydrocyanate de fer (bleu de Prusse blanc) à l'air le métal prenait $1/2$ rapport d'oxygène ou si, dans la conversion du bleu de Prusse blanc en blanc de Prusse bleu opérée par l'air, le métal étant oxidulo-oxidé en même temps que la moitié de l'hydrogène est détruite, la capacité

de saturation du cyane hydrogené diminuerait dans le même rapport et de l'oxide deviendrait en excès, non par le métal, mais par un surcroît d'oxigène.

Le cyanure hydrogené de fer fixe en existence l'acide hydrocyanique par lui-même si sujet à changer de composition, et le développe dans ses caractères physiques d'acide.

Deux rapports de potasse en se substituant à 2 rapports d'oxidule de fer sur 3 rapports d'hydrocyanure blanc, forment immédiatement du ferro-hydrocyanito-bihydrocyanate de leur alcali; ce sel contient 173 d'hydrogène de plus que le sel triple de Prusse ordinaire. Il précipite en blanc les sels de fer à oxidule; mais au contact de l'air il ne tarde pas à perdre cet hydrogène et à devenir du sel triple ordinaire, précipitant en blanc-bleuâtre les sels à oxidule : c'est du ferro-hydrocyanato-bihydrocyanate de potasse. Il est obtenu d'une lessive de matière colorante du bleu de Prusse, qu'on précipite par un sel de fer à oxidule (sulfate), jusqu'à ce que rien du précipité formé ne soit plus dissous; ici, 1 rapport d'oxidule de fer se substitue à 1 rapport de potasse sur 3 rapports de surhydrocyanato-surcyanite de cet alcali. Ce sel, dépouillé du 6^e de son hydrogène par le contact de l'air, se forme en beaux cristaux, jaune-citron, gras au toucher et flexibles, lesquels contiennent les constituans de 2 172 rapports d'eau. L'acide chyzique ferruré forme des sels semblables avec les autres alcalis et avec les terres alcalines (celui avec la lythe

n'a pas été produit). Le sel triple d'ammoniaque cristallise avec 2 rapports d'eau, celui de soude, avec 12 rapports; le sel à seconde base de baryte contient 6 rapports d'eau. On ne connaît pas le contenu en eau du sel triple de strontiane; celui de chaux renferme 12 rapports de ce liquide. Le sel triple de magnésie est déliquescent. Le sel triple de potasse est préparé en petit en faisant bouillir du bleu de Prusse avec de la potasse caustique liquide. On chauffe cette dernière jusqu'à l'ébullition et on introduit par parties fractionnées le premier réduit en poudre fine jusqu'à ce qu'il n'éprouve plus de changement de couleur ou que le précipité d'oxidulo-oxide qui s'est formé ne rehausse plus la sienne en la broyant de bleu. On peut aussi procéder en rapports définis et réunir une quantité de bleu dans laquelle se trouvent 3 rapports de fer, l'oxigène réglant l'atome, et une solution alcaline contenant 1 rapport de pierre à cautère (160, 5 et 56, 2). Les deux tiers de l'oxidule partagent entre leur substance et le cyane hydrogené les constituans de 1 rapport d'eau. L'oxidule devient de l'oxidulo-oxide et le cyane hydrogené, de l'acide hydrocyanique : cet acide se constitue avec le tiers du cyane hydrogené resté intact en bi-acido-hydrocyanico-cyanure hydrogené de fer, lequel, en s'unissant à la potasse, forme le sel triple de Prusse, ou ferro-cyanuro-hydrogenato-bi-hydrocyanate de potasse. Ce sel contient en élémens de l'eau 2 $1\frac{1}{2}$ rapports, si le demi-rapport de cyane hydrogené retient le $1\frac{1}{2}$ rapport d'eau qui le colore en bleu

(sans eau le cyane hydrogené est blanc comme l'est l'hydrocyanate), alors cette quantité s'augmente jusqu'à 3 rapports qui est, en effet, l'eau qu'on attribue au sel triple. Dans un air chaud et dans le vide de Leslie, le sel laisse échapper cette quantité d'eau. Si cette eau était de composition, il faudrait que, par les faibles moyens de l'attraction hygrométrique de l'air et de l'horreur du vide, les principes de ce liquide fussent réunis et que le double cyane restât avec les deux métaux réduits. On a vu que les sels triples de soude, de baryte et de chaux contiennent plus d'eau qu'il ne pourrait provenir de cette source. Le sel triple d'ammoniaque en contient moins et seulement deux rapports. On ne peut pas dire que les deux qui devraient provenir de la réduction de l'ammoniaque manquent, puisqu'on admet que cet alcali s'y trouve formé en métal; si ce motif était admis, il n'en faudrait qu'un rapport, et un serait en excès. Les deux cyanures supposés à métal devraient par l'eau se composer en hydrocyanate de potasse et hydrocyanate de fer, ou en le premier et en cyanure hydrogené de sousoxidule de fer. Le cyanure hydrogené qui constitue le bleu de Prusse et qui est uni à l'acide ferro-prussique ne saurait être formé. Nous avons déjà dit que l'acide ferro-prussique est considéré comme un acide particulier. Il cristallise avec une quantité d'eau qui n'a pas encore été déterminée. À l'état anhydre il est en poudre et blanc. Dans les deux acides (avec et sans eau) le cyane hydrogené est con-

tenu à l'état anhydre et blanc. Le bleu de Prusse, dépouillé, par son immersion dans l'acide sulfurique concentré, du demi-rapport d'eau qui l'hydrate, devient également blanc. Le diluement de l'acide le rétablit dans sa première couleur.

Il n'existe point d'hydrocyanate à oxidulo-oxide qui soit concret, mais bien un qui est liquide. Il est de couleur rouge. Ce composé, privé d'oxygène et d'hydrogène, serait par son métal, à l'égard du cyane, ce que dans l'oxidulo-oxide le fer est à l'égard de l'oxygène; ce serait du ferro-cyanure uni, par rapport égal, à du cyanure. Avec rapport égal d'acide hydrocyanique, il forme un soussel, et ce soussel, avec rapport égal de potasse ou d'un autre oxide, forme des sels doubles. On le nomme acide ferro-prussique rouge. Il se concrète en cristaux jaunes brunâtres. A chaud, il se partage en acide hydrocyanique et en bleu de Prusse. La moitié de l'oxygène se combine avec la moitié de l'hydrogène, d'où le bleu de Prusse, et $1\frac{1}{2}$ de l'acide hydrocyanique sort d'engagement et va se joindre à la portion du même acide qui formait le sursel: 2 de fer avec $1\frac{1}{2}$ d'oxygène perdent $1\frac{1}{2}$ d'oxygène; reste 1 d'oxide de fer; 1 $1\frac{1}{2}$ d'acide hydrocyanique perd $1\frac{1}{2}$ d'hydrogène; reste 1 de cyane hydrogené, et $1\frac{1}{2}$ d'acide hydrocyanique devient libre et se joint au rapport entier de la portion acidinulante du même acide. Cet acide, comme ses sels doubles solubles, précipite en bleu immédiat les sels de fer à oxide; le sel triple ordinaire et son ferro-acide précipitent sous la même couleur les sels de fer à

oxidulo-oxide; ici, l'oxidulo-oxidation existe dans le sel précipité; là, dans le sel precipitant; l'effet est le même; dans les deux cas, la moitié de l'hydrogène de l'hydrocyanate est brûlée par le tiers de l'oxygène de l'oxidulo-oxide. Ce même acide et son sel double (je dis double à cause qu'il consiste en 2 rapports là où le sel triple a 3 rapports.) n'affectent point les sels de fer à oxidulo-oxide. Pour les affecter ils devraient réagir sur leurs pareils. Par cette propriété, le sel double à seconde base de potasse devient un réactif sûr pour distinguer les sels à oxidulo-oxide de ceux à oxidule; quand il y a mélange, il se fait une précipitation, mais qui est en vert. Ce sel cristallise en rouge-rubis. Les cristaux sont transparens. Pour sa solution à froid, le sel demande 38 parties d'eau. L'alcool le précipite plus ou moins complètement de cette solution. Plongés dans la flamme d'une chandelle, les cristaux brûlent et répandent des étincelles de fer incandescent. Chauffé en vase clos, il se transforme en sel double de sel triple ordinaire: 1 de cyanure hydrogéné d'oxidule de fer et 1 d'hydrocyanate de potasse, ou, si l'on préfère, 1 1/2 de chaque. Le tiers de l'alcali avec le tiers de l'acide hydrocyanique se désengage. On obtient ce sel en retenant sur du sel triple par du gaz chlore. L'acide radical s'empare de la moitié de la potasse et cède en échange 1 rapport d'oxygène, lequel pour la moitié passe au fer et pour l'autre moitié détruit l'hydrogène de l'acide hydrocyanique excédant à la capacité de saturation

acquise par l'oxidulo-oxide de fer : 172 rapport de cyane est rendu libre et sans doute décomposé. On essaie par un sel de fer à oxidulo-oxide si le but est atteint. L'acide ferro-prussique rouge forme des sels pareils, cristallisables, avec l'ammoniaque, la soude, la baryte, la chaux, le plomb. C'est du sel à seconde base de plomb, décomposé par l'acide sulfurique, qui enlève le plomb et se précipite avec lui, qu'on obtient, en état d'isolement, l'acide ferro-prussique rouge. Léopold Gmelin a gratifié la science de ces sels.

Phosphate de fer à oxidule. Ce sel est rencontré natif. Il est blanc aussi longtemps qu'il n'a pas vu le jour; au contact de l'air il échange de l'eau contre de l'oxigène et devient bleu. Autrefois, on l'appelait bleu de Prusse fossile. En prenant cet oxigène, il ne devient pas du phosphato-sousphosphate, sel pour la formation duquel il devrait acquérir en oxide, tandis qu'il acquiert seulement en oxigène; son oxide élève son degré d'oxidation, et, avec ce degré, sa capacité de saturation. Il n'est toutefois pas encore sûr que cet effet soit produit, car il suffit de faire bouillir le composé bleu avec de l'eau pour qu'il devienne blanc : un gaz, qui n'a pas encore été examiné, se dégage; de plus, le phosphate à oxidulo-oxide est blanc et inaltérable à l'air, et le sousphosphate au même degré d'oxidation est rouge. Le phosphate à oxidule est, en grande quantité, remonté blanc de certaines de nos ourbières et devient bleu au contact de l'air.

Le phosphate surproportionné de 172 rapport de sa base est trouvé natif sous la forme de cristaux bleuâtres et transparents. On obtient le phosphate neutre blanc de la réaction du phosphate de soude sur le sulfate de fer vert. Nous venons de dire que le phosphate de fer à oxidulo-oxide est d'un blanc qui ne change pas à l'air. On se le procure en substituant, pour la réaction ci-dessus, le sulfate à oxidulo-oxide à celui à oxidule.

Sousarseniate de fer à oxidulo-oxide. Ce sel est rencontré dans la nature en cristaux verts, insolubles dans l'eau et qui contiennent 6 rapports d'eau, la partie oxidule de la base réglant le proportionnement. Un sel semblable, mais dans lequel la partie à oxidule contient 173 d'acide de moins et la partie à oxide, 174 d'acide de moins, et hydraté par le même nombre de rapports d'eau que le précédent, est également rencontré natif. On le nomme pharmakosiderite.

Sulfate de fer à oxidule; protosulfate de fer; vitriol vert; couperose verte. Ce nom veut dire rouille de cuivre. Sel obtenu techniquement de l'efflorescence à l'air et par l'intermède de l'eau, du sulfuro-bisulfure de fer. L'oxigène est appliqué en saturations immédiates sur des parties successives du constituant sulfure simple. L'eau et le bi-sulfure s'échauffent par le calorique de l'oxigène lequel, après avoir perdu ce calorique, devient apte à s'unir aux composans du sulfure simple. Le bi-sulfure mis en isolement, comme plus combustible, quoique ne brûlant pas, ga-

rantit ensuite le sulfate formé, d'une plus haute oxidation de son métal. On l'obtient comme produit accessoire de la décomposition de l'hydrosulfate de fer par l'acide sulfurique, à l'effet de se procurer de l'acide hydrosulfurique. Enfin, on le fait en réagissant par de l'acide sulfurique dilué d'eau sur de la limaille de fer. On rapproche pour faire cristalliser. On ajoute un peu d'oxidule de fer, qui précipite d'avec le sel l'oxidulo-oxide à mesure que, par le contact de l'air, il se forme. Le sel cristallise avec 6 rapports d'eau. Il est de couleur verte. Celui qui est trouvé natif est incolore au moment d'être remonté de la fosse. A l'air, le sulfate cristallisé perd de son eau et blanchit; ensuite il échange encore de l'eau contre de l'oxigène. La chaleur produit le même effet que l'air. Quand, par la calcination, il est réduit à un seul rapport d'eau, on dit qu'il est calciné à blancheur. L'acide sulfurique concentré dont on couvre le sel lui enlève également les 5/6 de son eau et le décolore; les cristaux restent entiers. L'alcool fort dans lequel on répand la poudre du sel fait la même chose; de plus, il se retire des solutions salines concentrées où il se trouve avec un sel plus soluble que lui, à l'état d'hydrate simple. A une chaleur plus forte, il renonce à toute son eau, mais cette eau est alors accompagnée de son acide. Il reste du très-bas sulfate à oxidulo-oxide, impalpable et rouge-foncé: c'est le colcothar du vitriol. En vase clos, une partie de l'acide serait décomposée pour compléter la formation du fer

en oxidulo-oxide, d'avec lequel et non d'avec l'oxidule, l'acide peut être séparé sans se décomposer. Si, comme on le dit, le sulfate calciné à blancheur était anhydre, la chaleur partagerait son acide en 172 rapport de gaz oxygène et 1 rapport d'acide sulfureux, et il ne pourrait en être obtenu de l'acide sulfurique liquide. Le sulfate de fer sert à la préparation de l'acide sulfurique fumant, dit huile de vitriol. C'est presque toujours à ce sel qu'on emprunte le fer pour les teintures en noir et pour la confection de l'encre. Nous dirons aux articles acide gallique et acide tannique de quelle manière la coloration en noir est produite sur le fer. Pénétrée d'oxide d'azote, la solution du sulfate de fer à oxidule, comme celle de tout autre sel de fer au même degré d'oxidation, prend une couleur noire dorée. L'oxide d'azote y continue d'agir sur l'air comme s'il était libre.

Le sulfate de fer à oxidulo-oxide se surproportionne de rapport égal de sa base. Il est liquide et de couleur rouge-brunâtre. Chauffé ou dilué d'eau, le soussel simple se partage en sel entier restant dissous et en bas soussel qui se dépose et qui est surproportionné de 3 rapports d'oxidulo-oxide. Il contient 2 rapports d'eau, l'atome dérivant de l'acide. Le dépôt que forme le sulfate de fer à oxidule qui à l'air s'oxidulo-oxide, a la même composition. La tendance à se concreter fait qu'il se forme. Il reste en solution du sel avec excès d'acide ou avec de l'acide libre. Sa formation est la cause qu'à l'état liquide

l'acide sulfurique se sature si difficilement d'oxidulo-oxide de fer. On cite des sulfates surproportionnés de base en d'autres rapports; on cite encore du sursulfate incolore, qui, formé de sulfate neutre rapproché et d'acide sulfurique concentré, se dépose sous forme d'une poudre, laquelle poudre, dissoute dans l'eau, cristallise.

Le sulfate de fer à oxidule, combiné avec rapport égal de sulfate d'ammoniaque, forme un sel double qui cristallise avec 8 rapports d'eau. On obtient ce sel en saturant par de l'oxidule de fer du sursulfate de potasse. Un sel semblable est produit entre le sulfate de fer et celui de potasse. Ce sel, en cristallisant, ne retient que 6 rapports d'eau.

Le sulfate de fer à oxidule avec 1/2 rapport d'oxygène et 1/2 rapport d'acide sulfurique de plus, forme le sulfate du même métal à oxidulo-oxide ou le proto-deuto-sulfate. C'est proprement une combinaison entre du sulfate à oxide fictif et du sulfate à oxidule effectif. C'est un liquide rouge dont la couleur dépend d'une portion de sel avec excès de base, qui coexiste sans s'y unir près d'une portion de sel avec excès d'acide. On ne peut faire cristalliser le sel. Par l'évaporation à siccité il est réduit en une masse saline jaune, neutre, qui se liquefie à l'air. Privée d'eau jusqu'à ne plus en contenir qu'environ rapport égal, cette masse devient blanche. Si alors on l'arrose d'eau, elle s'échauffe considérablement et jaunit. Chauffé jusqu'à voisin du rouge, le sel perd une partie de l'oxygène, et, en même temps, une partie de

l'acide le quitte : l'oxido-sulfato-sulfate à oxidule simple devient de l'oxido-sulfato-bisulfate à oxidule. Les caractères du sel changent ; sa solution n'est plus rouge, mais orangée, et l'évaporation ne le réduit plus aussi aisément en masse saline ; enfin, le ferro-prussiate de potasse le précipite en vert. Ce sel n'a pas été remarqué. Il semble être produit sous la réaction de l'oxigène de l'air sur la solution du sulfate à oxidule. Sa formation inévitable pendant la distillation du sulfate à oxidulo-oxide pour avoir de l'acide sulfurique fumant fait que du gaz acide sulfureux imprègne toujours cet acide. Un excès de base empêche l'effet. Le sulfate à oxidulo-oxide est soluble dans l'alcool. Au feu, cette solution répand une odeur de liqueur anodine, et il se dépose du soussulfate. Il reste en solution un composé d'acide sulfurique, de fer et d'éther, que le sel triple forme en blanc de Prusse et en sulfate de potasse et d'éther. Ce sel n'est ramené complètement à l'état de sulfate à oxidule que par l'oxidule de son métal, pas par son métal réduit, à moins d'être formé avec lui en pâte humidiuscule. Le métal, par l'hydrogène que son oxidulation chasse de l'eau, abaisse l'oxidation jusqu'au degré d'oxidule. Ce sel a ses usages pour les teintures et l'encre immédiatement noires, pour le bleu de Prusse immédiatement bleu, pour la distillation de l'acide sulfurique (le sel avec excès de base doit être préféré au sel neutre), pour celle de l'eau forte blanche.

Le sulfate de fer à oxidulo-oxide en rapport triple avec rapport simple de sulfate de potasse

et 24 rapports d'eau forme un sel double qui doit porter le nom d'alun de fer ou à seconde base d'oxidulooxide de fer. C'est du sulfate de potasse et de tri-ferroxidulooxide, 4 rapports d'acide sulfurique, 2 d'oxidulooxide, contenant chacun 1 1/2 rapport d'oxigène, et 1 de potasse. On en fait usage dans la teinture en noir. L'exposition à l'air devient alors sans objet. On l'obtient en saturant d'oxidulooxide hydraté du trisursulfate de potasse. Le sulfate de potasse peut dans ce sel, comme dans l'alun ordinaire, être remplacé par celui d'ammoniaque sans que le composé change de nature. On cite des aluns de fer avec excès d'oxidulooxide, qu'on dit très-bien cristalliser. Les sulfates des deux mêmes alcalis forment avec celui à oxidulooxide de fer des sels dont le contenu en oxidulooxide est double de ce qu'il l'est dans l'alun à seconde base de fer; 1 rapport de potasse ou d'ammoniaque, 4 de fer, 7 d'oxigène et 7 d'acide, avec 3 rapports d'eau. Les cristaux modérément chauffés s'effleurissent sans se déliter. On obtient ce sel en ajoutant à la liqueur rapprochée du sulfate de fer à oxidulooxide de la potasse ou de l'ammoniaque jusqu'à ce que le précipité qui se forme reste indissous.

Hyposulfite de fer à oxidule. On nomme ainsi un sel qu'on obtient en dirigeant du gaz acide sulfureux sur de l'hydrosulfure de fer délayé dans l'eau. La liqueur se colore en vert. Par une évaporation ménagée, elle dépose des cristaux. En portant à l'ébullition le liquide rapproché du sulfure (on dit : hydrosulfate) de fer à oxidule

se dépose; ce sel doit être de l'hyposulfite sulfuré si le soufre deshydrogéné de l'hydrosulfure se coengage avec l'acide hyposulfureux que son hydrogène forme et par lequel il est déplacé d'avec l'oxidule de fer. Rapports égaux d'oxidule de fer, d'acide hyposulfureux et de soufre, et ainsi du bi-hyposulfite ou hyposulfite sulfuré; ce ne peut être de l'hyposulfito-hydrosulfure, l'acide sulfureux décomposant par la moitié de son oxigène la partie de l'hydrosulfure au soufre duquel l'acide, devenu hyposulfureux, se joindrait, une autre partie de sulfure s'associant à la combinaison. Alors, la poudre noire que l'ébullition fait sortir d'engagement serait de l'hydrosulfure; mais une telle nature de combinaison pourrait difficilement être soluble et cristallisable.

Surhyposulfate de fer à oxidule. Ce sel cristallise avec 5 rapports d'eau; il est vert. On l'obtient en faisant dissoudre de l'hydrate d'oxidule dans de l'acide hyposulfurique, comme aussi en décomposant de l'hyposulfate de baryte par du sulfate de fer à oxidule.

Hydrosulfate de fer à oxidule. On obtient ce sel en décomposant du sulfate de fer à oxidule par de l'hydrosulfate neutre de soude, lavant, et comprimant, pour sécher, entre plusieurs papiers; puis, enfermant hermetiquement; si l'on prenait du surhydrosulfate de soude en place d'hydrosulfate neutre, la moitié de l'acide hydrosulfurique s'échapperait inengagée; aussi, en réduisant en pâte, par de l'eau, le mélange de 2 rapports

de limaille de fer et 1 rapport de poudre de soufre, 27 et 16, (3 et 2 parties). On peut mettre 17 de soufre afin d'être sûr qu'aucune partie du métal n'échappe à l'hydrosulfuration et ne donne, le sel étant décomposé par un acide, de l'hydrogène simple en place d'acide hydrosulfurique. On introduit dans un vase qu'on puisse couvrir et qu'on couvre. Il se développe une forte chaleur, laquelle étant totalement tombée, on extrait le produit. Il est d'un noir intense. On l'enferme dans un bocal bouchant à l'éméridon. L'oxygène de l'eau oxidule le fer et l'hydrogène hydrosulfure le soufre. Les acides les plus faibles dégagent d'avec ce sel l'acide hydrosulfurique et se forment avec sa base en sel à oxidule. L'hydrosulfate de fer à oxidule, que nous avons les premiers préparé, sert à se procurer de l'hydrogène sulfuré. Comme son élaboration se termine en moins d'une heure, on peut, pour le besoin, extemporanément le préparer. Des vues spéculatives font considérer cet hydrosulfate comme de l'hydrate de sulfure à métal réduit. Cet hydrosulfate, réduit par la chaleur en sulfure de métal, serait de meilleure garde et ne serait pas de moins bon usage.

Hydro-bisulfocyanate de fer à oxidulooxide. L'acide hydro-bisulfocyanique, en se joignant à l'oxidulooxide de fer qu'on présente à sa combinaison à l'état d'hydrate, forme ce sel. Il est de couleur rouge-saturé. On s'est prevalu de la propriété de l'acide hydro-bisulfocyanique de prendre cette couleur avec l'oxidulooxide de fer pour distin-

guer les sels contenant cet oxidulooxide d'avec ceux contenant l'oxidule de fer lequel n'est pas coloré par cet acide.

Seleniate de fer à oxidule. Ce sel est isomorphe au sulfate de fer à oxidule; il a la même forme, la même couleur et cristallise avec le même nombre de rapports d'eau. On l'obtient, soit en réagissant sur du fer métallique par de l'acide selenique dilué, soit, et avec moins de perte en acide, en dissolvant dans le même acide de l'hydrate d'oxidule de fer.

Ferro-iodure de fer; proto-iodure de fer. La combinaison de l'iode avec rapport double de fer (27) donne lieu à un sel aisément soluble dans l'eau et cristallisable. Les cristaux sont d'un vert pâle et contiennent de l'eau. A l'état anhydre il est brun-foncé. On l'obtient en faisant réagir de l'iode sur de la limaille de fer humectée: le métal décompose l'eau et l'hydrogène hydroacidifie l'iode. L'affinité de celui-ci avec l'hydrogène détermine la décomposition de l'eau. Dans l'oxidation simple l'oxigène de l'air ou celui d'une portion de fer et, au besoin, l'azote exercent la même affinité. On peut aussi dire que l'oxigène de l'iode passe au fer et que l'eau prend sa place près de l'acide radical de ce comburent. On utilise ce sel pour en transporter l'acide à la potasse et avoir ainsi l'iodure de potassion, que par une autre voie on ne se procure pas aussi aisément. On prend: 1 limaille de fer, 2 iode et 6 à 8 eau. On ajoute encore 12 à 16 eau avant de précipiter par le souscarbonate de potasse. Le ferro-ioduro-

iodure de fer n'a encore été obtenu qu'à l'état liquide.

Ferro-bromure de fer; proto-bromure de fer. Combinaison comme la précédente et dans laquelle le brôme contient le maximum de fer qu'il peut prendre. Sa solution cristallise en un sel verdâtre avec 5 rapports d'eau. A l'état anhydre il est aisément fusible, lamelleux et jaune-clair. Il se sublime en paillettes d'un jaune d'or. Le ferro-bromure avec 172 rapport de brôme de plus forme le sesqui-bromure lequel, à l'état anhydre, se sublime en cristaux rouges-foncés.

Ferro-chlorure de fer; proto-chlorure de fer; muriate de fer à oxidule. Le nom que porte ce sel dénote qu'il consiste en chlorure et métal et qu'il forme un chlorure de bi-fer; 2 rapports de fer et 1 de chlore. Il cristallise avec 5 rapports d'eau en un sel vert aisément soluble dans l'eau et déliquescent à l'air. Desseché à une chaleur modique jusqu'à ne plus laisser échapper de l'eau, il prend l'aspect d'une poudre blanche verdâtre, qui est de l'hydrate simple ou du sel avec un seul rapport d'eau. Chauffé au rouge et jusqu'à la fusion, il renonce à la totalité de son eau et se reconcrète par le refroidissement en écailles brillantes grisâtres, lesquelles, à une chaleur encore plus élevée, sont fondues à leur tour. La deshydratation doit être entreprise à l'abri de l'air. Au contact de ce fluide, le sel absorberait de l'oxygène et se transformerait en hemi-sous-sesquichlorure (sesquichlorure avec 174 rapport de sesquioxidule en excès). Le sel calciné à l'air

jusqu'à blancheur éprouve le même changement de composition. Il reste longtemps sans avoir perdu toute nuance de vert. On évite de pousser le feu jusqu'à la fusion. Si sur le sel, tandis qu'il est encore assez chaud pour ne pas attirer l'humidité de l'air, on verse en eau de quoi le mouiller, il s'excite une chaleur extrême et la masse devient d'un rouge-brunâtre saturé. A chaud, le sel doit être en marche de devenir sec pour pouvoir s'approprier de l'oxygène; il prend ce principe en échange du dernier demi-rapport de son eau. Au contact de l'air et à une chaleur plus intense encore, le sel anhydre se partage en ces mêmes produits. Le sesquichlorure se volatilise et le sesquioxidule reste; 172 rapport d'oxygène est emprunté à l'air. Le même échauffement, entrepris dans un matras muni de son chapeau, fournit d'abord de l'eau, puis de l'acide, et enfin une sublimation de sel cristallisé et incolore. Il reste de l'oxidulo-ferro-chlorure, formé en écailles et d'un vert-foncé; ce residu est du soussel; il est en partie soluble dans l'eau. Le ferro-chlorure de fer est soluble dans l'alcool. Cette solution prend en pharmacie le nom de teinture de mars saline. Le sel y est encore plus disposé à attirer de l'oxygène que dans sa solution par l'eau. On obtient le ferro-chlorure de fer en réagissant par de l'acide hydrochlorique faiblement dilué et tel que par rapport égal d'eau sur de l'oxidule de fer ou par 2 rapports d'eau et alors sur du fer métallique; dans ce dernier cas on doit compléter la saturation par de l'oxidule,

malgré que le ferro-chlorure ne paraisse pas susceptible de se constituer en acido-ferro-chlorure. Le sel s'hydratant par exactement la même quantité d'eau que le gaz acide hydrochlorique prend pour se condenser en liquide, il ne reste dans les deux modes de procéder que 2 rapports d'eau pour empêcher le sel de cristalliser, savoir le rapport de l'eau qui appartient au gaz et celui ajouté ou celui des deux ajoutés, qui n'a pas été décomposé. Si une partie du métal employé était à l'état d'oxiduloxide (rouille), l'hydrogène en ramènerait la partie oxide à l'état d'oxidule. On a dit que c'est l'hydrogène qui empêche les métaux bi-oxidables ou sesquioxidulables d'être élevés à l'état d'oxide ou de sesquioxidule par les acides qui les dissolvent sous dégagement d'hydrogène. Si cela était, les métaux qui, à une chaleur rouge, sont salifiés par les hydracides de comburens devraient ne pas se trouver dans ce cas. De la tournure fine de fer sur laquelle, étant rouge de feu, on fait passer un courant de gaz acide hydrochlorique, décompose ce gaz, mais ne l'élève pas à un degré de chloruration plus avancé que celui de ferro-chlorure. Le ferro-chlorure, nécessairement anhydre, qui se forme, cristallise à la surface du fer ou se sublime, suivant que le feu est plus ou moins fort. Il pourrait y avoir de l'hydrate fondu si, comme en d'autres occasions, une partie de l'acide radical déposait son eau pour se combiner avec le fer. Le nombre du ferro-chlorure de fer sans eau est 62, 52.

Le ferro-chlorure de fer anhydre, fondu, absorbe le gaz ammoniacal et se constitue en muriate d'ammoniaque vice-hydraté par de l'oxidule de fer. Par l'échauffement on peut chasser l'alcali et remettre le sel dans son état primitif. L'eau, en se substituant à l'oxidule, partage le sel en cet oxidule et en hydrochlorate d'ammoniaque ordinaire. Le même ferro-chlorure de fer anhydre se combine avec l'hydrochlorate mi-deshydraté d'ammoniaque et avec le même hydraté en plein. Le premier composé est obtenu par la voie sèche et en soumettant à la sublimation 1/2 rapport de limaille de fer avec 1 rapport d'hydrochlorate d'ammoniaque. La moitié de l'eau de ce sel est décomposée pour oxiduler le fer, par où le sel, qui n'a point d'existence anhydre, est, pour la moitié de sa matière, resous en ses principes prochains : l'ammoniaque se dégage avec l'hydrogène de l'eau et l'acide muriatique radical passe à l'oxidule de fer; la moitié indécomposée du sel s'unit à cette combinaison et se sublime avec elle; le produit est du ferro-chloruro-hemi-hydrochlorate d'ammoniaque. Le second composé est obtenu par la voie humide et en fesant bouillir de l'hydrochlorate d'ammoniaque dissous dans l'eau avec de la limaille de fer; la quantité du métal est indifférente pourvu qu'il y en ait au moins 1/2 rapport; on filtre et on fait cristalliser. On a un sel verdâtre qui est du ferro-chloruro-hydrochlorate d'ammoniaque. Le sel retient toute l'eau de son constituant ammoniacal. L'ammoniaque n'en précipite pas l'oxidule

de fer. Le sel sublimé, en cristallisant de sa solution dans l'eau, emporte sans doute un nouveau demi-rapport de ce liquide.

Avec 172 rapport de chlore ou 172 d'oxygène et 172 d'acide hydrochlorique de plus, le ferro-chlorure se forme en ferro-chloruro-chlorure de fer (sesquichlorure ou chlorure avec 172 au lieu de 1 rapport de métal de plus), lequel, étant fortement rapproché par l'évaporation et garanti, encore chaud, de l'accès de l'air, dépose des cristaux rouges hydratés, très-avides d'eau. Le sel éprouve au feu les mêmes changemens de composition que son correspondant à oxidule. Le sesquichlorure anhydre qui se sublime est également rouge. L'eau enlève l'acide radical au constituant chlorure de ce sel; celui ferrochlorure se régénère et de l'oxide de fer, libre d'acide, cristallise. L'eau et le sesquichlorure doivent se rencontrer à l'état de vapeur. Le ferrochlorure, exposé à l'air sans addition d'acide hydrochlorique, se transforme en sesqui-oxidulo-sesquichlorure: le tiers du fer cesse d'être saturé par le chlore. Ce sel, insoluble dans la liqueur saline où il a pris naissance, est soluble dans l'eau simple. A un feu de sublimation, il se partage en sesquichlorure et sesquioxidule, ce qui prouve que ce dernier constituant du soussel tient au premier lieu d'eau. Du bi-ferro-chlorure liquide, qu'en large contact avec l'air j'avais évaporé jusqu'à siccité et fortement calciné, était blanc, mais par l'eau, il prit une couleur de colcothar. La combustion du fer dans le chlore fournit le même sel, mais mêlé

ou combiné avec du ferrochlorure. La combinaison se fait avec ignition du métal et sublimation du produit. C'est un sel double consistant en chlorure qu'à ce haut degré de chaleur maintient en composition rapport égal de ferrochlorure. Il est en cristaux lamelleux couleur d'acier et ayant un reflet métallique verdâtre. C'est la flos ferri de Boerhaave, qui la préparait en évaporant jusqu'à siccité l'oleum martis et la soumettant à une chaleur de sublimation intense. Le sel de Boerhaave était rouge. Le sel se partageait en sesquioxidule restant fixe et en sesquichlorure se sublimant. Lorsqu'on entreprend cette sublimation avec de l'huile de fer dont l'excès de sesquioxidule a été saturé par de l'acide hydrochlorique, cette partie du sel se partage en acide, qui se volatilise et en sesquioxidulo-sesquichlorure, lamelleux, qui reste; l'autre partie se sublime. Cette différence est assez remarquable et semble dénoter que le sel fait de ses constituans prochains ne peut sans décomposition renoncer à la totalité de son eau. Par un grand rapprochement, le sesquichlorure se concrète en beaux cristaux rouges, impatiens de déliquescence et dépourvus d'eau. La dissolution du métal dans l'eau régale et surtout celle de l'oxidule dans cette eau, le fournit mêlé avec du chlorure simple ou entièrement composé de pareil chlorure. La différence dépend du rapport de l'acide nitrique. Plus il y a de cet acide plus il se forme de chlorure entier. En faisant se rencontrer la vapeur du sesquichlorure avec de la vapeur d'eau à une température su-

périeure à leur condensation au moment du contact, la partie entière du sel cède son acide radical à l'eau, de l'acide hydrochlorique se forme et l'oxide entier de fer (13, 5 de métal et 8 d'oxygène) cristallise. Le ferrochlorure sort d'engagement. Cette analyse contrôle parfaitement la composition que nous attribuons au sel.

La solution de ce sel et celle du sel précédent fixent du chlore dont on les charge l'une 172 rapport, et, l'autre, 1 rapport. Il se forme un liquide noir-doré qui est une solution de chlorure entier (rapports égaux ou 13, 5 et 35,4 de fer et de chlore). On peut se servir d'huile de mars avec son dépôt comme de tout autre chlorure de fer : le dépôt est dissous et converti en second chlorure. Ce sel ne sent aucunement le chlore et n'éprouve aucun changement à l'air. L'acide hydrochlorique ne lui enlève pas d'oxygène ou n'en déplace pas de chlore, ce qui prouve que ce n'est pas en partie du chlorure de sesquioxide. La moindre goutte du sel liquide se colore en rouge-noirâtre avec une solution étendue d'hydrobisulfocyanate de potasse. L'éther décolore le liquide et s'en colore en noir intense et persistant. C'est le seul composé salin dans lequel le fer est contenu à l'état d'oxide sans que le sel soit assuré en composition par du sel à oxide. Je n'ai pas essayé de faire cristalliser ce sel. Les cristaux d'hydrochlorate d'ammoniaque qui se forment dans un liquide contenant de ce sel, sont teints en rouge-rubis : ce sont les fleurs de sel ammoniac martiales par la voie humide.

