

A MONSIEUR

S. STRATINGH

Professeur à l'université de Groeningue.

AUX

MANES

DE

SÉBALD, JUSTIN BRUGMANS

ET DE

NICOLAS BONDT.

ABRÉGÉ
DE CHIMIE

A L'USAGE DES LEÇONS.

PAR J. B. VAN MONS.

VOLUME I.

LOUVAIN,

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

—
1831.

DES CORPS ÉLÉMENTAIRES

ET DE LEUR DIVISION.

On nomme élémentaires les corps qui, libres de combinaison avec une autre matière, en s'unissant entre eux, forment les composés.

Les corps élémentaires jusqu'ici connus sont au nombre de 54. Leur classification doit moins se faire d'après leurs caractères extérieurs que d'après leurs propriétés chimiques : on les a partagés en métaux et non-métaux, et en électro-positifs et électro-négatifs. Nous les divisons en corps combustibles et corps comburens; cette division est fondée sur la loi chimique, laquelle est fondamentale, que dans les combinaisons l'un des corps éprouve le déplacement dans son calorique et l'autre corps l'opère. Les corps de la dernière espèce, qu'on peut considérer comme actifs dans les combinaisons, sont les combustibles. Les autres, dont la fonction est purement passive, sont les comburens. L'exercice de ces propriétés est, ou absolu, ou relatif. La qualité combustible absolue appartient aux corps qu'on nomme hydrogène et aux métaux qui sont : l'ammoniacon, le potassium, le sodium, le barion, le strontion, le calcion, le magnésion, l'argent, le zinc, le cadme, le bismuth, le palladion, le plomb, le cobalt, le nickel, l'antimoine, l'or, le fer, l'urane, le cerere, le mercure, l'étain, le cuivre, le platine, le rhodion, le manganèse, le tungstène, le molybdène, le

chrome, le titane, le tantale, l'osmium, l'iridium, l'aluminium, le thorium, le glycium, l'yttrium, le zirconium, le lithium, le silicium. La qualité relative est propre aux autres corps combustibles, qui sont : l'azote, le carbone, le bore, le phosphore, l'arsenic, le tellure, le sélène, le soufre. La note caractéristique des combustibles absolus est, ou de ne pas s'unir ensemble, ou de s'unir en toutes sortes de rapports; étant dépourvus d'oxygène et n'étant point au nombre des représentans de ce principe, ils ne sauraient contracter entre eux des unions chimiques ou physiques, dans lesquelles seules les rapports sont définis. Dans leur sortie de combinaison, déterminée par un appareil qu'on nomme pile galvanique, ils se dirigent invariablement vers le même pôle de cet appareil. Cette dénomination répond à celle de corps électro-positifs absolus. Les combustibles relatifs se combinent entre eux et avec les autres corps en rapports définis, et ainsi par des liens chimiques. Ils opèrent ou éprouvent le déplacement du calorique suivant qu'ils se combinent avec des corps plus combustibles ou plus comburens qu'eux. C'est de la propriété de réagir tantôt comme combustible et tantôt comme comburent, mais d'une manière plus prononcée en la première qualité, que le nom de combustible relatif leur est venu. Lors de la désunion de leurs composés par la pile galvanique ils se transportent vers l'un ou vers l'autre pôle de cet appareil suivant que le corps auquel ils sont unis les surpasse en force combustible

ou en force comburante. Leur nom répond à celui d'électro-relatif. L'oxygène seul possède la propriété comburante absolue et se dirige invariablement vers le pôle opposé de celui que vont joindre les combustibles absolus. Il ne déplace du calorique d'avec aucun autre corps, mais tous les autres corps en déplacent d'avec lui. La dénomination de combustible absolu est synonyme de celle d'électro-positif absolu. Trois corps sont des comburens relatifs : ce sont le chlore, le brome et l'iode ; un quatrième n'a point d'existence combinée ; c'est le fluor fictif. Ils ne peuvent être combustibles qu'à l'égard de l'oxygène ; ils le sont les uns à l'égard des autres, et les deux derniers à l'égard du premier, ce qui les différencie des combustibles relatifs. Les corps relatifs contiennent tous un combustible, puisqu'ils en font fonction vis-à-vis de corps moins combustibles qu'eux, et ils contiennent de l'oxygène ou le représentant de ce principe, puisqu'ils contractent des engagements avec les combustibles absolus, ce que nous avons vu que ces combustibles ne peuvent faire avec leurs pareils. On peut les désigner sous le nom d'électro-relatifs que portent déjà les combustibles relatifs. L'oxygène ou son représentant, par son union avec un combustible absolu, change le caractère de celui-ci en caractère de combustible relatif ; il en est de même pour le comburent absolu lorsqu'il entre en combinaison avec un combustible absolu ou relatif. Les matières comburante et combustible relatives consistent nécessairement en oxygène, en combustible et en calorique.

DU CALORIQUE CHIMIQUEMENT ENGAGÉ.

Nous avons précédemment dit que le calorique est la matière grave du soleil et nous avons fait voir que cette matière différemment modifiée constitue la lumière, l'électricité et la chaleur. Sous la seconde de ces formes et à l'état d'explosion d'un point où elle est en excès vers un point où elle est en défaut, elle se combine aisément avec la matière comburante terrestre, qu'elle enlève à son engagement avec la matière combustible également terrestre. L'union que de cette manière elle contracte est chimique et ne peut être rompue que par un combustible qui prend sa place près de la matière comburante. Cette matière ne saurait se trouver hors de saturation, soit par le calorique seul, soit par le calorique et un combustible en même temps. C'est le cas de tous les corps dans lesquels l'oxygène ou son représentant est engagé avec un combustible. Il n'existe point d'exemple d'un combustible qui soit engagé avec un comburent sous exclusion totale du calorique; c'est en l'abandon que fait la matière comburante pour prendre à sa place de la matière combustible, absolue ou relative, que consiste la combinaison chimique ou l'opération d'où résultent les composés. La substitution du calorique à la matière combustible produit les décompositions; celle d'un combustible plus fort à un combustible plus faible et encore à du calorique, donne lieu aux changemens de composition. En raison de l'inconstituabilité de la matière comburante hors de sa-

turation complète par du calorique ou par de la matière combustible, l'un des deux ne saurait prendre la place de l'autre sans être inamoviblement retenu, et obligé de rester en combinaison jusqu'à ce que d'autre calorique le remplace, ou qu'un combustible plus énergique lui soit substitué. L'énergie d'un combustible s'estime d'après la quantité de calorique qu'il déplace d'avec un comburent; celle d'un comburent, d'après la quantité de calorique qu'il cède en échange d'un combustible. Par matière comburante, on doit entendre l'excipient du calorique exempt de combinaison avec celui-ci. Pour pouvoir détruire une combinaison chimique, le calorique doit se trouver à l'état incandescent ou, comme nous l'avons déjà dit, à celui de fluide électrique. Les engagements que la chaleur obscure peut rompre rentrent dans le domaine de ceux qui existent par affinité physique : un déplacement de chaleur a lieu comme dans les combinaisons chimiques, mais le composé ne change pas tellement de nature qu'on ne puisse reconnoître ses constituans d'après leurs caractères physiques. Il est une autre espèce de combinaison, laquelle est encore moins chimique que toutes les autres et, qu'à bon droit, on pourrait nommer anti-chimique; c'est celle d'où résultent les solutions : elle se fait sous adjonction et non avec distraction de calorique. Le calorique ajouté n'y manifeste sa présence que par ses effets, lesquels sont de détruire un engagement physique précédemment établi : le calorique de solution remplace près du comburent la portion

de cet agent que l'engagement physique lui avait fait perdre, et la solution, sous le rapport de ses constituans, se trouve dans le cas comme si aucun engagement n'avait eu lieu. L'activité chimique est née dès l'instant que la matière grave du soleil s'est immiscée dans la matière grave de la terre, et a séparé son principe de combustion d'avec son principe de combustion, ou s'est interposée entre les deux avec séparation partielle du dernier. Dans cette réaction elle s'est engagée avec son excipient naturel, qui est la matière comburante, qu'elle a saturée et que temporairement elle a éteinte dans sa tendance à la combinaison. Nous avons vu que le calorique adhère aux corps qu'il dilate et que dans cette dilatation, qui doit être soutenue par une certaine température, une partie de sa matière peut bien être paralysée dans son activité comme chaleur. Le calorique de la dilatation des gaz, lequel se cache pour produire cet effet, nous autorise à croire qu'il en est de même dans la dilatation des corps solides et liquides ; nous avons aussi vu que le calorique se cache pour constituer les états liquide et gazeux des corps : cet effet doit également être maintenu par une température donnée et qui varie pour chaque corps. Ces engagements sont rompus par une baisse appropriée de la température, laquelle baisse fait aussi cesser les engagements par solution ; cependant les combinaisons physiques de la chaleur ne sont point subordonnées au froid, mais un excès de chaleur peut les faire

cesser. Cette chaleur ne doit pas être lumineuse. Il est un engagement du calorique dans lequel celui-ci est latent malgré qu'il n'existe point en vertu d'un changement de la forme du corps ni en substitution à un combustible, c'est celui qui s'associe à la dilatation mécaniquement augmentée d'un gaz ou d'une vapeur. Le réfolement le désengage comme l'aspiration l'avait engagé. Le calorique est pour la saturation de la matière comburante l'équivalent de la matière combustible, comme, pour la même saturation, la matière combustible est l'équivalent du calorique. C'est toujours par rapports entiers, mais pas égaux, que le calorique s'engage et se désengage; le nombre change d'après l'énergie du combustible par lequel il a été déplacé d'avec le comburent ou que lui-même actuellement en déplace.

DE L'OXYGENE.

L'oxygène est le comburent absolu unique dont nous avons parlé et qu'on peut supposer être la source de toute propriété comburante comme l'agent de toute combustion. Aucun autre corps que lui et les corps relatifs dont un des constituans, si ce n'est pas lui, le représente, n'est susceptible de se combiner chimiquement avec le calorique. Il est saturé de calorique seul dans le gaz de son nom. Dans tous les autres corps, l'oxygène ou son représentant, qu'il est impossible de définir, mais qui se manifeste par des propriétés parfaitement identiques avec celles de

l'oxygène, il est uni à du calorique et à de la matière combustible, lesquels se proportionnent entre eux pour sa saturation. Nous considérons ici l'oxygène comme l'excipient du calorique et comme libre de combinaison avec cet agent. Dans son état de saturation par le calorique, il est gazeux. Son expansion ne provient pas du calorique qui lui est chimiquement uni, car le calorique ne saurait remplir deux fonctions à la fois, savoir, celle de gazéifier et celle autre de saturer, étant dans l'exercice de cette dernière fonction totalement enchaîné dans son pouvoir d'échauffer et de dilater. Déjà le calorique de la forme des corps ne fait qu'établir cette forme, et les 75° de chaleur qui s'engagent pour liquifier la glace, n'augmentent en rien les dimensions de l'eau : leur fonction est de déterminer l'état liquide de l'eau et ne va pas au-delà. Il peut avoir du calorique latent qui le gazéifie et que, par un réfolement vif, on en exprime sous la forme de chaleur et de lumière. Malgré sa saturation pleine et entière par le calorique, son expansion proportionnelle est de la moitié moindre de celle des autres gaz réputés simples, et des trois quarts moindre de celle de plusieurs gaz composés. Le poids de son rapport et ce qu'on nomme sa valeur stœchiométrique est 8. Huit grains d'oxygène en poids médicinal de Nuremberg remplissent un espace égal à 20 pouces cubes du pied duodecimal du Rhin.

Comme saturé de calorique, l'oxygène oppose à peine quelque résistance au passage de la lumière, qu'aucun autre corps transparent ne refracte moins que lui.

L'oxygène se combine avec tous les corps élémentaires que nous avons ci-dessus énumérés et avec plusieurs de leurs composés, dans lesquels nécessairement lui ou son représentant est déjà compris. La cause de la combinaison étant le déplacement du calorique par un combustible et aucune autre matière ne pouvant s'engager chimiquement avec le calorique, il s'ensuit que l'oxygène, son représentant ou l'un de leurs composés doivent intervenir dans toutes les réactions où des affinités chimiques sont mises en jeu.

L'oxygène n'est un corps simple qu'en ce qu'il n'est pas engagé avec une autre matière terrestre, mais sa combinaison avec la matière solaire lui assigne un rang parmi les corps composés.

L'oxygène est contenu sous sa forme la plus simple dans l'air atmosphérique. Il y est joint à un combustible relatif gazeux nommé azote, dont la proportion est telle que, s'il n'est pas combiné avec lui, les deux ne s'en trouvent pas moins dans le rapport le plus rigoureux pour former un composé. Ce rapport, d'après les volumes, est de 2 d'oxygène et de 8 d'azote et, d'après les poids, de 8 du premier et de 28 du dernier. Symbole O.

DE L'HYDROGÈNE.

Nous avons placé l'hydrogène après l'oxygène afin de ne pas le distraire des métaux auxquels par sa qualité de combustible absolu il appartient.

L'hydrogène est sous forme de gaz. Cette forme ne peut pas dépendre de calorique combiné, qu'il

ne contient pas. Nous venons de dire, pour la seconde fois, que c'est un combustible absolu. Sous le même volume, il pèse 16 fois moins que l'oxygène. Sa capacité pour contenir le calorique surpasse aussi 16 fois celle de l'oxygène, et la force réfringente qu'il exerce sur la lumière est 8 fois plus forte que celle du même oxygène. Cette dernière différence est inversement en rapport avec les nombres qui représentent les mêmes corps, celui de l'hydrogène étant 1, tandis qu'on a vu que le nombre de l'oxygène est 8. La première est en rapport direct avec son poids comparé à celui de l'oxygène. L'expansion proportionnelle de l'hydrogène est égale à 4; elle est ainsi double de celle de l'oxygène. Seul il sature les corps relatifs et l'oxygène par toute sa masse, et jouit, d'après cela, de la plus grande capacité de combinaison connue. Cette qualité et le bas nombre de représentation qui en est résulté, ont fait adopter le poids de l'hydrogène pour unité dans l'estimation de la valeur stoechiométrique des autres corps, et son volume proportionnel a, en même temps, servi de terme de comparaison pour ceux des autres gaz et vapeurs simples et composés. Ce volume est celui de tous les gaz et vapeurs simples autres que l'oxygène, qui seul a un volume de la moitié plus petit que lui. Un grain d'hydrogène occupe un espace de 40 pouces cubes, poids et mesures précédemment dits.

L'hydrogène en se combinant avec l'oxygène en déplace une quantité de calorique dont la faculté de saturation par rapport à l'oxygène est

équivalente à la sienne : elle répond à 1 d'hydrogène sur 8 d'oxygène, l'un et l'autre en poids. De cette combinaison résulte l'eau, dans laquelle, d'après l'expansion proportionnelle de sa vapeur, 2 volumes d'oxygène sont condensés par 4 volumes d'hydrogène ou, si l'on veut, sont élevés à l'expansion de celui-ci, mais en perdant leur propre volume. Six volumes sont réduits à 4 : cette loi de condensation est applicable à tous les cas où un gaz en volume simple est combiné avec un gaz en volume double. D'après la composition de l'eau, l'énergie de saturation que le calorique exerce sur l'oxygène est 7 fois plus puissante que celle de l'hydrogène. L'eau à 0° doit perdre 75° de chaleur pour se consolider en glace à 0°. Pour se transformer en vapeur, elle s'associe 100° de chaleur libre qui forment sa température, et 50° de chaleur cachée, qui la soutiennent à l'état de vapeur. L'aspiration de la vapeur d'eau rend latent en tout ou en partie le calorique de sa température, et fait condenser en eau une partie correspondante de vapeur ; d'un autre côté, le réchauffement la prive d'une partie de son calorique caché dont l'eau devient également liquide. C'est de ce double moyen que se sert la nature pour exciter dans l'air un refroidissement spontané, qu'accompagne une déposition d'eau, et un échauffement spontané, qui est suivi d'une chute d'eau.

L'hydrogène se dégageant de sa formation actuelle par l'orifice d'un tube effilé et étant enflammé au contact de l'air, brûle avec une flamme pâle faible. Si, après que le tube à acquis quelque

échauffement on éteint la flamme par le souffle de la bouche, le gaz reprend feu après qu'on a cessé de souffler. Sa réinflammation a lieu par un effet pyrophorique : le verre, par sa tendance à rougir, attire le calorique de l'oxygène de l'air pendant que, de son côté, l'hydrogène tâche de s'approprier l'oxygène pour former de l'eau. Le tranchant et les pointes que présente au calorique le verre du tube favorisent beaucoup sa soustraction à l'oxygène : une affinité double est mise en jeu. Si l'air n'était pas un excipient négatif du calorique et un non-conducteur absolu de cet agent, il produirait le même effet que le verre, car, pour l'hydrogène, il ne s'agit que de trouver une voie par laquelle puisse être éconduit le calorique qu'il doit déplacer d'avec l'oxygène pour pouvoir s'y unir ; c'est là un autre bienfait que la non-conduction du calorique par l'air procure, et sans lequel la plupart des corps pourraient s'enflammer à son contact, et jusqu'au charbon, qui est si peu inflammable. Le mécanisme est le même pour tous les autres corps qui sont dans le cas de s'enflammer spontanément à l'air, lesquels corps sont autant de pyrophores. En tenant au-dessus de la flamme de l'hydrogène une cloche en verre, on voit une obduction d'eau en couvrir intérieurement les parois ; c'est l'eau qui vient d'être formée. Mêlé-t-on 2 mesures d'oxygène avec 4 mesures d'hydrogène, ce qui, en poids, répond à 8 du premier et 1 du dernier et à rapports égaux des deux, on a un gaz qui par l'inflammation détonne intensement. L'expansion subite

et large de l'eau, qui est rouge de feu au moment où elle se forme, est cause de la détonation : il se développe peu de lumière. Substitue-t-on 10 mesures d'air atmosphérique à 2 mesures d'oxygène et met-on également le feu au mélange, la lumière est vive, et, en revanche, le bruit faible : on peut supposer que l'azote devient incandescent. Le mélange d'oxygène et d'hydrogène peut brûler sans détonner, pourvu que sa combustion se fasse à une distance convenable de la source d'où il émane et de manière à ce que sa masse ne soit pas enflammée. C'est le cas de l'appareil de fusion et de réduction qu'on nomme chalumeau de Neumann.

L'eau n'est pas le seul degré d'oxidation que possède l'hydrogène. Nous verrons plus loin qu'il a un demi-oxide, l'eau étant considérée comme oxidule, lequel toutefois devrait se former de 2 rapports d'hydrogène sur 1 d'oxygène, et un demi-sous-oxidule, mais qui n'existent que combinés avec d'autres corps. L'eau a un suroxyde, qu'improprement on a nommé second oxide (deutoxyde), mais qui existe par adhérence forcée d'un rapport d'oxygène à un rapport d'eau : c'est un engagement par solution et dans lequel l'oxygène se trouve avec un excès de calorique à sa saturation complète par cet agent. Un second oxide d'hydrogène, loin d'être décomposable jusques par des corps qui se mouillent activement par l'eau, ne serait pas décomposé par une chaleur, même rouge. L'oxide d'eau par solution est liquide ; il est volatil à la température ordinaire. Une

chaleur plus élevée le partage en eau simple et en oxygène. Sa décomposition par des intermédiaires qui ne fixent point l'oxygène met en dégagement de la lumière et de la chaleur. Sa saveur est âpre et amère. Nous donnerons sa préparation à l'article du corps par l'intermédiaire duquel il est obtenu. De l'eau hemisurproportionnée d'oxygène et à l'état de gaz permanent paraît se trouver dans l'air. L'union n'existe pas par solution, mais en remplacement de calorique dont tout prouve que l'oxygène de l'air porte en soi un défaut à sa saturation complète par cet agent : la vapeur d'eau le plus souvent, et l'azote quelquefois, lui tiennent lieu de ce calorique. L'oxygène de l'eau que décompose l'activité solaire dans le parenchyme des feuilles et par l'intermédiaire de ce parenchyme, se dégage uni à de la vapeur d'eau.

L'eau se combine en qualité de comburent avec les corps dont l'oxygène est moins pourvu de calorique que le sien, et en qualité de combustible, avec ceux dont l'oxygène est plus pourvu du même agent que le sien. Tous ces engagements se font en des rapports définis, et plusieurs parmi elles ne sont pas destructibles par le feu. L'eau ne s'engage qu'avec les corps qui contiennent de l'oxygène amovible et avec lequel son oxygène propre puisse se mettre en rapport par l'égal de son poids ou par un multiple, presque toujours en nombre entier, de ce poids.

L'eau conduit l'électricité à sa surface et la reçoit par diffusion dans sa masse. L'activité électrique, surtout celle développée par la pile, resout

l'eau en ses constituans. L'électricité comme calorique se met à la place de l'hydrogène et ce principe ainsi que l'oxigène se rendent respectivement aux pôles par lesquels ils sont perpétuellement attirés. L'oxigène, qui fixe sa part de l'explosion électrique, devient négatif, et l'hydrogène, qui prend la sienne en charge, devient positif. Cela fait que les deux se dirigent vers le pôle auquel leur état électrique actuel est opposé. Une résolution pareille de l'eau en ses principes accompagne la décomposition de tous les autres corps par le même appareil. L'eau ne conduit pas la chaleur : l'équilibre de température s'y établit par le mélange de particules différemment chaudes ou différemment froides, qui ont pris de la chaleur au contact de corps solides plus chauds, ou ont transmis de leur chaleur au contact des mêmes corps plus froids. A l'état de glace elle conduit la chaleur, ce qui est la cause qu'elle doit être en partie concrète pour pouvoir mettre son calorique au dehors.

De la glace (neige) à 0°, mêlée avec poids égal d'eau à 75°, se fond et ne change pas de température. Il résulte de là que 75° de chaleur sont employés pour convertir la glace en eau. L'engagement doit être soutenu par une température qui ne soit pas au-dessous de 0°. De l'eau à 0°, mêlée avec le cinquième de son poids de vapeur à 100°, élève sa température jusqu'à 100°. Cela prouve que la vapeur d'eau contient 6 fois autant de calorique que l'eau au moment de bouillir. Une température de 100° doit soutenir l'état va-

porisé de l'eau. L'engagement est physique puisqu'il cesse par une baisse de température. Nous avons déjà mentionné cet effet à l'occasion d'avoir parlé du calorique chimique.

Tous les corps capables de décomposer l'eau déplacent nécessairement d'avec l'oxigène plus de calorique que ne peut le faire l'hydrogène.

Le nombre de l'eau est 9. La pesanteur spécifique de sa vapeur est 4 172 ou la moitié de son poids absolu. L'eau sert d'étalon pour mesurer la pesanteur spécifique des autres corps. Son symbole est O. H.

DES MÉTAUX.

Les métaux sont loin les corps les plus nombreux de la nature. Ce sont des combustibles absolus ou des corps qui ne contractent des engagements chimiques qu'avec l'oxigène et les tenant-lieu de ce principe. Ils se refusent à tout engagement avec l'hydrogène, et s'unissent entre eux en des rapports qui n'ont pas besoin d'être définis. Cette union est purement mécanique, car, si seulement elle était physique, elle devrait avoir lieu sous déplacement de chaleur. Les métaux dussent-ils même exclusivement se combiner en des rapports correspondans avec leur nombre, ce de quoi nous venons de dire que l'opposé a lieu, il n'en formeraient pas davantage des combinaisons par engagement chimique, et ce serait seulement une preuve que la matière combustible absolue peut, comme la matière comburante absolue, se mettre en rapport de saturation avec elle-même. Je parle des métaux vrais et non

de certains combustibles relatifs qui n'ont des métaux que le lustre. Les métaux sont opaques; étant polis, ils jouissent de l'éclat qu'on nomme métallique, et alors ils réfléchissent la lumière sous sa forme de rayons. Ils conduisent l'électricité à leur surface et livrent à la chaleur un passage libre par leur masse. Le mercure, quoique par lui-même liquide, et par exception à tous les autres corps ayant cette forme, transmet la chaleur à ses propres parties. Les métaux montrent ainsi une grande indifférence à l'égard du calorique, ce qui n'est pas étonnant pour des corps dépourvus de la matière qui seule peut le retenir. La solution des métaux dans leurs pareils (les plus fusibles dissolvent les moins fusibles) sont nommés alliages; celle par le mercure porte le nom d'amalgame. Presque tous sont susceptibles de cristalliser. Ils diffèrent considérablement entre'eux par leur pesanteur spécifique et par leur capacité de saturation, laquelle détermine leur nombre. Certains sont mous, d'autres sont malléables, des troisièmes sont cassans. Tous sont fusibles, mais à des degrés de chaleur très-différens. Le mercure se fond à 38 sous 0. Quelques-uns sont volatils; le plus grand nombre est fixe au feu. Plusieurs parmi les métaux les plus négatifs cèdent l'oxigène avec lequel ils sont combinés, à du calorique assez tendu pour être rouge. Tous se leissent enlever par l'hydrogène que soutient dans son action le fluide électrique développé par la pile. La fonction de ce fluide est de proportionner de sa substance l'oxigène de l'oxide

au degré de sa conversion en eau par l'hydrogène. Les oxides réductibles au feu contiennent de l'oxigène moins déplacé dans son calorique que ce principe l'est par l'hydrogène.

Quelques métaux décomposent l'eau par eux-mêmes. D'autres ne peuvent à l'eau enlever l'oxigène que sous l'influence d'un second corps. Cette décomposition est souvent l'effet d'une double affinité. Il en est qui dans aucune circonstance ne peuvent produire cet effet. Nous avons déjà dit que certains métaux parmi ceux qu'on nomme négatifs, déterminent la réunion des principes de l'eau en eau; ceux-ci produisent par la soustraction de calorique cette union qui, dans les cas ordinaires, doit être déterminée par l'addition de cet agent. L'effet se rapporte à une action de pyrophore. Certains métaux l'opèrent sur d'autres métaux et sur le premier degré d'oxidation de leur métal propre.

Les métaux ne se combinent à l'état réduit qu'avec l'oxigène ou avec les représentans de ce corps. Pour contracter d'autres combinaisons, ils doivent être préalablement unis avec l'oxigène. La raison en est que dans les combinaisons secondaires le rapport ne s'établit plus entre de l'oxigène et un combustible, mais entre de l'oxigène et d'autre oxigène.

Les métaux placés au pôle positif de la pile y rencontrent l'oxigène avec le même défaut de calorique que lorsque des métaux négatifs lui ont soustrait de ce principe pour en devenir incandescens. La puissance négative de la pile

fait que l'oxygène peut se séparer du combustible sans être completé de calorique pour son état de gaz et cheminer avec ce défaut de calorique jusqu'au pôle où un supplément lui en est fourni sous la forme de fluide électrique.

Les métaux, en s'unissant à l'oxygène et à ceux de ses représentans avec lesquels ils ont de l'affinité, déplacent d'avec ces corps des quantités très-inégales de calorique. Il en est dont l'énergie combustible est même inférieure à celle de l'hydrogène : les oxides de ceux-ci sont reductibles par le feu. Ils sont différens par le nombre et la nature des combinaisons qu'ils contractent avec les mêmes corps et surtout avec l'oxygène.

Plusieurs métaux n'ont qu'un seul degré d'oxidation, lequel consiste en rapports égaux de leur substance et d'oxygène. Ils forment les oxides (deutoxides). Ceux qui en ont deux fournissent les oxidules (protoxides), ce qu'ils font par l'adjonction d'un second rapport de métal à leur oxide. La capacité de saturation de celui-ci n'en est pas changée; cela prouve que dans les combinaisons l'oxygène et non le métal règle le rapport. Les oxidules sont, en effet, des oxides plus du métal et non les oxides, des oxidules, plus de l'oxygène. L'emploi que remplit le métal consiste à fixer l'oxygène. Il ne prend aucune part à la saturation. Avec un rapport de métal de plus, les oxides non oxidulables donnent naissance aux sousoxides, et les oxidules, aux sousoxidules. En nommant ces composés hémioxides et hémioxidules, on définirait les rapports; un métal à oxide unique forme avec un second

rapport de métal son sous-oxide, tandis qu'un à deux oxides forme avec un second rapport de métal, son oxidule. Les oxides en se combinant avec les oxidules forment les sesqui-oxidules et donnent lieu à l'oxidulo-oxidation. Les métaux qui n'ont pas de second oxide constituable hors d'engagement n'ont pas d'autre degré d'oxidation. Ils peuvent ultérieurement s'engager sans se décomposer, tandis que les précédens, et aussi ceux qui vont suivre, doivent, à cet effet, se partager, les premiers, en métal et en oxide ou oxidule, et les derniers, en oxigène et en oxide. Les sesqui-oxidules ne sont pas des degrés intermédiaires, mais des combinaisons entre des degrés immédiatement supérieurs et immédiatement inférieurs, les uns et les autres, fictifs ou réellement existans. Il manque un nom pour désigner qu'un métal n'a qu'un seul oxide; celui de monoxide pourrait convenir.

Certains monoxides, non des oxides oxidulables, ont un second proportionnement avec l'oxigène, qui en fait des combinaisons secondaires. On les nomme suroxides, et l'oxigène qui les sature en second rapport est appelé suroxigène. De la combinaison des suroxides avec les oxides naissent les hemi-suroxides, espèces de sels formés d'un seul et même métal. Leur véritable composition est 2 rapports de métal dont l'un avec 2 rapports d'oxigène, et l'autre, avec 1 rapport d'oxigène. Pour plus de clarté dans le langage on doit les nommer oxido-suroxides. Les oxidules ne sont pas susceptibles de suroxidation; le second rapport d'oxigène en fe-

rait des oxides. Les oxides qui prennent un second rapport de métal ne prennent point un second d'oxygène. Quelques suroxides de métaux se proportionnent avec l'oxygène à un degré encore plus avancé, et forment des acides, qui, pour être réputés tels et répondre à la signification de ce nom, doivent être solubles dans l'eau. Beaucoup de suroxides et même des hemi-suroxides ont été pris pour des acides. La combinaison des acides métalliques avec les suroxides de leur métal en fait des sortes d'acides mineurs et de l'espèce de ceux qui devraient avoir un nom spécifique se terminant en *eux*. Ils ont un demi au lieu d'un entier rapport d'oxygène de plus que les suroxides. Ils se combinent avec les oxides de leurs métaux et avec ceux de métaux étrangers; difficilement avec les oxides à cause de la propension de ceux-ci à passer à l'état d'oxide. Les acides métalliques complets, quoique recevant dans leur composition un nombre impair de proportions d'oxygène, n'en demandent pas davantage qu'une proportion d'eau concoure à les maintenir composés. C'est que dans le fait les acides des combustibles relatifs qui demandent cette proportion d'eau contiennent un nombre pair de proportions d'oxygène, lorsqu'on compte pour oxygène le représentant de ce principe. Le cas change toutefois pour les acides des comburens. Dans les combinaisons entre les acides, (nous pourrions aussi dire, les suroxides) et leurs oxides propres ou ceux d'autres métaux, le rapport s'établit avec l'oxi-

gène de l'oxide qui entre dans la composition de l'acide. Ces oxides sont, par conséquent, aux acides de leurs métaux, ce que nous verrons plus tard que le représentant de l'oxigène dans les corps relatifs est aux acides de ceux-ci. Les oxides des métaux, dans leur fonction de radical acidifiable, donnent une idée de ce que doivent être les corps relatifs dans leur relation avec les autres corps lorsqu'ils agissent en représentans de l'oxigène; comme celui-ci, ils règlent le proportionnement, et l'oxigène qui les acidifie n'étend ni ne restreint en rien leur capacité de saturer. C'est d'après leur rapport variant avec l'oxigène que nous avons classé les métaux. Le premier rang est occupé par ceux qui n'ont qu'un seul oxide; suivent ceux qui n'ont pas de second oxide incombéné. Les métaux oxidulables et en même temps oxidables viennent après. A ceux-ci succèdent les hemi-sur-oxidables et les suroxidables; à la suite de ces derniers sont placés les métaux acidifiables, et la série est close par des métaux dont le caractère chimique est encore mal défini. Une exception à la règle a été faite pour les métaux des alcalis et des terres alcalines, lesquels se trouvent parmi les métaux à monoxides, malgré que dans leur nombre il s'en trouve qui soient susceptibles de se suroxyder. Les oxides et les oxidules des métaux se combinent avec l'eau. Avec rapport égal de ce liquide, ils forment des hydrates, dans lesquels l'oxigène de l'eau se met en rapport par poids égal avec l'oxigène de l'oxide, que celui-ci

consiste en 2 rapports ou en 1 rapport de métal sur 1 d'oxygène. Ce nom est impropre en ce qu'il exprime la combinaison d'un acide avec un oxide. L'eau d'ailleurs ne fonctionne pas toujours comme comburent; avec les acides il fait office de combustible et devrait alors fournir au composé son nom spécifique et non son nom générique; le nom hydride, en correspondance avec oxide, serait adaptable aux premiers engagements; celui hydrique, aux seconds. L'eau ne neutralise en aucune de ces deux qualités, car elle n'éteint pas plus la réaction alcaline que celle acide; elle développe, au contraire, les deux. Certains oxides disputent au feu rouge le plus intense la possession de l'eau qui les hydrate, d'autres la laissent échapper à une chaleur obscure. Quelques-uns laissent déplacer en tout ou en partie par un demi rapport ou un rapport entier d'oxygène. Elle ne peut ainsi former des corps portant les mêmes noms que les sels. Plusieurs la cèdent à des moyens qui la font entrer en solution avec sa pareille dont la température soit assez élevée pour lui rendre le calorique que l'oxide en a déplacé. L'oxide d'un tel hydrate reparait anhydre au milieu de l'eau. Il est des oxides qui n'admettent point l'eau. L'état d'hydrate rend plus facile la combinaison des oxides avec d'autres corps. C'est une application du principe que les corps qui sortent actuellement de combinaison ou sont ce qu'on appelle naissans, trouvent plus d'aisance à s'engager. L'effet dépend de ce que, si c'est un comburent qui s'engage, il se présente avec

un déplacement, opéré d'avance, dans son calorique, et, si c'est un combustible, le comburent qui se retire reprend le calorique que le combustible doit déplacer d'avec le comburent qui s'engage pour pouvoir s'y unir : une affinité double détermine alors l'effet.

L'expansion proportionnelle de la vapeur des métaux réduits est égale à 8. Quatre-vingt pouces cubes d'ammoniacon, pesant 9 grains, condensent 20 pouces cubes d'oxigène pour former le gaz qui est l'oxide de ce métal, et dont l'expansion native est également 80, le volume supérieur ne fléchissant sous le volume inférieur que lorsque celui-ci est un combustible relatif. C'est Dumas qui a déterminé l'expansion proportionnelle de la vapeur des métaux. Leur nombre de représentation varie de 7 à 218.

DE L'AMMONIACON.

L'ammoniacon est le métal d'un oxide qui porte le nom d'ammoniaque et d'alcali volatil. Il consiste en hydrogène qui, par l'intermède de l'oxigène s'est uni au combustible réduit de l'azote; cette union n'aurait pu être faite directement, les combustibles, à leur état de réduction, ne s'unissant pas entre eux. Le combustible de l'azote paraît ne pouvoir exister sans son engagement, dans l'azote, avec l'oxigène, et dans le métal de l'ammoniaque, avec l'hydrogène. L'oxidation de ce métal par l'eau régénère l'ammoniaque et procure un dégagement d'hydrogène. On recueille 4 volumes

de celui-ci et 8 volumes de l'autre, ce qui est en correspondance parfaite avec un rapport d'eau dont l'oxygène oxide un rapport de métal. L'ammoniacon est obtenu lorsque, du mercure étant placé au pôle négatif de la pile, son oxide dissous dans l'eau ou l'un de ses sels mouillés d'eau, est réduit par l'hydrogène de ce liquide assisté du fluide de la pile : le métal réduit se joint au mercure et l'amalgame cristallise. Faute de contenir de l'oxygène près duquel le calorique puisse se substituer à l'hydrogène, le métal de l'ammoniaque est d'une composition non moins stable que celle d'aucun autre métal. L'oxygène seul peut le remettre dans la possibilité d'être de nouveau décomposé par la chaleur. Nous verrons ci-après que les métaux des deux autres alcalis se substituent près du tiers de son azote au tiers de son hydrogène. Le métal de l'ammoniaque n'a jusqu'ici pu être mis en isolement, à cause que, dans la tentative qu'on fait pour le séparer du mercure, une portion d'eau qui est restée adhérente à ce métal, le régénère en oxide. Il se gazéifie un mélange d'hydrogène et d'ammoniaque dans le rapport de 4 volumes du premier et 8 de la seconde, ce qui a fait dire que ces gaz, unis en ce rapport, sont ses composans; au moment où les alcalis ont été réduits, nous avons fait la même supposition à l'égard des constituans de leurs métaux. L'hydrogène provient de l'eau dont l'oxygène réoxide le métal. Le mercure, de concret et cristallisé qu'il avait été à l'état d'amalgame, redevient liquide. Pour que la réoxida-

tion puisse se faire, l'amalgame doit être soustrait à l'action représtante de la pile. L'ammoniac nous offre l'exemple de la manière dont, par l'intervention de l'oxygène, un métal a pu être converti en combustible relatif.

L'ammoniaque est l'oxide unique de son métal. Il est composé de 1 rapport d'azote, combustible relatif que nous avons dit faire les quatre cinquièmes du volume de l'air atmosphérique, uni à 3 rapports d'hydrogène en substitution à une quantité de calorique équivalente en force de saturation. L'ammoniaque naît d'eau qui partage ses constituans entre rapports égaux d'azote et de carbone existans en union et dont le premier prend l'hydrogène et, le second, l'oxygène. Trois rapports d'eau éprouvent la décomposition. Elle est aussi produite d'hydrogène qui devient naissant au contact de l'azote, et d'azote qui devient naissant au contact de l'hydrogène. La décomposition des substances animales effectuée spontanément ou provoquée par la chaleur est la source d'où presque toute l'ammoniaque dérive. Dans sa décomposition par un fil de métal incandescent, auquel l'azote enlève le calorique, elle se résout en ses constituans immédiats et sans passer par des degrés de saturation intermédiaires, ce qui autorise à croire que l'azote ne contracte point d'autre engagement avec l'hydrogène.

A 10' de chaleur et sous une pression de 2 176 atmosphères, le gaz ammoniacal se condense en liquide. A ce même froid, la condensation du gaz en liquide a lieu sans qu'il soit besoin de l'aider par la compression.

Quatre rapports d'eau absorbent un rapport de gaz ammoniacal, et donnent lieu à l'eau alcaline qu'on nomme ammoniacque liquide absolue. Cette ammoniacque liquide, au même degré de froid auquel le gaz se condense sans devoir être comprimé, dépose des cristaux d'hydrate ou se concrète en une masse gélatiniforme mi-opaque, suivant que le froid est lentement ou brusquement appliqué.

Le mélange de huit mesures de gaz ammoniacal et de 6 mesures de gaz oxigène, étant traversé par l'étincelle électrique, donne lieu à une détonation : trois rapports d'eau sont formés et 1 rapport d'azote est rendu libre. Cette analyse contrôle parfaitement la composition de l'ammoniacque que nous avons indiquée.

L'expansion gazeuse de l'ammoniacon est 8. Celle de son oxide est également 8; les 2 volumes de l'oxigène sont comprimés sous les 8 du métal. Il est représenté par 9, son oxide par 17. Le signe d'exhibition est, pour l'un, *Am.*, et, pour l'autre, *O. Am.*

DU POTASSION.

Métal d'un oxide soluble dans l'eau et que vulgairement on nomme potasse. Il est contenu dans les cendres des plantes, d'où lui est venu le nom d'alcali végétal. Le métal est volatil. Il est blanc et à beaucoup d'éclat. A 10' de chaleur il est malléable; à 13°, il est mou et, à 55°, il est liquide. A une chaleur faiblement rouge, il bout et se

réduit en vapeur. Cette vapeur a une belle couleur verte. A 0° chaleur, il est cassant et cristallin. Il est de 1710° plus léger que l'eau. Sa volatilité notable, jointe à sa facile fusion, fait que le potassion est plus aisément reductible que des métaux qui sont beaucoup moins puissans que lui. L'oxide de potassion a d'abord été réduit par le pouvoir desoxidant de la pile, et ensuite par l'hydrogène que sépare de l'eau qui l'hydrate, le fer incandescent, cet hydrogène étant aidé par la chaleur rouge, à proportionner l'oxigène de l'alcali au degré de sa conversibilité en eau : la réduction devient facile dès l'instant que l'oxide est mis à nu. L'eau régénérée est ensuite décomposée par le fer. Le potassion se soustrait par la volatilisation à la réaction qu'à froid l'oxigène fixé dans le fer ne manquerait pas d'exercer sur lui. On a des motifs de croire que dans plusieurs circonstances et, entre autres, pendant la combustion du bois, l'oxide de potassion est formé de toutes pièces, sans toutefois que les élémens dont il pourrait se composer nous soient en la moindre chose connus.

Mis à froid en contact avec l'air le potassion s'oxide sans brûler ; à chaud et à un degré voisin de sa volatilisation, il s'oxide en répandant une flamme vive. Néanmoins, étant placé sur l'eau, il suffit de la chaleur que son oxide déplace d'avec ce liquide pour le faire entrer en incandescence rouge et le faire brûler avec une flamme rouge. Lorsqu'au lieu d'eau, c'est du mercure mouillé à sa surface par la vapeur de l'haleine qui le

porte, la combustion est obscure à cause que la chaleur qui devrait élever la température au degré où elle serait lumineuse, est éconduite par le métal; sur la glace il brûle comme sur l'eau, malgré que la glace, partie éconduise et partie fixe la chaleur que l'oxide déplace d'avec l'eau. Du métal broyé avec rapport égal d'eau ou incorporé à rapport égal d'hydrate fondu, donne de l'oxide pur.

L'oxide de potassium est gris : il est difficilement fusible. Il a un sousoxide qui consiste en rapports égaux d'oxide et de métal et qu'on obtient en triturant l'hydrate de l'oxide avec rapport triple de métal, ou en incorporant à chaud à l'oxide rapport égal de métal. Le sousoxide, après qu'il est devenu froid, est gris-bleuâtre; il est brun-rougeâtre aussi longtemps qu'il est chaud. On peut le fondre à une chaleur modérée; garanti de l'air et chauffé au rouge, il se partage en métal, qui se volatilise, et en oxide, qui reste. Il complète son oxidation par les mêmes moyens et sous les mêmes phénomènes que le métal.

Le potassium a un bi-suroxide, un suroxide et un hemi-suroxide ou suroxido-oxide. Le premier est obtenu en chauffant le métal dans un excès de gaz oxigène : il se produit une matière jaune qui supporte une chaleur rouge sans se décomposer et se fond à une chaleur médiocre. La fonte cristallise en refroidissant. Il y a 40 ans, que, sous cette même forme et avec cette même couleur, nous avons obtenu le bi-suroxide de po-

tassion en chauffant au sousrouge de l'hydrate de potasse avec de l'oxide de mercure. L'eau de l'hydrate a été déplacée par l'oxigène et le mercure à été réduit : le bi-suroxide de potassion est une sorte de suroxigénate de ce métal. L'énergie combustible du potassion à l'état d'oxide doit être bien grande pour pouvoir à une chaleur rouge retenir, non un premier, mais un second rapport de suroxigène. Ce suroxigène y est même assez déplacé dans son calorique pour ne pouvoir avec l'hydrogène former de l'eau qu'à chaud et cela sans que des apparences de combustion se manifestent. L'eau le décompose : il suffit de 1 rapport de ce liquide pour expulser 2 rapports d'oxigène. Un demi rapport d'eau déplace 1 $\frac{1}{2}$ d'oxigène : il reste alors du suroxido-hydrate, jaune-pâle, fusible et cristallisable par le refroidissement. Ce même composé est produit lorsqu'à l'air et dans un vase d'argent, l'hydrate de potasse est chauffé au rouge. La deshydratation s'arrête dès l'instant qu'un demi rapport d'eau est déplacé. L'oxigène, comme plus comburant que l'eau et pouvant se prêter à un déplacement de calorique plus considérable que ce liquide, la chasse de ses combinaisons : l'expulsion serait totale si la tendance de la matière chimique à se composer en double ne s'y opposait. Le produit est moins de l'hydrate placé à côté d'oxigénate que de ce dernier engagé avec le premier. Le suroxide simple résulte d'hydrate qu'on chauffe modérément dans une atmosphère d'oxigène : on doit éconduire l'eau. Il est aussi formé par la réaction de l'hy-

drate sur l'oxide de mercure, celui-ci étant mis en rapport double; on chauffe moins que pour le bi-suroxide : l'oxide rouge se transforme en oxidule noir. Le troisième degré de proportionnement du suroxigène avec l'oxide de potassion reste comme produit de la dernière décomposition du salpêtre par le feu. Il consiste en 172 rapport de suroxigène sur 1 rapport d'oxide. Le même oxide se combine en rapports définis avec l'eau. Avec rapport égal de ce liquide, il est fusible au feu et forme l'hydrate, qu'on nomme pierre à cautère. A une chaleur extrême, les deux se volatilisent ensemble, l'oxide suivant l'eau dans sa volatilisation par la feu. Avec 3 rapports d'eau de plus il cristallise; dans cet état il excite avec la neige un froid très intense, et dont la chaleur que fixe l'eau en se séparant de l'alcali fait presque tous les frais.

Le potassion se combine avec l'azote déplacé dans son calorique par l'hydrogène. La combinaison a d'abord lieu entre le métal et l'ammoniaque indécomposée; à chaud, il se forme une matière verdâtre aisément fusible et qui consiste en potassion, azote et ammoniaque, un rapport du premier, un tiers de rapport du second et deux tiers de rapport du troisième. La fonte, en refroidissant, prend une texture cristalline. On trouve que 8 volumes de gaz ammoniacal sont remplacés par 4 volumes d'hydrogène; c'est le tiers de ce que l'ammoniaque contient en ce principe. En traitant la matière verdâtre avec de l'eau, le métal s'oxide et l'ammoniaque, pour le tiers

regénérée et, pour les deux autres tiers, expulsée, reparait dans sa quantité primitive. Cette matière est-elle chauffée au sous-rouge, un tiers de l'ammoniaque se dégage indécomposé et un autre tiers est resous en ses constituans, que nous avons dit être l'azote et l'hydrogène. La portion d'azote qui, en premier lieu, avait renoncé à son hydrogène pour s'unir au métal, reste seule avec celui-ci, formant un bisous-azoture, dans lequel le tiers d'un rapport d'azote doit couvrir de sa substance un rapport entier de métal, puisqu'il empêche les deux tiers du métal d'être volatilisés. Le bisous-azoture est gris-noirâtre; il est infusible et un peu volatil. Un rapport d'eau, par son hydrogène, régénère sur lui le tiers d'un rapport d'ammoniaque et, par son oxygène, il oxide le métal; il n'y a point de séparation des oxides produits, le premier étant retenu par le dernier à la place d'eau.

Le nombre du potassium est 39 1/4; celui de son oxide, 47 1/4. Les signes sont Po., O. Po.

DU SODION.

Le sodion, troisième métal alcalin, a les plus grands rapports avec le potassium. Il tient, après lui, le premier rang en énergie combustible; la manière de procéder à la réduction de son oxide est la même. Il est toutefois moins volatil, et demande pour son ramollissement et sa fusion un degré plus élevé de chaleur, savoir, 50° pour le premier effet et 90°, pour le second. A 0°

chaleur, il est assez tenace pour se laisser réduire en feuilles minces. Outre un oxide, il a un sous-oxide et un hemi-suroxide, ou un suroxi-do-oxide; de plus, un oxigèno-hydrate. Son hydrate simple n'est pas plus decomposable au feu que celui de potassion. Il cristallise avec une quantité d'eau dont le nombre des rapports n'a pas encore été exactement déterminé, mais qu'on suppose être de 3 rapports, outre le rapport qui l'hydrate.

L'oxide de sodion se met avec l'oxide de potassion en possession commune d'un rapport d'eau ou d'un d'oxigène. La fonte a une cassure cristalline.

L'oxide de sodion est rencontré natif dans un minéral analogue à celui que nous avons dit contenir l'oxide de potassion. La cendre de beaucoup de plantes marines le contient en engagement avec l'acide du charbon. Cette cendre porte le nom de soude brute. L'origine fossile de la soude lui a fait donner le nom d'alcali minéral. Le sel marin contient son métal uni au comburent relatif qu'on nomme chlore.

Le nombre du sodion est 24. Celui de son oxide, 32. L'un est figuré par *So.*, l'autre, par *O. So.*

DU BARION.

Le barion est le métal d'une terre alcaline qui porte le nom de baryte, terre pesante. On trouve cette terre minéralisée par deux différens acides dans les fossiles connus sous les noms de spath pesant et de witherite. Les terres alcalines sont dis-

tinctes des alcalis en ce que parmi elles il s'en trouve une qui est insoluble et une autre qui est peu soluble dans l'eau et que toutes ont un plus ou moins grand nombre de sels et de sous-sels insolubles dans ce liquide, ce que n'ont point les vrais alcalis. Le barion et son oxide tiennent après les alcalis le premier rang en énergie combustible. Le métal a l'éclat et la blancheur de l'argent; il est légèrement malléable, et se fond avant de rougir. On l'obtient en décomposant l'oxide au moyen du potassion, et aussi en faisant réagir le fluide de la pile sur l'hydrate humecté d'eau et mis en rapport avec du mercure qui prolonge le pôle négatif. Le barion s'oxide lentement à l'air, rapidement par l'eau. L'oxide est blanc-grisâtre. Arrosé d'eau, il se délite et tombe en poussière blanche fine; cette poussière est l'hydrate de barion, composé de rapports égaux d'eau et d'oxide. Il se fond à une chaleur rouge intense sans rien laisser échapper de son eau. Cet hydrate est soluble dans deux parties d'eau bouillante et 20 parties d'eau froide, et cristallise de la première solution, en retenant, sur 1 rapport d'oxide, 10 rapports d'eau.

Le barion a un suroxyde qu'il forme avec rapport égal de suroxygène. On l'obtient en faisant circuler de l'oxygène à travers d'oxide anhydre chauffé au rouge dans un tube de porcelaine : l'oxide en devenant suroxyde ne change pas beaucoup de couleur; on peut faire rougir le suroxyde sans risquer de le décomposer. Réduit en poudre et humecté d'eau, il se tuméfie, se délite et devient

d'un blanc de neige. Dans cet état il forme de l'hydrate à l'eau duquel reste attaché le suroxygène. Il ne s'excite pas de chaleur, le suroxygène pour pouvoir s'unir à l'eau, n'ayant pas trop de tout le calorique que l'oxide déplace d'avec ce liquide; cette quantité est très considérable : cet engagement constitue l'eau oxigenée. On isole cette eau en lui enlevant la baryte par des moyens qui seront plus tard indiqués. L'oxigenohydrate de baryte est obtenu cristallisé lorsqu'on verse l'eau oxigenée dans de l'eau de cette terre. Le suroxygène est si faiblement retenu dans ce composé, qu'il suffit pour l'en séparer de l'action gazeifiante qu'exerce le vide.

La baryte et les autres terres alcalines solubles dans l'eau verdissent les couleurs bleues végétales à la manière des vrais alcalis.

Le nombre du barion est 68; celui de son oxide 76; les signes sont *Ba.* et *O. Ba.*

DU STRONTION.

Métal d'une autre terre alcaline et qui possède avec la baryte des rapports analogues à ceux qui existent entre la potasse et la soude : on la nomme strontiane. Les mêmes acides que ceux qui minéralisent la baryte, minéralisent celle-ci dans les fossiles appelés coelestine et strontiane. Le strontion ressemble au barion; il est obtenu de la même manière. Le strontion diffère du barion par sa capacité de saturation, qui est d'un tiers plus élevée, et par la couleur rouge pourpre dont

est teinte la flamme des corps que la solution de ses sels impregne.

L'oxide de strontion est blanc-grisâtre ; on ne lui connoît pas de sousoxide ni de suroxide. Il a un oxigenohydrate, qu'on ne peut obtenir directement, mais qui se forme lorsque par de l'eau oxigenée on réagit sur de l'eau de strontiane : des cristaux d'oxigenohydrate se déposent. L'hydrate consiste en rapports égaux d'oxide et d'eau ; comme ceux des alcalis fixes et de la baryte, il ne peut être décomposé par la chaleur. L'oxide est soluble dans 2 1/2 parties d'eau bouillante et 60 parties d'eau froide. Il cristallise de la première solution avec 7 rapports d'eau.

Le nombre du strontion est 44 ; celui de son oxide, 52 : Les signes sont Sr. et O. Sr.

DU CALCION.

Le calcion est le métal d'une terre alcaline incomparablement moins soluble dans l'eau que les deux précédentes et que vulgairement on nomme chaux. On rencontre la chaux unie aux deux mêmes acides que ces terres et à un troisième, mais qui est d'origine animale. Le métal est obtenu de la même manière que ceux de baryte et de strontiane ; il est blanc et a beaucoup de lustre ; il s'oxide à l'air avec flamme : son oxide est obtenu en grand par la décomposition au feu du soussel natif qu'il forme avec l'acide du carbone. A un feu intense, il devient phosphorescent par insolation terrestre ; on peut le considérer

comme infusible. Avec rapport égal d'eau, il s'hydrate et se forme en une poudre volumineuse blanche. Une quantité de calorique considérable et qui peut aller jusqu'à l'incandescence lorsqu'on procède avec de grandes masses, est déplacée d'avec l'eau. Cet hydrate est décomposable au feu et il est de lui-même en partie décomposé ou empêché de naître par la chaleur que sa formation développe. Cette décomposabilité de son hydrate distingue la chaux des deux terres alcalines dont nous avons précédemment parlé : elle prouve une moindre énergie combustible. L'hydrate est nommé chaux éteinte en opposition au nom de chaux vive qu'avant son hydratation l'oxide portait. La chaux est d'un quart plus soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude : elle ou son hydrate cristallise d'une solution qu'en vase clos on chauffe lentement et paisiblement ; une partie d'oxide demande pour sa solution froide 500 parties d'eau. L'eau de chaux, étant concentrée dans un appareil distillatoire, dépose également des cristaux ; la chaux cristallise aussi par le rapprochement de son eau dans le vide.

La chaux a un oxigeno-hydrate, qu'on obtient de la même manière que celui de strontiane. L'eau de chaux doit être mêlée par instillation avec l'eau oxigenée, si l'on veut que l'oxigeno-hydrate cristallise ; dans le cas contraire une poudre blanche fine est déposée. Les terres alcalines se distinguent encore des alcalis par l'insolubilité dans l'eau de leurs oxigeno-hydrates. De la chaux vive abandonnée depuis longtemps dans un endroit

obscur humide et où l'air circulait difficilement, s'était délitée en poudre grise. L'eau en dégagait un gaz dans lequel une allumette ayant un point en ignition, éclata à plusieurs reprises en flamme ; c'était de l'oxigénate ou de l'oxigèno-hydrate formé sur de l'hemi-suroxide par l'eau qui s'était substituée au suroxigène sans que celui-ci en fut déplacé : ce pouvait aussi être du bihyponitrite, et le gaz dégagé, de l'oxidule d'azote.

Le nombre du calcion est 20 172 ; celui de son oxide, 28 172. Les signes sont *Ca.* et *O. Ca.*

DU LITHION.