Quelque chose d'analogue est obtenu en soumettant à la sublimation les ingrédients du sel précédent. Ce sont alors les fleurs de sel ammoniac martiales par la voie sèche. Dans les deux composés le sel martial se substitue à une portion équivalente d'eau près du sel ammoniacal. Une forte odeur safranée que le sublimé exhale dénote que le premier sel s'y trouve à l'état d'hydrochlorite d'hémisesquioxidule : 3 fer, 1 chlore et 1 acide mi-hydrochlorique.

Ferrofluorure de fer; protofluorure de fer. Ce sel est obtenu en déterminant, par l'intermède de l'acide hydrofluorique, l'oxidulation du fer aux dépens de l'oxigène de l'eau. Il se forme en cristaux incolores de ferrofluorure hydratés par rapport égal d'eau. A une chaleur modérée, le sel laisse échapper son eau et redevient anhydre; à un feu rouge brusquement appliqué, l'acide radical suit l'eau et laisse l'oxidule seul. Les cristaux se dissolvent avec difficulté dans l'eau. Le ferrofluorure de fer se combine avec rapport égal de fluorure de potassium. Il se dépose pendant l'évaporation de petits cristaux de couleur verdâtre-pâle.

Ferrofluoruro-fluorure de fer; sesquifluorure de fer. On prépare ce sel en saturant par de l'hydrate d'oxidulooxide de fer de l'acide hydrofluorique. On obtient une dissolution qui, au degré le plus avancé de rapprochement, se maintient incolore. Cette dissolution dépose des cristaux menus, rose pâle qui se dissolvent avec lenteur. Le fluorure de potassium forme avec la solution

de ce sel deux sels doubles et dans l'un desquels 1 1/2 rapport de fluorure de fer, l'atome dérivant de l'acide, est uni à 1 rapport de fluorure de potassium, et dont l'autre est composé de rapports égaux des deux fluorures. La circonstance que le sel de potasse soit instillé dans celui de fer ou le sel de fer dans celui de potasse, détermine la formation de l'un ou de l'autre sel. On doit procéder à une température d'ébullition si on veut obtenir des cristaux.

Nitrate d'urane à sesquioxidule ; protoxido-deuto-nitrate d'urane. L'oxidule d'urane a trop de propension à monter d'un demi-degré en oxidation pour se former en sel de son degré avec un acide aussi facile à céder de l'oxygène que l'est l'acide nitrique. Il n'y a donc pas de nitrate à oxidule, du moins qui soit immédiatement constituable. Celui qu'on obtient de la décomposition du sulfate à oxidule par du nitrate de baryte, n'est vert qu'un instant. Le vert est la couleur des sels d'urane à oxidule comme il l'est de ceux de fer à oxidule mais bientôt le sel se transforme en nitrate hyponitrate d'oxidulooxide, lequel est jaune-verdâtre. Le nitrate d'urane à sesquioxidule se forme en cristaux jaunes. Il s'effleurit ou s'humecte à l'air suivant l'état hygrométrique de l'atmosphère ; cela dit que le sel est aisément soluble dans l'eau ; il est encore plus soluble dans l'alcool. Il se partage dans ce dernier en sursel s'unissant à l'alcool et en sous-sel se déposant. L'éther le dissout également. Cette solution, exposée à la lumière directe du soleil,

verdit intensement; du sesquioxidule se dépose et une odeur d'éther nitrique devient perceptible. De l'oxigène et de l'acide nitrique passent à l'éther et du nitrate à oxidule, que l'éther maintient composé, se génère. Le nitrate d'urane peut aussi se constituer en hemi-urano-surnitrate d'urane et cristalliser avec son excès d'acide. Cet acido-sel est moins soluble dans l'eau que le sel neutre et s'effleurit à l'air. On ne connaît bien le contenu en eau, ni de l'un, ni de l'autre sel. Thomson attribue à l'acidose 13 rapports d'eau, et dit qu'il contient en excès 172 rapport d'acide.

Souscarbonate d'urane à oxidulooxide et de potasse. Le sesquioxidule d'urane ne contracte pas de combinaison de souscarbonate qui en existence libre soit un peu stable; il ressemble sous ce rapport au sesquioxidule de fer; mais assuré en composition par rapport égal de souscarbonate de potasse, il persiste, et cristallise en un sel jaunecitron. On obtient ce sel double en transférant au sesquioxidule d'urane la moitié de l'acide du carbonate neutre de potasse. Les deux souscarbonates restent unis. Le sesquioxidule doit être à l'état d'hydrate et pouvoir échanger de l'eau contre de l'acide.

Carbonite d'oxidulooxide d'urane. Ce sel étant peu soluble dans l'eau peut être obtenu par double décomposition. Il est en possession de 3 rapports d'eau.

Phosphate de biurane sesquioxidulé et de chaux. C'est l'uranite de la nature. Il est de couleur jaune et cristallise en lames. Sa composition ré-

pond à 2 rapports d'hémisuroxide d'urane, 1 rapport de chaux et 3 rapports d'acide phosphorique. Le sel est hydraté par 8 rapports d'eau. Du bisurphosphate de chaux s'y prête comme excipient de l'urane.

Sulfate d'urane à oxidule; urano-sulfate d'urane; proto-sulfate d'urane (sulfate de deutourane, 2 rapports de métal, 1 d'oxygène et 1 d'acide). On ne connaît de ce sel que la circonstance qu'il se forme en cristaux verts. Le sulfato-urano-sulfate ou sulfate à sesquioxidule se forme en cristaux jaunes. Il est aisément soluble dans l'eau. L'hemi-urano-oxide se constitue avec le sursulfate et le sesqui-sursulfate de potasse en sels doubles cristallisés : ce dernier répond à 2 rapports de métal unis à 1 $1\frac{1}{2}$ d'oxygène, 1 de potasse et 2 $1\frac{1}{2}$ d'acide. L'alcool lui enlève le tiers du sulfate d'urane et laisse du sel double à rapports égaux. Le bi-sursulfate de potasse forme avec l'oxidulo-oxide d'urane un sel double, dans lequel le quart de l'acide acidinulant reste libre. Thomson croit à l'existence d'un hémisursulfate d'urane avec 4 rapports d'eau.

Potassio-chloruro-hémi-urano-chlorure d'urane. Ce sel consiste en 2 rapports de chlore, 1 $1\frac{1}{2}$ d'urane et 2 de potasse. C'est du chlorure de potassium et de sesquiurane. Il se forme en très-beaux cristaux. Il contient de l'eau. Il se dissout dans l'alcool.

Nitrate de cerère. Ce sel cristallise de sa solution fortement rapproché. Les cristaux sont blancs. Il est soluble dans l'alcool. On aurait pu s'at-

tendre à ce qu'une partie de l'acide abandonnant de l'oxygène eut formé ce sel en oxigéno-nitrate. Celui-ci est rouge et peut au plus être obtenu en masse cristalline.

Souscarbonate de cerère. Ce sel est rencontré natif et sous forme de cristaux. Celui obtenu par l'art est en poudre. Chauffé au contact de l'air, il échange son acide contre de l'oxygène et devient de l'hémisuroxide. Ce sel, étant préparé par un sel de cerère fait avec de l'hémisuroxide et dont le suroxigène est resté avec le sel, n'a pas besoin du contact de l'air pour passer par le même mode de décomposition. Le suroxigène était resté uni à l'excès d'oxide; la chaleur le répand sur tout l'oxide, en favorisant l'expulsion de l'acide carbonique.

Carbonite de cerère. Sel insoluble et hydraté. Sa décomposition en vase clos fait dégager rapports égaux d'acide et d'oxide et laisse de l'oxide. A l'air, l'acide carboneux est remplacé par de l'hémisuroxigène. Si le sel est fait avec un sel qui soit à hémisuroxigène, il est lui-même à hémisuroxigène, et sa décomposition en vase clos donne de même de l'oxide, mais 174 d'acide carbonique de plus et ainsi 174 d'oxide de carbone de moins. L'hémisuroxigène passe donc au sous-acide et non à l'oxide.

Sulfate de cerère. Ce sel est obtenu cristallisé de la saturation de l'acide sulfurique par le souscarbonate de cerère. Au feu et en vase clos il lâche prise à la moitié de son acide et devient du soussulfate; au feu et en rapport avec l'air

il échange cette moitié d'acide contre du suroxygène : 174 de rapport par 172 rapport d'oxygène qui l'abandonne : c'est alors de l'hémi-suroxido-sulfate. Lorsque le soussel est fait d'hémisuroxide et d'acide sulfurique, il a 174 de rapport d'hémisuroxygène de plus et forme du suroxido-sulfate. Ces soussels sont rouges. Le premier se dissout dans l'acide hydrochlorique. Il se forme du sulfato-chlorure. Par l'addition d'un alcali, il se régénère de cette solution sans avoir changé de nature. L'ammoniaque enlève aussi au sulfate neutre la moitié de l'acide; l'enlèvement ne va pas au-delà. Le sulfate neutre fait avec l'oxide cristallise en un sel jaune, qui s'effleurit à l'air et s'y décolore. Ce sel donne avec le sulfate de potasse un sel cristallisé rouge-amethyste qui paraît être de l'oxigeno-sulfate de cerère et de potasse. On obtient ce sel en faisant réagir sur de la poudre fine de sulfate de potasse, un sel de cerère dissous dans l'eau. La tendance à la double salification, aidée de celle à la double concrétion, est si grande que l'acide le plus faible auquel le cerère est uni, enlève la moitié de l'alcali à l'acide sulfurique pour lui donner en échange du cerère. On n'a pas essayé de faire ce sel avec du sursulfate de potasse et du souscarbonate de cerère. Le sel double est soluble dans l'eau. L'oxigeno-sulfate forme avec le sulfate de potasse un sel analogue et qui donne des cristaux jaunefoncé.

Sulfite de cerère. Il est formé en cristaux rouge-amethyste-pâle.

Hyposulfate de cerère. Ce sont des cristaux incolores et inaltérables à l'air.

Chromate de cerère. Ce sel est sous forme d'une poudre jaune insoluble. Avec un second rapport d'acide il naît un sel cristallisé rouge, transparent, qui est du surchromate.

Chlorure de cerère. Ce sel se forme lorsque par du chlore on enlève le soufre au sulfure de cerère et qu'en même temps on substitue le chlore à ce combustible. On a une matière blanche, poreuse, qui, au sousrouge, entre en fusion. Ce sel est avide d'oxygène, et, en solution comme concret et humide, il échange à l'air de l'eau contre de l'hémisuroxigène. D'incolore qu'il était, le sel devient alors jaune. Les chlorures sans et avec oxygène se dissolvent dans l'alcool. La solution, après la combustion de l'alcool, laisse pour résidu du chlorure simple. Chauffés en vase clos, les cristaux hydratés de chlorure simple laissent échapper, d'abord leur eau et ensuite la moitié de leur acide. Il reste de l'oxidochlorure blanc qui, étant humecté d'eau, échange à l'air ce liquide contre de l'hémisuroxigène et jaunit. Le soussel est obtenu immédiatement jaune de la soussalification opérée par le feu du chlorure simple tandis qu'il est en contact avec l'air. Dans le soussel qui a jauni à l'air, l'hémisuroxigène est uni à l'oxide; dans le sel entier, il l'est à l'acide radical du chlore qu'il forme en bi-hémi-chlore. Le sel est du muriate au quart oxigéné. On a une combinaison entre du chlorure et de l'hydrochlorite. Quand, à froid, on dissout de

l'hémisuroxide de cerère dans de l'acide hydrochlorique, on a de l'hydrochlorite ou du chlorure sousoxygéné d'oxide (hydrochlorate avec rapport égal de chlorure à oxide). La dissolution est rougeâtre ; elle devient jaune lorsqu'après avoir ajouté de l'acide hydrochlorique, on la chauffe. Du chlore se dégage et le sel précédent reste. De l'oxidochlorure est obtenu lorsque, dans la préparation du chlorure, le chlore est mêlé avec de l'oxygène. Il est naturel qu'alors le métal se combine en partie avec l'oxygène et en partie, avec le chlore.

Oxidofluorure de cerère. Ce sel, ainsi que l'oxygène-fluorure, sont rencontrés natifs et cristallisés. Le dernier, formé par l'art, offre une poudre jaune, insoluble. Rien n'empêche que le dernier de ces sels ne soit de l'hémifluorure d'oxide ; l'oxygène, quoique ne se combinant pas avec l'acide radical du fluore libre, peut adhérer à cet acide engagé avec un oxide.

Hydrargyro-nitrate de mercure ; nitrate de mercure à oxidule ; proto-nitrate de mercure. Il serait difficile de dire quelque chose de satisfaisant des sels de mercure, quant à la nature de leur composition. La difficulté tire son origine de ce que, par la moindre cause qui ajoute du calorique, l'oxygène se déplace pour composer une partie de l'oxidule en oxidulo-oxide. Du métal sort de combinaison, et, si l'acide est oxidant, il s'oxidule ou s'oxidulooxide aux dépens de l'acide, qui, en même temps, abaisse son acidification et forme du sel répondant à sa soussaturation par l'oxygène.

Quand pour avoir le sel mentionné au titre, nous avons décomposé le mercure doux par du nitrate d'argent, nous avons obtenu du nitrate qui avec le sel marin donnait du sublimé corrosif. Un sel de mercure qui s'est une fois constitué à oxidulooxide persiste dans cette constitution. J'entends par là, qu'à du nitrate ou autre sel à oxidulooxide, ou à du sesquichlorure de mercure (combinaison entre du mercure doux et du sublimé corrosif), on a beau vouloir incorporer du mercure pour constituer ces sels dans le rapport de l'oxidule ou du chlorure simple, on n'y réussit pas. L'empêchement provient de la combinaison intime entre le sel à oxide et le sel à oxidule. Cette combinaison se fait en des rapports variés, et, dans les divers rapports, les sels sont cristallisables par solution ou par sublimation. L'oxidule de mercure ne précipite pas d'avantage l'oxidulooxide, et encore bien moins la partie oxide de l'oxidulooxide, d'avec l'acide nitrique; mais il transforme en nitrate à oxidulooxide le nitrate à oxide, ce que fait aussi le mercure réduit. On obtient le nitrate de mercure à oxidule le moins éloigné de ce qu'il doit être d'après son nom, en réagissant à froid par de l'acide nitrique modérément faible sur du mercure mis en défaut. L'essentiel est d'éviter l'échauffement, qui aide l'oxidule à se former en oxidulooxide. Le sel cristallise avec 2 rapports d'eau. L'eau le partage, lui et sa solution concentrée, en sous-sel et sur-sel, que la vaporisation de l'eau ajoutée ne réunit plus en sel entier. L'ébullition d'un excès de mercure avec

de l'acide nitrique donne un composé mixte. Par un long séjour de la solution de ce sel sur un excès de mercure, le métal enlève à l'acide 2 de ses 3 rapports d'oxygène et forme du bi-sous-nitrate, qui se dépose sous forme d'une croute cristalline. Ce sel est sûrement à oxidule, car l'acide nitreux ne peut être mis en relation avec de l'oxide de mercure sans se régénérer en acide nitrique et convertir l'oxide en oxidule. Ce sel a été pris pour du sousnitrate. Son caractère est d'être décomposé par l'acide hydrochlorique sous dégagement de vapeur nitreuse. Il se transforme avec le temps en soushyponitrate à oxidulooxide et métal réduit. Quand il est formé avec un défaut de métal, il consiste en héli-soushyponitrate-nitrate sesquihydraté : 172 acide nitrique, 172 acide hyponitrique, 1 172 oxidule et 1 172 eau. Il est alors en beaux cristaux. Le vrai sous-nitrate résulte de nitrate neutre qu'on traite avec plus d'eau qu'il ne faut pour le tenir dissous. Le nitrate de mercure à oxide n'est pas plus facile à obtenir que celui à oxidule; en procédant avec du métal et de l'acide, on a du sel double, et la solution de l'oxide dans l'acide nitrique ne donne pas du sel saturé. La décomposition du sublimé corrosif par le nitrate d'argent le donne, pourvu que le sublimé ait été fait par la voie humide et avec du métal sûrement à oxide. Du nitrate de mercure peut plus ou moins être à oxidulooxide et ne pas précipiter avec l'acide hydrochlorique ou un chlorure dissous. Il suffit pour cela qu'il soit avec excès d'acide; de l'eau regale

alors se forme et la partie oxidule du nitrate, aussi bien que sa partie oxide, est convertie en sublimé corrosif. Le nitrate à oxide n'a qu'une existence liquide. En concentrant sa solution, il se partage en partie solide qui cristallise et se constitue en soussel, et partie liquide, qui est constituée en sursel; atômes égaux de sel neutre et d'oxide ou d'acide, se trouvent dans les deux sels. Le soussel contient 1 rapport d'eau, l'atôme dérivant de l'oxide. Cela prouve que le sel neutre est vraiment neutre ou consiste en rapports égaux de ses constituans. Les cristaux du soussel attirent l'humidité de l'air; l'eau froide les partage en sel avec excès simple d'acide qui est soluble, et en sel avec excès triple d'oxide qui est insoluble. En versant sur ce dernier, à deux ou trois reprises, de l'eau bouillante, il se forme encore un sel avec excès d'acide, et de l'oxide rouge est rendu libre. Celui-ci contient encore de l'acide. L'eau de solution chaude, en enlevant à l'oxide l'eau d'hydratation froide, met la couleur à découvert. Le sel marin partage le même soussel en oxide rouge et en sublimé corrosif. L'ammoniaque forme avec les sursels, et aussi avec le sel saturé, du sesqui-hydrargyri-oxidonitrate d'ammoniaque; 1 1/2 oxide, 1 ammoniaque et 1 acide nitrique. C'est une poudre blanche soluble dans l'ammoniaque et cristallisable de cette solution en un sel jaunâtre qui, à ses constituans primitifs, a ajouté 1/2 rapport d'ammoniaque. On le considère, mais à tort, comme ayant perdu 1/3 en oxide de mercure. Un com-

posé semblable au premier est obtenu de la réaction de l'ammoniaque sur le nitrate de mercure à oxidule. Celui-ci est un précipité gris-noirâtre consistant en 1 rapport de nitrate d'ammoniaque sans eau et vice-hydraté par 3 rapports d'oxidule de mercure : 4 rapports de sel ne fournissent que 1 de précipité. Plus ou moins d'ammoniaque paraît s'y trouver unie à l'oxidule de mercure. C'est le mercure soluble d'Hahnemann. Son existence, comme celle de beaucoup de sels à oxidule de mercure, et de l'oxidule lui-même, est des plus éphémères.

Le sel cristallisé qu'on obtient en réagissant par du mercure sur le nitrate à oxidule neutre est dit être de l'hémi-sousnitrate à oxidule, hydraté par 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'eau, 1 acide, 1 $\frac{1}{2}$ oxidule et 1 $\frac{1}{2}$ eau. Comme pour oxiduler un second rapport de métal, l'acide doit céder 1 de ses 5 rapports d'oxygène, le sel ne peut jamais être que de l'hyponitrate à oxidule. Du sous-nitrate à oxidule résulterait de nitrate à oxide, surproportionné de métal. L'oxygène dans ce cas serait fourni par l'oxide et l'acide resterait entier. Ce soussel éprouve de la part de l'eau un partage en partie soluble avec excès d'acide et partie insoluble avec excès d'oxidule; le premier sel sera du surnitrate, le second du sousnitrite; l'acide hyponitrique s'étant partagé en acide nitrique et acide nitreux. Le soussel doit avoir 3 rapports d'oxidule en excès si le sursel est surproportionné d'un rapport d'acide. On ne lui prête pas d'eau. Le nombre du nitrate neutre cristallisé est 290.

Les divers nitrates de mercure abandonnent au feu leur acide et laissent pour résidu de l'oxide. Cet oxide est le précipité rouge des pharmaciens. Il n'est pas exempt d'acide hyponitrique. Le plus beau est fourni par l'hyponitrate à oxidule

Le nitrate de mercure à oxidulooxide est beaucoup moins connu que ceux à oxidule et à oxide, mais ses propriétés ont souvent été prises pour celles de l'un ou de l'autre de ces sels.

Souscarbonate de mercure à oxide. Ce sel cristallise de sa suspension dans l'eau acidinulée par de l'acide carbonique. Ses cristaux sont rouges. Driessen a fait connaître ce sel. Il suffit de la chaleur de l'eau bouillante pour chasser l'acide et rendre libre l'oxide.

Carbonite de mercure à oxidule. Sel peu soluble dans l'eau et que la chaleur décompose en acide carbonique et en métal réduit. L'oxigène de l'oxidule se joint à celui de l'acide carboneux pour former l'acide carbonique. Avec rapport égal de carbonite de potasse il forme un sel cristallisé qu'on obtient en saturant d'oxidule de mercure du surcarbonite de potasse. L'acide carboneux donne avec l'oxide de mercure un sel qui, pour l'aspect, est analogue au sel précédent. Ce sel se décompose de la même manière, mais, en raison du plus de calorique qui est dans l'oxigène oxidant que dans celui oxidulant, une combustion a lieu. La partie oxide de l'acide carboneux brûle alors avec l'oxigène de l'oxide de mercure.

Formiate de mercure à oxide. A l'état neutre ce sel cristallise; avec excès d'oxide il est en pou-

dre blanche. Les deux sels sont décomposés par la chaleur ; le premier, en rapports égaux d'oxide de carbone et d'acide carbonique et ainsi dans les constituans gazeux de l'acide carbonéux et, le second, en acide carbonique seul ; les deux nécessairement en métal réduit. On obtient ces sels par double décomposition. Par voie directe la destruction immédiate de l'acide aurait lieu.

Hydrargyro-fulminate (pyro-cyanite) de mercure ; proto-fulminate de mercure. Ce sel a les plus grands rapports pour la manière de le préparer et pour l'ensemble de ses caractères et propriétés avec le sel correspondant à base d'argent. Il se forme en petits cristaux soyeux. Le prix plus bas du mercure que de l'argent le fait préférer au fulminate de ce dernier métal comme poudre de percussion. Le phénomène de feu est produit par l'oxidule de carbone qui se combine avec l'oxygène de l'oxide de mercure. L'explosion a pour agents l'oxide de carbone qui se gazéifie au moment d'être formé, et l'azote qui se désengage, l'un et l'autre à l'état incandescent.

Le fulminate de mercure, comme celui d'argent, se constitue avec un excès d'acide et devient du surfulminate (acide hydrargyro-fulminique). Ce surfulminate forme des sels doubles avec la plupart des autres oxides. Le fulminate double de mercure et d'argent est fortement explosif. Si le fulminate de mercure se formait à oxide, il le serait plus fortement encore que celui d'argent. Les oxides d'autres métaux se substituent près du sel neutre à la moitié de l'oxidule de

mercure, et les métaux de ces oxides au mercure réduit. Dans les deux cas des sels doubles sont produits; il faut que le métal qui se substitue ou son oxide soit plus fort que le mercure ou son oxidule. Ce qui me le fait dire, c'est que l'argent ou son oxide sont sans action sur le fulminate de mercure neutre. Dans la formation du fulminate de mercure l'alcool a la double charge d'abaisser l'oxidation du mercure jusqu'à l'état d'oxidule et de sousacidifier l'azote de l'acide nitrique jusqu'au même état. S'il était vrai, comme on le dit, que, par l'explosion opérée à 186° de chaleur, ou par la percussion, il se forme de l'acide carbonique et il se libère de l'azote, il faudrait que le composé fut du bi-sousfulminate, ou du sousfulminate simple mais qu'alors l'acide fulminique contient 2 rapports d'oxigène sur 1 rapport de cyane et fut l'acide cristallisable que Serullas nomme acide cyanique. Pour faire emploi du fulminate de mercure comme poudre de percussion, on le rend cohérent entre ses parties par un peu de teinture de benjoin qu'on y instille pendant qu'il est encore humide de sa préparation et au moment de l'introduire dans les capsules.

Hydrocyanate de mercure à oxide; hydrocyanure de mercure; prussiate de mercure. Ce sel est obtenu lorsque de l'oxide de mercure est mis à bouillir avec du cyanure hydrogené de fer (bleu de Prusse) et de l'eau; 1, 2 et 8 parties; 172 rapport d'eau par chaque rapport de cyanure est décomposé: l'hydrogène passe au cyane hy-

drogéné et le compose en acide hydrocyanique; l'oxygène est repris par l'oxidule de fer qui s'en oxidulooxide. Le mercure, par la tendance de son oxygène, fortement proportionné de calorique, à se régénérer en eau avec l'hydrogène de l'acide hydrocyanique, prend la place du fer, qui se dépose, et l'hydrocyanate de mercure reste dissous. Le rapprochement de la liqueur le fait cristalliser. Ce sel peut prendre 172 rapport d'oxide de plus et cristalliser avec lui; c'est alors de l'hémi-soushydrocyanate. Les choses se passent ainsi lorsqu'on procède en des rapports exacts d'oxide et de bleu. Avec un défaut d'oxide on a du sel triple dans lequel l'oxide, de mercure remplace la potasse, ou, si l'on veut, du bleu de Prusse blanc bleuâtre, dans lequel l'oxide de mercure remplace l'oxidule de fer de l'hydrocyanate; 172 rapport de cyanure hydrogené de fer et 1 rapport d'hydrocyanate, ou de l'acide hydrochyzique feruré saturé en neutre par de l'oxide de mercure. Lorsque cela arrive, par l'addition de 172 rapport d'oxide sur 1 déjà existant dans le sel, on déplace le cyanure hydrogené de fer : du bleu de Prusse se précipite et de l'hémi-soushydrocyanate de mercure est formé. La formation de ce sel est immédiatement obtenue lorsqu'on a procédé avec un excès d'oxide. On peut sur le soussel saturer cet excès par de l'acide hydrocyanique dilué, ou le précipiter par de l'acide hydriodique, ou encore, l'enlever par de l'acide hydrochlorique, faire cristalliser ensemble les deux sels et reprendre le chlorure par de l'alcool fort, qui laisse

indissous l'hydrocyanate. Dans le premier cas il se forme du bleu blanc-bleuâtre, entièrement à base de mercure, 1/2 rapport de cyanure hydrogéné de mercure à oxidule et 1 rapport d'hydrocyanate de mercure à oxide. L'acide hydrocyanique ne peut, par voie directe, à moins d'être dilué, s'unir à l'oxide de mercure sans qu'il se forme du cyanure hydrogéné d'oxidule. Cette propriété lui est commune avec les autres hydracides à combustibles relatifs. Dans le second cas, l'hydrocyanate de mercure devient simple et libre. C'est pour cela qu'en voulant faire les deux sels, saturé et héli-soussaturé, par la saturation et l'héli-soussaturation de l'acide hydrocyanique à l'aide de l'oxide de mercure, on doit employer de l'acide affaibli. Nous avons déjà fait la recommandation d'employer du pareil acide à la saturation de l'oxide excédant de l'hémisousshydrocyanate; de l'acide anhydre qu'on emploierait à cette saturation serait brûlé dans la moitié de son hydrogène par la moitié de l'oxigène de l'oxide et du sel triple entièrement de mercure serait produit : 1/2 cyanure hydrogéné d'oxidule uni à 1 d'hydrocyanate d'oxide. L'héli-sousscyanate paraît se former par acheminement vers la formation de ce sel triple dont il contient les constituans plus 1/2 d'oxigène et moins 1/2 de cyane hydrogéné. La composition du soussel répond aussi à du sel triple de Prusse à seconde base de mercure, d'avec lequel 1/2 de cyanure hydrogéné de fer est déplacé par 1/2 de cyanure hydrogéné de mercure à oxidule. On voit d'après

cela, l'intérêt qu'on a de former de l'hydrocyanate qui soit immédiatement neutre. Le cyanure hydrogené d'oxidule, une fois formé, ne peut plus se constituer en hydrocyanate à oxide, ce qu'il devrait faire en décomposant l'eau, mais deux causes rendent cette décomposition impossible; la première est que ce liquide ne prête pas son oxygène pour élever le degré d'oxidation d'un oxidule et la seconde, que le mercure, fut-il même réduit, est trop faible pour disputer à l'hydrogène la possession de l'oxygène, et cela malgré l'affinité du cyane avec l'hydrogène qui concourrait à l'effet. Il est des circonstances favorables où la réaction de l'acide hydrocyanique anhydre sur le mercure s'arrête à la formation de sel triple entièrement à mercure et se borne à la cyanurohydrogenation du tiers de l'hydrocyanate, les $\frac{2}{3}$ restans ne changeant pas de composition. Ce sel triple est soluble et cristallisable. L'hydrocyanate se change avec le temps en ce sel. On peut aussi précipiter l'excès d'oxide au moyen de l'acide hydrosulfurique, mais on doit se garder de pousser l'effet trop loin, car, à froid, on arriverait jusqu'à séparer les $\frac{2}{3}$ de l'oxide qui appartient au sel neutre et à former celui-ci en acide hydrochyzique hydrargyré, susceptible de contracter des combinaisons de sel triple avec d'autres oxides. La chaleur qui se développe, mais en même temps se cache, convertit le tiers du sel ou la portion qui ne perd pas son oxide, en cyanure hydrogené d'oxidule. A chaud, la totalité de l'oxide serait enlevé et il resterait de l'acide

hydrocyanique simple, ainsi qu'il arrive dans la préparation de l'acide hydrocyanique par cette voie.

On a rapporté comme preuve que l'hydrocyanate de mercure est du cyanure de métal réduit que de la vapeur d'eau se condense pendant la combinaison de l'acide hydrocyanique sans eau avec l'oxide de mercure, mais cette vapeur est seulement formée par la moitié de l'hydrogène de l'acide avec la moitié de l'oxigène de l'oxide, car il reste du cyanure hydrogené d'oxidule. Pour que du cyanure à métal se formât, le fer devrait s'oxider au complet et prendre un rapport entier et non 1/2 rapport d'oxigène, ce que, comme on sait, il est incapable de faire à l'état combiné.

Lorsqu'à la préparation de l'hydrocyanate de mercure on employe de l'oxidule ou du sesquioxidule de mercure en place d'oxide de ce métal, comme lorsque sur ces mêmes degrés d'oxidation du mercure, on réagit par de l'acide dilué, l'oxigène se concentre dans une partie de l'oxidule et une partie du métal se retire réduit. La plus grande aisance qu'a l'oxigène d'oxidation que celui d'oxidulation à former de l'eau avec l'hydrogène de l'acide est la cause de cet effet.

L'hydrocyanate de mercure est décomposé par les hydracides et tant de comburens que de combustibles. Nous avons déjà dit que l'acide hydrosulfurique produit cet effet. Les acides hydriodique et hydrochlorique, favorisés dans leur action par la chaleur, le décomposent en vertu des

sels insolubles qu'ils forment avec le mercure. Le premier, par le calorique qui vient à son secours, détermine la réunion de la moitié des principes de l'eau en eau et enlève l'oxidule au cyanure hydrogené qui est produit, pour se former avec lui en chlorure insoluble de bi-mercure (précipité blanc). Le cyane hydrogené, devenu libre, se partage en cyane et en acide hydrocyanique. Le second déplace immédiatement l'acide hydrocyanique d'avec l'oxide et se forme avec lui en iodure insoluble de l'un des produits. Cette différence d'effet indique que la concrétion répondant à l'oxide détermine la composition. Cela explique aussi pourquoi l'acide hydrochlorique déplace d'avec l'hydrocyanate de mercure la moitié moins d'acide hydrocyanique que l'acide hydriodique. L'acide hydrobromique suivra le même mode de réaction que l'acide hydrochlorique, le bromure de mercure étant, comme le chlorure du même métal, soluble dans l'eau. L'hydrocyanate de mercure est soluble dans 8 parties d'eau froide. Le soussel demande moins d'eau pour sa solution. L'hydrocyanate de mercure forme avec rapport double d'hydrocyanate de potasse un sel double cristallisable; un autre, avec le formiate de potasse. Celui-ci consiste en rapports égaux de ses composans; un troisième est formé avec l'iodure de potassium : 1 d'iodure et 2 d'hydrocyanate. Enfin, un quatrième l'est avec le chromate de potasse. L'hydrocyanate de mercure forme en outre avec le nitrate d'argent un sel double dans lequel 2 rapports du dernier

sel sont unis à 1 rapport du premier. Il renferme de l'eau d'hydratation et s'effleurit à une chaleur de 100°. Nous avons déjà dit que l'hydrocyanate de mercure forme avec le cyanure hydrogéné de fer du ferro-hydrocyanito-bi-hydrocyanate de mercure, ou sel triple à seconde base de mercure. Ce sel est aussi obtenu lorsque du sublimé corrosif est traité avec du sel triple de Prusse. Le produit est du sel triple à mercure seul lorsque le sublimé employé est au tiers à mercure doux. C'est de l'hydrocyanate de mercure décomposé par une chaleur lente qu'on obtient le gaz cyane. L'hydrogène de l'acide et l'oxygène de l'oxide se réunissent en eau. Du cyanure hydrogéné d'oxidule, de couleur grise, est d'abord formé. L'opération devient un moment stagnante; plus tard ce sel est décomposé à son tour; du cyane alors se gazéifie et du mercure se revivifie : on doit procéder en vase clos. A l'air libre, il se formerait du cyanure hydrogéné d'oxide, la moitié de l'hydrogène étant brûlée par l'oxygène de l'air. Le cyane serait, pour la moitié, séparé d'avec l'oxidule, et celui-ci, devenu libre, se partagerait en oxide et en métal réduit. Le nombre de l'hydrocyanate de mercure sans eau est 165 112.

Borate de mercure à oxidule. Ce sel est obtenu de la décomposition d'un sel de mercure à oxidule par du borate de soude. On retire un sel cristallisé en paillettes.

Phosphate de mercure à oxidule. Ce sel est sous forme d'une poudre blanche cristalline. Au feu

il abandonne la moitié de son métal et se constitue en phosphate à oxide, lequel, par l'augmentation de la chaleur, est à son tour partagé en oxide resous en ses principes et en hydrate d'acide phosphorique retenant très-peu de métal. Cette maniere de se décomposer avec retraite de l'oxide et demeure en arriere de l'acide, suffit pour attacher de l'intérêt à ces sels. Le sel à oxide est soluble dans l'eau acidinulée par de l'acide phosphorique et cristallise de cette solution à l'état neutre. Les deux sels sont obtenus de la decomposition de leurs sels correspondans, l'un, à acide nitrique, et l'autre, à chlore (nitrate à oxidule et sublimé corrosif), par le phosphate de soude.

Hemi-hydrargyro-sulfate de mercure; proto-deuto-sulfate de mercure. Les sulfates de mercure à oxidule et à oxide ne sont obtenus identiques que de la décomposition du mercure doux et du sublimé corrosif par le sulfate d'argent. Formés ainsi, ils sont solubles sans décomposition, et cristallisables. Les sels qu'on obtient de la réaction de l'acide sulfurique sur le mercure donne du sulfate à oxido-bi-oxidule, à oxidulooxide, à bi-oxido-oxidule, jamais du sel à oxidule ou à oxide. Le produit est toujours avec excès d'acide. Essaie-t-on de dissoudre de l'oxidule dans de l'acide sulfurique concentré, il se partage en oxidulo-oxide et en métal réduit. La même solution tentée avec l'oxide n'a aucun succès. Quand on essaie de faire du sulfate à oxidule en employant un sous-rapport d'acide, si on n'élève pas assez la température, l'acide sulfurique n'est pas décom-

posé; si on l'élève assez pour cette décomposition, le sulfate à oxidule se partage en sulfate plus ou moins à oxidulooxide; du soussel est alors produit. Quand on ne broie pas l'excès de mercure avec le sulfate formé, cet excès devient sans objet, car le métal se réunit en globules et échappe à l'action du sel. Le mercure réduit et non son oxidule, a assez d'énergie combustible pour enlever à l'acide sulfurique le dernier de ses 3 rapports d'oxigène et convertir cet acide en acide sulfureux. Il est donc nécessaire pour que du sulfate plus ou moins à oxidulooxide soit formé que du sel à oxidule se partage en sel à oxidulooxide et en métal réduit, que ce métal soit de nouveau oxidulé, puis encore partagé en oxidulooxide et en métal réduit et ainsi de suite; c'est la marche que suit le mercure dans son oxidation à l'air.

Quand on fait du sulfate de mercure à oxidule avec de l'hydrargyro-chlorure précipité (précipité blanc) et du sulfate d'argent, le sel qu'on obtient se régénère en hydrargyro-chlorure lorsqu'on le traite avec le chlorure de sodion. La liqueur de la décomposition précipite très-peu avec l'ammoniaque. En chauffant légèrement ce sel hors du contact de l'air, des tâches grises de mercure réduit bientôt s'y manifestent, et peu à peu toute la masse prend cette couleur. Le sulfate à oxidule devient du sulfate à oxidulooxide et du métal sort d'engagement. Fait-on le même échauffement au contact de l'air, ou laisse-t-on le sel exposé à l'air pendant les mois

d'été, il jaunit à sa surface, et si, de temps à autre, on le retourne dans toute sa masse, il devient également à oxidulooxide. Dans le premier cas l'oxigène d'oxidulooxidation est fourni par le quart de l'oxidule dont le métal se réduit; dans le second, il l'est par l'air. Le sel devient avec excès d'oxidulooxide (héli-soussulfate d'oxidulooxide). Le sulfate à oxidule, ou ce qu'on considère comme tel, demande pour sa solution 500 parties d'eau froide et 300 parties d'eau chaude. Il cristallise de cette solution. Il est susceptible de cristalliser avec 172 rapport d'acide en excès (hémisursulfate). On recommande pour la formation de ce sel, de chauffer, sans élever un moment la température jusqu'à l'ébullition, 1 partie de mercure avec 1 172 partie d'acide sulfurique; cela fait 3 rapports de métal sur 2 d'acide. Pour le sulfate à oxide, on fait chauffer jusqu'à l'ébullition 2 parties de mercure avec 2 172 parties d'acide (4 rapports de métal sur 5 d'acide). Dans les deux préparations il reste une masse saline sèche. Celle pour le sulfate à oxide, étant traitée à l'eau bouillante, se partage en bi-soussulfate citrin, qui se dépose, et en bi-sursulfate soluble, qu'on peut faire cristalliser. Le bi-soussel n'est pas entièrement insoluble et ne demande pour se dissoudre à chaud que le double d'eau que demande à froid le sulfate saturé à oxidule, savoir 600 parties. On l'a nommé turbith minéral. Sa couleur est celle de l'oxidulooxide libre. Si le sel était à oxide le précipité serait rouge. Le sulfate supposé à oxide, étant traité par l'ammo-

niaque caustique, se partage en sulfate d'oxide et d'ammoniaque et en oxidule. Le sel double est peu soluble dans l'eau, mais soluble dans un excès d'alcali. On obtient ce sel à l'état concret en exposant une solution rapprochée de bi-sulfate à l'action du gaz ammoniacal qui s'émane de l'ammoniaque liquide tenue sous la même cloche avec la solution. Les portions du sel qui se concrètent en dernier lieu cristallisent. Le sel est entremêlé d'oxidule. Quand, au contraire, on introduit la solution dans l'ammoniaque liquide, le sel double change de nature; de l'ammoniac-hydrargyro-sulfate d'ammoniaque reste dissous et de l'oxidule seul se dépose. En ne tirant pas à sec le dépôt, l'ammoniaque détermine peu à peu la résolution de l'oxidule en oxide, auquel elle s'unit, et en métal réduit. On obtient aussi le sel double de la réunion de ses constituans prochains, qui sont le sulfate de mercure et le sulfate d'ammoniaque. Le sulfate de mercure à oxidule, traité à la sublimation avec le chlorure de sodion, donne du mercure doux, celui à oxide, du sublimé corrosif.

Surseleniïte de mercure à oxide. Ce sel cristallise avec une quantité d'eau notable, mais qui n'a pas encore été déterminée. Il se liquéfie aisément au feu, abandonne son eau jusqu'à ne plus en contenir qu'un demi-rapport et se sublime. On l'obtient en incorporant à l'acide selenieux liquide autant d'oxide de mercure qu'il peut prendre sans cesser d'être soluble.

Iodure de bi-mercure. On obtient ce composé

en précipitant de l'iodure de potassium dissous dans l'eau par du nitrate de bi-mercure. Le précipité est vert-foncé. Il prend une couleur rouge quand on le chauffe. Une chaleur lente et incapable de le faire fondre le partage en iodure simple et en métal réduit. Une chaleur brusque et assez forte pour le faire fondre l'élève à la sublimation sans qu'il se décompose. Ce composé est insoluble dans l'eau.

Iodure de mercure. Ce sel est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool bouillant. Par le refroidissement il cristallise de cette solution. On l'obtient de la réaction du nitrate de mercure à oxide sur l'iodure de potassium. Il se forme un précipité rouge. Cette couleur passe au jaune par l'échauffement et retourne au rouge par le refroidissement. Le jaune du sel chauffé provient de ce que l'oxigène étant saturé par le calorique en même temps que par le métal, celui-ci n'en est plus proportionné dans le rapport de l'oxide, mais de l'oxidulo-oxide ou de l'hydrargyro-iodure, qui est jaune à froid. Le sel est fusible et sublimable. Sublimé en masse et brusquement refroidi, le sel reste jaune : le calorique, surpris par la concretion subite, maintient la coloration jaune ; mais il suffit de comprimer un peu fortement la masse ou de la gratter avec un corps dur, pour que le calorique soit exprimé ou éconduit et que la couleur rouge reparaisse.

Un sel qui fournit sûrement de l'iodure de mercure au maximum d'iode est le chlorure de mercure fait d'oxide et d'acide. En mêlant la

solution de ce chlorure avec celle de l'iodure de potassion, il se précipite une poudre couleur de vermillon. On doit procéder en des rapports définis et par une seule affusion : 27 chlorure de mercure et 33 iodure de potassion, l'un et l'autre en solution étendue. Un excès suffisant du premier sel et un défaut du second feraient disparaître le précipité ou l'empêcheraient de naître. De l'ioduro-chlorure de mercure serait formé et par le rapprochement du liquide se concreterait en cristaux. En procédant avec des solutions concentrées et à chaud, le sel double cristallise après le refroidissement. Nous avons les premiers obtenu ces sels. Les deux iodures, l'un saturé d'iode et l'autre, de mercure, peuvent s'unir entre eux en deux différens rapports et former de l'iodure de sesquimercuré et du bi-ioduro-iodure de bi-mercure, 1 d'iode et 1 $\frac{1}{2}$ de métal, puis 2 d'iodure et 1 d'hydrargyro-iodure. Ce sont ces sels que la dissolution du mercure dans l'acide nitrique fournit presque toujours avec l'iodure de potassion ou autre. Le sesqui-iodure est jaune à froid comme à chaud. Cette couleur appartient à l'oxiduloxide. On peut à ces sels enlever le constituant iodure en les fesant bouillir avec de l'alcool; l'hydrargyro-iodure reste indissous. Cela fait qu'en opérant avec des solutions alcooliques chaudes de chlorure de mercure et d'iodure de potassion on n'a pas de précipité, ou seulement un d'hydrargyro-iodure lorsque le chlorure de mercure est en partie à hydrargyro-chlorure. Le refroidissement fournit le sel à l'état de cristaux.

On a une séparation de l'iodure d'avec l'hémi-hydrargyro-iodure, pas d'avec l'hydrargyro-iodure entier, en faisant sublimer le sel sousdouble obtenu par la précipitation. L'iodure occupe le haut et l'hémi-hydrargyro-iodure se place en cercle au-dessous du premier. Il est en cristaux superbes, pellucides, et dont la couleur efface loin celle du précipité. L'autre est jaune-de-soufre permanent. M. De Koninck, préparateur de chimie et de pharmacie à l'université, a le premier observé la séparation des deux iodures, simple et double, par cette voie.

L'iodure de mercure se combine par rapport double avec rapport simple d'hydriodate d'ammoniaque et d'iodure de potassium en sels doubles cristallisables qui ont une couleur citrine pâle. Outre l'engagement avec le chlorure de mercure que nous avons cité et qui est soluble, il en contracte un qui est insoluble et jaune. On le dit consister en rapports égaux; puis un autre, cristallisable, incolore, auquel on attribue 2 rapports de chlorure sur 1 d'iodure; ensuite un avec le chlorure de potassium etc. Dans ces sels doubles l'iodure de mercure fonctionne comme comburent avec ceux de ses sels propres dont le métal est plus énergique que le sien et comme combustible, avec ceux des sels étrangers dont l'acide est plus comburant que le sien.

Le brome et à plus forte raison le chlore chassent l'iode de ces deux bromures. Les acides hydrobromique, et nécessairement l'acide hydrochlorique, sont sans effet sur eux. Cette différence

provient de ce que le brôme et le chlore agissent en vertu de leur oxigène plus pourvu de calorique que celui de l'iode et que les hydracides des mêmes corps agissent en vertu de leur acide radical, dont le plus énergique est celui de l'iode.

Bromure de bi-mercure. Poudre blanche qu'on obtient en broyant, sous addition d'un peu d'eau, le sel suivant avec l'égal de son contenu en mercure, 36 et 20 parties. On introduit dans une fiole à médecine et on soumet à la sublimation. On obtient un gâteau implanté de parties cristallines; on le prépare aussi par précipitation, à quel effet on réunit en de justes rapports du nitrate de mercure à oxidule et du bromure de sodion. On a un précipité blanc de dessus lequel on décante de suite le liquide de crainte que l'eau régale que forme l'acide nitrique libre du sur-nitrate n'en compose une partie en bromure saturé de brôme. Le liquide n'est jamais sans contenir de ce bromure.

Bromure de mercure. On obtient ce sel en saturant de brôme le mercure réduit ou d'acide hydrobromique, l'oxide de mercure. On peut également mêler rapports égaux de sulfate de mercure que par de l'acide nitrique on a tâché de rendre à oxide, et de bromure de sodion, puis sublimer. De plus, on peut, dans un flacon bouché et qu'on tient au-dessus du feu, agiter l'hydrargyro-bromure par précipitation avec du brôme et de l'eau. On ajoute le brôme par parties et jusqu'à ce que le tout soit dissous. On fait cristalliser. Ce bromure est soluble dans l'alcool et dans

l'éther; ce qui précède dit qu'il est soluble dans l'eau. Les deux bromures sont blancs; ils sont décomposés en brôme par le chlore, pas par l'iode. Ils le sont en acide hydrobromique par les acides hydriodique, sulfurique et nitrique, pas par l'acide hydrochlorique. Le bromure de mercure forme avec 172 rapport de bromure de potassium du potassium-bromuro-bi-bromure de mercure lequel, dans sa cristallisation, emporte 2 rapports d'eau. Il est dit en former un autre avec rapport égal de bromure de potassium. Il se combine en outre en sels cristallisés avec d'autres bromures. Ici encore, comme dans la formation des iodures doubles, la qualité plus comburante ou plus combustible décide lequel des sels fera fonction de vice-acide, lequel de vice-oxide. Il est peu douteux que la solution du bromure de mercure, étant traitée par l'ammoniaque, ne donne un précipité blanc ammoniacal de bi-oxido-bromure soluble dans l'acide hydrobromique et transformable par cet acide en ammoniaco-hydrobromato-bi-bromure de mercure : 1 hydrobromate d'ammoniaque sans eau et 2 bromure de mercure cristallisé, ou sel alembroth à acide radical de brôme.

Hydrargyrochlorure de mercure; chlorure de bi-mercure. Encore une fois, par ces noms je tâche de faire entendre que les composés qu'ils désignent contiennent 2 rapports de métal pour 1 de chlore et sont des chlorures *plus* l'égal de leur contenu en métal; ils peuvent être mis en correspondance avec les termes hydrargyro-oxide et oxide de bi-mercure pour oxidule de mercure

et hydrargyro-sels et sels de bi-mercure pour les sels à oxidule; proto-chlorure de mercure; mercure doux. Sel insoluble dans l'eau. On ne l'a identifié avec son nom que par la voie sèche et de sublimé corrosif fait par la voie humide. On triture jusqu'à l'extinction rapports égaux de ce sel et de mercure, 4 parties et 3 parties, et on soumet à la sublimation. Par tout autre procédé on obtient du chlorure double, insoluble quand il est fortement proportionné de mercure doux, soluble quand il l'est fortement de sublimé corrosif : 2 et 1 et 1 et 2. On sublime en des fioles à médecine et par un feu qui ne devient pas trop lentement vif. Une chaleur insuffisante pour vaporiser le sel soulève la masse jusqu'à moitié hauteur de la fiole où elle reste suspendue sous la forme d'un corps poreux, grisâtre, que l'on doit soumettre à une nouvelle sublimation. Quand le feu est immédiatement trop vif, il se dégage de l'oxygène et il reste une poudre noire, laquelle est de l'acide radical de chlore uni à du mercure réduit, et ainsi de l'anoxichlorure de bi-mercure. Quand la sublimation est terminée, on soulève un peu les fioles et au moyen des doigts on répand dessus quelques gouttelettes d'eau froide; le verre éclate et le gâteau de sel se détache. Le mercure doux ne se fond pas avant de se sublimer.

Le nitrate de mercure à oxidule, neutre, cristallisé, étant réduit en poudre fine et broyé avec un peu plus de rapport égal de chlorure de sodion également pulvérisé, donne du mercure doux. Quand il ne se produit plus de changement

dans la matière, on ajoute peu à peu en eau de quoi faire une pâte; puis assez d'eau pour enlever successivement jusqu'à la dernière portion de nitrate de soude. On fait sublimer. Si on laissait le nitrate avec le précipité, une partie de celui-ci se formerait en sublimé corrosif et s'unirait au sel; de l'oxide se trouverait dans le residu. Pour opérer la même décomposition par la voie humide, il faudrait rendre le nitrate de mercure soluble en le surproportionnant d'acide, mais l'acide ajouté formerait de l'eau regale avec l'acide du chlorure de sodion, et du chlorure double serait infailliblement produit. L'excès d'acide hydrochlorique qu'on conseille d'ajouter à la solution du sel marin dans la vue d'empêcher le partage du sel en sur et sous-sel, produit le même inconvénient et forme de l'eau regale avec l'acide du nitrate, soit de mercure, soit de soude. On laisse déposer, on décante le liquide, qui contient du chlorure de sodion et du chlorure de mercure et de sodion. On édulcore et on fait sécher à l'ombre. On a une poudre blanche, fine, qu'on nommait anciennement mercure précipité blanc. Par la sublimation on lui donne la forme du chlorure cristallisé. Le sulfate de mercure, que nous avons dit ne pouvoir être obtenu à oxidule seul et être toujours à oxidulooxide, ne peut pour cette raison, étant décomposé par le sel marin, fournir du mercure doux. On peut néanmoins en le triturant avec ce qui lui manque en métal pour être à oxidule et rapport égal de sel marin ammener les choses à donner un produit qui ne

soit pas loin d'être identique. On doit éviter l'excès comme le défaut de métal : on sublime. Une addition de suroxyde de manganèse au mélange, quand il n'y a pas d'excès d'acide sulfurique et de sel marin, ne fait pas monter en degré la chloruration du sel. Le suroxyde peut former de l'oxydo-chlorure, que la sublimation partage en chlorure et en oxyde, mais pas du second chlorure ou du chlorure double. Un excès d'acide sulfurique qui en amènerait un d'acide hydrochlorique serait sans résultat avantageux si du suroxyde de manganèse n'était ajouté. La liqueur résiduelle du précipité blanc contient du chlorure double soluble; elle est à son tour elle-même précipitée en blanc, tant par l'hydrochlorate d'ammoniacal que par l'ammoniacal. La précipitation par l'hydrochlorate a pour cause que le sel ammoniacal enlève le sublimé corrosif au mercure doux pour s'en composer en sel alembroth; c'est alors le mercure doux qui se dépose; celle par l'ammoniacal donne lieu à du précipité blanc ammoniacal uni à du mercure doux et qui a le caractère singulier de ne pas laisser un résidu de ce sel lorsqu'on le dissout dans l'acide hydrochlorique. On obtient successivement les mêmes sels doubles, insoluble et soluble, en réagissant sur le chlorure de bi-métal, le mieux sur celui précipité, soit par du chlore, soit par de l'acide nitrique ou sulfurique; par ces deux derniers, à chaud. Le chlore fait avancer la chloruration et les acides se sousacidifient pour oxyduler le métal soustrait. Au contact de l'air, le

chlorure de bi-métal, étant iterativement arrosé d'acide hydrochlorique, se compose d'abord en sel double insoluble et ensuite en sel double soluble. A l'abri de l'air le même effet a lieu et du mercure sort de combinaison. Un sel insoluble devient soluble et le métal quitte un engagement fort pour entrer dans un faible et la force comburante prévaut sur la force combustible. La cause en est que l'ébullition avec un excès d'acide hydrochlorique partage le mercure doux en mercure réduit et sublimé corrosif avec excès d'acide (acido-chlorure). Le partage dépend de la chaleur, car l'ébullition avec l'eau simple le détermine. On doit alors soustraire le métal à mesure qu'il devient libre. Il est également décomposé en sublimé corrosif et mercure réduit, par son ébullition avec du chlorure de potassium, ou de l'hydrochlorate d'ammoniaque et de l'eau; des sels doubles, dont il sera fait mention, sont formés. La solubilité du sublimé corrosif en est considérablement accrue. Les chlorures doubles sont décomposés par la potasse caustique dissoute dans l'alcool, celui insoluble, en oxide jaune, celui soluble, en oxide orangé. Le mercure doux est rencontré dans la nature : c'est le mercure corné des minéralogistes. Son nombre est 237, 4.

Chlorure de mercure; deuto-chlorure de mercure; sublimé corrosif. Le mercure doux avec rapport égal de chlore de plus forme le sublimé corrosif. On devrait pour plus facile intelligence et plus de commodité dans le discours se servir des termes chloride et chloridule en rapport avec oxide

et oxidule : chlorure s'appliquerait aux métaux monoxidables, lesquels, en raison de ce que plusieurs parmi eux sont suroxidables, tandis qu'aucun métal bi-oxidable ne l'est, doivent se trouver en relation avec les oxidules et les chloridules ou contenir rapport double de métal. Le sublimé corrosif est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther et cristallise de ces solutions : 16 d'eau froide et 3 d'eau chaude; 2 1/2 d'alcool froid et 1 1/6 d'alcool chaud; 3 d'éther froid. L'éther enlève le sel à l'eau. L'évaporation spontanée dans un air sec donne de beaux cristaux; une partie du sel accompagne le dissolvant. La solution dans l'alcool ne tarde pas à déposer du mercure doux; de l'éther pesant est formé. La liqueur de Van Swieten faite d'avance éprouve ce changement de composition. L'eau hydrogenée, incolore, qu'on nomme eau corrompue, produit le même effet. L'odeur disparaît. En solution dans l'eau il cède de l'acide ou laisse échapper de l'oxygène, suivant qu'il éprouve l'influence de la lumière directe ou celle de la lumière diffuse. Dans le premier cas du mercure doux est encore déposé, dans le second, de l'oxido-chlorure est formé. Après la dissolution de l'oxide de mercure dans l'acide hydrochlorique modérément dilué, suivie de la cristallisation ou de l'évaporation à siccité et alors de la sublimation, la méthode sans contrédit la meilleure pour se procurer du sublimé corrosif saturé de chlore, est celle qui était anciennement suivie. On dissolvait du mercure dans de l'acide nitrique, on évaporait jus-

qu'à siccité et on mêlait avec partie égale de chlorure de sodion et de sulfate de fer calciné à blancheur. Ce qui pouvait au mercure manquer en oxigène pour être de l'oxide, lui était fourni par l'acide nitrique après son passage au fer, et comme il y avait excès de chlorure et de sulfate, le surcroît en capacité de saturation que le mercure en acquerrait n'était pas perdu pour la formation du sublimé corrosif. Le nitrate, plus ou moins l'hyponitrate, de fer était décomposé dans son acide. C'est en imitation de ce procédé qu'on recommence de faire en des chaudrons de fer le sulfate de mercure destiné à la fabrication du sublimé corrosif; le sulfate de fer qui se forme devient du nitrate par l'acide duquel l'oxidation du mercure est portée au complet. Les anciens faisaient par le sulfate de fer beaucoup de choses que nous faisons par l'acide sulfurique. Cet acide n'était pas requis, car on pouvait procéder par le nitrate et le chlorure seuls. Les rapports approximativement justes auraient été 20,5 de nitrate, 6 de chlorure et 8,5 de sulfate. Le sulfate à héli-métal le plus avancé à oxide qu'on peut l'obtenir et ayant un excès d'acide, étant broyé avec du chlorure de sodion et du nitrate de potasse, donne également un produit satisfaisant. Une dissolution de mercure dans l'acide nitrique au maximum de métal étant, à l'état d'ébullition, introduit dans de l'acide hydrochlorique concentré, donne un précipité qui disparaît presque aussitôt; du sublimé corrosif ou du sel double soluble est formé. L'oxigène de

l'acide nitrique rendu libre complète ou sous-complète l'oxidation du mercure, et l'oxide ou l'oxido-sesqui-oxidule qui en resulte est pris en solution par l'acide hydrochlorique. On évapore jusqu'à siccité et on sublime; ou bien, on retire le sel par cristallisation, ce qui est moins commode. Autant vaut dissoudre le précipité blanc dans de l'eau regale. Boerhaave faisait dissoudre le nitrate de potasse dans cette eau. On perd en place de gagner à faire du nitrate qui soit plutôt à oxidule qu'à oxidulo-oxide. La méthode par le sulfate de mercure et le sel marin, en raison de ce que le sulfate n'est jamais entièrement à oxide, est restée vicieuse jusqu'à ce qu'on ait imaginé d'ajouter du suroxyde de manganèse et de l'acide sulfurique au mélange de sulfate et de muriate. L'oxygène de suroxydation complète de son principe l'oxidation du mercure ou compose l'acide radical du chlore en chlore et dans les deux cas du sublimé corrosif est produit. La volatilité de celui-ci lui donne sur l'oxide de manganèse la préférence pour la possession de l'acide radical du chlore. Il reste de l'hémisuroxyde et du sulfate de soude. Dès la première impression de la chaleur il se vaporise un sel en paillettes brillantes, que l'on recueille aisement en tenant au-dessus des fioles ouvertes un chapiteau en verre; ce sel donne avec l'acide hydrochlorique un dégagement de chlore et du sublimé corrosif. C'est donc du chlorure à oxide.

Le sublimé corrosif se fond et bout avant de se volatiliser. C'est un anti-putride pour les sub-

stances animales. On dirait que les animalcules qui commencent la putréfaction ne peuvent naître en présence d'un sel qui les tuerait, étant nés. Il y a pourtant là autre cause, car l'oxide de mercure produit le même effet que le sublimé corrosif. Le nombre du sublimé corrosif est 136, 7.

Le sublimé corrosif, étant saturé à froid d'acide hydrochlorique fort, prend 2 rapports de cet acide et se fige avec lui en une masse cristalline; de son côté, l'acide hydrochlorique saturé à chaud de sublimé corrosif en prend égal rapport et cristallise avec ce rapport; on a du bi-acido-chlorure et de l'acido-chlorure. Un excès d'acide aux deux surproportionnemens et également un excès d'eau peuvent leur être enlevés par la chaux qu'en espace clos on fait réagir à distance sur eux. Nous allons voir que ces deux sursaturations du mercure par de l'acide répondent à des sursaturations pareilles par de l'oxide et sont les salifiens des sels nombreux que le sublimé corrosif forme avec rapport égal et rapport double de chlorure d'autres métaux. C'est ainsi qu'une première composition s'achemine souvent vers une seconde, et qu'une combinaison éphémère prélude à une plus stable; elle est, en effet, éphémère la combinaison entre le sublimé corrosif et l'acide hydrochlorique, car il suffit qu'elle soit mise en rapport avec l'air ou qu'elle soit chauffée légèrement, pour que l'excès d'acide l'abandonne. La moindre chaleur liquéfie les cristaux.

Le chlorure de mercure se surproportionne

d'oxide, d'après Proust, dans le rapport de son premier surproportionnement par l'acide et, d'après Donavon, aussi dans celui de son second surproportionnement par le même corps; 1 et 2 rapports en excès. Le premier soussel est obtenu à froid, le second, à chaud, et tous deux de la réaction du chlorure dissous dans l'eau sur l'oxide de son métal. Tous deux, d'après leurs inventeurs, sont solubles dans l'eau et cristallisables. Ils forment de l'oxido et du bi-oxidochlorure. Lorsque sur de l'oxide de mercure on verse de l'acide hydrochlorique concentré il s'excite une chaleur des plus intenses, de l'acide hydrochlorique se vaporise et une masse noire, dure, reste. Il ne se forme de l'oxido-chlorure soluble qu'autant qu'il peut s'en dissoudre; ce qui s'en forme à l'état concret est vice-dissous par l'oxide. J'ai observé cette singulière réaction en versant, pour faire du sublimé corrosif, de l'acide hydrochlorique concentré sur de l'oxide de mercure. Il y avait un grand excès de ce dernier. L'acide hydrochlorique est expulsé par la chaleur et déplacé par l'oxido-chlorure qui s'empare de l'eau.

En unissant le sublimé corrosif surproportionné d'acide à celui surproportionné d'oxide, on a du sublimé neutre, acido-chlorure avec oxido-chlorure et bi-acido-chlorure avec bi-oxido-chlorure. Le sublimé corrosif a, d'après cela, autant le droit d'être considéré comme consistant en un acide particulier neutralisant de l'oxide de mercure qu'a le fulminate de son métal, qu'on admet se composer d'acide fulminique (hydrargyro)

et d'oxidule de mercure. Le nom de cet acide pourrait être acide alembrothique. En remplaçant à ce qui aux acido-chlorures manque en oxide de mercure par des oxides d'autres métaux, on a les sels doubles et bi-doubles que le sublimé corrosif forme avec les chlorures de ces métaux et avec l'hydrochlorate d'ammoniaque. Nous venons de faire allusion à la nature de ces composés auxquels on a donné des noms comme si le chlorure de mercure était un acide et l'autre chlorure, un oxide, tandis que ce sont simplement des sels ordinaires à double base.

Le sublimé corrosif, étant, par l'ammoniaque, soustrait dans les $\frac{2}{3}$ de son acide et déplacé dans le tiers de son oxide, se constitue en soussel à oxide étranger et dans lequel la totalité de son oxide reste uni au tiers de son acide formé en sel à base d'ammoniaque : c'est le précipité blanc ammoniacal. Ce bi-hydrargyroxidomuriate anhydre ammoniacal indique l'existence d'un engagement entre 2 rapports de sublimé corrosif et 1 rapport de muriate anhydre d'ammoniaque, lequel n'est pas le sel alembroth, mais le muriate de mercure très-âcre de la Pharmacopée chirurgicale de Londres. Le sel alembroth consiste en rapports égaux et résulte de la réunion entre ses constituans prochains. On obtient le même soussel à oxide étranger en précipitant celui-ci ou le mélange des sels qui le composent par un alcali qui n'est pas de l'ammoniaque, cessant de précipiter aussitôt que la moindre réaction alcaline est exercée par le liquide. Le précipité

est à double excès d'oxide. De l'hydrochlorate d'ammoniaque se trouve mêlé à la solution du chlorure de l'alcali décomposant; dans l'un cas, ou en procédant avec le mélange des sels, il doit s'y trouver naturellement puisque le sel ammoniacal y est en excès; dans l'autre cas, il prend origine de l'hydrochlorate qui est surabondant à la formation du précipité à 2 rapports excédans d'oxide. La moitié de l'hydrochlorate sort d'engagement. La décomposition du sel très-âcre par un alcali fixe ne donne point cet excès d'hydrochlorate, le sel étant proportionné comme doit l'être le précipité; mais ce précipité ne l'est lui-même pas lorsqu'il est formé par de l'ammoniaque sur le sel alembroth ou, ce qui est l'équivalent, sur le mélange des constituans prochains de ce sel. Il est alors à rapports égaux d'oxide et de muriate anhydre et ainsi avec 1 rapport d'oxide surproportionnant de moins; l'acide hydrochlorique le régénère en sel alembroth tandis que par le même acide l'autre est formé en muriate très-âcre. Ce dernier est persistant à l'air à cause qu'il ne contient point d'eau, tandis que le sel alembroth contient 2 rapports de ce liquide, dont l'un est dit métalliser l'ammoniaque et oxider l'ammoniacon, et l'autre, hydrater le sel. Il s'effleurit à l'air. La forme cristalline des deux sels est aussi différente. Ces sels répondent à des sur et bi-surhydrochlorates inconstituables d'ammoniaque, dont l'excès d'acide serait saturé par de l'oxide de mercure. Hennel dit que le précipité ammoniacal obtenu du su-

blimé corrosif consiste en rapports égaux de ce sublimé et d'oxide. L'erreur provient de ce qu'il rapporte l'atome au métal au lieu de le rapporter à l'oxigène, et prend 2 atomes d'oxide pour un seul atome. Par une semblable erreur dans la fixation de l'atome le sel alembroth est dit consister en 2 rapports d'hydrochlorate et 1 rapport de chlorure. La méthode la plus sûre pour se procurer le précipité blanc ammoniacal est sans doute celle par le sublimé corrosif et l'ammoniaque. La décomposition s'arrête à la formation du soussel exactement proportionné. On peut verser le chlorure dans l'alcali, comme l'alcali, dans le chlorure. Un excès d'alcali ne change rien à la chose. Ici, l'ammoniaque ne peut que prendre la place de tout l'oxide, se joindre à l'oxide avec le tiers de l'hydrochlorate qu'il a formé et laisser les $\frac{2}{3}$ de l'hydrochlorate inengagés. Pour l'autre méthode, on broye 5,5 parties d'hydrochlorate d'ammoniaque avec 13,5 parties de sublimé corrosif; le mélange s'humecte par l'eau du premier sel à laquelle se substitue le dernier. On dissout dans un excès d'eau et on précipite par de la liqueur de potasse. Je viens de dire pourquoi pas par de l'ammoniaque. L'addition de l'hydrochlorate serait, dans ce cas, très superflue, ce sel n'ayant rien à ajouter au composé et son alcali n'ayant rien à en déplacer. Le précipité se forme d'oxide de mercure qui se joint au sel ammoniacal à mesure qu'il est séparé de son acide par l'alcali étranger. Si la composition n'était pas simultanée avec la décomposition, un précipité

couleur de brique serait obtenu et le précipité pourrait se former d'hydrochlorate ajouté à de l'oxide né comme il se forme d'oxide naissant. On pense que dans la formation du précipité blanc ammoniacal par l'hydrochlorate et un alcali fixe , l'action est portée sur le sel ammoniacal et que l'ammoniaque rendue libre décompose le sel mercuriel. Un tel ordre de décomposition serait contraire à toutes les lois de l'affinité. Que l'oxido-chlorure ammoniacal se forme de préférence au même composé de potasse résulte de ce que la présence du chlorure de potassium n'empêche pas que l'union ne se contracte avec le muriate d'ammoniaque anhydre. On n'a pas essayé si le sel double de mercure et de potasse est par l'hydrochlorate d'ammoniaque formé en sel alembroth.

On trouve cité un précipité ammoniacal dans le rapport du sel alembroth, qui doit être sublimable et que la saturation du chlorure de mercure par le gaz ammoniacal doit fournir.

La différence du sel alembroth à rapports égaux de celui à 2 rapports de chlorure de mercure dépend pour le mécanisme de sa formation propre de ce que l'un résulte de sels tout faits et l'autre, de bi-soussel que l'on sature d'acide, et, pour la cause de la formation de ce soussel, que la vice-hydratation y prend deux rapports, en place d'un rapport unique, d'acide qui, dans le sel à rapports égaux, sature le surrapport unique d'oxide.

Le sel alembroth est susceptible de s'élever

à la sublimation. Quelque soit l'origine du sel à 2 rapports de chlorure qu'on soumet à cette opération, on a un mélange de ses constituans; le sel fait de précipité ammoniacal s'entremêle à du sublimé corrosif, ce qui semble prouver que le sel à rapports égaux est seul sublimable; celui fait des sels qui sont ses constituans s'entremêle d'hydrochlorate d'ammoniaque, lequel ne lui était pas uni, mais, exempt duquel, la cristallisation ne peut le fournir.

La tendance du chlorure de mercure à se combiner avec les sels correspondans à base de l'un des trois alcalis et surtout à celle d'ammoniaque, est si grande qu'il suffit de faire bouillir ensemble l'hydrargyro-chlorure et l'un des sels correspondans pour que la moitié ou moins du métal se retire et que du sel alembroth soit formé. On prend pour hydrargyro-chlorure, de ce sel obtenu par précipitation. Quelque chose d'analogue à ce changement de composition a lieu lorsqu'à un feu de sublimation poussé jusqu'au rouge brun on soumet le mélange intime de 8 parties de mercure doux et 6 parties d'hydrochlorate d'ammoniaque. Nos parties étoient des onces. Très-peu de mercure réduit s'est volatilisé; rien, et pas plus de l'hydrochlorate que de l'hydrargyro-chlorure, s'est sublimé. Il est resté une mi-fonte que 14 parties d'eau chaude ont dissoute en entier, d'avec la solution de laquelle, l'ammoniaque a précipité une poudre blanche insoluble dans sa couleur par un excès d'ammoniaque, que les autres alcalis, arrêtés à propos dans leur addition, ont précipité.

cipitée en la même poudre blanche, dont l'acide hydrochlorique a redissous le précipité et ainsi de suite. Vu le peu de mercure doux qui, d'après la petite quantité de métal rendu libre, a pu se transformer en sublimé corrosif, le sel a dû être du bi-acido-chlorure saturé d'oxidule et formé en chloruro-bi-hydrargyro-chlorure insoluble par lui-même, mais rendu soluble par son adjonction à de l'hydrochlorate d'ammoniaque. Mon objet avait été de substituer le mercure doux à l'eau de l'hydrochlorate. Il n'a pas été rempli. On peut à l'ammoniaque des sels très-âcre et alembroth substituer des oxides plus énergiques que l'ammoniaque ou enlever cet alcali par des acides plus faibles que l'acide muriatique et alors substituer des oxides plus faibles comme plus forts que l'ammoniaque. Telle est l'origine intime des nombreux sels doubles que par rapports égaux ou doubles le chlorure de mercure forme avec les chlorures d'autres métaux. Celui qu'il forme avec le chlorure de potassium, 1 de celui-ci et 2 de l'autre, contient 2 rapports d'eau. Un autre est formé avec le chlorure de sodion; encore 2 et 1, mais 4 au lieu de 2 d'eau. L'eau sert de lien à l'union entre les deux sels et il en faut d'autant plus que le second sel est plus faible. Les trois triples alcalines solubles en forment qui sont dans le même rapport de chlorures. Ces sels sont tous composés d'acido-chlorure de mercure saturé de la seconde base, ou bien de bi-acido-chlorure de cette seconde base saturé d'oxide de mercure.

Extr.

tant du bi-hydrargyrioxido-muriate d'ammoniaque (précipité blanc ammoniacal) avec autant de pierre à cautère qu'il est requis pour chasser l'ammoniaque, et saturant l'oxide de mercure par de l'acide hydrochlorique, on a du sel alembroth à seconde base de potasse (à second métal de potassion). Il en est de même pour les autres pseudo-sels alembroths. On chauffe un peu pendant la trituration. On peut aussi procéder par la réunion des constituans prochains de ces sels, 2 de chlorure de mercure et 1 de l'autre chlorure. Outre les sels doubles dans le rapport de l'acido-chlorure saturé d'une seconde base, le chlorure de mercure se proportionne en d'autres rapports avec les chlorures de ces bases et ceux d'autres bases. Avec rapport égal d'hydrochlorate d'ammoniaque, il forme un sel qui cristallise avec 5 rapports d'eau et s'effleurit à l'air. C'est du sel alembroth de composition directe, l'autre l'étant de régénération. Les ammoniaco-sels des deux natures ne sont pas formés en potassio-sels par le chlorure de potassion qu'on essaie de mettre à la place du muriate d'ammoniaque; cela dépend de ce que dans l'ammoniaco-sel le chlorure est près du muriate à la place d'eau, tandis que dans le potassio-sel il n'est à la place de rien; ce que ne peut faire le chlorure de potassion les autres chlorures peuvent encore bien moins le faire. Rapports égaux de chlorure de mercure, de chlorure de potassion et d'eau forment un premier sel; 4 de chlorure de mercure et 1 de chlorure de potassion avec 4 d'eau en forment un second.