Combustible absolu encore ignoré dans son caractère de métal et dont la lithe est l'oxide ; on l'obtient réduit de son hydrate soumis à l'action de la pile, du mercure reprenant et amalgamant le métal à mesure qu'il est rendu libre.

L'oxide de lithion n'est pas mieux connu dans ses caractères que le métal qui forme sa base. Il a un hydrate fusible au feu et dont la fonte, en refroidissant, prend une texture cristalline. Il est très peu soluble dans l'eau. Cette circonstance jointe à sa non-saturabilité en entier par l'acide du carbone et à l'insolubilité de sa demi-saturation par cet acide, nous ont fait transférer la lithe de la classe des alcalis dans celle des terres alcalines.

Le nombre du lithion semble être 7 ; celui de son, oxide 13 ; ce serait, d'après cela, le seul métal dont la capacité de saturation surpassât celle de l'oxigène. Les signes sont *Li.* et *O. Li.*

DU MAGNESION.

Métal d'une terre alcaline appelée magnésie et qui a pour caractère particulier d'être à peine soluble dans l'eau. Le métal est peu connu dans ses propriétés, ne pouvant que difficilement être séparé d'avec le mercure qui lui a servi d'excipient. On sait seulement qu'il est gris-foncé, difficile à fondre, et qu'à l'air il brûle avec une flamme rouge; il est lentement oxidé par l'eau. Son oxide est blanc et léger; l'hydrate que l'oxide forme avec rapport égal d'eau est décomposable au feu. La magnésie déplace à peine un peu de calorique d'avec l'eau à laquelle elle s'unit. L'hydrate de magnésie se trouve cristallisé dans la nature.

Le nombre qui représente le magnésion est 12; celui qui représente son oxide, 20. Les signes sont *Mg.* et *O. Mg.*

DE L'ARGENT.

Métal blanc, très-brillant, inaltérable à l'air et dont l'oxide est réductible par le feu. On le rencontre dans la nature à l'état réduit et cristallisé, et aussi allié à d'autres métaux. Il est très ductile. Il fond à 540° de chaleur et cristallise en refroidissant. Il a un seul oxide, qui est gris-brunâtre et dans lequel l'oxigène est fortement proportionné de calorique. Cet oxide, encore humide de sa préparation, étant traité avec de l'eau ammoniacale, enlève à cette eau le tiers

d'un rapport d'alcali par chaque rapport de sa matière, et fonce considérablement en couleur : l'hydrogène de l'ammoniaque se proportionne avec l'oxygène de l'oxide pour former de l'eau, mais l'engagement est incomplet, l'un principe de l'eau restant attaché à l'azote, et l'autre, au métal. La compression et l'échauffement, lesquels augmentent le ressort du calorique, achèvent la combinaison; de la vapeur d'eau, rouge de feu, est mise en expansion, et de l'azote est rendu libre; le métal est en même temps rednit: une détonation, que le moindre attouchement fait à la matière sèche détermine, est entendue; c'est du bi-sur-argentide d'ammoniaque qui est formé, si tant est que l'oxide d'argent se proportionne avec l'ammoniaque et non avec l'hydrogène de celle-ci. Pour que le composé fut de l'ammoniure, il faudrait que l'ammoniaque y fonctionnât en qualité de comburent et, non, comme elle le fait, en qualité de combustible. Le nom vulgaire du composé est argent fulminant. Le liquide où s'est fait la préparation tient dissous un autre composé lequel consiste en rapports égaux d'argent et d'ammoniaque et peut ainsi être considéré comme un argentide vrai et neutre. A la chaleur de l'évaporation qu'on fait subir au liquide les deux tiers de l'ammoniaque se dégagent et un composé pareil au précédent et dans lequel la chaleur a rapproché les principes de l'eau cristallise. Il suffit qu'une parcelle de ces cristaux et lors même qu'elle est encore couverte d'eau, soit touchée avec un corps dur pour qu'aussitôt elle fasse explosion.

L'argent a un hémisuroxide lequel se dépose sur le fil positif d'une pile à l'aide de laquelle on décompose son nitrate fortement dilué d'eau. L'oxygène de l'eau qui est décomposée et qui se rend au pôle positif, au lieu de se gazéifier, se combine avec l'oxide. Cet hémisuroxide n'a pas été analysé, mais j'infère sa composition de ce que par chaque rapport d'autre matière que la pile desunit, un demi rapport d'eau est résout en ses constituans. Il est sous la forme de cristaux brillans et opaques.

Le nombre de l'argent est 108; celui de son oxide, 116. Les signes sont *Ag.* et *O. Ag.*

DU ZINC.

Le zinc est un métal très dur, cassant et légèrement ductile. A un peu au-dessus de 100° il est malléable et se laisse étendre en plaques minces. Il est blanc-bleuâtre, très brillant et cristallisé. Il se fond à 370° et, à une chaleur d'incandescence blanche, il se volatilise. On le rencontre minéralisé par le soufre dans la blende et, par le second acide du carbone, dans la pierre calaminaire.

Laisseé en contact avec l'air le zinc se couvre d'un enduit grisâtre, qui est son sousoxide. L'eau de l'air est décomposée; son oxygène se combine en sousrapport avec le métal, et son hydrogène est de nouveau formé en eau par l'oxygène de l'air. En vase clos l'eau ne le sousoxide pas à froid, ce qui prouve que la sousoxidation du zinc est

l'effet d'une double affinité. Le sousoxide de zinc ne peut, sans le secours de la chaleur, être partagé en oxide repris par un corps moins combustible que lui, et en métal laissé incombéné. Le calorique que le métal tenait déplacé d'avec l'oxide est à restituer à celui-ci. Les combustibles plus forts et tels que les alcalis, qui reprennent l'oxide avec son défaut de calorique et tiennent à son oxigène lieu de cet agent, produisent l'effet à froid. Chauffé à l'air jusqu'au rouge-blanc, le zinc brûle avec une flamme blanche. Le produit de cette combustion est un corps floconneux blanc d'une légèreté extrême et qui, retiré du vase où il est formé, persiste dans son état d'ignition pendant un temps très-long. Les chimistes hollandais ont observé un semblable effet à l'égard de beaucoup d'autres oxides de métaux qu'ils ont chauffés au rouge et ont ensuite laissé refroidir : le calorique en se retirant de l'oxigène près duquel le métal rentre en possession non partagée, fait rougir l'oxide; l'effet est en rapport avec le changement de couleur que les oxides des métaux subissent au feu. Le corps blanc en question est l'oxide unique du zinc. Cet oxide est soluble dans les alcalis; il a un hydrate simple blanc et un oxigène-hydrate ayant la même couleur. On obtient ce dernier en substituant de l'eau oxigenée à l'eau simple du premier. L'oxide de zinc est précipité à l'état réduit, de ses dissolutions salines par son propre métal. L'oxide converti en sousoxide se détache momentanément du sel, mais, en raison du dissolvant de l'oxide qui est en même

temps desengagé, il ne tarde pas à être resous en oxide, repris en solution, et en métal restant libre. Les sels des métaux qui n'ont pas de sous-oxide n'éprouvent pas le même effet.

Le nombre du zinc est 32 1/4; celui de son oxide, 40 1/4. Les signes sont *Zn.* et *O. Zn.*

DU CADMION.

Métal nouveau qui a été trouvé dans plusieurs minerais de zinc de la Silesie. Il a la couleur et l'éclat de l'étain, avec lequel il a de grands rapports. Il est mou, flexible, malléable et ductile. Il se fond aisément. Sa fonte, en refroidissant, cristallise. A une chaleur élevée il se réduit en vapeur. Sa cassure est fibreuse. Il tâche les doigts en noir. A froid il ne s'oxide pas à l'air; à chaud, il s'y enflamme et repand une fumée jaune-brunâtre, laquelle se condense en un oxide jaune. Oxydé par la volatilisation lente de son métal et dans un vase vers lequel l'air n'a pas un accès libre, il se forme en cristaux opaques et de couleur purpurine. L'oxide de cadmion a un hydrate blanc; il est soluble dans l'ammoniaque liquide.

Le nombre du cadmion est 56; celui de son oxide, 64. Les signes sont *Cd.* et *O. Cd.*

DU BISMUTH.

Métal qu'on trouve presque toujours à l'état natif. Il a une couleur blanche avec un reflet rouge, et jouit de beaucoup d'éclat. Sa texture est fortement cristalline. Il est très cassant. Chauffé

lentement, il se fond à 246°. A une chaleur rouge intense, il se volatilise et peut-être distillé. Les cristaux qu'alors il forme sont différens de ceux du métal fondu. L'air ne l'oxide pas à froid; seulement il s'y couvre d'un enduit de sousoxide. Chauffé au contact de l'air, il s'enflamme et se convertit en oxide. L'oxide de bismuth est jaunepaille; il est fusible au feu. L'alliage du bismuth avec l'argent est aigre.

Le nombre du bismuth est 71; celui de son oxide, 79. Les signes sont *Bi.* et *O. Bi.*

DU PALLADION.

Le palladion est d'un gris-blanc; il est très-malléable et très-difficile à fondre. A froid, l'air n'exerce aucune action sur lui, mais, à chaud, il se couvre d'un enduit bleuâtre qui est du sousoxide. L'oxide de palladion est noir. Avec de l'hydrate de potasse il forme de l'hydrate de suroxide, lequel, au feu, laisse échapper avec explosion à la fois son suroxigène et son eau: de l'oxigèno-hydrate et non de l'hydrate de suroxide est sans doute formé. Il contient deux rapports d'oxigène pour un de métal et un d'eau.

Le nombre du palladion est 57 $\frac{1}{4}$; celui de son oxide, 65 $\frac{1}{4}$. Les signes sont *Pa.* et *O. Pa.*

DU PLOMB.

Le plomb est de couleur grisâtre; son éclat est considérable; il est mou et très-flexible, surtout lorsqu'après avoir été fondu on le laisse

lentement se refroidir. Il se fond entre 300 et 322°. A une chaleur rouge-blanc il bout, se volatilise et peut être distillé. Les cristaux qu'en refroidissant il forme sont différens de ceux qu'on obtient par la voie humide, la première cristallisation étant minérale et, la seconde, végétale. Les substances organiques de leur côté, en cristallisant par la voie humide, affectent des formes qui appartiennent aux minéraux. Le plomb se ternit promptement à l'air et se couvre d'un enduit gris-noirâtre d'où provient qu'il salit les corps avec lesquels on le touche. Cet enduit est du sousoxide; on le nomme cendre de plomb. Le métal est bientôt converti en entier en cette cendre, lorsqu'étant fondu et en contact avec l'air, on écarte sans cesse la peau grise qui se forme à sa surface. Elle consiste en 207 de métal et 8 d'oxigène. En continuant de chauffer le sous-oxide, prenant soin de renouveler les surfaces, il devient de l'oxide en s'adjoignant un nouveau rapport d'oxigène. L'oxide de plomb est jaune. C'est le massicot des peintres. Il est fusible au feu et se dissout dans les alcalis. Cette dissolution, dans laquelle, sur 20 rapports d'alcali, est seulement contenu un rapport d'oxide, cristallise; la chaux avec encore moins d'oxide cristallise également. L'oxide cristallise seul de sa dissolution dans la soude laissée en contact avec l'air. Les cristaux sont incolores. Un plus long échauffement convertit l'oxide en quadroxido-suroxide (lytharge), qui est couleur-de-chair et a une forme cristalline. Avec un rapport d'oxide de moins,

il se forme en cristaux d'un rouge orangé. Par un chauffage encore plus long, il passe à l'état d'hemi-suroxide ou oxido-suroxide, nommé minium, qui est d'un rouge brillant : l'oxide chauffé au rouge doit le plus lentement possible se refroidir et pendant tout le temps rester en contact avec un air chaud : cette couleur est éteinte par un demi rapport d'eau; l'hydrato-suroxide, si pas l'oxigeno-hydrate, qui en résulte, est blanc. Les acides faibles lui enlèvent l'eau oxigenée et dissolvent l'oxide, mais bientôt après l'oxigène abandonne l'eau pour se porter sur la moitié de l'oxide, laquelle moitié se sépare de l'acide et se convertit en suroxide. Le suroxide de plomb est brun foncé (puce). Comme le minium, il cède son suroxigène à une chaleur rouge et redevient oxide.

Le nombre du plomb est 103 172; celui de son oxide, 111 172. Les signes sont Pb. et O. Pb.

DU COBALT.

Métal d'un gris-blanchâtre tirant un peu sur le rouge, dur, cassant et d'une fusion difficile; sa fonte cristallise en refroidissant; il est attirable à l'aimant et, à froid, inaltérable à l'air. A une chaleur rouge il attire l'oxigène et se transforme en oxide. Cette oxidation se fait avec flamme si la température est très élevée. L'oxide est bleu-noirâtre; il a un hydrate, qui est rouge et qui à l'air et avec le secours de la chaleur échange son eau contre un demi rapport d'oxigène;

l'eau soutire, pour s'en volatiliser, le calorique à l'oxygène et l'oxide s'hémi-suroxide avec celui-ci. L'hémi-suroxide est noir; il cède son suroxigène à un feu d'incandescence rouge. Nous avons vu que sur le bisuroxide de potassium, un rapport d'eau déplace deux rapports d'oxygène; ici un demi rapport d'oxygène prend la place d'un rapport entier d'eau. On peut considérer l'hémi-suroxide comme une combinaison entre rapports égaux d'oxide et de suroxide dont le dernier n'a pas d'existence incombinaison. L'ammoniaque à l'état dissous peut néanmoins en réunir les élémens et se former avec le suroxide en surcobaltide. Son existence devient alors combinée. Le cobalt a en outre un bihémi-suroxide, où sont unis 2 rapports d'oxide avec 1/2 rapport de suroxigène et dont la couleur est verte; il se forme sous l'influence de la potasse caustique et aux dépens de l'oxygène de l'air. L'hydrate de cobalt se dissout dans l'ammoniaque liquide; la solution est d'un beau rouge. Fondu avec les alcalis fixes caustiques il donne un produit bleu d'avec lequel l'eau sépare l'oxide inalteré, et l'air, l'oxide converti en hémi-suroxide. Il forme avec la magnésie un composé rose et avec l'oxide de zinc, une couleur minérale verte connue sous le nom de vert de Rinman.

Le cobalt a un sousoxide qui se forme lorsqu'à une chaleur insuffisante pour réduire son oxide on dirige sur celui-ci un courant de gaz hydrogène. Le produit redevenu froid, s'enflamme spontanément à l'air. Cette propriété lui est

commune avec les deux autres métaux magnétiques, qui sont le fer et le nickel. Le constituant-métal du sous-oxide s'approprie le calorique et le constituant-oxide, l'oxigène.

Le nombre du cobalt est 29 172; celui de son oxide, 37 172. Les signes sont *Co.* et *O. Co.*

DU NICKEL.

Métal ayant la blancheur et l'éclat de l'argent, ductile depuis la température ordinaire jusqu'à celle de l'incandescence rouge; difficilement fusible, et magnétique presque à l'égal du fer. Il fait partie constituante des bolitolithes (terres fondues par une explosion de bolithe). Il est inaltérable à l'air; à une chaleur intense et en contact avec le gaz oxigène, il brûle. L'oxide de nickel est gris-de-cendre. Sa solution dans l'ammoniaque liquide est bleue. Il a un hydrate, qui est en poudre verte cristalline et d'avec lequel un demi rapport d'oxigène déplace un demi rapport d'eau: il reste de l'hydrato-suroxide; l'hémi-suroxide est obtenu de la décomposition au feu du nitrate de nickel. Il est noir et laisse échapper son oxigène à une chaleur rouge.

L'oxide de nickel, comme l'oxide de cobalt, étant sous-oxidé par l'hydrogène, se forme en pyrophore. L'effet est favorisé par l'interposition d'une quantité presque minime de terre légère.

Le nombre du nickel est 29 374. Ce nombre ne diffère pas de celui du cobalt que les deux métaux ne diffèrent par leurs propriétés

capitales et par leur origine. Vandensande à trouvé un alliage de nickel et de cobalt vierges en des rapports définis. L'oxide est représenté par $37 \frac{3}{4}$. Les symboles sont Ni. et O. Ni.

DE L'ANTIMOINE.

L'antimoine à l'état pur a une couleur blanche et un grand éclat. Sa texture est lamelleuse. Il est cassant et peut être réduit en poudre. Il se fond à 425° de chaleur et, au rouge-blanc, il se volatilise. Au contact de l'air sa vapeur s'hémisuroxide. L'hémisuroxide ainsi obtenu est d'un blanc éclatant et porte le nom de fleurs argentines d'antimoine. La combustion se fait sans flamme à cause du degré avancé de saturation par l'oxigène qui est produit. De l'antimoine chauffé au rouge sur lequel on fait passer de la vapeur d'eau s'oxide. L'eau, qui ne peut élever l'oxidation d'un métal au delà du degré de premier oxide, peut bien moins encore le porter à celui d'hémisuroxide. De l'oxide, d'ailleurs si difficile à obtenir, est donc produit. Cet oxide est gris-de-perle; à une chaleur rouge, il est fusible et volatil. Sa fonte ou le verre d'antimoine est transparente et a une couleur jaune; elle est cristalline. L'oxide d'antimoine se rencontre cristallisé dans la nature. L'hydrate d'antimoine est volumineux et blanc. L'eau chaude le décompose en oxide anhydre, gris, et dont le tact est aréneux. Le même enlèvement d'eau à l'hydrate est opéré par la potasse caustique liquide en vertu

de son affinité avec l'eau. L'oxide obtenu par l'eau, qu'on chauffe à un de ses bords, prend feu et brûle dans toute sa masse : du bihémisuroxide est produit. Celui-ci est infusible, et fixe au feu. L'antimoine a un degré de suroxydation qu'on nomme acide antimonieux et un autre, qu'on nomme acide antimonique; ce sont, comme le précédent, des proportionnemens particuliers et encore mal définis entre son oxide et son suroxyde vrai ou seulement fictif. Les deux derniers proportionnemens sont dissous par les alcalis.

Le nombre qui représente l'antimoine est 43; celui qui représente son oxide, 51. Les signes sont *Sb* et *O. Sb*.

DE L'OR.

Métal d'un jaune pâle, qu'on rencontre vierge, et dont la malléabilité et la ductilité surpassent celles de tous les autres métaux. Il est fusible à une chaleur de 705°.

L'or n'a aucune affinité directe avec l'oxygène. On ne sait pas exactement dans quel rapport il forme son oxide salifiable, ni s'il a 1 ou 2 degrés d'oxydation, aucun, ou 1 ou 2 de suroxydation; dans ce dernier cas il ne pourra avoir qu'un oxide, les métaux à deux oxides n'ayant pas de suroxyde. On fixe son nombre à 199. Celui de son oxide serait ainsi 207. On lui suppose un second oxide à 3 rapports d'oxygène, sans en avoir un à 2 rapports. Un tel proportionnement ne peut répondre qu'à un acide sans sur-

oxide, du moins qui soit constituable hors d'engagement. En recueillant le produit de la décomposition spontanée de l'oxide d'or par le premier acide du carbone, que nous avons fait connaître, on pourrait trouver la valeur de son oxide et par suite le N^o qui représente le métal. Cette connoissance reposerait sur ce que les acides des combustibles ne se proportionnent avec les oxides que dans le rapport de l'oxigène oxidant et non de celui suroxidant qu'ils contiennent. On pourrait alors seulement encore se tromper sur la question si l'oxide examiné est un premier ou un second oxide. Ce qu'on considère comme l'oxide de l'or est une poudre vert-de-mer; le tritoxide devrait avoir une couleur noire brunâtre et son hydrate, une jaune-rougeâtre. La composition de ces oxides a été déterminée d'après les engagements du métal avec un comburent relatif, lesquels se font aussi bien dans le rapport des sur-oxides que dans celui des oxides.

Le protoxide d'or en se dissolvant dans la potasse caustique liquide, se partage en tritoxide et en métal réduit. Cette expérience a fait connoître que du premier degré d'oxidation il passe au troisième sans s'arrêter au second; cela prouve seulement que c'est avec le troisième degré et non avec le second, que l'alcali a de l'affinité.

L'ammoniaque non-seulement se combine directement avec le troisième oxide d'or, mais il enlève cet oxide aux acides, et l'oxide d'or enlève l'ammoniaque aux mêmes corps. L'engagement est contracté entre l'hydrogène de l'alcali

et l'oxygène de l'oxide, par une tendance à former de l'eau. Rapports égaux de tritoxide et d'ammoniaque sont unis et ainsi, le tiers d'un rapport de la dernière pour chaque rapport d'oxygène contenu dans le premier : l'hydrogène tient encore à l'azote et l'oxygène, encore au métal, pendant qu'ils ont déjà commencé de s'unir ensemble. L'eau n'existe encore que par le rapprochement entre ses principes; l'application de la chaleur et celle d'une force comprimante complètent l'union, dans laquelle le calorique que l'hydrogène déplace de plus que l'or d'avec l'oxygène engagé en trois rapports avec le métal, devient libre et fait rougir l'eau; delà la détonation qui accompagne la décomposition du précipité sans qu'un tiers corps intervienne. Ce précipité est connu sous le nom d'or fulminant. C'est le meilleur qu'il puisse porter, aucun autre, du moins qui soit scientifique, ne lui étant applicable. On l'a cru former de l'azoture d'or trihydraté, dont il renferme, il est vrai, les éléments, mais qui ne sauraient être unis dans l'ordre que ce nom suppose, l'eau ne pouvant se combiner avec un corps qui n'est pas pourvu d'oxygène amovible. L'or fulminant que l'on fait en instillant la dissolution d'or dans l'ammoniaque liquide est exempt de sel ammoniacal muriatique; en procédant par l'instillation inverse, il contient de ce sel : l'or fulminant peut être porté par un échauffement successif jusqu'à 100° sans détoner, mais il en devient plus susceptible de détonation lorsqu'on le comprime. Le calorique

se substitue à l'hydrogène près l'azote et à l'or, près de l'oxygène sans qu'un rapprochement complet s'effectue : une application brusque de chaleur sépare les principes de l'eau sans qu'ils se réunissent en eau : une gazéification simple et qui n'est accompagnée, ni de combustion, ni de détonation, est produite ; cela prouve que l'eau actuellement formée est la cause de ces effets.

Le nombre de l'or est 199 ; celui de son oxide, 207. Les signes sont *Au.* et *O. Au.*

DU FER.

Le fer pur a la couleur et l'éclat de l'argent. Son existence à l'état natif est encore douteuse. C'est de la mine où il est minéralisé par l'oxygène qu'on le retire. Il est très tenace, malléable et ductile. Sa cassure est fibreuse ou granuleuse suivant qu'après son ramolissement au feu il s'est lentement ou rapidement refroidi. Dans le fer exempt de mélange, elle est lamelleuse. Il est magnétique et peu fusible.

Le fer a un sousoxidule qu'on obtient en dirigeant un jet de gaz hydrogène sur l'un de ses oxides qui ne soit pas assez chauffé pour convertir en eau la totalité de son oxygène. Il reste une matière noire poreuse, qui fait pyrophore avec elle-même et s'enflamme au contact de l'air. Il n'est pas impossible que du suroxyde d'hydrogène y soit contenu. Le même sousoxidule se forme lorsque de la limaille de fer séjourne longtemps sous l'eau ; la poudre fine qu'entraîne l'eau

qu'on décante de dessus la matière agitée, étant séchée dans un vase profond et garanti de l'accès de l'air, s'enflamme à l'air et brûle à la manière des pyrophores : la combustion est aussi prompte que vive. J'ai découvert ce pyrophore, en 1783, en voulant faire de l'éthiops martial d'après le procédé de Lemery.

Le fer rouge décomposant la vapeur d'eau sans qu'il y ait accès d'air ou sa limaille décomposant l'eau à froid et sous accès d'air, se transforme en une matière noire qui est l'oxidule de fer. Dans les deux cas l'hydrogène est séparé de l'eau ; dans le premier, il reste libre, dans le second, il se réengage avec l'oxigène de l'air : une affinité double détermine l'effet. J'ai déjà dit que l'eau ne peut élever que d'un seul degré l'oxidation d'un corps, ou ne peut prendre en échange de son hydrogène plus de rapport égal, ou de rapport double d'un métal si celui-ci forme deux oxides. Les hydracides des comburens sont, sous ce rapport, les représentans de l'eau. La limaille de fer en partie oxidée forme avec l'eau de l'oxidule sans que l'air ait besoin d'intervenir. Dans ce cas, l'hydrogène de l'eau est repris par l'oxigène de l'oxide, lequel, en même temps, abaisse son oxidation jusqu'à l'état d'oxidule. L'oxidule fait à froid est d'un noir velouté. Il est fusible à une forte chaleur ; cette fonte est attirable à l'aimant et peut prendre la vertu magnétique. L'oxidule consiste en rapports égaux de métal et d'oxide.

L'oxide de fer n'a point d'existence incomb-

née ; dans ce que improprement on nomme le second oxide du fer, il est assuré dans sa composition par l'oxidule du métal. Il peut également l'être par les oxidules ou les oxides d'autres métaux ; il ne l'est pas par l'eau, qui à son égard exerce des fonctions acides ; on verra plus tard que nous l'avons obtenu en combinaison avec l'acide radical d'un comburent relatif : on nomme sesqui-oxidule (sesqui-protoxide), et oxidulooxide (protoxidodeutoxide), sa combinaison avec rapport égal d'oxidule. Il est d'un rouge brunâtre. L'oxidule de fer, immédiatement après sa préparation, étant exposé à l'air, s'échauffe considérablement et passe à l'état d'oxidulooxide. L'hydrate de l'oxidule est blanc-verdâtre. Il cède à l'air la moitié de son eau en échange d'un demi rapport d'oxigène, et devient de l'hémihydrate de sesqui-oxidule, le nombre étant emprunté à l'oxigène. Sa couleur est jaune-orangé. Il consiste en 1 rapport d'oxigène et $1\frac{1}{2}$ rapport de métal. Une bande mince de fer tournée en spirale et telle qu'un ressort de montre, étant introduite, un morceau d'amadou en ignition se trouvant attaché à son bout, brûle avec un éclat très vif et en répandant des étincelles de fer enflammé : l'oxidule qui résulte de cette combustion se fond en même temps qu'il se forme. C'est un exemple unique d'oxidule de fer qui est formé aux dépens de l'air seul. La cause en est qu'au degré de chaleur auquel la combustion a lieu, l'oxidulo-oxide se sousoxide en oxidule et qu'à une température à laquelle un composé est dé-

truit, ce composé ne saurait être produit. Sa chaleur est si grande qu'il fait entrer en fusion le verre sur lequel il tombe après avoir traversé 3 et même 4 pouces d'eau.

L'oxiduloxide de fer se trouve dans la nature sous la forme d'un minéral compacte et cristallin qu'on nomme hématite; le même a un hémihydrate cristallisé natif. Un autre proportionnement cristallisé entre l'oxide et l'oxidule nous est offert par la nature. C'est un oxido-bioxidule ou un oxido-sesqui-oxidule, composé de 3 de sesqui-oxidule et de 1 d'oxidule. Le sesqui-oxidule uni à l'oxide de zinc et cristallisé se rencontre aussi dans la nature. Enfin, l'oxidule de fer et l'oxide de potassium font ensemble une fonte transparente et cristalline qu'on obtient en décomposant au complet l'acide du salpêtre par de la limaille de fer.

Le nombre du fer est 13 172; celui de son oxiduloxide 28 174. Son oxidule est représenté par 35; son oxide inconstituable hors d'engagement, par 21 172. Les signes sont : Fe.; O. Fe, Fe; O. Fe, fe. et O. Fe.

DE L'URANE.

Métal de couleur gris-noirâtre, très éclatant et cristallisé. Il a un oxidule et un hydrate d'oxidule; puis un sesquioxidule, composé du précédent et d'oxide qui n'a pas encore été obtenu à part. L'hémihydrate de ce sesquioxidule réagit à la fois comme alcali et comme acide. Il se forme

de l'hydrate d'oxidule qui à l'air a échangé la moitié de son eau contre l'équivalent de cette eau en oxigène ; on le rencontre natif. A un fort feu il laisse échapper son eau et le tiers de son oxigène, ce qui le ramène à l'état d'oxidule. Cette circonstance doit faire croire que son prétendu oxidule est un oxide, et son sesquioxidule, un hémisuroxide. Sousoxidulé par l'hydrogène tandis qu'il est uni à l'oxide d'un autre métal et tel que de barion, de fer, de cuivre ou de plomb, il s'enflamme au contact de l'air et brûle à la manière des pyrophores : la partie réduite attire le calorique et celle oxidée s'approprie l'oxigène. Le sesquioxidule a une grande propension à se combiner avec les alcalis et les terres alcalines, ainsi qu'avec les oxides d'autres métaux.

Le nombre de l'urane est 109 en le rapportant à son oxide fictif, et 218 en le faisant dériver de l'oxidule. C'est dans tous les cas le métal qui possède la capacité de saturation la plus faible connue. Les symboles sont *Ur.*, *O. Ur.* et *O. o. Ur.*

DU CERERE.

Métal blanc, à peine fusible, et volatil à une chaleur intense. Il a un oxide et un hémisuroxide. Il a, en outre, une combinaison entre les deux. Les deux derniers détruisent la qualité acide développée par l'hydrogène. L'hémisuroxide est obtenu lorsque par le feu et en rapport avec l'air on décompose l'hydrate d'oxide.

Le nombre du cerère est 46 ; celui de son oxide, 54. Les signes sont *Ce.* et *O. Ce.*

DU MERCURE.

Le mercure est un métal blanc, très brillant, et par lui-même liquide ; il ne se concrète qu'à 40° de froid. Au moment de se solidifier, il se contracte considérablement ; alors il est mou et malléable. A 360° de chaleur, il bout et se réduit en vapeur. A l'air il se volatilise à toutes les températures qui sont au-dessus de 0°. On le rencontre vierge, et minéralisé par le soufre. Il conduit la chaleur à la manière des corps solides, comme si ses particules différemment chaudes n'avaient pas le pouvoir de se déplacer pour se remettre en équilibre par la voie du mélange. Ce caractère remarquable par lequel le mercure fait une exception à la règle générale de s'échauffer que suivent les autres liquides, il la doit à sa qualité d'être un conducteur parfait du calorique.

Le mercure n'est pas oxidable à l'air ; cependant, à la longue, il s'y couvre d'une poussière fine, gris-noirâtre, qui est du sousoxidule, composé de 8 d'oxygène et de 202 $\frac{1}{12}$ de métal. A une chaleur voisine de l'ébullition, il condense peu à peu l'oxygène et se forme en oxidule, lequel par plus de calorique se partage en métal réduit et en oxide. Il faut que le métal présente une surface large à l'air, et que l'air, qui a besoin d'être appliqué chaud, circule par une

ouverture étroite. L'oxidule est noir et en poudre, l'oxide est rouge et cristallisé en paillettes. A la faveur du calorique que le temps adjoint à son oxigène, l'oxidule se partage en oxide et en métal, c'est pourquoi, en broyant l'oxide avec le métal, on n'obtient pas d'oxidule : il suffit même du broyement pour que l'oxidule soit partagé en métal réduit et en oxide. L'oxigène dans celles de ses combinaisons qu'une chaleur rouge peut suspendre, accumule du calorique pour parvenir à cette suspension. L'effet est lent lorsque le calorique est pris sur la chaleur de la température ; il est prompt lorsqu'il dérive de chaleur administrée. L'objet de l'oxigène est de recupérer son état de gaz qui est celui de son existence la plus simple.

Les deux oxides de mercure ont une propension si grande à s'unir entre eux, que dans presque tous les cas où on croit les obtenir simples ils sont produits composés. L'engagement se fait en des rapports variés et depuis le bioxido-oxide jusqu'au bioxidulo-oxide, en passant par l'oxido-oxidule ou sesqui-oxidule; comme l'union existe en vertu d'un déplacement de calorique, elle et ses sur-composés sont plus difficiles à détruire que chacun de ses constituans et de leurs surcomposés en particulier.

Les oxides quelconques de mercure sont reducibles à une chaleur rouge : ceux inférieurs se proportionnent d'oxigène jusqu'au degré de celui supérieur avant de céder ce principe au calorique. C'est l'inverse de son oxidation, qui commence par l'oxidule; il n'y a rien de particulier

dans cet effet, car l'oxygène ne passe au calorique qu'après avoir rompu ses derniers liens avec le métal, et l'oxygène ne cède à l'attraction du métal que lorsqu'un second rapport de celui-ci aide à le condenser. On peut donc dire que le mercure est oxidulable par l'air et desoxidable par la chaleur; ou, ce qui est la même chose, n'est pas immédiatement desoxidulable par le feu, ni immédiatement oxidable par l'oxygène. Dans la réduction de l'oxidule de mercure par le feu, le métal passe avant que l'oxygène ait paru.

Le mercure, en raison de sa liquidité native, s'allie facilement à d'autres métaux. Ces alliages sont nommés amalgames; lorsqu'ils ont une liquidité suffisante, le métal cristallise en alliage avec le mercure. Ces unions tiennent par des affinités si faibles que souvent une pression mécanique, et toujours la chaleur, peut les rompre.

L'amalgame d'argent se trouve cristallisé dans la nature. Le même qu'on fait par l'art porte le nom d'arbre de Diane. Le mercure ne s'unit point aux métaux magnétiques, qui sont le fer, le nickel et le cobalt.

Le nombre du mercure est 101 174. Celui de son oxide, 109 172. Son oxidule est représenté par 210 172; son oxidulo-oxide, par 169 174. Les signes sont Hg.; O. Hg.; O. Hg., Hg. et O. Hg., hg.

L'expansion proportionnelle de la vapeur du mercure est 8 : elle ne saurait être moindre si l'on en juge d'après l'ammoniaque dans laquelle 4 ou moins de 8 de métal ne sauraient être élevés à 8 par 2 d'oxygène. Je dis 4, parcequ'il n'existe

point d'expansion intermédiaire à 2, 4 et 8. Les métaux sont les seuls corps non composés qui jouissent d'une expansion proportionnelle aussi considérable : celle de tous les autres corps réputés simples, non compris l'oxygène, est 4. La pesanteur spécifique de la vapeur du mercure est égale à la moitié de son poids absolu.

DE L'ÉTAIN.

L'étain a un éclat métallique considérable ; sa couleur est celle de l'argent. Il est mou, flexible, malléable et ductile. Lorsqu'on le ploye il fait entendre un bruit qu'on désigne par le nom de cri de l'étain. Il répand alors, comme lorsqu'on le frotte, une odeur particulière. Il a aussi un goût qui lui est propre. L'étain se fond à 228°. Il cristallise si on le laisse lentement se refroidir.

Sans proprement être oxidable à l'air, il ne s'y couvre pas moins à la longue d'un enduit jaune-grisâtre qui est du sousoxidule, composé de 8 d'oxygène et de 116 $\frac{3}{4}$ de métal. Ce sousoxidule se forme rapidement et en quantité lorsqu'au contact de l'air, on agite de l'étain fondu. En continuant quelque temps l'échauffement, une partie du sousoxide se forme d'abord en oxidulo-sousoxide et, plus tard, en oxido-oxidule ; ce dernier est le potée d'étain : il est gris-blanchâtre. Chauffé au rouge-blanc l'étain s'enflamme et se forme en oxide.

Chauffé au rouge intense, il décompose l'eau qu'on lui applique à l'état de vapeur. De cette

décomposition de l'eau résulte l'oxidule d'étain, qui est sous forme de poudre noire, laquelle poudre, au contact d'un corps enflammé ou seulement incandescent, prend feu et se convertit en oxide. L'hydrate d'oxidule est blanc. Il devient noir en cédant son eau d'hydratation à de l'eau de solution chauffée jusqu'au point de bouillir. Cet hydrate aussi complète son oxidation lorsqu'on l'introduit dans la flamme d'une chandelle : il brûle dans la flamme et continue de brûler après qu'il en est retiré. Les alcalis fixes caustiques dissolvent l'oxidule d'étain. La solution se partage avec le temps en métal qui se dépose et en oxide qui reste dissous. L'effet est accéléré lorsqu'après avoir chauffé le liquide on le laisse insensiblement se refroidir ; dans ce cas, très-souvent le métal cristallise. L'oxigène de la moitié de l'oxidule se proportionne de calorique au degré de l'oxide et se transporte sur l'autre moitié de l'oxidule : la moitié du métal se retire libre d'oxigène. L'oxidule d'étain uni à l'eau ou dissous par un autre corps manifeste une grande tendance à augmenter son contenu en oxigène.

L'oxide d'étain, ainsi que son hydrate, est blanc. Deshydraté par le feu, il est jaune. On le rencontre cristallisé dans la nature ; c'est le minéral ordinaire d'où le métal est extrait. Sa combinaison avec l'oxidule d'étain forme l'oxidulooxide, qui est blanc-grisâtre.

Uni au zinc, l'étain forme le métal avec lequel on fait l'argent folié. Son alliage avec poids égal de bismuth se fond à la chaleur de l'eau

bouillante. Le plomb est ajouté à l'étain pour rendre ses formes plus stables. Avec le fer il forme un alliage brillant et très-dur. Appliqué à l'état fondu sur des lames de fer bien decapées, il fournit le fer-blanc; c'est avec le fer-blanc traité aux acides qui cèdent volontiers de leur oxygène qu'est formé le nuancement cristallin qu'on nomme moiré métallique. Cette découverte est due à M^r Allard, de Bruxelles; elle a été faite sous mes yeux. M^r Allard mariait dans le principe l'explosion électrique avec l'action des acides. Le nombre de l'étain est 29 174; celui de son oxide, 37 174; son oxidule a 66 172. Signes : Sn.; O.Sn.; O. Sn., Sn.

DU CUIVRE.

Métal rouge, brillant, très ténace et des plus malléables et ductiles. Il a une odeur et une saveur extrêmement désagréables. Il n'est fusible qu'à une chaleur rouge-blanche qu'on estime devoir être de 788°. Par le refroidissement il cristallise. Il cristallise aussi, mais en forme d'arbre, lorsque par le zinc on décompose la solution diluée de son premier oxide dans un acide.

Le cuivre est notablement persistant à l'air sec; à l'air humide il ne tarde pas de se couvrir d'une poussière brun-noirâtre qui est le sousoxidule de son métal. Il contient 126 6710 de cuivre sur 8 d'oxygène.

Le cuivre est garanti de l'oxidation par son contact avec un métal plus énergique que lui et tel que par le zinc et le fer mis dans la cir-

constance de pouvoir s'oxyder par l'eau : l'hydrogène et le calorique devenu électricité couvrent le cuivre et le garantissent d'être oxydé par d'autre eau. L'argent accouplé au cuivre produit l'effet contraire; le cuivre accouplé au zinc, au fer, détermine l'oxydation de ces métaux. La garantie est pour le métal relativement négatif et se fait aux dépens du métal relativement positif.

L'oxidule de cuivre se forme à la surface du métal qu'on chauffe au sousrouge dans un air circulant avec gêne; on l'obtient aussi et plus aisément en faisant rougir ensemble rapports égaux de poudre d'oxide et de métal finement limé. Il est rouge-orangé. La nature l'offre cristallisé, et opaque ou transparent, dans la mine rouge de cuivre; il est plus persistant à l'air que le cuivre réduit. Son hydrate est jaune-orangé. Il est soluble dans l'ammoniaque liquide. La solution est incolore. L'oxide de cuivre se forme de métal que dans de l'air librement circulant on chauffe assez pour le faire brûler avec flamme. Aussi, en chauffant modérément au contact de l'air l'hydrate d'oxidule. L'eau est remplacée par rapport égal d'oxygène. Il est noir, et peut à une forte chaleur être fondu en un verre cristallin. L'hydrate d'oxide est bleu; il retourne au noir par son traitement à l'eau bouillante. L'oxide de cuivre nereçoit pas la couleur bleue de l'eau seule, mais il la prend dans beaucoup d'autres combinaisons, et il la conserve avec les alcalis fixes qu'au feu, on substitue à son eau. Cette substitution n'est permanente qu'à sec, car l'eau ré-

tablit les choses dans leur état primitif. Le bleu de montagne est de l'hydrate natif de cuivre oxidé.

On ne connaît point de combinaison entre les deux oxides de cuivre et pas plus une qui soit engagée avec d'autres corps qu'une libre. L'oxidule, qui s'oxide dès l'instant qu'il cesse d'être sec ou indissous, fait le passage de l'un à l'autre degré sans s'arrêter au degré intermédiaire. Cette propriété que le cuivre seul possède rend son oxide si précieux pour l'analyse des corps organiques.

L'un des oxides de cuivre, étant sousréduit par l'hydrogène, s'échauffe au contact de l'air. Le métal s'empare du calorique et l'oxidule s'approprie l'oxigène. L'effet n'est terminé qu'au bout de quelques jours. L'oxide produit transmet ensuite la moitié de son oxigène au métal, et le tout devient de l'oxidule. Il n'y a pas de phénomène de feu à cause de la lenteur avec laquelle l'opération marche.

La solution ammoniacale de l'oxidule bleuit au contact de l'air. C'est la conversion de l'oxidule en oxide qui produit l'effet. Cependant, l'oxide ne paraît pas se dissoudre immédiatement ou sans l'intermède d'un peu d'acide qui salifie une portion correspondante d'ammoniaque dans le même liquide alcalin.

L'oxide de cuivre a un oxigeno-hydrate, lequel est en rapport avec le degré d'oxidation de son oxide, et qui, pour 2 rapports d'oxigène qui se trouvent dans 63 173 de métal, contient

deux rapports d'eau oxygenée. Ce proportionnement n'a rien que de naturel : deux d'oxygène dans l'oxide s'y mettent en relation avec 2 d'oxygène dans l'eau, laquelle eau amène 2 d'oxygène d'oxidation, qui se coengagent avec l'hydrate. Il est jaune-brun foncé. On l'obtient en traitant, à une température de 0°, de l'hydrate d'oxide avec de l'eau oxygenée. Il se décompose de lui-même pour peu qu'il contienne de l'eau qui soit étrangère à sa composition.

Le cuivre forme le métal de transition des métaux positifs, qui sont presque toujours mouillés par la rosée, à ceux négatifs, qui ne sont jamais mouillés par le même météore. Les rosées fortes le mouillent modérément; celles faibles le laissent libre de toute humectation par leur eau. C'est en la même qualité que le cuivre fonctionne dans la construction des piles, le zinc lui étant opposé comme métal positif. Le pouvoir de préservation que le zinc exerce au profit du cuivre détermine son oxidation; le développement du calorique, d'où résulte l'électricité de l'appareil, est une suite de cet effet.

Le cuivre en s'alliant à l'argent donne plus de solidité à ce métal; avec le zinc il forme le laiton; avec l'or, un métal moins flexible; avec l'étain, le bronze; avec le zinc, le nickel et l'étain, il donne naissance à l'argentane. On rencontre le cuivre à l'état vierge, et minéralisé, soit par le soufre, soit par l'oxygène.

Le nombre du cuivre est 31 374; celui de son oxide, 39 374. Son oxidule est représenté par 71 173. Les signes sont : *Cu.*; O. *Cu*; O. *Cu*, *Cu*.

DU PLATINE.

Métal gris-blanc, qu'on trouve réduit et allié à d'autres métaux également réduits, dans la mine brute de son nom. Le platine à l'état pur est très-malléable et très-ductile; il est aussi très-ténace. Il est mou, très-dense et susceptible de prendre un beau poli. Il est presque infusible. L'air n'exerce aucune action sur lui, et ses oxides sont réductibles, l'un à une chaleur obscure, et l'autre, à une chaleur sous-rouge. Son second oxide paraît même devoir être maintenu en combinaison par un autre corps. Cet oxide est noir; il a un hydrate couleur-de-rouille, qui, étant chauffé, abandonne la moitié de son eau, unie éventuellement à la moitié de son oxigène. Il reste de l'hydrate d'oxidule, lequel est également noir et qui, à une chaleur plus forte, lâche prise à toute son eau et à tout son oxigène.

Le platine a un sousoxidule, noir, lequel, étant chauffé, s'enflamme comme un pyrophore. Il semble aussi avoir un oxidulooxide mieux assuré dans son existence que le sont ses deux composans, mais dont la nature intime est encore peu connue.

Sous la réaction disposante de l'hydrate de potasse, le platine s'oxidule par l'oxigène de l'air. Le feu doit être intense et prolongé; il reste une matière jaune-verdâtre. On est dans le doute si de l'oxidule ou de l'oxidulooxide est formé.

On connaît un platine fulminant lequel, pour

fulminer, demande une température de 214°. Il résulte de la desunion, opérée par la soude caustique, d'un composé double où l'ammoniaque vrai de platine est engagé pour un tiers. L'oxide est précipité, sans doute en mélange, avec l'ammoniaque, et les deux se trouvent en rapport exact pour faire de l'eau avec l'hydrogène de l'alcali et l'oxygène de l'oxide et rendre libres l'azote et le métal. C'est à cause de son caractère de mélange que le produit demande tant de chaleur pour fulminer.

Le platine squammeux ou pulvérulent, étant à froid mis en rapport avec de l'hydrogène mêlé à de l'oxygène, s'échauffe d'abord et détermine une formation d'eau par combustion obscure; plus tard il rougit et met le feu au mélange; son ignition cesse alors, mais elle reprend si l'on continue de diriger dessus le même mélange d'hydrogène et d'oxygène. Par ses pointes et ses tranchans il soutire à l'oxygène la portion de calorique que l'hydrogène devrait en déplacer pour pouvoir s'y unir. L'effet est produit par une attraction double, savoir, celle qu'exerce le platine sur le calorique par affinité pour rougir, et celle autre que l'hydrogène exerce sur l'oxygène par tendance à former de l'eau; il se rapporte à un travail de pyrophore. La condition est que les lames du métal soient assez minces ou ses pointes assez effilées pour pouvoir par peu de calorique s'échauffer et rougir.

Le platine forme avec le cuivre et un peu de zinc un alliage qui, en apparence, possède tous les caractères de l'or.

Le nombre du platine est 48 $3\frac{1}{4}$; celui de son oxide, 56 $3\frac{1}{4}$. Son oxidule est représenté par 105 172. Les signes sont Pl.; O. Pl.; O., o. Pl. et O. Pl., Pl.

DU RHODION.

Métal qui dans ses caractères physiques a du rapport avec le platine. Il est cassant, dur et presque infusible. Étant réduit en poudre fine et chauffé jusqu'au rouge, il s'oxide par le contact de l'air. Il est réputé avoir deux oxides, mais dont aucun n'est encore exactement connu.

Le nombre du rhodion est 30 si celui de son oxide est 33; son signe est Rh.

DU MANGANÈSE.

Le manganèse est blanc-grisâtre et a peu d'éclat. Il est cassant et difficilement fusible : sa cassure est granuleuse ou cristalline suivant la fusion plus ou moins complète qu'il a éprouvée. Son énergie combustible surpasse celle de tous les autres métaux des mines. A son moindre contact avec l'eau ou l'air il s'oxide. C'est presque toujours minéralisé par l'oxigène qu'on le rencontre dans la nature.

Le manganèse a un sousoxide, qui brûle spontanément au contact de l'air et qu'on obtient en traitant à l'hydrogène son hydrate chauffé jusqu'au sous-rouge et, comme nous le verrons ci-après, également en décomposant au feu la combinaison de son oxide avec le premier acide du

carbone. L'oxide de manganèse est vert-grisâtre ; son affinité avec l'oxigène est encore assez grande pour s'enflammer lorsqu'à chaud il se trouve en contact avec l'air. De cette inflammation naît de l'oxido-suroxide. L'hydrate d'oxide est blanc. A l'air, il prend un demi rapport d'oxigène et se transforme dans le précédent auquel reste uni un demi rapport d'eau. C'est donc un suroxido-hydrate d'oxide, les suroxides ne s'hydratant pas par de l'eau simple. Ce composé se rencontre abondamment dans la nature et le plus souvent à l'état cristallisé ; sa couleur est noire. On nomme manganite le suroxido-hydrate natif. Exempt d'eau, il a la couleur du foie. L'oxide anhydre qu'on chauffe à l'air s'enflamme et produit ce composé. Il colore en rouge les combinaisons où il fonctionne comme oxide. De l'acide manganésique se forme peut-être et se met en adhérence avec le sel. Il a été produit pour former la liqueur rouge-de-sang, que nous avons obtenue en faisant décomposer partiellement le suroxide de manganèse par le premier acide du carbone. Ses constituans sont 1 rapport de métal et 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'oxigène dont $\frac{1}{2}$ de suroxigène. C'est le braunit des minéralogistes. La nature l'offre quelquefois cristallisé. En perdant au feu la moitié de son suroxigène, il devient du bihemi-suroxide. Un composé dans les rapports inverses ou un bi-suroxidooxide existe dans la nature et peut être produit par l'art.

Le suroxide de manganèse consistant en rapports égaux d'oxide et de suroxigène est la magnésie noire des vitriers. Il est très repandu

dans la nature et se présente sous la forme de cristaux conglomérés ayant l'éclat et la couleur de l'acier dépoli. Il conduit l'électricité et s'excite en négatif avec les métaux relativement plus positifs que l'argent. Cependant, de beaux et très-gros cristaux bien luisans de ce suroxyde que, pendant une nuit de rosée vraie, nous avons exposés à l'air, ont pris l'eau de ce météore à l'égal du métal le plus positif. Le suroxyde de manganèse a les mêmes constituans qu'aurait le manganésate de manganèse; 3 rapports d'oxygène dans l'acide et 1 dans l'oxyde, ce qui, pour chaque rapport de métal, fait 2 rapports d'oxygène. La forme cristalline sous laquelle la nature l'offre peut lui faire supposer une existence de sel. Il cède facilement la moitié de son suroxygène, difficilement son suroxygène entier, c'est qu'après la première cession il forme un sel composé de suroxyde et d'oxyde, ou l'hémisuroxyde dont nous avons déjà parlé. Sa désuroxydation, à moins qu'elle ne soit faite sur un minéral en cristaux très-réguliers, donne lieu à un dégagement d'azote qui précède le dégagement du suroxygène et que l'hémisuroxyde artificiel donne comme celui natif; il provient d'air que l'hémisuroxyde a fixé sans le décomposer. Le manganèse a un acidosuroxyde ou suroxyde combiné avec de l'acide. Cette composition répond à un acide mineur, l'acide majeur contenant 1/2 rapport d'oxygène d'acidification de plus. Ses constituans sont 1 de métal et 2 1/2 d'oxygène. Il ne peut consister en acide à 4 rapports d'oxygène et oxyde

à 1 rapport, à cause qu'alors il formerait un sel et ne serait pas acide : un acide de cette élévation n'est d'ailleurs pas connu et ce serait par fiction que son existence devrait être admise. Il est vrai que l'acide manganeseux n'a également pas d'existence incombiniée. On l'obtient uni à la potasse en chauffant légèrement le mélange d'hydrate de potasse et de suroxyde de manganèse. Il suffit que le vase soit modérément chaud avant que la matière soit introduite. Cette matière s'humecte par l'eau qu'abandonne l'alcali pour prendre à sa place le sousacide. De 2 rapports de suroxyde, 1 devient de l'hémi-suroxyde et l'autre, du sousacide. L'alcali ne se sature qu'incomplètement de ce dernier. Si l'on employait de l'hémisuroxyde, on devrait administrer une chaleur rouge, et la sous-acidification devrait en partie ou en entier être faite par l'oxygène de l'air. Le produit de l'opération avec le suroxyde présente à sa surface une efflorescence verte, qui prouve que le sous-manganésite existe indépendamment de sa solution dans l'eau. Il forme alors un hydrate, car ce n'est qu'à la surface du mélange qui s'est humecté que l'efflorescence se manifeste. La solution du sousmanganésite est d'un vert magnifique. Cette couleur n'a qu'un moment à subsister, car, en vase clos comme à l'air libre, elle passe bientôt au bleu ; ce bleu résulte de la retraite du colorant jaune qui avec lui composait le vert. Il n'a, à son tour, pas longtemps à rester, car bientôt après il prend une nuance pourpre, produite par le bleu encore subsistant, avec du rouge

déjà naissant; peu à peu le bleu disparaît et laisse libre le rouge lequel ne change plus et peut quelque temps rester indécomposé. Après qu'il s'est évanoui on trouve que l'eau est oxigénée. Un dépôt successif d'hémisuroxide accompagne ces effets. La coloration en rouge est due à du manganesate de potasse. Un acide qu'on ajoute à la liqueur verte la rend immédiatement et plus richement rouge, en saturant l'alcali et en enlevant l'oxide à l'acide; mais alors de l'acide rouge occupe seul l'eau. Ce changement de couleur a fait donner à la préparation le nom de caméleon minéral. La solution bleue se composera de mangesitomangesate formé en de justes rapports. La solution pourpre contiendra le même sel, mais surproportionné de manganesate. L'acide manganésique forme avec la potasse un sel brun cristallisable et dont la solution dans l'eau est rouge; le rapport s'établit entre poids égaux d'oxigène dans la base et dans l'oxide de l'acide. L'acide lui-même est rouge; il est volatil.

On annonce l'existence d'un troisième acide de manganèse, lequel aussi est rouge et doit contenir 172 rapport d'oxigène de plus que le précédent; il se forme de manganesate dissous, auquel, par un acide, on enlève le sixième de son radical oxide, en même temps qu'on sature la base que l'acide salifie. Les cinq sixièmes restans de l'oxide se retirent avec la totalité de l'oxigène et forment l'acide, qui alors est à 3 172 rapports de ce principe: celui-ci portant comme acide supérieur le nom d'acide manganésique, ce-

lui moyen doit être nommé *acide manganeseux*, et le troisième ou l'*acide le plus bas*, *acide hypomanganeseux*. La formation du second *acide rouge* a lieu par le même mécanisme que nous avons dit déterminer immédiatement la formation du premier *acide* ayant la même couleur, sur la solution de l'*acide vert*; il n'est pas encore bien avéré que l'*acide rouge ancien* n'ait pas la composition qu'on attribue à l'*acide rouge nouveau* et que l'*acide vert* ne contienne pas 2 en place de 1 172 rapports de suroxigène : alors les noms devraient rester. Le sel rouge auquel par la chaleur on enlève de l'oxygène, devient successivement du sel pourpre, bleu et vert. Il doit se trouver bien d'autres combinaisons, soit neutres, soit sur-ou-sous-proportionnées, entre les différens degrés d'oxidation d'un métal qui a un suroxyde entier, un hémisuroxyde et au moins deux acides. Avec tant de matériaux la nature et l'art peuvent diversifier leurs productions à l'infini.

Le nombre du manganèse est 28 172; celui de son oxyde, 36 172. Les signes sont *Mn.* et *O. Mn.*

DU TUNGSTENE.

Le tungstène a la couleur et l'éclat du fer; sa cassure est cristalline; il est dur, cassant, compacte et très-difficile à fondre. Rougi à l'air, il brûle avec flamme et se convertit en une poudre jaune qui constitue son plus haut degré d'oxidation. On le nomme *acide tungstique*. L'hydrogène enlève à l'*acide rougi* au feu le tiers de

son oxigène et le convertit en une matière brune qu'on croit être l'oxide du métal, mais qui n'agit pas plus en cette qualité qu'en celle d'acide. Toutefois une combinaison entre les deux semble se former et constituer un tungstate de tungstène; il est d'un beau bleu. On l'obtient en faisant digérer sur l'acide nouvellement préparé la solution de l'étain mi-saturé de chlore et aussi en décomposant au feu du tungstate d'ammoniaque. Le sixième de son oxigène ou la moitié d'un rapport de ce principe lui est enlevé. A l'air libre, il brûle par une action de pyrophore et retourne à la constitution d'acide. La potasse, dans sa tendance pour s'unir à l'acide, détermine également l'acidification du même sel et tant par l'oxigène de l'air que par celui de l'eau : l'acide est d'abord enlevé et l'oxide devenu libre s'acidifie. L'oxide s'engage encore en quadri-tungstite ou tungstide, avec l'oxide de sodion. Il faut pour cela qu'il soit naissant : on sature à la fusion du tungstate de soude par de l'acide tungstique et à la faveur du lavage on enlève ce qui est encore soluble. Il reste une matière cristallisée qui a l'éclat et la couleur de l'or. C'est la combinaison désirée. L'insolubilité dans l'eau et autres caractères de stabilité que présente cette matière dépend de ce que l'alcali anhydre y est fortement sur-combiné d'oxide.

Le nombre du tungstène varie suivant que dans son oxide on admet 1 ou 2 rapports d'oxigène. Dans l'hypothèse de sa composition de rapports égaux de métal et de ce principe, son nombre

est 47 3/8, si non, il est 94 3/4. Son acide, dans le premier cas, contiendrait 1 1/2 rapport d'oxygène et serait un héli-suroxide, dans le second cas, 3 rapports; alors ce serait un acide. Les signes sont Tu. et O. ou o. Tu. O.

DU MOLYBDÈNE.

Métal d'un blanc mat, mais susceptible de prendre du poli; il est cassant et peut néanmoins être légèrement applati sous le marteau. Sa dureté est considérable. Il est facile à réduire, mais très-difficile à fondre. A froid il est inaltérable à l'air. Chauffé jusqu'à l'incandescence, il s'enflamme et répand une fumée blanche, qui se concrète en petits cristaux: c'est l'acide molybdique. Il est fusible et volatil au contact de l'air. Comme le tungstène, il a un oxide à 2 rapports d'oxygène et dont l'hydrate est couleur-de-rouille; puis, un molybdate de molybdène, d'un bleu superbe et qui est obtenu de la même manière que le sel correspondant de tungstène. Il consiste en 2 1/2 rapports d'oxygène sur 1 rapport de métal. Il est soluble dans l'eau. Dilué de molybdate d'étain blanc il forme le carmin bleu. On lui suppose un premier oxide, dont la combinaison avec l'eau serait noire. Depouillé d'eau par son échauffement au sousrouge dans le vide, son oxygène éprouve un nouveau déplacement dans son calorique en se combinant plus intimement avec le métal. Il prend une couleur noire intense et n'est ensuite plus soluble dans les acides. Son second oxide,

qui doit contenir deux fois autant d'oxygène que le premier, ne se dissout dans les acides qu'à l'état d'hydrate. L'oxide et l'acide sont solubles dans l'eau, le dernier toutefois moins que le premier, et exercent une réaction acide. Le second oxide sera probablement un suroxyde tenant par des affinités énergiques. L'acide contient un rapport d'oxygène de plus que l'oxide.

Le nombre du molybdène est 47 $\frac{3}{4}$; celui de son oxide, 55 $\frac{3}{4}$. Les signes sont Mo; O. Mo.; O., O. Mo.; O. Mo., O., O.; ce dernier est pour l'acide.

DU CHROME.

Métal d'un blanc gris, peu éclatant, cassant et très difficile à fondre. L'air ne l'altère point, malgré qu'il adhère fortement à l'oxygène que par des voies indirectes on lui a incorporé. Il a un héli-suroxyde vert et dont l'hydrate est vert-grisâtre, puis un acide soluble dans l'eau et susceptible de se former en cristaux; ces cristaux sont couleur de cinabre broyé. Ils attirent l'humidité de l'air sans toutefois avec l'eau se former en hydrate. Obtenu de sa solution dans l'eau évaporée jusqu'à siccité, il est noir à chaud et rouge, à froid. Ce changement de couleur, que nous avons déjà dit être propre à beaucoup d'oxides, provient de ce que, au feu, le calorique occupant l'oxygène, le degré plus bas d'oxidation du métal est rendu mi-libre et fait percer sa couleur. Il cristallise aussi de sa solution dans l'eau. Il se fond par un échauffement rapide, et

alors il se décompose en oxygène et en hémisuroxide vert. Il contient 3 rapports d'oxygène sur 1 de métal. On le trouve dans la nature engagé en neutre avec l'oxide de plomb dans le plomb rouge de Sibirie. Les sels qu'il forme avec les bases salifiables et tant solubles qu'insolubles et saturés ou soussaturés, sont presque tous, ou jaunes, ou rouges : un engagement entre l'acide et l'hémi-suroxide, lequel, étant dissous dans l'eau, est rouge, paraît sur 3 rapports de métal contenir 6 $\frac{1}{2}$ rapports d'oxygène; ce serait, d'après cela, du surchromate d'hémi-suroxide, si ce nom peut convenir à la combinaison entre un suroxide et un acide.

L'oxide de chrome uni à l'oxidule de fer forme la mine la plus répandue de ce métal.

Le nombre du chrome est 28; celui de son oxide quelconque, vert, 40. Les signes sont *Chr.*; *O.*, *o.* *Chr.*; *O.*, *o.* *Chr.* *O.*, *o.*

DU TITANE.

Métal rouge-de-cuivre, brillant, et qu'on rencontre cristallisé dans la nature. Il est assez dur pour rayer jusqu'à l'agate; on peut presque le considérer comme infusible. Le titane s'oxide à l'air. L'oisanite contient cet oxide cristallisé. Il est gris-de-fer et doué d'éclat métallique; dans les échantillons transparens, il est souvent purpurin. Obtenu par l'art et à sec, il est noir; par la voie humide, et sans doute alors à l'état d'hydrate, il est purpurin. Cet hydrate est très-avide

d'oxygène qu'il attire, même au travers de l'eau. Il devient alors blanc et se transforme en ce qu'on nomme acide titanique. Cet acide se rencontre également cristallisé dans la nature et constitue presque à lui seul le minéral appelé rutil. Il exerce bien plus souvent une réaction oxyde qu'une acide et ne s'engage que sortant de l'état d'hydrate; cet état est détruit par l'eau chaude comme par la chaleur appliquée à sec. Le rapport d'oxygène dans les deux états d'oxydation du titane et par suite le nombre du métal, sont encore peu connus. L'acide, sur 6 parties de métal, contient 4 parties d'oxygène. Si cet acide était un oxyde unique, le nombre du titane serait 12; mais on ne peut établir aucun calcul sur un second degré d'oxydation lequel peut contenir $1\frac{1}{2}$, 1 et $1\frac{1}{2}$ rapports d'oxygène de plus que l'oxyde. On le porte à 31 $1\frac{1}{8}$.

DU TANTALE.

Métal très-difficile à obtenir réduit et qui est presque apyre. Il se présente sous la forme d'une poudre noire qui, sous le brunissoir, prend un certain éclat et une teinte grise ayant du rapport avec le fer. Chauffée au contact de l'air, cette poudre devient incandescente et s'oxyde immédiatement en acide (bémi-suroxyde). Son oxyde est gris-foncé; il ne s'engage pas en qualité d'oxyde; il raye le verre. Au contact de l'air et chauffé jusqu'à la fusion, avec de l'hydrate de potasse, il complète son oxydation et se combine avec

l'alcali. L'acide tantalique est blanc. A l'état de suroxyde-hydrate il rougit les couleurs bleues végétales. Il est composé de 1 rapport de métal et de 1 172 rapport d'oxygène. On estime que son nombre est 92 173. Signes : *Ta.* et *O.*, o. *Ta.*

DE L'OSMION.

Métal qui, allié à l'iridion, accompagne le platine dans sa mine. Sa couleur est blanchâtre tirant sur le bleu-gris. Il est cassant et facile à réduire en poudre. Garanti de l'accès de l'air, il est infusible, et fixe au feu. A l'air et à froid, il s'oxyde. Au contact d'un corps enflammé, il prend feu et brûle avec une lumière blanche. La combinaison qui se forme se volatilise à la chaleur que sa combustion développe. L'osmium atteint par cette voie le plus haut degré de saturation par l'oxygène dont il est susceptible : il devient de l'acide osmique. Il ne s'allumerait pas s'il n'était en état de grande division. L'osmium à différens degrés de proportionnement avec l'oxygène, dont les uns sont simples et les autres, composés. Son oxyde uni à l'eau donne un hydrate vert-noirâtre qu'à l'abri de l'air et à une chaleur rouge on peut partager en ses constituans immédiats. Au contact de l'air il remplacerait son eau par de l'oxygène et se volatiliserait. L'hydrogène le réduit à froid. Il remplit les fonctions d'oxyde. Le suroxyde d'osmium quoiqu'obtenu par la voie humide ne contient pas d'eau. Cette circonstance est caractéristique pour la nature de l'engage-

ment qu'il forme, les suroxides entiers n'ayant pas d'hydrate; ce suroxyde est noir. Une chaleur rouge n'en abaisse pas l'oxidation et, à plus forte raison, ne le réduit pas; cette chaleur ne le partage aussi pas en acide et en oxyde; mais à chaud et à l'air il s'acidifie; l'acide se réduit en vapeur. L'hydrogène qu'on dirige dessus à froid le révivifie en métal. Il ne possède pas la qualité baseuse salifiable. Il forme avec le précédent une combinaison suroxydo-oxidée. L'acide osmique ou la combinaison indéfinissable qui porte ce nom et auquel il serait impossible de donner un nom qui en déterminât exactement la nature, consiste en rapports égaux de suroxyde et d'oxygène. La voie de la saturation complète du métal par l'oxygène de l'air le fournit translucide, incolore et cristallisé. A la chaleur de la main, il est mou, et peut être malaxé comme de la cire; à une température bien inférieure encore à 100°, il se fond en un liquide clair lequel, en refroidissant, prend une texture cristallisée; à une chaleur tant soit peu plus élevée, la fonte bout et se sublime. Il est largement, mais lentement soluble dans l'eau. La solution n'est pas accélérée par la chaleur: au feu, l'acide se volatilise avec l'eau. Il a une saveur chaude, mais qui n'est aucunement acide. Son odeur est âcre et piquante. L'hydrogène ne le réduit pas à froid: l'oxygène est trop saturé de calorique pour que, sans le secours disloquant de la chaleur, il puisse s'y unir. Les métaux faibles et jusqu'au mercure, le réduisent; la présence d'un corps qui s'empare de

l'oxide formé complète l'effet. Ses engagements avec les oxides tiennent par les affinités les plus faibles, et les plus forts parmi eux sont rompus par l'eau. Ils ont une couleur jaune-d'or. L'acide osmique est une sorte d'oxigène condensé en liquide par son adhérence au métal. Le nombre de l'osmion paraît être 87; celui de son oxide, 95. Son acide est représenté par 111. Le sur-oxide, dont il est superflu de connaître le nombre, contient, ainsi que son nom le porte, 2 rapports d'oxigène; son oxido-suroxide, 1 1/2 rapport. Signes : Os.; O. Os. et O. Os. O., O.

DE L'IRIDION.

L'iridion est sous forme d'une poudre métallique grossière ayant l'apparence du platine en éponge. Incomplètement fondu par la décharge d'une pile tres-puissante, il est blanc-d'argent, et a beaucoup d'éclat. On le trouve, dans la mine de platine, en grains isolés et en alliage avec l'osmion. Il est des plus refractaires. Sousoxidé par l'hydrogène, il se reoxide au complet à l'air et par une chaleur rouge. L'oxide d'iridion est noir; il n'est pas reductible au feu : son hydrate est gris-verdâtre. Il existe une combinaison entre celui-ci et du surovide lequel n'a encore pu être mis en isolement; elle est noir-bleuâtre. Un troisième proportionnement direct ne peut être obtenu à part. Dans sa combinaison avec de la potasse, il contient de l'eau, que par la chaleur on ne peut en chasser sans qu'une portion de

l'oxigène ne soit en même temps dégagée. Ses engagements avec l'oxigène se font avec 1, 1 1/2, 2 et 3 rapports. Il serait impossible de dire avec certitude si ce sont de l'oxidule, du sesquioxidule, de l'oxide et du surovide correspondant à la composition de l'acide, ou bien, des composés partans immédiatement de l'oxide, qui sont formés. Son nombre est le même que celui de l'osmium. Il avait été précédemment fixé à 50. Signes Ir; O. Ir.; O. Ir. O. o. et O. Ir. O., O.

DE L'ALUMINION.

Métal qui est contenu à l'état d'oxide dans la terre qu'on nomme alumine et qui constitue à elle seule le coridon cristallisé. L'aluminion est en poudre grise ayant du rapport avec le platine. Sous le brunissoir cette poudre prend l'éclat et la couleur de l'étain. Il fait rayonner par ses pointes l'électricité qu'on tache de repandre dessus. A froid, il ne s'oxide, ni par l'air, ni par l'eau. A une chaleur rouge, il brûle dans le premier avec flamme; et décompose la dernière. Il décompose aussi celle-ci, mais lentement, à une chaleur de 100°. Rougi dans du gaz oxigène, il brûle avec une flamme si vive que l'œil peut à peine en soutenir l'éclat. La chaleur est si intense que l'oxide en est fondu. Chauffé à la flamme de l'alcool animée par le gaz oxigène, il se fond peu à peu en un verre transparent et sans couleur. Cette fonte est assez dure pour couper le verre. Le rubis et le saphir consistent

presque entièrement en alumine, qui se sera fondue au moment de se former. Faite par l'art, elle est blanche et légère. Elle est avide d'eau et l'enlève à l'air. Le gibbsite, qui est son hydrate natif, consiste en rapports égaux de terre et d'eau. Un bi-soushydrate d'alumine est le diaspore; il ne possède pas au-delà d'un tiers de rapport d'eau. A l'état sec et à celui d'hydrate elle happe à la langue et fait éprouver un effet de constriction; cette terre est très-repandue dans la nature. Des combinaisons où 6 rapports d'alumine sont unis à 1 rapport de magnésie ou 1 rapport d'oxide de zinc, sont rencontrées natives. La première porte le nom minéralogique de spinelle, la seconde, celui de gahnite. L'alumine s'engage non moins souvent en qualité de comburent qu'en qualité de combustible.

Le nombre de l'aluminion est 9; celui de son oxide, 17. Ce sont les nombres du métal de l'ammoniaque et de l'oxide de ce métal. L'aluminion jouit d'après cela d'une capacité de saturation très étendue. Il condense fortement l'oxigène et cependant son oxide ne possède que très peu d'énergie combustible. On l'obtient en décomposant par le potassium la combinaison du métal avec le chlore. Un excès du premier métal procure aisément la réoxidation d'une partie du second, l'alumine étant soluble dans la potasse: la réoxidation a lieu par l'oxigène de l'eau.

DU THORION.

Métal d'une terre dont la découverte est très-récente, et qui, ainsi que son oxide, appelé thoringe, a les plus grands rapports avec l'alumine et son métal; il y a cette différence que l'oxide de thorion n'est pas fusible comme celui d'aluminion. Le métal aussi ne semble pas pouvoir se fondre. Celui-ci est en poudre, d'un gris de plomb foncé, et qui sous le brunissoir prend de l'éclat métallique. Il a beaucoup de pésanteur. L'eau ne l'oxide, ni à froid, ni à chaud; il doit être chauffé pour s'oxider à l'air; à une chaleur qui à beaucoup près n'atteint pas le rouge, il prend feu et brûle très vivement : il reste un oxide qui est blanc et ne se dissout pas dans les alcalis fixes caustiques ainsi que le fait l'alumine. Sa densité est aussi considérable que celle de son métal. Il a un hydrate gélatiniforme composé de rapports égaux d'oxide et d'eau, et qui, pendant qu'on le sèche à l'air, absorbe l'acide majeur du charbon répandu dans ce fluide, ce que ne fait point l'alumine.

Le nombre du thorion est 59; celui de son oxide, 67. Les signes sont *Th.* et *O. Th.*

On obtient le thorion de la même manière que l'aluminion.

DU GLYCION.

Métal de la terre qu'à cause de la saveur douce de ses sels on nomme glycine. Ce nom ne re-

pose pas sur une propriété exclusive. Il a beaucoup d'analogie avec les métaux de l'alumine et de la thorine. Les caractères physiques et la manière de s'oxyder sont, à peu de chose près, les mêmes pour les trois métaux. L'oxyde de glycion, comme celui de thorion, est infusible; comme l'oxyde d'aluminion, il est soluble dans les alcalis fixes. L'oxyde de glycion est blanc; l'hydrate de potasse détermine l'oxydation du métal aux dépens de l'eau. Son hydrate a la même couleur: il est volumineux; il ressemble en ceci à l'hydrate d'alumine; mais il attire l'acide carbonique de l'air et se rapproche ainsi de l'hydrate de thorine.

Le nombre du glycion est 27; celui de son oxyde, 35. Les signes sont Gl.; O. Gl.

DE L'YTTRION.

Radical combustible métallique de la terre qu'on a nommée yttric. Il est en paillettes brillantes d'un gris-noirâtre. Il est spécifiquement très pesant et surpasse en ce caractère le métal de la baryte. L'yttrie est blanche ainsi que son hydrate.

Le nombre de l'yttrion est 32; celui de son oxyde, 40. Les signes sont Yt.; O. Yt.

DU ZIRCONION.

Métal de la terre qui a été appelée zircone. En poudre il est noir et terne, mais, fortement comprimées, ses parties se rapprochent et pren-

nent de l'éclat métallique en même temps qu'une couleur gris-de-fer ; chauffée au contact de l'air, la poudre noire brûle paisiblement et se convertit en zircone, dont la couleur est blanche. Il a un héli-hydrate qui est également blanc, et qui, étant privé d'eau, à une chaleur rouge, après que l'eau l'a quitté, entre en ignition blanche et cesse, après cela, de se comporter comme oxide. Le métal se combine plus intimement avec l'oxigène, et l'oxide, par suite du déplacement de calorique qui en résulte, devient impropre à contracter des engagements où ce calorique devrait lui être restitué, mais il peut encore s'engager en des combinaisons où, fonctionnant comme acide, ce déplacement de calorique d'avance effectué, devient favorable à son entrée en combinaison.

Le nombre du zirconion est 33 172 ; celui de son oxide, 41 172. Les signes sont *Zi.* et *O. Zi.*

DU SILICION.

Combustible plutôt que métal d'une terre qui porte le nom de silice et qui est abondamment répandue dans la nature. Il est en poudre et d'un brun foncé. Il est infusible ; chauffé au contact de l'air il s'enflamme ; sa combustion est beaucoup plus vive dans le gaz oxigène. Il est oxidé par l'eau de l'hydrate de potasse sous l'influence déterminante de l'oxide de cet hydrate : du calorique lumineux est rendu libre ; sous la même influence il enlève à l'acide complet du charbon la moitié de son oxigène. L'oxide de silicion est

blanc, et rude au toucher. On le rencontre dans la nature transparent, incolore et cristallisé. C'est le cristal de roche; il a un hydrate, qui est en flocons blancs mi-opaques, et qui est rencontré natif; l'opale est cet hydrate. L'oxide de silicium se combine aisément avec les oxides des métaux; avec les alcalis fixes il forme le verre. Le spath-tabulaire est du bi-silicide de chaux (je suppose que la silice proportionne par tout son oxigène). Le spath zincique consiste en rapports égaux de silice, d'oxide de zinc et d'eau; la calamina nobilis a 172 rapport d'eau de moins; la périclase ferrugineuse consiste en rapports égaux de silice et d'oxidule de fer; l'émeraude de siberie, en silice, oxide de cuivre et eau, rapports égaux des trois. La cymophine renferme rapports égaux de silice et d'alumine et ainsi de suite. Tous ces composés sont sous forme cristalline.

Le nombre du silicium est 7 173; quelques-uns disent 8; celui de son oxide est 15 173. Les signes sont Si. et O. Si.

En supposant, comme on est disposé à le faire, que la silice soit un acide composé de 3 rapports d'oxigène sur un rapport de combustible, son nombre devrait être à peu près égal à celui de l'oxigène qu'il contiendrait, ou 22 172. Dans ce cas, rien ne s'opposerait à ce que son radical ne fut un combustible relatif. Il forme, dans tous les cas, un corps de transition de la classe des combustibles relatifs à celle des métaux,

DES CORPS RELATIFS.

En parlant de la division générale des corps chimiques, nous avons dit par quel caractère les corps relatifs se distinguent de ceux absolus. Ce caractère est de s'unir en des rapports définis avec ces derniers corps et entre eux, et de former, dans ces unions, des composés d'une nature hautement chimique. Le nom de corps relatifs est venu de ce que dans leurs engagements avec leurs analogues ils fonctionnent tantôt comme comburens et tantôt comme combustibles, suivant que le corps auquel ils s'unissent ou d'avec lequel ils se séparent, est plus pourvu ou moins pourvu de calorique qu'eux. Le corps d'avec l'oxygène ou le représentant de l'oxygène duquel le calorique est déplacé est le comburant, celui qui opère le déplacement du calorique d'avec l'un ou l'autre des deux mêmes corps, est le combustible. Ils sont tous combustibles à l'égard de l'oxygène et tous comburens, à l'égard de l'hydrogène et des métaux. La relativité de leur caractère se montre le plus ouvertement dans leur sortie de combinaison déterminée par la pile : le corps qui fonctionne comme comburent est excité en négatif et se retire vers le pôle positif, celui qui fonctionne comme combustible est chargé en positif et s'avance vers le pôle négatif. Comme, suivant les circonstances, les corps de cette nature se dirigent vers des pôles différens et qui correspondent à l'espèce de fonction qu'ils remplissent,

ils ont reçu le nom de corps électro-relatifs, opposé aux noms d'électro-négatif et d'électro-positif, l'un et l'autre exprimant ces qualités dans le sens absolu. Ces noms ne peuvent toutefois convenir, car ils désignent des propriétés que nativement les corps ne possèdent pas et qu'ils n'acquièrent que par la condition spéciale dans laquelle la pile les place. Dans les desunions par le feu ou par des combustibles ou des comburens plus exergiques, rien qui puisse être rapporté à un effet électrique n'est mis en jeu. Les corps relatifs sont partagés en combustibles relatifs et comburens relatifs. Ceux-ci sont différens des autres en ce que les acides qu'ils forment avec l'oxigene sont par solution, tandis que les acides des combustibles, formés avec le même principe, sont par combinaison; la différence entre ces deux modes d'acidification est que dans le premier, du calorique se coengage et, dans le second, se desengage. En revanche, les acides que les comburens relatifs forment avec l'hydrogène existent par combinaison et sous déplacement de calorique, les acides de même facture auxquels trois pa mi les combustibles relatifs donnent origine, sont faits par solution et avec adjonction de calorique. Les deux sont acidifiés par rapport égal d'hydrogene. Par un proportionnement plus élevé avec l'hydrogène les autres combustibles relatifs, loin d'être acidifiés, sont fortifiés dans leur qualité combustible et c'est à cause de leur non-engagement avec rapport égal d'hydrogène, qu'ils ne sont pas acidifiés par ce principe. Les comburens, et non les combus

tibles, salifient les métaux avec lesquels ils entrent en combinaison. Les comburens, par leur union avec les combustibles et avec leurs oxides, forment des acides doubles et qui jouissent d'une capacité de combinaison double; cette propriété pourrait être considérée comme réciproque si les comburens, pour l'exercer, ne devaient s'unir au combustible dans le même rapport que l'oxigène. Les combustibles, au contraire, s'éteignent mutuellement dans leur faculté de saturation. Les comburens renferment deux fois le représentant de l'oxigène, les combustibles, une seule fois. L'ordre d'énergie comburante est nettement tracé pour les comburens; il l'est beaucoup moins nettement pour les combustibles. Le chlore est le plus comburant de tous et ne cède en cette qualité qu'à l'oxigène; le fluore toutefois irait avant lui s'il pouvait être constitué sous la forme qui correspond à ce nom. Le brôme succède au chlore, et l'iode vient le dernier. Il y a ceci de particulier que le chlore chasse de ses combinaisons le brôme, et le brôme, l'iode, tandis que les combinaisons du chlore sont decomposées par l'acide hydrobromique et ceux du brôme, par l'acide hydriodique; l'acide hydrochlorique détruit les combinaisons du fluore. Dans ce renversement d'affinités le comburent libre a l'avantage sur celui engagé avec l'hydrogène, et celui-ci l'emporte sur le comburent engagé avec un métal. Il y a là quelque chose de très-indicatif pour la composition probable des comburens, car l'anomalie cesse dès l'instant qu'on admet que l'oxigène

est au nombre de leurs constituans; des-lors il devient évident que l'oxigène doit préférer l'acide radical qui le déplace le plus fortement dans son calorique et que cet acide, ayant éprouvé ce déplacement de la part de l'eau que son oxigène forme avec l'hydrogène, doit contracter des unions d'autant plus énergiques que de sa nature il est moins proportionné de cet agent. Dans l'un cas, l'oxigène agit, dans l'autre, le radical acide. Dans l'hypothèse de la nature ignorée des comburens on doit dire que le calorique dont le chlore est plus pourvu que le brôme aide à la séparation de celui-ci d'avec le métal et que le chlore déplacé dans ce calorique par l'hydrogène perd cet avantage; mais l'hydrogène ne déplace pas plus de calorique d'avec le chlore que d'avec le brôme, et l'acide hydrochlorique contient plus de calorique que l'acide hydrobromique dans le même rapport que le chlore en contient plus que le brôme. Le même rapport existe du brôme à l'iode que du chlore au brôme. Nous avons dit que les combustibles relatifs ne sont pas aussi bien classés que les comburens relatifs. Le moins comburent parmi eux doit être celui qui tient avec le plus de force à l'oxigène. Le bore est dans ce cas; après lui doit venir le carbone; puis le phosphore, ensuite l'azote, l'arsenic, le tellure, le soufre et le selène; ce dernier est le moins combustible de tous. Des unions à rapports égaux entre les divers combustibles relatifs, étant décomposées par la pile, régleraient la préséance à ne pouvoir s'y tromper, mais ces

unions n'ont encore été obtenues que pour un nombre assez circonscrit de ces corps.

Les corps relatifs sont proportionnans par eux-mêmes; c'est principalement en cette qualité qu'ils représentent l'oxygène. On les retrouve à la même quantité dans les engagements quelconques secondaires qu'ils contractent, et la nature pas plus que le nombre des rapports de la substance avec laquelle ils forment des composés primaires ne changent en rien le poids par lequel ils entrent dans leurs composés secondaires. Ils se proportionnent avec les combustibles absolus, et souvent entre eux, dans le même nombre de rapports que l'oxygène se proportionne avec les mêmes corps. Leur combinaison avec l'hydrogène n'est pas même exceptée de la règle; les comburens seuls contractent des engagements qui répondent aux suroxides, et aux acides des métaux. C'est encore en ceci, et bien principalement, que les corps relatifs sont les représentans de l'oxygène.

Les combustibles absolus, bien que s'engageant en des rapports définis avec l'oxygène et les corps relatifs, ne deviennent proportionnans que par ces corps. Ils ne proportionnent par eux-mêmes dans aucune de leurs combinaisons. Ce sont des porte-oxygène et des porte-représentant de ce principe. Ils sont proportionnés, mais ne sont pas proportionnans. Leur emploi est purement passif, et un double rapport de leur matière ne sature pas plus, dans une combinaison secondaire, qu'un rapport simple; le second rapport forme une sursaturation, comme la forme un second

rapport d'oxygène combiné avec un oxide. Ni l'un, ni l'autre second rapport ne concourt au proportionnement.

La saturation, dont nous avons déjà parlé sans la définir, se trouve là où deux corps sont unis en rapports égaux. Un second rapport de l'un ou de l'autre constituant fait des sursaturations si le comburent prédomine, et des soussaturations, si le combustible se trouve en excès.

Les corps relatifs ont une expansion proportionnelle qui est en correspondance avec celle de l'hydrogène et qui paraît se composer d'un demi rapport de combustible uni sans condensation à un rapport entier de représentant de l'oxygène, 2 volumes de chaque corps se maintenant à 4 volumes. Nous avons dit que les métaux doivent avoir une expansion double de celle de l'hydrogène. L'expansion des comburens relatifs, en raison du second rapport de représentant de l'oxygène qu'ils contiennent, se compose différemment et résulte d'un volume double de ce représentant tenant en condensation un volume simple de combustible.

Le combustible dans les corps relatifs doit être différent pour chacun d'eux; le représentant de l'oxygène pourrait aussi l'être, mais cela est moins probable. Si, ni l'un, ni l'autre était différent, ces corps ne jouiraient pas de propriétés si différentes, et ils auraient le même nombre. Dans l'azote, ce représentant est l'oxygène lui-même. Il pourrait bien également l'être dans les autres corps relatifs. Que ces sortes de corps contiennent un

combustible, résulte de ce que, dans certains cas, ils sont attirés par le pôle négatif, et qu'ils contiennent un comburent, résulte de ce que, dans certains autres cas, ils sont attirés par le pôle positif. Leur combustible appartient à l'espèce de corps qui n'ont pas d'existence combinée.

DE L'AZOTE.

L'azote est le seul combustible relatif dont l'état habituel soit gazeux. Il est susceptible d'être acidifié par l'oxygène. Nous avons dit qu'avec l'hydrogène il forme l'ammoniaque. L'atmosphère le contient proportionné d'oxygène dans le rapport du sousoxidule vrai ou fictif de ce combustible : deux rapports d'azote s'y trouvent joints à un rapport d'oxygène, sans condensation. On ignore si c'est par mélange ou par combinaison. Le sousoxidule d'azote, sous sa forme de gaz, ne pourrait exister qu'en vertu d'affinités très faibles, l'oxidule du même combustible formant déjà une combinaison beaucoup moins forte que l'oxide. L'azote, dans plus d'une circonstance et notamment dans la respiration et dans la suroxydation complète de l'hémi-suroxide de manganèse, est pris en combinaison conjointement avec l'oxygène. L'oxygène dans l'air ne paraît pas être saturé au complet de calorique. Dans ce cas, l'azote devrait lui tenir lieu de ce qui lui manque en cet agent. Le mélange artificiel de gaz oxygène et de gaz azote dans le rapport qui constitue l'air brûle

plus vivement avec les corps combustibles que l'air naturel. Nous avons déjà dit que, d'après les phénomènes atmosphériques, il doit se trouver des cas où l'oxygène de l'air échange l'azote contre de la vapeur d'eau et, d'autres, où il fait l'échange contraire. Le premier échange amène l'air calme et serein, le second, l'air agité et couvert. La non-condensation ne peut être une preuve de non-combinaison, car 8 d'azote ne sauraient produire un effet de coarctation sur 2 d'oxygène, et il n'existe point d'exemple d'une sousoxidation ou suroxidation dont le volume gazeux soit proportionnel. Le sousoxidule d'azote devrait être une combinaison primaire entre 1 rapport d'azote et 1/2 rapport d'oxygène et non une secondaire entre de l'oxidule d'azote et de l'azote réduit, rapport égal de chaque, ainsi que c'est le cas pour les sousoxides ou sousoxidules des métaux avec ces corps réduits. C'est que pour ceux-ci l'oxygène proportionne, tandis que, pour les corps relatifs, ce sont eux qui remplissent cette fonction, l'oxygène ne prenant aucune part au proportionnement, un corps qui ne peut proportionner sans se décomposer, ne devrait pas avoir d'expansion proportionnelle, mais le sousoxide d'azote n'est pas dans ce cas. Aussi, les acides inférieurs des corps relatifs ne sont-ce pas des suroxides qui doivent déposer leur suroxigène pour pouvoir s'engager. Il est vrai que ce n'est jamais comme oxides qu'ils s'engagent, hors toutefois ceux des combustibles avec ceux des comburens; mais ici aussi les rapports s'établissent

entre les excipients de l'oxygène et non entre deux différentes portions d'oxygène; mais, je le répète, un volume égal à 4 ne peut élever à son expansion un qui ne soit égal qu'à 1, et si, comme cela est possible, les volumes inférieurs abaissent ceux supérieurs à leur expansion propre, 1 volume devrait réduire à 1 quatre volumes, je dis à 1, à cause qu'il n'y a pas d'abaissement intermédiaire, 4 et 2 ne s'arrêtant jamais à 3, mais restant à 4. Douze avec 3 sont abaissés jusqu'à 8 et 16 avec 8 le sont également jusqu'à 8. Huit est l'expansion proportionnelle la plus élevée que les gaz puissent prendre; deux est la plus basse et 4 est intermédiaire à ces deux. Les accroissemens se font dans une progression géométrique.

On analyse l'air atmosphérique en enfermant sous une cloche 5 mesures d'air avec un peu plus de 2 mesures d'hydrogène, l'air ayant un léger excès d'oxygène à son proportionnement de sousoxidule, (10 1/2 sur 39 1/2 au lieu de 10 sur 40, en volumes). On introduit dans le mélange de l'éponge de platine : il ne reste pas au delà de 4 volumes d'azote lorsque l'air est dûment proportionné d'oxygène. Le platine s'échauffe par le calorique de l'oxygène et met celui-ci dans une condition à pouvoir s'unir à l'hydrogène.

L'air est la source de l'oxygène dont le chimiste fait usage, et l'azote, dont se forment l'ammoniaque et les autres composés de l'azote, sans en excepter la matière animale, est également puisé dans son sein.

L'air peut être considéré comme un troisième règne organique; il possède le pouvoir de se restaurer par des matériaux qu'il puise dans la terre et par d'autres qui d'eux-mêmes vont se rendre dans son sein. Les fonctions assimilatrices qu'il exerce font qu'il a toujours la même composition. Il a ses momens de fatigue et de repos, ses périodes de maladie et de santé; il éprouve des malaises et passe par des crises. Il opère par lui-même tous les changemens physiques qui ont lieu dans son intérieur. Il possède ses moyens propres de caléfaction et de frigéfaction, et opère la première en se condensant et, la seconde, en se dilatant (affaissement et relèvement spontanés). Il y a cette différence que sa forme est unique, tandis que les formes des deux autres règnes organisés sont très-variées.

Le mélange d'oxigène et d'azote dans le rapport qu'il est dit ci-dessus ne peut pas être appelé air atmosphérique. Il lui manque l'eau, et nous avons déjà dit qu'il est plus comburant que l'air. Les corps combustibles qui brûlent dans l'air sont pris en solution par son oxigène ou cet oxigène est figé par ces corps. La différence est que le produit soit volatil ou fixe.

L'eau de source contient de l'air dans lequel l'azote est proportionné d'oxigène au double de ce qu'il l'est dans l'atmosphère. C'est dans ce rapport que nous avons dit se trouver l'air dans l'hémi-sur-oxide de manganèse. Cependant, l'air atmosphérique ne saurait être considéré comme un mélange d'oxidule d'azote en union non condensée

et d'azote libre. L'eau pour proportionner dans ce rapport l'air qui la pénètre cèderait-elle de son hydrogène à l'oxygène de l'air, et son oxygène propre ferait-il les frais de cette plus haute oxidation de l'air, ou de la vapeur d'eau oxygenée serait-elle absorbée par ces eaux?

L'azote consiste en oxygène et en un combustible dont la nature est ignorée, mais qui, à l'état réduit et en combinaison avec trois rapports d'hydrogène, forme un métal. Un demi rapport de combustible, 6, avec un rapport entier d'oxygène, 8, sont ses composans. Les 3 rapports d'hydrogène élèvent ce combustible à la valeur d'un rapport entier, et sont ainsi les équivalens de 1/2 rapport de ce combustible. L'oxidation de ce métal le convertit en un rapport, également entier, de l'oxide qu'on nomme ammoniacque.

L'azote a un oxidule, nommé oxide gazeux d'azote, dont la préparation sera donnée à l'article de l'acide supérieur de l'azote, et qui consiste en rapports égaux de combustible et d'oxygène. Comme dans les oxides et acides des combustibles relatifs, ce sont ceux-ci et non l'oxygène qui proportionnent, l'oxidule d'un pareil corps ne se présente pas comme composé de 1 rapport d'oxygène et de 2 rapports de combustible ou de rapports égaux de celui-ci et d'oxide, mais de rapports égaux de combustible et d'oxygène, ce dernier restant étranger au proportionnement. L'oxidule d'azote a une expansion égale à 4; 4 volumes d'azote y tiennent en condensation ou élèvent à leur expansion propre et ainsi à une

expansion double, 2 volumes d'oxygène, d'après la loi de condensation des volumes inférieurs par les volumes supérieurs lorsqu'il intercède un engagement chimique régulièrement proportionné. L'oxidule d'azote a une saveur douceâtre et une odeur suave; il est impropre à la respiration, malgré qu'il soit plus apte que l'air atmosphérique à faire brûler les corps. En effet, la plupart des combustibles et jusqu'au fer y brûlent avec la même vivacité que dans le gaz oxygène. La chaleur initiale a seulement besoin d'être plus élevée; comme l'oxidule d'azote est décomposé à une chaleur rouge, la combustion se poursuit quelque temps dans de l'air proportionné d'oxygène au double de ce qu'il l'est dans l'atmosphère et de la moitié moins dilaté que dans celle-ci; ensuite le gaz se proportionne de plus en plus d'azote, et les corps cessent d'y brûler. A 7° de chaleur, et sous une pression de 50 atmosphères, l'oxidule d'azote est condensé en liquide. A la pression ordinaire, mais sous le pouvoir liquéfiant de 23° de froid, qui, dans cette occasion, se montrent les équivalens de 50 atmosphères, il conserve la liquidité acquise. Il peut même être distillé à 10° de chaleur, pourvu que sa vapeur soit reçue dans un espace étroit et dont la température soit abaissée jusqu'à 18°. Le froid peut être moindre à cause que la pression exercée par la vapeur du liquide est plus forte.

L'oxidule d'azote peut être respiré impunément. Il est condensé sans décomposition par le sang. Comme contenant, sous un volume moindre, le

double d'oxygène que l'air atmosphérique, il active le procédé de la vie et produit une exaltation mentale qu'on a comparée à l'ivresse. L'oxygène engagé avec l'azote, dans sa réaction sur les poumons, produit le même effet que l'hydrogène uni au carbone et à l'eau, produit dans sa réaction sur l'estomac, et les deux corps les plus différens de la nature, qui sont l'oxygène et l'hydrogène, font naître des phénomènes identiques, par la seule différence des organes sur lesquels ils sont appliqués. Allumé avec volume égal d'hydrogène, il se resout en eau, qui se condense, et en un volume d'azote égal au sien. La combustion se fait avec une flamme très-vive et sous une forte détonation. Quatre volumes d'hydrogène enlèvent 2 volumes d'oxygène, et 4 volumes d'azote sont mis en liberté. La pesanteur spécifique de l'oxidule d'azote est égal au nombre qui le représente.

L'azote ayant un oxidule, a nécessairement aussi un oxide. Celui-ci, dont également nous donnerons ci-après la préparation, consiste en 1 rapport d'azote et 2 rapports d'oxygène et ainsi en volumes égaux des deux, unis sans condensation, d'après la loi de l'expansion maintenue lorsque volumes égaux de combustible relatif et de comburant absolu se combinent sans qu'il en résulte un acide. Sa pesanteur spécifique est égale à la moitié du nombre qui le représente. L'oxide d'azote, quoique d'avantage proportionné d'oxygène que l'oxidule de son combustible, ne produit pas les mêmes effets de combustion que lui; il exerce

plutôt une action de combustible et se combine à froid avec l'oxygène. Une chaleur rouge ne décompose pas cet oxide en ses constituans, mais le résout en un proportionnement plus avancé avec l'oxygène et en azote réduit. La décomposition se fait à la manière des oxidules dont les oxides sont réductibles par le feu. Du calorique se joint à l'oxygène pour produire cet effet. L'oxygène dans ce gaz occupe quatre fois son volume naturel et, l'azote, deux fois. Sous le même volume que l'oxidule d'azote il renferme la même quantité d'oxygène, mais la moitié seulement de cette quantité d'azote. La dilatation de l'oxygène est la même dans les deux gaz.

L'oxide d'azote avec volume égal d'hydrogene, étant enflammé, brûle avec une flamme verte; mêlé avec un tiers moins de son volume d'ammoniaque, ou 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'oxide avec 1 d'alcali (12 volumes sur 3), et traversé par l'étincelle électrique, il s'allume et brûle avec détonation; 12 volumes d'azote sont recueillis, et le même nombre de volumes de vapeur d'eau est condensé. Avec 2 $\frac{1}{2}$ fois son volume d'hydrogène et sous l'influence du platine squammeux, il se transforme en ammoniaque et en eau : le métal enlève du calorique à l'oxidule, s'entend, à la fois à son azote et à son oxygène, lesquels, ne pouvant rester unis sans leur dû proportionnement par du calorique, se portent l'un et l'autre sur l'hydrogène et forment avec lui, le premier, de l'ammoniaque et, le second, de l'eau.

Mis en contact avec de la limaille de fer mouil-

lée d'eau, il cède la moitié de son oxygène à l'hydrogène de l'eau dont l'oxygène oxidule le fer : l'oxide est converti en oxidule et son volume est diminué de la moitié. Agité avec l' amalgame de plomb il éprouve la même perte en oxygène et la même réduction en volume.

Les deux oxides de l'azote forment avec l'oxide de potassium anhydre des sels cristallisables et dont ceux faits avec l'oxide sont nommés hyponitrites; ceux faits avec l'oxidule portent le nom de bi-hyponitrites. Cela prouve que la propriété comburante en vertu de laquelle les sels sont formés, préexiste dans les corps relatifs et s'exerce indépendamment de l'oxygène pour les uns et, de l'hydrogène, pour les autres.

Le pyrophore ordinaire brûle avec beaucoup de vivacité dans l'oxide d'azote. Cet oxide porte assez frequemment le nom de gaz nitreux.

Le troisième degré de proportionnement de l'azote par l'oxygène forme l'acide nitreux. A l'état inengagé il est sous forme de gaz et porte le nom de vapeur nitreuse. Cette vapeur est rouge-jaunâtre; par le froid on peut la condenser en un liquide vert et qu'il est presque impossible de contenir tant la vapeur qui se forme à sa surface et qui est brun-noirâtre, est dense et élastique. Elle résulte du mélange de 8 mesures d'oxide d'azote avec 2 mesures d'oxygène. La condensation est de 175°. Comme acide qui reçoit dans sa composition un nombre impair de rapports d'oxygène, l'acide nitreux n'a pas d'existence liquide qui soit indépendante de rapport

égal d'eau ou d'un corps tenant en combinaison un rapport d'oxygène. Ces combinaisons peuvent être obtenues directement à cause de la disposition de l'acide, dont l'oxygène est incomplètement déplacé dans son calorique, à se partager en acide supérieur et en oxide d'azote; on se procure l'acide uni à l'eau lorsque d'une combinaison où il a éprouvé le déplacement dans le calorique qui répond à sa nature, on le fait passer à ce liquide; alors il est incolore et d'une acidité franche. On l'obtient uni à la potasse lorsque par une chaleur obscurément rouge on chasse du nitrate de cet alcali deux des cinq rapports d'oxygène que l'acide de ce sel contient. L'accumulation de l'un des deux rapports d'oxygène contenus dans l'oxide d'azote sur un seul rapport, l'autre rapport devenant de l'oxidule, opérée à la faveur du calorique qu'ajoute le temps, et sous l'influence de la potasse caustique strictement dissoute dans l'eau, fournit le même composé. Un procédé par lequel il est également obtenu consiste à soumettre à l'influence de la même potasse caustique liquide le mélange de 12 volumes ou 1 1/2 rapport d'oxide d'azote et de 2 volumes ou 1 rapport d'oxygène. Je dis 12 et 2 volumes, parceque les nombres de l'oxide d'azote et de l'oxygène, l'un et l'autre dans leur rapport mesuré, sont 8 et 2. Quatre volumes d'oxide restent inengagés, et les 8 autres avec les 2 d'oxygène forment de l'acide nitreux, lequel s'engage avec la potasse. La combinaison de cet acide avec l'ammoniaque se décompose

à une faible chaleur : l'hydrogène de l'alcali avec l'oxygène de l'acide forme de l'eau et les deux azotes sont rendus libres. On peut, par cette voie, se procurer de l'azote très pur. Le nitrate de plomb en solution dans l'eau, étant mis à bouillir avec rapport double de son métal dûment divisé, fournit du bi-sousnitrite, qu'on réduit à son existence de sel simple en l'agitant avec l'un des acides du charbon : ce sel, rendu sec par la cristallisation, laisse, à une chaleur rouge, échapper son acide, à l'état de gaz, s'il peut librement se développer, et, à l'état liquide, lorsqu'il est reçu dans un espace resserré et refroidi.

Le quatrième proportionnement de l'azote avec l'oxygène constitue l'acide hyponitrique. Il contient un rapport d'oxygène de plus que l'acide nitreux; il résulte du mélange de 8 mesures d'oxide d'azote avec 4 mesures d'oxygène. Les 12 mesures sont réduites à 8. Aussi, en mêlant 8 mesures de vapeur nitreuse avec 2 mesures d'oxygène : il est alors sous la forme d'un gaz rouge-brunâtre. Il peut être condensé en liquide par le froid seul ou par le froid aidé de la pression; 20° sont requis lorsque le froid agit seul. A cette température et audessous, le liquide est incolore; à 10° de froid de moins, il est jaunepâle; à 0°, jaune - fauve; entre 15 et 28, qui est le degré de son ébullition à l'air libre, il est jaune-orangé. A un froid double de celui qui le condense, il se concrète en une masse blanche. Comme contenant un nombre pair de rapports d'oxygène, il jouit de l'existence liquide

à la température et à la pression ordinaires de l'air; comme l'acide précédent, l'eau par laquelle on condense sa vapeur la partage en acide majeur et en oxide d'azote. Sur 3 rapports, 1 de ce dernier est rendu libre. Avec peu d'eau l'acide reste liquide. Les solutions alcalines produisent sur le gaz le même effet que l'eau simple. Toutefois l'hydrate de baryte avance moins ce partage et l'arrête à sa formation en nitrate et en nitrite : le calorique que la terre déplace d'avec la vapeur met obstacle à ce que d'avantage de nitrate soit formé. On obtient l'acide liquide en faisant passer son gaz par un tube de verre étroit et tenu froid jusqu'à 20° ; ce froid est excité et maintenu constant par le mélange du sel marin avec la neige; aussi, en décomposant, à une chaleur rouge, du nitrate anhydre de plomb et en recevant le produit dans un vase dont la température soit à 20° de froid. L'oxigène qui fait la différence de l'acide nitrique à l'acide hyponitrique se dégage. Une affinité de liquéfaction détruit une de composition. Sous une forte pression assistée d'un fort froid, l'oxigène se coengage en acide entier liquide, dont la couleur est noire. Nous verrons bientôt qu'une pareille condensation de la vapeur nitrique a lieu chaque fois que dans un appareil exactement luté, on procède à la préparation de l'acide nitrique sous-absolu.

L'acide hyponitrique a les constituans de l'acide nitrique combiné avec l'acide nitreux. Cette considération lui a fait restituer le nom d'acide nitroso-nitrique qu'autrefois nous lui avons donné.

Il est vrai que l'acide nitrique chargé d'oxide d'azote ou de vapeur nitreuse le fournit. Dans le premier cas, il y a enlèvement de 2 rapports d'oxigène à 4 rapports d'acide par 2 rapports d'oxide. Dans le second, l'engagement se fait entre les constituans tout formés de l'acide. Les acides nitriques rouges - bruns rutilent par les deux acides inférieurs de l'azote, et aussi par le gaz de l'acide supérieur. Les acides faits par des intermèdes qui leur enlèvent de l'oxigène, sont, dans le premier cas; les autres, étant faits en des vases bien clos, sont dans le second cas. L'acide nitrique occupe et sature trop son eau pour pouvoir condenser les vapeurs des trois acides dont on l'interpose, et l'eau y est trop satisfaite dans sa faculté de combinaison pour partager les vapeurs des deux sous-acides en leurs composans prochains. Au contact de l'air, les constituans prochains de ces deux acides se vaporisent en même temps : l'acide nitrique fait fumer la vapeur, et l'acide nitreux la colore. L'air et l'oxigène transforment bientôt le tout en acide nitrique blanc.

L'acide nitrosonitrique, qui renferme un nombre pair de rapports d'oxigène, peut se maintenir composé sans le secours de l'eau. On ne peut lui incorporer au delà de rapport et demi de ce liquide sans qu'il se décompose, d'abord en ses constituans prochains et, ensuite, en l'un de ces constituans et en oxide d'azote. Le mélange passe par les trois couleurs simples et l'un des couleurs composés de l'iris : l'orangé et le pourpre manquent.

L'acide nitrosonitrique existant dans l'hyponitrate de potasse soustrait par le feu dans l'un des 5 rapports d'oxygène de son acide, peut, par l'acide entier, être transféré à rapport et demi d'eau. Le déplacement dans son calorique avec lequel l'acide se présente à l'eau détermine la combinaison. L'acide expulsant fournit le calorique qui manque à l'acide expulsé pour pouvoir se proportionner avec l'eau. Le produit est blanc. Ce sesquihydrate oxide moins activement que l'acide entier blanc, les corps combustibles, et l'acide nitreux absolu blanc, moins activement que lui. A égalité de condensation par l'eau, la différence se renferme dans la saturation plus ou moins avancée par l'oxygène, le déplacement dans le calorique opéré par l'eau se faisant sur le représentant de l'oxygène dans l'azote et non sur l'oxygène qui acidifie celui-ci; mais l'azote en devient plus combustible et partant plus apte à déplacer le calorique d'avec l'oxygène. L'eau qu'on incorpore à l'acide hyponitrique comme aux autres acides ayant un nombre pair de rapports d'oxygène, n'est pas de conjonction, mais d'hydratation, leur état liquide n'étant pas subordonné à leur combinaison avec l'eau.

Si dans l'acide nitrosonitrique l'acide mineur tenait à l'acide majeur par des liens d'union plus stables, il se coengagerait avec lui sans concourir à la saturation et sans que la neutralité du sel en fut troublée; en d'autres termes, 2 rapports d'azote avec 5 et 3 rapports d'oxygène satureraient seulement comme un seul rapport, l'acide nitreux

existant près de l'acide nitrique en locotenant de calorique et cessant dès lors de réagir comme acide; mais dégagé de cette combinaison, il sature pour son compte propre, et le sel produit consiste en nitrate et nitrite. Le nitrate de potasse auquel par le feu on a enlevé un rapport de son oxygène et qu'on pourrait supposer former de l'hyponitrate, se partage en nitrate et nitrite lorsqu'on le dissout dans l'eau.

L'acide nitreux peut, comme l'acide hyponitrique, être figuré consister en acide hyponitrique et oxide d'azote : 172 rapport de chaque pour avoir 2 d'oxygène dans l'un, et 1 dans l'autre, = 3, avec deux demi-rapports d'azote

L'acide majeur de l'azote est l'acide nitrique. La terminaison en *ique* est du domaine des acides saturés d'oxygène. Elle donne aux sels qu'elle forme la terminaison en *ate*; celle en *eux* donne à ses sels la terminaison en *ite*.

L'acide nitrique est d'origine minérale. Il est rencontré fossile en union avec la potasse et la soude.

L'acide nitrique dégagé de l'un de ses sels par un corps pourvu de rapport égal d'eau et qui avec la base du sel forme un composé insoluble, anhydre, est blanc et ne contient pas au delà d'un rapport d'eau par chaque rapport de sa matière. Le corps décomposant doit être de nature à ne pas trop s'échauffer avec la base; c'est le seul cas où l'acide nitrique peut être constitué avec aussi peu d'eau. Préparé par une autre voie, il contient dans son état le plus concentré 1 172

rapport de ce liquide. L'acide concentré qu'on retire du nitrate de potasse soumis à la distillation avec l'acide majeur du soufre, rapports égaux des deux étant réunis, est de couleur rouge-brun foncé. C'est sa pénétration par de la vapeur nitrique anhydre et incomplètement gazéifiée qui lui donne cette couleur. Le défaut de 1/2 rapport d'eau dans rapport égal d'acide décomposant, concourt avec la chaleur à rendre libre d'eau une partie de l'acide. Quand on fait la distillation dans un appareil peu spacieux et suffisamment résistant, la pression que la vapeur exerce sur elle-même en condense une partie en liquide qu'alors on voit par une couche d'acide anhydre rouge-brun surnager sur l'acide hydraté et pénétré de vapeur : la partie vide de l'appareil est occupée par une vapeur tellement dense que le contenu entier paraît être noir. La vapeur condensée est de l'acide nitrique et non, comme on le pense, de l'acide nitreux, lequel, dans aucun cas, ne se forme, car lorsque du gaz échappe, ce gaz n'est pas de l'oxygène, mais du gaz acide nitrique condensable par l'air humide en sesquihydrate d'acide blanc.

L'acide nitrique pénétré de vapeur nitrique laisse échapper celle-ci au feu et devient incolore. L'effet est prompt à l'air libre et lent, en vase clos. La moindre chaleur le produit dans le premier cas, et la vapeur se décolore en venant en contact avec l'air. Nous avons déjà dit que le moins d'eau que l'acide blanc peut contenir est rapport et demi de ce liquide. A une

chaleur de 60° il se volatilise. A 100° et moins, il bout et se volatilise avec cette eau sans se fortifier ou s'affaiblir. Avec 4 rapports d'eau, de l'acide fort distille avant de l'acide faible. Avec encore plus d'eau, le dernier de ces acides ou de l'eau presque pure passe avant le premier. Revenu à un degré de force où son ébullition demande 120° de chaleur, il distille sans changer de concentration. L'acide sous-absolu, à un froid de 40°, se congèle; avec 1/2 rapport d'eau de plus, il ne demande que la moitié de ce froid pour congeler. Il contient alors un rapport d'eau de conjugation et un d'hydratation, et forme de l'hydrate complet d'acide absolu. Nous avons les premiers fait connaître sa concrescibilité par le froid. Ainsi que nous l'avons précédemment dit, les acides dont le nombre des rapports d'oxygène est impair, n'ont pas d'existence liquide qui soit indépendante de rapport égal d'eau. A leur état anhydre, du calorique, en quantité équivalente, leur tient lieu de cette eau. C'est pour cela qu'à concentration égale, l'acide rouge oxide les corps combustibles beaucoup plus activement et sous développement de beaucoup plus de chaleur que l'acide blanc. Dans son état de premier hydrate, il n'oxide le bismuth et les métaux pareils, ni à chaud, ni à froid. L'eau d'hydratation se refuse à la décomposition et met l'acide à l'abri d'être décomposé. L'eau, d'après cela, oxide le métal par son oxygène, et souscompose l'acide nitrique par son hydrogène.

L'acide nitrique peut être formé directement

de l'azote de l'air dûment proportionné d'oxygène, lorsqu'on favorise la combinaison par de l'eau concomitamment formée. On ajoute à 10 mesures d'air 50 mesures d'oxygène et 44 mesures d'hydrogène, et on enflamme par l'étincelle électrique : l'acide est uni à 16 rapports d'eau. L'expérience doit être faite très en petit. Aussi, en mêlant 4 mesures d'azote avec 48 mesures d'hydrogène et en faisant brûler le mélange dans du gaz oxygène.