On remarquera que dans les trois sels à second chlorure de potassium, l'eau est proportionnelle, par rapports égaux, au nombre des rapports du chlorure de mercure ou que chaque rapport de ce chlorure se fixe en combinaison par 1 rapport d'eau. Le chlorure de calcium fait un second sel double avec 5 rapports de chlorure de mercure. L'eau chaude dissout ce sel; l'eau froide, mise en sous-rapport, le détruit. Le chlorure de magnésium s'associe à 1 et 3 rapports de chlorure de mercure; sa déliquescence à l'air n'en est pas éteinte. Ce sel est depuis longtemps connu. Enfin, il en est produit entre rapports égaux de chlorure de mercure et de chlorures de zinc, de cobalt, de nickel, de fer, de cuivre et de manganèse. Tous ces sels doubles sont parfaitement cristallisés. Nous avons dit que le sublimé corrosif se combine avec 2 et 1 rapports d'acide et cristallise avec cet acide. On peut considérer ces combinaisons comme des chlorures doubles dont l'un est à base d'hydrogène et l'autre, à base de mercure; 1 du premier et 2 du dernier ou 1 et 1. En substituant à cet hydrogène un oxide dont l'oxygène le forme en eau, on a les sels doubles à second combustible de métal dont il vient d'être parlé; $1/2$ ou 1 rapport de métal remplace l'hydrogène. De l'hydrogeno-chloruro-bichlorure de mercure ou du chlorure d'hydrogène et de mercure sont formés. Si le nom d'acide alembrothique était admis, les sels doubles de sublimé corrosif deviendraient, au même droit que le sulfate d'éther et de potasse est devenu du sulfoviniate de potasse, le paracyanite

d'argent et de potasse, du fulminate de potasse, etc. deviendraient, dis-je, des alembrothates de potasse, de bi-potasse, etc.

L'acide hydrosulfurique enlève au chlorure de mercure les $\frac{2}{3}$ de l'oxide et se précipite avec eux en entraînant le tiers du sel, resté indécomposé. Les $\frac{2}{3}$ de l'acide sont rendus libres. Il se forme du chloruro-bi-hydrogenato-sulfure à oxidule : 1 chlorure simple répondant à l'oxide et 2 sulfure hydrogené d'oxidule; peut-être d'hydrosulfate à oxide maintenu composé par son adhérence au chlorure. Le composé est le plus souvent blanc et se sépare difficilement du liquide où il s'est formé, ce qui dépend de la présence de l'acide libre. Les autres sels de mercure à acides de comburens en forment de pareils avec l'acide hydrosulfurique.

L'acide muriatique radical se forme en anoxi-chlorures de mercure, l'un, anoxi-hydrargyro-chlorure et l'autre, anoxi-chlorure simple. Le premier a la couleur du premier sulfure de mercure et le second, la couleur du second sulfure de mercure. C'est du mercure doux et du sublimé corrosif dans lesquels l'acide radical a pris la place de l'oxygène. On les obtient en soumettant à une chaleur rouge vive et brusquement appliquée, soit du mercure doux, soit du sublimé corrosif. Le composé rouge est souvent recueilli de la préparation du mercure doux par le mercure vif et le sublimé corrosif. Il a été pris pour de l'oxidulo-oxide de fer.

Souschlorure de mercure à oxide. On a du sous-

chlorure d'oxide de mercure en dirigeant du chlore sur de l'oxide dilué d'eau, et aussi en décomposant du sublimé corrosif par du souschlorure de chaux. L'application directe du chlore comme un excès de chlore interposé au souschlorure de chaux n'élève pas le degré de chloruration de l'oxide de mercure. Le chlore doit être naissant pour que la saturation soit complète. Le chlorure neutre de chaux la rend telle. Le souschlorure est en poudre cristalline et a une couleur puce; il consiste en 2 rapports d'oxide et 1 de chlore; l'autre n'a aucune apparence cristalline. Sa composition répond à rapports égaux. La chaleur appliquée directement ou par l'intermède de l'eau dégage du chlorure saturé, d'abord la moitié du chlore, puis, et sans devoir beaucoup se fortifier, du souschlorure produit, et naturellement aussi de son pareil de formation directe, de l'oxigène. Il reste de l'oxido-chlorure simple. L'acide hydrochlorique décompose les deux saturations en dissolvant l'oxide et se substituant au chlore ou en enlevant l'oxigène au chlorure figuré oxigéné.

Chlorite de mercure à oxidule; proto-chlorite de mercure; hydrargyro-chlorite de mercure. Ce sel, en raison de l'énergie comburante dont l'acide chloreux est doué, ne peut être obtenu que de la combinaison directe entre ses constituans prochains. Il est en grains cristallins. A une chaleur lentement appliquée il se partage en oxigène, sublimé corrosif et oxide, ou bien en oxigène et oxido-chlorure, de couleur puce; à une chaleur plus brusque, en oxigène et mercure doux, ou

bien, en métal réduit, oxide et encore sublimé corrosif; dans l'avant-dernier cas seul de l'oxigène n'est pas retenu par le métal.

Chlorite de mercure à oxide; deuto-chlorite de mercure. Ce sel est obtenu comme le précédent. On substitue l'oxide à l'oxidule. Les cristaux sont solubles dans 4 parties d'eau froide. Au feu il se partage en oxigène et en sublimé corrosif. Les acides en déplacent l'acide chloroux resous en ses constituans éloignés.

Fluorure de mercure. L'oxide de mercure est pris en dissolution par l'acide hydrofluorique. Quand l'acide est concentré le sel se dépose à mesure qu'il se forme. On recueille une poudre jaune-orangé, dont la solution dans la quantité d'eau chaude strictement requise fournit par le refroidissement des cristaux de la même couleur. Plus d'eau partage le sel en oxido-fluorure, qui se dépose sous la forme d'une poudre couleur de turbith minéral, et en acido-fluorure, qui reste dissous. Au feu, celui-ci renonce à son excès d'acide et redevient sel neutre cristallisable. Le sel neutre peut être sublimé. Il se concrète alors en cristaux jaune-clair. Pendant cette sublimation une forte partie du sel se constitue en anoxi-fluorure, couleur chocolat, lequel est volatil et soluble dans l'acide hydrochlorique. On se fonde sur ce que l'opération doit être entreprise dans du platine pour croire que c'est à ce métal et non au mercure que l'acide radical du fluor est uni; mais l'anoxi-fluorure de platine n'est pas volatil et déjà les anoxi-chlorures de mercure sont

fixes au feu. D'ailleurs, la silice déplace du mercure vif d'avec le composé. La volatilité du mercure, jointe à celle du fluorure de silice, détermine la décomposition.

Stanno-carbonite d'étain ; protoxalate d'étain. Par l'intervention de l'acide carbonique l'étain devient capable de décomposer l'eau; il se forme un surcarbonite cristallisable. Le carbonite neutre est insoluble dans l'eau. On l'obtient en décomposant le premier chlorure d'étain par du carbonite de potasse. On édulcore et on fait sécher. Ce sel, en raison de l'indifférence de son oxidule pour l'acide carbonique, avec lequel il ne forme point de combinaison, laisse, au feu, échapper les constituans de son acide sans par sa réduction en élever le degré d'acidification. Il reste de l'oxidule. Le carbonite à oxide céderait pour l'acidification au complet de son acide la moitié de son oxygène : de l'oxidule serait également produit; mais le carbonite à oxide d'étain n'a pas encore été obtenu.

Stanno-sulfate d'étain ; sulfate d'étain à oxidule ; proto-sulfate d'étain. L'étain forme avec les acides des combustibles relatifs peu de sels dont le caractère soit assez distinctif pour mériter d'être mentionnés; de plus, la tendance de l'oxidule d'étain à se constituer à oxidulooxide et à oxide est si grande que les stanno-sels n'ont que peu de temps à exister. On obtient le stanno-sulfate d'étain en traitant le métal avec rapport double d'acide sulfurique concentré ou faiblement dilué. On a une masse saline, qu'on fait dissoudre dans

l'eau chaude et dont la solution dépose en refroidissant le sel formé en petits cristaux. On a du sulfate à oxidule en traitant à la distillation le mélange de 1 rapport de stanno-sulfure d'étain avec 4 rapports d'oxide de mercure. Celui-ci est exempt d'eau et soutient une chaleur rouge sans se décomposer.

Bromure d'étain. En traitant en vase sublimatoire de l'étain divisé avec du brôme dans le rapport pour avoir le sel énoncé au titre, il se sublime à la faveur de l'échauffement qui a lieu un sel blanc cristallisé, fusible, et soluble dans l'eau.

Stanno-chlorure d'étain; protochlorure d'étain; sel d'étain. A l'état anhydre ce sel est volatil et distille en ce genre de matière qu'on est dans l'habitude de nommer beurre. On l'obtient en cet état en distillant de l'étain en poudre avec égale partie de sublimé corrosif et aussi en faisant circuler du gaz acide hydrochlorique sur de l'étain chauffé. Une fois uni à l'eau on ne peut plus l'en débarrasser, car la moitié de l'acide radical se détache de l'oxide pour avec la moitié de l'eau se former en acide hydrochlorique qui se volatilise. L'autre moitié de l'eau se vaporise avant l'acide. Il reste de l'oxidulo-chlorure anhydre, sel qui, en raison de son insolubilité, a une propension singulière à se former. Ce sel aussi est volatil et peut être sublimé. On obtient le stanno-chlorure cristallisé avec rapport égal d'eau en faisant bouillir de la raclure d'étain avec de l'acide hydrochlorique concentré. Le sel formé de cette manière, pour autant que l'air n'a pas d'accès, est,

dans toutes ses parties, du stanno-chlorure et ne saurait être autre chose, l'eau étant incapable d'élever l'oxidation d'un métal au-delà du premier degré. Il est encore tel lorsqu'il est fait avec du métal et de l'acide hydrochlorique gazeux; mais fait avec le sublimé corrosif il peut contenir un excédant de chlore et être du stanno-chlorure d'étain; il peut même contenir un excédant de chlore étant fait avec du mercure doux, lorsqu'on ne ménage pas assez le feu; l'excès du métal n'empêche pas l'effet, lequel est produit après que le stanno-chlorure est déjà formé: du métal se retire et le double sel se compose. On sature un excédant d'acide que le métal ne peut s'approprier, par de l'hydrate de stannoxide d'étain et on fait cristalliser. La solution étant assez diluée pour ne pas déposer des cristaux avant d'être entièrement froide et se refroidissant sur le fourneau où elle a été formée, se partage quelquefois en métal repristiné et cristallisé et en chlorure si le sel est neutre, et en stanno-chloruro-chlorure, s'il est avec excès d'acide. Traité avec beaucoup d'eau, le sel cristallisé se partage en acido-stanno-chlorure qui reste dissous et en stannoxido-stanno-chlorure hydraté par 2 rapports d'eau, qui se dépose. Le stanno-chlorure dissous dans l'eau ou simplement humecté d'eau attire l'oxigène de l'air et se compose en oxido-chlorure insoluble et en acido-stanno-chlorure nécessairement soluble; celui-ci, en continuant d'attirer de l'oxigène, se forme en chlorure entier. L'effet est lent à cause que l'excès d'acide garantit quelque temps le stanno-

chlorure de devenir du chlorure. Le stanno-chlorure anhydre n'est pas changé de composition par l'air sec. L'oxigène peut se substituer au chlore mais pas à l'acide radical du chlore. Cette substitution n'a pas lieu. Si elle se fesait le produit serait du stannoxido-stanno chlorure anhydre. Il n'est pas probable que l'effet serait poussé plus loin.

L'oxidulo-stanno-chlorure contient 2 rapports d'eau, l'atome étant déduit du chlorure ou de l'oxide, et 1, l'atome étant déduit du métal. Il abandonne cette eau avant de s'élever à la sublimation et la cède à l'eau chaude. Le nombre du stanno-chlorure d'étain sans eau est 94, 4; 2 rapports d'étain, 59, et 1 rapport de chlore, 35, 4. Le sel cristallisé a pour nombre 103, 4. Ce sel est employé en teinture comme mordant et sousoxidant. Avec le tri-chlorure d'or il fournit le pourpre de Cassius.

Chlorure d'étain; deuto-chlorure d'étain; liqueur fumante de Libavius. En s'adjoignant un rapport de chlore de plus le stanno-chlorure devient du chlorure. Quand cette seconde saturation se fait par le gaz sur le stanno-chlorure anhydre, il y a inflammation, et volatilisation de la matière. Avec poids égal d'eau il se consolide. Le sel figé est aisement fusible et se reconcrète par le refroidissement. Il cristallise avec l'eau qu'il attire de l'air, et également lorsqu'il est fait de stanno-chlorure dissous dans l'eau, qu'on sature de chlore. En vase clos le sel liquide anhydre bout à 120°. Il est miscible sans décomposition à l'eau. L'al-

cohol fort, même celui absolu, enlève à la moitié du sel l'acide radical du chlore et se forme avec lui en éther muriatique (soushydrochlorate de carbone hydrogené, ou muriate anhydre d'éther, 1 d'acide hydrochlorique et 2 de carbone hydrogené, ou 1 d'acide radical et 1 d'éther). On a la ressource de dire que l'alcool, en se transformant en éther oxideux, cède la moitié de son eau pour oxider le métal et hydrogener le chlore et aussi que l'acide hydrochlorique déplace l'eau d'avec cet éther et forme avec le carbone hydrogené du sel d'éther. Il reste de l'oxido-chlorure insoluble. On se procure le plus commodement la liqueur de Libavius en distillant le mélange intime de 4 parties de sublimé corrosif et de 1 partie d'étain pulvérisé. L'excédant de sublimé corrosif s'engage en mercure doux avec le mercure rendu libre, ou l'ensemble du sublimé ne cède à l'étain que la moitié de son chlore. On l'a aussi, mais moins sûrement identique, en dissolvant, avec l'assistance de la chaleur, de l'étain dans l'eau regale. Du stanno-chloruro-chlorure est alors souvent produit. Si toute la quantité d'eau par laquelle la liqueur de Libavius se prend en masse saline solide était d'hydratation, le sel concret en contiendrait 3 rapports. Thomson dit 1 1/2. L'apparence est en faveur de 1 rapport. Le chlorure hydraté étant soumis à la distillation avec l'acide sulfurique, se régénère en sel anhydre. Le nombre de celui-ci est 64, 9.

La liqueur de Libavius, se saturant de rapport égal de gaz ammoniacal, forme du muriate sec

d'ammoniaque vice-hydraté par l'oxide d'étain. Ce sel ne saurait être décomposable par le feu. L'eau, en prenant près le muriate la place de l'oxide, le partage en ses constituans *plus* l'eau. Le gaz acide hydrochlorique le forme en sel double hydraté par rapport égal d'eau; de la liqueur de Libavius régénérée tient alors au muriate sec lieu d'eau; ce sel se forme en gros cristaux d'un blanc de lait. On a le même sel, mais qui est à base de stannoxide, en soumettant à un feu de sublimation de la poudre d'étain avec rapport double d'hydrochlorate d'ammoniaque. L'étain est stannoxidé par l'eau de l'un des 2 rapports d'hydrochlorate, l'hydrogène de cette eau se dégage et l'ammoniaque du muriate devenu anhydre est expulsée par le stanno-oxide d'étain; l'autre rapport de l'hydrochlorate échange son eau contre le sel d'étain et le tout est hydraté par 1 rapport d'eau. Le stanno-chlorure qui fait partie de ce sel est empêché par l'hydrochlorate d'ammoniaque d'être attaqué par l'air. Le stanno-chlorure d'étain, traité avec les alcalis et les terres alcalines jusqu'à ce que le précipité, qui d'abord se produit, est redissous, forme des chlorures des métaux de ces alcalis et terres alcalines unis par rapport égal à du stannoxidule des mêmes métaux oxidés: ce sont des ammoniaco ou potassio bi-stanno-stannido-chlorures d'ammoniaque ou de potassion etc. 2 d'alcali ou de terre alcaline, 1 d'oxidule et 1 d'acide. Ces sels sont tous cristallisables; celui à chlorure de magnésion est liquide. Le sel à chlorure de potassion est encore

obtenu lorsque du bi-hydrate de stannoxido-stannochlorure est dissous dans de la potasse caustique. En vase clos cette solution se partage en potassio-stannido-chlorure de potassion : la moitié de l'étain se dépose à l'état réduit. Au contact de l'air, c'est de l'oxide qui se décombine ; l'effet est lent à cause que le chlorure de potassion fixe longtemps en composition le stanno-stannide de potasse comme il le fait pour le stanno-chlorure d'étain.

Le chlorure d'étain se proportionne avec le gaz ammoniacal en stannoxido-muriate d'ammoniaque, qu'en vase clos on peut faire monter à la sublimation et que l'eau partage en hydrochlorate d'ammoniaque et oxide hydraté d'étain. Beaucoup d'eau, ainsi que l'alcool, décompose la liqueur de Libavius : la première en haut oxido-chlorure et haut acido-chlorure, et le second, en le premier produit et en éther muriatique.

Stanno-fluorure d'étain ; proto-fluorure d'étain. L'acide hydrofluorique, uni à l'oxidule d'étain, forme un sel blanc cristallisable. Au contact de l'air ce sel se compose en oxido-fluorure.

Nitrate de cuivre ; deuto-nitrate de cuivre. Le cuivre, quoique non entièrement exempt de former de doubles oxides et de doubles sels de son métal, n'en est pas moins parmi les métaux bi-oxidables le moins sujet à cet inconvénient. On obtient le nitrate de cuivre comme residu de la préparation de l'oxide d'azote et de l'acide nitreux anhydre. Il est recueilli en abondance de l'opération docimastique qu'on nomme départ.

Le métal enlève à l'acide 2 rapports d'oxygène et laisse l'azote s'échapper avec 3 rapports. Il cristallise en un beau sel bleu qui s'adjoint 1 rapport d'eau. Il est déliquescent à l'air et se dissout dans l'alcool. Avec 2 rapports d'oxide de plus et en conservant son eau, le nitrate de cuivre forme du bi-sousnitrate, vert-clair, et insoluble dans l'eau. On l'obtient en enlevant au sel neutre les $\frac{2}{3}$ de son acide au moyen d'un alcali ou en traitant la solution du sel neutre avec de l'hydrate d'oxide jusqu'à ce qu'il n'en reste plus dans l'eau. On ne l'obtient pas en décomposant aux $\frac{2}{3}$ le nitrate par la chaleur, ni en surchargeant ce sel de $\frac{2}{3}$ de métal ajouté à l'état réduit. On a alors du bi-sousnitrite. Henry, de Manchester, attribue à Berzelius un tri-sousnitrate de cuivre, doté de 8 rapports d'eau, mais que ce chimiste ne donne pas dans son *Laerbok i Kemien*.

On obtient le nitrate de cuivre en traitant au feu et à sec du sulfate de cuivre avec du nitrate de potasse. On pulvérise la fonte et on l'expose à l'air humide. Le nitrate se liquéfie et le sulfate reste concret. Quand il survient un temps froid et sec le nitrate cristallise. C'est la voie la plus sûre d'obtenir ce sel bien cristallisé.

Précipité par l'ammoniaque, le nitrate de cuivre se transforme en nitrate d'ammoniaque uni à de l'oxide hydraté de cuivre à la place d'eau. Ce soussel, étant dissous dans l'ammoniaque, forme le même sel, mais qui est vice-hydraté par du cupride d'ammoniaque en place de l'être par de l'hydrate d'oxide. Le sel se forme en cris-

taux bleu-pourpre. On obtient un sel analogue si pas le même en enfermant sous la même cloche et en des vases séparés du nitrate de cuivre arrosé d'eau et de l'ammoniaque liquide. L'attraction du gaz ammoniacal se fait à distance. Au besoin, l'eau en laisse échapper jusqu'à la dernière bulle. On a le sel immédiatement cristallisé. On peut néanmoins en saturer de l'eau chaude et le faire de nouveau cristalliser. C'est une imitation du procédé par lequel nous avons les premiers appris à préparer le sel correspondant à sulfate d'ammoniaque qu'on nomme cuivre ammoniacal. Ces sortes de composés peuvent se former avec 2 rapports comme avec 1 rapport d'oxide ou de sel étranger en excès, pas avec 2 rapports de sel ammoniacal en excès. La cause en est que celui-ci peut être vice-hydraté par 2 comme par 1 rapport d'oxide ou de sel étranger, mais qu'il ne saurait l'être par 1/2 rapport d'oxide ou 1/2 rapport de sel, qui ne représentent que 1/2 rapport d'eau et qu'il n'a point d'existence indépendante d'un rapport entier d'eau. Le nitrate de cuivre fait partie de la pierre divine où il se trouve uni à du sulfate de potasse et de l'alun. La fonte de cette pierre peut supporter un échauffement rouge sans que le nitrate se souscompose. Les nitrates de cuivre, neutre et sursaturé d'oxide, peuvent être obtenus de la décomposition de leurs pareils à base de plomb par du sulfate de cuivre. Il ne saurait y avoir un nitrate d'oxidule, lequel, supposé existant, se convertirait aussitôt en soushyponitrate à oxide.

Bi-sousnitrite de cuivre à oxide. Ce sel se dépose dans une dissolution de cuivre par l'acide nitrique qu'on fait avec un grand excès de métal. Il est aussi obtenu du nitrate simple dont on fait bouillir la solution avec de la limaille de cuivre jusqu'à ce que rien ne soit plus dissous. On agite avec de l'eau et on décante de dessus le métal engagé. L'insolubilité du produit oblige de suivre ce mode d'isolement. L'oxygène est enlevé à l'acide où il est moins condensé que dans l'oxide. S'il l'était au métal, du surnitrate à oxidule serait formé. Un rapport d'eau par chaque rapport d'acide reste avec le sel. Les deux rapports d'oxygène enlevés à l'acide forment 2 rapports d'oxide par lesquels le nitrite est surproportionné.

Souscarbonate de cuivre à oxidule. Ce sel est obtenu de la précipitation du cuprochlorure de cuivre par du souscarbonate de soude. On décante, on lave à l'eau privée d'air par l'ébullition et on sèche dans le vide de Leslie. On a une poudre jaune, qui doit être hermétiquement enfermée. A l'air sa base s'oxiderait au complet et du tri-souscarbonate serait formé; 4 rapports d'oxide et 1 d'acide.

Souscarbonate de cuivre à oxide. Ce sel se rencontre dans la nature à l'état de cristaux d'un bleu foncé. Il porte le nom d'azur de cuivre. Réduit en poudre il prend celui de cendres bleues. Sa composition est en parfaite harmonie avec son nom. Il contient 172 rapport d'eau. On n'a encore pu l'imiter par l'art, et pas même sous le rapport de sa composition, car le procédé qui devrait le

fournir, procure du bi-souscarbonate hydraté, connu sous le nom de vert minéral. La malachite de la nature est ce sel cristallisé avec 1 rapport d'eau. La rouille de cuivre est de la malachite amorphe; 2 oxide, $1\frac{1}{2}$ acide et 1 eau. On cite un carbonato-souscarbonate bi-hémi-hydraté de cuivre, 1 oxide, $3\frac{1}{4}$ acide, $1\frac{1}{4}$ eau; on doit l'obtenir en décomposant de l'acétate de cuivre par du carbonato-souscarbonate de soude. Aucune bulle d'acide carbonique ne se dégage. Si ce sel a été bien analysé, il doit son existence à la faiblesse de son métal. Il forme un acheminement vers les carbonates neutres de métaux plus faibles que lui et tels que de mercure, dont les sels à oxide (sublimé corrosif) sont décomposés par le carbonate neutre de potasse sans laisser échapper la moindre portion d'acide. Le précipité, à son apparition, paraît être du kermès minéral formé par l'air sur une lessive caustique d'hydrosulfate d'antimoine. Le produit de la décomposition d'un sel de cuivre à oxide par le souscarbonate de potasse, qui est du bi-oxido-carbonate ou bi-oxido-souscarbonate, 2 oxide et $1\frac{1}{2}$ acide, étant, à la faveur d'un léger échauffement, pris en solution par les carbonates neutres d'ammoniaque, de potasse ou de soude, forme des sels doubles qui, par l'évaporation spontanée, cristallisent en des sels bleus. Les carbonato-souscarbonates des mêmes alcalis doivent former des sels analogues avec l'hémi-oxido-carbonate de cuivre.

On dirait que les souscarbonates de cuivre n'existent qu'à la faveur de l'eau qui les hydrate,

car, si par de l'eau de solution bouillante on leur enlève l'eau d'hydratation, l'acide s'échappe et il reste de l'oxide anhydre, noir. Le bi-souscarbonate est toutefois exempt de la perte de son acide; il noircit par la seule perte de son eau. La malachite noire de la nature est du bi-souscarbonate qui a perdu son eau ou s'est formée sans eau.

Carbonite de cuivre. Le carbonite de cuivre neutre est insoluble dans l'eau; il cristallise de sa solution dans un excès d'acide. Le sel acide, étant neutralisé par de l'ammoniaque, de la potasse ou de la soude, ou les surcarbonites des deux derniers alcalis, étant neutralisés par de l'hydrate de cuivre, forment des sels doubles alcalino-carbonito-carbonites de cuivre, dans lesquels rapports égaux des deux sels sont unis. Le sel cupro-ammoniacal est aussi obtenu en faisant réagir une solution de carbonite d'ammoniaque sur le précipité de carbonite de cuivre. Le sel à seconde base d'ammoniaque contient 4 rapports d'eau. Il se forme en petits cristaux qui, une fois formés, ne sont plus solubles dans l'eau. Le même précipité de carbonite, étant dissous dans l'ammoniaque caustique, forme de l'ammoniacæ-cuprido-carbonite hydraté d'ammoniaque. Ammoniaque, 2 rapports; acide carbonieux, oxide de cuivre et eau, de chaque 1 rapport. Les cristaux de ce sel sont teints en bleu foncé. Leur solution, étant mise en réaction sur du précipité de carbonite s'adjoint une quantité de ce sel suffisante pour saturer par son acide l'ammoniaque engagée en cupride, ce qui compose le sel en oxido-carbo-

nite de cet alcali : rapports égaux d'oxide et de sel. On a une poudre bleue sur laquelle l'air n'exerce aucune action.

Un carbonite qui au feu laisserait échapper les constituans prochains de son acide sans leur transmettre de l'oxigène et retiendrait assez longtemps un rapport d'eau pour que la retraite de ce liquide fut simultanée avec la décomposition de l'acide, fournirait, au lieu d'oxide de carbone, 1/2 rapport d'acide formique par chaque rapport de sel décomposé ; ici, cet acide serait généré de ses constituans prochains. Il pourrait se générer encore par l'oxidation du sucre, de l'amidon et du muqueux, corps qui sont composés d'oxide de carbone uni à 2 rapports d'hydrogène. L'oxidation de cet hydrogène en eau en ferait de l'acide formique : 1 d'oxide de carbone et 2 d'eau.

Formiate de cuivre. Sel vert-bleuâtre, cristallisé et qui s'effleurit à l'air. S'il ne retient que l'eau de conjunction de son acide, il en contiendra 1 rapport. Cet acide est de l'acide carbonique sous-hydrogéné dans son oxigène : 1 carbone, 4 oxigène et 2 hydrogène ; si l'acide carbonique était hydrogéné au complet ou si le composé possédait 4 d'hydrogène, ce serait du sucre. Le sel demande 8 1/2 parties d'eau pour se dissoudre à froid. Au feu, il se fond et, à une chaleur intense, il se décompose. De l'acide carbonique, de l'oxide de carbone et du cuivre métallique sont les résultats de cette décomposition.

Fulminate de cuivre à oxide. Ce sel se forme

lorsque du fulminate d'argent est décomposé par du cuivre en limaille fine. On fait bouillir ; on filtre à chaud et, s'il est nécessaire, on rapproche pour faire cristalliser. Les cristaux sont verts. Ils sont peu solubles dans l'eau. Chauffé, le sel détone, mais beaucoup moins que les fulminates des métaux réductibles au feu. Il forme avec le fulminate de soude un sel double, qui est en poudre et qui ne fait pas explosion. On l'obtient en substituant du fulminate de cuivre au fulminate d'argent qui avec le fulminate de soude forme le fulminate de son métal et de soude. On peut aussi à l'argent du fulminate double substituer du cuivre ou, à l'oxide d'argent, de l'oxide de cuivre.

Cupri-oxidulati-hydrocyanito-hydrocyanate de potasse. Ce sel est obtenu de la dissolution du cyanure hydrogené de cuivre à oxidule dans l'hydrocyanate de potasse. Les cristaux qu'on obtient sont jaunes. En faisant ce sel avec de l'hydrocyanate de cuivre qui, par son fréquent lavage au contact de l'air, est devenu du cyanure hydrogené d'oxide (celui du précédent sel l'est d'oxidule), on obtient des cristaux incolores. Par l'intermède de l'eau de lavage, qui se prête comme corps incalescible, la moitié de l'hydrogène de l'acide hydrocyanique est brûlée par l'oxigène de l'air au lieu de l'être par celui de l'oxide de cuivre, lequel persiste ainsi dans son état d'oxide. Le nom de ce dernier sel devrait être cupri-oxidati-hydrocyanito-hydrocyanate de potasse ; 1 cyane hydrogené, 1 oxide de cuivre (l'autre 1 oxidule

de cuivre), 1 acide hydrocyanique, 1 potasse
Ce sont des sels doubles de Prusse à oxidule et
oxide de cuivre en place d'oxidule de fer.

Cyanure hydrogené de fer et de bi-cuivre à oxidule.
Sel triple de fer à seconde base de cuivre; acide
hydrochyzique ferruré rendu neutre par de l'oxi-
de de cuivre. L'hydrocyanate d'oxide devient du
cyanure hydrogené d'oxidule; le 172 rapport d'eau
qui se forme hydrate le sel et le colore en brun
rougeâtre. Le sel anhydre est blanc : c'est le pro-
duit de la réaction du sel triple de Prusse sur
un sel de cuivre à oxide. Lorsqu'avec le sel triple
de Prusse on opère sur du pain soupçonné de con-
tenir du sulfate de cuivre, la présence d'un acide
change entièrement le mode de réaction. L'acide
hydrochyzique est rendu libre et se combine avec
l'amidon, ce qui forme une tâche bleue en place
d'une rouge-brunâtre.

Sousphosphate de cuivre à oxide. Ce sel est ren-
contré natif. C'est la pseudo-malachite des miné-
ralogistes. Sa couleur est le vert-éméraude. Il con-
tient 1 rapport d'eau, l'atome étant déduit de
l'acide. En perdant cette eau, il noircit. Une va-
riété de ce sel avec 174 rapport oxide et 1 rap-
port eau de plus se trouve également dans la
nature.

Urano-sousphosphato-phosphate de cuivre. C'est
le chalkolite de la nature. Il consiste en sous-
phosphate d'urane et phosphate entier de cuivre
oxidé, rapports égaux des deux, l'atome étant
emprunté à l'acide, avec 8 rapports d'eau : 2 aci-
de phosphorique, 2 oxide d'urane, 1 oxide de
cuivre et 8 eau.

Arséniate de cuivre à oxide. Sel natif formé en beaux cristaux verts. Il contient 2 rapports d'eau. Imité par l'art, il est sous forme d'une poudre insoluble. Il a des soussels qui tous se trouvent dans la nature. Le sesqui-oxidule d'arsénic combiné avec rapport égal d'oxide de cuivre forme le vert de Scheele.

Sulfate de cuivre à oxidule. Ce sel est obtenu lorsque par de l'acide sulfurique dilué de la moitié de son poids d'eau, on réagit sur de la limaille de cuivre. On a une dissolution brune. En vase clos, au lieu de sel dissous, on a une poudre brune. Cette poudre n'éprouve de réaction que de la part des acides qui lui transmettent de l'oxigène : c'est du sulfite d'oxidule. La formation de ce sel offre l'exemple d'un métal qui, après avoir sousacidifié un acide pour s'oxiduler par son oxigène, se joint au sousacide qu'il a formé plutôt qu'à l'acide entier au sein duquel il se forme. La même chose a lieu lorsque sur de la limaille de cuivre on réagit par de l'acide sulfurique concentré. Il se dégage peu d'acide sulfureux, et une poudre brune se dépose ; le feu doit être ménagé. S'il était fort, l'oxidule se partagerait en oxide et en métal réduit, et du sulfate à oxide serait formé ; l'acide sulfureux du sulfite serait dégagé à mesure que cet effet aurait lieu. On peut dire que l'acide sulfurique admet le cuivre en co-possession du dernier de ses 3 rapports d'oxigène, et se précipite avec lui.

Sulfate de cuivre à oxide ; deuto-sulfate de cuivre ; vitriol bleu. Ce sel consiste en rapports égaux

d'oxide et d'acide; il cristallise avec 3 rapports d'eau. A l'air sec et chaud, il perd 2 rapports de cette eau; il devient opaque et diminue considérablement en couleur. A 40—50° de chaleur, il perd le restant de son eau et se décolore totalement. A une chaleur rouge, le sel anhydre est resous en acide sulfureux, oxigène et oxide. Il est soluble dans 4 parties d'eau froide et 2 parties d'eau chaude. On le prépare en grand par le grillage de sulfure simple factice de cuivre; on se sert de métal de rebut. On maintient la température au-dessous du degré où le sulfate est décomposé : le métal est, partie oxidulé et partie oxidé, et le soufre est acidifié au complet. Il ne se forme point de sulfate à oxidulo-oxide ou sel double fait de sulfate à oxidule et de sulfate à oxide; du moins les deux sels ne se dissolvent pas ensemble dans l'eau; le premier reste déposé et le second est seul dissous. Il est apparent que le sel qui reste indissous est du sulfate et non du sulfite à oxidule, car le précipité, étant arrosé d'eau et garanti de l'accès de l'air, se partage en sulfate à oxide et en cuivre réduit et cristallisé, ce que ne fait le sulfate à oxidule qu'avec le concours de l'acide sulfurique. Le nombre du sulfate de cuivre à oxide cristallisé est 125.

Le sulfate de cuivre se surproportionne de 2 rapports d'oxide et forme du bi-soussulfate hydraté par 3 rapports d'eau; 1 d'acide, 3 d'oxide et 3 d'eau. Il est insoluble et de couleur verte. On obtient ce bi-soussel en enlevant à sa solu-

tion dans l'eau, le sulfate neutre par de l'hydrate d'oxide.

L'oxide de cuivre saturant du sulfate acide d'ammoniaque donne lieu à la formation d'un sel bleu et qui cristallise de sa solution dans l'eau. Il n'a rien de commun avec le sel qu'on nomme cuivre ammoniacal. Ses constituans sont rapports égaux de sulfate de cuivre et de sulfate d'ammoniaque, auxquels sont joints 8 rapports d'eau. En plaçant sous la même cloche un vase contenant une solution de sulfate de cuivre saturée à froid et un contenant de l'ammoniaque liquide, il se forme du sulfate d'ammoniaque uni à du cupride d'ammoniaque, 1 d'acide sulfurique, 1 d'oxide de cuivre et 2 d'ammoniaque. Ce sel cristallise avec 3 rapports d'eau. Je croirais avec plus d'eau puisque la solution en a contenu plus, (4 parties sur 1) et que le produit est sec dans toute sa masse. On a un sel cristallisé du bleu le plus éclatant. A l'air chaud, l'alcali appartenant au cupride et une partie de celui qui forme le sulfate se dissipent. Les cristaux deviennent de la poudre, et le bleu se change en vert; du bas sous-sulfate de cuivre est formé. La saturation de la poudre par de l'acide sulfurique la régénère en sulfate de cuivre et d'ammoniaque mêlé avec du sulfate de cuivre simple. Avant la méthode d'appliquer l'ammoniaque à sec, on précipitait le sel d'avec l'eau au moyen de l'alcool fort. Le sel, insoluble dans l'alcool, se séparait à mesure que ce liquide s'emparait de l'eau.