L'acide nitrique est immédiatement formé, mais en engagement de sel, en faisant réagir à froid de l'ammoniaque liquide sur du second oxide de mercure. Trois rapports d'oxygène sont requis pour deshydrogèner l'azote et 5, pour composer l'acide nitrique. On n'intercepte point l'air. Je pense que l'hydrogène est formé en eau par l'oxygène de l'air, et que l'azote est acidifié par l'oxygène de l'oxide; l'effet serait alors déterminé par une double attraction. De longs cristaux de nitrate d'ammoniaque s'élancent hors du liquide. L'acide n'est pas empêché de se former par la présence d'alcali libre. Il reste de l'hydrate de sesquioxidule de mercure. Nous avons de cette manière fait de l'acide nitrique dans un temps où la composition de cet acide était encore contestée.

Il serait difficile de dire comment l'acide nitrique est formé par l'air. L'azote par lui-même n'attire point l'oxygène; seulement une affinité de sollicitation est exercée par les bases que l'acide salifie; une partie de l'azote s'échaufferait-elle

par le calorique de l'oxygène, aidé dans son action sur cet agent par une autre partie du même combustible, qui, de son côté, attirerait l'oxygène? Dans ce cas, la saturation de l'azote en acide serait immédiatement complète, moins de calorique étant à déplacer pour former un acide qu'un oxide, et l'effet se rapporterait à une action de pyrophore.

L'acide nitrique dilué d'eau, par sa réaction sur le cuivre en limaille, fournit l'oxide d'azote; l'effet a besoin d'être assisté par la chaleur; 3 rapports de métal enlèvent à l'acide 3 rapports d'oxygène : du nitrate de cuivre à oxide est formé. Le gaz est recueilli sous une cloche pleine d'eau et renversée sur l'eau. Il se volatilise de la vapeur nitreuse, laquelle, en traversant l'eau, se partage en acide nitrique et en oxide d'azote. De 3 rapports de vapeur, 2 sont convertis en cet oxide. Le sel que cet acide forme avec l'ammoniaque et qui est assuré dans son existence par rapport égal d'eau, en se décomposant à la chaleur que développe la flamme de l'alcool, fournit l'oxidule d'azote : l'eau du sel se volatilise, et le sel, qui ne peut subsister sans eau, se décompose : les 3 rapports d'hydrogène qui, avec l'azote, constituent l'ammoniaque, s'unissent à 3 des 5 rapports d'oxygène, que bientôt nous dirons former avec l'azote l'acide nitrique, et donnent naissance à de l'eau : reste du deutoxide d'azote et de l'azote libre, lesquels, étant l'un et l'autre naissans, se combinent et produisent de l'oxidule d'azote. La vapeur nitreuse résulte d'acide nitri-

que auquel un combustible de force moyenne a enlevé 2 rapports d'oxygène et a laissé l'azote avec les 3 rapports restans de ce principe.

L'azote, nativement gazeux et incondensable sous la pression la plus forte qu'il ait encore été possible de produire, nous a fait connaître par ses combinaisons gazeuses avec les deux élémens de l'eau et avec un autre combustible relatif seul et avec ce combustible et l'hydrogène, les loix de condensation et de demeure-en-expansion auxquelles sont soumis les autres corps simples dans leurs combinaisons gazeuses primaires et sous-secondaires. Nous avons appris par lui que les volumes simples sont comprimés par les volumes doubles, qu'entre un combustible relatif et le comburant absolu l'expansion est maintenue en plein lorsque les volumes sont égaux; qu'un combustible relatif pour s'élever à la plus haute expansion qu'il peut atteindre avec l'hydrogène, a besoin de trois fois son volume de ce principe et n'en a pas besoin davantage; c'est l'ammoniaque, composée de 4 volumes d'azote et de 12 volumes d'hydrogène, condensés de 16 à 8, qui nous a donné cette information. On aurait pu croire d'après un autre combustible que cette expansion demandait 4 volumes d'hydrogène de plus. L'azote nous a aussi fait connaître qu'entre volumes égaux de deux combustibles relatifs, la pénétration était entière et que le volume résultant ne dépassait pas l'expansion de l'un des deux. Je ne dois pas répéter que dans volumes égaux de corps relatifs se trouvent rap-

ports égaux, et que l'expansion proportionnelle de ces corps est égale à la même expansion de l'hydrogène. Le volume après l'union est 4; mais, en cela différent d'un combustible relatif simple, le volume d'un combustible relatif composé est élevé à 8 par volume égal ou 4 volumes d'hydrogène; nous venons de voir que l'azote, pour parvenir à la même expansion, demande 12 volumes d'hydrogène; le carbone en demande 16. La différence dépend sans doute de ce que dans l'un cas il se développe un hydracide, dans l'autre, un alcali. Le contraire de cet effet a lieu pour l'oxygène, lequel, en volume égal avec un combustible relatif, plie sous le volume de ce combustible ou ce combustible plie sous le sien, lorsqu'il résulte un acide; il se maintient en toute expansion lorsque le produit est un oxide. Les volumes sont 4 et 8.

Par son association à la matière végétale l'azote fait la différence de cette matière à celle animale. Dans cette fonction, quoique continuellement en rapport avec l'eau et avec les principes de l'eau, il n'est jamais compris dans un partage des élémens de ce liquide. En d'autres termes, il n'est pas plus formé d'ammoniaque que l'un des 5 proportionnemens de l'azote avec l'oxygène, dans le procédé organico-chimique d'où dépend la vie des animaux.

Le nombre de l'azote est 14. Son expansion proportionnelle est 4; 40 pouces cubes de ce gaz pèsent 14 grains. Sa pesanteur spécifique comparée à celle de l'hydrogène est égale au poids

de son rapport. Si l'air atmosphérique était un composé, son nombre serait 18. Quatre d'oxygène et 14 d'azote sont ses constituans. Dans les combinaisons que les corps relatifs contractent avec d'autres matières le représentant de l'oxygène contenu dans ces corps est seul proportionnant, et le nombre des autres matières doit plier sous le nombre de ces corps. L'air n'a point d'expansion proportionnelle qui lui soit propre. L'oxide d'azote est représenté par 22; son expansion est 4. Son poids spécifique est 22. L'oxide d'azote a pour nombre 30; son expansion est 8; 80 pouces cubes de ce gaz pèsent 30 grains; sa pesanteur spécifique est égale à la moitié du poids de son rapport, ou à 15. L'acide nitreux gazeux est représenté par 38, 24 d'oxygène et 14 d'azote. Le nombre de l'acide hyponitrique est 46; celui de l'acide nitrique, 54. Les signes sont A.; A. O.; A. O., O.; A. + O. \times 3; A. + O. \times 4; A. + O. \times 5.

DU CARBONE.

Combustible relatif, infusible, et fixe au feu. On le rencontre dans la nature sous différentes formes. Dans le diamant, il est cristallisé, pellucide et incolore. Dans ses autres mines et tel que dans le graphite, l'anthracite, le charbon de terre, il est noir et parfaitement opaque. Le diamant est le corps le plus dur connu. Il réfracte fortement la lumière; il ne conduit, ni l'électricité, ni la chaleur. On peut, par la fric-

tion, l'exciter en positif. Le charbon qui a passé par l'organisation végétale et tel qu'on l'obtient de la carbonisation du bois, ne conduit pas la chaleur, mais conduit l'électricité et condense la lumière. Il prend d'autant plus aisément feu qu'il est plus léger. Curtet a reconnu que le charbon peut être employé comme excitateur négatif dans la construction des piles. Étant, dans un système de pyrophore, accouplé à un corps moins combustible que lui, il attire l'oxygène pendant que le corps ignescible du système attire le calorique, et se combine avec lui. Avec un corps plus combustible, il est sans action. Dans toute autre circonstance il est inaltérable à l'air; chauffé au rouge, il brûle par incandescence et donne lieu à un acide seul ou à un acide et un oxide, suivant que la combustion est vive ou étouffée. Le charbon qui brûle avec flamme contient de l'hydrogène ou de l'eau et le plus souvent l'un et l'autre. Celui exempt de mélange, qui dans le gaz oxygène s'entoure d'une flamme bleuâtre, doit son apparente combustion avec flamme à de l'oxide de carbone qui est formé et dont l'engagement ultérieur avec l'oxygène se fait par une combustion lumineuse. A l'air, où l'azote soutire du calorique à l'oxygène, le passage à la saturation en acide carbonique est immédiat. L'oxide de carbone consiste en 1 rapport de ce combustible et 2 rapports d'oxygène; il forme ainsi un second oxide (deutoxide). Comme entre volumes égaux de comburent absolu et de combustible relatif, lorsqu'il ne ré-

sulte pas d'acide, les volumes ne se contractent pas, l'expansion proportionnelle de l'oxide de carbone est 8. Le carbone n'a point d'oxidule (protoxide) fait de rapports égaux de sa substance et d'oxigène; on le trouverait dans la lignite, uni à de l'eau, si ce corps n'était pas plutôt du carbone organisé et oxidulé que de l'hydrate d'oxidule de carbone. Enflammé au contact de l'air, l'oxide de carbone brûle avec une flamme bleue et qui s'éteint dès qu'on cesse de tenir le gaz enflammé. Le produit de cette combustion est de l'acide carbonique : 4 volumes d'oxigène se joignent à 8 volumes d'oxide de carbone pour former cet acide. On obtient l'oxide de carbone en incorporant un second rapport de carbone à de l'acide carbonique engagé avec une base salifiable un peu forte : le volume de l'acide double et, de 8 qu'il était, il devient 16, et cela, malgré que ces 8 ne se composent que de 12, savoir, de 8 d'oxigène et de 4 de vapeur de carbone, mais la catégorie de composition change et 8 de carbone en opposition à 8 d'oxigène sans qu'il soit produit un acide, ne sont pas sujets à se contracter. On trouve ici le cas d'une combinaison gazeuse dont l'expansion finale excède son expansion initiale, mais qui résulte d'une disjonction avec nouvelle conjonction et non d'une conjonction immédiate.

Un acide du carbone qu'on peut considérer comme consistant en oxide de ce combustible et en eau se trouve dans le règne animal et

peut être composé par l'art. C'est l'acide qu'on retire des fourmis. Il n'a point d'existence libre, mais se trouve nécessairement engagé avec rapport égal d'eau. Il forme alors un acide liquide d'une saveur franche. Comme il sature par une seule proportion de son radical, on ne peut supposer que le carbone y soit organisé par l'eau. Les corps très-avides d'eau et tels que l'acide supérieur du soufre, en lui enlevant ce liquide, rendent libre son oxide de carbone. Si l'eau y tenait au carbone, ce serait du bois acidifié par rapport double d'oxigène.

Un autre acide du carbone est l'acide oxalique. Comme le précédent est contenu dans le règne animal, celui-ci l'est dans le règne végétal. Trois rapports d'oxigène y saturent 1 rapport de carbone. L'acide, qu'on peut considérer comme consistant en rapports égaux d'oxide de carbone et d'acide carbonique, est maintenu en composition par un rapport d'eau; 24 ou 3 rapports d'oxigène y sont unis à 12 ou 1 rapport de carbone et donnent un acide dont 36 parties, non compris l'eau de conjonction, saturent en neutre un rapport d'oxide. Cet acide n'est donc organique que d'après son origine et non d'après sa nature. Pour être organique, il devrait proportionner par plus d'un rapport de son radical et l'eau devrait organiser le carbone en bois, et ce bois devrait être acidifié par 3 rapports d'oxigène; mais l'eau y est de conjonction et non d'organisation, car l'acide la dépose en s'engageant avec les oxides. Sa présence est rendue nécessaire à cause du

nombre impair des rapports d'oxygène par lesquels l'acide est formé. Cet acide et celui qui précède fixent donc invariablement la valeur représentative du carbone et la maintiennent au nombre que les premiers nous lui avons donné.

L'acide oxalique se présente nativement à l'état de sursel formé avec la potasse. On l'isole de sa base en le transportant sur l'oxyde de plomb avec lequel il forme un sel insoluble et en rompant l'engagement par l'acide supérieur du soufre. On prépare l'acide artificiel en traitant à froid du sucre avec de l'acide nitrique et, d'après une publication de M. le Professeur Hensmans, légèrement à chaud, la fécule de pomme-de-terre, la sciure de bois de chêne, la poudre de racine de réglisse, la manne, etc. avec le même acide. L'eau de ces corps est remplacée par de l'oxygène, ou l'hydrogène de l'eau est enlevé par le même principe, dont un troisième rapport accède par combinaison immédiate. De la vapeur nitreuse est rendue libre et remplit l'intérieur du vase dans lequel se fait l'opération. L'acide libre cristallise avec 2 rapports d'eau, qu'il cède par efflorescence au contact de l'air sec. Le rapport d'eau qu'il retient est de conjonction : les deux autres étaient, l'un d'hydratation et l'autre, de cristallisation. L'acide absolu se dissout dans 12 parties d'eau froide, celui cristallisé, en 10 parties. Il paraît, comme les acides nitrique et sulfurique, avoir un état mi-hydraté, sublimable et cristallisable : ces trois demi-hydrates sont incolores.

Le quatrième et dernier acide du carbone est

l'acide carbonique; il est habituellement gazeux et ce n'est que sous une pression de 40 atmosphères et à 0° de chaleur, qu'on peut l'obtenir liquide. A une pression sous laquelle on chargeait de l'eau légèrement alcaline de 20 fois son volume de gaz acide carbonique, nous avons vu le mercure dans l'éprouvette se couvrir d'une couche de liquide qui, à la moindre diminution de l'effort comprimant, se réduisait totalement en gaz. Était-ce de l'hydrate d'acide carbonique? Quand l'acide carbonique liquide est fait avec du carbonato-souscarbonate d'ammoniaque, il doit nécessairement contenir le demi-rapport d'eau que ce sel renferme par chaque rapport de sa matière; celui-ci pouvait donc bien également avoir contenu de l'eau. L'acide carbonique renferme 4 rapports d'oxygène sur 1 de carbone. Comme le nombre des rapports est pair, l'acide peut se maintenir composé sans le secours de l'eau; 8 volumes d'oxygène y condensent 4 volumes de vapeur de carbone. Mis en circulation sur des fragmens de charbon tenus rouges de feu dans un tube de porcelaine, il retourne à l'état d'oxide et double de volume. L'acide carbonique est formé lorsque, sous la réaction de l'éponge de platine, on incorpore à l'oxide de carbone la moitié de son volume de gaz oxygène; il l'est, mais mêlé à de l'azote, lorsqu'on fait déflagrer le même oxide de carbone avec 2 1/2 mesures d'air atmosphérique. La combinaison se fait sans que le volume de l'oxide de carbone augmente.

Les oxalates dont les oxides appartiennent à

des métaux faibles, le fournissent par leur décomposition au feu ; le rapport d'oxygène de l'oxide se joint aux trois de l'acide pour compléter les 4. Quand le métal est fort il se transforme en sousoxidule et on recueille un gaz dont le quart est de l'oxide de carbone. Le plus souvent le produit est un pyrophore. Les sousformiates d'argent et de mercure le donnent par la même décomposition : les oxides sont réduits en métal ; enfin, l'acide oxalique privé de son eau de conjonction par l'acide supérieur du soufre, le dégage en mélange avec volume égal d'oxide de carbone. On se le procure en décomposant par de l'acide nitrique le souscarbonate natif qui porte le nom de craie. Le gaz doit être recueilli sur le mercure.

L'acide carbonique existe en abondance et à l'état tant libre que combiné, dans la nature ; il est continuellement produit dans la combustion, la respiration, la fermentation vineuse et la putréfaction. La fermentation secondaire que subissent les boissons vineuses, et qui fait mousser ces boissons, le fournit également. Il existe dans les eaux minérales gazeuses, où il adhère à l'eau dont l'oxygène a servi à le former. Les végétaux seuls le font changer de composition : il s'adjoint l'hydrogène que l'activité solaire l'aide à séparer d'avec l'eau.

L'acide carbonique, quoique davantage proportionné d'oxygène que l'acide oxalique, jouit néanmoins d'affinités beaucoup plus faibles que cet acide. La cause peut en être qu'étant com-

posé d'un nombre pair de rapports d'oxygène, il n'a pas besoin de s'attacher à un corps tierce pour se maintenir en composition; un autre acide, dont le nombre des rapports d'oxygène est également pair, ne jouit pas d'affinités beaucoup plus fortes que l'acide carbonique. Dans ces acides, l'oxygène est proportionné par rapports égaux avec son pareil; il ne l'est pas dans ceux dont le nombre des rapports d'oxygène est impair; et c'est pour cela qu'ils s'adjoignent un corps qui complète ce nombre jusqu'au pair. Il ne sature par rapport égal de sa matière que les vrais alcalis. L'affinité, en apparence si énergique, de l'acide de l'oscille provient aussi de ce qu'il forme beaucoup de sels insolubles et que ceux de ses sels qui sont solubles le sont faiblement. Ses sursels ont même la propriété de décroître en solubilité à mesure qu'ils sont plus surcombinés d'acide.

La grande supériorité d'attraction pour l'oxygène que manifeste le carbone, il ne la possède qu'en apparence et la doit à ce qu'au feu les affinités se renversent, les plus faibles devenant prédominantes sur les plus fortes, et qu'après avoir contracté un engagement dans le premier sens, son état de gaz le soustrait à la réaction du corps décomposé qui, à froid, ne manquerait pas de le décomposer à son tour.

Le carbone forme avec l'hydrogène deux combinaisons gazeuses qui, par le rapport entre leurs constituans, sont en correspondance avec les deux combinaisons également gazeuses que le même

combustible forme avec l'oxygène, savoir, avec l'oxide de carbone et l'acide carbonique : ce sont les gaz qu'on nomme carbone hydrogené (bihydrogené) et hydrogène carboné (carbone quadrihydrogené.) L'un contient 2, et l'autre, 4 rapports d'hydrogène sur 1 rapport de carbone. On ne connaît point le cas où le premier soit formé, du moins en isolement, de 2 rapports d'eau partageant ses principes entre 2 rapports de carbone le produit opposé étant de l'oxide de ce combustible; mais on en connaît un où, le partage des constituans de l'eau étant fait entre rapports égaux de carbone et d'azote, il naît en mélange avec rapport égal d'acide carbonique, le produit opposé étant de l'ammoniaque. Le second se forme en opposition à de l'acide carbonique dans les décompositions spontanées de substances organiques dans lesquelles de l'azote n'est pas compris ou a cessé d'être compris. De deux rapports de carbone réagissant sur quatre rapports d'eau, l'un prend l'hydrogène de l'eau, et l'autre, l'oxygène. Le carbone hydrogené prend naissance, mais en combinaison avec de l'eau, dans la fermentation vineuse éprouvée par le sucre. De trois rapports de carbone contenus dans un rapport de sucre, un se retire avec 8 demi-rapports d'oxygène qu'il enlève à autant de rapports d'eau et forme l'acide carbonique, et les deux autres rapports de carbone restent avec les 8 demi-rapports d'hydrogène que les 8 rapports d'eau ont reçus en sursaturation. De là naissent 2 rapports de carbone hydrogené en adhérence à l'eau dont l'hydrogène

a servi à les former, et qui, dans cette union, constituent 2 rapports d'alcool; mais ce produit, en raison de l'organisation de son carbone par de l'eau hydrogenée, et malgré que l'organisation soit faite par de la pareille eau et surtout en raison de ce qu'il sature par 2 rapports de carbone à l'égal de 1 rapport, continue d'appartenir parmi les corps organiques. Le carbone hydrogené a une expansion de la moitié moindre de celle du plus dilaté de ses constituans: 8 volumes d'hydrogène y sont réduits à 4 volumes par leur engagement avec 4 volumes de vapeur de carbone. Les 12 volumes, qui forment la mesure primitive, sont réduits à 4 volumes. L'engagement doit être successif et se faire à trois reprises entre 4 volumes de part et d'autre. On doit faire cette supposition pour comprendre comment le gaz le plus largement proportionné en volumes est réduit au volume de celui le moins largement proportionné. Le carbone hydrogené brûle avec une flamme ample et blanche lorsqu'on l'allume au contact de l'air. Il forme la lumière des chandelles à la cire et au suif et des lampes à l'huile; c'est lui qui donne la blancheur à la flamme dans l'éclairage par le gaz. Le calorique que le carbone déplace de plus d'avec l'oxygène de l'air que l'hydrogène donne à ce gaz une si grande supériorité de lumière sur celle de l'hydrogène simple, lequel hydrogène, dans le carbone hydrogené, se trouve, de plus, condensé de la moitié. Il naît de matières grasses et résineuses qu'en vase clos et à

une chaleur rouge, on fait changer de composition; il naît aussi d'un semblable changement de composition éprouvé par une matière grasse dans la mèche d'une chandelle ou d'une lampe : le gaz brûle à la périphérie de la flamme à mesure qu'il vient en contact avec l'air; une partie du carbone sort d'engagement et une autre partie se combine avec rapport double d'hydrogène. Nous dirons ci-après comment le même gaz est obtenu de l'acide le plus élevé du soufre réagissant à chaud par 4 de ses rapports sur 1 rapport d'alcool. Mis en déflagration avec 3 mesures d'oxygène ou 15 mesures d'air atmosphérique il se convertit en volume double d'acide carbonique et en eau. Substitué à l'hydrogène simple dans le gaz qui fait le combustible du chalumeau de Neumann, il produit la chaleur la plus intense qu'il soit possible d'exciter. On ne peut, par un proportionnement diminué de l'oxygène et tel que de 1 sur 1 ou de 2 sur 1, faire de manière à ce qu'il soit partagé en carbone et en eau, ou en oxide de carbone et en eau. Dirigé sur de l'éponge de platine, il s'enflamme lorsque la température du métal est à 300°. La combustion est d'abord obscure, de l'eau se forme et du carbone se dépose sur le platine, lequel, composant un pyrophore avec lui, s'enflamme à son tour et communique peut-être le feu au gaz.

Réduit par la pression au trentième de son volume, le quart de sa masse se condense en un liquide extrêmement tenu et léger; ce liquide

n'est pas du gaz condensé, car sur 1 rapport de carbone il contient 1 1/2 au lieu de 2 rapports d'hydrogène. Mais, par la distillation, on peut d'avec le liquide séparer un autre liquide lequel, encore sous 0°, entre en ébullition, et contient les mêmes constituans que le gaz dont il est provenu.

Le second proportionnement du carbone avec l'hydrogène est celui que nous avons dit porter le nom d'hydrogène carboné. Il contient sous la même densité de l'hydrogène la moitié moins de carbone que le carbone hydrogéné. Son expansion proportionnelle est 8 et se compose de 4 de carbone et de 16 d'hydrogène, condensés jusqu'à 8. Aucun autre gaz ne se compose d'autant de volumes et cependant son expansion n'excède pas 8; cela prouve qu'un nombre quelconque de volumes s'abaisse jusqu'à 8, qui paraît être le *summum* de l'expansion proportionnelle rapportée au volume proportionnel de l'hydrogène, qu'un gaz composé puisse prendre. Dans ce gaz, 4 volumes d'hydrogène sont deux fois condensés par 4 volumes de vapeur de carbone; 4 autres volumes maintiennent l'expansion à 8 et ces 8 condensent les 4 volumes restans de l'hydrogène. Nous avons vu par l'ammoniaque qu'entre 4 d'azote et 12 d'hydrogène l'expansion est maintenue à 8. L'azote, qui forme ses deux acides vrais par un nombre impair de rapports d'oxygène, forme son alcali par un nombre également impair de rapports d'hydrogène. Le carbone qui forme son acide majeur par un nombre pair de

rappports d'oxigène forme ses deux proportionnemens avec l'hydrogène par un nombre pair de rappports de ce principe. Nous verrons dans la suite deux autres combustibles relatifs dont l'acide majeur est formé par un nombre impair de rappports d'oxigène et qui ne se proportionnent que dans un seul rapport avec l'hydrogène, et forment avec lui un hydracide; un troisième combustible relatif ne se met en relation qu'avec rapport égal d'oxigène et également avec rapport égal d'hydrogène; avec le premier principe il forme un oxide, avec le second, de même un hydracide.

L'hydrogène carboné pour être brûlé au complet demande deux fois son volume d'oxigène et dix fois son volume d'air atmosphérique; le produit en acide carbonique est égal en volume au gaz mis en combustion. Quoique naissant dans toutes les circonstances où une matière organique est décomposée spontanément ou par le feu, il n'est recueilli un peu pur que de terreau pourissant dans les marécages où il résulte de la repartition des élémens de 4 rappports d'eau entre 2 rappports de carbone et où il est, d'après cela, mêlé avec volume égal d'acide carbonique, mais dont on parvient aisément à le débarasser. Il se développe dans certaines mines de houille et s'y enflamme à l'approche d'une lumière dès l'instant qu'il est mêlé avec de 6 à 7 fois son volume d'air atmosphérique; il devient alors ce qu'on nomme explosif.

Le carbone ne s'unit volontiers qu'aux principes de l'eau et à l'eau. Il se combine néan-

moins avec rapport égal d'azote et avec 4 rapports de soufre, formant avec le premier une combinaison qui n'est en rapport avec aucune des combinaisons que le carbone contracte avec l'oxygène ou avec l'hydrogène et, avec le second, une qui est en rapport avec l'acide carbonique et l'hydrogène carboné; avec l'eau seule il forme la matière organique végétale et avec l'eau et l'azote, la matière organique animale. Ces deux matières ont pour caractère de contracter leurs combinaisons saturées par plus d'un rapport de leur constituant carbone saturant pour un seul rapport, ce qui peut faire dire que, par l'intermède de l'eau, le carbone se combine aussi volontiers avec son pareil.

Le carbone uni à l'eau, quelque soit l'influence sous laquelle l'union se fasse, prend rang parmi les corps organisés. Il cesse alors de proportionner par toute sa masse et diminue au moins de la moitié en capacité de saturation. Je dis au moins de la moitié, parce qu'une substance organique ne sature jamais par moins de deux rapports de carbone pour une : elle sature aussi par 26 rapports pour une seule; on dirait que l'eau éteint la faculté de concourir à la saturation dans tous les rapports qui excèdent un, ou que le second rapport et les suivans tiennent au premier lieu d'un défaut de calorique; ils seraient alors engagés avec ce premier rapport comme le sont certains acides incomplets avec leurs acides complets, des combustibles acidifiables avec leurs acides incomplets, avec leur hydracide etc.

tous cas où le second rapport qui au premier tient lieu de calorique, ayant son activité engagée dans cette fonction, ne peut plus remplir celle de saturant dans une autre combinaison.

Le charbon exerce sur les gaz et sur la vapeur d'eau ainsi que sur l'eau, une action analogue à celle que la fibre végétale d'où il prend origine exerce sur la vapeur et sur l'eau seules; mais le motif de l'action est différent, car la fibre s'hydrate et s'étend, tandis que le charbon reçoit l'eau en adhérence avec ses parois rapprochées et, en quelque sorte, avec les lames contigues que présentent ses fendilles; ce qui me porte à le dire, c'est que le charbon trop poreux ou dans lequel les parois sont trop distantes, comme celui trop compacte ou dans lequel les faces en regard manquent, ne sont pas aptes à produire l'effet. L'action peut être considérée comme capillaire. Il y a production de chaleur en raison d'une partie du charbon qui par ses tranchans et ses pointes attire le calorique d'expansion gazeuse, en même temps que les faces intérieures reçoivent les gaz en application. A 100° de température, il n'y a plus de prise-en-adhérence. Le volume du gaz condensé est en rapport avec sa solubilité dans l'eau. L'ammoniaque, qui pour sa liquéfaction ne demande que 4 rapports d'eau, s'unit par 90 volumes à 1 volume de charbon; le gaz acide muriatique, qui prend pour se liquéfier 5 rapports d'eau, ne s'unit plus que par 85 volumes à 1 volume de charbon; suit le gaz acide sulfureux, qui par

65 volumes adhère à 1 volume de carbone, et ainsi de suite. L'oxygène est seulement condensé par 9 1/4 volumes; l'azote, par 7 1/2; l'hydrogène, par 1 3/4. On peut penser, d'après cela, que la solution des gaz dans l'eau se fait par adhérence capillaire et par une sorte d'interposition hygrométrique, l'eau, de liquide hygrométrique qu'elle est pour les fibres végétale et animale, devenant elle-même un hygromètre pour les gaz. A l'occasion de parler du charbon animal, nous verrons survivre à la carbonisation la propriété que possède la fibre qui lui donne origine de s'imbiber de la matière colorante végétale et de fixément se l'attacher. La fibre végétale et son charbon possèdent la même faculté, mais à un degré moindre, et les deux charbons possèdent en outre celle de fixer les odeurs. Ces deux sortes de corps existent avec un excès d'hydrogène à la formation de leurs principes de l'eau en eau.

On a donné à la vapeur du carbone une expansion proportionnelle double de celle qui lui compète; on l'a mise par là hors de correspondance avec les gaz et vapeurs des autres corps relatifs. D'un autre côté, on a diminué de la moitié le nombre qui représente le carbone, en prenant pour son premier oxide ce qui dans le fait est son second. On a fait plier le pouvoir proportionnant du carbone sous le pouvoir proportionnant de l'oxygène et on a considéré comme le nombre du carbone la quantité de ce combustible qui est prise en engagement par 1 rapport

d'oxygène. De là est résulté que les sels neutres que le carbone forme avec ceux de ses acides dans lesquels il proportionne par un seul rapport de sa matière, sont devenus des sursels et que les sousels qu'il forme avec les mêmes acides sont devenus des sels neutres.

Le nombre du carbone est 12. Le volume de sa vapeur, estimé d'après ses combinaisons, est 4. La pesanteur spécifique de sa vapeur est également 12. Le nombre de l'acide oxalique, indépendamment de son eau de conjunction, est 36; celui de l'acide carbonique est 44. L'expansion gazeuse de cet acide est 8 et son poids spécifique, 22, ou la moitié de son poids absolu; l'acide formique, compris son eau de composition, est représenté par 37. Le nombre du carbone hydrogéné est 14; son expansion, 4; son poids spécifique, 14; l'hydrogène carboné a pour nombre 16; son expansion est 8; son poids spécifique, 8. Les signes sont C.; C. O., O.; C. O., O. O., + O. H.; C. O. \times 4; C. H., H.; C. \times H. \times 4.

DU CYANE.

Le cyane, quoiqu'appartenant aux combinaisons les plus immédiates du carbone avec un corps dont nous avons déjà traité, nous a paru d'une importance assez majeure pour mériter qu'un article à part lui soit consacré.

Le carbone organisé par l'eau et uni à l'azote fait la différence de la matière animale à la matière végétale. Les matières animales, suivant leur

nature, sont différemment proportionnées de carbone. Le charbon animal ou le produit de la carbonisation de ces matières, auquel on a donné une composition fixe, est loin d'avoir une telle composition. Dans son état le plus ordinaire il contient 4 rapports de carbone sur 1 d'azote. C'est une matière noire, brillante, compacte et qui brûle difficilement. Il n'est jamais complètement désorganisé, car sa calcination continue de fournir de l'ammoniaque, de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone. Deux matières d'origine végétale, mais qui, en raison de leur contenu en azote, sont de nature animale, consistent également en mêmes rapports de carbone et d'azote, mais il s'y joint de l'eau; l'une est l'indigo et l'autre, le ferment. Les deux contiennent 6 rapports de carbone pour 1 d'azote, et le premier 1 et le second, 1 1/2 d'eau. La combinaison entre rapports égaux de carbone et d'azote est nommée cyane et aussi radical prussique. On l'obtient séparée du carbone qui la surproportionne dans les matières animales en traitant une de ces matières avec du souscarbonate de potasse à une chaleur conduite jusqu'au rouge. On cesse le feu lorsque la matière présente une fonte égale et que des flammules discontinuent de s'en élever. L'acide carbonique est converti en oxide de carbone et, en même temps, l'oxide de potassium est transformé en sousoxide lequel s'engage avec le cyane. La fonte consiste donc, pour sa partie utile, en cyanure de ce sousoxide. En voulant dissoudre ce cyanure dans l'eau, il

change de composition. Les $\frac{3}{4}$ de sa matière sont formés en acide hydrocyanique (acide prussique et hydrogène cyanuré), et le quatrième quart l'est en acide cyaneux formé sur l'autre quart. Des $\frac{3}{4}$ d'eau qui se décomposent les deux tiers de l'oxygène servent à oxider au complet le sous-oxide de potassion et l'autre tiers, à acidifier en eux un quart du cyane; les $\frac{3}{4}$ restans du même radical sont hydroacidifiés par l'hydrogène. Les deux acides restent unis à l'oxide de potassion formant du cyanito-tri-hydrocyanate. On ne savait pas autrefois qu'il se formait de l'acide cyaneux, mais on croyait que le cyane subissait un partage direct en ammoniaque et en acide carbonique au moyen des principes de l'eau, l'oxygène, dont la moitié du cyane reprend l'hydrogène pour former de l'acide hydrocyanique, se joignant à celui dont l'azote reprend le même principe pour former de l'ammoniaque, d'où résultait de l'acide carbonique. Il n'est pas impossible que les choses se passent effectivement de cette manière lorsque la calcination n'a pas été poussée assez loin pour décarbonater et sous-oxider la potasse. Si l'alcali, ainsi qu'on s'efforce de le croire, était réduit au complet, l'eau le convertirait entièrement en hydrocyanate, le métal reprenant l'oxygène de rapport égal d'eau et le cyane, l'hydrogène. Il n'est pas trop de toute l'énergie que possède la potasse pour déterminer la séparation du carbone proportionné en cyane, du restant de sa substance; la soude est déjà incapable de produire cet effet. On transporte le

double acide sur l'oxidule de fer, on décompose par un acide faible le cyanite, ce qui donne lieu à du carbonate neutre d'ammoniaque, et on traite immédiatement la matière blanche qui se dépose et qui est de l'hydrocyanate de fer à oxidule avec un rapport égal d'oxide de mercure. L'acide hydrocyanique passe de l'oxidule d'un métal fort à l'oxide d'un métal faible, ce qui serait impossible si l'affinité s'exerçait entre l'acide et l'oxide, mais elle s'exerce entre l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'oxide par une tendance à former de l'eau. La circonstance que l'engagement entre les principes de l'eau est peu avancé, jointe à celle que la chaleur à laquelle on procède rétablit la chose dans l'état où elle se trouvait dans l'hydrocyanate de fer, font que le précipité qui d'abord se forme, est repris en solution par l'eau, qui, par suite, contient de l'hydrocyanate de mercure. On retire celui-ci par la cristallisation et, en vase clos, on le décompose à la flamme de l'alcool : l'hydrogène de l'acide se combine avec l'oxigène de l'oxide; de l'eau est produite et le metal, ainsi que le cyane, sont mis en liberté. Ce dernier, qui est sous forme de gaz, est recueilli sur le mercure. On peut, en chauffant avec beaucoup de lenteur, faire de manière à ce que l'eau soit formée et vaporisée et que le cyane deshydrogéné reste en adhérence avec le mercure desoxidé. La matière, de légèrement jaunâtre qu'elle était, prend un aspect gris-noirâtre. Elle se fonce encore davantage en couleur par les progrès de

l'échauffement et devient noire au moment de se décomposer; elle imite, en cela, l'oxide rouge de mercure, qui aussi noircit intensesment au moment d'être réduit. Nous venons de dire que le cyane est à l'état de gaz. Sous une pression de 3 $\frac{1}{2}$ à 4 atmosphères, exercée par le gaz lui-même qu'on dégage dans un espace trop étroit pour le contenir, il se condense en un liquide incolore et qui, à 18° de froid et à l'air libre, ne reprend pas l'état de gaz. Aussi, à ce même froid se liquéfie-t-il sans avoir besoin d'être comprimé. On prétend qu'à une température plus basse il se concrète. Son expansion est égale à 4 et se compose de 4 volumes de vapeur de carbone réduisant à sa propre expansion 4 volumes d'azote. Une chaleur rouge, en se substituant près du carbone à l'azote ou près de l'azote au carbone, (il serait difficile de dire ce qui arrive) sépare le gaz en ses deux constituans. Allumé au contact de l'air, il brûle avec une flamme bleuâtre nuancée de pourpre. Au contact de l'éponge de platine, son mélange avec volume double de gaz oxigène éprouve une combustion lente et obscure. Le métal étant chauffé jusqu'à voisin du rouge, rougit, mais sans mettre le feu au gaz. Enflammé par l'étincelle électrique, le même mélange brûle et détone : dans tous les cas, de l'acide carbonique est formé et de l'azote est rendu libre. Un sousrapport d'oxigène, et tel que volume égal, ne donne pas lieu à de l'oxide de carbone en place d'acide carbonique, et un surrapport, et tel que 2 $\frac{1}{2}$ volumes, pas à de l'oxidule d'azote; .

ce dernier fait semblerait indiquer que, dans le cyane, l'azote fonctionne comme comburent, car la sortie actuelle de combinaison ne présente de l'avantage que pour les combustibles à l'égard des comburens et vice-versa, et pas pour les comburens à l'égard d'autres comburens, ni pour les combustibles à l'égard d'autres combustibles. Le cyane est analysé au moyen d'un oxide de métal susceptible de rougir sans abandonner de l'oxigène et tel que l'oxide de cuivre, sur lequel, étant rouge de feu, on fait circuler son gaz. De 4 mesures de gaz on recueille 8 mesures d'acide carbonique et 4 mesures d'azote; 4 rapports d'oxigène sont enlevés à l'oxide.

Les combustibles qui sont les élémens du cyane, par leur union en radical composé, acquièrent considérablement en force comburante et perdent non moins considérablement en force combustible. Avant leur union, pas plus l'un que l'autre de ses composans ne contractait une union rigoureusement définie et encore bien moins une complètement saturée avec les métaux réduits; après leur union, ils se combinent par rapport égal avec ces mêmes corps, et telle est l'augmentation de leur énergie de combustion que le métal de la potasse brûle dans le gaz cyane avec la même vivacité de lumière que dans le gaz oxigène. Il y a plus, le cyane s'engage en pleine saturation tant avec les oxides des métaux alcalins qu'avec ces métaux réduits. Nous verrons qu'avec rapport égal d'hydrogène et une quantité appropriée de calorique, il forme un hydracide par solution, ce que

font seulement les trois plus comburans parmi les combustibles relatifs. D'un autre côté, il n'a point d'oxide et, déjà avec rapport égal d'oxigène, il donne l'existence à un acide. Il conserve toutefois de son constituant carbone la propriété de saturer par 2 rapports de sa matière pour 1 rapport, comme si, à l'imitation de ce que quelques premiers acides font à l'égard de leurs seconds acides et quelques combustibles, à l'égard de leurs premiers acides et de leurs hydracides, l'un des combustibles tenait près de l'autre lieu de calorique et devenait par là éteint dans sa faculté de saturer. On peut dire que le représentant de l'oxigène y est mis en relation avec lui-même et qu'à la manière de l'oxigène dans les acides des métaux, il ne proportionne qu'en vertu d'un seul de ces deux représentans. Sa qualité d'appartenir par l'un de ses principes au règne végétal et, par les deux, au règne animal, peut lui donner cette prérogative.

Le cyane, étant à une chaleur rouge traité avec un souscarbonate d'alcali fixe, chasse l'acide carbonique et se forme en cyanure d'oxide. L'eau partage ce composé en hydrocyanato-cyanite, sel double, dans lequel l'un sel assure à l'autre sa demeure en existence composée. Ce changement de composition est éprouvé lorsque l'alcali est liquide : l'acide carbonique n'est alors pas chassé et, à moins de prendre l'alcali à l'état caustique, il se forme une combinaison triple. Nous avons dit que son union avec le métal de la potasse est par l'eau convertie en hydrocya-

nate; du cyanure de fer réduit serait, par le même liquide, formé en hydrocyanate à oxidule, blanc, lequel, au contact de l'air, serait brûlé dans la moitié de son hydrogène et converti en demi-hydrate d'hydrocyanite, lequel est le bleu de Prusse.

Nous venons de dire que le cyane s'acidifie par rapport égal d'oxigène. Aucun combustible relatif simple n'est aussi largement développé dans sa qualité d'acide par le même principe. Comme le cyane a un second acide, qu'il forme avec double rapport d'oxigène, celui-ci doit prendre le nom d'acide cyaneux. Son existence liquide est dépendante de son état anhydre, car, étant mis en rapport avec de l'eau, il se décompose; l'oxidule de carbone dont il renferme les élémens se complète, pour former de l'acide carbonique, de 3 rapports d'oxigène enlevés au même nombre de rapports d'eau, de quelle eau l'hydrogène est repris par l'azote, qui cherche à s'en composer en ammoniaque : volumes égaux des deux sont produits, et, si de l'eau est présente pour hydrater le sel à former, sont unis en carbonate d'ammoniaque neutre : une attraction triple, en y comprenant celle d'où résulte le sel, est mise en jeu. On l'obtient anhydre du second acide qui, à la chaleur de sa sublimation, se partage en acide volatilisé et acide décomposé. La décomposition donne naissance à de l'acide cyaneux, à de l'acide carbonique et à de l'azote.

Un acide, semblable au précédent par sa composition, mais pas par ses propriétés, porte le

nom d'acide fulminique. L'origine de son radical n'est pas la même que celle du cyane, car il résulte de l'engagement entre un de ses constituans prochains et un de ses constituans éloignés, celui-ci étant le carbone et l'autre, l'oxidule d'azote. De l'acide nitrique tenant en dissolution de l'argent ou du mercure, dont, à l'aide de l'alcool, on abaisse le proportionnement avec l'oxygène jusqu'au degré de l'oxidule d'azote, cet oxidule se combinant avec du carbone emprunté à l'alcool, le fournit en engagement de sel insoluble avec les oxides des métaux cités. La réaction doit être soutenue par la chaleur. Il se dépose une poudre blanche-grisâtre, qui est du fulminate de l'oxide. Son nom dérive de la propriété qu'ont ses sels de fulminer par la compression et la chaleur. L'oxygène faiblement retenu de l'oxide se joint à celui de l'acide, et forme de l'oxide de carbone; l'azote et le métal sont mis en liberté : chaque rapport de fulminate, estimé en grains, fournit 120 pouces cubes de gaz, dont l'expansion subite est la cause que le composé fulmine. La différence de cet acide à l'acide cyaneux, dont les constituans sont absolument identiques avec les siens, peut dépendre d'une plus forte pénétration par du calorique, nécessitée par un moindre rapprochement entre ses parties. L'un acide peut être à l'égard de l'autre ce que la vapeur nitrique et, comme on le verra bientôt, la vapeur sulfurique sont à l'égard de leurs acides condensés. Un plus grand rapprochement entre les constituans de

ces corps, en raison d'un plus fort déplacement de calorique, suffit pour faire la différence et la fait effectivement. L'acide cyaneux, dans sa décomposition, unit ses élémens dans un autre ordre de conjonction entre ses principes.

On obtient l'acide cyaneux engagé avec la potasse en traitant, entre autres, du cyanite de mercure à oxidule avec du souscarbonate de potasse; le cyane de l'acide hydrocyanique, en passant par la potasse, amène pour s'en acidifier l'oxigène de l'oxidule de mercure. La moitié de l'oxigène opère cet effet; l'autre moitié s'engage avec la moitié de l'hydrogène du même acide hydrocyanique, pour former de l'eau. Le produit est de l'hydrocyanato-cyanite de potasse. Le cyanite séparé par l'alcool d'avec l'hydrocyanato, cristallise. Ce sel peut supporter une chaleur rouge sans se décomposer. Les cyanites d'argent et de mercure ne fulminent pas.

Le second proportionnement du cyane avec l'oxigène forme l'acide cyanique. Il contient un rapport d'oxigène de plus que le précédent, et consiste ainsi en volumes égaux de ses constituans tant éloignés que prochains. Il est volatil et peut être sublimé. Il peut exister anhydre comme être combiné avec rapport égal d'eau. A l'air chaud, il renonce à ce liquide. A l'aide d'un refroidissement lent on l'obtient cristallisé de sa solution, faite à chaud, dans les acides concentrés. Il est alors anhydre. On se le procure en décomposant par l'eau la combinaison saturée du cyane avec le comburent qu'on nomme chlore.

Les cyanates de métaux faibles ne fulminent également pas. La fulmination devrait les réduire en oxide de carbone, acide carbonique et azote, de chaque égal volume, et en métal réduit.

Le cyane a un proportionnement entier et un demi-proportionnement avec l'hydrogène ; l'un est un hydracide en *ique*, et l'autre un hydracide en *eux*. Le premier portait autrefois le nom d'acide prussique : ce sont ce que, dans l'avant-dernier style, on nommait hydrogène cyanuré et cyane hydrogené. Les deux existent dans le ferro-hydrocyanito-bihydrocyanate de potasse (sel triple de Prusse), et le dernier seul dans le cyanite de fer à oxidule mi-hydraté (bleu de Prusse). Ici, comme ailleurs, le cyane sature par deux rapports pour un. A la température habituelle, l'acide hydrocyanique est liquide ; il est très-volatil et bout à 26° de chaleur ; à l'air, et même à 20° de chaleur, le froid qu'excite la volatilisation d'une partie de sa substance, fait figer une autre partie. Le froid doit être de 15°. L'expansion de sa vapeur est 8 et se compose de 4 de cyane et 4 d'hydrogène. Comme il forme un acide par solution, du calorique se trouve parmi ses constituans. Cette expansion résulte de deux fois 2 volumes du représentant de l'oxygène, mis en opposition à 4 volumes d'hydrogène, lesquels, comme dans les acides des comburens, ne se condensent pas. Nous avons dit que les comburens relatifs renferment 4 volumes du représentant de l'oxygène. Le cyane aussi renferme, dans ses 2 rapports de combustible, 4 volumes du même

représentant. Les combustibles relatifs, en devenant de l'hydracide par volume égal d'hydrogène, se condensent de la moitié. Comme dans le cyane, volumes égaux de ce représentant et de combustible se trouvent en opposition, son expansion serait 8 si les combustibles n'étaient de différente nature, ce qui prouve que la force dilatante dérive originairement de la qualité combustible, celle condensante, de l'oxygène ou de son représentant. Enflammé au contact de l'air, il brûle : 8 mesures de sa vapeur consomment 10 mesures d'oxygène; de l'eau et de l'acide carbonique sont formés : l'azote est rendu libre. On obtient l'acide hydrocyanique en décomposant par un acide le cyanite de mercure. Si l'on considèrait ce cyanite comme étant du cyanure, l'oxygène de l'eau, qui pour cet effet ne possède à beaucoup près pas assez de calorique, devrait oxider le mercure, et du calorique devrait en outre se trouver disponible pour l'hydroacidification du cyane par l'hydrogène. L'hydrocyanite de mercure, gris-noirâtre, dont nous avons parlé, ne donne d'ailleurs pas d'acide hydrocyanique avec les acides.

Nous avons dit que les différentes substances animales contiennent des rapports différens de carbone et d'azote; il doit en être de même du charbon qui en provient. On sait déjà par ce qui précède que le charbon animal est composé de 1 rapport d'azote et de 3 rapports de carbone. Ce charbon hérite de la fibre animale la supériorité, que cette fibre possède sur celle végétale,

sur le charbon végétal pour la fixation des couleurs. Cette supériorité est en rapport avec celle dont jouit la première fibre sur la seconde comme corps hygrométrique.

Dans l'indigo, 6 de carbone sont unis à 1 d'azote et 1 d'eau. La perte de l'oxygène de cette eau ou l'acquisition de l'équivalent de son contenu en hydrogène convertit l'indigo en un hydracide cristallisable; on admirera ici la force saturante de l'hydrogène qui, par 1 de sa matière, convertit en un corps presque imperceptible et incolore, 87 d'un corps massif et remarquable par l'intensité de sa couleur. On ne sait pas au juste s'il s'acidifie par de l'hydrogène qu'on lui ajoute ou de l'oxygène qu'on lui enlève. Il est probable que ce soit par le dernier moyen parceque les hydracides des combustibles, de ceux du moins simples, ne contiennent pas d'eau. Le ferment, pour ses constituans, est de l'indigo plus 172 rapport d'eau. Il existe tout formé dans les fruits doux, et se forme de gluten dans le traitement de la farine des céréales à l'eau chaude. Il se forme de plus et se multiplie à l'infini pendant la fermentation du moût de bière, surtout blanche. Meissner, de Vienne, considère le ferment dissous comme étant hydroacidifié par la soustraction de son oxygène.

Le nombre du cyane est 26. Son expansion est 4. Son poids spécifique est égal à son nombre de représentation. 40 pouces cubes de cyane pèsent 26 grains. Le nombre de l'acide cyaneux est 34, celui de l'acide cyanique, 44. L'acide

hydrocyanique est représenté par 27; l'expansion de sa vapeur est 8. Le nombre de l'acide hydrocyanique est 26 172 Les signes sont C.A.; C.A O.; C.A. O., O.; C.A. H.; C.A. h.

DU BORE.

Combustible relatif de couleur brun-noirâtre tirant un peu sur le vert, non-conducteur de l'électricité et mauvais conducteur de la chaleur; comme le charbon, avec lequel il a beaucoup de rapport, il est infusible, et fixe au feu; il se retracte néanmoins à une chaleur rouge et fonce en couleur; il devient alors plus compacte et plus difficilement inflammable, ce que fait aussi le charbon. Chauffé à l'air il brûle en repandant des étincelles enflammées; dans le gaz oxigène sa combustion est plus vive et se fait avec une flamme verdâtre. Le produit de cette combustion est de l'acide boracique. Cela indique que, du moins par cette voie, le bore ne forme point d'autre combinaison avec l'oxigène. Sous l'influence salifiante de l'hydrate de potasse fondu, il décompose l'eau de cet alcali et se convertit en acide. Il attire l'oxigène avec plus de force que le fait le carbone, car il décompose l'acide carbonique contenu dans les souscarbonates alcalins.

Le bore est rencontré natif à l'état d'acide tant libre qu'engagé avec un oxide; le borax, dans lequel l'acide est uni à la soude, est son fossile le plus fréquent. C'est de l'acide retiré de ce sel et réduit par le potassion qu'on obtient le bore.

On emploie de préférence le sel insoluble et anhydre que l'acide boracique forme avec l'acide radical du fluor et la potasse. L'acide boracique est concret et cristallise avec 6 rapports d'eau; avec 1 rapport, il est effleuri, c'est son hydrate. Il peut se constituer anhydre. Par lui-même il est fixe au feu; au sous-rouge il est fusible et vitrifiable. Maintenu engagé avec l'eau par la présence de ce liquide, il se volatilise avec la vapeur de l'eau; chauffé sans addition d'eau, l'eau des cristaux se vaporise sans que l'acide puisse l'accompagner dans sa volatilisation, ce qui autorise à dire que les cristaux de l'acide et non l'acide lui-même sont rendus volatils par la vapeur de l'eau; ils le sont aussi par la vapeur de l'alcool. Sa solution dans ce liquide réagit comme un alcali : la qualité faiblement acide est éteinte et convertie en celle opposée par la qualité hautement oxyde de l'alcool. On dirait que transitoirement l'oxygène de l'acide se joint au carbone de l'alcool et l'hydrogène de celui-ci, au bore réduit. La conséquence de cette vue serait que le bore est un combustible alcalifiable par l'hydrogène. Cette solution brûle avec une flamme verte, ce que, comme nous l'avons vu, fait aussi le bore; il est néanmoins possible que le mélange de la vapeur de l'acide, tout formé dans l'un cas et se formant actuellement dans l'autre cas, avec la flamme de l'alcool, est la cause de la couleur. On obtient l'acide boracique sous forme cristallisée de son sel à base de soude qu'on décompose par l'acide nitrique. On l'obtient

sous la même forme, de l'acide né où naissant et se sublimant en société avec la vapeur d'eau. Sa constituabilité à l'état anhydre l'acide boracique la doit à la circonstance qu'il renferme un nombre pair de rapports d'oxygène. Ce nombre, qu'autrefois et dans un temps où il était encore totalement ignoré, nous avons fixé à 4, est maintenant porté à 6; 48 d'oxygène devraient y saturer 20 de bore, et le bore s'acidifiant aux dépens de l'oxygène de l'eau où de l'acide carbonique unis à un alcali, devrait, dans le premier cas, former un hexasous-borate et, dans le second cas, un bisous-borate.

Le bore uni au fer forme un borure réduit, malléable et assez mou pour être coupé au couteau; il a la blancheur et l'éclat de l'étain. Il est moins sensible aux moyens oxidans que l'or. Nous avons les premiers obtenu et décrit ce borure.

Le nombre du bore paraît être 20; nous lui avons attribué 29. On verra bientôt sur quels faits nous nous sommes appuyés pour lui donner cette valeur. Dans l'hypothèse où l'acide borique contiendrait 6 rapports d'oxygène, le nombre de cet acide serait 63. Les signes sont B.; B. + O. \times 6. L'acide, si fixe, du bore s'élève à une expansion de 8 par son union à un acide radical dont l'expansion n'est que 2; son volume proportionnel est donc 8 et égal à celui de l'acide carbonique. L'énergie combustible du bore doit être considérable pour condenser aussi complètement six fois son rapport d'oxygène; elle dé-

pendra en partie de ce qu'il n'a point de proportionnement plus bas avec ce principe et qu'il n'y a pour lui que le choix d'exister avec 6 rapports d'oxygène ou sans oxygène. L'énergie comburante du représentant de l'oxygène y est des plus faibles.

DU PHOSPHORE.

Le phosphore est un combustible relatif susceptible de s'acidifier par l'oxygène et de se basifier par l'hydrogène. Par ce terme j'entends se former en base salifiable par son engagement avec un acide. Dans son état ordinaire, il est jaunâtre, mais, cristallisé de sa solution, opérée à chaud, dans l'huile d'olive, dans l'ammoniaque liquide ou dans 172 rapport de soufre, il est transparent et incolore. Il doit sa couleur jaunâtre à du soufre qu'il entraîne dans sa préparation et dont, en cristallisant, il se dépouille. Dans son état ordinaire, il est miopaque. Sous 0° de chaleur, il est cassant et sa cassure est cristalline. Entre 15° et 20° il est flexible; à 35°, il se fond et devient transparent. A 103°, il commence à former une vapeur rare, et, à 290°, il bout et se volatilise activement. Il se vaporise de plus à la température habituelle, dans le vide comme dans un espace rempli de gaz avec lequel il ne se combine pas. A cette même température, un fragment de phosphore s'entoure à l'air d'une fumée blanche, visible pendant le jour. Cette fumée, qui est de la vapeur d'acide hypophosphoreux, luit dans l'obscurité, ainsi

que le morceau de phosphore d'où elle émane. Il se repand une odeur d'électricité détachée. Cette facile combustibilité du phosphore oblige de le conserver sous l'eau. A 70°, il brûle vivement. Il ne luit pas à froid dans le gaz oxigène. A une chaleur, qui ne peut être moindre de 24 à 28°, il s'y enflamme et brûle avec un éclat que l'œil peut à peine soutenir. Il s'enflamme également dans l'oxigène rarefié et dans le même dilué d'un gaz qui n'est pas altéré par l'oxigène. On dirait que sous sa densité ordinaire l'oxigène est trop cohérent entre ses parties pour pouvoir s'unir au phosphore. Dans l'air atmosphérique cette cohérence est nativement diminuée par l'azote. L'azote, en sa qualité de combustible relatif, peut, pour s'en échauffer, enlever du calorique à l'oxigène, et le phosphore en même temps se combiner avec celui-ci. La resine fortifie l'effet lorsque l'inflammation a lieu dans de l'air rarefié.

L'eau cède au phosphore la moitié ou une moindre partie de son oxigène et le convertit en sousoxide et premier acide. L'hydrogène reste adhérent à l'eau et se charge à son tour de phosphore : c'est pour cela que la vapeur d'eau dans laquelle a séjourné du phosphore ou qui a servi à la préparation de ce combustible, luit le soir au contact de l'air. Un hypo-sousoxide de phosphore est obtenu conjointement avec de l'acide phosphorique lorsque sur du phosphore fondu par son immersion dans de l'eau bouillante, on dirige un filet mince de gaz oxigène : une combustion avec flamme a lieu sous ce liquide. Il vient

surnager une matière rougeâtre qu'on doit de suite enlever, laquelle matière, débarrassée par le lavage de tout acide phosphorique, et d'eau et d'un peu de phosphore, par son échauffement à l'abri de l'air, prend une couleur de vermillon. A froid, il ne s'enflamme pas à l'air, mais à la température de l'eau bouillante il brûle avec une flamme jaune, qui s'éteint dès que la chaleur diminue. On ne sait pas quel est son contenu en oxygène. Ce même hypo-sousoxide avec plus de phosphore, et hydraté, est peut-être formé d'eau soushydrogénée. Il recouvre les bâtons de phosphore qui sont restés quelque temps sous l'eau. Il est blanc et devient rouge par son ébullition dans l'eau. Le vrai sousoxide du même combustible, que l'on doit nommer sousoxide à cause qu'il contient moins de rapport égal d'oxygène, jouit déjà de propriétés acides, et forme des sels cristallisables et solubles dans l'eau avec les oxides que les deux autres acides du phosphore composent en sels insolubles. On le nomme acide hypo-phosphoreux. Sa solution dans l'eau est fortement acide. Il est liquide et ne peut être séparé de l'eau que jusqu'à sa concentration en consistance de sirop; en voulant davantage le rapprocher, on le décompose en hydrogène phosphoré, phosphore reprimé et acide phosphorique. On l'obtient en traitant le phosphure d'une saturation quelconque de baryte par de l'eau : du phosphore hydrogéné qui, ne jouissant pas de la qualité hydracide, ne peut rester uni à la baryte, se dégage, et de l'acide hypo-phosphoreux, formé

en opposition à ce produit, soussature la même terre. On filtre le liquide et, par de l'acide supérieur de soufre affaibli d'eau, on décompose le sous-sel. Les constituans de cet acide sont 1 rapport de phosphore et $1\frac{1}{2}$ d'oxygène; quelques-uns lui attribuent $3\frac{1}{4}$ de rapport de ce dernier ou le composent de 2 de phosphore et de $1\frac{1}{2}$ d'oxygène; je dis 2 de phosphore, parceque dans la formation de ses sels il semble proportionner par 2 rapports de ce combustible pour un.

A ce degré d'acidification du phosphore succède un qui contient 1 rapport d'oxygène de plus que celui-ci. On le nomme acide phosphoreux. La combustion lente du phosphore à l'air lui donne naissance; la chaleur ne doit pas aller au-delà de 20° . Il peut se constituer sans eau et alors il est blanc, opaque et volatil. A l'air humide il s'enflamme et se convertit en acide phosphorique. Garanti de l'air et chauffé il se résout en ce même acide, également anhydre, et en phosphore. Constitué avec $1\frac{1}{2}$ rapport d'eau ou obtenu tel par le rapprochement de sa solution dans l'eau jusqu'à ne plus retenir que $1\frac{1}{2}$ rapport de ce liquide, ou une quantité correspondante à son contenu en acide phosphorique, qui est son constituant prochain, il cristallise. Nous dirons bientôt que l'hémihydrate qu'il forme, étant échauffé hors du contact de l'air, se partage en hydrogène phosphoré et en acide phosphorique.

L'acide phosphorique est le plus haut degré de proportionnement que le phosphore peut contracter avec l'oxygène. Il contient un rapport d'oxi-

gène de plus que le précédent. A l'état anhydre et tel que le fournit la combustion rapide du phosphore dans le gaz oxygène sec, il est sous forme de flocons de laine, blancs, opaques, légers et qui sont volatils à la température où se forme l'acide. On l'obtient fondu en un verre transparent en faisant au feu et à l'abri de l'air changer de composition de l'hémihydrate cristallisé d'acide phosphoreux; tout l'oxygène de l'eau est employé à élever cet acide au degré d'acide phosphorique et tout l'hydrogène du même liquide, à composer le phosphore excédant en hydrogène phosphoré. L'acide hydrique, réduit par la chaleur à la moindre quantité d'eau avec laquelle, une fois hydraté, il peut subsister, est également vitriforme. Il ne contient alors plus que 172 rapport d'eau. La faculté qu'ont les deux derniers acides du phosphore de se constituer anhydres, prouve qu'une fraction de rapport d'oxygène ne fait pas un nombre impair de rapports, mais un nombre mi-impair, et compte pour un nombre pair. Toutefois, ces mêmes acides, après s'être adjoint de l'eau, retiennent de ce liquide de quoi compléter par l'oxygène de ce liquide le demi-rapport d'oxygène qui leur manque pour que, dans leur proportionnement avec ce principe, le nombre des rapports soit entier. 1 172 est porté à 2 et 2 172, à 3. C'est pour ce motif que ces deux acides se constituent en mi-hydrates. A un feu très-intense, ce demi-hydrate se volatilise sans abandonner son eau. L'acide cristallise avec de l'eau de sa solution dans ce liquide et, avec de l'alcool, de sa solution dans l'alcool.

Il existe un proportionnement du phosphore avec l'oxygène, lequel est mi-intermédiaire entre ceux des deux acides précédens. On pourrait le nommer acide phosphoroso-bi-phosphorique ou mi-hypophosphorique, mais il a reçu le nom d'acide phosphatique. Il est liquide, visqueux et intensement acide ; 2 176 rapports d'oxygène y paraissent unis à 1 rapport de phosphore, ce qui répond à 2 rapports d'acide phosphorique et 1 rapport d'acide phosphoreux. Il se forme pendant la combustion lente du phosphore dans un air humide.

L'acide phosphorique acquiert par son échauffement au rouge la propriété de coaguler l'albumine suspendue dans l'eau et de précipiter la solution aqueuse du nitrate d'argent en phosphate blanc et neutre. L'acide qui n'a pas subi un pareil échauffement ne coagule pas l'albumine et précipite le nitrate d'argent en sous-phosphate jaune. Cette propriété est passagère, car l'acide dissous dans l'eau la perd au bout de peu de temps. Elle est due à du calorique qui s'interpose entre le combustible du phosphore et son représentant de l'oxygène. Une infinité d'autres corps éprouvent par le feu des changemens analogues. L'acide ainsi modifié a reçu le nom d'acide pyrophosphorique et ses combinaisons avec les oxides salifiables, celui de pyrophosphates. On voit que le phosphore, à l'instar des autres combustibles relatifs, est développé dans son caractère acide par des portions d'oxygène très-différentes et parmi lesquelles il en est qui peuvent être considérées comme minimales.

Le phosphore se combine avec l'hydrogène peut-être dans le même nombre de proportions qu'avec l'oxigène. Le plus bas proportionnement existe sans doute dans le corps brun que dépose le phosphore hydrogéné qu'on garde sur de l'eau en rapport avec l'air. Il pourra contenir 174 de rapport d'hydrogène sur 1 rapport de phosphore. Le proportionnement suivant sera le phosphore hydrogéné qui, se formant en opposition à de l'acide hypophosphoreux et par le partage des principes de l'eau opéré sous l'influence d'un alcali fixe ou d'une terre alcaline caustiques, entre deux portions nécessairement égales de phosphore, devrait consister en 2 rapports de ce combustible et 1 rapport d'hydrogène, l'acide consistant en 2 rapports de phosphore et 1 d'oxigène. C'est le gaz qui, au contact de l'air, s'enflamme spontanément et avec légère détonation. Une couronne frangée de fumée blanche succède à la flamme et s'élève, en s'élargissant, dans l'air. Le même gaz se dégage des phosphures de baryte et de chaux qu'on fait macérer dans l'eau, et s'y forme également en opposition à de l'hypophosphite; son expansion serait alors égale à celle de la vapeur de phosphore qui entre dans sa composition. Pour être formé, ainsi qu'on le prétend, de 1 1/2 volume d'hydrogène sur 1 volume de vapeur de phosphore, il faudrait que sa production correspondit avec celle d'acide phosphoreux : ce gaz, dépouillé par la lumière solaire d'une portion encore indéterminée de son phosphore, ne diminue pas de volume, ce qui

s'accorderait mal avec une composition proportionnelle à celle de l'acide hypophosphoreux. On lui donne une pesanteur spécifique approximative de celle de l'air atmosphérique ou de 14 175. D'après sa composition présumée elle devrait être de 17 172.

Précédemment à ce gaz, lorsqu'on le fait avec du phosphore libre et une solution alcaline ou un mélange de terre alcaline et d'eau, se dégage un autre gaz moins chargé de phosphore et qui ne brûle qu'à l'approche d'un corps enflammé; concomitamment avec lui et surtout après lui se dégage un autre gaz dont l'inflammation est subordonnée à son introduction dans une chaîne de pyrophore; un corps pointu ou tranchant qui est approché soutire du calorique à l'oxygène et celui-ci, diminué dans cet agent, se combine avec le gaz; une lumière blanchâtre éclate et une explosion a lieu. Il n'y a point de couronne frangée. Tout corps aigu peut servir : la pointe d'une plume taillée, un éclat de verre, de porcelaine, une pièce de monnaie, un clou, un charbon présenté par son bord, ont été tour à tour employés avec succès. Il n'y a que les corps obtus qui sont inefficaces. Le corps doit être porté dans le voisinage de la bulle sans toutefois trop s'en approcher, n'étant pas sur la bulle qu'il doit réagir, mais bien sur l'air qui l'entoure. En tenant une plaque de cuivre à quelque distance audessus de la bulle, celle-ci crève sans s'enflammer et dépose son phosphore sur le métal. Ce gaz ne provient pas d'hypophosphite

qui change de composition, car, sous l'influence d'un excès de base et tel qu'il existe ici, tout le phosphore est formé en acide phosphorique par l'oxygène de l'eau, et l'hydrogène de ce liquide se dégage exempt de phosphore. Un quatrième proportionnement est obtenu de l'hémihydrate d'acide phosphoreux soumis en vase clos à une chaleur ménagée. Le gaz qui se dégage ne s'enflamme pas au contact de l'air, ni par suite de sa monture en pyrophore. Ses constituans, d'après ce qu'on assure, doivent être 2 rapports de phosphore et 1 $\frac{1}{2}$ d'hydrogène; mais plus naturellement, 1 de phosphore et 2 d'hydrogène. Son expansion est 4 et semble pouvoir se doubler sans que le gaz changeât de composition. Ce gaz, et aussi le précédent, est condensé par volume double de l'hydracide de l'iode à l'état gazeux, et converti en sel cristallisé, ce qui contrôle parfaitement l'expansion proportionnelle de l'un et de l'autre gaz. Les deux gaz doivent, d'après cela, contenir le même rapport de phosphore, et celui d'hydrogène, lequel ne concourt pas au proportionnement, doit seul pouvoir varier. C'est lorsqu'il est expulsé de cette combinaison par le gaz ammoniacal que le dernier gaz double de volume. Il se proportionne ensuite par volume égal avec l'acide cité pour recomposer le même sel. On ne connaît que ce seul cas où un gaz double de volume sans qu'une dislocation entre ses parties accompagne l'effet; ici, cette dislocation n'a pas lieu puisque le gaz dilaté est après cela encore condensé en entier par

le gaz hydracide. Ce gaz a donc deux expansions proportionnelles, une de 4 et une autre de 8. A l'expansion de 4 il est brûlé au complet par 8 volumes d'oxygène, dont 3 pour l'hydrogène et 5 pour le phosphore, qui est converti en acide phosphorique. Il porte le nom d'hydrogène phosphoré; il devrait changer son nom contre celui du précédent gaz s'il se confirmait que la proportion du phosphore y est double de ce qu'elle est dans ce dernier et correspond avec la composition que quelques-uns attribuent à l'acide hypo-phosphoreux; mais une telle composition quadre mal avec le doublement de son volume lorsque le métal de la potasse lui enlève le phosphore et rend libre l'hydrogène, ou lorsque du soufre se substitue au phosphore et forme un composé dont le volume est égal à celui de l'hydrogène qu'il contient. Il ne peut, d'après cela, se composer que de 1 ou 2 de phosphore sur 2 d'hydrogène et être condensé dans la moitié de ce dernier et dans la totalité du premier. En revanche, les phosphites mi-hydratés et cristallisés de plomb et d'oxidule d'étain, qui, à l'oxide près, ont une constitution identique avec le mi-hydrate d'acide phosphoreux, étant changés de composition au feu, sont dits fournir un gaz qui est en relation avec l'acide phosphorique et contient ainsi sur 1 rapport de phosphore, 2 $\frac{1}{2}$ rapports d'hydrogène. On ignore la valeur de son rapport mesuré; seulement on dit qu'il est plus léger que le gaz spontanément inflammable, ce qui doit lui faire supposer une expansion de 8, car sous son

expansion de 4, il peserait 1 sur 17 $\frac{1}{2}$ de plus que ce gaz. Il pourrait bien être le précédent qui, par la chaleur plus forte qu'exige la décomposition de l'acide engagé avec un oxide, aurait doublé son volume.

Un dernier proportionnement résulte lorsque du phosphore est mis à bouillir avec de la potasse caustique dissoute dans l'alcool. Il est produit un liquide que le refroidissement ne fait pas concréter, et qui, lavé à l'eau privé d'air, et chauffé jusqu'à l'ébullition sous de la pareille eau, se partage en phosphore redevenu libre et phosphore sesqui-hydrogéné; il ne se forme pas d'acide dans cette seconde partie du procédé; celui qui a été formé dans la première partie s'est uni à la potasse. Le liquide était donc un proportionnement particulier entre l'hydrogène et le phosphore.

S'il est vrai que l'expansion de l'hydrogène phosphoré soit nativement 8, et elle ne saurait être intermédiaire entre 4 et 8 sans qu'elle cessât d'être proportionnelle, il en résulterait qu'un demi-volume de gaz fait, pour l'élévation d'un composé gazeux, l'équivalent d'un volume entier lorsque la portion en défaut n'est que d'un demi-volume. Trois volumes d'hydrogène élèveraient nécessairement à 2, 1 volume de vapeur de phosphore; mais ici 2 $\frac{1}{2}$ volumes d'hydrogène devraient avec 1 de cette vapeur se soutenir à la même élévation. Nous avons vu qu'un demi-rapport d'oxygène en dessus du nombre pair est inactif pour le besoin d'être soutenu en enga-

gement par un corps contenant 1 rapport ou plus de sa même matière.

Le phosphore se combine avec les métaux réduits : il se combine aussi avec les oxides ou les sousoxides des métaux alcalins et de ceux des métaux terreo-alcalins dont les oxides sont solubles dans l'eau. Peu de ces composés sont, sinon régulièrement proportionnés, du moins pleinement saturés. Aucun d'eux ne se trouve dans la nature, où il ne pourrait exister sans être décomposé. Cependant, comme nous venons de le dire, les phosphates natifs ont dû se former de phosphures réduits, ou, comme dans le corps animal, des élémens les plus éloignés de ces phosphures. Le phosphure de potassion a la couleur et l'éclat du cuivre de Japon ; il est cristallisé. Sa fonte bout au moment de se concrèter, comme si le calorique, en s'en échappant, la soulevait. Il consiste en rapports égaux de ses constituans : un excès de phosphore qu'il aurait pris pendant sa préparation peut en être expulsé par la chaleur. Il doit en être de même d'un surcroit de métal à l'exact rapport entre lui et le phosphore. L'eau dans laquelle on le trempe le partage en sous-hypophosphite et en hydrogène phosphoré non spontanément inflammable ; les rapports ne sont pas spécifiés : il serait, par conséquent, impossible d'assigner un juste emploi à chacun des principes. Il en est du phosphure de sodion comme de celui de potassion. L'argent se proportionne encore régulièrement avec le phosphore. La combinaison peut être faite

directement entre le phosphore et le métal fondu. Le produit est mol, de couleur blanche et de forme cristalline. Sa cassure est grenue. Par suite de la loi qu'un cristal ne saurait admettre un corps étranger dans sa formation, l'excès de phosphore qui aurait pu être compris dans la fonte et qui pour le cristal de phosphore devient un corps étranger, est rejeté pendant que le phosphore se concrète. On remarque que le phosphore s'accommode tout au moins aussi bien pour sa formation en phosphures, de métaux faibles que de métaux forts. Le phosphore d'argent consiste en 108 de métal et 12 de phosphore. Le phosphore d'antimoine est blanc, éclatant et de texture lamelleuse. Il est aisément fusible. D'après ces caractères il doit être formé en des rapports définis. L'étain et autres métaux forment avec le phosphore des combinaisons sous-saturées, qui peut-être sont proportionnelles à leurs sous-oxides ou sous-oxidules, mais qui, dans tous les cas, doivent être envisagées comme étant des fontes entre du phosphore vrai et du métal sans phosphore.

Le phosphore possède la propriété singulière de se proportionner différemment suivant qu'il se combine avec des corps absolus ou des corps nativement ou artificiellement relatifs; la différence est du quart. Les phosphates qui se trouvent dans la nature, la terre des os, qui est du phosphate de chaux avec $1\frac{1}{4}$ de base en excès, se ressentent de cette différence de proportionnement. Le phosphate de fer natif, qu'on remonte blanc des tourbières, est de l'hémi-sousphosphate;

par le contact de l'air il bleuit et devient du sous-sel à sesquioxidule. Tous ces corps ont une composition comme si leur noyau avait été un phosphore à métal réduit.

Nous avons vu que l'acide phosphorique acquiert des propriétés particulières de sa pénétration par du calorique lumineux. Le phosphore lui-même acquiert par l'insolation des caractères qui le font cesser d'être soluble dans ses dissolvans les plus naturels : il prend une teinte rouge et se retire de solution. Cet effet arrive au phosphore libre d'engagement, aussi bien dans le vide que dans des gaz qui n'exercent aucune action comburante immédiate sur lui. La lumière se place entre son combustible et son représentant de l'oxigène, ce qui, dans tous les cas, procure une augmentation de couleur : celui qui est cristallisé dans l'huile d'olive et au-dessus de la couche d'huile, n'éprouve pas le même effet. Un autre phénomène que le phosphore présente doit se rapporter à la même cause, c'est la couleur noire que prend, et conserve jusqu'à nouvelle fusion, du phosphore dépuré par la rectification qu'après l'avoir chauffé jusqu'à de 60 à 70°, on projette dans de l'eau ayant une température voisine de glace. Le figement subit qui a lieu ne laisse pas le temps à la chaleur de se retirer.

Le phosphore est obtenu de la décomposition à l'aide du charbon et à une chaleur rouge, du sursel qu'on force son acide complet de former avec la chaux. Le phosphore rendu libre et vaporisé doit être reçu dans l'eau. Le résidu, lors-

qu'on a procédé avec un excès de charbon et qu'on a prolongé l'opération au-delà de son terme ordinaire, peut contenir du phosphore de sous-oxide de chaux.

Le nombre du phosphore est 12 ou 16 suivant les combinaisons qu'il contracte. Les nombres de ses acides saturans en neutre des oxides se composent de 16 de phosphore *plus* la quantité d'oxygène qui l'acidifie. L'acide hypophosphoreux est représenté par 24; suivant quelques-uns, qui lui donnent la moitié de l'oxygène que renferme l'acide phosphoreux, par 22; ce dernier acide est représenté par 28; l'acide phosphatique, par 34, et l'acide phosphorique, par 36. Les nombres de l'hydrogène phosphoré et du phosphore hydrogéné, que je donne à cause de leur propriété d'être ultérieurement proportionnans, sont 17 et 18 $\frac{1}{2}$. Les phosphures n'ont aucun besoin de recevoir des nombres n'étant pas ultérieurement proportionnans. Les signes sont P.; P. O. ou P., P. O. o.; P. O., O.; P. O., O. $\frac{0}{2}$; P. O., O., o. puis : P. H., H.; P. H., h.

DE L'ARSÉNIC.

L'arsénic est un combustible relatif. Il jouit d'un éclat métallique considérable et qui l'a fait classer parmi les métaux. Sa couleur est le gris d'acier. Il a une texture tantôt lamelleuse et tantôt grenue. On peut aisément le pulvériser. Il est infusible et se volatilise sans s'être préalablement fondu. En vase clos sa vapeur demande

une chaleur rouge pour se former. A l'air libre elle se forme à 18°. On le rencontre minéralisant le fer, le manganèse et autres métaux, et minéralisé lui-même par le soufre et l'oxygène. On le retire en grand de la pyrite sulfo-arsénicale, qui est de l'arséniuro-sulfure de fer. On chauffe la mine jusqu'au rouge : l'arsenic se sublime et le sulfure, qui était double, devient simple ; la partie du soufre que l'arsenic abandonne passe au fer. On se le procure dans les laboratoires en soumettant à la sublimation entre deux creusets la poudre aux mouches, qui consiste en grande partie en arsenic vierge. Il se ternit promptement à l'air et se couvre d'une couche de sousoxidule noir dont la véritable composition est encore ignorée. En vase clos ce sousoxidule est volatil. A une chaleur brusque il se partage en sesquioxidule et en combustible réduit, dont le premier se volatilise et le second reste, ou tous deux se subliment. L'arsenic qu'au contact de l'air on repand sur un corps rouge de feu se volatilise et se sesqui-oxidule. Une odeur d'ail se fait sentir. Cette odeur est propre à la vapeur de l'oxidule lequel la manifeste étant projeté sur un éclat de verre rougi au feu, qui ne l'altère pas, comme sur un charbon ardent, qui le réduit, si toutefois sur celui-ci il ne se volatilise point avant de se réduire. Le sesqui-oxidule d'arsenic porte le nom d'arsenic blanc et d'acide arsénieux. Celui qu'on trouve dans le commerce provient du grillage d'une des mines de son combustible d'où, au contact de l'air et à une chaleur

intense, ce combustible est expulsé. La haute température favorise son oxidation. Il est d'un blanc de lait, et cristallisé, en masse fondue ou en poudre, suivant la chaleur qu'il a éprouvée. En vase clos, et à une chaleur incapable de le volatiliser, il se fond en un verre transparent qui, à l'air humide, devient peu à peu opaque. Il est soluble dans 12 parties d'eau chaude et 60 parties d'eau froide. Ses constituans sont 37 d'arsenic et 12 d'oxygène, ce qui répond au sesqui-oxidule d'un oxidule qui n'a pas encore été obtenu à part, mais qui est proportionnel à un degré de sulfuration très-commun de son combustible. Nous ne connaissons pas davantage son oxide ou le degré d'oxidation où se trouveraient 2 rapports d'oxygène sur 1 d'arsenic; mais avec 1 rapport d'oxygène de plus, le sesqui-oxidule forme un acide qui, à l'état anhydre, est concret, blanc, et plus fixe au feu que le sesqui-oxidule, mais qui, à une chaleur rouge, se partage en sesqui-oxidule et en oxygène. Il attire l'eau de l'air, mais la laisse ensuite échapper en entier à une chaleur au-dessous du rouge; cela indique qu'à l'instar de l'acide phosphorique il peut exister sans eau malgré qu'il ne contienne pas un nombre de rapports d'oxygène qui soit rigoureusement pair; mais il n'en contient aussi pas un qui soit rigoureusement impair. Dissous peu à peu et jusqu'à une saturation donnée dans l'eau qu'il attire de l'air, il forme de gros cristaux lesquels sont très-déliquescents. On obtient cet acide en traitant à chaud le ses-

qui-oxidule avec de l'acide nitrique auquel un peu de l'hydracide du chlore est ajouté.

L'arsenic forme avec l'hydrogène un composé qui probablement est en correspondance avec le sousoxidule du même combustible; c'est l'arsenic hydrogené, poudre brune qui, entre autres, se forme lorsque par de l'arsenic on prolonge le pôle négatif d'une pile en activité de décomposer l'eau. Un second proportionnement de l'arsenic avec l'hydrogène est l'hydrogène arséniqué. Il se forme lorsque de l'eau assisté d'un acide répartit ses constituans entre un métal et de de l'arsenic en poudre. Pour opérer sur de l'arséniure d'un pareil métal, il faudrait réunir 1 $\frac{1}{2}$ rapport de celui-ci et 1 d'arsenic. La composition de ce gaz est restée incertaine jusqu'à ce que Dumas l'ait mise au clair. Il consiste, d'après ce chimiste, en 1 rapport d'arsenic et 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'hydrogène; il est ainsi proportionnel au sesqui-oxidule. Son expansion est 4 et se compose de 4 volumes de vapeur d'arsenic et 6 volumes d'hydrogène, réduits à 4 par la condensation. Son nombre est 38 $\frac{1}{2}$. Sa pesanteur spécifique est égale à son poids absolu. A un froid de 40° il se condense en un liquide tenu et qui, à peu de degrés au-dessus, reprend l'état de gaz. On ne sait quelle pression suppléerait à ce froid pour produire le même effet de liquéfaction condensée. Il a l'odeur du combustible réduit vaporisé, non du sesqui-oxidule en vapeur, laquelle odeur est fortifiée par l'hydrogène. Enflammé avec les trois quarts de son volume d'oxygène, de l'eau se forme

et de l'arsénic réduit est déposé. Avec volume et demi d'oxygène l'arsénic est composé en sesqui-oxidule et l'hydrogène l'est également en eau. Avec le quart d'un volume d'oxygène la moitié seulement de l'hydrogène est composée en eau, et l'autre moitié, avec l'arsénic, forme de l'arsénic hydrogené. Enflammé au contact de l'air, il se convertit en ces deux mêmes compositions et, en outre, en sesqui-oxidule. Si la combustion était complète, l'air fournirait autant d'oxygène à l'arsénic qu'à l'hydrogène. L'étain chauffé jusqu'au rouge naissant lui enlève l'arsénic pour s'en former en arséniure; l'hydrogène devenu libre occupe 1 1/2 fois le volume du gaz. A une chaleur, qui ne doit pas être forte, on peut le résoudre en ses constituans sans qu'il se forme de l'arsénic hydrogené. Le résidu de la sublimation de la poudre aux mouches, qui consiste en un mélange d'arséniures des trois métaux magnétiques, fournit avec l'hydracide du chlore une sorte particulière d'hydrogène arséniqué.

Un autre proportionnement de l'arsénic avec l'hydrogène est obtenu lorsque de l'arsénic fondu avec de la potasse caustique concrète est humecté d'eau. Le gaz qui se dégage est inodore. Il se forme en opposition à de l'acide arsénique. Si un partage des constituans de l'eau entre portions égales d'arsénic avait lieu, il devrait contenir 2 1/2 rapports d'hydrogène comme l'acide arsénique contient 2 1/2 rapports d'oxygène, et son expansion devrait être 8; mais rien à cet égard n'est encore directement constaté.

L'arsenic se trouve nativement uni et s'unit par l'art aux métaux réduits. L'arséniure d'argent est rencontré natif ; il consiste en rapports égaux de ses constituans. Le kupfernichel est de l'arséniure de nickel aussi à rapports égaux ; il est brillant et a été trouvé en cristaux. L'arséniure d'antimoine se rencontre également natif. Il a une couleur grise et de l'éclat métallique. Les arséniures de fer, d'étain, de cuivre sont rencontrés dans la nature, et sont proportionnels aux oxydules de leurs métaux. L'arséniure natif de manganèse répond aussi à rapports égaux ; celui de mercure est soluble dans un excès de métal. La plupart peuvent être imités par l'art. L'arséniure de potassium lequel, à la chaleur que développe sa préparation, consiste nécessairement en rapports égaux de ses composans, est obtenu, soit par combinaison directe, soit par la décomposition de l'hydrogène arséniqué à l'aide du potassium. L'eau le partage en oxyde de potassium, en arsenic hydrogéné et en hydrogène libre. Il manque 173 d'hydrogène pour convertir l'arsenic en hydrogène arséniqué. C'est sans doute à cause de cela que le partage se fait en trois au lieu de deux produits. Si l'arsenic hydrogéné répondait à du sous-oxydure vrai, la moitié de l'hydrogène deviendrait libre. L'arsenic se combine aussi et par la fusion avec la potasse caustique fondue. Le produit est couleur-de-foie. En substituant du souscarbonate de potasse à l'hydrate, on obtient également du foie d'arsenic : le sesqui-oxydure est pour les 375 converti en acide, et

les 275, en arsénic constitué à l'état réduit, lesquels se combinent avec l'alcali.

L'arsénic a du rapport avec le phosphore pour sa manière de se proportionner; il forme avec l'oxygène les mêmes acides, mais en moins grand nombre, et avec l'hydrogène, les mêmes hydrogènes composés, pour autant qu'on peut en conclure d'après des analyses encore très-imp parfaites. Il y a de l'analogie entre l'odeur des deux combustibles. Il s'attache par toutes ses propriétés aux combustibles relatifs. Il se proportionne en des rapports définis avec les combustibles absolus, n'est pas fusible, pas malléable, ne conduit pas l'électricité, conduit mal la chaleur et réfléchit seulement la lumière. Il ne forme point d'oxide salifiable par les acides des combustibles et s'unit dans des rapports variés et qui n'ont pas besoin d'être définis, avec les combustibles relatifs ses pareils, et ses engagements avec les comburans relatifs portent plutôt le caractère d'acides doubles que de sels. De plus, et ce caractère est décisif, il proportionne par sa propre substance et indépendamment de la quantité d'oxygène qu'on lui a unie. L'éclat métallique est tout au plus une qualité physique et qui ne peut compter pour rien quand il s'agit de classer chimiquement des corps. Dans la désunion de ses composés à l'aide de la pile il se dirige aussi souvent vers le pôle où se rend constamment l'oxygène que vers celui où se rend constamment l'hydrogène; les métaux ne changent pas de pôle. La qualité relative consiste dans ce changement, et le terme relatif si-

gnifie que les corps qui le portent sont excités en négatif ou chargés en positif, suivant que, dans leur décomposition, ils abandonnent un corps plus comburant ou un plus combustible qu'eux. Les indications de la pile ne sauraient faillir.

L'acide arsénique a encore de commun avec l'acide phosphorique, que les sels qu'il forme avec les mêmes oxides ont la même forme cristalline et jouissent de propriétés analogues. Nous parlerons bientôt de deux autres acides de combustibles qui renferment le même nombre de rapports d'oxigène et dont les sels correspondans se ressemblent si parfaitement qu'on ne pourrait les distinguer les uns des autres si leurs combustibles n'étaient pas un peu inégalement comburans. Ce rapport de forme et de qualité demontre que non seulement l'oxigène détermine le caractère chimique des combinaisons, mais fixe encore la forme cristalline des composés; elle confirme ce que nous avons déjà dit que dans les combinaisons secondaires, les rapports s'établissent entre poids égaux d'oxigène et que les autres corps sont purement et simplement destinés à prendre en charge ce principe. La différence que l'un des deux oxigènes soit un peu mieux pourvu de calorique que l'autre, fait que les corps de qualité contraire se rapprochent et se confondent comme si la combinaison n'avait d'autre but que d'établir un partage égal du calorique entre les deux oxigènes.

Le nombre de l'arsenic est 37 1/2. L'expansion de sa vapeur est 4 Les signes sont As.; As. O., o.; As. O., O., o.

DU TELLURE.

Le tellure est un combustible relatif susceptible d'être acidifié par l'hydrogène. Il a la couleur de l'argent et jouit d'un éclat métallique important; ce qui, comme l'arsenic, l'a fait ranger parmi les métaux. Il se fond avant de rougir. A une chaleur rouge il se volatilise : on peut le distiller. Le tellure vaporisé repand une odeur particulière. Il est cristallin; sa cassure est lamelleuse. Il conduit mal l'électricité. On peut le réduire en poudre. Chauffé au contact de l'air, il brûle avec une flamme bleuâtre liserée de vert. Le produit de cette combustion est le seul engagement qu'il contracte avec l'oxygène. C'est une poudre blanche, fusible et qui, après la fusion, est jaunede-paille; la cassure de sa fonte est cristalline et rayonnée. A une chaleur rouge, elle se volatilise. Les propriétés de l'oxide de tellure tiennent autant aux acides qu'aux oxides, mais il ne salifie pas plus pleinement qu'il n'est pleinement salifié. Il semble former ceux de ses sels où il fonctionne comme acide par une quantité de sa matière dans laquelle deux rapports d'oxygène sont contenus.

Le tellure uni par la fusion au zinc, étant traité avec l'hydracide de chlore, fournit un gaz qui a une odeur d'œufs pourris, rougit le papier de tournesol et exerce ainsi une réaction acide; il est soluble dans l'eau et forme des hydro-sels avec les alcalis et les terres alcalines; c'est un hydra-

cide par solution et dont les constituans sont rapports égaux de tellure, d'hydrogène et de calorique, ce dernier étant représenté par sa force de saturation. Son expansion est égale à 4 et se compose de 4 volumes de vapeur de tellure et de 4 de gaz hydrogène, condensés de la moitié. On le nomme acide hydro-tellurique et hydrogène tellururé. La désinence en *ure* denote que la combinaison forme un hydracide.

Le gaz acide hydrotellurique et sa solution dans l'eau précipitent de leurs dissolutions dans les acides, les oxides de la plupart des métaux de mine. L'acide d'avec lequel l'oxide est précipité reste libre. Plus les acides sont faibles, plus les oxides peuvent être forts. L'engagement se contracte entre l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de l'oxide en vertu d'un acheminement vers la formation de l'eau. Cela arrive surtout ainsi lorsque l'acide libre réagit sur le sel, mais lorsque cet acide est combiné avec un alcali, alors la décomposition est naturelle et le précipité est de l'hydrotellurate. Au contact de l'air, ces sels se forment en tellures hydrogénés d'oxide; en vase clos, le tellure hydrogéné est à sous-oxide. Dans le premier cas, la moitié de l'hydrogène est brûlée par l'oxigène de l'air; dans le second, elle l'est par la moitié de l'oxigène de l'oxide. En traitant à un feu de fusion le mélange d'oxide de tellure, d'hydrate de potasse et de charbon, décomposant le produit par un acide, de l'acide hydrotellurique est également obtenu. En faisant bouillir du tellure avec de la solution con-

centrée de potasse caustique, une partie du tellure s'oxide et l'autre se tellururohydrogène; les deux se combinent avec l'alcali. Le tellure hydrogené teint le liquide en rouge de vin. Pendant le refroidissement ou lorsqu'on ajoute de l'eau au liquide, un réengagement se contracte entre l'hydrogène du tellure hydrogené et l'oxygène de celui oxidé : de l'eau se forme et du tellure se depose. La liqueur ne contient alors plus que de l'alcali. L'oxide de potassium semble pouvoir prendre en combinaison un second rapport de tellure; si cela est ce sera sous la garantie de ce second rapport de combustible que l'hydracide du tellure peut se maintenir indécomposé dans une liqueur qui en même temps renferme de l'oxide de tellure. L'hydrogène tellururé, étant enflammé au contact de l'air, brûle avec une flamme bleue et se convertit en oxide et en eau. L'eau chargée d'acide hydrotellurique, par son contact avec l'air, dépose une poudre brune rougeâtre, qui est du tellure hydrogené : la moitié de l'hydrogène de l'acide est convertie en eau par l'oxygène de l'air. L'hydrogène bitellururé et non le tellure hydrogené semble pouvoir rester en combinaison avec l'alcali. On a dernièrement contesté l'existence du composé entre 1 rapport de tellure et 1/2 rapport d'hydrogène. Le fait est qu'il n'existe pas dans tous les cas où l'on supposait que sa production avait lieu.

Le tellure se combine avec l'acide fumant du soufre. Le composé est rouge-purpurin. S'il avait lui-même un acide supérieur, il n'y a pas

de doute qu'il ne se combinât de même avec cet acide. Nous verrons bientôt que le soufre contracte la même sorte de combinaison avec l'hydrate de son acide supérieur déplacé par le calorique dans la moitié de son eau. La même chose arrive ici, avec la différence que toute l'eau est déplacée par le tellure. Il se forme du tellurohydrate d'acide sulfurique. L'eau reste avec le telluroacide. Plus d'eau rompt l'engagement, ce qui prouve que c'est en vertu de moins d'eau qu'il existe. Cette propriété attache par de nouveaux liens le tellure à la classe des corps relatifs. Le tellure a fait voir que pour être combustible relatif il n'est pas nécessaire d'être combustible acidifiable. On rencontre le tellure minéralisant divers métaux et presque toujours plus d'un métal en même temps. Le tellure de plomb est trouvé en union avec le tellure d'or. Le tellure d'argent fait par l'art en précipitant un sel d'argent par de l'acide hydrotellurique, décomposant à un feu de fusion l'hydrotellurate obtenu, est blanc d'argent et un peu malléable. Du tellure de bismuth est rencontré natif en Hongrie et aussi en Norwège, où on le trouve cristallisé. Il est composé de rapports égaux de ses constituans. Le tellure d'or simple correspond avec l'oxide le plus élevé de son métal; le même uni au tellure d'argent est proportionnel à un oxide d'or qui n'est pas connu; le rapport du tellure y est double de ce qu'il est dans le précédent.

Le nombre qui représente le tellure est 32; celui de son oxide est 40 ou 48 suivant qu'on lui assigne 1 ou 2 rapports d'oxigene. L'acide hydrotellurique est représenté par 33; le même tellururé, par 65. Le tellure hydrogené l'est par 32 172. Les signes sont : Te.; Te O. ou Te. O., O.; puis Te. II.; Te., Te. II.; Te. h.

DU SOUFRE.

Le soufre est un combustible relatif généralement connu. Il occupe pour la force comburante le second rang parmi les combustibles hydroacidifiables. C'est-à-dire que dans la disjonction opérée par la pile d'un engagement entre lui et le tellure, celui-ci se rend au pôle négatif et le soufre au pôle positif. Un autre combustible, dont nous parlerons bientôt, se comporte de la même manière à l'égard du soufre et se montre ainsi plus comburant que lui. Le soufre, comme le tellure, s'hydro-acidifie en s'associant de l'hydrogène et du calorique. Il est propre aux combustibles qui se proportionnent par rapport égal avec l'hydrogène de composer un acide par solution; peut-être que ceux susceptibles de ce genre d'acidification ne s'associent qu'avec rapport égal d'hydrogène. On a vu qu'aucun autre parmi les combustibles relatifs dont il a été traité, ne prend moins de 1 172 rapport du même principe, et que déjà l'un d'eux est excité en oxide par 172 rapport d'hydrogène de plus que la quantité qui probablement l'aurait excité en acide,

puis qu'un autre, avec 2 rapports d'hydrogène de plus, devient un vrai oxide de métal. Le soufre est d'une belle couleur jaune-citron. Il cristallise de sa fonte refroidie lentement. A l'état vierge il est cristallisé. Les cristaux natifs sont, ou transparents, ou mi-opaques, et ont souvent un reflet orangé. Tel est le soufre, inséré dans du quartz, qu'on rencontre à Quito. Ses cristaux factices sont opaques. Il minéralise plusieurs métaux et au moins deux combustibles relatifs. Il ne pourrait être minéralisé lui-même que par le combustible relatif dont il nous reste à parler. Mais on le rencontre uni à l'oxygène et alors salifié par des oxides.

On le retire de sa combinaison la plus ordinaire avec le fer qui est le sulfure nommé pyrite; il s'y trouve en rapport double. Le second rapport est expulsé par la chaleur. On se prévaut aussi de celui que rejettent les volcans.

Le soufre est fragile et peut être aisément réduit en poudre. Chauffé brusquement il se brise et il suffit de la chaleur de la main avec laquelle on tient un bâton de soufre pour le faire craquer et souvent éclater. Etant frotté, il exhale une odeur particulière, et devient, en même temps, négativement électrisé. Il conduit très-mal le fluide électrique. Néanmoins il se charge facilement et largement de la rosée. Le soufre fond à 108° de chaleur. Il est alors très-fluide, transparent et peu changé dans sa couleur; il reste ainsi jusqu'à 140°. A 160°, il s'épaissit et devient rouge-brun. En le chauffant davantage et jusqu'à 220 à 250°, il augmente tellement en viscosité qu'il cesse de pou-

voir couler. A cette température il est noir. Si alors on le projette dans de l'eau très-froide, il reste mou et devient même ductile; il conserve sa transparence et prend une couleur brune. Le calorique surpris par le froid dans un corps qui sous sa forme solide le conduit déjà mal et qui sous celle liquide ne doit plus du tout le conduire, entretient, par sa présence, cet état de mollesse et fait persister la couleur. Le soufre ainsi ramolli peut prendre les empreintes les plus délicates. Au bout de peu de jours, il reprend sa dureté et avec elle sa couleur. A 316° et plus de chaleur, et en vaisseaux clos, le soufre bout et se vaporise. Sa vapeur a une teinte orangée. Les métaux avides de sulfuration y brûlent avec le même éclat que les plus forts parmi eux le font dans le gaz oxigène. Ceux même qui ne s'enflamment pas dans ce gaz s'enflamment dans la vapeur de soufre. Ce qu'on nomme fleur de soufre est du soufre en vapeur qui s'est condensé dans un air froid ou sur un corps froid. La vapeur de soufre qui s'élève dans l'air sans être assez chaude pour pouvoir brûler, laisse échapper une lumière bleue, perceptible seulement dans un lieu obscur, et repand en même temps une odeur particulière. La condensation de la vapeur donnera lieu au phénomène de lumière. L'expérience se fait le mieux en frottant un bâton de soufre sur une brique chaude.

Au contact de l'air et à 115° de chaleur, le soufre prend feu et brûle avec une flamme bleue. Le produit de cette combustion est un gaz acide

qui porte le nom de gaz acide sulfureux. Il a une odeur désagréable. Sous une pression de 5 atmosphères, il se condense et devient liquide. Il se condense aussi à un froid de 20°. Il se cristallise alors seul et en s'adjoignant de l'eau. Les cristaux se forment au fond du liquide qui se vaporise. Ils sont très-volatils et d'une mobilité telle qu'ils changent de place à chaque mouvement qu'on fait faire à la bouteille qui les contient. C'est M. Hensmans qui, le premier, a obtenu ces cristaux. On voit encore ici que la compression ne peut que liquéfier les gaz, et que c'est au froid à leur donner l'état concret. Le premier moyen agit sur le calorique de l'expansion gazeuse seulement, le second aussi sur celui de la forme liquide. C'est parceque les liquides ne sont pas compressibles que la pression ne les fait pas concreter. L'acide sulfureux liquide, en reprenant l'état de gaz, excite un froid trois fois plus considérable que celui auquel il se liquefie. A l'air, ce froid va jusqu'à 57°, et peut dans le vide aller jusqu'à 68° en faisant absorber le gaz par un alcali. On dit que l'alcool se congèle à ce froid. Nous pouvons assurer qu'à 57° de froid il reste encore liquide. Le cyane, le chlore, l'ammoniaque, se condensent sans avoir besoin d'être comprimés. Cela prouve que leurs gaz sont des vapeurs venues de liquides. Les vrais gaz ne sont pas condensés par le froid. L'acide sulfureux liquide bout à 10° sous 0° et se vaporise.

Le gaz acide sulfureux est dissous par l'eau

avec avidité et sous excitation d'une forte chaleur. C'est l'acide qui déplace le calorique d'avec l'eau; 25 parties de ce liquide fixent 1 d'acide. Il se dissout de même dans la neige. La congélation de l'eau ne détermine point l'expulsion du gaz. On se procure l'acide sulfureux en traitant au feu le suroxyde de manganèse avec du soufre. On recueille le gaz sur du mercure ou on le reçoit dans de l'eau simple ou chargée d'alcali, suivant l'usage auquel on le destine. Le résidu est en grande partie de l'oxyde, du sulfure à oxyde ou à sousoxyde, ou du sulfure réduit. La différence dépend du soufre employé, 1/2, 1 ou 2 rapports, et de la chaleur administrée. On le prépare pour les usages du laboratoire en sous-acidifiant l'acide supérieur du soufre par du mercure; on met 3 rapports d'acide sur 1 de métal, et on chauffe. Le tiers de l'oxygène est enlevé à 1 1/2 rapport d'acide par 1 rapport de métal, d'où résulte du sesqui-oxyde, avec lequel se combine le 1 1/2 rapport restant de l'acide. 1 1/2 rapport d'acide sulfureux est porté à l'état de gaz. Les constituans de l'acide sulfureux sont 1 rapport de soufre et 2 d'oxygène et ainsi volumes égaux des deux, condensés de 8 à 4 par la circonstance qu'un acide est produit. Si le composé était un oxyde, l'expansion serait maintenue à 8. L'acide sulfureux est le seul degré de proportionnement avec l'oxygène que la combustion du soufre à l'air produit.

Melé avec volume double d'hydrogène et enflammé par l'étincelle électrique, l'acide sulfu-

reux se partage en oxigène qui passe à l'hydrogène et en soufre qui se régénère. Volume triple d'hydrogène ne compose pas le soufre en acide pareil à l'hydracide du tellure.

Volume double de gaz ammoniacal transforme le gaz acide sulfureux en une vapeur jaune-foncé, laquelle se concrète en une matière plus colorée encore. Le produit est du sulfite anhydre violenté dans sa formation et ayant une existence contre nature. On dirait que l'oxigène de l'acide passe aux $\frac{2}{3}$ de l'hydrogène de l'alcali, et que le soufre, devenu libre, donne sa couleur au composé. L'adjonction d'un rapport d'eau fait passer le composé à son état habituel d'hydrate blanc. Volumes égaux des deux gaz donnent du sursulfite, dans lequel le second rapport d'acide tient au sulfite neutre lieu d'eau.

Avec 1 rapport d'oxigène de plus, l'acide sulfureux forme l'acide sulfurique. C'est un liquide épais et lourd, qui demande 326° de chaleur pour sa volatilisation et de 34° de froid pour sa concrétion. En raison de ce qu'il se compose d'un nombre impair de rapports d'oxigène, il n'a point d'état liquide qui soit indépendant de rapport égal d'eau; mais il en a un concret avec 1/2 rapport d'eau et un gazeux, sans eau. Ce dernier a été découvert par M. Hensmans. Il partage de l'énergie comburante de son combustible et chasse de leurs combinaisons la plupart des autres acides. L'eau, dont la force combustible est si faible, en chasse considérablement de calorique. L'échauffement, quand les rapports

sont de 3 d'eau sur 1 d'acide, peut s'élever très-haut. Avec 175 de neige il s'échauffe jusqu'à 100°. Après le refroidissement, le rapport inverse en neige fait baisser la température jusqu'à 20—25° sous 0°. L'acide sulfurique concentré consiste en acide sec et en eau de composition; un second rapport d'eau hydrate le composé et déplace du calorique d'avec l'acide. L'eau de la neige, par affinité de solution, tend à enlever l'eau d'hydratation, mais elle ne peut y parvenir sans que le calorique que la dernière eau tient déplacé d'avec l'acide ne soit restitué à celui-ci. Delà naît le froid et aussi un peu de ce que la neige fixe de la chaleur pour passer à l'état liquide. L'acide liquide avec un rapport d'eau de plus, se concrète par le froid en une masse cristalline et ayant l'apparence de la glace : aucune partie ne reste liquide. Cette masse peut soutenir la chaleur de tout un été sans redevenir totalement liquide, et même sur le feu elle ne fond que très-lentement, tant est grand le froid que sa fusion excite. Liquéfiée elle se reconcrète à 4° de chaleur. L'acide concret, étant par la chaleur dissous dans de l'acide concentré liquide, s'en sépare par le froid; mais dissous dans de l'acide plus faible que la fonte de ses cristaux, il ne s'en sépare plus par le froid, c'est ce qui m'a fait dire que l'acide hydraté par un second rapport d'eau cristallise d'une eau-mère qui est plus concentrée que la fonte des cristaux, pas d'une qui est moins concentrée que cette fonte. Le mélange des cristaux contusés avec de la neige fait concreter le mercure à la première immersion.

L'acide sulfurique se forme dans toutes les circonstances où l'acide sulfureux se trouve en rapport avec de l'oxygène et en même temps avec de l'eau. On le prépare en grand en complétant l'acidification du même acide sulfureux par de l'oxygène que lui présente en condensation faible et tel qu'il est requis qu'il soit, la vapeur d'acide nitreux. Il se forme d'abord un composé des deux acides avec 172 rapport d'eau, qui est concret, blanc, et qu'un second demi-rapport ou plus d'eau désunit sous dégagement d'oxide d'azote et séparation d'acide sulfurique. L'opération est entreprise dans un espace pourvu d'air et où le soufre et l'oxide d'azote se sousacidifient en même temps. Nous avons dit que la combustion du soufre par l'oxygène de l'air produit seulement de l'acide sulfureux. Le corps blanc peut être considéré comme de l'acide sulfurique mi-hydraté et dans lequel un rapport entier d'oxide d'azote remplace le second demi-rapport d'eau. Le procédé marche aussi longtemps que de l'oxygène se trouve présent dans l'air. L'acide obtenu contient un excès d'eau, dont on le dépouille par la chaleur.

On obtient aussi l'acide sulfurique en l'expulsant par le feu de sa combinaison avec l'oxidule de fer réduit par la calcination à une seule de ses 7 rapports d'eau et dont l'oxidule est en même temps converti en oxidulo-oxide par l'oxygène de l'air. On distille à une très-forte chaleur. Il passe d'abord de l'acide ordinaire seul et ensuite en même temps de l'acide avec seulement un demi-

rapport d'eau, mais qui est assez pénétré de calorique pour pouvoir subsister sans le second demi-rapport d'eau. C'est lorsqu'il ne reste plus assez d'eau avec le sel, qui à sa place a pris un excès d'oxide, et que le feu doit être proportionné à la résistance qu'oppose à l'expulsion de son acide le soushydrate du sous-sel, que l'acide mihydraté se vaporise. Plus longtemps la distillation a été continuée et plus fort a été le feu, plus de demi-hydrate se trouve dans l'acide. Sa quantité peut aller jusqu'à un quart et plus. Ce demihydrate colore l'acide en brun intense et le fait fumer au contact de l'air ; la coloration provient ici de vapeur sulfurique interposée, comme dans l'acide nitrique elle provient de vapeur nitreuse interposée : les deux acides se constituent ou arrivent constitués à l'état de vapeur de de-mi-hydrate. On distingue l'acide séparé du fer de celui fait avec le soufre, par le nom d'huile de vitriol et d'acide sulfurique fumant.

L'acide sulfurique de vitriol, en raison du calorique dont l'oxigène de troisième saturation est pourvu dans son demi-hydrate, est capable d'oxider à froid les métaux faibles et jusqu'à l'argent. L'acide fumant, étant chauffé dans une cornue pourvue d'une allonge, ne tarde pas à bouillir, sans doute par l'effet de la vapeur qui soulève le liquide ; il lache alors prise à son mihydrate, et, à mesure qu'il s'en dépouille, il diminue en couleur et devient à la fin incolore comme de l'eau. Il ne perd néanmoins pas entièrement sa propriété de fumer à l'air, ni celle que bientôt

nous mentionnerons, de se concrèter à moins de 0° de froid. La vapeur de demi-hydrate se concrète en refroidissant. Les cristaux, brillans au plus haut degré, sont amianthiformes; ils sont flexibles, ténaces et si difficiles à couper qu'on ne peut les enlever du col de la cornue qui en serait obstrué. Au contact de l'air il répand une vapeur grisâtre épaisse et qui s'élève lourdement vers le haut; il n'attire point l'humidité de l'air. Il est infusible et, mis en vase clos, il se volatilise à la température habituelle de l'atmosphère. Une fois séparé de l'acide liquide, il ne peut plus de nouveau y être incorporé. Le peu que l'acide en reprend fait revenir sa couleur brune, comme aussi l'acide où un peu d'eau pure dont on imbibé la vapeur concrète, teint celle-ci en la même couleur. A cette première vapeur succède une autre, qui a un aspect de glace et qui contient le quart d'un rapport d'eau de plus. Elle porte le nom d'huile de vitriol glaciale. On peut la considérer comme étant formée de demi-hydrate et d'hydrate entier, rapport égal des deux. L'acide fumant, avant la distillation, marquait à l'aréomètre 1 172 à 2° de plus que l'acide de soufre, qui marque 66°; après la distillation, il marque 1 172 à 2° moins que ce dernier. Le même acide fumant se congèle en majeure partie à un froid de 10°. La portion qui reste liquide pèse de 172 à 174° de plus qu'avant sa partielle congèlation, et fonce considérablement sa couleur. Les cristaux sont des lamelles qui, bien égouttées, n'ont pas de couleur. L'acide entier, s'entend, la par-

tie liquide et la partie concrète réunies, reste longtemps à dégêler. Après le degel, fait spontanément ou provoqué par la chaleur, il se reconcrète à un degré qui ne doit pas dépasser celui de glace. On ne sait pas comment ses cristaux formés par le froid se comportent avec la glace. Un beau travail de M. Hensmans a fait connaître tout ce qui est relatif à cet acide et à sa vapeur.

L'acide sulfurique concentré se combine avec l'acide nitreux et cristallise avec lui. On obtient ce composé en introduisant de la vapeur nitreuse dans l'acide sulfurique. Les deux acides entrent en possession partagée de l'eau, sans laquelle, ni l'un, ni l'autre, ne peut subsister liquide. Il est fusible à une chaleur modérée. A 133, il se resout en oxide d'azote, qui se dégage, et en acide nitrique, qui reste avec l'acide sulfurique. On n'a pas déterminé les rapports.

Un acide se forme entre le soufre et l'acide sulfureux; un autre, entre cet acide et l'acide sulfurique. Ces acides ont pour caractère commun de pouvoir saturer par 2 rapports de soufre pour 1 sans que la neutralité soit troublée. Le soufre, dans l'un, et l'acide sulfureux, dans l'autre, exercent la fonction de remplaceant du calorique et ne peuvent plus en exercer d'autre. Leur faculté de saturer est éteinte dans cette fonction. On connaît néanmoins des cas où le premier acide sature par un seul rapport de soufre. On connaît moins bien la circonstance où les sels de l'autre acide sont formés en simple.