Du sulfate de cuivre et de potasse est formé

lorsque du sursulfate du dernier est saturé par l'hydrate du premier. Rapports égaux des deux sels s'unissent; il se forme de gros cristaux bleus hydratés par 6 rapports d'eau. Ces cristaux, rendus anhydres et fondus au feu, reprennent, en se refroidissant, une forme cristalline, mais qui n'a qu'un moment à subsister, car à peine sont-ils formés qu'un restant de calorique de forme liquide, en s'échappant, les fait éclater et tomber en poudre. Ce phénomène est reproduit autant de fois que la fonte est répétée.

Un sel consistant en 1 rapport de sulfate de cuivre et 2 rapports de sulfate de cobalt résulte de la réunion des sels qui sont ses constituans. Il cristallise avec 6 rapports d'eau. John, dans son Dictionnaire de Chimie générale, cite trois sulfates de cuivre et de fer. L'un, qu'on nomme vitriol de Salzburg, consiste en rapports égaux des deux sulfates; un autre, nommé vitriol d'Admont, contient 2 rapports de sulfate de cuivre sur 1 rapport de sulfate de fer. Un troisième, qui est le vitriol de Rome, a 2 rapports de sulfate de fer sur 1 rapport de sulfate de cuivre. Celui-ci a été analysé par M. John lui-même. Ce sont des sulfates de cuivre et de fer, de fer et de bi-cuivre, de cuivre et de bi-fer. Le sel de cuivre est à oxide, celui de fer, à oxidule. Ils résultent de l'efflorescence de sulfures de cuivre et de fer différemment proportionnés.

Sulfite de cuivre à oxidule. Ce sel est formé lorsque par de l'acide sulfureux gazeux on réagit sur de l'oxide hydraté de cuivre dilué dans l'eau. La moitié de l'acide abaisse l'oxidation de l'oxide

en oxidule et l'autre moitié s'unit à celui-ci. L'acide sulfureux devenu acide sulfurique se combine avec l'oxide resté oxide. Du sulfite insoluble et du sulfate soluble sont formés. La première est sous la forme d'une poudre cristalline rouge. On obtient également cette poudre, mais de couleur différente, lorsque par un sulfite, le mieux de soude, on décompose du sulfate d'oxidule liquide; par du sulfate a oxide on aurait du sulfate à oxidule. Le sulfite de cuivre à oxidule s'engage avec rapport double de sulfite de potasse et forme une poudre jaune. C'est du cupro-oxidulato-sulfite-bi-sulfite de potasse (cupridulo-sulfite-bi-sulfite). On obtient ce sel en traitant du nitrate de cuivre avec du sulfite de potasse. Un tiers du sulfite devient sulfate par l'oxigène de l'oxide de cuivre qui devient oxidule. De l'acide sulfureux est rendu libre à raison de la perte en capacité de saturation que le cuivre, en cédant de son oxigène, éprouve, à moins que du sursulfite à oxidule ne soit formé; 3 rapports du sulfite de potasse sont requis pour former un rapport de ce sel, 2 1/2 ou 3 d'acide sulfureux, 2 de potasse et 1 d'oxidule de cuivre. L'eau un peu chaude reprend sur ce sel le constituant à base de potasse et laisse libre celui à base de cuivre, lequel réparaît avec la couleur qui lui est propre.

Surhyposulfate de cuivre. Ce sel cristallise avec 4 rapports d'eau. Il est un peu efflorescent à l'air et se dissout aisément dans l'eau. La précipitation du surhyposulfate de baryte par le sulfate de cuivre le fournit.

Seleniate de cuivre. Ce qui a été dit du sulfate de cuivre est applicable à ce sel. Il cristallise avec le même nombre de rapports d'eau, a la même solubilité dans ce liquide et possède la même couleur.

Cupro-iodure de cuivre. Poudre blanche insoluble dans l'eau. Si l'on pouvait se procurer des sels à oxidule de cuivre persistans, on s'en prévaudrait pour enlever au sel de la soude de Varek la totalité de son iode. On s'épargnerait un long travail et on éviterait un déchet notable dans le produit. La décomposition d'un sel de cuivre à oxide par l'iodure de potassium fournit le même sel, mais en même temps de l'iode régénéré par l'oxygène de l'oxide qui passe à l'état d'oxidule.

Cupro-bromure de cuivre; proto-bromure de cuivre. Ce sel est en écailles translucides. Chauffé au contact de l'air, il échange le brôme contre rapport double d'oxygène, ou bien, l'acide radical du brôme et l'oxidule de cuivre prennent chacun 1 rapport de ce principe. L'ammoniaque, en se combinant avec l'acide radical et en même temps avec l'oxidule, forme un sel cristallisable et incolore. Ce sel est du cupridule d'ammoniaque vice-hydratant de l'hydrobromate d'ammoniaque sans eau. Avec 1 rapport de brôme de plus, ce qui répond à de l'oxide de cuivre dissous dans de l'acide hydrobromique, le cupro-bromure devient du bromure. En solution rapprochée, ce sel cède, au feu, son eau d'hydratation à l'eau de solution et prend une couleur brune foncée. Par l'évaporation spontanée dans un air sec il cristallise en un sel jaune-verdâtre.

Cupro-chlorure de cuivre ; proto-chlorure de cuivre. Il se forme en cristaux ou en une masse saline compacte. A l'état d'hydrate il est blanc, à celui anhydre il est brun. On peut le rendre anhydre en versant dessus de l'eau chaude. Cette eau, sans le dissoudre, lui enlève l'eau qui l'hydrate. Le refroidissement ne régénère point le sel blanc. L'action continuée de l'eau chaude le partage en chlorure répondant à l'oxide et en métal. Fondu avec plus ou moins de ce chlorure le cupro-chlorure pâlit et prend l'aspect de la résine. Il est ainsi obtenu lorsque du sublimé corrosif est décomposé par du cuivre métallique dans le rapport de 2 parties sur 1. La même décomposition, opérée par du mercure doux, donne une fonte brune : le chlorure avec 2 rapports de métal fixe en composition celui avec 1 rapport. C'est pour cela qu'on n'obtient point le cupro-chlorure pur à une chaleur qui chasse du chlore d'avec le chlorure. L'acide hydrochlorique concentré dissout le cupro-chlorure et s'en colore en brun. Cette coloration prouve que l'acide enlève l'eau au sel blanc et prend en solution et non en sursaturation, le sel anhydre, ou, en d'autres termes, que l'eau d'hydratation du sel passe à celle de solution de l'acide et que le cupro-chlorure anhydre est mis à nu. L'acide hydrochlorique ordinaire est dit dissoudre le sel sans en être teint en brun. L'eau en diluant l'acide hydrochlorique concentré fait précipiter le cupro-chlorure avec réadjonction de son eau et ainsi sous forme de sel blanc. La sortie de solution fait qu'il reprend l'eau. On a du

cupro-sel blanc en faisant réagir par une longue digestion de la limaille de cuivre sur rapport égal de chlorure. Le cupro-chlorure blanc est soluble dans l'ammoniaque sans qu'il y ait coloration en brun. Cela prouve que la liqueur ammoniacale n'enlève pas l'eau au cupro-chlorure, mais que l'ammoniaque le prend en combinaison.

Si un oxidulo-chlorure de bi-cuivre était connu, on pourrait dire que la solution du chlorure de bi-cuivre le forme en enlevant par affinité entre pareils et comme l'eau de solution enlève l'eau d'hydratation, la moitié de l'acide à ce sel. Ce serait alors de l'oxidulo-chlorure dissous, à la fois, dans l'acide enlevant et dans la partie enlevée de son acide propre.

Chlorure de cuivre; deuto-chlorure de cuivre. Le sel précédent en prenant 1 rapport de chlore de plus forme ce sel. On l'obtient en dissolvant de l'oxide de cuivre dans de l'acide hydrochlorique concentré. On rapproche par l'évaporation pour faire cristalliser. C'est un sel vert, déliquescent, et qui est largement soluble dans l'alcool. Proust lui attribue 3 rapports d'eau. Il ne peut au feu perdre toute son eau sans, en même temps, perdre de son chlore. Le sel desséché se rehydrate au complet à l'air. Un minéral qu'on trouve au Chili est du bi-oxido-chlorure hydraté. Il se présente en masse et aussi cristallisé. On l'imite par l'art en décomposant aux 273, à l'aide de la potasse caustique, du chlorure simple. Le tiers indécomposé reste uni à l'oxide. C'est l'histoire de beaucoup de précipitations de ce genre. On a un

précipité vert. Si ce précipité contenait 2 rapports d'eau, ce-liquide se substituerait aux 2 rapports d'acide. S'il n'en contenait que 1, il continuerait d'appartenir au chlorure resté entier. La soustraction de l'eau, faite à une chaleur modérée, change le vert en brun. Le vert qu'on nomme de Brunswick est de la même nature. On l'obtient en bi-oxido-chlorurant du cuivre métallique par l'action de l'oxigène et de l'eau, combinée avec celle de l'air est de l'acide hydrochlorique ou de l'hydrochlorate d'ammoniaque. La fixité de composition du bi-soussel détermine la bi-oxido-chloruration, qui se fait par un travail de pyrophore.

Le chlorure de cuivre forme avec l'hydrochlorate d'ammoniaque et le chlorure de potassium des sels doubles et à rapports égaux, lesquels, à l'état anhydre, sont bruns, à l'état d'hydrate, bleus; dans ce dernier état ils sont cristallisés.

Cupro-fluorure de cuivre. Ce sel, qui est insoluble dans l'eau et a la couleur du cuivre, est obtenu d'hydrate à oxidule qu'on traite avec de l'acide hydrofluorique. On lave à l'alcool et on sèche à l'abri de l'air. Ce sel est fusible au feu; sa fonte est noire, mais, par le refroidissement, elle devient rouge de cinabre. Sa solution dans l'acide hydrochlorique concentré est noire. Par l'addition de l'eau le sel se reconcrète incolore.

Fluorure de cuivre. Le sel précédent saturé d'oxigène et d'acide hydrofluorique sans eau compose celui-ci. Il est sous forme d'une croute saline bleue que peu d'eau dissout, mais que plus d'eau partage en oxido-sel insoluble et acido-sel soluble.

La chaleur produit le même effet sur la solution. Le sel neutre cristallise avec 2 rapports d'eau ; le sous-sel est dit n'avoir que 1/2 rapport de ce liquide. Le sel neutre décompose pour le former le souscarbonate de cuivre. On ajoute à de l'acide hydrofluorique de ce souscarbonate jusqu'à ce que l'effervescence cesse : 1 rapport de souscarbonate est décomposé par l'acide et 1 par le sel. L'acido-fluorure est à rapports égaux de fluorure et d'acide.

Carbonite de platine ; deutoxalate de platine.
On obtient ce sel en faisant la saturation de l'acide carbonique par de l'hydrate de platine. Il forme des cristaux d'un jaune clair qui ne demandent pas beaucoup de chaleur pour se résoudre en acide carbonique et métal réduit.

Platino-hydrocyanito-bi-hydrocyanate de potasse.
On obtient ce sel en substituant dans le sel triple de Prusse de l'oxide de platine à l'oxidule de fer. Le traitement du sel triple avec le chlorure de platine remplit cet objet. On peut aussi mêler le même sel triple avec partie égale d'éponge de platine et chauffer jusqu'au rouge naissant. Dans les deux cas on fait cristalliser. On a un sel jaune qui s'effleurit à l'air et devient rouge-pâle. Le sel effleuré contient encore 5 rapports d'eau. On ne trouve pas déterminé combien d'eau il contenait avant l'efflorescence. Il est largement soluble dans l'eau chaude. Ce sel fournit avec les autres sels dont la base est un métal de mine, des précipités non moins remarquables que le fait le sel triple lui-même. Ses constituans sont

1 rapport de cyanure hydrogené de platine et 2 rapports d'hydrocyanate de potasse. Le cyanure de platine paraît sous l'influence du cyanure hydrogené de sousoxide de potassium s'oxidohydrogenant, pouvoir repartir entre ses constituans les principes de 112 rapport d'eau; c'est du moins ce qu'indique la formation du sel d'après la dernière méthode, car le platine métallique ne reprendra bien certainement pas au fer pour se les adjoindre, et l'oxigène, et le cyane, et l'hydrogène. Il y a apparence que dans ce sel le platine se trouve à l'état d'oxidule.

Bromure de platine. L'oxigène du brôme n'a déjà pas trop de calorique pour oxider le platine et demande que le dernier des 5 rapports d'oxigène de l'acide nitrique vienne à son secours. On fait de l'eau régale dans laquelle l'acide hydrobromique remplace l'acide hydrochlorique et on s'en sert pour dissoudre le platine. Par l'évaporation jusqu'à siccité on obtient une masse cristalline brune. Cette masse s'adjoint par demi-rapports les chlorures de potassium, sodion, calcium, magnésion, zinc et manganèse, et cristallise avec eux en sels rouges aisement solubles dans l'eau et inaltérables à l'air. Des combinaisons dans les rapports inverses paraissent également exister.

Platino-chlorure de platine. On obtient ce sel du sel suivant qu'à la chaleur où l'étain se fond on prive de la moitié de son chlore. Il reste une poudre grisâtre insoluble dans l'eau et qui a si peu d'affinité avec ce liquide qu'il ne contracte même pas d'adhérence avec lui. Les acides sulfurique

et nitrique ne le décomposent pas, mais, à une chaleur d'ébullition, l'acide hydrochlorique le dissout en partie. Cette solution se partage à la longue en chlorure et métal réduit.

Avec $1\frac{1}{2}$ rapport de chlore de plus le platino-chlorure devient de l'hémi-platino-chlorure ou du chlorure de sesqui-platine; 1 de chlore et $1\frac{1}{2}$ de métal. On obtient ce sel en n'expulsant, par la chaleur, du chlorure de platine, que le quart du chlore ou ce que ce chlorure peut en perdre sans cesser d'être soluble dans l'eau. La solution de ce sel a une couleur brune intense. En la rapprochant par l'évaporation, elle dépose une poudre brune qui est le constituant platino-chlorure du sel. La restitution de l'eau vaporisée rétablit les choses dans leur état primitif. Cette même poudre est laissée comme résidu de la solution qu'après l'avoir évaporée presque à siccité on traite avec de l'eau froide. Le chlorure de platine se dissout et le platino-chlorure reste. En repetant ce travail on obtient une séparation complète des deux chlorures. Le platino-chlorure de cette origine et celui précipité par un alcali d'avec l'acido-platino-chlorure sont solubles en entier dans l'acide hydrochlorique et le sont à froid. L'hémi-platino-chlorure est soluble dans l'alcool; c'est au moins ce que dénote la solution du chlorure entier dans ce liquide sous enlèvement du quart de son chlore sans que l'hémi-platino-chlorure cesse d'être dissous. La coloration de l'hémi-platino-chlorure liquide et de l'acido-platino-chlorure sera sans doute due à ce que dans l'un, le

platino-chlorure a pris le chlorure de platine en place d'eau et dans l'autre, l'acide hydrochlorique, en place du même liquide. C'est une répétition de la manière dont se comporte le sulfate de cuivre à oxidule à l'égard du sulfate du même métal à oxide, le cupro-chlorure à l'égard du chlorure de cuivre et de l'acide hydrochlorique. Les métallo-sels sont contenus à l'état anhydre dans les sels saturés d'oxigène et d'acide ou de chlore. A une chaleur rouge le platino-chlorure renonce au restant de son chlore et le métal devient réduit. S'il était constaté que le chlore n'est pas dégagé, mais formé par l'oxigène de l'air, ce serait de l'anoxi-chlorure de bi-platine, 1 acide radical et 2 platine, que le supposé platino-chlorure formerait.

Le platino-chlorure se combine en sels doubles avec l'hydrochlorate d'ammoniaque et les chlorures de potassion et de sodion. Rapports égaux entrent en conjonction. On obtient ces sels en saturant respectivement de la seconde base le platino-chlorure obtenu par la voie humide qu'on a dissous dans l'acide hydrochlorique, aussi en ajoutant à cette solution les chlorures et l'hydrochlorate de la seconde base; de même, les deux premiers en décomposant par l'hydrochlorate d'ammoniaque ou par le chlorure de potassion, le platino-chloruro-chlorure ou engagement entre les deux chlorures. Le chlorure se précipite avec une partie des sels ajoutés et le platino-chlorure reste dissous avec une autre partie. Par l'évaporation spontanée, comme par l'addition de l'al-

cohol, on obtient les sels doubles cristallisés. Celui à seconde base de potasse est rouge. Le sel à seconde base de soude cristallise difficilement et se dissout dans l'alcool. Le platino-chloruro-hydrochlorate d'ammoniaque contient le rapport d'eau par les élémens duquel on se figure que l'ammoniaque se métallise et l'acide hydrochlorique se deshydrogène; celui-ci étant traité par un excès de son alcali à l'état caustique dépose, après un temps plus ou moins long, un sel cristallin vert qui se soustrait à l'action de l'eau, de l'alcool et de l'acide hydrochlorique. Sa composition répond à de l'hydrochlorate d'ammoniaque uni à rapport égal de platine oxidulé; 173 d'ammoniaque de plus ferait répondre le sel à du platine fulminant uni à de l'hydrochlorate d'ammoniaque sans eau.

Le platino-chlorure, en s'adjoignant un second rapport de chlore ou le sel précédent, 172 rapport de chlore, devient du chlorure simple; c'est le chlorure soluble de platine. On l'obtient de la dissolution du métal dans l'eau regale bouillante. On évapore jusqu'à siccité. Il reste un sel rouge qui contient de l'eau et qui en perdant cette eau devient brun-noirâtre. La couleur de la solution du sel est le jaune saturé. Le sel peut être obtenu cristallisé.

Le chlorure de platine se forme en sels doubles avec les mêmes sels que le platino-chlorure. Les rapports entre les métaux y sont les mêmes, mais celui du chlore est doublé pour le platine. Ce sont des chlorures d'alcali avec rapport double

de chlorure de platine. Les sels précédens auxquels on trouverait le moyen d'incorporer 1 rapport de chlore les produiraient. Les trois sels sont jaunes; celui à seconde base d'ammoniaque est très-peu soluble dans l'eau, ce qui fait que dans sa formation il se dépose sous forme de poudre. Il cristallise néanmoins de sa solution dans l'eau chaude qu'on laisse lentement se refroidir. Le sel ammoniacal y est contenu à l'état d'hydrochlorate (chlorure d'ammoniacon). On l'obtient en précipitant du chlorure de platine par de l'hydrochlorate d'ammoniaque. La portion du sel qui n'est pas précipitée, cristallise en un sel orangé, lorsqu'on rapproche la liqueur. L'acide hydrochlorique dilué le dissout; ce qui fait qu'en réagissant par l'hydrochlorate d'ammoniaque sur une dissolution de platine contenant un excès d'acide, on a moins de précipité; mais on peut faire reparaître la partie qui est restée en solution à la faveur de l'excès d'acide, en saturant cet excès par de l'ammoniaque. On fait même mieux, dans le cas d'une telle solution, de précipiter par de l'ammoniaque que par de l'hydrochlorate. On n'a pas la même perte à craindre, mais on a du sel avec excès d'oxide en employant à la précipitation un sel ammoniacal autre que l'hydrochlorate. C'est ce sel qu'on obtient en réagissant par le chlorure de platine pour découvrir l'ammoniaque dans un composé. Il se forme pendant la décomposition du sel saturé en neutre au moyen du feu. Il est jaune-verdatre après que le chlorure de platine a perdu la moitié de son chlore. Il est

alors pareil au sel à platino-chlorure. Un excès d'ammoniaque dont on favorise l'action par un peu de chaleur le réduit au même état. De l'azote se dégage par suite de l'acide hydrochlorique qui est formé. Le sel double à seconde base de potasse est presque insoluble dans l'eau froide et très-peu soluble dans l'eau chaude; il se dissout dans de la liqueur de potasse caustique. Il est en poudre ou en cristaux fins. On l'obtient en précipitant le chlorure de platine par du chlorure de potassium. Le sel double à seconde base de soude est aisément soluble dans l'eau et cristallisable. Il est aussi soluble dans l'alcool. Les cristaux se forment en accompagnement de 6 rapports d'eau, le proportionnement étant, comme de juste, réglé par le sel de soude et en partant d'un rapport simple de ce sel : 1 chlorure de sodium, 2 chlorure de platine et 6 d'eau. Ce sel est soluble dans l'alcool. Au feu, il cède son eau et s'effleurit. A froid et en contact avec l'air il reprend l'eau perdue et s'effleurit encore d'avantage. L'efflorescence ne le fait pas changer de couleur. Une forte chaleur le décompose en chlore, sel marin et platine réduit. Le sel à seconde base de soude est le mieux obtenu en réagissant par de l'acide nitrique sur du platine auquel on a adjoint le double de son poids de chlorure de sodium. On évapore les $\frac{4}{5}$ du liquide. Ces deux sels sont déplacés dans leur alcali par l'ammoniaque. Le chlorure de platine forme des sels semblables ou qui ont les memes rapports d'éléments avec les terres alcalines. Le sel de baryte a 4 rapports d'eau; celui de stron-

tiane, 8 rapports; celui de chaux, de même 8 rapports; celui de magnésie, 6 rapports. Il en forme aussi des pareils avec les chlorures de zinc, de cadme, de cobalt, de nickel, de fer, de cuivre, de manganèse, qui tous renferment 6 rapports d'eau. Ces sels, s'entend ceux à seconde base de terre alcaline et d'oxide de métal de mine, semblent, comme leurs correspondans à première base d'oxidule de platine, pouvoir se constituer dans les rapports inverses ou avec 1 rapport de sel de platine et 2 de l'autre sel. Si l'on considère ces sels doubles comme des sels où le chlorure de platine agit en qualité d'acide et l'autre chlorure, en qualité d'oxide, ce pourraient être des chloro-platinates de chlorure et non de métal, ou des chloro-platinates de chlorure de potassium etc. et non des chloro-platinates de potassium etc. D'autres sels sont formés par le chlorure de platine sur lequel on réagit par un alcali caustique du platino-oxido-chlorure de l'alcali. C'est avec le platino-chloruro-hémi-hydrochlorate d'ammoniaque que le plus habituellement on fait l'éponge de platine. Le chlorure de platine est d'abord souschloruré et ensuite dechloruré. La réduction se fait par l'expulsion du chlore. Un second sel peut servir au même usage. C'est le bi-platinoxido-hydrochlorate d'ammoniaque : 1 hydrochlorate et 2 oxide. On l'obtient en précipitant du chlorure de platine par de l'ammoniaque sans mettre un excès d'alcali. Le précipité est blanc. Les $\frac{2}{3}$ de l'acide, formés en hydrochlorate d'ammoniaque simple, restent dissous.

L'oxigène est expulsé et le procédé revient à une réduction par la chaleur. Enfin, un troisième sel peut être utilisé au même effet; celui-ci est l'ammoniacæ-platinido ou platinidulo hydrochlorate d'ammoniaque, ou le sel précédent à l'oxide en excès duquel se sont joints 273 rapport d'ammoniaque. Il est formé lorsqu'à la préparation du sel précédent on emploie un excès d'alcali. Le précipité est jaune. La réduction se fait alors par un combustible, qui est l'hydrogène de l'ammoniaque. Ce procédé demande le moins de feu; il fournit l'éponge la plus légère. L'hydrochlorate d'ammoniaque est, dans les trois cas, volatilisé par le feu.

Lorsque la solution du chlorure de sodion et de platine dans l'alcool, que nous avons dit se faire, est, par la distillation, réduite au quart de son volume, et que le liquide restant est traité par du chlorure de potassion ou de la potasse, le sel abandonne le chlorure de sodion ou la soude et se forme en un sel cristallisable jaune. Le sel à chlorure de sodion n'était pas cristallisable. Les cristaux, étant exposés à la lumière solaire, noircissent; ils brûlent et se résolvent en métal réduit et chlorure de potassion lorsqu'on les chauffe. Ils consistent en ce chlorure et en oxide de platine combiné avec du carbone hydrogené ou du carbure de bi-hydrogène (ce doit être carbure et non hydrure, le corps qui fonctionne comme électro-négatif ou comburent, devant fournir le nom du genre) ou en carbure d'hydrogène uni à de l'oxidule de platine. Il n'est pas encore décidé lequel des deux c'est. Le sel

répond par du carbone à ce que le platinido ou platinidulo-hydrochlorate d'ammoniaque est par de l'azote. Nous avons vu que l'alcool enlève au chlorure de platine le quart du chlore et le transforme en chlorure de sesqui-platine, tandis que lui-même se compose en éther pesant; ici, il enlève à l'oxide de platine la totalité ou seulement la moitié de l'acide hydrochlorique radical pour se former en éther ordinaire, et cède en échange du carbone hydrogené, ce composé restant uni à l'oxide ou se sousehydrogenant pour abaisser l'oxide en oxidule, et par ce qui lui reste en hydrogené, s'unir à cet oxidule. L'effet est comparable au changement de composition qu'éprouve l'hydrochlorato-bi-chlorure de platine. L'acide hydrochlorique radical est enlevé à l'oxide de platine par une partie de l'ammoniaque et remplacé près de cet oxide par une autre partie qui abaisse ou n'abaisse pas par la moitié de son hydrogené l'état d'oxidation du platine. La tendance de l'oxidule de platine à se former en platinidule d'ammoniaque est si grande que l'éponge de platine, étant mise en rapport avec de l'air atmosphérique pénétré de gaz ammoniacal, se monte en pyrophore dont ce gaz est le corps incalescible et le platine, le corps combustible. L'oxigène soustrait dans son calorique s'unit au platine et l'ammoniaque se joint à la combinaison. Comme l'oxigène pour contracter cette union n'a pas besoin de perdre beaucoup de calorique, l'ammoniaque peut le lui soustraire sans elle-même se décomposer. Le platine dans cet état de combinaison perd

sa propriété d'élément incalescible, mais l'échauffement, comme le lavage à l'acide hydrochlorique, en détruisant la combinaison, la lui rend. Le rapport s'établit, et tant pour l'abaissement d'oxidation que pour la combinaison avec l'oxide ou l'oxidule, entre l'hydrogène, soit du carbone, soit de l'azote, et l'oxigène du métal. Ce composé étant, en vase clos et par la chaleur, réduit dans son métal, puis édulcoré par de l'eau, qui dissout le chlorure de potassium, donne une éponge de platine interposée de carbone et qui en raison de cette interposition exerce une action incalescente double dans sa monture en pyrophore. C'est une poudre noire qu'à cause de sa couleur on a nommée *ethiops de platine*. On obtient cette interposition par une voie plus directe, soit en versant sur du chlorure de platine et de potassium une solution chaude de potasse caustique dans l'alcool et en laissant reposer pendant 8 à 10 jours, soit en faisant bouillir pendant quelques minutes le sulfate de platine dissous dans 4 à 6 parties d'eau avec volume égal d'alcool, soit enfin, en chauffant jusqu'à l'ébullition du chlorure de platine avec de la potasse caustique liquide et en immisçant par petites parties au mélange encore chaud, de l'alcool, jusqu'à ce qu'il cesse de se produire une effervescence. Dans ce dernier cas la combinaison entre le carbone hydrogené et l'oxide ou l'oxidule de platine se fait directement : dans l'avant-dernier l'oxide naissant est repris par l'hydrogène carboné; dans les deux premiers cas il est séparé

du chlorure ou du sulfate auquel il adhère par suite de la décomposition de ce sel à l'aide de la potasse. Le platinide de carbure de bi-hydrogène ou le platinidule de carbure d'hydrogène se décompose pendant ce traitement; les élémens de l'eau se réunissent en eau et il reste du platine interposé de carbone.

On peut dans les chlorures, tant de potassion que de sodion, et de platine oxidé uni à du carbone hydrogené, remplacer les deux chlorures par de l'hydrochlorate d'ammoniaque, ou la potasse et la soude, par de l'ammoniaque.

Nitrate de rhodion à oxide. On forme ce nitrate en saturant l'acide nitrique par de l'oxide de rhodion. Il se dépose un sel rouge-foncé qui attire l'humidité de l'air. Le nitrate de rhodion, en se joignant à celui de soude, donne lieu à un sel double, nitrate de rhodion et de soude. Il cristallise en un sel ayant la même couleur que son constituant à base de rhodion.

Rhodio-tri-sulfato-sulfate de potasse; alun à seconde ou, si l'on préfère, à première base de rhodion. C'est une poudre blanche insoluble dans l'eau. On l'obtient en réagissant par de l'acide sulfureux sur le sesqui-rhodio-chloruro-chlorure de potassion, dont il sera à l'instant parlé. D'après son mode de préparation, ce sel obtenu devrait plutôt être à oxidule qu'à oxide de son second métal, l'acide sulfureux ne pouvant devenir acide sulfurique qu'aux dépens du second rapport d'oxygène de ce métal.

Chlorure de rhodion; deuto-chlorure de rhodion.

Ce sel consiste en rapports égaux de métal et de chlore. Dissous dans l'eau, il est d'un beau rouge. Obtenu concret par l'évaporation à siccité, il est d'un noir brun. A une chaleur intense, il se partage en chlore et en métal sans s'arrêter à la saturation de rhodio-chlorure. On l'obtient en précipitant le potassion d'avec le sesqui-rhodio-chloruro-chlorure de cet alcali à l'aide de l'acido-bi-fluorure de silicium. En brûlant du rhodion réduit dans le gaz chlore, on recueille une poudre rose insoluble dans l'eau, qui est du chlorure de sesqui-rhodion, hémichloruro-chlorure de rhodion, 2 métal et 1 $\frac{1}{2}$ chlore. Le rhodion a de différent du fer que ses sels à double rapport de métal n'ont pas d'existence incombinaisonnée, tandis que les sels à simple rapport de fer n'ont pas cette existence.

Rhodio-sesquichloruro-hydrochlorate d'ammoniaque. Sel rouge qui cristallise avec rapport égal d'eau. On l'obtient de chlorure de rhodion auquel on adjoint de l'hydrochlorate d'ammoniaque. Au feu il laisse à la fois échapper, et ce dernier sel, et le chlore du premier. Il reste du métal réduit. Ses constituans sont indiqués par son nom; 1 $\frac{1}{2}$ chlorure et 1 hydrochlorate. Le chlorure de rhodion forme un sel semblable avec le chlorure de potassion. Il est dans les mêmes rapports et cristallise avec la même quantité d'eau. Le sel anhydre est noir; celui en cristaux, rouge-foncé. Il se forme de métal en poudre fine et de chlorure de potassion qu'à une chaleur d'incandescence obscure on charge de chlore. Avec le chlo-

rure de sodion un sel analogue est produit. Sa couleur est la même, mais les cristaux renferment cinq fois plus d'eau et ses constituans sont rapports égaux : 1 chlorure de rhodion, 1 chlorure de sodion et 6 eau. Il s'effleurit à l'air sec en perdant de son eau et se couvre d'une poussière rose. L'ammoniaque précipite d'avec ce sel une portion de l'oxide, qu'elle compose en rhodide de sa substance, et forme en même temps avec l'acide, de l'hydrochlorate lequel, avec l'oxide non précipité, se constitue en oxido-bi-hydrochlorate. Celui-ci reste dissous dans le chlorure de sodion, mais s'en sépare lorsque la solution, évaporée jusqu'à siccité, est traitée par de l'eau. Le chlorure de sodion est repris par l'eau et l'oxido-hydrochlorate reste indissous; celui-ci est sous forme d'une poudre jaune.

Carbonate de manganèse. On obtient ce sous-sel en décomposant un sel neutre de manganèse par un souscarbonate d'alcali. Si le sel de manganèse était acidinule ou le souscarbonate avec excès d'acide, on n'aurait pas de précipité à cause que le souscarbonate de manganèse resterait suspendu dans le liquide à la faveur d'un excès d'acide carbonique; on devrait chasser l'excès d'acide par la chaleur. Le précipité est de l'hydrato-souscarbonate ($1/2$ d'acide, $1/2$ d'eau et 1 d'oxide) il est blanc; au contact de l'air il échange la moitié de son eau contre du suroxigène et devient rougeâtre : une portion de son oxide tient alors au suroxigène et une autre, à l'acide. C'est de l'hémisuroxidé-souscarbonate. On obtient le

même sel en réagissant par de l'acide sulfurique très-concentré, le mieux fumant, sur le mélange de suroxyde de manganèse et d'acide carboné ou de surcarbonite de potasse. L'acide sulfurique resout l'acide carboné en ses constituans en lui enlevant l'eau : la portion oxyde desuroxyde le manganèse et la portion acide se combine avec l'oxyde de celui-ci. Turner a analysé un bisouscarbonate quadri-hydraté, 1 d'acide, 4 d'oxyde et 16 d'eau. L'hydrato-souscarbonate de manganèse, étant au contact de l'air mis à bouillir avec de l'eau, rénonce à son acide pour prendre à sa place de l'oxygène ; c'est alors de l'hémisuroxyde. Il ne prend pas plus d'oxygène qu'il ne perd d'acide. Il éprouve le même changement de composition hors de l'eau et à 60° de chaleur. Quand il ne peut à la place de son acide prendre de l'oxygène il ne cède l'acide qu'à une chaleur rouge. Il reste alors de l'oxyde de manganèse. Le souscarbonate de manganèse supplée à l'hydrate du même métal pour saturer au complet le sulfate de manganèse, qui, dans beaucoup de circonstances, est obtenu avec excès d'acide. La sujection de l'hydrate à être substitué par du suroxigène à la moitié de son eau le rend moins propre à cet usage. Le souscarbonate anhydre se trouve dans la nature à l'état de cristaux.

Carbonite de manganèse. On l'obtient, comme le souscarbonate, de la décomposition d'un sel de manganèse neutre par un carbonite neutre. Garanti de l'air et légèrement chauffé, il laisse échapper le constituant oxyde de son acide et se

combine avec le constituant acide : du souscarbonate est formé. Lorsque dans un vase plat on mêle, par un mouvement giratoire, de la poudre de suroxyde de manganèse, avec du surcarbonite de potasse (sel d'oseille) ou de l'acide carbonéux pillé, et qu'on ajoute assez d'eau pour former une pâte liquide, il s'établit une effervescence par de l'acide carbonique qui est dégagé. L'acide carbonéux enlève une portion de suroxigène au suroxyde et se forme en acide carbonique. Il résulte une liqueur rouge-de-sang intense qui, étant filtrée, ne tarde pas à se décolorer. C'est un surcarbonite d'oxyde adhérent à du suroxyde et qui est soluble dans l'eau. Un léger échauffement accélère la coloration si brillante et si peu attendue de ce sel liquide.

Formiate de manganèse. Cristaux rougeâtres qui pour leur solution à froid demandent 15 parties d'eau. Le sel s'effleurit à l'air chaud, ce qui prouve qu'en cristallisant il emporte de l'eau. Il doit sa couleur à du suroxigène qu'il s'adjoint pendant sa formation. Ce sel naît de la formation actuelle de son acide lorsque par de l'acide tartrique dissous dans l'eau on réagit sur du suroxyde de manganèse; 1 partie d'acide et 1 $\frac{1}{2}$ de suroxyde. Deux des 3 rapports de suroxigène qui sont séparés d'avec 3 rapports de suroxyde de manganèse se joignent aux 2 rapports du même principe qui se trouvent dans l'acide tartrique pour former de l'acide carbonique avec l'un des 2 rapports de carbone de cet acide; les deux autres rapports d'oxygène avec le second rapport de carbone et

avec l'eau forment de l'acide formique. Produits, de 3 rapports d'acide tartrique et de 3 de suroxyde de manganèse, 2 rapports de tartrate de manganèse, peu soluble dans l'eau, et 1 rapport de formiate du même métal, soluble dans 15 parties d'eau; 1 rapport d'acide carbonique se dissipe.

Hydrocyanate de manganèse. Il est sous forme d'une poudre insoluble dans l'eau et d'avec laquelle les acides dégagent de l'acide hydrocyanique. L'hydrocyanate de potasse le prend en solution et cristallise avec lui en un sel rouge-brun qui est du sel triple de Prusse à seconde base de manganèse; 1/2 d'hydrocyanate ou de cyanure hydrogéné de manganèse, la moitié de l'hydrogène étant brûlée par l'oxygène de l'air, et 1 d'hydrocyanate de potasse.

Sulfate de manganèse. Ce sel est obtenu avec excès d'acide et en adhérence à du suroxyde, qui le colore en rouge-purpurin, comme résidu de la préparation du gaz oxygène par le suroxyde de manganèse et l'acide sulfurique. On chauffe et on sature l'acide excédant par du souscarbonate ou de l'hydrate de son métal. L'acide sulfurique cesse de réagir pour déplacer le suroxygène d'avec le suroxyde dès l'instant qu'il n'est plus en sur-rapport à la formation du sulfate neutre en sulfate acide, ou, en d'autres mots, le sursulfate ne peut par son excès d'acide opérer ce déplacement. Par une évaporation lente, mieux spontanée, on obtient des cristaux qui, formés au contact de l'air, peuvent avoir une légère teinte de rouge. Le sel cristallise avec 4 rapports d'eau. Il est efflo-

rescent à l'air et deshydratable au complet par la chaleur. Il est soluble dans 2 parties d'eau froide. On peut aussi chauffer en vase ouvert et sous continuelle agitation, le mélange de parties égales de suroxyde de manganèse réduit en poudre fine et d'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce que le mélange ne soit plus tuméfié par l'oxygène qui se dégage et qu'il ne reste plus qu'une masse saline. On introduit celle-ci dans un creuset d'Hesse et on fait rougir pendant 1/2 heure. Après quoi on verse sur la matière de 8 à 10 parties d'eau chaude, on filtre et on fait cristalliser. Si la solution avait encore un excès d'acide on la saturerait comme ci-dessus. La chaleur aide l'acide sulfurique à déplacer la totalité du suroxygène d'avec l'oxyde. On peut encore desoxyder le manganèse par 1/2 rapport de soufre ou en partie le sulfatiser par 1/3 de rapport de ce combustible et compléter la saturation par de l'acide sulfurique. Nous venons de dire que, dans les circonstances ordinaires, le sulfate de manganèse cristallise avec 4 rapports d'eau. Turner a obtenu une cristallisation avec 5 rapports. Brandes en a reconnu qui sont avec 7, 6, 3 et 2 rapports. Woehler cite un sulfate qu'il croit être anhydre, mais qui sera sans doute à rapport égal d'eau. Il est jaune et en poudre. Il résulte d'une solution concentrée de sulfate qu'on fait bouillir. La chaleur se substitue près de l'eau au sel, qui, étant dedessous, se dépose. Dans la même circonstance, le sel à 7 rapports d'eau se trouble et laisse échapper un sel avec moins d'eau. On n'a pas déterminé avec

combien d'eau. Le sel à 7 rapports d'eau, Brandes l'obtient en faisant une solution saturée à 6° de chaleur et en la laissant cristalliser. A 10—12°, ce sel s'effleurit et perd 1 rapport d'eau; il est alors à 6 rapports. Étant à 18° traité avec de l'alcool absolu, il lâche prise à 2 rapports; c'est alors la cristallisation de Turner, ou à 5 rapports. On doit laisser en réaction pendant quelques jours et fréquemment agiter. Deux degrés de chaleur de plus, les circonstances restant les mêmes, réduisent le sel à 4 rapports. Ces 4 rapports sont ceux que Mitscherlich a trouvés. Un sel qui se dépose pendant le rapprochement de la solution ordinaire au feu, a 3 rapports d'eau. La même quantité d'eau est dévolue au sel privé d'eau qui se resature de ce liquide au contact de l'air. En faisant bouillir la fonte du sel à 7 rapports, soit seule, soit couverte d'alcool à 45 d'eau, lequel ne s'y immisce pas, il sort de fonte un sel à 2 rapports d'eau. A 6° de chaleur, le sel a 7 rapports se dissout dans poids égal d'eau; il double sa solubilité à 80°. A 100°, il est moins soluble qu'à 50°, car alors la solution se trouble, pour toutefois de nouveau s'éclaircir par la baisse de la température. L'oxigeno-sulfate, toujours d'après Brandes, cristallise avec 7 et 4 rapports d'eau. Dans les circonstances où il pourrait cristalliser avec d'autres rapports il perdrait son oxigène et avec lui sa couleur; l'alcool le lui enlèverait et la chaleur le chasserait; un excès d'acide favorise la coloration. Cependant, le sel neutre peut aussi être rouge. L'excès d'acide adhère à du suroxyde;

peut-être à de l'acide (2 1/2 d'oxygène, on dit 5, mais on double l'atome). Le sel neutre adhère à de l'oxygène, c'est pourquoi l'alcool le décompose sans rien en précipiter, tandis que d'avec le sel acide il précipite de l'hémisuroxide. Bouvier et Vauquelin avaient nommé oxygéné le sulfate rouge : ils avaient nommé juste. Une partie du sel peut contenir et une autre partie ne pas contenir de l'oxygène, ou l'un être rouge et l'autre blanche et les deux sels peuvent cristalliser séparément dans la même liqueur. Pour dire que la coloration soit un effet d'isomerie (paraacidification et parasalification), on doit supposer que le métal est moins saturé par l'oxygène en raison de ce que celui-ci est plus saturé par le calorique.

Le sulfate de manganèse peut se surproportionner d'un rapport entier d'acide. L'évaporation jusqu'à siccité réduit ce sel en une masse cristalline humide. Le sursulfate, étant neutralisé par de l'ammoniaque caustique, forme un sel double cristallisé et qui renferme 8 rapports d'eau. Si on saturait avec du souscarbonate d'ammoniaque, tout le sel serait décomposé; du souscarbonate de manganèse et du sulfate d'ammoniaque seraient formés. Le même sursulfate, saturé de potasse caustique, ou le sursulfate de potasse saturé d'oxide de manganèse, fournissent un sel également double et qui cristallise avec 6 rapports d'eau. Ce sont des sulfates de manganèse et d'ammoniaque ou de potasse. Celui à second oxide de potasse forme avec 2 rapports de sulfate de manganèse

neutre de plus du potassæ-sulfato-tri-sulfate de manganèse ou sorte d'alun dans lequel l'oxide de manganèse remplace l'alumine de l'alun ordinaire. Ce sel cristallise avec 24 rapports d'eau. On prend pour le faire du sulfate rougi par de l'oxigène.

Surhyposulfate de manganèse. Nous avons déjà dit à l'occasion de parler de l'acide hyposulfurique, par quel mécanisme dans la distribution des élémens qui le composent ce sel prend naissance; 3 rapports d'acide sulfureux et 2 de sur-oxide de manganèse sont réquis pour former 1 rapport de sel. En même temps que de l'hypo-sulfate, il se forme du soussulfate de manganèse insoluble, sel qui jusqu'ici est resté inaperçu malgré qu'il soit fréquemment produit. La moitié de la capacité de saturation du soufre est éteinte dans l'acide de ce sel. Le sel, obtenu par l'évaporation jusqu'à siccité, est sous forme d'une masse saline. Il est déliquescant à l'air.

Tungstate de manganèse et de bi-fer. C'est le wolfram de la nature. Il est cristallisé et alors composé de rapports égaux de ses constituans prochains. Il répond à deux sursels dont aucun n'est connu à l'état libre. Ces sursels devraient être le surmolybdate de manganèse et le surmolybdate de bi-fer. Il est noir-brun ou gris-foncé. Une variété de ce sel consiste en manganesi-tungstato-tri-tungstate de fer oxidulé; 1 tungstate de manganèse et 3 tungstate de bi-fer. Il est en gros cristaux noirs.

Tantalate de manganèse et de fer. C'est le tan-

talite des minéralogistes. Il est noir et quelquefois cristallisé.

Chlorure de manganèse. On recueille ce chlorure comme résidu de la préparation, entreprise à chaud, du chlore avec rapport double d'acide hydrochlorique sur rapport simple de suroxyde de manganèse. On débarrasse la solution au moyen de l'alcool assisté de la chaleur, d'un excès, soit d'hémi-chlore, soit d'oxygène, que le sel peut contenir. On concentre et on fait cristalliser. Les cristaux se forment avec rapport égal d'eau; ils sont solubles dans l'alcool et s'effleurissent pendant les chaleurs de l'été en perdant la moitié de leur eau; ils s'humectent au contraire à la saison ordinaire. A une chaleur plus forte et en vase clos, le sel perd la totalité de son eau et finit par se fondre. La fonte reconcretée a un aspect salin. Chauffé jusqu'à la fusion, au contact de l'air, l'oxyde cède la moitié de son acide radical à l'oxygène de ce fluide, ou le métal échange contre l'oxygène la moitié de son chlore. Il reste de l'oxido-chlorure dont la fonte est noire et également cristalline. Le chlorure dissous et, en général, les sels de manganèse, se souscomposent au contact de l'air : une partie de l'oxyde prend de l'oxygène à la place d'acide et se dépose à l'état d'hémisuroxyde; l'effet s'arrête après que le sel s'est constitué en acido-sel. Les chlorures rougis par de l'oxygène cristallisent incolores de leur solution dans l'alcool. L'alcool transforme le chlorure d'abord en oxido-chlorure et ensuite en hémisuroxyde et en chlorure neutre. Le chlore

forme l'oxido-chlorure en chlorure rouge à oxide et en chlorure incolore à métal : les deux s'unissent en sel composé. En réagissant à froid sur du suroxyde de manganèse par rapport égal d'acide hydrochlorique, on obtient du chlorure à oxide : le suroxigène convertit l'acide en chlore et l'oxide desuroxidé s'y unit. L'alcool comme la chaleur fait passer le chlorure à oxide à l'état de chlorure à métal; emploie-t-on rapport double d'acide, il se forme du surhypochlorite rouge-noirâtre. On a le même sel figé, si pas plutôt congelé avec l'eau, et cristallisé, lorsqu'à un froid de 5° on sature de chlore une solution de chlorure dans l'eau. Par le décroissement du froid, ce sel se liquéfie. Il est de couleur jaune. L'un et l'autre de ces sels donne du chlore par la chaleur et de l'éther pesant avec l'alcool. La composition de ces sels répond à 2 rapports de chlore mi-hydrogéné et 1 rapport d'oxide. Le chlorure de manganèse forme un sel double, cristallisable, avec l'hydrochlorate d'ammoniaque anhydre.

Le chlorure de manganèse combiné avec 2 rapports de chlore forme un composé qui, d'après ses constituans, est du tri-chlorure, mais qui, d'après sa nature, est l'acido-muriatico-acide manganésique ou acide double composé de 3 rapports d'acide muriatique radical et 1 rapport d'acide manganésique. On l'obtient, ainsi que nous l'avons déjà dit, en dissolvant, légèrement à chaud, des cristaux de manganesate de potasse dans de l'acide sulfurique concentré et en ajoutant des fragmens de chlorure fondu de potasson. Il s'élève une

vapeur rouge-de-cuivre foncé, laquelle, à un froid de 15 à 20°, se condense en liquide. Sa couleur est alors le vert-brunâtre. L'eau, par 3 de ses rapports, partage le composé en ses constituans prochains. Le manganèse se retire avec l'oxygène et l'acide radical se joint à l'eau. On peut, par de l'oxide d'argent, précipiter le dernier acide et rendre libre le premier. La chaleur sans eau dégage du chlore et laisse du chlorure. On peut par la potasse régénérer le double acide dans les sels dont il est provenu.

Fluorure de manganèse. Sel formé en petits cristaux de couleur améthyste et qu'on obtient en dissolvant le souscarbonate de manganèse dans l'acide hydrofluorique. En formant ce sel avec le suroxyde hydraté natif au lieu de souscarbonate, les cristaux sont brun-foncé ou rouge-rubis. Ils sont solubles dans peu d'eau ; beaucoup d'eau, et aussi la chaleur, partage la solution en oxido-fluorure brun-foncé et acido-fluorure rouge. Le fluorure de manganèse avec 2 rapports d'oxygène et 2 d'acide fluorique radical de plus, forme le trifluorure de manganèse, correspondant à l'acide manganésique en union avec rapport triple d'acide radical de fluore. On obtient cet acide double en décomposant par de l'acide sulfurique concentré le mélange de cameleon minéral et de fluorure de calcion : il s'élève des vapeurs, jaunes-verdâtres à chaud, et rouges-pourpres, à froid. L'eau, par un rapport triple de sa substance, partage l'acide double en acide hydrofluorique gazeux et acide manganésique cristallisé. Avec plus

d'eau et à l'aide de l'échauffement, il est resous en 2 rapports d'acide hydrofluorique, 2 rapports d'oxigène et 1 rapport de fluorure de manganèse. A sec, en raison de ce qu'il ne peut se former de fluore, la chaleur est sans action sur le composé.

Bi-chlorure de tungstène. Les combinaisons du tungstène avec l'oxigène sont bien plutôt salifiantes que salifiables. Ils salifient leurs propres oxides et ceux de molybdène et de vanade; le métal n'est salifié que par les comburens relatifs. En attribuant au tungstène le nombre 94,36 il forme avec rapport double de chlore un bi-chlorure de tungstène. C'est un sel couleur de cinabre, aisement fusible et qui se volatilise à une chaleur peu élevée; sa vapeur est rouge. Après la volatilisation il cristallise. L'eau le partage en oxide et acide hydrochlorique. La liqueur de potasse caustique le dissout sous dégagement d'hydrogène et avec formation de tungstate de potasse ainsi que de chlorure de potassium; la tendance à l'acidification d'un oxide doit être bien puissante pour pouvoir s'exercer aux dépens de l'oxigène de l'eau. Il est vrai que, dans cette circonstance, l'oxigène de ce liquide est accompagné dans son passage à l'oxide du calorique que l'alcali déplace à la fois d'avec l'acide radical du chlore et d'avec l'acide du tungstène. L'effet est d'ailleurs favorisé par l'affinité sollicitante que la potasse exerce sur l'acide tungstique à former. Cette affinité est un moyen de déplacement de calorique de plus, et n'est pas autre chose. Le bi-

chlorure de tungstène résulte de la combustion du tungstène dans le chlore. Le produit cristallise immédiatement après sa formation.

Bi et héli-chlorure de tungstène. On le nomme perchlorure de tungstène; c'est du chlorure dans le rapport de l'acide tungsteux qui lui-même l'est dans celui du tungstate de tungstène. Si le tungstène a pour nombre 94,31, il répond à une combinaison du précédent avec le suivant, 1 de métal et 2 173 de chlore, et à du tungstate de bi-oxide de tungstène. On l'obtient en faisant circuler du chlore gazeux sur le bi-oxide de tungstène. Il y a inflammation. Un gaz jaune-foncé s'élève et se concrète en un sel écaillé blanc-jaunâtre. Ce sel est très-volatil et se sublime sans préalablement se fondre. Mis en contact avec de la vapeur d'eau, il se resout en acide hydrochlorique et acide tungstique; ce dernier voltige dans l'air sous la forme de brins de laine; sa préparation laisse pour résidu du tungstate de bi-oxide de tungstène, dans lequel et en bi et héli-chlorure le bi-oxide traité avec le chlore se partage. Nous avons dit qu'on nomme ce composé perchlorure de tungstène ou chlorure au plus haut degré de chloruration. Rien ne justifie ce nom, car, d'après la circonstance que sa formation est accompagnée de celle de tungstate de tungstène, il peut au plus contenir le rapport de chlore, 2 172, que nous lui avons attribué. Cette formation de tungstate prouve que la totalité de l'oxygène du chlore n'est pas retenue par le chlorure, mais qu'une partie s'en fixe pour convertir le bi-

oxide de tungstène en ce sel. Sur 2 de chlore qui s'engagent, 1 d'acide radical entre en combinaison.

Tri-chlorure de tungstène. Les caractères de ce chlorure se rapprochent beaucoup de ceux du chlorure qui précède. Il a la même couleur et affecte la même forme cristalline. Il est aussi très-fusible et sa fonte, en se reconerétant, cristallise. Sa vapeur est de même rouge. Une différence notable est cependant que l'eau le partage en acide hydrochlorique et acide tungstique au lieu de tungstate de tungstène. Il se forme conjointement avec le bi-chlorure lorsqu'on chauffe du sulfure de tungstène dans du gaz chlore. On se le procure en traitant à chaud l'oxide de tungstène avec le chlore gazeux. Comme les oxides de tungstène ne sont pas salifiables par les acides des combustibles et que les comburens s'unissent aux métaux dans le rapport des suroxides, on n'a pu avoir que des notions incertaines sur le nombre du tungstène et par suite sur la combinaison que forme son oxide; cet oxide doit être unique si l'on admet qu'il existe un degré de proportionnement avec l'oxigène qui répond à l'acide. Cet acide existerait si le nombre du métal était 94,30, car 94,30 de métal et 24 d'oxigène seraient réputés le former. Ce rapport serait celui des autres acides métalliques; mais un acide de cette composition serait soluble dans l'eau et son acidité factice (non native) serait trop bien développée pour qu'il ne fut pas salifiant à l'égal des acides les mieux prononcés.

Dans l'hypothèse d'un tel nombre le tungstène n'aurait pas de premier oxide, mais seulement un second, car son premier degré d'oxidation se fait par 2 rapports d'oxigène (94,30 et 16). Il n'aurait aussi pas de premier sulfure, car son plus bas degré de sulfuration se compose de 94,30 de métal et de 32 de soufre; il n'aurait également pas de premier chlorure, car son plus bas proportionnement avec le chlore consiste en 35,4 de ce comburent et 94,30 de métal. Tout milite donc à faire croire que le nombre du tungstène est 46,15, que son acide se compose de rapports égaux de métal et d'oxigène, 46,15 et 8, et que ce qu'on considère comme son acide est de l'hémisuroxide, 46,15 et 12. Le degré de chloruration intermédiaire au degré inférieur et à celui supérieur est proportionnel au composé bleu qu'on nomme tungstate de tungstène et qui a 1 $\frac{1}{4}$ rapport d'oxigène pour 1 de métal ou 2 $\frac{1}{2}$ pour 2 de métal. Nous allons voir deux autres métaux qui suivent le même mode de proportionnement avec l'oxigène et avec les comburens relatifs. Ce sont le molybdène et le vanade. Ces métaux ayant des hémisuroxides ne peuvent avoir des oxidules. On pourra vouloir en opposition à cette loi citer le chlorure auquel par corruption de terme et à défaut de pouvoir autrement le nommer, nous avons attribué un sesqui-oxidule, mais ce sesqui-oxidule ne résulte pas d'oxidule existant et d'oxigène, mais d'oxide sans existence et de métal. Il y a une distance énorme d'un oxide qui est maintenu composé par de l'oxi-

dule, à un qui l'est par du métal. Dans l'un, il y a 1 rapport d'oxidule, l'atome dérivant de l'oxygène, avec 1 d'oxide, dans l'autre, 1 d'oxide avec 1/2 de métal. C'est cet oxide inconstituable hors d'engagement qui, dans le suroxyde de chrome, a pris 1 rapport d'oxygène de plus et dans l'acide chromique, 2 rapports de plus.

Ammoniacæ-tungstato-hydrofluato-fluorure de tungstène. Acide tungstique, tungstène et fluore, de chaque 1 rapport; ammoniacque, 2 rapports; 2 rapports d'eau. Cristaux brillans et inaltérables à l'air. Ce sel résulte de fluorure de tungstène mêlé avec une solution d'hydrofluat d'ammoniacque.

Potassæ-tungstato-potassio-fluorure de tungstène. Ce sel consiste en rapports égaux de tungstate de potasse, fluorure de tungstène et fluorure de potassium, avec 2 rapports d'eau. A une température un peu au-dessus de 100°, il laisse échapper son eau et se réduit en une poudre fine. Ses cristaux sont brillans et ne s'altèrent point à l'air.

Carbonite de molybdène bi-oxidé. Ce sel résulte de la combinaison du second oxide de molybdène avec l'acide carboneux. Le produit est une dissolution rouge. Par l'évaporation spontanée on obtient des cristaux bleuâtres, presque noirs. Ce sel se compose en sel double avec le carbonite de potasse.

Tungstate de molybdène bi-oxidé. Il est sous forme d'une poudre compacte, pourpre-foncé, et soluble dans l'eau. L'hydrochlorate d'ammoniacque en solution concentrée le précipite de sa solution

également concentrée. Cette solution, qui est pourpre comme le sel, étant étendue d'eau et laissée à l'air, se décolore. L'oxygène de l'air élève le degré d'oxidation du molybdène jusqu'à l'état d'acide, et de l'acide tungstico-molybdique est formé (plutôt molybdate d'acide tungsteux). La poudre sèche n'éprouve pas le même changement de composition. La solution pourpre est également décolorée par l'ammoniaque caustique. Il se précipite peu à peu une poudre saline blanche, insoluble dans l'eau, qui est du molybdéno-oxidotungstate d'ammoniaque, et qui pourrait bien être du tungsténo-oxidomolybdate d'ammoniaque.

Chromate de molybdène oxidé. Sel cristallisé, blanc, et qui, sous certaine forme, s'effleurit à l'air. Il se dépose, par l'évaporation spontanée, de la dissolution du molybdène dans l'acide chromique. Il a un soussel et un sursel.

Carbonite d'acide molybdique. Si j'avais considéré l'acide molybdique comme un véritable acide, j'aurais placé ces composés parmi les acides doubles et j'en aurais parlé aux articles de leurs radicaux. Celui-ci s'offre en une masse cristalline blanche, soluble dans l'alcool comme dans l'eau. Il résulte de la réunion de ses constituans immédiats.

Borate d'acide molybdique. C'est un sel cristallisé incolore. L'ébullition de l'acide molybdique avec l'acide boracique le fournit. L'alcool enlève à ce sel l'acide boracique retenant très-peu d'acide molybdique, et sépare ce dernier acide sous forme d'une poudre jaune.

Arseniate d'acide molybdique. Sel blanc qui se forme dans la solution du double acide rapprochée en consistance de sirop. Il se forme aussi du sousarseniate d'acide molybdique.

Molybdéno-iodure de molybdène; proto-iodure de molybdène. On obtient ce sel en saturant par de l'hydrate de premier oxide de molybdène de l'acide hydriodique. La dissolution est très-foncée en couleur. A l'état anhydre le sel est volatil et peut être sublimé. La chaleur doit être portée au rouge et l'air ne peut avoir de l'accès. Le sublimé est cristallin et rouge-de-brique. Il est insoluble dans l'eau. Au contact de l'air et à une forte chaleur le sel transmet à l'oxigène de ce fluide la moitié de son acide radical et se constitue en oxidulo-iodure, si pas en oxido-iodure, l'oxidule prenant de l'oxigène en même temps que l'acide radical. On ne peut obtenir ce sel par composition directe, l'oxigène de l'iode étant trop déplacé dans son calorique pour s'unir au molybdène réduit.

Iodure de molybdène. Ce sel se concrète en cristaux, qui sont rouges ou bruns suivant qu'on les tient devant l'œil ou entre l'œil et le jour. Le sel contient de l'eau puisqu'au feu il se décompose en acide hydriodique et en oxide de molybdène. On l'obtient en dissolvant l'hydrate d'oxide dans l'acide hydriodique.

Molybdéno-chlorure de molybdène. Tout ce qui a été dit de l'iodure de molybdène peut être entendu de celui-ci. Il est de couleur rouge-foncé, ne cristallise que par la sublimation et devient

alors insoluble dans l'eau. On l'obtient dissous en saturant de l'acide hydrochlorique par de l'hydrate de molybdène oxidulé. L'hydrochlorate d'ammoniaque forme avec le molybdéno-chlorure un sel double cristallisable.

Chlorure de molybdène. Ce sel, par la condensation de sa vapeur, se concrète en cristaux ayant la couleur de l'iode. La vapeur elle-même est rouge-foncé. A une chaleur modique le sel se fond et se sublime. A l'air, le chlorure fume et tombe en déliquescence. Le sel concret se dissout dans l'eau avec bouillonnement. Enfermé dans un flacon qui contient de l'air, il absorbe de l'oxygène et fait sublimer du trichlorure. Le sel anhydre est obtenu en chauffant doucement du molybdène métallique avec du chlore gazeux libre d'air. Ce chlorure à l'état de solution, étant saturé d'hydrate d'oxide, se compose en oxido-chlorure qui reste dissous. Le chlorure de molybdène forme avec l'hydrochlorate d'ammoniaque un sel double dont les cristaux sont bruns et inaltérables à l'air. L'oxide de molybdène avec le même hydrochlorate donne une masse cristalline noire de molybdéno-oxido-hydrachlorate.

Trichlorure de molybdène. Nous avons déjà dit que ce chlorure résulte de bi-chlorure concret qui en vase clos absorbe l'oxygène de l'air avec lequel il est enfermé. L'oxygène s'unit en même temps à l'oxidule d'avec lequel le chlore se retire, et le proportionne en acide molybdique. On l'obtient aussi en fesant légèrement à chaud circuler du chlore sur de l'oxide sec de molybdène.

Il se dépose sur les parois du vase un sel cristallin blanc-jaunâtre. Ce sel se volatilise à une chaleur sousrouge sans préalablement se fondre. Il est largement soluble dans l'eau et se dissout aussi dans l'alcool. Le sel liquide est obtenu de la dissolution de l'acide molybdique dans l'acide hydrochlorique. Dans le procédé avec le chlore, celui-ci cède son oxygène à une partie de l'oxide, qui en devient acide molybdique, avec lequel l'acide radical se combine, ce qui fait un double acide, ou bien, il s'y unit lui-même sans se décomposer et ainsi sans acidifier l'oxide et alors le produit est du souschlorure de second oxide, 1 de chlore et 2 d'oxide, en raison de 2 d'oxygène sur 1 de métal. Pour concevoir un engagement de chlore indécomposé, on doit admettre que le bi-oxide de molybdène est acidifié par le chlore comme l'est le bi-oxide de carbone, le bi-oxide d'azote etc., et le pouvoir acidifiant du chlore s'étendrait jusqu'aux métaux, ce qui le rendrait à peu près universel; il serait en même temps acidifié lui-même, et le serait par des oxides, car l'effet est réciproque. Il est plus simple de dire que le chlore acidifie l'oxide par son oxygène et que son acide radical, cessant d'être masqué par ce principe, double la qualité acide du produit. L'oxide de molybdène demande 1 de chlore, égal à 1 d'oxygène; l'oxide de carbone, 2; l'oxide d'azote, 3. Dans la méthode où l'acide molybdique est uni à l'acide hydrochlorique, la combinaison est immédiate et se fait entre les deux acides, ou bien, l'acide

radical se forme en chlore et compose du sous-chlorure d'oxide. Le plus apparent est que l'acide radical, préférant le bioxide à l'oxigène et à l'eau, se combine avec lui. Si le nombre du molybdène n'était que de 24 ou lieu de 48, qu'on le dit être, alors il n'aurait qu'un oxide; son second oxide serait de l'hémi-suroxide et son acide, du sur-oxide; le principe que les métaux bi-oxidables ne sont pas suroxidables ne recevrait alors pas d'atteinte. Les sulfures de molybdène se composent de 24 de métal et de 16 et 24 de soufre. Le plus proportionné est rouge-rubis, transparent et cristallisé.

Molybdéno-fluorure de molybdène; proto-fluorure de molybdène. L'acide hydrofluorique saturé par de l'oxidule hydraté de molybdène compose ce sel. C'est une dissolution pourpre qu'on ne parvient pas à faire cristalliser. Ce chlorure forme avec l'hydrochlorate d'ammoniaque et les chlorures de potassium et de sodion des sels doubles dont les deux premiers sont sous la forme d'une poudre rose-foncé, et le dernier, sous celle d'une poudre rose cristalline.

Fluorure de molybdène; deuto-fluorure de molybdène. On obtient ce sel sous la forme d'une masse cristalline noire en évaporant jusqu'à siccité la saturation de l'acide hydrofluorique par de l'oxide hydraté de molybdène. La solution de ce sel dans l'eau est rouge. La chaleur le resout facilement dans les élémens d'où il est résulté. Comme le précédent sel il s'engage en sels doubles avec l'hydrochlorate d'am-

moniaque et les chlorures de potassium et de sodium ; le premier et le dernier sont aisément solubles et se concrètent en masses salines ; l'autre est moins aisément et moins complètement soluble ; il est en poudre. Les trois sont couleur de rouille.

Trifluorure de molybdène. Sel liquide, incolore et qui prend naissance de la combinaison entre l'acide molybdique et l'acide hydrofluorique. On ajoute du premier acide, qui est concret, au second, qui est liquide, jusqu'à ce qu'il refuse d'en prendre. Ce sel, ou ce double acide, forme avec le fluorure de potassium un sel double, potassio-fluoruro-tri-fluorure de molybdène, lequel cristallise avec 2 rapports d'eau, l'atome étant repris du fluorure de potassium comme contenu en moindre rapport.

Potassæ-molybdato-potassio-fluorure de molybdène ; 1 acide molybdique, 1 potasse, 1 fluore, 1 molybdène, 1 potassium, 2 eau. Ce sel, ainsi que l'indique son nom, consiste en rapports égaux de ses deux constituans. On l'obtient en réunissant une solution chaude de fluorure de potassium avec une de chlorure de molybdène. Il se forme des cristaux brillans, inaltérables à l'air et solubles dans l'eau, lesquels cristallisent de cette solution.

Ammoniacæ-molybdato-ammoniacæ-hydrofluato-fluorure de molybdène. Rapports égaux de molybdate d'ammoniaque, d'hydrofluat d'ammoniaque et de fluorure de molybdène. On mêle du chlorure de molybdène avec de l'hydrofluat d'am-

moniaque. Le sel cristallise par le rapprochement de la liqueur. Les cristaux sont deux fois hydratés. Ils sont inaltérables à l'air.

Surcarbonite de vanade. Peu d'acides forment avec l'oxide de vanade des sels qui soient réductibles en cristaux. C'est un rapprochement de plus entre le vanade et le tungstène ainsi que le molybdène; ses sels cristallisés ou cristallins, bleus, sont des sels d'oxide. Le carbonite a cette couleur; comme il ne prend une apparence cristalline qu'en se retirant d'une liqueur où il est avec excès d'acide, on ignore s'il est acidinule ou neutre. Il est aisément soluble dans l'eau et résulte de la dissolution de l'oxide hydraté dans de l'acide carboné. On laisse un excès d'acide.

Formiate de vanade. Il est sous forme d'une masse cristalline bleue, opaque, laquelle se dissout facilement dans l'eau froide.

Phosphate de vanade. Ce sel, comme le précédent, ne cristallise que d'une solution avec excès d'acide et, de bleue, rendue incolore par cet excès d'acide. Au contact de l'air il tombe en déliquescence et devient bleu. Le dessèchement, au feu le ramène au blanc. L'alcool absolu le décolore.

Arseniate de vanade. Ce sel se forme en petits cristaux bleus réunis en croute cristalline. L'alcool leur enlève la couleur.

Sulfate de vanade. On obtient ce sel en dissolvant dans de l'acide sulfurique dilué de poids égal d'eau de l'hémisuroxide de vanade. On ajoute, pour amener l'hémisuroxide à l'état d'oxide,

d'abord de l'acide carboné et ensuite de l'acide hydrosulfurique. L'acide carboné ne peut enlever que la moitié de l'hémisuroxigène; l'acide hydrosulfurique enlève le reste. A l'air, le sel tombe en une déliquescence bleue. Par la concentration à une chaleur modérée et le refroidissement subséquent on obtient une croute cristalline. Cette croute, étant mise à déliquescer sous une cloche où elle se trouve à côté d'un vase contenant de l'eau, cristallise en un sel bleu-foncé. Ce sel renferme 2 rapports d'eau. Au feu, le sulfate de vanade abandonne d'abord les $\frac{7}{8}$ de son eau et ensuite se resout en vapeur concrescible d'acide sulfurique et en acide sulfureux. Il reste de l'hémisuroxide formé de l'oxigène que cède à l'oxide de vanade la moitié de l'acide sulfurique. Exposée pendant quelque temps à l'air, la solution du sulfate verdit par du bi-hémi-suroxigène qu'elle attire; du vanadate de vanade se forme et du sursulfate de vanade bleu reste dissous.

Tungstate de vanade. A l'air et par l'intermède de l'eau, l'oxide de ce sel passe à l'état d'hémisuroxide; le composé devient du tungstate de cet hémisuroxide.

Molybdate de vanade. Ce nom est le moins propre possible à cause qu'il n'existe point de sel d'hémisuroxide, de bi-hémisuroxide, de suroxide, et seulement un d'oxide ou d'oxidule, mais on ne saurait en trouver un qui fut meilleur. Ce sel est premièrement de l'hémisuroxidide de vanade, devient de l'hémisuroxidide de bi-hémisuroxide de vanade et finit par être de l'hémi-surmolybdé-

nide d'hémisuroxide de vanade (acide vanadico-molybdique). Il forme alors une solution jaune. Le produit est différent suivant qu'on procède avec un sel à hémisuroxide salifiant ou à oxide salifié. Le sulfate de vanade donne un sel immédiatement pourpre et ainsi composé, par mélange et non par combinaison, de molybdate bleu à oxide et de molybdate rouge à hémisuroxide : l'acide sulfurique cède de son oxigène pour former le composé rouge. Un vanadate soluble avec un sel à base de molybdène, donne un sel jaune. Au contact de l'air, le rouge du premier sel disparaît et laisse le bleu. On dirait que l'oxigène se retire; le bleu ensuite verdit et à la fin il reste du jaune. Une acquisition d'oxigène doit pour cela avoir lieu. Les changemens sont opérés par l'air. Les oxigènes d'oxidation y sont mis en rapport par poids égaux; celui d'abord et ceux ensuite de suroxidation ne prennent aucune part au proportionnement; la neutralité acide ne change en rien par les additions successives de l'oxigène de cette fonction.

Vanadate de vanade bi-hémisuroxidé. Ce sel est soluble dans l'eau et dans l'alcool ordinaire. Sa couleur est verte. Il résulte d'hydrate de vanade qui à l'air a échangé de l'eau contre $1\frac{1}{4}$ rapport d'oxigène; $1\frac{1}{4}$ de ce principe sur 1 de métal, ou 1 sur 1 de métal et $1\frac{1}{2}$ sur 1 de métal, égal à de l'oxide en combinaison avec de l'hémisuroxide, les métaux ou les oxigènes d'oxidation réglant le proportionnement. Cela seul indique que dans l'hémisuroxide le tiers de l'oxigène est

de suroxydation puisqu'il ne concourt pas à la saturation. L'hydrochlorate d'ammoniaque le précipite de sa solution dans l'eau. Ce sel a un sursel qui est encore vert et un bi ou un hémibi-sursel jaune-orangé. Tous deux sont solubles dans l'eau. Le dernier cristallise en un sel orangé-pâle.

Sulfate d'hémisuroxyde de vanade. Fourni par la dissolution de l'hémisuroxyde de vanade dans l'acide sulfurique, ce sel est sous forme de paillettes d'un brun-rougeâtre. Il attire fortement l'eau de l'air. Sa solution dans l'eau est jaunepâle. A une chaleur d'ébullition, le sel dissous se partage en soussel et sursel, l'un et l'autre rouges. Un soussel soluble, presque incolore, est dit composé de rapports égaux d'oxyde et d'acide, les radicaux se mettant en relation et le nombre du métal étant réduit à sa valeur d'atome simple; 3 d'oxygène dans l'acide, 1 $\frac{1}{2}$ dans l'hémisuroxyde.