L'acide formé de soufre et d'acide sulfureux

porte le nom d'acide hypo-(sous)-sulfureux. Il n'a point d'existence incombinaisonnée, mais se resout en ses constituans aussitôt qu'il devient libre. L'acide sulfureux n'est pas assez déplacé dans son calorique par le soufre ou celui-ci n'est pas engagé en représentation d'assez de calorique, pour que la combinaison reste stable. Il forme avec les bases salifiables des sels régulièrement cristallisés et qui peuvent contenir 1 ou 2 rapports d'acide, formant, dans le premier cas, des hyposulfites ou des sulfurosulfites, sels dans lesquels la moitié de la base est saturée d'acide sulfureux et, l'autre moitié, de soufre; et, dans le second cas, des sulfites sulfurés, sels formés de sulfites qui prennent en sursaturation rapport égal de soufre. La différence dépend de la manière dont se fait la combinaison entre les constituans de l'acide. Dans l'acide sulfureux sulfuré le second rapport de soufre est engagé en remplacement de calorique; dans l'acide hyposulfureux, les 2 rapports de soufre existent en combinaison directe avec l'oxygène; l'un résulte de soufre ajouté à l'acide sulfureux, l'autre, d'oxygène enlevé au même acide. On obtient l'acide hyposulfureux uni à une base salifiable en faisant décomposer, sous l'influence de l'acide sulfureux, de l'eau par du zinc; l'hydrogène de l'eau, dont l'oxygène oxide le métal, enlève à l'acide sulfureux la moitié de son oxygène. On peut aussi dire que la moitié de l'oxygène de l'acide sulfureux passe au métal¹, et que l'autre moitié reste avec le soufre. L'acide en résultant

se combine avec l'oxide de zinc. Un hyposulfite est alors formé. Pour qu'un sulfite sulfuré prit naissance, il faudrait qu'un plus bas proportionnement du soufre avec l'oxigène fut concomitamment formé. Ce même acide se forme lorsque l'engagement entre rapports égaux de soufre et d'oxide alcalin est changé de composition par l'eau; aussi, lorsque du soufre est mis à bouillir avec un sulfite d'alcali. Une solution d'hyposulfite-hydrosulfite de soude, étant laissée à l'air jusqu'à ce qu'elle soit devenue incolore, se forme en entier en sulfite sulfuré de son alcali; il est en outre contenu dans le composé de Thomson, qui est du soufre engagé avec rapport égal de chlore, et ailleurs. D'après ses constituans cet acide est de l'oxide de soufre. Avec 1 rapport de soufre de plus il forme du sousoxide, dont l'existence n'est pas dépendante de son engagement avec un corps étranger; le second rapport de soufre y tient lieu de pareil corps à l'acide hypo-sulfureux et de sorte que le nom d'hyposulfite de soufre pourrait lui être applicable. Celui-ci sature les bases alcalines par 4 rapports de soufre pour 1 ou seulement en vertu du rapport d'hypoacide qui s'y trouve engagé avec 3 rapports de soufre.

L'acide hypo-sulfurique, que nous avons dit consister en acide sulfurique et acide sulfureux, est sous forme liquide, et semble ne pouvoir exister sans eau. Réduit, par une chaleur ménagée, à la plus grande concentration qu'on puisse lui faire prendre sans le décomposer, si on continue de chauffer, il se partage en gaz acide sulfureux

qui se dégage et en acide sulfurique absolu, qui reste : rapports égaux des deux. Cette sorte d'analyse par le feu, outre qu'elle renseigne les constituans de l'acide, fait connaître qu'il est maintenu composé par rapport égal d'eau. Comme l'acide sulfureux s'y trouve près de l'acide sulfurique en substitution à du calorique, non seulement il ne concourt pas à la saturation, mais n'est pas acidifié au complet par les substances, qui, telles que l'acide nitrique, le suroxyde de manganèse, etc., cèdent aisément une portion de leur oxygène, à moins que la chaleur ne vienne au secours pour rompre l'engagement entre les deux acides en se substituant à l'acide sulfureux près de l'acide sulfurique; l'acidification complète, dont l'acide sulfureux engagé en représentation de calorique n'était pas susceptible, se fait alors sur cet acide libre. L'acide hyposulfurique forme avec les bases salifiables des sels régulièrement constitués et qui, par l'acidification complète de leur acide, deviennent, ou des sur-sels, ou des sels neutres mêlés avec rapport égal d'acide libre. On obtient l'acide hyposulfurique en faisant réagir à froid du gaz acide sulfureux sur du suroxyde de manganèse réduit en poudre fine et délaïé dans de l'eau : l'une moitié du suroxigène est enlevée par 1/2 rapport d'acide sulfureux, lequel en est formé en acide sulfurique, et l'autre est transmise à un rapport entier de ce même acide sulfureux, déplacé d'avec l'hémisuroxyde de manganèse par l'acide sulfurique, qui cherche à se former en hyposulfato-sulfate. Ce sel,

qui est soluble dans l'eau, est décomposé par l'eau de baryte : l'acide sulfurique forme avec la baryte un sel insoluble et avec l'acide hyposulfurique, un sel soluble. On fait cristalliser celui-ci, on le dissout dans peu d'eau et on le débarrasse de la terre qui sature son acide, en précipitant celle-ci par de l'acide sulfurique modérément dilué d'eau. Le second demi-rapport de suroxigène ne possède pas assez de calorique pour former de l'acide sulfurique avec l'acide sulfureux ; c'est pourquoi il est suppléé à ce qui en manque par un demi-rapport d'acide sulfureux. L'acide hyposulfurique est formé dans plus d'une occasion. Nous verrons ci-après qu'il l'est lorsque de l'acide sulfurique, par 3 rapports de sa matière, décompose 1 rapport de sel à comburant relatif en même temps qu'il régénère celui-ci ; il l'est encore dans la fabrication de l'acide sulfurique, d'avec lequel son constituant acide sulfureux se dégage déplacé par la chaleur lorsque la concentration de l'acide est parvenue au degré où il ne peut plus le retenir. Un nom convenable pour cet acide serait celui d'acide sulfurique sulfurosé.

Nous avons dit que le soufre en s'unissant à l'hydrogène et au calorique forme un hydracide. Tout ce qui a été dit de l'hydracide de tellure est applicable à celui de soufre. Il a la même forme, la même expansion et la même odeur. Il salifie les oxides alcalins et précipite les oxides des métaux de mines ; Il précipite même un plus grand nombre de ces derniers que l'hydracide de tellure à cause que son combustible est plus

amplement pourvu de calorique que le tellure et peut dès lors déterminer un plus large acheminement vers la composition de l'eau. Sous une pression de 17 atmosphères il se condense en un liquide extraordinairement coulant. Il n'a pas encore été liquéfié par le froid. Enflammé par l'étincelle électrique avec la moitié de son volume de gaz oxygène, il laisse échapper son soufre et convertit son hydrogène en eau; le même effet est obtenu lorsque le mélange des gaz est agité avec de l'eau. Dans ce cas, l'eau enlève du calorique à l'oxygène et donne à l'hydrogène plus de facilité à se combiner avec lui. Enflammé avec volume et demi de gaz oxygène il est brûlé dans son soufre comme dans son hydrogène : un volume de gaz acide sulfureux égal au sien est produit. Avec la moitié de son volume de gaz acide sulfureux et au contact de l'eau il se décompose : du soufre est de part et d'autre mis en liberté. Avec les deux tiers de son volume du même gaz acide, le mélange se concrète en entier; il est produit une matière jaune dans laquelle les deux soufres semblent être mis à nu. Cette matière a quelque ressemblance avec celle que nous avons dit résulter du mélange de 1 volume de gaz acide sulfureux avec 2 volumes de gaz ammoniacal. L'hydrogène sulfuré cède son soufre à l'étain chauffé au rouge-cerise : le volume du gaz n'est pas changé; du premier sulfure d'étain est formé. Le potassium enlève le soufre à la moitié du gaz et prend en engagement l'autre moitié : du second sulfure uni à rapport égal d'hydrogène re-

sulte de cette action tout-à-fait particulière. L'eau transforme le composé en bihydrosulfate de potasse, à la formation duquel la sienne ainsi préluée. L'hydrogène sulfuré est rencontré natif dans plusieurs sources d'eaux minérales, appelées sulfureuses; le soufre s'y trouve engagé avec de l'eau qu'un enlèvement d'oxygène, opérée probablement par le fer, a laissée avec un excès d'hydrogène. La nature de cette composition répond à de l'eau hydrogenée et sulfurée. La chaleur rompt l'engagement et isole l'hydrogène sulfuré d'avec l'eau.

On peut obtenir l'hydrogène sulfuré de différentes manières. La plus commode est de le dégager de l'hydrosulfure de fer à oxidule par le moyen de l'acide sulfurique affaibli. On recueille le gaz sur de la saumure de 23^e ou 24^e cuite. L'eau simple en absorberait le triple de son volume. On se procure l'hydrosulfure de fer en humectant d'eau un mélange de soufre avec un peu moins de rapport double de fer (16 et 24); on enferme hermétiquement. La matière s'échauffe considérablement et prend une couleur noire des plus intenses. Avec le temps et à l'abri de l'air ce composé se change en sulfure hydrogené de sousoxidule, lequel avec l'acide sulfurique dilué d'eau ne donne pas une bulle de gaz de moins que n'aurait donné l'hydrosulfure avant d'avoir changé de composition. Au contact de l'air il perdrait la moitié de son hydrogène sans, dans le même rapport, se défaire d'oxygène, et la quantité du gaz obtenu ne serait plus que de la moitié.

Le soufre a un sous-proportionnement direct avec l'hydrogène, auquel compétent les noms de soufre hydrogené et d'acide hydrosulfureux. Il n'a point d'existence qui soit indépendante de son engagement avec un oxide ou un sousoxide de métal. Rendu libre de combinaison, il se partage en soufre et en hydrogène sulfuré. Il peut se charger de plus de soufre et en contenir jusqu'à 5 rapports. Il en devient temporairement plus stable dans sa composition. Il est alors sous la forme d'un liquide jaune-brûnâtre. Sa couleur s'affaiblit dans le rapport qu'il se sature de plus de soufre. On l'obtient en instillant d'une solution de sulfure de potasse à sous-oxide et à 5 rapports de soufre dans de l'acide de sel marin, dilué d'eau, qui est laissé en excès à la saturation de l'alcali; on mêle bien. Si on faisait l'instillation contraire, ou de l'acide au sulfure, la portion restée indécomposée de celui-ci détruirait le composé en s'emparant de son hydrogène sulfuré et en faisant précipiter son soufre. C'est en cela et pas en autre chose que consiste le pouvoir de garantir le composé de la désunion que l'on attribue à sa demeure en rapport avec un acide. Dans le sulfure à sousoxide employé à cette préparation la moitié du soufre est combinée avec un rapport entier d'hydrogène et l'autre moitié, avec 1/2 rapport d'oxygène. Les deux sont précipités ensemble; si la partie oxidée du soufre était réduite par l'hydrogène de la partie hydrogenée, il resterait 10 rapports de soufre pour 1/2 d'hydrogène.

Le soufre se trouve combiné et se combine en des rapports, tous définis, avec un grand nombre de métaux. Ces combinaisons sont appelées sulfures. Les métaux ont, à peu d'exceptions près, les mêmes degrés de sulfuration que d'oxidation. Ils ont même des proportionnemens avec le soufre qui répondent à des oxides qui n'ont point encore été obtenus. Les métaux n'ont pas des sous-sulfures en rapport avec leurs sous-oxides ou sous-oxidules, mais ils peuvent, par la fusion, s'incorporer à leur plus bas degré de sulfuration. Ils n'ont également pas des sursulfures en correspondance avec les suroxides, mais ils ont des sesqui-sulfures comme des sesqui-oxidules. Le sulfure de potassion n'est surement obtenu que de la combinaison directe du soufre avec le métal. En sa qualité de sulfure réduit il ne peut pas plus se sur-saturer de soufre que de métal. Nous avons dit qu'il peut s'adjoindre un second rapport de soufre, mais qui est acidifié par l'hydrogène. La relation s'établit entre les deux rapports de soufre assez modifiés, à cet effet, dans leur qualité combustible par le genre particulier de combinaison qu'ils ont contractée. C'est une sorte d'hydrosulfate de sulfure réduit. Le sulfure de sodion est en tout comparable à celui de potassion. Le sulfure d'argent est rencontré natif et cristallisé. Il est mou et reçoit aisement des empreintes. Sa couleur est le gris de plomb; il a de l'éclat métallique. On connaît un sulfure d'argent oxidé en cristaux rouges-brûnâtres. Le sulfure natif de zinc est jaune, brun ou noir suivant un peu de

matière étrangère qu'il contient. Il est transparent et régulièrement cristallisé. On le nomme blende et aussi fausse galène. Celui de cadmium doit être fait par l'art. On décompose au feu et à l'abri de l'air l'hydrosulfure de son métal. Il est de couleur citrine et cristallisé en lames minces opaques. Le sulfure de bismuth se rencontre dans la nature. Fait par l'art, il est cristallisé et doué de l'éclat métallique. Le sulfure natif de plomb est appelé galène. Il a la couleur et l'éclat de son métal. Il est magnifiquement cristallisé. En vase clos et à une chaleur intense, il peut être sublimé. Le cobalt a un sulfure simple, jaune, cristallin et doué de l'éclat métallique. Le sulfure de nickel est trouvé natif. C'est la pyrite capillaire. Du sous-sulfure de nickel existe factice. Il est jaune et aisément fusible; il a de l'éclat métallique. Le sulfate décomposé au feu par l'hydrogène le fournit. C'est probablement du sous-sulfure à sous-oxide. L'antimoine a un sulfure natif réduit, qui est sa mine ordinaire. Fondu, il a la couleur et presque l'éclat de son métal. Sa fonte, en refroidissant, cristallise en une masse striée. On le nomme antimoine crud. Un sous-sulfure à sous-oxide d'antimoine est aussi rencontré natif. C'est la mine rouge d'antimoine. Il est à oxido-sousoxide; 1 de soufre, 1 d'oxigène et 1 1/2 de métal. Le fer, comme ayant deux oxides, doit nécessairement avoir deux sulfures, dont l'un supérieur et l'autre, inférieur. Si le terme sulfure était changé en sulfuride, on rendrait le plus bas proportionnement par sulfuride

dule, en correspondance avec oxide et oxidule. Il a aussi un sesquisulfure répondant au sesquioxidule et de plus un proportionnement entre 6 rapports de sulfure simple et 1 de sulfure double. Celui-ci est attirable à l'aimant et porte le nom de pyrite magnétique. Il est fréquemment produit lorsque par l'art on veut faire du sulfure simple. Le sulfure simple est un minéral rare. Il est en cristaux d'un jaune-rouge tirant sur le brun. Le sulfure simple factice est jaunâtre et possède de l'éclat métallique. Avec rapport égal de fer le sulfure simple donne le degré qui répond au sousoxidule. C'est un mélange par la fusion d'un sulfure sous-simple avec du fer. L'eau, agissant sous l'influence d'un acide, en degage le même volume d'hydrogène simple que d'hydrogène sulfuré. Le sulfure double est trouvé en abondance. Il est tantôt jaune et tantôt blanc. L'un approche de l'éclat de l'or et, l'autre, de celui de l'argent. Ils sont très-bien cristallisés. Le soufre y couvre assez le fer pour le rendre inattirable à l'aimant et le garantir de l'action de l'eau sous l'influence de l'air et de celle des acides. On le nomme pyrite martiale. L'efflorescence qu'éprouve à l'air humide le sesquisulfure de fer le laisse pour residu. Il peut à peine être imité par l'art. On croit l'obtenir en incorporant par la fusion au sulfure sesqui-simple ce qui lui manque en soufre (172 rapport) pour être du sulfure double. On a une poudre jaune bri lante, mais point des cristaux. Le sesquisulfure natif est d'un gris-jaunâtre. Il a beaucoup moins d'éclat

que le sulfure double. Le fer a un sulfure à sous-oxidule. Ce composé est un pyrophore. On chauffe dans un matras de verre du soufre et du sesqui-oxidule de fer jusqu'à ce qu'il ne se degage plus d'acide sulfureux et ne se sublime plus de soufre. On a une poudre brun-foncé qui est attirable à l'aimant et se dissout dans l'acide sulfurique dilué d'eau sans que de l'hydrogène sulfuré se degage. Il reste du métal saturé en second sulfure. On utilise à la confection du sulfate de fer le second sulfure de ce métal auquel on a soustrait un demi-rapport de soufre. On arrose d'eau ; le sulfure tombe en efflorescence. Un double procédé de pyrophore est mis en activité et se succède. Le soufre s'échauffe en premier lieu, et le métal prend l'oxigène ; ensuite, quand celui-ci s'est oxidulé, le calorique est attiré par lui et l'oxigène par le soufre.

Le mercure a deux sulfures, dont celui double est natif ; l'autre, ou celui simple, est formé par l'art. Il résulte de soufre qu'avec rapport égal de mercure on broie dans un mortier de marbre. Il est d'un noir intense. A une chaleur de sublimation il se partage en métal et en second sulfure. Le calorique qu'ajoute le temps opère sur lui le même effet. Ce partage est l'opposé de celui qu'en pareille circonstance le second sulfure de fer éprouve. Sa composition répond à l'oxide de mercure. En mélange avec beaucoup plus de soufre, il porte le nom d'éthiops minéral. Le second sulfure est appelé cinabre lorsqu'il est entier, et vermillion, lorsqu'il est en poudre fine. Il est fré-

quemment préparé par l'art. On réunit 1 rapport de métal et 2 rapports de soufre : on broie légèrement à chaud. Le métal disparaît presque aussitôt. Il reste une poudre, également très-noire et qui est du cinabre par extinction, l'autre l'étant par sublimation. On fait sublimer dans une fiole à médecine. On a une masse cristalline striée, d'un pourpre noirâtre. On le nomme cinabre factice pour le distinguer de celui qui est natif. Obtenu de la réaction du mercure sur du soufre dissous dans la potasse caustique, il prend le nom de cinabre fait par la voie humide. De l'hydro-sulfate de mercure à sesquioxidule qui avait été enfermé dans un flacon de verre fut, après un temps assez long, trouvé contenir de très-petits cristaux purpurins et que le broyement ne fit pas changer de couleur. À la sublimation ils se partagèrent en cinabre et en mercure. J'ai considéré ces cristaux comme étant du sesquisulfure. L'étain a les mêmes proportionnemens avec le soufre que le mercure. Le sulfure simple est gris-bleuâtre; il a de l'éclat métallique et une texture rayonnante lamelleuse. Celui double, qui possède l'éclat et la couleur de l'or, est nommé or musif; il a un tact onctueux et consiste en paillettes mi-opaques. Pour jouir de cette perfection il doit avoir été sublimé. Au feu, il se partage en soufre, en sesquisulfure et en sulfure simple. On trouve trois couches, dont la plus haute est encore de l'or musif; la moyenne est du sesquisulfure et la plus basse, du sulfure simple. Le cuivre n'a qu'un seul sulfure, lequel est rencontré

natif : c'est le cuivre gris. Il a une couleur d'or et de l'éclat métallique. Le phénomène de feu que les métaux, faibles aussi bien que forts, produisent au moment de s'unir au soufre, a d'abord été remarqué sur le cuivre. Ce sont les chimistes hollandais qui les premiers en ont fait l'observation. Le métal déplace le calorique d'avec le représentant de l'oxygène comme il le déplacerait d'avec l'oxygène lui-même. Le second sulfure du même métal n'existe que par mélange. Le cuivre n'a pas assez d'énergie combustible pour retenir au feu un second rapport de soufre. Nous venons de voir que le soufre est trop peu comburant pour disputer à la chaleur la possession d'un second rapport de mercure. On rencontre le sulfure de cuivre uni en deux proportions différentes au sulfure simple de fer : ce sont la pyrite cuivreuse et le cuivre tâcheté. L'une consiste en 2 rapports de sesquisulfure de fer sur 1 rapport de sulfure simple de cuivre. L'autre, sur 2 rapports de ce dernier, contient 1 rapport de sulfure de fer simple. Le manganèse a un sulfure natif qui est en masse compacte noire. Le molybdène en possède un, gris-plombé, cristallisé en lames flexibles, gras au toucher et qui a de l'éclat métallique ; on le rencontre fossile. Le chrome a un sulfure fait par l'art, et qui correspond au sesqui-oxidule. Sa couleur est le gris-foncé ; il ressemble à de la plombagine lustrée, et a une texture cristalline. Les métaux des terres forment avec le soufre des composés que l'eau partage en oxide de la terre et en acide

hydro-sulfurique. Le silicion contracte avec le soufre un engagement que je ne sais trop comment nommer. Si le silicion est effectivement un métal, ce sera du sulfure; si c'est un autre combustible, le nom devra être siliceo-soufre. La combinaison est faite entre la silice réduite et la vapeur du soufre. Il se développe une lumière rouge. On obtient une poudre blanche dont l'aspect est terreux et dont la composition répond à du sulfure double, 10 et 32. L'eau dissout d'abord la poudre et ensuite la partage en silice et en hydrogène sulfuré. Comme aucun métal ne s'oxide aux dépens de l'eau à plus d'un degré, dans l'hypothèse que le silicion fut un tel corps, l'eau devrait oxider le métal et simplement hydrogener le soufre, ou bien, son nombre devrait baisser de la moitié et se réduire de 10 à 5. Alors, ce que nous prenons pour 1 rapport de sulfure serait 2 rapports. Toutefois un autre combustible pourrait reprendre de l'eau plus d'un rapport d'oxigène et transmettre au soufre plus d'un rapport d'hydrogène. Nous apprendrons bientôt à connaître un composé de soufre dans lequel le second combustible emprunte à l'eau 4 rapports d'oxigène et le soufre, 4 rapports d'hydrogène, sans qu'il en résulte autre chose que de l'acide hydrosulfurique.

Le soufre se combine sans intermède avec les oxides et sousoxides des métaux alcalins et alcalinoterreux. Ces combinaisons peuvent se faire en différens rapports et depuis 1 jusqu'à 5 de soufre sur 1 d'oxide ou de sous-oxide. On a du

sulfure de potasse simple lorsque rapports égaux de soufre et de potasse caustique sont fondus à une douce chaleur : l'oxide de potassium abandonne l'eau et s'unit au soufre. L'eau transforme ce composé en hyposulfite-hydrosulfate. Les constituans de 172 rapport de ce liquide sont repartis entre deux demi-rapports de soufre. Il est de principe que pour 1 rapport d'oxide, quelque soit le degré de saturation de celui-ci par le soufre, jamais plus de 172 rapport d'eau n'est décomposé. La solubilité d'un sulfure d'alcali dans l'eau est subordonnée à cet engagement de son soufre avec les principes de l'eau. On peut, par la même voie, incorporer à la potasse jusqu'à 5 rapports de soufre. Du sulfate de potasse rougi au feu, sur lequel on fait circuler de l'hydrogène jusqu'à ce qu'il présente une fonte noire et opaque, devient du sous-sulfure à sous-oxide. Tout l'oxigène de l'acide, et la moitié de celui de l'alcali, ainsi que la moitié du soufre, sont enlevés par l'hydrogène : il se forme de l'eau et de l'acide hydrosulfurique. Le soufre est mis en relation avec l'oxigène du sous-oxide. La fonte refroidie est rouge de cinabre pâle; elle est transparente et cristalline. La solution de ce sous-sulfure à sous-oxide dans l'eau le transforme en sous-hydrosulfate. Le sousoxide complète son oxidation par 172 rapport d'oxigène et le soufre s'hydroacidifie par 172 rapport d'hydrogène. Les acides le résolvent en ce dernier constituant et en sel de l'acide. Si à la fonte de ce soussulfure ou à sa solution dans l'eau, on incorporait un second de-

mi-rapport de soufre, les acides en précipiteraient du soufre en même temps qu'ils en dégageraient de l'acide hydrosulfurique. C'est là un caractère auquel on reconnaît sans pouvoir se tromper si un sulfure est à oxide ou à sousoxide, ou bien à métal réduit. Un sulfure à métal d'alcali qui contiendrait plus d'un rapport de soufre, serait également précipité en ce combustible à cause que le soufre hydrogené se partagerait en soufre et en acide hydro-sulfurique, dès qu'il cesserait d'être tenu en combinaison par l'alcali; mais un tel métal ne peut s'adjoindre un second rapport de soufre sans le faire accompagner de 1 rapport d'hydrogène, et se mettre ainsi, quoique inversement, dans la même catégorie que les sous-sulfures à sousoxides, pour le partage des principes de l'eau entre leurs constituans. L'inverse consiste en ce que les uns forment des surhydrosulfates et les autres, des sushydrosulfates. Le composé qui résulte du surhydrosulfate formé dans l'alcool, qu'on a laissé exposé à l'air jusqu'à ce qu'un commencement de lactescence s'y manifeste et qu'ensuite à l'abri de l'air on évapore jusqu'à siccité, passe pour être du second sulfure à métal réduit; c'est du sulfure hydrosulfuré à oxide. On croit avoir du sulfure à 3 rapports de soufre et également à métal réduit, en faisant circuler sur du souscarbonate rouge de feu la vapeur du carbono-quadrifoufre dont il sera à l'instant parlé. Pour qu'un pareil sulfure se formât, un demi-rapport de carbone devrait s'engager avec 172 rapport d'acide carbonique et former un rapport

entier d'oxide de son combustible. Alors, l'autre 172 rapport de carbone ne trouverait plus que le rapport d'oxigène de l'alcali avec lequel il ne pourrait rien composer; mais le métal n'est pas réduit et du sulfure double est formé avec le soufre que cède à l'alcali 172 rapport de carbono-quadrifoufre. Le carbone de ce demi-rapport s'unit à l'acide carbonique. Du sulfate de potasse, qui serait décomposé par le même carbono-quadrifoufre, dans la supposition que l'alcali fut réduit, ne pourrait former que du penta-sulfure. Les 4 rapports d'oxigène, dont 3 appartenans à l'acide et 1 à l'alcali, proportionneraient le rapport de carbone en acide, et les 4 rapports de soufre avec le rapport du même combustible provenu de l'acide sulfurique que le carbone aurait réduit, se joindraient à l'alcali réduit pour le former en penta-sulfure; mais à la chaleur que l'accomplissement du procédé exige le métal de l'alcali ne pourrait retenir plus d'un seul des 5 rapports de soufre et laisserait échapper par la volatilisation les 4 autres rapports; mais le sulfure est à oxide et ne contient pas plus de 4 rapports de soufre; si sa formation se faisait en opposition à 172 rapport d'oxide de carbone et 172 rapport d'acide carbonique, il contiendrait 5 rapports de soufre et n'en resterait pas moins à oxide. Le pyrophore à sulfure nous a appris à estimer à sa juste valeur la reductibilité pretendument si facile, des oxides alcalins. Le sulfure que fournit la réaction de l'acide hydrosulfurique sur la potasse caustique rendue incandescente, passe pour

être du second sulfure à métal réduit; c'est du sulfure simple à pareil métal, mais qui est combiné avec rapport égal d'acide hydrosulfurique. Les acides en dégagent de cet acide, mais n'en précipitent pas du soufre. Le calorique de solution adjoint au soufre aide l'hydrogène à réduire l'alcali. Le caractère d'un sulfure réduit est de pouvoir s'hydrosulfurer; or, de tous ceux réputés réduits qu'on obtient par une voie indirecte, aucun ne le peut : celui obtenu par l'acide hydrosulfurique est hydrosulfuré de sa nature. Lorsque par la réaction de l'hydrogène sulfuré sur du sulfate de potasse à une chaleur rouge, l'alcali est seulement sousoxydé, 4 1/2 rapports de soufre se trouvent avec le sousoxyde, dont 3 proviennent de la désacidification de l'acide sulfurique, 1 de l'acide hydrosulfurique et 1/2 de la mi-réduction de l'alcali par ce dernier. Pour ne contenir, ainsi qu'on le pense, que 3 1/2 rapports de soufre, il faudrait qu'il s'en échappât une. La fonte de pareil sulfure est transparente et d'un rouge de vin. Les acides précipitent de sa solution dans l'eau de l'acide hydrosulfuré tellement surproportionné de soufre qu'étant dégagé de combinaison, il ne se décompose pas à froid. L'hydrosulfate de potasse est pris pour du sulfure à métal réduit; il est encore pris pour du tel sulfure lorsqu'il est uni à rapport égal d'eau. Il forme alors un liquide incolore et ayant la consistance d'une huile épaisse. Nous verrons plus tard que l'hydrate d'hydrosulfure quadri-sulfuré d'ammoniaque et la potasse caustique tenant en com-

binaison de l'hydro-sulfure d'antimoine forment un liquide semblable. Ce dernier n'attire pas d'avantage l'oxigène que l'eau ou l'acide carbonique de l'air. Le souscarbonate de potasse exempt de sels étrangers s'unit au soufre sans que l'acide carbonique se dégage. La chaleur, comme pour la fusion du soufre, doit être ménagée, mais prolongée. La fonte du sulfure devient alors liquide comme de l'eau. Au feu la couleur de ce sulfure est noirâtre; par le refroidissement elle devient brônâtre. Cinq rapports de soufre et 1 rapport de souscarbonate de potasse, étant soumis à une chaleur longtemps maintenue rouge, se changent en sulfure à souxide et en 176^e de l'alcali formé en sulfate. L'acide carbonique ne quitte l'alcali qu'à mesure que celui-ci se souxide. La potasse n'a pas besoin d'être soustrait dans la moitié de son oxigène pour se former en penta-sulfure. On peut obtenir du sulfure dans ce rapport sans devoir administrer une chaleur qui souxide l'alcali, mais alors on doit substituer l'hydrate au souscarbonate. On peut aussi compléter de soufre jusqu'à en contenir 5 rapports du sulfure de toute saturation. Quand dans un creuset d'argile on chauffe jusqu'à faire rougir creuset et matière, poids égaux de potasse caustique et de soufre en bâton, la fonte devient transparente et se colore en un beau bleu d'azur. Cette fonte ne perd rien de sa pellucidité ni de sa coloration pendant qu'on la deverse. La combustion du soufre, quoique se faisant avec une flamme bleue, ne contribue en rien à faire pa-

raître la fonte sous cette belle couleur, car il ne se repand pas d'odeur tant soit peu sensible d'acide sulfureux et pour admettre une telle cause de coloration la fonte devrait être aussi parfaitement incolore qu'elle est parfaitement transparente. Ce sulfure est à 3 1/2 rapports de soufre, et forme ainsi un proportionnement entre du sulfure à 3 rapports et d'autre sulfure à 4 rapports.

Le soufre contracte avec la soude et le sous-oxide de sodion à peu près les mêmes combinaisons qu'avec la potasse et le sousoxide de potassion. Celles de ces combinaisons qu'on est dans l'habitude de faire par la voie sèche, sont le mieux faits en décomposant par du sel marin les sulfures correspondans de potasse. On a des produits plus nets que par la combinaison directe. Le sel produit par l'échange des bases fait scorie. Les trois terres alcalines solubles dans l'eau se saturent, du moins par la voie humide, aussi largement de soufre que le font les alcalis. Les sulfures obtenus par cette voie sont sûrement à oxide. La baryte caustique sur laquelle, étant rouge de feu, on dirige un courant d'hydrogène sulfuré, forme un sulfure qu'on prétend être réduit, mais d'avec lequel les acides déplacent du soufre. La pierre à cautère barytique, étant fondue avec 5 rapports de soufre, comme sa solution dans l'eau, étant mise à bouillir avec le même nombre de rapports de ce combustible, donnent des sulfures correspondans, mais dont le dernier est partagé en hyposulfite et hydrosulfate, l'un et l'autre à sulfuration avancée. La strontiane

forme ses sulfures d'une manière analogue. Les sulfates de ces deux terres, étant réduits dans leur acide, peut-être sousoxidés dans leurs oxides; par une matière charbonneuse et à une chaleur rouge intense, et le produit de la calcination étant laissé se refroidir en présence du soleil, donnent des pyrophores de l'espèce qu'on nomme par insolation : ils luisent dans l'obscurité. La lueur du pyrophore de baryte est jaunâtre; celle du pyrophore de strontiane, rougeâtre. Le premier se nomme phosphore de Boulogne, le second n'a pas de nom particulier. La chaux, son hydrate ou son souscarbonate, étant traités au feu avec rapport égal de soufre, donnent un sulfure sur lequel l'eau n'exerce presque pas d'action. Il est en poudre et a une couleur grisâtre. Plus de soufre dont on voudrait charger le sulfure simple serait expulsé par la chaleur. Le sulfate de chaux rouge de feu sur lequel on dirige un jet de gaz hydrogène sulfuré, se réduit et forme un sulfure qui n'est pas hydrosulfuré ainsi que l'est celui de potasse réduite. Avec de l'hydrogène simple en place d'hydrogène sulfuré, on a du sous-sulfure à sousoxide, que l'eau, en rapport seulement suffisant pour dissoudre l'hydrosulfate à former, partage en une solution de cet hydrosulfate et en chaux déposée. La chaux moins énergique que les deux autres terres alcalines solubles dans l'eau et, à plus forte raison, que les deux alcalis fixes, est aussi plus aisément sousoxidable et désoxidable, surtout lorsqu'un corps est présent pour reprendre en combinaison

au moment où l'oxygène le quitte, le métal ou son sous-oxide et les engager naissans; aussi, le même sulfate de chaux, étant chauffé intensément et longuement avec rapport égal de charbon (60 et 12), donne-t-il du sulfure à métal réduit. On infère son état de réduction de la quantité d'hydrogène sulfuré qu'il fournit avec l'acide du sel marin et qui est de 17 sur 36. Les sulfures réduits des trois terres alcalines citées sont en poudre blanche; celui de silicium l'est aussi. Le soufre qu'on fait bouillir avec de la chaux mêlée à de l'eau, s'y dissout largement: du bas hyposulfite sulfuré se dépose et de l'hydrosulfate sulfuré, également bas, reste dissous. Les acides partagent celui-ci en soufre, qui se dépose, et en hydrogène sulfuré, qui se gazéifie. Le soufre rougi au feu avec des écailles d'huître (souscarbonate de chaux) donne un pyrophore par insolation, qu'on appelle phosphore de Canton. Il ne se forme point d'engagement direct entre le soufre et l'ammoniaque, et pas plus entre le soufre et l'alcali liquide qu'entre le même combustible et le gaz alcalin. L'ammoniaque manque d'énergie pour déterminer le partage des constituans de l'eau entre deux portions de soufre. Le soufre doit avoir opéré ce partage sous l'influence d'un autre alcali ou d'une terre alcaline forte pour pouvoir s'engager avec l'ammoniaque. Sous cette condition l'engagement se fait aux mêmes degrés d'hydrosulfite et hydrosulfuro-sulfuration qu'avec les autres oxides alcalins. On les obtient en décomposant par du muriate d'am-

moniaque un sulfure dont la composition répond au degré qu'on veut obtenir. Le produit n'est pas du sulfure simple à cause que le muriate d'ammoniaque contient de l'eau : un sel ammoniacal anhydre donnerait, ou du vrai sulfure, ou du soufre libre et de l'ammoniaque gazéifiée; mais un sel ammoniacal sans eau ne peut être obtenu. L'hydrosulfate d'ammoniaque saturé, neutre, et liquide ou concret, ce dernier obtenu par le mélange des gaz qui sont ses constituans, (1 mesure hydrogène sulfuré et 2 mesures de gaz ammoniacal), est considéré comme étant du sulfure à métal réduit : le métal formé de l'hydrogène qui quitte le soufre se combine avec celui-ci. Cet hydrosulfate pourrait bien, en raison de son existence forcée, changer de composition, mais je doute que ce soit dans le sens qu'il est dit. Le surhydrosulfate (2 rapports d'acide sur 1 d'alcali) est, d'après la même vue, du sulfure d'ammoniacon hydrosulfuré et pareil au composé de sulfure de potassium et d'hydrogène sulfuré : le premier rapport d'acide transmet son hydrogène à l'ammoniaque et, le second, le garde. Le mélange de volumes égaux de gaz hydrogène sulfuré et de gaz ammoniacal, qui fournit ce sulfure hydrosulfuré, est, selon d'autres, du surhydrosulfate dans lequel le second rapport d'acide tient à l'hydrosulfate neutre lieu d'eau. On transfère le mieux le soufre d'un sulfure liquide de chaux sur l'alcali du phosphate d'ammoniaque : Le phosphate de chaux, comme insoluble dans l'eau, se dépose. Les cristaux jaunes qu'on recueille en

faisant se rencontrer dans un tube de porcelaine rouge de feu du gaz ammoniacal avec de la vapeur de soufre sont de l'hydrosulfate sulfuré : le tiers d'un rapport d'ammoniaque se décompose pour hydrogèner rapport double de soufre. L'azote se dégage et l'acide hydrosulfurique sulfuré se combine avec l'alcali. Le second rapport de soufre dispense le sel d'avoir de l'eau. Il cristallise avec lui comme il le ferait avec l'eau. L'hydrosulfure sulfuré d'ammoniaque volatilisé par la chaleur est obtenu en soumettant à la distillation du soufre avec de la chaux vive et du muriate d'ammoniaque. Ce sel fournit l'alcali, et son eau repartit ses constituans entre deux portions de soufre, dont l'une est composée en acide hydrosulfurique sulfuré, et l'autre, en acide hyposulfureux sulfuré. Le premier acide se joint à l'ammoniaque et le second, à la chaux. Le produit est liquide par lui-même. Il est jaune-orangé ou brun-jaunâtre suivant qu'il est plus ou moins chargé de soufre et existe avec ou sans eau. On l'a avec de l'eau en employant de l'hydrate de chaux en place de chaux vive. Il fume fortement à l'air et porte les noms de liqueur fumante de Boyle et de foie de soufre, volatil. Il peut se charger de soufre jusqu'à en contenir 5 rapports et former un liquide oleagineux qui, ne fume plus à l'air, mais que l'eau décompose en liqueur de Boyle régénérée et soufre précipité. Le soufre se combine aussi par 172 rapport de sa substance avec un rapport entier de quelques sousoxides de métaux. Les soussulfures à sousoxide de cobalt, d'an-

timoine, de manganèse, sont trouvés natifs; d'autres, et ceux-ci en grand nombre, peuvent être formés par l'art; leur caractère est d'être partagés par l'acide du sel marin en hydrogène sulfuré et en sel de l'acide. Nous avons déjà mentionné quelques-unes de ces combinaisons. A l'article des sels nous les ferons connaître dans leur combinaison avec l'hydrogène.

Le soufre se combine par 4 rapports de sa substance avec 1 rapport de carbone; il se forme un liquide incolore et extrêmement volatil, qui a reçu le nom d'alcool de soufre. On l'obtient, entre autres procédés, en traitant à la distillation et à un fort feu 4 rapports de sulfure double de fer, fait par l'art, avec 1 rapport de noir de lampe. Il passe un liquide jaunâtre, qu'on décolore en le rectifiant. C'est du carbono-quadri-soufre. Il bout à 42° de chaleur. A l'air il se vaporise à toute température. L'air impregné de sa vapeur prend feu à l'approche d'un corps en combustion. A une température de 360°, il s'enflamme sans devoir être allumé. Le produit de sa combustion est de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique, 2 volumes de l'un et 1 volume de l'autre. Sa vaporisation dans le vide excite un froid de 60°. Ce froid ne le fait pas concreter. Il est miscible en tous rapports avec l'alcool et l'éther, que nous avons déjà dit être de l'alcool moins la moitié de son eau. Ces deux liquides laissent intact le carbone libre et exercent à peine quelque action sur le soufre libre. Il dissout, à la faveur de l'échauffement, une nouvelle quan-

tité de soufre dont il dépose, sous forme de cristaux, une partie par le refroidissement et, le restant, par l'évaporation spontanée. Les deux liquides prenommés enlèvent l'alcool de soufre à cette solution, comme l'un d'eux, (l'alcool) enlève l'eau à la solution des sels qui ne sont pas dissous par lui. Comme il y a simple mélange on peut dire que le soufre, soluble dans l'alcool de soufre, ne l'est pas dans ce même alcool dilué d'alcool ordinaire ou d'éther. Il peut prendre en solution des proportions larges et variées de phosphore. Avec 8 rapports de ce combustible il ne cesse pas d'être liquide. La relation s'établit entre le soufre et le phosphore : du biphosphoro-soufre est formé. Le carbone reste indifférent à la combinaison. Mis en rapport avec de l'eau libre d'air et laissé sous la réaction du calorique qui s'adjoint à la longue, il se partage en 4 rapports ou 16 volumes d'hydrogène sulfuré et 1 rapport ou 8 volumes d'acide carbonique : de 4 rapports d'eau qui se décomposent, l'hydrogène se combine avec le soufre et l'oxygène, avec le carbone. Le carbono-quadri-soufre absorbe peu à peu 5 rapports de gaz ammoniacal et ainsi 1 rapport d'alcali pour chaque rapport de ses combustibles pris isolément. Le carbono-quadri-sulfure d'ammoniaque qui est produit est sous la forme d'une poudre jaunâtre, très-avide d'eau et qui, avec 4 rapports de ce liquide et suffisamment pour hydrater les sels à produire, se partage en 4 rapports d'hydrosulfate neutre d'ammoniaque et 1 rapport de carbonate, également

neutre, du même alcali. La composition de l'alcool de soufre est donc proportionnelle à celle de l'acide carbonique; 4 rapports de soufre y représentent le même nombre de rapports d'oxygène. Si le carbone avait un proportionnement plus élevé avec ce dernier, il en aurait également un plus élevé avec le soufre; c'est pour ne pas avoir ce plus haut proportionnement que l'alcool de soufre laisse échapper le surcroît de soufre qu'on lui incorpore au-delà de 4 rapports. L'expansion de la vapeur de l'alcool de soufre est 8 et se compose de 16 volumes de vapeur de soufre et 4 volumes de vapeur de carbone, réduits, par la condensation, de 20 à 8. La contraction des volumes est la même que dans l'hydrogène carboné. Cette vapeur demanderait trois fois son volume d'oxygène pour être acidifiée dans les radicaux qui sont ses constituans.

Le carbono-quadri-soufre, se proportionnant par 172 rapport de sa substance avec un rapport entier d'hydrogène sulfuré, forme un hydracide, dont ainsi les constituans éloignés sont 3 rapports de soufre, 172 de carbone et 1 d'hydrogène. On obtient cet hydracide de la réaction de l'ammoniaque dissoute dans l'alcool sur le carbono-quadri-soufre. En mesure, 10 parties d'alcool saturé de gaz ammoniacal et 1 partie de quadri-soufre sont les proportions indiquées. Il se dépose une matière cristalline qui est l'acide combiné avec l'ammoniaque. Le sel, décomposé à la distillation par de l'acide sulfurique affaibli, donne l'acide voulu, sous forme liquide, de consis-

tance huileuse, transparent et coloré en rouge-brun. Son nom, d'après M. Zeise, qui l'a découvert, est acide xanthogénique. Son nom de science pourrait être acide hydro-hémi-carbono-tri-sulfurique.

Le soufre se combine également avec le cyane. Le proportionnement s'établit entre 2 rapports du premier et 1 du dernier. C'est donc du cyano-bi-soufre; ce composé n'a pas encore sûrement été isolé. Avec rapport égal d'hydrogène, il forme un hydracide liquide incolore et d'une saveur aigre prononcée; 1 rapport d'hydrogène suffit pour hydroacidifier 2 rapports de soufre, 1 de carbone, et 1 d'azote, ce qui prouve que ces 4 rapports de combustible s'éteignent mutuellement dans les $\frac{3}{4}$ de leur capacité de saturation, et peut-être, se tiennent l'un à l'autre lieu de calorique. Dans le proportionnement de l'acide avec les oxides, la relation s'établit entre 1 rapport de ceux-ci et une quantité d'acide dans laquelle est contenu 1 rapport d'hydrogène. A 103° de chaleur, l'acide hydrocyano-bi-sulfurique bout; à 10° de froid, il cristallise. L'expansion du cyano-bi-soufre gazeux ou vaporisé doit être 4, 16 volumes y étant abaissés jusqu'à 4; celle du gaz ou de la vapeur de son acide est nécessairement 8. L'acide peut prendre en combinaison rapport égal d'acide hydrosulfurique. Il contient alors 3 rapports de soufre, 2 d'hydrogène et 1 de cyane. Le premier acide est obtenu en substituant dans le sel triple de Prusse, (ferro-hydro-cyanito-bi-hydrocyanate de potasse) 2 rapports de soufre à 12

d'hydro-cyanite d'oxidule de fer. On réunit parties égales de ce sel et de soufre, l'un et l'autre pulvérisés, et, à une chaleur modique, on fait entrer en fusion : la moitié de l'hydrogène de l'hydro-sulfate se détache pour sousoxider l'oxide de potassium, et le cyanure hydrogené qui en résulte prend 2 rapports de soufre, ce qui le garantit d'une décomposition ultérieure : le bleu de Prusse qui sort de combinaison a la même composition que le sel de potasse; il consiste en cyanosulfure à sousoxidule. On lessive la fonte. L'eau transmet 172 rapport d'oxigène au sousoxide de potassium et 172 rapport d'hydrogène, au cyano-bi-soufre hydrogené. Produit : hydrocyanobi-sulfate de potasse. On évapore la lessive jusqu'à siccité et on dissout le sel dans le moins d'eau possible; puis, dans un appareil distillatoire on décompose par de l'acide phosphorique assez concentré pour couler épais. On recueille un liquide en forme d'huile et dans lequel l'acide est uni à de l'eau. On l'obtient aussi en décomposant les cristaux de son sel à base de mercure par de l'hydrogène sulfuré ou par l'acide gazeux du sel marin. L'hydrogène du premier acide réduit l'oxide de mercure, qui, par là, lache prise à l'acide hydrocyanobi-sulfurique; l'eau formée se combine avec cet acide et le soufre s'unit au mercure; le second acide reprend l'oxide de mercure tel qu'il est et transmet son eau à l'acide hydro-cyanobi-sulfurique auquel il s'est substitué près de l'oxide. Le nom primitif de cet acide était acide anthrozoothionique. Il a pour caractère distinctif de tein-

dre en rouge-cramoisi saturé les sels de fer à oxidulooxide. Le second acide existe, formé par l'azote et par l'hydrogène de l'ammoniaque et engagé en hydrosel avec cet alcali, dans l'eau-mère de la préparation de l'hydrohemicarbonotri-sulfate d'ammoniaque dont il a déjà été parlé. En faisant refroidir l'eau-mère jusqu'à 0°, le sel cristallise. On le décompose par de l'acide sulfurique dilué d'eau, mais sans distiller : l'acide déplacé d'avec l'alcali se dépose sous la forme d'une huile au fond de la liqueur. Le nom devrait être acide-bi-hydrocyanotri-sulfurique, son radical étant du cyanotri-soufre acidifié par 2 rapports d'hydrogène, 3 de soufre, 2 de cyane et 2 d'hydrogène. Si cet acide sature dans ce rapport, ses sels seront des surhydrohemi-cyano-sesquisulfates, car, dans les sels à hydracide, c'est l'hydrogène qui règle le proportionnement. Le même acide se combine avec 1 rapport de soufre de plus. La moitié du cyane se retire de l'acide hydrocyano-bi-sulfurique ou 2 rapports de soufre se joignent à cet acide. C'est de l'acide hydrocyano-quadro-sulfurique, 4 de soufre, 1 de cyane et 1 d'hydrogène. Il est sous la forme d'une matière jaune orangée. De l'acide bihydro-cyano-bi-sulfurique résulte de cyane mêlé avec volume double d'acide hydrosulfurique : soufre 2, cyane 1 et hydrogène 2. Cette quantité d'acide doit faire un double rapport. Enfin, une combinaison entre 2 rapports de cyane, 1 de soufre et 1 d'hydrogène est obtenue lorsque, sous l'influence de la lumière solaire, on fait décomposer de l'hy-

drocyanate de mercure par la moitié de son poids de sulfochlore (liqueur de Thomson) : il se sublime des cristaux blancs extrêmement volatils et qui offrent tous les caractères d'un acide. D'après ses constituans on doit le nommer acide hydrobi-cyano-sulfurique.

Le bore chauffé dans de la vapeur de soufre s'approprie ce combustible et forme un composé dont la couleur est blanche. La combinaison se fait avec développement d'une flamme rouge. C'est un boro-quadri-soufre ou un boro-hexa-soufre suivant que dans l'acide boracique on admet 4 ou 6 rapports d'oxygène. L'eau, en distribuant ses principes entre le bore et le soufre, convertit le premier en acide boracique et le second, en acide hydro-sulfurique. La composition de ce boro-soufre est donc proportionnelle à celle de l'acide boracique. Nous avons vu que le carbone forme avec le soufre un composé que l'eau resout en acide carbonique et également en acide hydrosulfurique. En incorporant au boro-soufre une nouvelle et égale quantité (4 ou 6 rapports) de soufre, il est produit un composé que l'eau resout en soufre hydrogené et en acide boracique. Le soufre hydrogené n'ayant pas d'existence libre, se partage en soufre et en hydrogène sulfuré.

Le soufre se combine avec le phosphore en un seul rapport défini, lequel correspond à l'oxide de phosphore. Le composé est encore liquide à 0°. Il consiste en 16 de soufre et 12 de phosphore. On se le procure en ajoutant à ce dernier, liquéfié par son immersion dans de l'eau chaude, le

soufre par petits fragmens à la fois; ce qu'à la faveur de l'échauffement on incorpore de plus, soit en l'un, soit en l'autre combustible, se sépare cristallisé au retour du froid. La séparation n'est toutefois complète, ni pour l'un, ni pour l'autre. La fusibilité comme l'inflammabilité du phosphore et, à plus forte raison, du soufre, sont augmentées par leur union en phosphoro-soufre; une chaîne de pyrophore est établie. L'eau en repartissant ses principes entre les deux combustibles transforme l'un en acide hydrosulfurique et l'autre, en oxide de phosphore, celui-ci composé de 12 de phosphore et 8 d'oxigène.

Le soufre se combine en différens rapports avec l'arsenic. La combinaison la moins largement proportionnée de soufre contient 12 rapports d'arsenic sur 1 de soufre. On l'obtient en faisant digérer l'arseno-soufre avec de la liqueur de potasse caustique; il reste une poudre puce qui par la sublimation se partage en arseno-soufre et arsenic sorti de combinaison. Celle qui la suit est l'arseno-soufre fait de rapports égaux d'arsenic et de soufre. C'est le réalgar de la nature. Pour l'usage, on l'extrait, par la sublimation, de la pyrite arsenicale. Cette pyrite se partage au feu en arseno-soufre, arsenic rendu libre et sulfure simple de fer. Le réalgar a une couleur rouge; il est mi-transparent et vitreux. La plupart des opérations qui sont instituées pour obtenir l'un ou l'autre composé d'arsenic et de soufre, le fournissent comme étant le produit qui a le plus de disposition à se former. Il reste au fond du vase.

Il présente alors l'aspect d'un verre transparent, couleur de rubis. Le composé natif, comme celui fait par l'art, se volatilise sans se décomposer. L'arseno-soufre répond à un degré d'oxidation de l'arsenic qui n'a pas encore été obtenu à l'état libre, et que l'arsenic répugne tant à prendre qu'il se partage en un degré de la moitié plus élevé et en arsenic réduit lorsqu'on le chasse d'un engagement où il est contenu : le quart de l'arsenic devient libre; un troisième proportionnement répond au sesqui-oxidule d'arsenic et contient 172 rapport de soufre de plus. On le nomme orpiment. C'est de l'arseno-sesqui-soufre. On le trouve dans la nature. Il est en lames brillantes, flexibles et qui ont la couleur de l'or. Il est obtenu par l'art de l'hydro-arseno-sesqui-soufre qu'en vase bien clos on chauffe lentement et jusqu'à le faire sublimer. Du sesqui-hydrosulfure-quadri-sulfuré de sesqui-oxidule est fréquemment vendu pour de l'orpiment en poudre. On le prépare par la voie humide. Un degré de sulfuration encore plus avancé est celui qui résulte de la décomposition de l'acide arsénique par l'hydrogène sulfuré. Il contient 2 172 rapports de soufre sur 1 d'arsenic. Son nom de science doit être arseno-bi-et-hemi-soufre. Sa fonte, comme le gâteau de sa sublimation, est transparent et rouge-jaunâtre. On l'obtient pourvu d'oxygène et d'hydrogène en saturant d'hydrogène sulfuré de l'arséniate de potasse dissous dans peu d'eau. Le produit est de l'hydro-sesqui-sulfure de sesqui-oxidule en engagement avec du sulfure de potasse. On précipite

par l'acide du sel marin, on sèche hors du contact de l'air et on sublime de même. L'arseno-soufre le plus richement doté de soufre est celui que fournit l'ébullition de l'orpiment avec du pentasulfure de soude dissous dans l'alcool. Par le refroidissement il se dépose des paillettes cristallines brillantes et dont le contenu en soufre est de 9 rapports sur 1 d'arsénic. Les arseno-soufres qu'on prépare par la voie humide ne sont tels qu'après en avoir, par la chaleur, réuni les principes de l'eau en eau.

Le soufre ne se combine qu'en un seul rapport avec le tellure; un combustible, bien que relatif, qui n'a qu'un degré d'oxidation ne peut bonnement avoir qu'un seul degré de sulfuration. On ne sait, au reste, si c'est 1 ou 2 rapports de soufre que le telluro-soufre contient. On croyait l'avoir obtenu en masse rayonnante et couleur de plomb. Il est sujet à se décomposer au feu.

Nous avons déjà dit que le soufre se combine avec son acide supérieur déplacé par le calorique dans la moitié de son eau. L'acide le moins proportionné de soufre est d'un bleu superbe. Il contient 1 de soufre sur 11 $\frac{1}{8}$ d'acide. La moitié moins d'acide donne une coloration en brun. Avec 7 de soufre sur 10 d'acide la couleur est verte; du jaune se broie sans doute avec le bleu. Les deux ingrédients, de concrets qu'ils étaient, deviennent liquides, ce qui prouve que le soufre se place près de la portion anhydrique de l'acide en représentation d'eau. Aussi le diluement par l'eau fait-il précipiter le soufre. Peu d'eau aci-

difie par son oxigène le soufre en acide sulfureux, et par son hydrogène, sousacidifie en ce même acide, l'acide sulfurique, de sorte que les acides brun et vert, étant mêlés avec peu d'eau, offrent une source abondante d'acide sulfureux pour la condensation liquide et la concrétion cristalline de cet acide. On décompose à une chaleur de 48° et on reçoit le gaz dans un espace resserré et tenu froid par de la glace et du scl. Le froid ne dépasse pas 16° . L'acide bleu rend le même service sans devoir être mêlé avec de l'eau. Il est proportionné de manière à ce que le soufre puisse par l'oxigène de la partie anhydre de l'acide être converti en acide sulfureux et l'acide sulfureux de cette partie, être rendu libre, ce qui en sousdouble le rapport. Quatre de soufre sur $44 \frac{1}{2}$ d'acide mi-hydrique ou 1 sur $11 \frac{1}{8}$ sont dans ce rapport. Les acides brun et vert, étant décomposés sans addition d'eau, déposent l'excès de soufre à leur proportionnement en acide bleu, dans lequel, au reste, ils se forment par une couche qui surnage avant de se décomposer. La moitié de l'acide reste à l'état d'hydrate liquide. La couleur brune de l'acide fumant disparaît par de l'acide brun ou vert qu'on incorpore à cet acide et dont l'excès de soufre se place près de sa vapeur concrecible en locotenant d'eau. Cette vapeur perd avec sa propriété de colorer l'acide, celle de le faire fumer. On peut diluer sans réserve l'acide bleu par de l'acide concentré de soufre, sans qu'en la moindre chose il soit décomposé. L'acide bleu,

par ses constituans, est de l'acide hypo-sulfurique avec 2 rapports d'acide sulfureux et 172 rapport seulement d'eau, ou avec 1 rapport d'acide sulfureux de plus et 177 rapport d'eau de moins, ce qui répond à de l'hémihydrate d'acide bisulfuroso-sulfurique.

Le soufre se dissout dans les huiles, et tant fixes que volatiles; des engagemens ayant une consistance et la couleur du baume de Pérou, et qu'à cause de cela on a nommés baumes de soufre sont produits. Il faut une ébullition prolongée pour que la combinaison s'achève. Une simple solution par la chaleur laisse au retour du froid cristalliser une forte partie du soufre. Les rapports ne sont pas définis; la composition en des rapports définis reste dissous dans plus d'huile, peut-être dans plus de soufre. Ces composés, d'après leurs constituans, sont une sorte particulière de carbono-soufre uni à de l'hydrogène.