Phosphate de suroxyde de vanade. Sel formé en grains cristallins de couleur jaune-citron. Il résulte de phosphate de vanade auquel par de l'acide nitrique on incorpore de l'oxygène. La dissolution de l'hémisuroxyde dans l'acide phosphorique ne donne pas ce sel, mais une masse rouge qui attire l'humidité de l'air; celui-ci est du phosphate d'hémisuroxyde. Les cristaux contiennent de l'eau qu'ils laissent échapper à une chaleur de 100°. Ce sel, en union avec du sulfate de soude, donne un sel double cristallisé, de la même couleur que le sel simple. On voit

que les sels de vanade qui reçoivent l'oxygène de l'acide nitrique sont jaunes, tandis que ceux qui le tiennent de l'hémisuroxide sont rouges. Les sels d'oxide exempts de suroxigène sont bleus, avec un peu de suroxigène, verts, avec plus, jaunes, avec plus encore, rouges. La chaleur et les désoxidans les font successivement repasser par ces couleurs. On peut dire que ce sont des sels d'oxide seul ou d'oxide diversement proportionné de suroxide lequel n'a point d'existence connue, mais qui doit en avoir une inconnue puisqu'avec l'oxide il forme l'hémisuroxide (suroxido-oxide, peroxidide ou suroxigeno-oxidide de vanade).

Iodure de vanade. On obtient ce sel de la saturation de l'acide hydriodique liquide par l'oxide hydraté. On a une dissolution bleue qui, au contact de l'air, s'adjoint $1\frac{1}{4}$ rapport d'oxygène et devient verte. Un plus long contact avec l'air régénère de l'iode. Il se forme de l'iodure ioduré d'oxide et en même temps du bi-hémisuroxide ou vanadate de vanade.

Bromure de vanade. Liquide bleu qui résulte de la dissolution de l'oxide de vanade dans l'acide hydrobromique. L'alcool ne lui dispute pas la possession de l'eau.

Chlorure de vanade. Ce sel résulte de la combinaison de l'acide hydrochlorique avec l'oxide de vanade. On l'a aussi en saturant le même acide par de l'hémisuroxide et en ajoutant autant de sous-oxide de vanade que le sel peut prendre en solution. Rapports égaux d'hémisuroxide et de sousoxide, les métaux réglant le proportionnement, donnent

1 oxide et 2 métal ; 1 172 et 172 oxygène , 2 oxide. Cela prouve que dans le chlorure d'hémisuroxide l'acide radical est proportionné avec l'oxygène aussi bien d'hémisuroxidation que d'oxidation ; aussi , le chlorure d'hémisuroxide laisse-t-il échapper du chlore quand on le chauffe et de rouge qu'il était , devient-il d'abord vert (chlorure de bi-hémisuroxide) et ensuite bleu (chlorure d'oxide). La dissolution est bleue. Le chlore a trop peu d'affinité avec l'oxygène pour qu'au contact de l'air et à l'instar de celle de l'iodure sa solution passe du bleu au vert en empruntant à l'air 174 rapport d'oxygène ou forme du vanadate de vanade dissous dans l'acide hydrochlorique.

Sesquichlorure de vanade ; chlorure d'hémisuroxide de vanade. C'est , comme nous l'avons déjà dit , un liquide rouge que l'échauffement fait arriver au bleu en passant par le vert. D'abord la moitié et ensuite l'entier du surchlore est dégagé. Il résulte de la dissolution de l'hémisuroxide dans l'acide hydrochlorique.

Bichlorure de vanade. En faisant circuler du gaz chlore sur du sousoxide de vanade interposé d'un peu de charbon sec , il distille un liquide qui , débarrassé d'un excès de chlore , est d'un jaune-pâle. Ce liquide , quoique ne bouillant pas encore à 100° de chaleur , répand au contact de l'air une vapeur jaune-rougeâtre et laisse échapper de l'hémisuroxide de vanade. La partie du liquide qui ne s'est pas volatilisée attire l'humidité de l'air et se partage en acido-bi-chlorure dissous et oxido-bi-chlorure insoluble dans si peu

d'eau, mais que plus d'eau dissout et récompose en bi-chlorure neutre. L'alcool anhydre enlève successivement au bi-chlorure anhydre, la moitié, les $\frac{3}{4}$ et l'entier du surchlore et le fait passer par les nuances de rouge, de vert et de bleu, lesquelles répondent aux hémichlorure, bi-hémichlorure et chlorure; de l'éther pesant est formé. Nous avons dit que le suroxyde de vanade n'a pas d'existence incombinaison; dans l'hémisuroxyde il est uni à l'oxyde; dans le bi-chlorure, il l'est à rapport égal d'acide radical de chlore; ce qui prouve cette union et confirme en même temps l'inconstituabilité du suroxyde à l'état libre, est que le potasson n'enlève pas l'acide radical auquel, dans le bi-chlorure, le suroxyde est uni.

Fluorure de vanade. La combinaison primitive est un liquide bleu. C'est ainsi du fluorure d'oxyde. Par le contact prolongé avec l'air que nécessite l'évaporation spontanée, il devient vert et dépose des cristaux verts. L'alcool dissout le fluorure vert, mais ne le ramène pas au bleu à cause qu'il ne trouve pas à lui enlever du fluore, et seulement de l'oxygène au bi-hémisuroxyde, ce qu'il n'est pas disposé à faire, mais l'hydrogène sulfuré forme en eau la moitié de l'hémisuroxygène et rétablit le bleu; le fluorure qui reste est avec excès d'acide.

Le fluorure de vanade forme des sels doubles avec les fluorures des trois alcalis. Ces sels sont d'un bleu-clair; ils se dissolvent facilement dans l'eau.

Bi-fluorure de vanade. Ce sel se forme lorsque

de l'hémisuroxide de vanade est dissous dans l'acide hydrofluorique. La dissolution est sans couleur. Evaporée à siccité à 40° de chaleur elle laisse une matière concrète blanche que l'eau dissout sans residu. A une chaleur plus élevée, le sel prend une couleur rouge : la moitié du suroxigène est séparée. A une chaleur encore plus forte, il laisse échapper son acide ; il reste de l'hémisuroxide.

Nitrate de chrome à sesquioxidule. Le chrome ne forme avec les acides des combustibles relatifs qu'un petit nombre de sels qui soient d'une composition prononcée. Il n'a pas de sel à oxidule, et il n'en a pas d'avantage qui soit à oxide. Le nitrate de chrome est obtenu en dissolvant de l'hydrate de sesquioxidule dans l'acide nitrique. La dissolution est verte. Le sel rendu sec par évaporation est aisement soluble dans l'eau. Au feu il laisse échapper son acide ; le residu est du sesquioxidule. Quand la chaleur est modérée, et la décomposition incomplète, il reste un sel dont la solution est rouge et d'avec lequel les alcalis précipitent de l'hémisuroxide rouge-brun.

Sulfate de chrome à oxidulo-oxide. Ce sel se forme comme le précédent. La dissolution est vert-jaunâtre. En rapport triple avec rapport simple de sulfate d'ammoniaque et 6 rapports d'eau pour chaque rapport de sel, il forme ce qu'on peut nommer alun de chrome. La solution de ce sel dépose de beaux cristaux vert-foncé. Un sel semblable est formé par le sulfate de chrome s'unissant dans le même rapport au sulfate de potasse

et à l'eau. L'un est de l'alun à seconde base d'ammoniaque et l'autre, de l'alun à seconde base de potasse; tous deux, à première base de chrome; 2 de métal, 3 d'oxygène, 3 d'acide sulfurique, pour le sel à base de chrome. On obtient le dernier sel en saturant par de l'hydrate d'oxidulo-oxide de chrome du tri-sursulfate de potasse : on l'obtient aussi en ajoutant à une solution saturée de 3 parties de chromate de potasse, d'abord 1 partie d'acide sulfurique concentré et ensuite 2 parties d'alcool; le mélange s'échauffe; il se forme de l'éther oxideux par le rapport et demi d'oxygène d'acidification de l'acide chromique qui se combine avec l'alcool. Au refroidissement, le sel cristallise. La solution concentrée de l'alun de chrome et de potasse, étant chauffée jusqu'à 60—80°, le sulfate d'alcali se sépare; l'alun de chrome et d'ammoniaque ne fait pas la même chose; cela prouve que la tendance du sulfate de potasse à la concrétion détermine sa sortie d'engagement. En considérant le sesquioxidule de chrome comme étant du bi-hémisuroxide d'un hémisuroxide et par suite d'un suroxide inconstituable hors de combinaison, bien de difficultés seraient applanies, la salifiabilité bornée de l'oxidulo-oxide s'expliquerait et ses sels seraient mis en rapport de couleur avec les sels correspondans de vanade. L'acide contenu dans ce composé, en prenant $1\frac{3}{4}$ d'oxygène de plus, se constituerait en acide de chrome.

Hémi-chromico-chloruro-chlorure de chrome; sesqui-chlorure de chrome; deuto-protoclorure de

chrôme. A une chaleur rouge, ce sel, formé anhydre ou rendu tel, se laisse sublimer. On procède en vase clos. Au contact de l'air, une partie de l'acide radical serait repris par l'oxigène de ce fluide et serait composé en chlore; il resterait de l'oxidulo-oxide pour residu; l'autre partie du sel se volatiliserait indécomposée. Le sel humide, chauffé un peu rapidement, laisse échapper la même portion d'acide en union avec de l'eau; il reste également de l'oxidulo-oxide. Le sel sublimé est en écailles rose-pourpre. Sa solution dans l'eau est verte. En évaporant celle-ci à un feu lent on a d'abord un sel hydraté vert-foncé et ensuite du chlorure anhydre rouge-foncé. On obtient le chlorure directement anhydre en faisant circuler du chlore sec sur un mélange également sec d'oxidulo-oxide et de carbone, tenu rouge de feu. L'oxigène du chlore passe au carbone et l'acide radical s'unit à l'oxidulo-oxide. Pour avoir le sel avec eau, on fait tout simplement dissoudre l'oxidulo-oxide dans l'acide hydrochlorique. Si le chrôme avait un oxidule constituable hors d'engagement avec son oxide inconstituable sans être combiné, il aurait un chromo-chlorure et le formerait en vase clos et au feu par la perte du tiers de son chlore. La dissolution de l'hémisuroxide de chrôme dans l'acide hydrochlorique est rouge; elle consistera en sesqui-chlorure à métal et chlorure à sesquioxidule ou entièrement en hydrochlorite à sesquioxidule, 2 métal, 3 acide radical et 172 oxigène, ou 3 de chlore et 172 d'hydrogène. La

solution, étant soumise à l'évaporation au feu ou abandonnée à la concentration à l'air, le sel se décompose : du chlore se dégage et il reste de l'hémi-chromo-chlorure ou le sel précédent. Si l'oxide qui forme le chlorure dissous-rouge resultait de la combinaison de l'acide avec l'oxiduloxide il contiendrait 2 $\frac{1}{2}$ rapports d'oxygène dont il devrait laisser partir 1 pour revenir à l'état d'oxiduloxide; il contiendrait dans le chlorure dissous-rouge, 2 $\frac{1}{2}$ de chlore et devrait laisser échapper 1 rapport pour devenir du chlorure dissous-vert. Dans ce cas, le chrome aurait un oxide maintenu composé par $\frac{1}{2}$ rapport de suroxigène, comme il a un oxidule affermi dans son existence par $\frac{1}{2}$ rapport d'oxygène de seconde oxidation. Pour être du second oxide, $\frac{1}{2}$ rapport d'acide devrait s'y trouver avec 1 rapport d'oxidulo-oxide, ce qui serait 3 rapports d'oxygène pour 1 $\frac{1}{2}$ rapport de métal. La tendance du chrome à se former en acide serait la cause du peu de stabilité de ce degré d'oxidation. La saturation de l'oxidulo-oxide de chrome donne du surchromate de chrome, liquide, brun, et que la chaleur de l'ébullition ne décompose pas; 2 d'acide y sont joints à 1 d'oxidulo-oxide : 6 d'oxygène dans l'acide et 1 $\frac{1}{2}$ dans la base. Les oxygènes d'oxidulo-oxidation s'y mettent en relation : ceux d'acidification ne prennent point part au proportionnement; 2 de métal dans l'acide et 1 dans l'oxidulo-oxide.

Trichlorure de chrome; perchlorure de chrome; tri-acido-muriatico-acide chromique. Ce composé

a été obtenu en premier lieu par Thomson. Il répond par du chlore à ce que l'acide chromique est par de l'oxygène. Il est sous forme d'un liquide rouge de sang ; au contact de l'air, il s'élève en une vapeur rutilante. L'eau de l'air enlève l'acide muriatique radical et rend libre l'acide de chrome. On obtient ce double acide en décomposant par de l'acide sulfurique concentré, à la fois du chlorure de sodion et du surchromate de potasse fondus ensemble ; l'acide du dernier sel s'unit à l'acide radical du premier et se volatilise avec lui. Les ingrédients pour cette opération doivent être proportionnés de manière à ce que 4 rapports d'acide sulfurique soient mis en réaction sur 3 rapports de chlorure et 1/2 rapport de surchromate ; il ne faudrait que 3 1/2 d'acide sulfurique, mais l'excès de cet acide est profitable en ce qu'il retient l'eau de la partie qui s'engage, et 8 valent encore mieux que 4. On a à peine besoin de chauffer. Henry attribue, d'après Thomson, à ce trichlorure une composition qui répond à rapports égaux d'acide chromique et de chlore.

Hémi-chromico-fluoruro-fluorure de chrome. L'acide hydrofluorique forme avec l'oxidulo-oxide de chrome un sel qui, après l'évaporation, laisse une masse cristalline verte, d'avec laquelle la chaleur n'a rien séparé que de l'eau. La substitution de l'hémisuroxide à l'oxidulo-oxide donne une dissolution rouge que l'évaporation jusqu'à siccité transforme en un sel rose-pâle.

Trifluorure de chrome. Ce composé ressemble

sous les divers rapports au trichlorure de chrome; comme lui il est rouge de sang, fume au contact de l'air par une vapeur rutilante et se partage par l'eau de ce fluide en acides chromique et hydrofluorique. Le premier acide cristallise. Ici, il n'y a pas à penser au passage de 3 rapports de fluore à 1 rapport de chrome réduit : 3 rapports d'acide fluorique radical adhèrent aux 3 rapports d'oxygène qui avec 1 rapport de chrome forment l'acide chromique.

Chlorure de titane. Proportionnement entre l'hémisuroxide de titane et l'acide muriatique radical. C'est un liquide incolore et qui fume fortement à l'air; en vase clos et à 135° il entre en ébullition et se volatilise. L'eau le partage en hémisuroxide hydraté blanc et acide hydrochlorique. On l'obtient liquide en dissolvant l'hydrate d'hémisuroxide dans l'acide hydrochlorique. La combinaison est si peu stable qu'il suffit de chauffer la dissolution pour que le même partage s'opère. L'oxide ne déplace l'acide radical que faiblement dans son calorique. Le sesquichlorure anhydre peut à l'air emprunter de l'eau sans se décomposer. L'attraction s'arrête au point où la décomposition devrait commencer. A un degré donné de saturation par l'eau, le sel cristallise : on a le sesquichlorure anhydre en réagissant à chaud par du gaz chlore sur l'hémisuroxide de titane natif, réduit en poudre fine et mêlé avec de la poudre de charbon : on peut aussi combiner le chlore avec le titane réduit. On ne saurait dire si ce chlorure unique de titane est un

premier ou un second chlorure. Pour être un premier, le nombre du métal devrait être réduit de la moitié et, de 24,32 qu'il est, devenir 12,16. Toutefois on considère comme premier oxide de titane une poudre rouge que le zinc précipite peu à peu d'avec le chlorure. Comme le residu est nécessairement avec excès d'acide, il faudra que ce premier oxide ne soit pas soluble dans l'acide hydrochlorique.

Le chlorure de titane se combine avec les chlorures des trois alcalis et cristallise avec eux. Il condense aussi, pour se l'adjoindre, le gaz ammoniacal et forme avec lui une masse saline blanche pulvérulente. On ne sait si la condensation s'arrête à la formation du titanii-oxido-hydrochlorate d'ammoniaque, ou si elle continue jusqu'à celle d'ammoniacæ-trititanido-hydrochlorate; 1 oxide de titane, 1 acide hydrochlorique et 1 ammoniaque, ou les mêmes et 1,3 ammoniaque de plus; ce qui ferait croire au dernier, c'est que par l'échauffement la masse saline est partie réduite en métal et partie élevée à la sublimation (hydrochlorate). On donne à ces combinaisons des noms comme si c'étaient des chlorurates d'ammoniaque; titanio-chlorurate d'ammoniaque, de un et trois d'ammoniaque, de bi-ammoniaque, puisqu'on persiste à croire à l'indécomposition du chlorure de titane; chlorure ammoniacal de titane etc. est le nom qu'on donne à ces composés; cependant, l'ammoniaque occupe, pour l'énergie de salification, le troisième rang parmi les oxides. La réduction du titane est aussi

obtenue lorsque dans un tube rouge de feu on fait cheminer ensemble de l'ammoniaque gazeuse et du chlorure de titane vaporisé.

Fluorure de titane. Liquide qui, au contact de l'air, répand des vapeurs et qui en s'associant de l'eau cristallise. L'eau partage les cristaux en acido-fluorure soluble et oxido-fluorure insoluble. On obtient ce fluorure dissous dans l'eau en saturant l'acide hydrofluorique par de l'oxide de titane, et sans eau en réagissant à chaud par de l'acide sulfurique sur le mélange de fluorure de calcion et d'oxide de titane.

Ammoniacæ-hydrofluato-fluorure de titane. On obtient ce sel en saturant d'ammoniaque l'acido-fluorure de titane. Un sel à rapports égaux est produit. Ce sel peut, par le rapprochement de la liqueur, être réduit en cristaux. A un feu de sublimation voisine du rouge, ce sel laisse échapper l'excédant d'hydrofluatè d'ammoniaque à sa composition en ammoniacæ-hydrofluato-bi-fluorure de titane, qui est avec léger excès d'acide. A une chaleur un peu plus élevée, ce dernier sel se sublime à son tour.

Le fluorure de titane forme en outre des sels doubles avec le fluorure de potassium : potassio-fluoruro-fluorure de titane, lequel est obtenu lorsqu'à de l'acido-bi fluorure de titane on ajoute de la liqueur de potasse jusqu'à ce qu'un précipité stable paraisse. Il se forme en cristaux brillans, mais qui, par la dessiccation, se ternissent et deviennent d'un blanc de lait. Ils sont sans eau. Un autre sel double est formé avec le fluo

rure de calcium. Il est également en cristaux. On l'obtient en traitant par de la craie jusqu'à la saturation en neutre l'acido-fluorure de titane. On chauffe pour vaporiser l'eau et chasser un excès d'acide auquel est subordonnée la solubilité du sel dans l'eau. Un troisième est formé avec le fluorure de magnésion. On l'obtient comme le précédent. Par l'évaporation spontanée, la solution de ce sel dépose des cristaux. Enfin, un dernier résulte de la saturation du fluorure acide de titane par le souscarbonate de plomb. Il se forme en cristaux pendant que la solution est concentrée au feu.

Chlorure de tantale. Il est en poudre blanche-jaunâtre. Sa vapeur est jaune. Quand on l'humecte d'eau il s'échauffe considérablement. Le chlore se proportionne avec le tantale au degré de son hémisuroxide ou de son sesquioxidule, car c'est en l'un de ces deux et en acide hydrochlorique que le composé est résous par l'eau. Il est vrai que c'est à l'état qu'on nomme acide que le tantale contracte le peu de combinaisons salines qu'on lui connaît : cet acide, depuis qu'on a abaissé de la moitié le nombre du métal, est devenu un des natures d'oxidation que nous venons de nommer. Ce nombre était 184,88 ; actuellement, il est 92,44. Cette diminution de valeur réduit les 3 rapports d'oxigène avec lesquels il était, comme de juste, censé former un acide, à 1 1/2 rapport et ainsi à la quantité qui donne lieu aux hémisuroxides et aux sesquioxidules. On obtient le chlorure de tantale en chauffant le

métal dans une atmosphère de gaz chlore. Il y a combustion avec flamme.

Fluorure de tantale. Il est sous forme d'une masse blanche. On l'obtient en évaporant jusqu'à siccité l'acido-fluorure de son métal. L'excès d'acide se dissipe en même temps que l'eau. Cet acido-fluorure est lui-même formé, soit de fluorure neutre et d'acide, soit de l'une des natures d'oxidation à $1\frac{1}{2}$ d'oxygène, à l'état d'hydrate, qu'on dissout dans l'acide hydrofluorique. Le liquide rapproché à une chaleur de 30°, dépose des cristaux. Ces cristaux s'effleurissent à l'air par la perte d'une partie de leur acide. Ils sont solubles en entier dans l'eau. Le fluorure saturé se partage avec l'eau en acido-fluorure et oxido-fluorure. Ce sont ces acido-fluorures, saturés dans leur excès d'acide par un autre oxide, qui donnent naissance aux fluorures doubles que le fluorure de tantale forme avec les métaux de ces oxides. L'ammoniacæ - hydrofluato - fluorure de tantale paraît être formé de rapports égaux puisqu'on l'obtient en traitant avec de l'ammoniaque l'hémi-acido-fluorure de tantale jusqu'à ce qu'un précipité stable d'oxide de ce métal paraisse. Concentrée à une chaleur faible, la solution dépose des cristaux. Le potassio-fluoruro-bi-fluorure de tantale cristallise en paillettes. Il résulte d'acido-bi-fluorure de tantale qu'on traite à chaud avec de la potasse jusqu'à ce qu'un précipité persistant se forme. Le sel ne contient point d'eau.

Sulfate de bi-osmion; proto-sulfate d'osmion. Ce sel est obtenu de la saturation de l'acide sulfu-

rique par l'hydrate d'osmium oxidulé. Par l'évaporation il se concrète en une masse cristalline brun-verdâtre, presque noire.

Osmio-chlorure d'osmium; proto-chlorure d'osmium. Ce sel est obtenu conjointement avec le chlorure d'osmium, en brûlant à chaud l'osmium dans le gaz chlore. La différence de volatilité sépare les deux sels. L'osmio-chlorure est en cristaux d'un vert-foncé. Il attire, jusqu'à déliquescence, l'eau de l'air et forme un liquide vert. Un excès d'eau à sa solution le partage en osmium réduit, acide osmique et acide hydrochlorique. Le chlorure d'osmium, que je viens de dire être produit conjointement avec le bi-chlorure, est sous forme d'une poudre farineuse rouge-foncé, ou bien, de cristaux jaunes. On ne sait si le sel jaune est du chlorure hydraté de sesqui-osmium et la poudre rouge, du chlorure d'osmium anhydre, ou si leur composition est inverse, ou encore, si ce sont des hydrates de chlorure diversement proportionnés d'eau. La solution dans l'eau, de l'un comme de l'autre, est jaune. La poudre rouge attire l'humidité de l'air et cristallise en un sel rouge. Le premier sel se fond à la chaleur de la main, pas le second. Le chlorure d'osmium avec 172 rapport de chlorure de potassium, forme un sel double dont les cristaux sont d'un brun-foncé.

Iridio-chlorure d'iridium. Ce sel est sous forme d'une poudre verte légère et qui déteint fortement. On l'obtient en traitant au sous-rouge l'iridium avec le chlore. Il forme avec l'hydrochlorate

d'ammoniaque et les chlorures de potassium et de sodium, des sels doubles à rapports égaux et qui se concrètent en masses cristallines vertes. L'iridion a aussi un ammoniacæ-iridionidulo-hydrochlorate d'ammoniaque. Avec 1/2 rapport de chlore de plus l'iridio-chlorure forme du chlorure de sesqui-iridion. Avec un rapport de chlore de plus, c'est le chlorure d'iridion qui est généré. Ce sel forme avec l'hydrochlorate d'ammoniaque et les chlorures de potassium et de sodium des sels doubles composés de 2 rapports de sel d'iridion sur 1 de sel d'alcali. Les cristaux de celui d'ammoniaque sont rouges-cérise; ceux de potassium, noirs; ceux de sodium, bruns-noirâtres.

Nitrate de lythe. Ce sel a de commun avec le nitrate de chaux d'être déliquescent et de demander une évaporation lente et en vases qui le garantissent de l'accès de l'air, pour pouvoir cristalliser.

Souscarbonate de lythe. Ce sel s'attache facilement à un excès d'acide à la faveur duquel il devient légèrement soluble dans l'eau. Cette solution, étant rapprochée, dépose une croute saline. Au rouge naissant il se fond sans se décomposer. Ce dernier caractère l'éloigne de la chaux et de la magnésie; le premier le rapproche des alcalis, mais à une distance considérable. Il a de commun avec le souscarbonate de chaux de se trouver suspendu à l'aide d'un excès d'acide dans quelques eaux de source de la Bohême.

Borate de lythe. Ce sel a beaucoup de rapport avec le borate de soude; comme ce sel, il se tu-

méfie au feu et se fond en un verre qu'on peut nommer verre de borax de lythe, le sel tuméfié étant de ce borax brûlé. Cette propriété prouve que le sel contient de l'eau. Il exerce aussi une réaction alcaline. Si cette réaction consiste à ramener au bleu le tournesol rougi par un acide, elle n'indique pas que la lythe est un alcali, car la plupart des oxides et beaucoup de soussels font la même chose. Pour être réputé à base d'alcali et avec excès d'alcali, un sel doit verdir la couleur bleue des violettes.

Phosphate de lythe. Ce sel est à peine un peu soluble dans l'eau. Avec rapport double d'acide, la lythe cristallise en surphosphate très-soluble dans l'eau. Le caractère d'insolubilité du phosphate neutre suffit à lui seul pour établir la nature alcalino-terreuse de la lythe.

Sulfate de lythe. Ce sel cristallise avec rapport égal d'eau et se dissout aisément dans ce liquide. Il est persistant à l'air.

Hydrosulfure sulfuré de lythe. Ce sel se forme en cristaux de sa solution rapprochée au contact de l'air. Il s'humecte à l'air, et se dissout facilement dans l'alcool. On l'obtient en décomposant, à l'aide du charbon, l'acide du sulfate de lythe. On dissout dans l'eau le sulfure formé, et on sature d'acide hydrosulfurique. En faisant circuler sur le souscarbonate rouge de feu le même acide hydrosulfurique, l'hydrogène d'un premier rapport d'acide réduit l'acide carbonique en oxide de carbone, et son soufre s'unit à la lythe ; un second rapport d'acide hydrosulfurique

se joint au sulfure formé. Le produit est identique avec celui porté au titre. Il se dissout dans l'eau sans devoir décomposer ce liquide. Les deux consistent en 16,5 lythe, 32 soufre et 1 hydrogène. Les sels des métaux de mines forts décomposent la solution de cet hydrosulfure sulfuré de manière à ce que l'oxide se précipite avec le soufre sulfurant et que l'acide hydrosulfurique se dégage.

Chlorure de lythion. Ce sel est très-déliquescent et néanmoins cristallisable par le rapprochement de sa solution. D'abord tombé en déliquescence et ensuite laissé en repos dans un air sec, il se forme en gros cristaux hydratés par 4 rapports d'eau; ces cristaux ne peuvent être touchés par les doigts sans devenir opaques, de suite aux endroits touchés et plus tard dans toute la masse; si on repète l'attouchement sur les cristaux opaques, ils tombent en une poussière formée de particules cristallines. Le sel est aisement fusible et sa fonte repand des fumées quand on la chauffe jusqu'au rouge. Le sel se dissout dans l'alcool, même absolu.

Fluorure de lythion. Ce sel est peu soluble dans l'eau. Ce que l'eau en dissout se forme en petits cristaux à la surface du liquide pendant qu'on concentre par l'évaporation. Avec un excès d'acide il forme de l'acido-fluorure plus soluble que le fluorure simple et qui également cristallise.

Lythe-borato-fluorure de lythion. Ce sel est aisement soluble dans l'eau. Sa solution concentrée

à 40° de chaleur, dépose de gros cristaux qui attirent l'humidité de l'air et qui, étant tombés en déliquescence, se reconcrètent en petits cristaux. On obtient ce sel de la décomposition de son correspondant à base de baryte par du sulfate de lythe.

NOTA. Les sels de lythe se rapportent à la page 92, après les sels de chaux.

Nitrate d'alumine. Ce sel a une existence frêle, tombe en déliquescence à l'air et ne cristallise que lorsque sa solution est rapprochée en consistance de sirop. Arrosé d'alcool et chauffé, il cède la moitié ou plus de son acide et forme un sel avec excès de base : de l'esprit de nitre doux est produit. Il ne faut que peu de feu pour en chasser l'acide.

Sousphosphate d'alumine. Ce sel, uni à 3 rapports d'eau, l'atome étant repris de la base, se trouve cristallisé dans la nature et porte le nom de wawellit. On l'obtient par l'art en précipitant à l'aide d'ammoniaque mise en excès, le phosphate acide d'alumine. Le précipité obtenu est soluble sans décomposition dans les alcalis fixes caustiques : l'alcali se combine avec l'alumine et un aluminæ-phosphato-aluminide de potasse ou de soude est formé. Les acides et l'hydrochlorate d'ammoniaque le précipitent de ces combinaisons ; le composé primitif se régénère. Le minéral connu sous le nom d'amblygonite est du sous-phosphate de lythe et de trialumine. Avec le double d'acide ce serait de l'alun à seconde base de lythe et à acide de phosphore. On en imite

la composition en réagissant par un sel soluble de lythe sur le phosphate acide d'alumine dissous dans la potasse caustique. Une variété de ce sel répond à du souslythæ-phosphato-bi-sousphosphate d'alumine ; 3 alumine, 1 lythe et 2 acide phosphorique.

Sulfate d'alumine. Ce sel résulte de la combinaison de l'acide sulfurique avec l'alumine. Rapports égaux des deux se réunissent en sel neutre et cristallisent avec 6 rapports d'eau. Au feu il perd cette eau et se transforme en une masse poreuse légère. La solution de ce sel, étant traitée avec de l'ammoniaque caustique, laisse échapper une poudre blanche, insoluble dans l'eau malgré qu'elle renferme 3 rapports de ce liquide et qui est du bi-soussulfate (3 de terre et 1 d'acide). Ce soussel est rencontré natif et porte le nom d'aluminite. Le sel neutre se trouve également dans la nature.

Ammoniacæ-sulfato-tri-sulfate d'alumine. Alun à seconde base d'ammoniaque. Ce sel double est rencontré natif en Bohême. On l'obtient par l'art de la réunion de ses constituans. Il cristallise avec 6 rapports d'eau pour chaque rapport de sel simple et ainsi avec 24 rapports d'eau pour 1 rapport de sel double. Le sulfate d'alumine force celui d'ammoniaque à retenir le même nombre de rapports d'eau que lui, savoir 6 rapports. Allié au sulfate de potasse en place de sulfate d'ammoniaque, le sulfate d'alumine forme l'alun ordinaire. La composition des deux est la même et la forme ainsi que la plupart des pro-

priétés le sont aussi. Il y a cette différence qu'à une chaleur de décomposition le sulfate de potasse fixe assez en combinaison le sulfate d'alumine pour que l'acide de celui-ci ne puisse être expulsé que résous en ses constituans, tandis que le sulfate d'ammoniaque, après avoir enlevé l'acide à 1 des 3 rapports de sulfate d'alumine et s'être constitué en sursulfate, se volatilise, et que l'hémi-soussulfate d'alumine restant, laisse échapper son acide indécomposé, celui-ci n'étant plus fixé par l'autre sulfate. A l'air, les deux aluns s'effleurissent à leur surface et, au feu, ils laissent plus ou moins complètement échapper leur eau; ils se tuméfient considérablement et se convertissent en une masse légère et que sous les doigts on peut réduire en poudre impalpable. Celui à seconde base d'ammoniaque ne peut renoncer à son dernier rapport d'eau et, quand on veut l'en priver, il se décompose. On peut dire que la deshydratabilité complète de l'alun à seconde base de potasse est la cause que son acide ne peut en être chassé que résous en acide sulfurique et en oxygène. Les aluns dépouillés d'eau portent le nom d'aluns brûlés. Les aluns brûlés ne recupèrent l'eau perdue qu'à la longue et par des arrosemens répétés ou par l'exposition à l'air humide. L'alun de potasse se dissout dans 18 $\frac{1}{3}$ parties d'eau froide et dans les $\frac{3}{4}$ de son poids d'eau chaude. On obtient cet alun de la réunion des élémens prochains qui le composent. On fait dissoudre par une macération de quelques jours, de l'argile libre de fer dans de l'acide sulfurique

modérément dilué, on rapproche et on précipite par du sulfate de potasse ou par un sel de potasse à acide volatil; on laisse un excès d'acide; ou bien, par l'addition d'acide sulfurique on rend soluble le minéral nommé pierre d'alun, qui paraît être de l'alumino-hydrato-sulfate de potasse et de tri-alumine, et on précipite encore comme ci-dessus. L'alun de cette source porte le nom d'alun de Rome. Il est libre de fer quoique couvert d'une poussière rouge d'aluminide de fer qui lui donne un aspect de sel rouge; cet aluminide est insoluble dans l'eau. Enfin, on grille le schiste pyriteux, lequel consiste en bi-sulfure de fer, alumine et potasse comme composans de l'alun, et on l'expose à l'efflorescence. Le grillage chasse ou convertit en acide sulfurique, s'unissant à la potasse, le quart du soufre; il reste du sesqui-sulfure qui, par l'efflorescence, est acidifié dans les $\frac{2}{3}$ restans du soufre. Il se forme $\frac{1}{2}$ rapport de sulfate d'alumine et 1 rapport de sulfate de fer. Ces deux sels s'unissent, mais, après la conversion de celui d'alumine en alun par l'addition du sulfate de potasse, il suffit de rapprocher fortement la liqueur pour que l'inégale solubilité dans l'eau les sépare.

Le sulfate d'alumine forme avec le sulfate de soude un troisième alun, qui porte le nom d'alun à seconde base de soude. Il contient 2 rapports d'eau de plus que les deux autres aluns, lesquels rapports d'eau sont retenus par le sulfate de soude. Sa composition répondrait alors à de ce sulfate cristallisé avec 8 rapports d'eau et du sulfate

crystallisé ordinaire d'alumine (6 eau et 1 sulfate). Ce sel s'effleurit complètement à l'air; il est soluble dans 2 parties d'eau froide. Il résulte de la réunion de ses constituans prochains et aussi de la saturation du tri-sursulfate de soude par l'hydrate d'alumine. On concentre d'abord par la chaleur et ensuite on abandonne à l'évaporation insensible. On obtient des cristaux ayant la même forme que ceux des autres aluns. Les aluns sont employés en teinture comme mordans ou moyens de précipitation et de fixation des couleurs.

On fait avec l'alun à seconde base de potasse un pyrophore qui, parmi ceux existans, est le plus anciennement connu. On pulvérise l'alun calciné et par le broyement on incorpore du noir de fumée : 3 parties d'alun et 1 de noir. On chauffe jusqu'à l'incandescence en vase à peu près clos et on laisse refroidir. Le charbon sous-acidifie l'acide de deux des trois rapports de sulfate d'alumine, par où le sulfate de potasse s'isole et du bi-soussulfate d'alumine se forme. L'acide dans ce soussel est assez fortement retenu pour que le charbon puisse le réduire jusqu'à l'état de soufre; en même temps que cette réduction s'effectue, celle du sulfate de potasse a lieu : du sulfure simple à oxide se génère, mais de simple il devient bientôt double par le soufre provenu du soussel d'alumine qui s'y joint; produit: mélange intime de bi-sulfure de potasse, d'alumine devenue libre et de charbon qui est en excès. Ce mélange renferme les élémens dont doit

se composer un pyrophore. Le charbon et l'alumine s'échauffent par le calorique qu'ils soutirent à l'oxygène de l'air, l'un par affinité pour rougir et l'autre, par affinité pour se fondre. L'oxygène qui saturé de calorique ne pouvait se combiner avec le sulfure, étant soussaturé de cet agent, s'y unit. Les deux actions sont simultanées. Le second rapport de soufre se sousacidifie et se dissipe; le premier s'acidifie au complet et forme du sulfate. Le charbon, qui s'est échauffé jusqu'à l'incandescence, brûle à son tour, et se convertit en acide carbonique. Le residu consiste en alumine, sulfate de potasse et charbon qui n'a pas brûlé. La légèreté est une condition de facile inflammation. Peu de matière acquiert par peu de calorique l'échauffement réquis pour sa combustion. La division facilite encore l'effet. Les tranchans et les pointes qu'offrent les matières en poudre favorisent la soustraction du calorique d'où resulte l'incalcescence. Le pyrophore peut aussi éprouver la combustion obscure, le carbone, comme l'alumine simplement s'échauffer et le sulfure se salifier en sulfate. Aucune portion de carbone n'est alors brûlée et une nouvelle calcination rétablit les choses dans leur état primitif. C'est le cas des pyrophores éteints pour avoir été imparfaitement garantis de l'air. Cette combustion obscure met hors de doute que ce n'est pas le sulfure qui dans le pyrophore d'alun fait fonction de corps incalescible. Ce n'est pas que le sulfure ne pourrait également en faire fonction, mais il n'attirerait le calorique de l'oxygène

que par affinité de fusion, tandis que le carbone l'attire par affinité d'ignition et l'alumine, par affinité d'incalcescence pour fusion impossible. L'attraction est d'autant plus étendue que le corps est plus difficile à fondre; elle cesse avec la fusion lorsque le corps ne peut ensuite en exercer une de volatilisation. L'humidité de l'air accélère l'inflammation du pyrophore : elle produit cet effet sur le pyrophore de platine comme sur celui d'alun : elle s'échauffe par affinité de volatilisation et ajoute au composé pyrophorique un élément d'incalcescence de plus.