L'acide sulfurique contracte avec le carbone hydrogené qu'à l'état de gaz on lui incorpore, un engagement de sursel qu'on pourrait appeler éther sulfurique acide fait de ses constituans inversement prochains. Dans la confection ordinaire de ce sursel, du carbone hydrogené avec eau se combine à de l'acide sans eau; ici, de l'acide avec eau se combine à du carbone hydrogené sans eau. Reste à savoir si le carbone hydrogené continue, comme dans l'éther, de saturer par 2 rapports de carbone pour un, ou si, libre d'engagement avec l'eau, il se livre à l'exercice de toute la capacité de saturation qui lui est propre. Tou-

jours est-il que dans cette combinaison l'acide est en partie neutralisé par le gaz.

Plusieurs des combinaisons du soufre avec d'autres combustibles nous ont fait voir que ceux de ces corps qui sont retenus pour subvenir à un manque de calorique ne sont pas moins éteints dans leur faculté d'étendre le volume d'un gaz ou d'une vapeur que dans leur capacité de saturer un tiers corps. Cette circonstance établit une nouvelle relation entre les rapports d'après les masses et ceux d'après les volumes.

Le nombre du soufre est 16; l'expansion proportionnelle de sa vapeur est 4 : 40 pouces cubes de vapeur de soufre pèsent 16 grains, d'où suit que le poids spécifique de cette vapeur est égale au nombre qui représente le soufre ou au poids absolu de son rapport. Les acides bi, tri et quadri-hyposulfureux, lesquels sont proportionnans, forment leur nombre de celui de l'acide hyposulfureux auquel on ajoute, à quatre reprises, le nombre du soufre. Ces nombres, en raison de l'habitude qu'a l'acide hypo-sulfureux de proportionner par 2 rapports de soufre pour 1, sont 64, 80, 96, 112. L'acide hypo-sulfureux, à l'état libre, est représenté par 24; à l'état engagé, par 48. Le nombre de l'acide sulfureux est 32; son expansion est 4; sa densité est égale à son poids absolu. L'acide sulfurique gazeux est représenté par 40. Son expansion et, par conséquent, son poids spécifique, sont inconnus. Le poids de l'engagement entre ce gaz et rapport égal d'acide liquide est 44 1/2 : c'est la vapeur

amiantiforme. L'huile glaciale est représentée par 46 $\frac{3}{4}$. L'acide liquide a pour nombre 49. L'acide hypo-sulfurique, supposé anhydre et saturant par la moitié seulement de son soufre, a une valeur représentative de 62; son hydrate, une de 71. L'hydrogène pentasulfuré, qui aussi est proportionnant, a pour nombre d'équivalence 71; le soufre hydrogené, 16 $\frac{1}{2}$; l'hydrogène sulfuré, 17. L'expansion de celui-ci est 4; son poids spécifique, 17. Les nombres des sulfures ont peu besoin d'être connus et se trouvent facilement; celui du carbono-quadri-soufre est 76; l'expansion de sa vapeur est 8 et le poids spécifique de celle-ci, 38 ou la moitié de son poids absolu. Le nombre de l'acide xanthogénique est 55; celui du cyano-bi-soufre, 48; de l'hydracide de ce radical, 49. L'acide bi-hydrocyanotri-sulfurique est en possession du nombre 76. Le cyano-quadri-soufre, supposé constituable hors d'engagement, est représenté par 80, son hydracide, par 81. Le radical de l'acide bihydrocyano-bi-sulfurique a pour nombre 58; son acide, 60. Le radical de l'acide hydro-bicyano-sulfurique a 68; son acide, 69. Les autres composés du soufre ne sont pas assez directement proportionnants pour en produire ici les nombres. Les signes sont : S.; S. \times 5 \dagger O.; S. O.; S. O., O.; S. \dagger O. \times 3; idem \dagger o. h.; idem \dagger o. h., $\frac{o. h.}{2}$; idem \dagger O. H.; S. \dagger O. \times 3. \dagger O. H.; S. H.; S. h.; S. \times 5 \dagger H.; S. \times 4 \dagger C.; S. \times 3 \dagger C. \dagger H.; S., S. A. C. H.; S. \times 3. \dagger A. C. \dagger H., H.; S. \times 4 \dagger A. C. \dagger H.; S., S. A. C. H., H.; S. A. C., A. C. H.

DU SELÈNE.

Le selène est un combustible relatif peu différent du soufre, et qu'à cause d'un léger reflet métallique dont il jouit on a classé parmi les métaux. Le selène n'a pas encore été trouvé natif. Il minéralise plusieurs métaux. Obtenu à part et réduit, il se fond avant de rougir. Fondu et en masse, il est gris-d'antimoine; sa couleur varie néanmoins suivant que sa fonte se refroidit rapidement ou lentement; dans le premier cas, il est rouge-brun; elle n'est pas la même lorsque la vapeur se condense dans un air froid que lorsqu'elle se condense contre un corps froid. La différence est du rouge vif au noir obscur. Il est fragile, lamelleux et vitreux. En couches minces, il est transparent et coloré en rouge de rubis. Il conduit mal la chaleur et ne conduit pas l'électricité; il n'est pas plus idioélectrique qu'anaélectrique. Contre mon habitude je rapporte ces qualités négatives qui surabondamment prouvent que le selène n'est pas un métal. Il se ramollit aisément par la chaleur. A 100°, il est mi-liquide, un peu au-dessus, liquide. A une chaleur voisine de l'incandescence, il bout avec tuméfaction et se vaporise. Sa vapeur est grise ou jaune selon qu'elle est plus ou moins chaude; elle ne brûle à l'air qu'autant qu'elle est enflammée; de l'acide selenieux est produit. Le selène fondu s'oxide sans brûler. Il répand alors une odeur de raifort. Cette odeur appartient à l'oxide. Ob-

tenu en vase clos par la combustion obscure du selène, cet oxide est sous forme de gaz. Il ne jouit pas plus de la réaction oxide que de celle acide. Il est composé de rapports égaux de selène et d'oxigène. Son expansion est égale à 4 et résulte de 4 volumes de vapeur de selène tenans en condensation 2 volumes de gaz oxigène. En chauffant le selène dans du gaz oxigène jusqu'à le faire brûler avec flamme, il est, comme à l'air, converti en premier acide dans lequel se trouve un rapport d'oxigène de plus que dans l'oxide. Il se forme à l'état de vapeur jaune, qui cristallise en se concretant; l'acide cristallise aussi de sa solution dans l'eau, mais en retenant un rapport de ce liquide. Quand on chauffe ces cristaux l'eau s'échappe avant que l'acide se vaporise. Le nombre pair de ses rapports d'oxigène l'exempte de devoir être maintenu composé par l'eau. La vaporisation de l'acide anhydre n'est pas précédée de la fusion. A l'air, les cristaux se ternissent par l'eau qu'ils attirent. Les combustibles qui enlèvent l'oxigène à l'acide selenieux ne le font pas passer par l'état d'oxide, mais le conduisent immédiatement à la réduction. Les combustibles n'ont pas besoin d'être bien forts pour pouvoir à l'acide enlever aussi complètement l'oxigène. Ce peuvent être des oxides et même des premiers acides, tant le selène déplace peu de calorique d'avec l'oxigène qui l'acidifie.

Sous l'influence qu'exerce la potasse sur l'acide selenique à former, le selène peut être converti en cet acide. On mêle le selène avec du nitrate

de potasse et, dans un creuset chauffé, on fait déflager : du seleniate de potasse est formé. Le soufre mis à déflager avec le nitrate de potasse donne aussi lieu à la formation de sulfate de potasse. On proportionne de manière à ce que 3 des 5 rapports d'oxygène contenus dans l'acide nitrique puissent avec 1 rapport de soufre former de l'acide sulfurique et les 2 autres rapports avec un second rapport de soufre former de l'acide sulfureux. On met avec le nitre rapport double de soufre ; on ne met que rapport simple de selène : 3 rapports d'oxygène se joignent à ce combustible et 2 s'échappent avec l'azote. Le seleniate de potasse, étant mis à déflager avec du soufre ou du charbon, se décompose de la même manière que le fait le nitrate du même alcali. Rapport égal de soufre et $3\frac{1}{4}$ de rapport de charbon sont requis pour cet effet. On transporte l'acide sur le plomb en décomposant le seleniate de potasse par du nitrate de plomb : il se dépose du seleniate insoluble, qu'on délaie dans l'eau et sur lequel on réagit par du gaz acide hydro-sulfurique : l'acide selenique déplacé d'avec le plomb se dissout dans l'eau et l'hydrosulfate de plomb reste indissous. On concentre par la vaporisation de l'eau jusqu'à ce que le liquide ne bout plus à 280° de chaleur. L'acide a alors retenu 1 $\frac{1}{4}$ rapport d'eau. Si on voulait le concentrer d'avantage le troisième rapport d'oxygène accompagnerait l'eau dans sa vaporisation et de l'acide selenieux serait formé. C'est, sans doute, à cause de sa décomposabilité au feu que l'acide sele-

nique n'est pas volatil. L'acide concentré coule comme de l'huile. Dilué d'eau il détermine à froid la décomposition de ce liquide par les métaux qui ordinairement l'opèrent. Concentré et à chaud il est lui-même décomposé par les métaux les plus faibles et jusque par l'or : de l'acide selenieux est produit. Nous avons vu qu'avec le secours de l'eau l'acide sulfureux est acidifié au complet par l'oxygène de l'air. Il n'en est pas de même pour l'acide selenieux.

Le selène reprend l'hydrogène de l'eau à laquelle un autre combustible enlève l'oxygène : de l'acide hydro-selenique est formé. Si le combustible est un métal l'acide reste avec l'oxide. Les métaux des mines sont presque tous enlevés aux acides par l'acide hydro-selenique. L'acide hydro-selenique est beaucoup plus soluble dans l'eau que l'acide hydro-sulfurique, ce qui semble dénoter que vis-à-vis des acides par l'hydrogène, l'eau agit en qualité d'oxide comme vis-à-vis de ceux par l'oxygène. La solution fait que la force combustible est transformée en force comburante aussi bien par l'un que par l'autre principe. L'eau chargée d'acide hydro-selenique est exempte de couleur; à l'air, et bien par le moindre contact avec ce fluide, il rougit par du selène hydrogené qui se précipite. Rapport double de selène hydrogené, en union avec un oxide de métal alcalin, est également incolore; mais il se colore en rouge par le contact de l'air, dont l'oxygène convertit en eau la moitié de l'hydrogène du composé. L'acide hydro-selenique consiste en rap-

ports égaux de selène et d'hydrogène et ainsi en volumes égaux de vapeur de l'un et de gaz de l'autre : 8 volumes sont réduits à 4.

Le selène se combine avec les métaux même les plus faibles. C'est une propriété qu'il doit à l'abondance de calorique dont il est pourvu. Le seleniure de potassium est obtenu par l'art. Il est gris de plomb et a une cassure cristalline. Quand il est sans excès de l'un ou de l'autre de ses constituans, l'eau le change en hydro-sulfate. Le seleniure de bismuth a la couleur et presque l'éclat de l'argent. Sa cassure est fortement cristalline. Le seleniure de plomb est rencontré natif et seul ou avec du seleniure de mercure; c'est jusqu'ici sa mine la plus riche. Le seleniure d'antimoine est fait par l'art. Il est gris de plomb et a une texture cristalline. Il se liquéfie à une chaleur rouge. Pendant la combinaison du selène avec l'antimoine, la chaleur s'élève jusqu'au rouge; pendant celle du soufre avec le même métal, il se dégage à peine un peu de lumière. C'est la mesure du contenu en calorique des deux combustibles. Le selène se combine avec le mercure en autant de rapports que l'oxygène. Le seleniure simple de mercure est d'un blanc d'étain. Il se sublime sans préalablement se fondre. Le sublimé est en feuilles brillantes. Le seleniure double du même métal est également volatil; après la sublimation il est en masse cristalline grise. Le cuivre n'a qu'un seul seleniure, que l'on trouve natif et qui répond à l'oxidule de son métal; le seleniure double fait par l'art se

partage au feu en seleniure simple et en selène volatilisé. Il est d'un gris d'acier foncé et aisément fusible. On le rencontre associé à du seleniure d'argent. Le selène se combine par la fusion avec la potasse caustique. Le produit ressemble à du foie de soufre. L'eau le partage en seleniite et en hydro-seleniure seleniuré; le selène n'a point de composé qui puisse répondre à l'état d'oxidation de l'acide en opposition du quel il est formé. S'il naissait de l'oxide de selène, celui-ci pourrait s'échapper. Par la voie humide on obtient les mêmes produits. La liqueur est brun-foncé. Les acides en précipitent du selène. L'oxacide et l'hydracide paraissent mutuellement se décomposer. Le selène forme avec la chaux un seleniure à oxide et qui n'est point affecté par l'eau. Si ce seleniure était, comme on le prétend, à métal réduit, il ne pourrait se soustraire à l'action de ce liquide, et les acides, en le décomposant, ne manqueraient pas d'en dégager de l'acide hydro-selenique, mais ce dégagement n'a pas lieu.

L'ammoniaque sans l'intermède de l'hydrogène ne s'engage pas plus avec le selène qu'avec le soufre. Un mélange de seleniure de chaux et de muriate d'ammoniaque fournit, à la distillation, un liquide rouge, qui est une sorte de liqueur fumante de Boyle formée de selène en place de soufre : c'est du seleniure hydrogené d'ammoniaque. Le seleniure d'antimoine se liquéfie à une chaleur rouge avec l'oxide de son métal et forme des composés pareils à ceux que nous avons dits

résulter de la fonte entre le sulfure et l'oxide d'antimoine. Ils peuvent être en rélation avec ce qu'on nomme safran des métaux, mine rouge d'antimoine et verre d'antimoine, suivant les rapports ; c'est dans tous les cas du sous-seleniure de sousoxide, seul, ou uni par la fonte à plus ou moins d'oxide.

Le nom de selène, qui aurait dû former *selenite*, *selenate*, *selenure* etc., a, dans ses dérivés, dû recevoir un second i à cause de l'identité du terme *selenite* avec le nom vulgaire du sulfate de chaux.

Le selène diffère du soufre par une plus forte dose de calorique ou, ce qui est synonyme pour les corps relatifs, par une moindre énergie combustible. Il cède à l'acide sulfureux son oxigène non seulement de sousacidification, mais même d'oxidation ; son second acide oxide des métaux sur lesquels l'acide sulfurique n'exerce pas la moindre action, et ce même acide engagé avec l'eau, à une température donnée, lache prise au troisième rapport d'oxigène, ce que ne fait l'acide sulfurique que dans son union avec un petit nombre d'oxides de métaux. De plus, l'acide selenique se substitue dans tous les cas à l'acide sulfurique, ce qu'il ne saurait faire s'il n'avait pas plus de calorique à céder que cet acide. Le selène lui-même se joint et se trouve nativement joint à des métaux dont les sulfures ne sont pas rencontrés natifs et dont, faute d'énergie de leur part, les sulfures faits par l'art sont décomposés longtemps avant d'être fondus. En un mot, le

selène prend le pas sur le soufre partout où il trouve des fonctions comburantes à exercer, mais, en revanche, il le lui cède lorsque c'est en qualité de combustible qu'il doit agir. Les sels de selène sont isomorphes avec ceux de soufre. L'identité de forme et de propriété qui constitue l'isomorphie dépend de ce que les deux combustibles forment respectivement leurs acides avec le même nombre de rapports d'oxygène. Nous avons déjà dit que pour cette même cause les sels de phosphore sont isomorphes avec ceux d'arsenic. Toutes ces diverses circonstances établissent le fait que l'oxygène et son représentant ne sont que faiblement déplacés dans leur calorique par le selène.

Le selène se combine avec le phosphore, mais en des rapports qui sont encore peu connus. Le phosphore saturé de selène offre une fonte vitreuse, luisante et d'un brun obscur. La saturation opposée ou le selène saturé de soufre laisse à un feu de distillation échapper le composé précédent, mais qui est alors en gouttes rouges demi-transparentes. Il reste un haut phosphoselène, d'un brun-jaunâtre et d'une cassure cristalline. Il sera proportionnel à l'acide phosphorique. Avec le tellure le selène forme du telluroselène, qui a de l'éclat métallique, est très-fusible et peut être distillé. Sous l'influence de la potasse liquide il se partage en sel d'acide phosphorique, 1 rapport, et acide hydro-selenique, 2 1/2 rapports. On ne connaît qu'un seul proportionnement du selène avec le soufre : c'est celui qui résulte de

l'union entre l'acide selenieux et l'acide hydrosulfurique. Le composé serait un des plus bizarres trouvables si l'engagement ne se contractait entre l'oxigène du premier acide et l'hydrogène du second. Il reste, après l'échauffement, du bisulfoselène; 2 rapports de soufre sont unis à 1 rapport de selène. C'est d'abord de l'acido-acide et ensuite de l'hydrosulfure sulfuré d'oxide; enfin, du bisulfoselène. Il ne forme pas de l'hydrosulfure sulfuré d'oxide. Il est volatil, et sa vapeur se reconcrète en une matière rouge jaunâtre et transparente. Enflammé au contact de l'air, le soufre, comme étant plus combustible que le selène, brûle le premier. L'odeur qui se répand est d'abord celle de l'acide sulfureux et ensuite celle de l'oxide de selène : l'acide selenieux n'est pas régénéré.

Le selène se dissout dans la partie hemi-hydrique de l'acide sulfurique fumant, comme nous avons dit que se dissout dans la même partie le tellure : la solution est d'autant plus large que l'acide est plus riche en mi-hydrate. La couleur de celle-ci est verte. Le diluement par l'eau la décompose comme celle de tellure; le selène est précipité sous forme d'une poudre rouge; peu d'eau partage l'une et l'autre en oxide de selène ou de tellure et en acide sulfureux. L'effet est le même que celui qu'éprouve de la part de peu d'eau le soufre dissous dans la vapeur concrète de son propre acide. Les trois combustibles hydro-acidifiables sont les seuls qui se prêtent à cette solution; une tendance à s'unir à l'oxigène

faiblement retenu par l'acide sulfureux les fait entrer en possession commune de ce principe avec l'acide sulfureux. L'eau rompt l'engagement en rapprochant l'oxygène de l'acide sulfureux, et la chaleur, en transmettant le même principe au combustible. On obtient le selène cristallisé de sa solution dans l'acide sulfurique fumant.

La nomenclature adoptée pour la combinaison entre un combustible relatif et un métal ou oxide de métal ne pouvait convenir pour la combinaison entre un combustible relatif et son pareil. J'ai en conséquence accollé le nom du combustible le plus combustible à celui du moins combustible, en donnant au premier la terminaison en o. On verra ci-après que nous avons fait la même chose pour la combinaison entre deux comburens relatifs.

Les combustibles relatifs se proportionnent entre eux dans les rapports de leurs acides en même temps que de leurs acido-oxides. Ils ne se proportionnent avec les métaux que dans les rapports des oxides de ceux-ci. Il y a cette différence entre l'hydrogène et l'oxygène pour les effets que ces corps produisent sur les combustibles relatifs, que le premier, par une portion moindre, en acidifie quelques-uns et par une portion plus forte, en oxidifie quelques autres, et que l'oxygène par une moindre portion les forme en oxides et, par une plus forte portion, en acides. On verra que les comburens relatifs sont toujours acidifiés par l'hydrogène, et on peut presque dire qu'ils ne sont jamais oxidifiés par l'oxygène. L'a-

cidification est pour les deux sortes de corps produite par un seul rapport d'hydrogène et ce rapport est le seul avec lequel les corps hydro-acidifiables peuvent se combiner.

DE L'IODE.

L'iode est un comburent relatif. Les comburens relatifs, en les supposant composés d'un acide radical et d'oxygène, et, d'après leurs caractères chimiques, d'après leurs propriétés de salifier les métaux et d'acidifier les combustibles relatifs, on ne saurait faire autrement, sont des corps indécomposables par la chaleur, mais décomposables par toutes sortes d'autres corps, par l'eau, les acides, les sels; nous avons obtenu un d'eux décomposé par des métaux réduits. Nous verrons que l'acide radical du fluore préfère les métaux réduits faibles aux métaux oxidés forts. Les acides radicaux des comburens ont, comme tant d'autres corps, pour cause de leur indécomposabilité par la chaleur de ne pas jouir de l'existence incombinaisonnée. Leur titre de corps simples repose uniquement sur ce que l'oxygène ne peut leur être enlevé par le calorique, ni eux être enlevés par le même agent à l'eau, aux acides des combustibles, aux oxides et aux sels. Il est, au reste, indifférent pour l'interprétation des phénomènes, que les comburens relatifs soient considérés comme des corps simples ou comme des corps composés. L'iode tient, parmi les corps de son espèce, le dernier rang pour la propriété

comburante et se porte au pôle négatif dans sa séparation, effectuée par la pile, d'avec les deux autres comburens. Il est gris noirâtre et a beaucoup d'éclat métallique. Il cristallise, et tant par la voie humide que par la voie sèche, en lames minces, flexibles et dont la cassure est lamelleuse. Il peut être pulvérisé. A l'air, pourvu qu'il soit un peu humide, il se volatilise à toute température. Sa vapeur ainsi formée est incolore; celle formée par la chaleur et surtout en vase clos où elle puisse se concentrer, est d'un beau pourpre. L'iode repand une odeur particulière et qui est propre aux deux autres comburens; il se fond à 107° et bout à 175—180°. On le trouve comme minéralisateur de l'argent dans l'Amérique méridionale. La soude de Vareck, qui est la cendre conglomérée de deux plantes marines, le contient uni au métal de la potasse. La soude de Vareck, pour ses parties solubles, est en très-grande partie composée de sel marin. Nous n'y avons jamais rencontré un atome de souscarbonate de soude lequel ne peut coexister avec les sels déliquescens à base de magnésie et de chaux qui s'y trouvent. Le sel d'iode tient avec une grande ténacité au sel marin et aussi au résidu terreux de la soude. Cette pertinacité d'adhérence demande quelques soins particuliers pour obtenir de la soude le plus grand rapport possible en iode. La différence dans le produit est de 10 à 1 et même plus. On contuse la soude, on passe au tamis et on fait des ébullitions successives avec la même eau, en remplaçant toutefois celle qu;

se vaporise, jusqu'à ce que tout le sel soit extrait. On le réduit en cristaux. On met à part l'eau-mère qui ne fournit plus des cristaux. On pulvérise ceux-ci, on les lave à l'eau bouillante, on rapproche pour retirer le sel cristallisable. On pulvérise de nouveau le sel, on lave encore celui-ci, et on répète ce travail jusqu'à ce qu'une gouttelette d'acide sulfurique qu'on fait tomber sur le sel n'y forme plus une tâche pourpre. On ne doit pas se rebuter de voir qu'après vingt et plus de lavages et cristallisations cette tâche ne discontinue pas de paraître. On réunit les eaux-mères, on les évapore jusqu'à siccité et, dans une cornue à col large et qu'on peut pourvoir d'une allonge, on décompose par rapport double d'acide sulfurique; on couvre la cornue. On a de l'intérêt à ménager assez le feu pour que l'acide sulfurique ne cède que 1/2 rapport de son oxygène et qu'au lieu d'acide sulfureux il se forme de l'acide hypo-sulfurique. L'iode qui, dans son état d'acide, n'aurait pu être expulsé par aucun autre acide l'est facilement par l'acide hypo-sulfurique et, à son état de comburent, il le serait par tout autre; c'est ce qui fait que la moindre gouttelette d'acide sulfurique ou d'acide nitrique qu'on fait tomber sur une masse de sel qui est ou renferme du sel d'iode, régénère celui-ci et le fait paraître avec la couleur qui lui est propre. Les acides ne peuvent atteindre la base du sel d'iode sans avoir préalablement régénéré son acide en iode, et ils trouvent plus aisé de décomposer un sel qu'ils ont formé en iodure que tout autre sel.

On recueille des lames cristallines brillantes et dont celles singulièrement amples adhèrent à la voute de la cornue.

Nous avons vu que les combustibles relatifs forment leurs acides par combinaison en s'adjoignant de l'oxigène, et leurs acides par solution, en s'adjoignant de l'hydrogène; par contre, les comburens relatifs forment leurs acides par combinaison en s'adjoignant de l'hydrogène, et leurs acides par solution, en s'adjoignant de l'oxigène. La circonstance que les uns et les autres forment leurs acides par solution avec le principe qui respectivement est le plus rapproché de leur nature, fait qu'ils doivent appeler le calorique à leur secours. L'iode forme avec l'oxigène un acide de cette dernière catégorie; 5 rapports d'oxigène y sont unis à 1 rapport d'iode. Il a une constitution telle que si à de l'eau saturée par l'hydracide de l'iode on pouvait enlever l'hydrogène, il se trouverait tout formé. L'acide iodique est concret, blanc, mi-transparent et très-avide d'eau. Quoique composé d'un nombre impair de rapports d'oxigène, il peut exister sans eau. Cette particularité est peut-être due à ce que l'acide est par solution, peut-être à ce que, n'ayant pas de degré inférieur d'acidification, l'eau ne serait pas nécessaire pour maintenir l'oxigène engagé avec ce degré, mais avec l'iode lui-même. Son union avec rapport égal d'eau peut, par la chaleur, être privée de ce liquide. A 300—320° et avant de rougir, l'acide anhydre fond, et, en même temps, se décompose : l'oxigène se gazéifie

et l'iode se vaporise. Son sel à base de potasse, étant broyé, et percuté avec une parcelle minime de phosphore, détonne sous dégagement de lumière et de chaleur : cela prouve que l'acide du sel est un acide par solution et non par combinaison. Si le phosphore déplacait le calorique d'avec l'oxygène il y aurait combustion et pas détonation ; moins on met de phosphore, plus la détonation est forte. En décomposant au feu un iodate assez fort pour ne pas lâcher prise à l'iode en même temps qu'à l'oxygène, on recueille en celui-ci 6 rapports, dont 5 proviennent de l'acide et 1 de l'iode, ou, si l'on préfère, de l'oxide du sel. L'acide iodique est très-enclin à se mettre en possession commune d'eau avec les hydrates d'autres acides. Le composé, dans tous les cas, cristallise, et, dans quelques cas, se sublime sans se décomposer ; tels sont pour les deux propriétés, les acides sulfurique et phosphorique avec l'acide iodique, mais tel est seulement pour la première propriété l'acide nitrique avec le même acide iodique. La différence de volatilité est cause de la décomposition. Pour se procurer cet acide, on sature d'oxide de chlore, dont il sera prochainement parlé, de l'iode. On doit soigneusement écarter l'eau. Il se forme un liquide orangé dans lequel 5 rapports d'oxygène sont déjà en adhérence avec 1 rapport d'iode tandis qu'ils adhèrent encore au chlore. Les deux adhérences sont faites par solution. Le chlore est d'un autre côté adhérent à rapport égal d'iode. De l'iodochlore et de l'acide iodique existent par leurs

éléments rapprochés, mais pas encore combinés, dans le liquide. La chaleur complète l'une et l'autre : l'iodochlore se vaporise et l'acide iodique reste. Six rapports d'iode et 5 d'oxide de chlore sont mis en jeu. L'acidification de l'iode peut être considérée comme se faisant par voie directe. On obtient le même acide, mais engagé avec la potasse, en traitant de l'iodochlore expulsé par la chaleur dans l'opération précédente, ou fait à dessin par l'union entre du chlore et de l'iode, avec de la liqueur de potasse caustique d'une concentration telle que l'iodate se concrète à mesure qu'il se forme; 3 rapports d'iodochlore donnent 1 d'iodate, 2 d'iodure à métal réduit, et 3 de chlorure à même métal; 1 d'iodure avec 6 rapports d'oxigène, 2 sans oxigène et 3 de chlorure sans le même principe. De même, lorsque la liqueur de potasse caustique est mise en réaction sur rapport égal d'iode. Les deux s'unissent et forment de l'iodure à oxide. Sur 6 rapports de cet iodure, 1 prend à lui l'oxigène des 5 autres et forme de l'iodate, tandis que ceux-ci deviennent des iodures à métal réduit. Ces deux procédés ont le défaut que l'acide ne peut être mis en isolement sans le concours d'un tiers corps qui réagit sur lui, car l'acide iodique n'est séparable, sans altération, d'avec la potasse par aucun autre acide si ce n'est peut-être par les acides correspondans des deux corps relatifs dont il nous reste à parler.

L'iode se proportionne en deux rapports différens avec l'hydrogène; avec $1/2$ rapport de ce

principe, il forme une sorte d'eau hydrogénée et dans laquelle l'hydrogène prééminent a pris 1 rapport d'iode en remplacement de 172 rapport d'oxygène. Il est volatil, et passe à la distillation, sinon seul, du moins avec d'autre acide. Étant séparable d'avec la potasse par l'acide sulfurique, il se forme dans la préparation de l'iode lorsqu'on ne ménage pas assez le feu. Il se forme encore lorsque de l'acide hydriodique liquide est mêlé avec l'acide sulfurique. Il sature par 2 rapports d'iode pour un quand il résulte de composition directe, et forme des iodures iodurés liquides, comparables aux sulfures sulfurés. Quand la composition se fait sur l'un de ses sels à base d'alcali dont on agite la solution dans l'air, alors il reprend la capacité de saturation qui lui est naturelle, et des ioduro-oxido-iodures sont formés. Ces sels sont colorés en rouge pourpre; c'est la couleur de leur acide. L'ammoniaque partage ce dernier en hydriodate et en iode isolé. L'iode cristallisé surnage, mais l'agitation le fait disparaître. Dans ce sous-acide sont contenus 1 rapport d'iode et 172 rapport d'hydrogène. Le composé de rapports égaux est un acide puissant et qui est nativement gazeux. Cet acide, comme je l'ai déjà dit, existe par composition et en vertu d'un déplacement de calorique et non par solution ou par l'effet d'une adjonction de cet agent. Il est soluble dans 5 rapports d'eau et prend ainsi pour se dissoudre le même nombre de rapports d'oxygène, mais saturés d'hydrogène, que l'iode prend, mais sans cette saturation, pour s'acidifier en

acide iodique, et de sorte qu'on peut dire que l'acide hydriodique liquide répond à de l'acide iodique qui se serait combiné avec 6 rapports d'hydrogène. L'acide hydriodique liquide, quand il est concentré, fume au contact de l'air. Il répand une odeur particulière et que nous retrouverons dans les hydracides des deux autres comburens. Il bout à 125—128° de chaleur et peut être distillé. Un long séjour à l'air lui fait céder la moitié de son hydrogène à l'oxygène de ce fluide et former l'acide sousehydrogéné dont nous avons déjà parlé : l'enlèvement de l'hydrogène s'arrête dès l'instant que cet acide est formé. Cela prouve que l'acide hydriodique n'est pas une solution d'iode dans de l'acide hydriodique, mais une combinaison faite en des rapports déterminés. Le mélange de l'acide hydriodique gazeux avec le quart de son volume de chlore donne naissance au même mi-acide, mais, en raison de la richesse en calorique du chlore et peut-être aussi de ce que le mi-acide n'a pas d'état gazeux, ou qui soit indépendant de 2 172 rapports d'eau, l'iode s'isole et il reste un mélange de volumes égaux des deux hydracides. Le gaz acide hydriodique qu'on chauffe au rouge se décompose en partie. La décomposition n'a pas lieu lorsque de la vapeur d'eau est entremêlée au gaz : l'acide détruit serait régénéré par l'eau. Avec le huitième de son volume d'oxygène la décomposition est également incomplète, mais avec le quart de son volume d'oxygène, tout son hydrogène est composé en eau, et tout son iode est rendu libre.

Dans cet acide, dont l'expansion est égale à 8, 4 volumes d'hydrogène font équilibre d'expansion avec le même nombre de volumes de vapeur d'iode et font participer cette vapeur à leur constitution de gaz permanent. La loi est qu'entre volumes égaux d'hydrogène et de comburent relatif il n'y a pas de condensation malgré qu'un acide soit produit. Les deux volumes de représentant de l'oxygène et de l'oxygène lui-même y paraissent réagir vis-à-vis de l'hydrogène de la même manière que 4 volumes d'oxygène réagissent vis-à-vis de 4 volumes d'un combustible relatif. Dans l'union des combustibles relatifs avec l'hydrogène 2 volumes seulement du représentant de l'oxygène doivent plier sous 4 volumes d'hydrogène, et ce n'est que par 8 volumes de ce principe, lesquels élèvent à leur expansion le premier composé, que l'expansion de 8 est maintenue. Dans les hydracides des comburens, les volumes étant égaux, les forces comprimantes se tiennent mutuellement en respect. Dans les hydracides de combustibles, quand même ils seraient par combinaison, l'hydrogène ne trouverait que 2 volumes de représentant de l'oxygène pour s'élever à 8; il doit donc rester à 4. Il est à remarquer que la dilatation s'établit toujours, ou entre pareils, ou entre analogues et de manière à ce qu'un volume impair disparaisse. Je nomme pareils oxygène et oxygène, hydrogène et hydrogène, et analogues, représentans de l'oxygène et oxygène, combustible d'un corps relatif et hydrogène. L'oxygène en volume double soutient l'expansion avec vo-

lume simple de son représentant, à moins qu'il ne naisse un acide; l'hydrogène, par volume double avec volume simple de son pareil. Le demi-volume de combustible qui se trouve dans les corps relatifs n'exerce une force expansive au dehors que dans le cas où le corps relatif, s'il est de l'espèce combustible, se combine avec volume égal d'oxygène, et, s'il est de l'espèce comburante, avec volume égal d'hydrogène, ce qui, dans le premier cas, fait 2 rapports et, dans le second, seulement 1 rapport; il se borne à maintenir à 4 l'expansion qui, dans les corps relatifs, résulte de 2 volumes de sa substance avec volume égal de représentant de l'oxygène. L'iode, agissant comme comburent, est le plus faible parmi les corps de son espèce, agissant comme corps passivement brûlé, il est le plus fort parmi ces mêmes corps. Pour se procurer l'acide hydriodique on ne peut suivre la voie de la décomposition de l'un de ses sels par un acide plus fort, parceque, comme nous l'avons déjà dit, il n'en est pas qui soit plus fort que lui, à l'exception de ceux des comburens acidifiés par l'oxygène, mais qui, en place d'acide, separeraient de l'iode. On doit donc le composer de toutes pièces en saturant l'iode d'hydrogène. On y parvient en faisant reprendre l'oxygène de l'eau par du phosphore et l'hydrogène, par de l'iode. On alterne des couches minces d'iode, de verre pillé et mouillé et de phosphore, celui-ci en petits fragments. On termine la stratification par le verre humide; ou bien, on repand de la poudre de verre

humectée sur du phosphoro-iode; on chauffe. Le gaz est reçu sur du mercure, où il ne doit pas longtemps séjourner, ou dans l'eau, suivant qu'on veut avoir de l'acide gazeux ou de l'acide liquide. Le motif de ne pas laisser séjourner le gaz sur le mercure est qu'il attaque assez promptement ce métal, surtout lorsque de l'air atmosphérique se trouve mêlé au gaz.

Nous avons déjà dit que le gaz hydriodique exerce une action salifiante sur les deux proportions un peu bien définies de l'hydrogène avec le phosphore : 8 volumes de gaz acide avec 4 volumes de phosphore hydrogené forment l'un de ces sels. L'eau le décompose en acide hydriodique liquide, en hydrogène phosphoré d'une composition encore inconnue et en phosphore déposé. L'autre sel est formé dans le même rapport de volumes lorsque l'hydrogène phosphoré est condensé et, par égalité de volumes, lorsqu'il est dilaté. Huit mesures de gaz ammoniacal déplacent d'avec ce dernier sel 8 mesures d'hydrogène phosphoré, qui, dans tous les cas, se dégage dilaté : l'ammoniaque reste engagée en phosphate avec un seul rapport d'eau. Les acides qui ne peuvent céder de l'eau sont sans effet sur le sel; ils ne peuvent enlever le gaz qui sert d'oxide, faute d'avoir de l'affinité avec lui; ils peuvent encore bien moins enlever l'acide au gaz oxide, mais l'alcool fait cet enlèvement en vertu de sa force combustible supérieure et par tendance à former de l'éther. Les deux sels sont blancs et cristallisés. Ils se volatilisent sans se fondre. L'a-

cide y est proportionné avec le phosphore, comme dans son sel ammoniacal, il est proportionné avec l'azote. C'est que dans les hydroxides l'hydrogène est aussi étranger au proportionnement que l'oxygène l'est dans les oxacides. Ils développent, mais ne font pas naître la propriété qui établit les rapports.

L'iode formant avec les métaux réduits des sels simples et avec les oxides des métaux, des sels oxidés, il ne pourra en être parlé qu'à l'article de ces corps.

On croit avoir une combinaison d'iode avec le carbone en chargeant d'alcali caustique la solution saturée de l'iode dans l'alcool jusqu'à ce que la couleur rouge-pourpre disparaisse. L'affaiblissement de l'alcool par de l'eau fait déposer une substance jaune qu'on suppose être du carbonio-iodé. Cette substance est soluble dans l'alcool et dans l'éther; par l'évaporation spontanée elle se concrète de sa solution dans ce dernier liquide en gros cristaux jaunes. Ces cristaux, à 100° de chaleur, sont volatils; à 120°, ils se décomposent. L'iode, avec l'assistance de la lumière solaire, s'unit au carbone hydrogené. Le composé, comme le précédent, cristallise par l'évaporation spontanée de sa solution dans l'éther. Les cristaux sont de même jaunes, volatils et décomposables par la chaleur. Rapports égaux d'iode et de carbone avec 2 rapports d'hydrogène sont censés être ses constituans. Avec le cyane, l'iode forme une combinaison qui cristallise et qui, jusqu'à 100°, où elle se volatilise, reste concrète.

On l'obtient en transportant sur l'iode le cyane qui est dans le cyanure de mercure. On dit que ses composans sont rapports égaux de cyane et d'iode. Dans ce cas, ce serait de l'acide iodico-cyaneux, conversible, par les oxides, en iodure et en cyanite. Il est néanmoins soluble dans l'eau sans que de l'acide cyaneux se décompose. On sait déjà par ce qui précède que l'iode se combine avec le phosphore. Les engagemens se font dans le même nombre de rapports qu'avec l'oxygène : ce sont de doubles acides. Le composé d'iode et d'arsenic est obtenu cristallisé par la sublimation comme par la solution. Beaucoup d'eau ne le décompose pas, mais peu de ce liquide et avec le secours de la chaleur le fait. On le dit proportionnel au sesquioxidule d'arsenic.

L'iode forme avec l'ammoniaque un composé lequel, n'étant point un sel, peut être mentionné ici. Il est noir, et détonne violemment par la compression et la chaleur; il porte le nom de poudre intactile, que sa grande susceptibilité de détonner par le premier moyen lui a fait donner. C'est un engagement commencé entre l'hydrogène de l'alcali et l'oxygène de l'iode, par tendance à former du gaz acide hydriodique. L'échauffement par de la chaleur exprimée ou par de la chaleur communiquée l'achève : 3 rapports d'iode sont retenus par chaque rapport d'alcali. L'explosion provient de la mise en expansion subite des gaz qui sont formés; 390 grains de la poudre intactile fournissent 280 pouces cubes de gaz dont 240 appartiennent à l'acide et 40 à l'azote.

Cette poudre a été faite en imitation d'une composition approximative, mais dont le comburent est le chlore, que nous avons découverte en 1793. Pour obtenir la poudre intactile, on verse de l'ammoniaque sur de l'iode. De cet alcali est décomposé, de l'azote s'échappe et de l'acide hydriodique est formé. L'acide hydriodique se combine avec une portion d'ammoniaque encore libre et donne naissance à de l'hydriodate de cet alcali, auquel de l'iode, également libre, enlève, par 3 de ses rapports, 1 rapport de la base alcaline. Le tiers de 1 rapport d'ammoniaque est détruit pour former l'acide hydriodique et 1 rapport entier est salifié par cet acide. Au lieu de composer ce sel actuellement et de toutes pièces, on peut employer de l'hydriodate d'ammoniaque fait d'avance, mais alors il faut administrer de la chaleur. Il y a dans la poudre un excès d'iode qui la colore en noir. On l'obtient encore en décomposant par de l'ammoniaque la solution de l'iode dans l'acide nitromuriatique. La décomposition partielle de l'ammoniaque est faite par le chlore, et le sel qui en résulte est enlevé dans son alcali par l'iode. La poudre, comme toutes celles qui se forment d'iode dissous, est moins noire et moins intactile. Elle contient un moindre excès d'iode et ses parties sont plus étroitement unies. De plus, en chargeant d'un excès d'ammoniaque la solution saturée de l'iode dans l'alcool : on dilue d'eau pour faire précipiter l'iode. En se rencontrant avec l'ammoniaque il s'y combine. Que ce soit l'iode et non la poudre intactile

que l'eau précipite résulte de ce que cette poudre n'est pas soluble dans l'alcool; à froid l'alcool se colore seulement par l'excès d'iode que contient la poudre ordinaire; mais légèrement à chaud, il la dissout en entier, en la résolvant en ses constituans prochains; c'est un moyen d'analyse de la poudre laquelle, dans ce cas, se régénère si on dilue l'alcool d'eau. On peut, dans le procédé ci-dessus, précipiter l'iode d'avec l'alcool avant d'ajouter l'ammoniaque. La formule rentre alors dans le cas de la composition directe. De l'acide hydriodique est formé et de l'hydriodate décomposé. La poudre n'est pas plus noire à cause de l'alcool qui dissout l'excès d'iode, mais elle est plus dangereuse à toucher. L'acide hydrochlorique dissout la poudre intactile et s'en colore en rouge-brun : il ne se dégage pas d'azote. La saturation de l'acide par un alcali fait repaître la poudre, laquelle peut avoir été décomposée et régénérée, ou son alcali tenu en possession partagée entre l'acide et l'iode. La poudre intactile est décomposée par l'eau d'hydrogène sulfuré. L'iode est converti en acide, ou l'hydrogène dont s'était emparé l'iode est restitué à l'azote : 1 rapport d'hydriodate d'ammoniaque et 2 d'acide hydriodique libre sont formés. L'iode se régénère en poudre intactile avec cette liqueur. On suppose que la poudre intactile consiste en 1 rapport d'azote et 3 rapports d'iode. On ne voit pas ce qu'un pareil composé pourrait avoir de si détonant; il serait proportionnel à l'acide nitreux et serait de l'acide tri-iodiconitreux. Les alcalis

devraient le partager en 1 rapport de nitrite et 3 d'iodure. Cependant, rien de semblable n'est effectué. Doebereiner est porté à croire que la poudre intactile est du tri-iodure d'ammoniaque métallisée et ainsi de l'iodure d'ammoniaque assuré dans son existence par 2 rapports d'iode. Il y aurait là 1 rapport d'hydrogène de plus que dans la composition que nous lui attribuons.

L'iode colore en bleu magnifique l'amidon cuit avec lequel il se rencontre au sortir de combinaison. Le meilleur moyen de le rendre naissant pour cette expérience est de mettre la solution de son sel de potasse à laquelle est mêlée un peu de colle d'amidon en rapport avec le gaz qui s'émane de l'eau de chlore. Un excès de gaz fait disparaître la couleur.

Le nombre de l'iode est 127; l'expansion de sa vapeur, 4; la pesanteur spécifique de celle-ci est égale à sa pesanteur absolue. L'acide iodique est représenté par 167; l'acide hydriodique, par 127,172; l'acide hydriodique, par 128. L'expansion de celle-ci est 8; sa pesanteur spécifique, 65. Les signes sont Io.; Io. $\frac{1}{2}$ O. \times 5.; Io. h.; Io. H.

DU BROME.

Le brôme est un autre comburent relatif. Celui-ci est habituellement liquide, mais devient aisément vapeur; il ne se concrète que par le froid. Tout ce qui sous le rapport des propriétés chimiques générales a été dit de l'iode peut être entendu du brôme. L'acide hydro-brômique est

expulsé de ses combinaisons par l'acide hydriodique. Nous avons déjà dit que l'iode l'est des siennes par le chlore; il l'est aussi par le brôme. Son énergie plus grande que celle de l'iode dépend de son plus grand contenu en calorique. Le brôme n'a pas de composé qui soit en correspondance avec la poudre intactile de l'iode; mais il ne peut manquer de l'avoir bientôt. Le brôme est un corps intermédiaire entre l'iode et le chlore et forme, en quelque sorte, une voie de transition de l'un à l'autre; son nombre est intermédiaire, mais cela ne dit rien, absolument rien. Le brôme, que nous avons déjà dit être liquide, est brun-rougeâtre. A l'air, il se vaporise à toute température; en vase clos, il bout à 47° de chaleur. Sa vapeur est brun-rougeâtre; elle est rutilante comme la vapeur nitreuse. Au froid artificiel que produit le sel marin avec la neige (16°) le brôme a cristallisé. L'action avait duré toute une nuit. Il a aussi, et bien naturellement, cristallisé au froid naturel de l'avant-dernier hiver, lequel était de 20—21°. Alors il est d'un gris-bleuâtre, cristallisé en lamelles et jouit de l'éclat métallique. En lieu frais, il n'est pas prompt à se défiger. Il se concrète de plus avec l'eau. On prétend qu'il le fait avec 10 rapports de ce liquide. Il est alors en cristaux transparens et rouge-de-rubis. On l'obtient sous cette forme en faisant arriver de la vapeur de brôme dans un tube dont les parois sont humectées d'eau : à l'instant l'hydrate cristallise. On se procure encore cet hydrate en exposant à 0° chaleur le brôme cou-

vert d'eau. Les cristaux persistent encore à 12° de chaleur. Une partie de brôme dissous dans 34 parties d'eau empêche celle-ci de se congeler au-dessous de 16° de froid. La vapeur de brôme enlève l'hydrogène à l'acide hydriodique et le régénère en iode. Le volume du gaz n'est pas changé.

Le brôme se trouve dans l'eau de la mer en combinaison avec le métal de la soude; si cette eau contenait du sel marin à base de potasse, ce serait avec le métal de cet alcali qu'il serait combiné. Nous verrons bientôt que l'hydracide du brôme chasse de ses combinaisons l'hydracide du chlore; d'où résulte que dans une réunion de sels de ces deux acides, les plus fortes bases doivent être occupées par lui. On le régénère sur son sel de soude au moyen de chlore. On utilise à cet effet les vieilles saumures de sel marin que l'on trouve chez les saliniers. Ces saumures sont des eaux-mères de 22° ou 24° cuites; elles contiennent beaucoup de sel marin à base de chaux et de sel marin à base de magnésie. On chauffe un peu la saumure et on en remplit à la presque totalité de grands bocaux de verre ayant un robinet vers le bas. On dégage du chlore dans les bocaux. Les lessives rougissent d'abord et ensuite brunissent. Quand on voit qu'ils ne foncent plus leur couleur, on délute et on agite avec un peu d'éther sulfurique, que l'on fait passer de bouteille en bouteille. On soutire la saumure par le robinet du bas, on enlève le plutôt possible le brôme à l'éther par le moyen d'une solution

de potasse caustique; on décante l'éther de dessus la solution et on évapore celle-ci avec son sel jusqu'à siccité. On mêle avec tant soit peu de suroxyde de manganèse, puis on décompose par de l'acide sulfurique affaibli par la moitié de son poids d'eau; on distille. On conduit la vapeur, par le moyen d'un tube, sous une couche mince d'eau; comme, en même temps que du bromure de métal, il se forme du bromate d'oxyde, il n'est presque pas nécessaire d'ajouter du suroxyde de manganèse; on doit seulement bien mêler les deux sels avant d'ajouter l'acide sulfurique. Le bromate contient l'oxygène requis pour former le bromure à métal en bromure à oxyde et rester lui-même à l'état de ce dernier bromure. L'acide sulfurique n'a qu'à expulser le brome et s'unir à l'alcali. Par l'échauffement de la saumure on quadruple le produit en brome.

Le brome ne se proportionne pas en plus de rapports avec l'oxygène que l'iode. La seule combinaison connue est l'acide bromique. Cet acide consiste en 5 rapports d'oxygène et 1 rapport de brome; il n'a pas encore été constitué sans eau. Toutefois, il paraît, comme l'acide sulfurique, pouvoir échanger contre du calorique, la moitié de son eau et devenir volatil. Dans cette opération une partie de l'acide est resoute en ses éléments. Une fois ce changement éprouvé, il ne cède plus d'eau et se volatilise sans de nouveau se décomposer. L'acide sulfurique concentré lui enlève aussi de son eau et rend libres les constituans de l'acide anhydre. L'acide bromique est

obtenu de brôme saturé de chlore qu'on traite à la potasse; il l'est aussi de brôme que l'on agite avec la solution concentrée de rapport égal de potasse. Dans le premier procédé, 5 rapports de chlorure de potassium sont formés en opposition à 1 rapport de bromate de potasse; dans le second, 5 rapports de bromure le sont en opposition à 1 de bromate. On a l'acide en décomposant par de l'acide sulfurique affaibli, la solution de bromate de baryte, ou bien, le bromate de potasse par du fluatide acide de silice; dans les deux circonstances, les bases sont rendues insolubles. Le brôme soushydrogéné ou l'acide hydrobroméux n'est pas obtenu d'acide hydrobromique qu'on laisse en contact avec l'air, mais on ne manque point de le recueillir lorsqu'on décompose un sel de brôme par un excès d'acide sulfurique; cet acide enlève l'hydrogène à une portion, peut-être à la moitié, de l'acide hydrobromique, lequel se transforme en acide hydrobroméux et passe à la distillation. Il est rouge-brunâtre comme le brôme lui-même. On peut par la chaleur le partager en ses constituans. A une élévation un peu notable de température, sa vapeur est sans couleur. Avec 2 $\frac{1}{2}$ rapports d'eau, et également à 20° de froid, cet acide se concrète en une masse cristalline d'un verdâtre sale. Il existe aussi liquide par la moitié moins d'eau que l'acide complet. Cet acide complet a absolument les mêmes propriétés que l'acide correspondant de l'iode. Il a la même odeur, les deux mêmes formes et la même volatilité.

Quoique les bromures échangent leur acide contre de l'acide sulfurique, comme le produit est toujours mêlé d'un peu d'acide hydrobroméux, on préfère de le composer de toutes pièces. On obtient cette composition quand du brome et du phosphore réagissent conjointement sur l'eau. On reçoit sur du mercure ou dans de l'eau suivant qu'on veut avoir du gaz ou de l'acide liquide. L'acide hydrobromique ne transmet pas plus son hydrogène à l'oxygène, que le brome n'enlève l'hydrogène à l'eau. L'un peut dans un tube chauffé circuler impunément avec de l'oxygène et l'autre, avec de la vapeur d'eau. Mêlé avec de l'acide nitrique, l'acide hydrobromique forme une sorte d'eau regale par laquelle l'or et le platine sont dissous : du brome se régénère et de l'acide hyponitrique ou nitreux, suivant les rapports, est formé. Les deux s'unissent et donnent naissance à de l'acide bromiconitrique, dont la couleur est rouge-brunâtre. Dans ce double acide, le brome est transmis naissant aux métaux. L'acide hyponitrique ou nitreux, devenu libre, se partage, au moyen de l'eau, en acide nitrique et oxide d'azote. Le brome peut, sous l'influence d'un métal, même faible, être régénéré sur 3 rapports de son hydracide par 1 rapport d'acide nitrique. Tout l'azote est réduit à l'état d'oxide. On peut néanmoins aussi dire que l'affinité de l'acide hydrobromique avec l'oxide à former sollicite l'oxygène de l'acide nitrique à passer au métal pour former cet oxide.

Le brôme est réputé se combiner avec le carbone dans le même rapport que l'iode. La matière, qu'on considère comme du carbonobrôme, reste concrète jusqu'à 6° de chaleur. On reprend le carbone de sa combinaison avec l'iode. Il se combine aussi, et dans le même rapport que l'iode, avec le carbone hydrogéné. Ce composé, lorsqu'il est fait sur de l'alcool et à la suite d'une longue réaction du brôme sur celui-ci, donne un carbonobi-brôme, précipitable par l'eau d'avec l'alcool, qui se cristallise et peut être sublimé. Il se liquéfie à 50° de chaleur; il ne saurait être exempt d'hydrogène; 2 de brôme et 1 de carbone sont dits être ses constituans. Avec le cyane le brôme semble s'engager en acide bromico-cyaneux, qui n'est pas différent de ce que doit être du cyano-brôme. Le produit est en tout conforme à celui correspondant d'iode. Il y a à peu près autant des phosphorobrômes qu'il y a des acides phosphoriques. Tous forment des doubles acides. La combinaison se fait avec dégagement de lumière. Deux proportionnemens sont particulièrement connus; ce sont l'acide bromico-phosphoreux et l'acide bromico-phosphorique. Celui-ci est liquide et ne se concrète pas encore à 15° de froid. Il est très-volatil. Sa couleur est jaunâtre. L'autre est concret et cristallisé. L'arsenobrôme répond au sesquioxidule d'arsenic. Un phénomène de feu se manifeste pendant que la combinaison s'opère. Le produit est incolore et cristallisé. A 20—25°, il se fond; à 220°, il bout et se sublimé. Il peut s'adjoindre l'humidité de l'air sans se décom-

poser. Le diluement dans plus d'eau le partage en sesquioxidule d'arsenic et acide hydrobromique. Le soufre n'est pas connu se combiner en plus d'un rapport avec le brôme; c'est celui qui répond au sulfo-brôme ou acide bromico-hyposulfureux. Le composé est liquide, transparent, brun-foncé, et d'une consistance oleagineuse; il fume au contact de l'air. Il répand une odeur de plantes marines. Nous avons pu le distiller sans qu'il fut décomposé. L'eau très-froide le laisse, pour ainsi dire, intact, mais celle chaude de 10° le décompose. La moitié, ou $1/2$ rapport, du soufre est acidifiée par l'oxygène de $1/2$ rapport d'eau; l'autre moitié est hydro-acidifiée par le tiers, ou $1/2$ rapport, de l'hydrogène de cette eau, et le rapport entier restant du même principe s'unit au brôme et forme avec lui de l'acide hydrobromique. L'hydrogène de l'eau est incapable d'opérer cette union si du calorique n'est acconduit du dehors. Avec le selène le brôme forme un composé qui répond à de l'acide bromico-selenieux. Il est concret, jaune-orangé et, nécessairement, soluble dans l'eau; 2 rapports de brôme y sont unis à 1 de selène. Ce composé aussi répand une odeur de plantes marines. Le brôme semble se combiner avec l'iode en 2 rapports. L'un composé est concret et l'autre, liquide. Le premier est volatil et contient le moins de brôme. Ils sont l'un et l'autre brun-rougeâtres. Les rapports n'ont pas été déterminés. On attribue à celui qui devrait être à rapports égaux de brôme et d'iode, un hydrate qui comprendrait 3 rapports d'eau sur 1 de comburent double.

Le nombre du brôme est 78. L'expansion de sa vapeur est 4; son poids spécifique est égal à son poids absolu. La valeur représentative de l'acide brômique est 118; celle de l'acide hydrobrômeux, 78 $\frac{1}{2}$; celle autre de l'acide hydrobrômique, 79; l'expansion de cet acide est 8; sa pesanteur spécifique est la moitié de sa pesanteur absolue. Les signes sont Br.; Br. \div 0 \times 5.; Br. h.; Br. H.