Une combinaison d'alumine et de potasse formant la double base de l'alun et ainsi l'alun moins l'acide sulfurique, est obtenue cristallisée lorsque de la potasse caustique liquide, chauffée jusqu'à l'ébullition, est saturée par de l'alumine. Les cristaux se forment dans la liqueur rapprochée au feu. Ils sont composés de 3 rapports d'alumine et de 1 rapport de potasse. Cette composition répond à du tri-aluminide de potasse. Leur saturation par de l'acide sulfurique les transforme en alun. En teinture on se sert de ce composé pour fixer les couleurs.

Hydro-bi-sulfocyanate d'alumine. Ce sel se forme en cristaux persistans à l'air. Il résulte de la saturation de l'acide hydro-bi-sulfocyanique par l'alumine adjointe à l'état d'hydrate.

Seleniate d'alumine. L'alumine forme avec l'acide selenique le même sel qu'avec l'acide sulfurique. Il a un sous-seleniate soluble et un bi-sous-seleniate insoluble. Celui-ci, en se concretant,

retient 6 rapports d'eau. Il n'y a presque pas de doute que bientôt il ne soit obtenu des aluns à seconde base d'alcali et à acide de selène ou des seleniates d'ammoniaque, de potasse, de soude et de tri-alumine.

Chlorure d'aluminion. L'alumine n'a pas assez d'énergie combustible pour disputer à l'eau la possession de l'acide radical du chlore et se constituer en chlorure avec le métal de cette terre. Lorsque par la chaleur on veut priver d'eau le sel qui résulte de la dissolution de l'alumine dans l'acide hydrochlorique, l'acide radical suit l'eau et laisse l'alumine seule. On ne peut donc obtenir le chlorure d'aluminion par cette voie, mais on peut par l'oxide d'aluminion faire reprendre l'acide radical du chlore auquel du carbone enlève en même temps l'oxigène. De l'oxide de carbone et du chlorure d'aluminion sont formés; celui-ci se sublime en écailles cristallines. Il est très-avide d'eau, fume un peu à l'air et tombe en déliquescence. Oersted a inventé cette méthode de réduction dont l'usage est aujourd'hui si général. Le chlorure d'aluminion cristallise avec rapport égal d'eau. Il est soluble dans deux parties d'alcool. Avec le temps cette solution se trouble par de l'oxido-chlorure qui sort de combinaison. L'alcool enlève la moitié de l'acide. La matière colorante, au contraire, enlève l'alumine et fait naître de l'acido-chlorure. Le chlorure anhydre d'alumine se combine avec le gaz acide hydrodrosulfurique. On fait rencontrer la vapeur de l'un composant avec le gaz de l'autre. La com-

binaison se sublime, partie fondue et partie cristallisée. Une seconde sublimation, comme la solution dans l'eau, détruit le composé. Woehler, qui a formé cet engagement, espérait sans doute de voir s'unir l'aluminion au soufre et le chlore à l'hydrogène. Cet espoir ne pouvait se réaliser. Un métal réductible au feu pourrait tout au plus se prêter à un pareil échange de constituans. Comme l'aluminion ne peut en échange de son oxigène prendre du chlore ou un autre comburent, il faut nécessairement que son chlorure dissous soit une combinaison entre de l'oxide d'aluminion et de l'acide hydrochlorique. Pourquoi les autres chlorures dissous ne formeraient-ils point des composés semblables? L'exception ne pourrait être pour celui-ci et un petit nombre d'autres.

Aluminio-fluoruro-borate d'alumine. Ce sel double est obtenu de la décomposition du sel correspondant a bases de sodion et de soude par du chlorure d'aluminion. Il se dissout dans l'eau à l'aide d'un excès d'acide et cristallise de cette solution rapprochée au feu.

Fluorure d'aluminion et de sodion. C'est le kryolithe des minéralogistes. On le rencontre en masse cristalline blanche. Rapports égaux des deux fluorures le composent. On l'obtient, mais amorphe, en saturant par de l'alumine à l'état d'hydrate, de l'acido-fluorure de sodion. Cet hydrate déplace d'avec le fluorure neutre de sodion la moitié de l'alcali pour former ce sel.

Zinco-fluoruro-fluorure d'aluminion. Ce sel est obtenu de la réunion de ses constituans à l'état

neutre. En soumettant à l'évaporation spontanée, on obtient le sel double formé en cristaux.

Niccolo-fluoruro-fluorure d'aluminium. Ce sel est vert. Il cristallise des solutions mêlées de ses constituans qu'on rapproche au feu.

Cupro-fluoruro-fluorure d'aluminium. Par l'évaporation spontanée, ce fluorure double cristallise en un sel bleu-verdâtre pâle. L'ammoniaque précipite d'avec la solution de ce sel du cupride d'alumine dans lequel un excès de cet alcali ne décèle pas la présence de l'oxide de cuivre. On l'obtient en saturant d'alumine à l'état d'hydrate l'acido-fluorure de cuivre enlevé par l'eau au fluorure de ce métal.

On a élevé de la moitié le nombre de l'aluminium en le portant à 13,71; cela donne à son oxide 1 1/2 rapport d'oxigène et le rend isomorphe avec quelques-uns des métaux qui le remplacent pour la formation de l'alun. On a ensuite encore doublé le nombre en vue d'éviter la scission de l'oxigène; 24,42 de métal et 30 d'oxigène et ainsi 54,42 pour 1 rapport d'alumine.

Nitrate de thorine. Ce sel est difficile à être constitué à sec et ce n'est qu'à l'aide de son occlusion dans un même vase avec l'acide sulfurique concentré qu'on y parvient. Alors il se forme en masse cristalline. Il est aussi soluble dans l'alcool que dans l'eau. Il forme avec rapport égal de nitrate de potasse un sel double également très-soluble dans les mêmes liquides, et qui cristallise par l'évaporation spontanée de la liqueur.

Carbonate de thorine. En précipitant un sel de

thorine par du souscarbonate rigoureux d'alcali, il ne se dégage pas d'acide carbonique; de plus, l'hydrate de thorine échange à l'air son eau contre cet acide. Cette propriété distingue la thorine de l'alumine.

Formiate de thorine. La solution de la thorine dans l'acide formique fournit, par évaporation spontanée, des cristaux que l'eau froide partage en surformiate soluble et sousformiate insoluble. L'eau chaude ne produit pas le même effet; le soussel est dissous et le sel neutre est, du moins en apparence, régénéré. Beaucoup d'eau froide, en dissolvant, à son tour, le soussel, opérerait probablement la même régénération. L'alumine a un sel qui, à chaud, se partage en sur et sous-sel et qui, à froid, se régénère en sel effectivement ou fictivement neutre.

Sulfate de thorine. Ce sel cristallise avec 5 rapports d'eau. Les cristaux sont persistans jusqu'à 15° de chaleur, mais au-dessus de cette température ils perdent 3 rapports de ce liquide; en solution et à chaud, ils éprouvent la même perte en eau. Le sel, à l'état de bi-hydrate, se dépose, mais par le refroidissement il est repris en solution. Il manque à ce sel en énergie pour disputer au calorique la possession de 3 de ses 5 rapports d'eau et, faute d'être hydraté en plein, il ne peut être dissous dans l'eau. Cette loi est générale pour toutes les solutions. Pour la même raison il se dissout lentement dans l'eau. Précipité à froid par l'alcool de sa solution dans l'eau, il reste pourvu de ses 5 rapports d'eau; précipité

ainsi à chaud, il ne retient que 2 rapports d'eau. L'acide sulfurique opère à froid la précipitation du sel en sel à 2 rapports d'eau. La solution doit être rapprochée. Le sel réduit à 2 rapports d'eau est opaque. A sec et à 60°, il perd la totalité de son eau sans tomber en efflorescence. Le sel cristallise le mieux d'une solution avec léger excès d'acide qu'à 15° de chaleur on abandonne à la concentration spontanée.

Sulfate de thorine et de potasse. Ce sel cristallise avec 1 rapport d'eau; il consiste en rapports égaux des deux sulfates. Il est aisément soluble dans l'eau et plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. L'ébullition de sa solution le partage plus ou moins complètement en sel terreux avec mi-excès de base et sel alcalin avec mi-excès d'acide. Le premier se dépose et le second reste dissous. Le sel double abandonne son eau à une chaleur modérée. Il est insoluble dans une solution de sulfate de potasse.

Chlorure de thorion. Ce chlorure cristallise par voie de sublimation comme par voie de solution. Le sel sublimé est obtenu du partage, provoqué par une chaleur d'incandescence, des constituans du chlore entre de l'oxide anhydre de thorion et du charbon dont cet oxide est interposé. Celui cristallisant après la solution résulte de la saturation de l'acide hydrochlorique par l'hydrate de thorine. Il contient de l'eau; un excès d'acide favorise la concretion en cristaux. Le service rendu consiste en ce que l'acide s'empare de l'eau. Au feu, l'acide radical préfère de suivre l'eau à rester avec la terre. L'alcool dissout ce sel.

Le chlorure de thorion forme avec celui de potassium un sel cristallisé, hydraté et déliquescant, qui est soluble dans l'alcool et auquel le gaz acide hydrochlorique enlève l'eau.

Souscarbonate de glycine. Il est en poudre blanche, légère, et douce au toucher. Il forme avec ses sels correspondans à base d'alcali des sels triples solubles et qui consistent en carbonates neutres des deux bases tenus ensemble par le glycinide d'alcali qui résulte de la combinaison entre les excès de ces bases dans chaque sel. On l'obtient à l'état qu'il est dit en chassant par l'ébullition la base du souscarbonate d'ammoniaque qui doit le tenir dissous. On penserait d'après cela qu'il se constitue en carbonate neutre.

Sulfate de glycine. Le sulfate neutre n'est pas susceptible de cristalliser. Il résulte, à l'état liquide, de l'hémi-soussulfate en solution concentrée qu'on étend d'eau; du bi-soussulfate, 1 acide et 3 terre, se dépose et du sulfate neutre reste dissous. L'hémi-soussulfate, 1 acide et 1 $\frac{1}{2}$ terre, est obtenu du souscarbonate de glycine dont on hémissature une solution concentrée de sursulfate, 2 acide, 1 terre. On filtre sans étendre d'eau. Le sursulfate lui-même résulte de glycine qu'on dissout dans de l'acide sulfurique mis en excès à sa saturation en sursulfate et qu'on chauffe jusqu'à ce que l'acide excédant commence à se volatiliser. On traite ensuite avec de l'alcool, qui achève de débarrasser le produit de l'acide étranger à sa composition de sursulfate. Le sursulfate se laisse réduire en cristaux. La réunion de rap-

ports égaux de celui-ci et de souscarbonate, la relation étant établie entre les oxides, devrait bien donner du sulfate neutre.

Iodure de glycion. Ce sel est obtenu à l'état anhydre de glycion qu'on chauffe dans de la vapeur d'iode. Il se sublime des cristaux aisement fusibles, très-volatils et qui se dissolvent dans l'eau sous production d'une forte chaleur.

Bromure de glycion. Il est obtenu comme le sel précédent et jouit de propriétés analogues.

Chlorure de glycion. Ce sel se forme de métal et de chlore et aussi de chlore partageant ses principes entre de la glycine anhydre et du charbon. Il ressemble par ses propriétés aux deux sels précédens. L'eau assistée de la chaleur enlève l'acide radical à la terre et desalifie celle-ci. Avec rapport égal d'acide le chlorure neutre forme de l'acido-chlorure, aisement cristallisable et dont les cristaux contiennent de l'eau appartenant au sel neutre et de l'eau appartenant à l'acide en excès. Cet acido-chlorure est soluble dans l'alcool. Les cristaux sont persistans à l'air. Par la chaleur il se partage en acide volatilisé et en hydrate de sel neutre abandonné.

Fluorure de glycion et de potassion. Ce sel cristallise de sa solution dans l'eau chaude. Il se forme par la réunion des deux sels qui sont ses constituans. Il se dépose en paillettes cristallines pendant qu'on fait le mélange.

Nitrate d'yttrie. Ce sel se forme en cristaux qui sont déliquescons à l'air.

Souscarbonate d'yttrie et d'ammoniaque. Ce sel,

qu'on obtient en dissolvant du souscarbonate précipité d'yttrie dans du souscarbonate d'ammoniaque, est proprement un sel triple composé de carbonates neutres de ses deux bases liés ensemble par de l'yttride d'ammoniaque. Les excès de base des deux sels s'unissent sans se séparer des sels neutres qu'ils surproportionnent. Ce sel se forme en petits cristaux. La chaleur en chasse l'ammoniaque ou le sel ammoniacal.

Hémi-sousphosphate d'yttrie ; phosphato-sous-phosphate d'yttrie. Ce sel, qui est une sorte de terre d'os à base d'yttrie, cristallise de sa solution dans l'acide sulfurique. On rapproche par l'évaporation jusqu'à ce que l'acide puisse remplacer la chaleur pour enlever au sel l'eau qui le maintient dissous. On trouve le même hémi-soussel dans la nature et également en cristaux. L'eau le partage en soussel entier soluble, et sel neutre insoluble. Les cristaux ablués et mis à sécher à l'air absorbent de l'acide carbonique et saturent en neutre leur demi-excès d'oxide. Cette propriété si singulière, jointe à celle de l'excès entier d'oxide dans le souscarbonate de se faire saturer par l'ammoniaque excédante du souscarbonate de cet alcali, dénote dans l'yttrie une grande impatience de combinaison, qu'il tache de satisfaire, une fois en exerçant la fonction comburante et, une autre fois, en exerçant la fonction combustible.

Sulfate d'yttrie. Ce sel cristallise très-bien et avec de l'eau. Sa couleur est rose. A 40° de chaleur, il s'effleurit sans tomber en poussière. Il

est soluble dans 45 à 50 parties d'eau; sa solution marche avec beaucoup de lenteur. Cela prouve que la force combustible qui survit dans un sel dépend entièrement de l'oxide. Un excès d'acide, qui facilite sa séparation d'avec l'eau, diminue nécessairement sa solubilité dans ce liquide. Le sulfate se constitue en bi-soussulfate, soit qu'on expulse par la chaleur les $\frac{2}{3}$ de son acide, soit qu'on les lui enlève par l'ammoniaque. Avec rapport égal de sulfate de potasse, le sulfate d'yttrie forme un sel double qui, par l'évaporation, se concrète en une croute saline.

Chromate d'yttrie. Sel cristallisé jaune qui se dissout aisément dans l'eau.

Chlorure d'yttrion. Ce chlorure est obtenu de la réaction du chlore sur de l'yttrie mêlée avec du charbon et chauffée jusqu'au rouge. L'acide radical passe à la terre et l'oxigène au charbon; de l'oxide de carbone est formé. Le chlorure se sublime, partie en cristaux et partie en une fonte cristalline. Ce sel est très-avide d'eau. Il ne cristallise pas de sa solution dans ce liquide. La chaleur le résout en ses constituans d'hydrate de chlorure. Le chlorure d'yttrion forme un sel double avec celui de potassium.

Yttriæ-borato-fluorure d'yttrion. Ce sel cristallise de sa solution dans un excès d'acide.

Sulfate de zircone. Ce sel cristallise à l'état neutre et hydraté d'une solution à laquelle on enlève l'eau excédante par le moyen de l'acide sulfurique. On lave à l'alcool. Le sel neutre, étant mêlé avec du sulfate de potasse, en vertu de la

tendance de celui-ci à se constituer avec excès d'acide et de l'autre, à se former avec excès d'oxide, détermine le partage en ces deux sels.

Chlorure de zirconion. Le chlorure de zirconion n'a pas encore été obtenu à l'état anhydre. Hydraté, il cristallise. Les cristaux s'effleurissent à l'air, et, à plus forte raison, au feu, et perdent conjointement avec leur eau la moitié de leur acide. Il reste de l'oxido-chlorure; ce sous-sel est soluble dans l'eau. Le sel neutre est soluble dans l'alcool. Les cristaux ne se forment bien que de la solution avec un excès suffisant d'acide pour retenir une portion de l'eau. L'introduction du gaz acide hydrochlorique produit le mieux cet effet.

Fluorure de zirconion. Par une évaporation lente, la solution de ce sel dépose des cristaux. Le diluement de la solution concentrée partage le sel neutre en sous-sel précipité et en sursel maintenu dissous. Ce fluorure forme avec celui de potassium deux sels doubles. Dans l'un 1 1/2 rapport du premier fluorure est uni à 1 du second et dans l'autre, 2 rapports du premier à 1 du second. Les deux sels cristallisent anhydres de leur solution dans l'eau bouillante. La différence dans les rapports dépend de ce qu'on sature, soit le fluorure de potassium par du fluorure de zirconion, soit le dernier, par le premier.

Zirconio-fluoruro-bi-fluorure de zircone. Il est formé en cristaux. La force combustible de ce sel est si peu importante qu'une chaleur d'ébullition le déplace d'avec l'eau dans laquelle il est dissous.

Bromure de silicion. La silice n'est aucunement

disposée à s'unir aux acides des combustibles et elle ne s'unit à ceux des comburens que lorsqu'ils sont dépouillés d'oxygène. Il n'y a de l'exception que pour un seul de ces acides. D'avec celui-ci elle déplace l'eau ; c'est l'acide du fluore. Les autres doivent lui être présentés à l'état naissant et à leur sortie d'engagement avec l'oxygène. L'acide radical du fluore, trop faiblement combustible pour déplacer du calorique d'avec l'oxygène, doit, en revanche, être assez comburant pour se prêter à un pareil déplacement de la part d'un combustible aussi faible que la silice. On n'a pas encore uni la silice à l'acide radical de l'iode, ou, ce qui est la même chose, le silicion à l'iode. L'acide radical de ce comburent ne jouit pas de qualités comburantes assez énergiques pour contracter cette combinaison. Le bromure de silicion est liquide. Au contact de l'air il répand une fumée épaisse. En vase clos il bout à 148—150°. A 12—15° de froid, il se congèle. Il est plus pesant que l'acide sulfurique. L'eau le partage en acide hydrobromique et silice. On obtient le bromure de silicion en calcinant de la silice avec de la poudre de charbon, du sucre et de l'huile. Le produit de la calcination est chauffé jusqu'au rouge dans un tube de porcelaine, et de la vapeur de brôme est poussée dessus. Le produit a un excès de brôme dont on le dépouille en l'agitant avec du mercure; puis on rectifie. L'acide radical passe à la silice et l'oxygène, au carbone. De l'oxide de ce combustible est formé.

Le bromure de silicion est régénéré en ses con-

stituans par l'acide sulfurique. Le dernier des trois rapports d'oxygène de cet acide se substitue à la silice près de l'acide hydrobromique radical et le régénère en brôme. De l'acide sulfureux se désengage et la silice sort de combinaison.

L'expansion proportionnelle de la vapeur du bromure de silicium n'a pas encore été déterminée. D'après celle du fluorure de silicium, elle doit être 2 et se composer du volume proportionnel de l'acide radical du brôme, qui est aussi 2 : 4 volumes d'ammoniaque ou 172 rapport, convertiront 1 rapport de bromure en ammoniacæ - anhydrobromato-bromure de silicium, ou 8 volumes d'ammoniaque, faisant 1 rapport, 1 rapport de bromure, en silicæ-oxido - anhydrobromate d'ammoniaque, mais alors 1 rapport de silice devrait à 1 d'anhydrobromate pouvoir tenir lieu de 1 d'eau.

Chlorure de silicium. On obtient ce chlorure de la même manière que le bromure. Comme le bromure, il est liquide et volatil, mais il bout à 15° de chaleur, et il est encore liquide à 20° de froid. Il est plus léger que l'acide sulfurique. On peut aussi l'obtenir en faisant brûler le combustible de la silice dans le gaz chlore. Alors il est sans couleur. Nous l'avons obtenu coloré en vert-de-bouteille persistant après l'agitation avec du mercure. Du sable très-blanc avait été calciné, bouilli avec de l'acide hydrochlorique, mêlé avec du charbon et de nouveau calciné. Il s'est, en même temps que le chlorure, volatilisé une vapeur blanche, laquelle s'est concretée en petits cristaux incolores, durs, insolubles dans

l'eau et inattaquables par l'acide nitrique. L'eau enlève à ce chlorure l'acide radical et laisse la silice libre d'acide.

Ce qui a été dit de l'expansion proportionnelle de la vapeur du bromure de silicium ainsi que du produit probable de la combinaison de ce bromure avec le gaz ammoniacal peut être appliqué au chlorure du même combustible.

Fluorure de silicium; acide fluo-silicique. Combinaison entre rapports égaux d'acide fluorique radical et de silicium oxidé; 10,7 acide, 17,4 terre. C'est un gaz salin dont nous avons déjà parlé. Le fluorure de silicium résulte de la réaction du combustible de la silice qui n'a point été soumis au feu sur l'acide hydrofluorique sans excès d'eau. L'hydrogène de l'eau et le fluorure formé se gazéifient ensemble. Ordinairement on se le procure en décomposant par la chaleur le mélange de spath fluor et de sable. Le métal de la chaux enlève l'oxygène au combustible de la silice et celle-ci réduite se combine avec le fluore. On peut dire avec plus de raison qu'en vertu des affinités qui changent au feu, l'acide fluorique radical quitte la chaux et passe à la silice. A froid la chaux reprend ses droits d'oxide plus énergique et chasse, à son tour, la silice. Le fluorure de silicium fume au contact de l'air. Il répand l'odeur de l'acide hydrochlorique. Cette odeur est commune à tous les hydracides de combustibles relatifs et appartient aux acides radicaux de ces combustibles.

L'alcool absolu condense le gaz fluorure de

silicion sans d'abord le décomposer. La condensation va jusqu'à 3 rapports ou au-delà de la moitié de son poids. Un des 3 rapports du fluorure échange sa terre contre un des 2 rapports d'eau de l'alcool et se constitue en acido-bi-fluorure. L'alcool devient de l'éther : c'est le seul cas où il le devient par la soustraction de son eau. Dans tous les autres cas l'éther est soustrait à l'eau. Si l'éther développé était de l'éther salin, fluaté d'éther ou soushydrofluorure de carbone hydrogéné, 1 rapport acide hydrofluorique et 2 rapports carbone hydrogéné (volumes égaux), alors il serait encore formé par l'enlèvement de l'éther à l'eau, et l'acide radical, dont la terre devient libre, passerait à l'éther ou alcool ayant cédé la moitié de son eau. Cette eau alors devrait décomposer 1/3 du fluorure restant. Le double en silice serait rendu libre et 4 au lieu de 3 rapports de gaz devraient être condensés par l'alcool. L'eau, en opérant la même condensation, partage le gaz en silice et en acido-bi-fluorure ou bi-silicio-fluoruro-fluorure d'hydrogène : 3 fluore, 2 silicion et 1 hydrogène. L'eau n'absorbe pas plus de gaz qu'elle ne peut décomposer, ou 1 1/2 fois son poids. Dans l'acido-fluorure l'odeur des hydracides des comburens est encore plus manifeste que dans le fluorure neutre. Au feu, l'acido-fluorure séparé de la silice se régénère en ce fluorure neutre. Celui-ci s'échappe et l'acide reste. La volatilité plus grande du fluorure de silicion que de l'acide hydrofluorique fait que la chose se passe de cette manière. L'acido-fluorure étant laissé

avec la silice, le tout se régénère en fluorure neutre. L'eau seule sort de combinaison. L'acido-fluorure ne réagit point sur la silice du verre ou autre; c'est pourquoi de l'acido-fluorure et non du fluorure neutre est obtenu lorsque par de la silice on veut saturer de l'acide hydrofluorique. On peut se procurer cet acido-bi-fluorure en dissolvant jusqu'à saturation du cristal de roche pulvérisé dans de l'acide hydrofluorique dilué d'eau. Si l'acide était trop concentré, du gaz fluorure de silicium s'échapperait au commencement de l'action et jusqu'à ce que assez d'eau (3 rapports) fut séparé de l'acide pour maintenir composé l'acido-fluorure. On a encore le même acido-bi-fluorure en réagissant par de l'acide nitro-hydrofluorique (eau regale d'acide hydrofluorique) sur du silicium. L'oxygène de l'acide nitrique passe au silicium ou deshydrogène l'acide hydrofluorique, ou encore, s'unit à l'acide radical de cet acide pour former du fluore : de l'oxide d'azote est mis en dégagement. Le silicium peut, pour cette expérience, avoir été par l'échauffement rendu insoluble dans l'acide hydrofluorique.

Les métaux forts enlèvent l'acide radical au gaz fluorure de silicium et se forment avec lui en anoxifluorures, qui la plupart sont bruns. Le silicium est séparé à l'état d'oxide.

L'expansion proportionnelle du gaz fluorure de silicium est 2. C'est celle de l'oxygène. Aucun autre gaz que ces deux n'ont un volume aussi bas. Il résulte du représentant de l'oxygène contenu dans l'acide radical du fluore, que l'oxygène contenu

dans la silice ne peut élever plus haut. Ce volume proportionnel est contrôlé par la pesanteur spécifique du gaz, qui est double de son poids absolu, savoir 52,28, 18,73 de fluore et 7,41 de silicion. En faisant, comme on le fait, dériver l'atome du silicion de son proportionnement avec 3 rapports d'oxigène, le volume proportionnel du fluorure serait 6. Cette expansion sort de la série 2, 4, 8 et ne saurait exister. Ce seraient 3 rapports de fluorure au lieu d'un qu'on mesurerait.

Nous avons déjà dit que le sel double que donne le gaz fluorure de silicion avec volume double d'ammoniaque gazeuse est de l'anhydrofluat de cet alcali uni à de l'oxido-fluorure de silicion; 4 volumes ou 1/2 rapport de gaz ammoniacal ne peuvent saturer au-delà de 1/2 rapport d'acide fluorique radical; reste 1/2 rapport de fluore qui avec 1 rapport de silice forme 1 rapport d'oxido-fluorure de silicion. L'excès d'oxide ne pourrait recevoir son oxigène que de l'ammoniaque, si le silicion n'en était préalablement pourvu. Comme il n'est pas apparent que de l'ammoniaque se réduise, l'existence de ce sel avec excès d'oxide prouve sans replique que le gaz fluorure de silicion consiste en acide radical de fluore et en silicion oxidé. On ne voudra pas en faire un bi-sursel composé d'acide silicio fluorique et d'ammoniaque, 4 rapports d'acide et 1 d'alcali. A une chaleur brusque, l'oxido-silicio-fluoruro-fluate d'ammoniaque se volatilise sans se décomposer; à une chaleur lente, il se partage en silicio-fluoruro-fluate d'ammoniaque, qui se sublime, et en oxide de

silicion, qui reste. Le sublimé consiste en fluorure qui à rapport égal de fluaté tient lieu d'eau. La locotion est effectuée par l'oxigène de la silice, car je ne connais pas de cas où elle l'est par le représentant de l'oxigène. Dans le sel indécomposé, 2 rapports de silice tenaient lieu de 1 rapport d'eau. L'eau opère le même partage qu'une chaleur lentement appliquée. Le sel enlevé à l'excès de silice est susceptible de cristalliser avec rapport égal d'eau, comme si le fluaté d'ammoniaque anhydre devenait de l'hydrofluaté. Le sel enlevé consiste en rapports égaux de fluorure de silicion et d'hydrofluaté d'ammoniaque. Si la silice jouissait de qualités acides, elle saturerait sa part d'ammoniaque et il faudrait 16 au lieu de 4 volumes de cet alcali pour saturer en neutre les deux acides. Ce sel ne saurait être à seconde base d'ammoniacon, car l'alcali ne trouverait pas à prendre l'hydrogène pour se métalliser. Un autre sel que l'ammoniaque forme avec le fluorure de silicion est bien différent des deux qui précèdent. Il consiste en 1 172 fluore, 1 silicion, 172 hydrogène, 172 ammoniaque. Deux rapports de fluorure de silicion y tiennent au sel ammoniacal lieu de 1 rapport d'eau. Le sel double et non son constituant ammoniacal est néanmoins hydraté par 1 rapport d'eau, s'il est vrai que le sel, ainsi qu'on le dit, répond à de l'ammoniaco-fluoruro-bi-fluorure de silicion. On l'obtient le mieux en soumettant à la sublimation le mélange de rapports égaux du sel correspondant à seconde base de potasse et d'hydrochlorate d'ammonia-

que, l'atome étant fourni par les secondes bases ou 36 et 21 parties. Le fluorure de silicium, par suite des affinités qui changent au feu, quitte le sel à base de potasse pour se joindre à celui à base d'ammoniaque, et se volatilise avec lui. Cela fait que les choses persistent après le refroidissement. Le sublimé est en masse informe, mais par la solution dans l'eau et l'évaporation spontanée, on peut le faire cristalliser. Le sel se volatilise sans se fondre. Il reste du fluorure de potassion. L'ammoniaque ajoutée à ce sel le compose en d'autres rapports de matière, mais ne peut totalement le décomposer. Il reste au sel ammoniacal assez de fluorure de silicium pour lui tenir lieu d'eau et ainsi au moins rapport égal. Il répond alors à du surhydrofluat d'ammoniaque qui serait saturé de silice, ou au sel que la sublimation à un feu lent et aussi l'eau sépare du sel avec excès de silice.

Le fluorure de silicium forme des sels doubles avec les fluorures de beaucoup d'autres bases. Le potassio-fluoruro-bi-fluorure de silicium est sous forme d'une poudre blanche, cristalline, à peine soluble dans l'eau froide. Il est anhydre. L'affinité de l'acido-bi-fluorure de silicium avec la potasse est si grande qu'il enlève cet alcali jusques à l'acide chromique et à l'acide chloreux. Il l'enlève, à plus forte raison, à tous les autres acides unis à la potasse. L'acide du sel devient libre. Il en est de même du sodio-fluoruro-bi-fluorure de silicium; comme le potassio-fluorure, il est anhydre et en poudre presque insoluble. Le cas se

répète pour le baryo-fluoruro-fluorure de silicium. On obtient le plus aisément ce sel en mêlant l'acido-bi-fluorure de silicium avec une solution de chlorure de baryon. Le strontio-fluoruro-bi-fluorure de silicium est sous forme de gros cristaux, qui abandonnent de l'eau à une chaleur modérée et deviennent opaques. Le même sel à seconde base de chaux n'est soluble qu'à la faveur d'un excès d'acide. Il cristallise de cette solution à mesure que l'acide excédant se volatilise. On obtient celui-ci d'un mélange de fluorure de calcion (spath fluor) et de silice, sur lequel on réagit par de l'acide hydrochlorique. Cet acide enlève au spath fluor les $\frac{2}{3}$ de la chaux et le bi-acido-fluorure de calcion qui en résulte se sature de silice. Le sel correspondant à seconde base de magnésie et avec excès de cette base, est rencontré natif et porte le nom de chondrodite. Le lythio-fluoruro-bi-fluorure de silicium est assimilable à ceux de potassion, sodion et baryon. Il est très-peu soluble dans l'eau froide; avec l'eau chaude il se forme en petits cristaux. Ces cristaux sont anhydres. L'argento-fluoruro-bi-fluorure de silicium se forme en cristaux qui à l'air ne tardent pas à s'humecter. L'ammoniaque caustique liquide leur enlève l'acide et laisse de l'oxido-fluorure jaune-clair. Plus de cet alcali reprend encore de l'acide. Il reste à la fin de l'argentide de silice. Le sel à seconde base de zinc cristallise avec 7 rapports d'eau. Les cristaux de celui à seconde base de cadme s'effleurissent par l'échauffement. Celui autre à seconde base de cobalt est

en cristaux d'un rouge-clair. Ils contiennent 6 rapports d'eau. Le sel de nickel a la même composition que celui de cobalt, mais sa couleur est verte. Le stibio-fluoruro-bi-fluorure de silicium cristallise de sa solution dans l'eau. C'est tout ce qu'on peut en dire. Le ferro-ferro-fluoruro-bi-fluorure de silicium (1 rapport de fer, 1 $\frac{1}{2}$ rapport de silicium et 2 $\frac{1}{2}$ rapports de fluore) est en tout comparable aux sels correspondans ayant pour seconde base l'un des deux autres métaux magnétiques. Ses cristaux sont bleu-verdâtres. On l'obtient en dissolvant de la limaille de fer dans de l'acido-bi-fluorure de silicium. L'excès d'acide de ce sel dispose le fer à s'oxiduler aux dépens de l'eau. L'hydrargyro-hydrargyro-bi-fluorure de silicium est obtenu en saturant par de l'oxidule de mercure l'excès d'acide de l'acido-bi-fluorure de silicium. Il cristallise en un sel jaune-de-paille. L'hydrargyro-fluoruro-bi-fluorure de silicium est en cristaux jaune-ordinaire. L'eau le partage en oxido-sel jaune et acido-sel susceptible de cristalliser. Un excès d'acido-fluorure favorise la solution de l'un et l'autre sel double. Le stannio-fluoruro-bi-fluorure de silicium se forme en cristaux que l'humidité de l'air décompose en sousstannide de silice et acide hydrofluorique ou en stannide neutre de la même terre et en acido-fluorure de silicium; 2 fluor, 1 silicium et 1 hydrogène. Le sel à seconde base de bi-cuivre (cupro cupro-fluorure) est en poudre insoluble, couleur de son métal. A l'air il absorbe de l'oxygène et se change en cupri-oxido-cupro-fluoruro-bi-fluorure de silicium;

172 oxide de cuivre, 172 fluorure de cuivre et 1 fluorure de silicium. Il faudra que le fluore ne soit pas occupé par le cuivre de préférence au silicium. La formule se renverserait si le contraire avait lieu, et ce serait du silicæ-oxido-silicio-fluoruro-bi-fluorure de cuivre que devrait être le nom du sel. Le cupri-fluoruro-bi-fluorure de silicium est en cristaux bleus; il est hydraté par 7 rapports d'eau dont à l'air il laisse échapper 2 rapports. Cette perte d'eau le fait effleurir. Le même sel à seconde base de manganèse cristallise aussi avec 7 rapports d'eau. Il a une teinte rose qu'il doit sans doute à de l'oxygène que lui transmet l'air. Après avoir au feu perdu son eau, il laisse échapper son constituant fluorure de silicium sans que les cristaux changent de forme. Le zirconio-fluoruro-bi-fluorure de silicium est aisément soluble dans l'eau et cristallisable. Au feu, la plupart de ces sels doubles se partagent en leurs constituans prochains. Le fluorure de silicium, en rapport double, se volatilise, et celui de la seconde base, en rapport simple, reste : si la seconde base de ces sels était ajoutée réduite, le métal prendrait près du fluore de l'acide excédant la place de l'hydrogène et, de fluorure de silicium et d'hydrogène, l'acido-fluorure deviendrait du fluorure de silicium et du métal ajouté, ou bien, le métal s'oxyderait par l'oxygène de l'eau qui avec l'acide fluorique radical forme l'excès d'acide.

FIN DE LA SECONDE PARTIE.