DU CHLORE.

Le chlore est le troisième et dernier combustible relatif; il est gazeux de sa nature, mais peut être liquéfié par la compression et par le froid. Il tient parmi les corps de son espèce le premier rang pour la force de combustion. Sa couleur est le vert-jaunâtre, son odeur celle des deux autres combustibles. On le trouve minéralisant le métal de la soude dans le chlorure natif de ce métal (sel marin et sel de roche). Sous une pression de 4—5 atmosphères, le gaz sec se condense en liquide. Il se condense aussi et se sépare de l'eau, lorsque son hydrate concret, entassé dans un tube de verre, est chauffé jusqu'à 38°. Il se forme deux couches dont celle supérieure est de l'eau. Nous l'avons vu se liquéfier à un froid de 19, 20 et 21° qui avait régné pendant plusieurs jours. De l'hydrate de chlore, formé à ce même froid, remplissait un grand bocal. L'eau fut congelée et le chlore liquéfié. Le chlore liquide est d'un jaune saturé. En vase clos, il bout à 37° de chaleur et

peut être distillé. Le chlore gazeux condensé par l'eau ou mis en rapport avec l'eau cristallise avec 10 rapports de ce liquide. Les cristaux d'hydrate de chlore sont volatils et se transportent d'un endroit à l'autre du bocal qui les renferme; ils sont détruits, même aux froids les plus intenses, par le moindre rayon de lumière qui les frappe. De l'eau, qui néanmoins ne mouille pas les parois du vase, doit être abandonnée et du chlore gazéifié, à moins que les deux ne se volatilisasent ensemble. Intercepte-t-on le rayon lumineux, les cristaux aussitôt reparaisent et, si c'est sous une cloche qu'on opère, l'eau qui, par leur fonte, s'était abaissée de plusieurs pouces, remonte à son premier niveau. Ces cristaux ont si peu de consistance qu'à peine on peut les palper sous les doigts. Il ne leur faut pas un grand froid pour se former, car ils remplissent fréquemment les tubes de conduite dans la préparation du chlore. Ceux formés par le froid se détruisent à 10—12° de chaleur. L'eau, à une température qui ne dépasse pas 20°, dissout un peu plus du double de son volume en chlore; à la température de la glace elle prend le quart d'un volume de plus, mais qu'au retour de la température ordinaire elle dépose uni à de l'eau. La même chose arrive à de l'eau chargée à la température ordinaire, qu'on refroidit jusqu'à 0° ou au-dessous. Je dis ou au-dessous parce que j'ai vu de l'eau saturée de chlore et ayant le contact de l'air, ne pas se geler à 12° de froid. On peut en surchargeant successivement de chlo-

re, de l'eau à 0°, et la laissant successivement revenir à la température ordinaire, la convertir en totalité en cristaux d'hydrate de ce comburent. L'eau de chlore a l'odeur et la couleur du gaz. A la lumière directe du soleil le chlore de cette eau se partage en oxigène et en acide hydrochlorique; à la lumière diffuse et déjà un peu à la longue, en ce même oxigène et en acide hydrochloreux. (Nous ferons connaître ces deux acides.) Dans le premier cas, 4 volumes de chlore fournissent 2 volumes d'oxigène; dans le second, seulement 1 volume. Dans un endroit faiblement éclairé, le dernier changement s'opère, mais encore plus à la longue, et l'oxigène se combine avec l'eau. On voit que la lumière aime à intervenir dans plusieurs des changemens de composition que le chlore éprouve.

Le chlore détruit tous les états de la matière organique qui dépendent d'hydrogène existant dans cette matière sans être saturé d'oxigène; c'est sur cette propriété que repose son pouvoir de décolorer et de désinfecter. L'eau sert utilement d'intermédiaire à cette action. On peut concevoir qu'il se combine, ou avec l'hydrogène de la matière, ou avec celui de l'eau. Nous verrons plus bas que la moitié seulement du chlore est utilisée dans cette opération.

Le chlore étant vivement refoulé dans un cylindre de verre, devient lumineux. Ce phénomène n'est produit que par les gaz qui sont de l'oxigène ou contiennent de l'oxigène.

Le chlore par 1 volume enlève l'hydrogène à

2 volumes d'acide hydrobrômique, et, à plus forte raison, au même nombre de volumes d'acide hydriodique; le brôme et l'iode sont régénérés. Les acides hydrobrômique et hydriodique sont remplacés par volume égal d'acide hydrochlorique. Dans la théorie ancienne on aurait dit que le chlore échange son oxygène contre de l'eau. Il chasse de leurs combinaisons le brôme et l'iode dans tous les cas où ils peuvent se former en comburens; mais par contre, l'hydracide du chlore est chassé des siennes par le même acide du brôme; nous avons déjà dit que l'acide hydrobrômique est expulsé par l'acide hydriodique. C'est l'inverse de ce qui arrive aux comburens de ces acides. Il décompose aussi l'eau avec la vapeur de laquelle on le fait circuler dans un tube de porcelaine incandescent. De l'oxygène est rendu libre et de l'acide hydrochlorique, dont il sera prochainement parlé, est produit. Le volume monte de 1 à 2 1/2.

On se procure le chlore en réagissant par de l'acide hydrochlorique sur du suroxyde de manganèse : on verse sur 3 parties de ce dernier réduit en poudre fine 10 parties du premier à l'état de concentration où il est dans le commerce; on bouche et on agite; puis on fait communiquer avec des flacons renversés sur de l'eau de sel, et on chauffe; ou bien, on mêle intimement 11 parties de suroxyde de manganèse avec 15 parties de sel de cuisine, l'un et l'autre réduits en poudre et, dans un matras de verre on verse dessus le mélange de 24 parties d'acide sulfurique.

que et de 12 parties d'eau. Le dégagement du gaz se fait quelque temps à froid, mais ensuite on doit l'activer par la chaleur. On peut aussi recueillir le gaz dans des éprouvettes vides et jusqu'au fond desquelles on fait descendre le tube. Pour faire de l'eau de chlore on fait déplacer par le gaz les deux bons tiers de l'eau contenue dans des flacons; on bouche sous l'eau et on agite. On ne tarde pas à donner accès à l'air afin que le chlore puisse être condensé en entier. Dans la première opération, il reste du chlorure de manganèse, dans la seconde, du sulfate de manganèse et du sulfate de soude. On l'obtient encore, mais mêlé de gaz hydrochlorique, que toutefois il n'est pas difficile d'en séparer par un peu d'eau, en faisant traverser du suroxyde de manganèse par ce gaz. A froid, la moitié seulement du suroxigène est enlevé, à chaud, les $\frac{3}{4}$ peuvent l'être, mais jamais l'entier. Le chlore a porté quelque temps le nom d'acide marin dephlogistique; ce nom ne signifiait pas acide muriatique deshydrogéné. Ensuite, et quand on a vu que le chlore, en réagissant, à une chaleur rouge, sur de la soude, faisait dégager de l'oxygène et formait du sel marin, on lui a donné le nom d'acide muriatique oxygéné. Si l'on avait spécifié que l'acide muriatique en prenant de l'oxygène abandonnait de l'eau, cette vue serait restée à l'abri de toute critique. Dans la préparation du chlore, comme le suroxyde de manganèse, à moins que son oxyde desuroxydé ne puisse s'unir à un acide, ne cède que la moitié

de son suroxygène et ne convertit en chlore que la moitié de l'acide hydrochlorique, on double le rapport, soit de cet acide, soit de celui sulfurique; on peut, dans les deux cas et avec le même succès, doubler le rapport du suroxyde lui-même.

Le chlore diffère des autres comburens en ce qu'il se proportionne en plus d'un rapport avec l'oxygène. Les combinaisons qu'il contracte avec ce principe sont tous par solution, et le plus pourvu de calorique paraît être celui qui est le moins proportionné d'oxygène. Le composé qui répond à de l'oxide de chlore consiste en rapports égaux de ses constituans. Il est obtenu en réagissant par de l'acide hydrochlorique sur du chlorite de potasse, sel qui contient 6 rapports d'oxygène. Si tout l'oxygène de ce sel pouvait être formé en oxide de chlore, 3 rapports d'acide hydrochlorique seraient requis à cet effet; 3 rapports d'oxygène régénéreraient l'acide en chlore et 3 formeraient celui-ci en oxide. Il est probable que les deux derniers rapports de l'oxygène sont seuls enlevés et que les trois premiers restent pour former de l'hypochlorite. L'acide hydrochlorique doit être affaibli de la moitié de son poids d'eau. On prend 2 de sel et 1 d'acide concentré. Le maximum de chaleur qu'on peut administrer est 25°. Il se dégage un gaz qu'on recueille sur le mercure et qui a une couleur plus foncée que le chlore. Ce gaz est soluble dans le dixième de son volume d'eau. Cette solution a la même couleur que le gaz. Elle

se partage assez promptement en acide hypochloreux et en chlore. L'oxide de chlore rougit les couleurs bleues végétales avant de les détruire. Cela prouve que le peu d'oxigène dont il est pourvu, aidé de la force dissolvante du calorique, suffit pour développer la qualité acide dans le chlore. A une température de 34—40° et aussi par une compression un peu brusque il se décompose avec détonation et sous émission de lumière. L'expansion proportionnelle du gaz est 5 et se compose de 4 volumes de chlore tenant en mi-condensation 2 volumes d'oxigène. Le volume résultant est 6. Avec volume double d'hydrogène il se transforme en acide hydrochlorique et en eau. Avec volume, de même double, d'acide hydrochlorique il donne un volume de chlore égal à celui de cet acide et encore de l'eau. L'oxide de chlore ne se forme point d'acide chloreux qui a cédé les $\frac{4}{5}$ de son oxigène à de l'acide hydrochlorique, mais de ce dernier acide qui a repris au premier de l'oxigène à la fois pour se régénérer en chlore et se former en oxide de chlore. Tout l'avantage sous le rapport du contenu en calorique serait pour l'oxide formé d'après le dernier mode de composition, tout le désavantage pour celui formé d'après le premier mode. On ne doit pas perdre de vue que l'acide hydrochlorique ne peut aucunement, à moins de le décomposer, chasser l'acide chloreux de sa base. Un second proportionnement du chlore avec l'oxigène est obtenu lorsque par rapport double d'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids

d'eau on réagit sur le même chlorite de potasse. On fait une pâte avec le sel réduit en poudre et l'acide sulfurique. Après 14 jours de repos on chauffe jusqu'à 33° : la moitié du chlore se retire avec les 3710^{es} de l'oxygène et se forme en gaz; l'autre moitié du chlore avec les 7710^{es} restans du même principe forme de l'acide chlorique lequel reste uni à la moitié de la potasse, l'autre moitié étant occupée par l'acide sulfurique. Si immédiatement après avoir cessé de chauffer on ne délutait pas l'appareil, une communication étant supposée exister entre ses deux parties, le gaz produit retournerait vers le sel, recomposerait l'acide chlorique en acide chloreux, lequel chasserait l'acide sulfurique de la possession qu'il aurait prise de la moitié de la potasse et les choses se retabliraient dans le même état où elles se trouvaient avant l'échauffement. Rien ne dénote mieux que ce qui se passe dans cette opération, l'affinité prédominante de l'acide chloreux sur l'acide sulfurique, et, d'abord, pour que ce dernier puisse déplacer le premier, il doit le changer en d'autres natures de combinaison et le partager en un acide plus faible que seul il peut déplacer de la potasse et en un acide plus fort, qui continue de rester avec l'autre moitié de cet alcali. Ensuite, quand la décomposition est faite, les choses se redressent et reviennent à ce qu'elles avaient été à l'instant où la chaleur qui avait effectuée la décomposition avait cessé de la soutenir. Le chlorate restitue à l'acide hypochloreux les 7710^{es} de l'oxygène qu'il avait en-

levés à l'acide chloreux, lequel, étant régénéré, chasse l'acide sulfurique. Le gaz recueilli, que nous disons déjà porter le nom d'acide hypochloreux, est vert brunâtre. L'eau en dissout 7 fois son volume. A sec, il ne rougit pas la couleur bleue végétale; par l'intermède de l'eau, il la détruit sans préalablement la rougir. A une pression forte et secourue par 18° de froid, il se condense en liquide. La couleur de ce liquide est le vert-obscur. A une chaleur de 95—100°, il fait explosion et se résout en 3 volumes d'oxygène et 2 de chlore; du calorique lumineux est mis en dégagement. Son expansion est égale à celle du chlore qui entre dans sa composition et qui, d'après cela, tient en condensation une et demi-fois son volume d'oxygène.

On a produit un gaz sur l'existence duquel on commence à répandre des doutes : c'est celui que Davy a cru avoir inventé. Comme le précédent, il devrait résulter de la décomposition du chlorite de potasse par de l'acide nitrique concentré ou de l'acide sulfurique faiblement dilué. Il devrait contenir 1 rapport d'oxygène de plus que l'acide dont il vient d'être parlé. Il ne pourrait avoir une expansion moindre de celle de l'oxygène par lequel il serait formé et, par la décomposition spontanée, il devrait se résoudre en 2 volumes de ce principe sur 1 volume de chlore. Sa composition répondrait à un engagement entre de l'acide hypochloreux et de l'acide chloreux. Trois et 5 rapports d'oxygène pour 2 de chlore. Il est très probable que ce gaz est en relation avec un degré

d'acidification du chlore qui n'a pas encore été remarqué et dont le contenu en oxygène serait de 6. Cet acide compléterait la série des engagemens du chlore avec l'oxygène. Une seule lacune resterait à remplir; ce serait celle de 1 de chlore avec 2 d'oxygène, ou d'oxide de chlore, l'oxide actuel devenant de l'oxidule; elle devrait, dans sa formation, s'opposer à un acide de chlore supérieur à l'acide chlorique et dans lequel 8 d'oxygène seraient contenus. Les trois acides de chlore que nous connaissons ont un nombre impair, 3, 5 et 7, de rapports d'oxygène.

Un autre proportionnement est celui d'où résulte l'acide chloreux, autrefois acide chlorique et acide muriatique oxygéné. Il a une consistance oléagineuse et rougit les couleurs bleues végétales sans, sur le champ, les détruire. Dilué d'eau, il détermine l'oxidation du zinc aux dépens de ce liquide. De l'hydrogène est dégagé. L'acide nitrique déterminerait la même oxidation, mais détruirait l'hydrogène par son oxygène. Si l'acide chloreux avait un degré d'acidification immédiatement inférieur et qui pourrait se combiner avec les oxides, il ferait probablement la même chose. Il contient 3 rapports d'oxygène sur 1 de chlore. Il n'a pas encore été constitué sans eau. C'est un acide puissant et qu'aucun autre ne chasse de ses combinaisons ordinaires et par des moyens ordinaires. On prépare l'acide chloreux en décomposant par de l'acide sulfurique dilué d'eau le chlorite de baryte dissous dans le même liquide. Il se forme du sulfate de baryte dont l'in-

solubilité dans l'eau détermine la décomposition. Nous dirons à l'article des sels comment le chlorite de potasse, lequel est dans l'habitude de fournir le sel correspondant de baryte, est obtenu. Le procédé est foncièrement le même que ceux suivis pour l'iodate et le bromate du même alcali. On a l'acide chloreux le plus sûrement exempt d'autre acide en décomposant la solution saturée du chlorite de potasse par du fluat acide de silice ; il se dépose un sel peu soluble. On décante et on abandonne à l'évaporation insensible ; l'acide se dépouille ainsi de ce qu'il contient en eau au-delà de rapport égal. L'acide chloreux a une propension à laisser au feu et même à une chaleur qui ne dépasse pas 40°, échapper une portion d'acide hypochloreux : ce fait est en relation avec une méthode de préparer l'acide chlorique dont il sera à l'instant parlé. L'acide chloreux a pour composans 35 1/2 chlore et 40 oxygène, raffermis, sinon déterminés, dans leur union par 9 d'eau. Cette composition répond à 1 volume de chlore et 2 1/2 volumes d'oxygène avec 1 volume de vapeur d'eau.

Le sel résidu de la préparation de l'acide hypochloreux, à côté de sursulfate de potasse, contient du chlorate du même alcali : on retire le sel mixte du tube et, par des ablutions successives faites à courte eau, on enlève le sursulfate, qui est très-soluble dans ce liquide. On mêle le sel resté indissous avec la moitié de son poids d'acide sulfurique qu'on étend du tiers de son poids d'eau et on distille dans une cornue. La

chaleur, suivant Scrullas, doit être de 400°. On recueille un liquide qui, étant dépuré et rapproché, est de l'acide chlorique avec rapport égal d'eau. On pourrait à la rigueur soumettre à la distillation le résidu tel qu'il se présente. Le second rapport d'acide du sulfate décomposerait assez bien le chlorate; il resterait du sulfate neutre. L'acide chlorique, quoique davantage proportionné d'oxygène que l'acide chloreux, est déjà assez plus faible que ce dernier acide pour pouvoir être chassé de ses bases par l'acide sulfurique sans qu'un changement de composition s'en suive ou que la formation d'un sel insoluble doive intervertir l'ordre des affinités. On peut aussi enlever la potasse par du fluat acide de silice, séparer le fluat de potasse et de silice, rapprocher par l'évaporation et rectifier. L'acide passe à 133°. L'acide chlorique contient 7 rapports d'oxygène sur 1 de chlore. Dans son état liquide le plus concentré, il est assuré dans sa composition par rapport égal d'eau. On peut en partie le dépouiller de cette eau et le réduire à l'état de demi-hydrate en le distillant avec de l'acide sulfurique, qui lui enlève la moitié de son eau. Il est alors concret et cristallisé; il est aussi devenu plus volatil. Ce sont, pour l'effet, les mêmes changemens que ceux que subit l'acide sulfurique en perdant la moitié de son eau. Le mihydrate d'acide chlorique se fond à 45°; celui d'acide sulfurique est infusible à cause de sa trop grande volatilité; les deux font entendre un zizement lorsqu'on en introduit un peu dans l'eau. L'acide liquide bout

à 200°. A cette température une partie se resout déjà en ses constituans et sans s'arrêter à l'état d'acide chloreux. L'acide chlorique liquide attire puissamment et largement l'humidité de l'air.

L'acide chloreux réduit en hydrate absolu éprouve de la part de la chaleur un changement de composition qu'on croyait consister en une perte de la moitié de son eau et en la dislocation subséquente de la moitié de son acide, devenu anhydre, en ses constituans éloignés. On croyait, en un mot, qu'il se gazéifiait 5 rapports d'oxygène et 1 rapport de chlore. Serullas a fait voir qu'au lieu de 5 rapports d'oxygène il ne se gazéifie que 3 rapports et que 2 restent avec l'acide indécomposé et forment de l'hydrate d'acide chlorique. L'inaltérabilité de l'acide qui a échappé à cette dislocation, la volatilité qu'il avait acquise, la remarque faite de l'odeur d'acide hypochloreux que l'acide chloreux répand chaque fois qu'il est chauffé et autres circonstances, auraient dû faire penser à un changement de composition. L'acide brômique, qui par l'échauffement éprouve le même partage en acide volatilisé et acide décomposé, pourrait bien de même se constituer en un acide supérieur et se résoudre en élémens d'un acide inférieur. Le chlorite de potasse éprouve au feu la même décomposition, avec la différence qu'il ne laisse pas échapper de chlore, mais le retient pour composer en chlorure la moitié de l'alcali qui, sans cela, deviendrait libre. On ne recueille que de l'oxygène, dont le nombre des rapports est alors

augmenté de 1, savoir de celui que la réduction de l'alcali fournit. 1/2 ou 1 rapport d'acide sulfurique dégage du sel restant 1/2 rapport de gaz acide hydrochlorique et le rend semblable au residu de la préparation de l'acide hypochloreux. Il consiste alors en moitié de sulfate ou sursulfate et moitié de chlorate. On obtient en outre l'acide chlorique en soumettant à l'action de la pile de l'acide hypochloreux dissous dans l'eau : de l'acide chlorique se rassemble autour du pôle positif et du chlore se dégage au pôle négatif. Cela prouve que l'acide chlorique est plus comburant que le chlore, et il en résulte de plus que l'acide chlorique est un acide par solution et consiste en chlore, oxygène pourvu de tout le calorique de son état de gaz, et calorique de solution. Il se forme aussi lorsque la même solution d'acide chloreux est exposée à l'influence de la lumière solaire. Le chlore montre une propension à se former en acide chlorique chaque fois qu'il trouve à s'adjoindre le calorique qui est requis à cet effet. C'est seulement sous l'influence d'une base salifiable que son acidification s'arrête au degré intermédiaire qui est celui d'acide chloreux. L'hydrogène sulfuré ne le décompose pas. Cela provient de ce qu'il a du calorique de reste pour former de l'eau avec l'hydrogène, même simple.

Le chlore se proportionne en deux rapports avec l'hydrogène. Dans l'un, il forme l'acide hydrochloreux, dans l'autre, l'acide hydrochlorique. L'un acide est incomplètement acidifié par l'hy-

drogène, l'autre l'est complètement. L'acide hydrochloreux, qu'on peut si l'on veut nommer acide chlorohydrochlorique, est formé par la voie synthétique comme par la voie analytique et résulte de chlore à moitié saturé d'hydrogène, comme d'acide hydrochlorique soustrait dans la moitié seulement de son hydrogène. Sa formation par synthèse est extrêmement fréquente et arrive chaque fois que du chlore s'unit à de l'hydrogène engagé en substitution à du calorique ou à de l'hydrogène simple sans qu'un supplément de calorique soit fourni par la lumière ou par une chaleur rouge. Celle par analyse a lieu lorsque de l'oxygène engagé ou de celui libre, sans le secours du calorique, enlève de l'hydrogène à l'acide hydrochlorique. Il se forme dans le blanchiment artificiel que l'on pratique à froid. Le chlorure de chaux qui a servi au même usage ou qui a cédé la moitié de son oxygène à la lumière diffuse le contient. Ce chlorure devient par là de l'hypochlorite. L'acide carbonique partage ce sel en chlorure de calcium et en chlore. Cela indique qu'il ne déplace point l'acide hydrochloreux d'avec la chaux. La chaleur régénère le sel pour la moitié en chlorure à oxyde et le forme pour l'autre moitié en chlorure à métal. Nous verrons qu'il se forme lorsque du chlorure de sodium est décomposé par l'acide sulfurique. L'acide hydrochloreux ne peut exister sans être uni à de l'acide hydrochlorique liquide ou du moins à de l'eau. Il est plus volatil que l'acide complet et communique à celui-ci une couleur verte

jaunâtre, et une odeur de safran que l'on retrouve dans le sesquichlorure de fer, lequel dégage sans cesse de cet acide.

L'acide hydrochloreux résulte de 4 volumes ou 1 rapport de chlore se liquéfiant par adhérence, avec 2 volumes ou 1/2 rapport d'hydrogène. L'acide hydrochlorique est le produit de volumes égaux des mêmes gaz se maintenant en dilatation après leur union. On l'obtient composé de ses constituans immédiats en enflammant par l'étincelle électrique ou par un corps en ignition, ou en exposant au soleil, volumes égaux de chlore et d'hydrogène. On le prépare ordinairement en décomposant le chlorure de sodium par de l'acide sulfurique. On met de celui-ci 1 ou 2 rapports. Quand on ne met qu'un rapport, on affaiblit l'acide par 1/5^e d'eau. L'acide se dégage sous forme de gaz, qu'on recueille sur du mercure ou qu'on conduit dans de l'eau. Dans ce dernier cas on place les unes à la suite des autres, 2 ou 3 bouteilles aux 2/3 remplies d'eau. Le tube de conduite ne doit presque pas plonger dans l'eau. Jusqu'à ce que l'eau de la première bouteille soit saturée de gaz acide il ne passe aucune bulle de ce gaz dans la seconde bouteille. L'eau dans la première s'échauffe considérablement par le calorique qu'elle déplace d'avec l'acide. Une fois saturée, elle se refroidit promptement, malgré le gaz chaud qui continue de la traverser. Je pense que le gaz succédant déplace d'avec l'eau celui qui l'a précédé. Je me fonde sur ce que l'acide dans la première bouteille, qui était

teint en vert-jaunâtre par de l'acide hydrochlorique, se déteint totalement et transmet sa couleur à la seconde bouteille. La même chose a lieu de la seconde bouteille à la troisième. Il en résulte, ce que nous avons déjà dit, que le demi-acide est plus volatil que l'acide entier. Il provient d'acide entier auquel l'acide sulfurique par le 6^e de son oxygène a enlevé la moitié de l'hydrogène. Ce mi-acide, comme ceux correspondans de brome et d'iode, a la couleur de la portion de son comburent qui n'est pas unie à de l'hydrogène. L'acide coloré en jaune-vert qui à la faveur de la pression et du froid s'est surchargé de gaz, en perdant l'excès du gaz, perd en même temps, et soit totalement, soit en grande partie, sa couleur; 59 parties de sel sec et 49 ou 98 d'acide sulfurique concentré fournissent en gaz acide 36 parties et ces 36 parties prennent pour leur condensation 50 parties ou 5 $\frac{1}{4}$ rapports d'eau, ce qui fait, pour 49 parties de sel, de 85—86 parties d'acide concentré. On disait autrefois que l'acide sulfurique déplaçait l'acide radical du chlore d'avec la soude et lui cédait son eau. Aujourd'hui, on assure que l'oxygène de l'eau déplace le chlore d'avec le sodion et que l'hydrogène de ce liquide s'unit au chlore. C'est là une de ces doubles interprétations dont la plupart des phénomènes en chimie sont susceptibles. Quand on veut rectifier de l'acide hydrochlorique liquide, au-delà de la moitié du gaz passe sans être accompagnée d'eau et ce n'est qu'au moment où l'acide ne bout plus audessous de 111°

que l'eau se vaporise avec lui : cela indique que, dans cette rectification, le gaz qui passe seul doit être reçu dans de l'eau. D'après cela, quand on est en possession d'acide concentré liquide on n'a qu'à chauffer cet acide pour se procurer du gaz acide. On peut proportionner le mélange de sel et d'acide sulfurique d'une quantité d'eau telle que l'acide recueilli ne contienne plus que 19 pour 100 de gaz acide, distiller dans une cornue et condenser dans un récipient. Il ne passe alors que de l'acide liquide et le produit n'est pas coloré par du demi-acide. Aussi, quand on veut rectifier de l'acide hydrochlorique, fait-on bien de l'affaiblir jusqu'à ne contenir que 19 pour 100 de gaz acide. L'acide hydrochlorique montre comparativement aux hydracides des autres comburens, la même faiblesse d'adhérence pour l'eau que pour les oxides. Cela me fait répéter que les comburens ne sont forts qu'autant qu'ils peuvent agir à l'état incombéné ou en vertu de leur oxigène, et qu'ils deviennent faibles dès l'instant que leur activité est amortie par une combinaison où leur oxigène est uni à un combustible. Ceux qui à l'état libre étaient les plus forts, à l'état combiné deviennent les plus faibles. Le nom vulgaire de l'acide hydrochlorique était d'abord esprit de sel ; ensuite, acide muriatique, lequel est encore fréquemment employé. L'acide hydrochlorique n'enlève l'oxigène ou ne cède son hydrogène à aucun corps simple. Cela prouve qu'après l'oxigène le chlore est le corps le plus pourvu de calorique ou, ce qui est la même chose, le plus

comburant des corps. L'acide radical du fluore, s'il pouvait devenir comburent, serait encore plus comburant que le chlore, puisque l'acide hydrochlorique le chasse de ses combinaisons. L'hydracide du fluore ne peut non seulement pas céder son hydrogène aux corps simples, mais même pas à l'oxygène condensé et faiblement retenu auquel l'acide hydrochlorique et les hydracides des autres comburens le transmettent si facilement.

L'acide hydrochlorique, dans des circonstances où on peut le moins accuser de cet effet la réaction de l'acide sur une matière organique, distille quelquefois intensément coloré en noir. Cette couleur se détruit par la rectification de l'acide. L'acide ordinaire qui brunit par sa mise en rapport avec une matière organique le fait en vertu de son mi-acide qui enlève l'hydrogène à la matière et la carbonise au degré où elle est encore soluble; l'enlèvement de l'eau d'organisation ne doit pas prendre beaucoup de part à cet effet.

L'acide hydrochlorique le plus fort contient, comme les acides correspondans d'iode et de brome, 5 rapports d'eau pour 1 rapport de gaz acide. A ce degré de concentration, il fume fortement à l'air. Cette propriété lui a fait donner le nom d'esprit de sel fumant. Le gaz acide hydrochlorique est condensable en liquide sous une pression de 40 atmosphères. La température peut être à 10° de chaleur. Le même gaz à travers duquel on fait éclater une suite d'explosions électriques se partage plus ou moins complètement en hydrogène et en chlore. L'effet est facilité par 174

d'oxygène en volume. Dans ce cas, au lieu d'hydrogène, il se sépare de l'eau.

Nous avons fait voir que lorsque par un métal très-fort on décompose le gaz acide hydrochlorique il se produit du muriate sec (du chlorure, entre autres, du beurre de zinc) et il reste en gaz de l'hydrogène pur. Ces expériences datent de 1794. Je voulais prouver contre l'opinion alors émise, que l'eau moins de l'oxygène n'était pas de l'acide muriatique. Le Mémoire a été imprimé parmi ceux de l'Institut.

L'acide hydrochlorique liquide, étant mêlé avec l'acide nitrique, rougit par de l'acide chloronitric ou chlorohyponitric, qui est formé. Lorsque les acides sont forts et réunis par rapports égaux, la couleur est rouge-brunâtre. Quand ils sont faibles, la couleur est seulement rouge-jaunâtre. Un peu de chaleur augmente la coloration. Cet acide porte le nom d'eau régale et d'acide nitromuriatique. Il n'existe pas par mélange, mais par combinaison, car il contient beaucoup plus de chlore que l'eau simple, sous le même volume, ne pourrait tenir condensé. L'acide hyponitric y est empêché, par la présence du chlore, de se partager en acide nitric et acide nitreux, et l'acide nitreux, de se partager d'abord en acide hyponitric et oxide d'azote et, ensuite, en acide nitric et acide nitreux. La moitié de l'azote est alors enlevée sous la forme d'oxide. Le mélange de 2 rapports d'acide nitric et de 1 rapport d'acide hydrochlorique attaque les combustibles les plus faibles; le chlore s'y forme du 10^e de l'oxygène

de chaque rapport d'acide nitrique. Le proportionnement inverse ou de 2 du dernier acide sur 1 du premier, dissout très-bien l'or : 2 rapports de chlore sont formés pour 1 rapport d'acide nitrique; avec 3 rapports d'acide hydrochlorique l'oxygène est épuisé jusqu'à la conversion de l'acide nitrique en oxide d'azote. Un combustible un peu fort doit aider l'effet. La combinaison du chlore avec les deux acides inférieurs du nitre est subordonnée à la présence de l'eau. On fait aussi de l'eau régale avec du nitrate de potasse et de l'acide hydrochlorique et avec du muriate de soude ou d'ammoniaque et de l'acide nitrique. Dans les deux cas, lorsque les rapports sont égaux, de l'acide hyponitrique adhérant à du chlore sature l'alcali : on n'a pas encore bien examiné ce sel. En prenant rapport double de l'un ou de l'autre acide, le second rapport occupe l'alcali, et de l'eau régale se trouve dans le liquide. Si dans l'eau régale faite avec un sel ammoniacal, muriate ou nitrate, le chlore n'était pas tenu en engagement avec l'un des sousacides du nitre, du trichlorure d'ammoniaque détonant ne manquerait pas d'être formé. Après que dans l'eau régale ordinaire un combustible a enlevé le chlore, l'acide inférieur du nitre, s'il en reste, se partage en acide nitrique et acide nitreux ou oxide d'azote. L'oxide d'azote mêlé avec 12 volume de chlore, le mélange étant mis sous la réaction de l'eau, se transforme en acide nitreux et en acide hydrochlorique. Le premier acide subit le changement de composition dont nous avons

parlé; un second et égal volume de chlore en fait de l'acide hyponitrique, et ce volume répété le compose en acide nitrique; il reste à la fin de l'eau régale à 3 rapports d'acide hydrochlorique.

L'acide hydrochlorique forme avec l'acide selenique une sorte d'eau régale capable de dissoudre l'or et le platine, et dans laquelle l'acide selenique remplace l'acide nitrique. Un des 3 rapports d'oxigène de l'acide selenique transforme en chlore l'acide hydrochlorique : c'est celui qui compose l'acide selenieux en acide selenique. Il est seul assez proportionné de calorique pour produire cet effet. Si l'on voulait avoir un seleniate, que l'énergie assez bien plus grande de l'acide selenique que de l'acide hydrochlorique ne manquerait pas de former, il faudrait mettre 2 rapports d'acide selenique sur 1 d'acide hydrochlorique, sinon le proportionnement doit être de rapports égaux. De l'acide selenieux est toujours rendu libre. Nous venons de voir que l'acide selenique ne peut former du chlore que par un seul de ses 3 rapports d'oxigène, tandis que l'acide nitrique en forme par 3 de ses 5 rapports. Cette différence provient de la promptitude avec laquelle les deux acides inférieurs de l'azote se forment en acide supérieur et en degrés plus bas de proportionnement avec l'oxigène. Je pense néanmoins qu'en l'employant à la dissolution de métaux un peu forts il pourrait en fournir 2 et peut-être 3, et alors se réduire en oxide de selène ou en selène réduit, ce que, comme on sait, ce combustible laisse faire sans beaucoup

de résistance. Dans le dernier cas l'acide selenique céderait le même nombre de rapports d'oxygène que peut le faire l'acide nitrique, savoir 3 rapports.

Lorsque l'acide radical du chlore, nous verrons bientôt aussi du fluore, rencontre à l'état naissant un suroxyde ou un acide de métal, il s'y unit en autant de rapports que le suroxyde ou l'acide contiennent de rapports d'oxygène. La cause de la combinaison est que l'acide radical, sans la rencontre de ces corps, ne pourrait être détaché de sa base et qu'ainsi l'engagement qu'il contracte est d'obligation. Les hauts proportionnemens des métaux avec l'oxygène sont seuls dans le cas de pouvoir former ces composés; ils doivent être au degré de suroxyde ou le dépasser. On peut dire que ce sont des métaux réduits unis à 2, $2 \frac{1}{2}$ ou 3 rapports de chlore ou de fluore, mais, d'après la manière dont les combinaisons sont formées, cette proposition serait difficile à soutenir. Comme ces composés ne sont pas des sels mais de doubles acides dont l'un a une substance métallique pour radical, nous avons cru que c'était ici le lieu d'en parler.

La combinaison du chlore avec les métaux pour avoir ces composés se fait, ou par voie directe et entre le chlore et le métal, ou par voie indirecte et entre le suroxyde ou l'acide du métal et l'acide radical du chlore. La première méthode réussit pour les métaux qui se proportionnent avec l'oxygène jusqu'à 2 ou $2 \frac{1}{2}$ rapports, la seconde peut seule valoir pour ceux qui se pro-

portionnent avec le même principe jusqu'à 3 rapports. De l'antimoine légèrement chauffé sur lequel on pousse du chlore, brûle avec lui. Il se volatilise un liquide incolore et qui fume fortement à l'air : c'est de l'acide chlorico-antimonique dans lequel le chlore remplace l'oxygène pour former l'acide antimonique. Avec peu d'eau (la quantité n'a pas été déterminée) il cristallise; avec plus d'eau il se partage en hydrate d'acide antimonique et acide hydrochlorique. Le tungstène ou son sulfure, éprouvant la même réaction du chlore, forme une vapeur rouge, plus foncée que celle de la vapeur nitreuse et qui se condense en cristaux d'un rouge foncé. La vapeur obtenue du sulfure est d'un rouge plus saturé que celle fournie par le métal. L'eau partage le double acide en suroxyde brun-pourpre et en acide hydrochlorique. Le chlore circulant sur de l'oxyde de tungstène brûle avec lui. Il s'élève une vapeur jaunâtre qui se concrète en cristaux de la même couleur. Il reste de l'acide tungstique formé par le chlore qui a abandonné son oxygène pour s'unir à l'oxyde ou par l'oxygène auquel le chlore s'est substitué près du métal. L'eau résout les cristaux en acide tungstique et acide hydrochlorique. Ils forment donc de l'acide chloricotungstique. Le chlore forme avec le molybdène des composés analogues et qui sont obtenus par les mêmes moyens. Le premier est en cristaux qu'à leur couleur et leur éclat on prendrait pour de l'iode. Ils attirent l'humidité de l'air et se partagent en suroxyde de molybdène

et acide hydrochlorique. Le second est en cristaux blancs. On le sépare par la sublimation du composé ci-dessus. Il reste de l'oxide de molybdène. On prétend que l'eau le partage en 3 rapports d'acide hydrochlorique et 1 rapport d'acide molybdique, qui alors devrait renfermer 3 rapports d'oxigène.

Le manganèse dont on fait rencontrer l'acide sortant de combinaison avec l'acide radical naisant du chlore forme avec cet acide une vapeur cuivreuse verdâtre et qui, au contact de l'air humide, rougit. C'est du chlore qui près du métal remplace l'oxigène ou, et beaucoup plus raisonnablement, de l'acide radical de ce comburent qui, dans le rapport du chlore, se proportionne avec l'oxigène de l'acide manganésique. A un froid de 15—20' cette vapeur se condense en un liquide brun-verdâtre. Dans un vase dont les parois sont humectées d'eau elle se partage en acide manganésique qui s'applique sur le vase et en acide hydrochlorique qui se gazéifie. Par plus d'eau les deux acides sont dissous et doivent être séparés par de l'oxide d'argent encore humide de sa formation, lequel enlève l'acide hydrochlorique et se forme en chlorure insoluble. Pour obtenir cette combinaison on mêle du cameleon minéral sec avec de l'acide sulfurique et on ajoute du muriate desséché de soude. On distille à un feu de lampe. Le chrome fournit un composé pareil. La vapeur de celui-ci, étant introduite dans des vases humectés d'eau, dépose des cristaux d'acide chromique anhydre, lesquels sont rouges

et volumineux. L'acide hydrochlorique, qui les a abandonnés, se gazéifie. On obtient cet acide double en décomposant par de l'acide sulfurique la fonte du chlorure de sodion avec le chromate de potasse, qu'on a concassée en gros morceaux. On distille à un feu très-menagé. Il passe un liquide rouge-de-sang et dont la vapeur subit par l'eau la décomposition dont il a été ci-dessus parlé. Le titane et le tantale forment avec le chlore des combinaisons analogues, mais qui ont été moins bien étudiées. D'autres métaux ne peuvent manquer d'en former également.

Le chlore ne peut par aucun moyen direct être combiné avec le carbone sec. Avec ce combustible humide il s'hydrogène en acide hydrochlorique pendant que le carbone s'oxigène en acide carbonique : 4 volumes du premier acide sont produits sur 1 du second. On a de là tiré la conclusion que, puisque le chlore ne pouvait céder de l'oxigène à un combustible aussi avide de ce principe que le carbone, il ne devait pas en contenir; mais il en cède dès que l'eau est présente pour recevoir son acide radical, que nous avons dit ne pas jouir de l'existence incombinaisonnée. C'est une condition sans laquelle un comburent ne peut se dessaisir de son oxigène, ni un hydracide de comburent, se dessaisir de son eau. Cela non obstant, le chlore est dit s'unir au carbone, par voie indirecte, dans les trois rapports de son premier acide, de son oxide et de son oxidule, degré d'oxidation que le carbone est connu ne pas avoir. On se procure la com-

binaison la plus largement proportionnée de chlore en réagissant, sous l'influence de la lumière solaire, par du chlore sur le composé de ce comburent et de carbone hydrogené. On applique du chlore jusqu'à ce que le composé refuse d'en prendre; de l'acide hydrochlorique est formé. On lave et on dissout dans l'éther. La solution soumise à l'évaporation spontanée dépose des cristaux transparens, incolores, qui à 160° de chaleur se liquéfient et à 20° de plus entrent en ébullition. Il cristallise aussi par sublimation. On pense que 2 de chlore enlèvent 2 d'hydrogène et que 3 de chlore restent avec 1 de carbone; le produit répondrait, d'après cela, à l'acide oxalique et serait de l'acide trichlorico-carboneux. La vapeur de ce composé, en traversant un tube de porcelaine rougi au feu, et dans lequel sont répandus de petits fragmens de porcelaine à l'effet de multiplier les points de contact, laisse échapper un de ses trois rapports de chlore et devient proportionnel à de l'oxide de carbone. Celui-ci est liquide, incolore et transparent. Il bout à 71—77° de chaleur, et, à 18° de froid, il n'est pas encore concret. Le chlore en présence de la lumière directe régénère sur celui-ci le composé précédent. Un troisième composé, lequel n'a pu être produit une seconde fois et qui est concret, blanc, aisement fusible et volatil, doit contenir rapports égaux de chlore et de carbone et ainsi répondre à ce que serait de l'oxidule de carbone si cet oxidule pouvait exister. L'ensemble des propriétés de ces combinaisons rend difficile de

ne pas y soupçonner la présence de plus ou moins d'hydrogène et, d'abord, leur odeur et leur saveur, le gras de leur toucher, leur presque identité avec le composé de chlore et de carbone hydrogéné duquel ils tirent primitivement leur origine, puis l'absence de tout caractère acide dans le composé qui répond à l'acide chlorico-carboneux, la non-resolution de celui-ci en acide carboné ou en ses constituans, l'acide carbonique et l'oxide de carbone, et en acide hydrochlorique par l'eau ; la non-conversion de celui-ci en carbonate ou en souscarbonate et oxide de carbone et chlorure de calcion par sa combinaison avec la chaux, la non-conversion du second composé en acide hydrochlorique par l'eau et en chlorure par la chaux, de l'oxide de carbone étant rendu libre par les deux, sont autant de motifs de croire que le chlore n'y est pas immédiatement combiné avec le carbone.

Le chlore se combine avec le carbone hydrogéné. Volumes égaux des deux donnent naissance à une matière oléagineuse qui a été nommée huile des chimistes hollandais. Le chlore ne peut se retirer avec la moitié de l'hydrogène de l'hydrogène carboné à cause de l'inconstituabilité hors de combinaison du corps que sa retraite laisserait pour résidu. Ce corps serait de l'hydrogène carboné simple, composé de rapports égaux de carbone et d'hydrogène, lequel, comme l'oxidule de carbone, ne peut être conçu existant que par la pensée. Il ne serait néanmoins pas impossible que le composé consistât en du pareil hydrogène car-

sont simple, mais qui serait assuré dans son existence par rapport égal d'acide hydrochlorique. Si 2 d'hydrogène pouvaient s'unir à 1 de chlore, comme 2 de chlore peuvent s'unir à 1 d'hydrogène, la totalité de l'hydrogène pourrait, avec le secours de la chaleur, être enlevée au carbone, et celui-ci rester inengagé. Le carbone-hydrogène-chlore est jaunâtre, a une saveur douce et répand une odeur étherée. Il reste liquide jusqu'à 67° de chaleur. A cette température, il bout et se vaporise. L'expansion proportionnelle de sa vapeur est 4 et se compose de 4 volumes de chlore et 4 volumes de carbone hydrogéné, contractés de la moitié. La pesanteur spécifique de sa vapeur est 48. L'huile des chimistes hollandais diffère du composé qui porte le nom d'éther pesant par 1 d'hydrogène de moins, que, dans la formation de cet éther, un second rapport de chlore enlève; il consiste ainsi en rapports égaux de chlore, de carbone et d'hydrogène. On l'obtient en saturant de chlore de la potasse caustique sèche dissoute dans de l'alcool absolu. La moitié du chlore enlève la moitié de l'hydrogène au carbone hydrogéné qui avec l'eau constitue l'alcool; l'acide en résultant se combine avec la potasse: l'autre moitié du chlore prend en combinaison obligée le carbone hydrogéné soustrait dans la moitié de son hydrogène; on distille et on précipite par de l'eau. Outre par la méthode qui est dite, on peut obtenir l'huile des chimistes hollandais en faisant passer le carbone hydrogéné sur les acides chlo-

rico-métalliques dont nous avons précédemment parlé, lesquels cèdent sans résistance la portion de chlore qui les acidifie.

Si dans le composé qu'on nomme éther muriatique l'acide hydrochlorique pouvait être censé s'unir au carbone hydrogené de l'alcool plutôt que l'acide radical de cet acide, à l'alcool soustrait dans la moitié de son eau, ce serait ici le lieu d'en parler; mais, comme dans cette combinaison le carbone hydrogené continue de proportionner par 2 rapports pour 1, il doit nécessairement rester engagé avec de l'eau, et ce doit être l'acide hydrochlorique qui, en échange de son eau, prend de l'alcool réduit à un seul rapport de ce liquide. Le passage du gaz éther-muriatique par un tube de porcelaine chauffé au rouge-brun, résout cet éther en volumes égaux d'acide hydrochlorique et de carbone hydrogené. L'eau de l'alcool passe à l'acide radical du chlore et le carbone hydrogené devient libre. Cette analyse répond à rapport double du dernier sur rapport simple du premier. Nous parlerons à l'article des corps organiques d'un composé où le même acide hydrochlorique échange son eau contre des huiles essentielles depourvues d'eau et forme la matière concrète, blanche et cristalline qui porte le nom de camphre artificiel.

Le chlore qui se refuse à sa combinaison avec le carbone réduit se combine d'autant plus aisément avec l'oxide de ce combustible. Volumes égaux de chlore et de cet oxide, étant exposés à la lumière directe du soleil, s'unissent et se

contractent dans la moitié de leur volume. C'est de l'acide bi-chlorico-carbonique qui est formé; 4 volumes d'acide radical du chlore y sont tenus en condensation par 8 volumes d'acide carbonique. Ce gaz est très-avide d'eau; 2 rapports de ce liquide le décomposent. L'eau reprend l'acide radical du chlore et rend libre l'acide du carbone, ou, si l'on préfère, transmet son hydrogène au chlore et son oxygène à l'oxide de carbone. On recueille 24 volume de gaz, dont 16 sont de l'acide hydrochlorique et 8, de l'acide carbonique. Huit volumes ou 2 rapports de chlore représentent près du même nombre de volumes ou 1 rapport d'oxide de carbone, 4 volumes ou 2 rapports d'oxygène, pour la formation de l'acide carbonique et pour l'élévation jusqu'à 16 du nombre des volumes de l'oxygène ou jusqu'à 4, du nombre des rapports de ce principe. Le chlore, tout en acidifiant l'oxide de carbone, est lui-même acidifié par cet oxide. On a vu par ce qui précède que l'hydrogène est un combustible acidifiant pour les trois comburens relatifs et pour trois parmi les combustibles relatifs. On a aussi vu que les comburens relatifs acidifient les combustibles relatifs. Ici, cette acidification est opérée par l'oxide d'un combustible relatif. L'acidité est développée préalablement à ce qu'on pourrait nommer l'hydroacidification du chlore par l'hydrogène de l'eau et l'oxidification de l'oxide de carbone par l'oxygene du même liquide, car le gaz se salifie avec l'ammoniaque et autres oxides, dans le rapport des 3 acides qu'il renferme. Toute-

fois en avouant cette acidification réciproque de l'oxide de carbone par le chlore et du chlore par l'oxide de carbone, en place de soutenir que l'oxigène du chlore acidifie l'oxide de carbone et que la perte de l'oxigène met la qualité acide de son acide radical à nu, on multiplie les moyens d'acidification à l'infini. Dans cet acide double, 1 rapport d'acide carbonique tient près des 2 rapports de l'acide radical du chlore lieu de 2 rapports d'oxigène, de 2 rapports d'eau, de 2 rapports d'un oxide, d'un sel etc. L'inflammation du mélange de ce gaz avec volume égal d'hydrogène et demi-volume d'oxigène produit sur lui le même effet que l'eau. Les 20 volumes du mélange montent à 24 volumes. L'oxigène peut se joindre à l'oxide de carbone et l'hydrogène au chlore, comme aussi, l'eau peut reprendre l'acide radical du chlore et rendre libre l'acide du carbone. L'hydrogène et l'oxigène seuls ne produisent aucun effet. L'affinité du radical acide du chlore pour l'eau que l'hydrogène formerait avec la moitié de l'oxigène de l'acide carbonique est insuffisante pour ramener cet acide à l'état d'oxide, et celle du même radical acide pour l'oxigène avec lequel il régénérerait du chlore, l'est également pour déterminer la séparation de l'acide carbonique. Il faut, ou de l'eau, ou des métaux réduits pour produire cet effet. L'expansion proportionnelle, comme la constitution chimique, de ce gaz est parfaitement contrôlée par l'ammoniaque dont volume quadruple le forme en sous-carbonato-bi-muriate. Dans ce proportionnement,

32 volumes de gaz ammoniacal saturerent en neutre 4 volumes d'acide radical du chlore et, en sous-carbonate, 8 volumes d'acide carbonique. Cela fait voir que le gaz sature par une capacité de 3 rapports d'acide dont 2 sont développés par l'oxide de carbone sur le chlore et 1, par le chlore sur cet oxide. L'acide carbonique est saturé en soussel. Cela peut dépendre de ce que, 2 rapports de muriate d'ammoniaque sans eau se trouvant dans le sel, il n'est pas trop de 2 rapports d'ammoniaque unis à 1 rapport d'acide carbonique, pour leur tenir lieu d'eau; mais cela dépend aussi, et bien principalement, de ce que du carbonate d'ammoniaque neutre ne peut exister sans eau et doit, à défaut de ce liquide, prendre un second rapport d'alcali. Il en résulte de plus qu'un autre sel ammoniacal sans eau, même en rapport double, ne peut lui tenir lieu de ce liquide. Cela prouve, en tout cas, que dans ce sel la garantie d'existence n'est pas reciproque ou exercée des deux muriates sans eau au carbonate neutre, puisque ce carbonate doit pour se maintenir existant prendre un second rapport d'alcali. Le bi-muriato-souscarbonate d'ammoniaque est un sel volatil et qui peut être sublimé; il est deliquescent et par 3 rapports d'eau il est partagé en 2 rapports d'hydrochlorate d'ammoniaque et 1 rapport de carbonate du même alcali; la moitié, ou 1 rapport, de l'ammoniaque se retire. On peut séparer les deux sels par la sublimation. La moitié de l'eau du carbonate d'ammoniaque et avec elle le quart de

l'acide carbonique abandonne alors le sel et du carbonato-souscarbonate mi-hydraté se sublime. Lorsqu'avant que le sel ait pu attirer de l'eau on lui enlève par 4 rapports d'acide sulfurique concentré ses 4 rapports d'ammoniaque, 4 rapports de sulfate de cet alcali sont produits et le gaz est régénéré. Il n'y a pas un atôme d'eau en excès à la constitution du sulfate, ni, par conséquent, un qui soit disponible pour la dislocation de la plus petite partie du sel. Un rapport de gaz ammoniacal forme exactement avec 1 rapport d'acide sulfurique concentré 1 de sulfate d'ammoniaque hydraté par rapport égal d'eau et sans qu'un atôme de ce liquide soit rendu libre. Le gaz acide hydrochlorique ne chasse pas l'acide carbonique de ce sel et n'enlève non plus au souscarbonate d'ammoniaque la moitié de son alcali, à cause que du muriate avec eau (hydrochlorate) ne peut tenir lieu d'eau à du muriate sans eau; il régénère aussi le double acide, peut-être échange-t-il son eau contre le souscarbonate d'ammoniaque. Le contrôle par l'ammoniaque confirme donc pleinement que l'expansion proportionnelle du gaz est 8, ces 8 étant composés de 8 volumes de gaz acide carbonique tenant en condensation 4 volumes d'acide radical du chlore, lequel chlore, en perdant son oxigène, a perdu la moitié de son volume et s'est réduit au volume de l'oxigène dont il contient le représentant. Le gaz, en ne le considerant pas comme un double acide, serait du carbone combiné avec de l'oxide de chlore. Sa pesanteur spécifique est $49 \frac{1}{2}$ ou

la moitié de son poids absolu, qui est 99. Cette estimation controle encore une fois, et son expansion, et sa composition.

Le chlore se combine avec le bore; un double acide gazeux est produit. Comme l'eau partage ce gaz en acide hydrochlorique et acide boracique, il faut qu'il s'y trouve le même nombre de rapports de chlore que dans l'acide boracique il se trouve de rapports d'oxygène. L'expansion proportionnelle de ce gaz n'est pas déterminée. Il ne pourrait être moindre de 3, et il n'y a point de rapport mesuré qui excède 3. Sa saturation par le gaz ammoniacal ne le controle pas, car 1 1/2 volume de ce gaz le condense en double sel. S'il contenait 6 rapports de chlore sur 1 de bore, il faudrait 7 fois son volume de gaz ammoniacal pour faire avec l'acide boracique du borate sec et avec l'acide radical du chlore, du muriate sec. S'il consistait, ce qui est impossible, en rapports égaux des deux acides, 1 1/2 volume de gaz ammoniacal formerait du surborate et du muriate sec.

Le chlore et le phosphore se combinent en 3 rapports si pas en plus de rapports. La combinaison du chlore gazeux avec le phosphore se fait sous développement d'une lumière blanche. Le produit de la combustion est de l'acide chlorico-bi-et-hemi-phosphorique. C'est un corps blanc, cristallin et qui se dépose sur la parois du vase où il est formé. Il est volatil à 100°, et peut, sous une certaine pression de l'air, se fondre sans se volatiliser, car il n'est pas tout-à-fait nécessaire

à cet effet de la chaleur à laquelle il se vaporise. Sa fonte refroidie est pellucide et cristalline. L'eau le partage en 2 $\frac{1}{2}$ rapports d'acide hydrochlorique et 1 rapport d'acide phosphorique, ce qui renseigne parfaitement sa composition. On l'obtient ordinairement en saturant de chlore l'acide sesqui-chlorico-phosphoreux. Cet acide sesqui-chlorico-phosphoreux est lui-même obtenu en faisant réagir du phosphore sur du mercure doux : 1 $\frac{1}{2}$ rapport de celui-ci est décomposé par 1 de phosphore. Le mercure sort de combinaison ; on rectifie. Il passe alors une liqueur limpide, incolore et qui bout à 78° de chaleur. Le premier de ces composés forme avec 2 $\frac{1}{2}$ rapports d'ammoniaque gazeuse de l'acido-phosphorico-sesqui-muriate d'ammoniaque, et, avec 3 $\frac{1}{2}$ rapports du même gaz, du phosphato-sesqui-muriate. Ces deux corps et surtout le dernier, sur lesquels peu de corps réagissent, ont été regardés comme ayant fait un retour vers l'état de matière inerte. Ce sont simplement deux sels ammoniacaux secs qui se tiennent mutuellement lieu d'eau. Le même gaz ammoniacal partage le second acide double en le premier et en phosphore et le sature comme il le fait pour le premier. L'oxygène régénère sur les deux acides doubles, du chlore et laisse de l'acide phosphorique ; l'hydrogène forme également avec les deux de l'acide hydrochlorique et laisse du phosphore. Une chaleur rouge doit venir au secours de l'action.

Avec le cyane, le chlore forme un composé qui jusqu'à 12° de froid est gazeux ; audessous de

12°, il est liquide, et à 15°, il est cristallisé. A 20° de chaleur, mais sous une pression de 4 atmosphères, il est également liquide. Cette pression équivaut donc ici à 32° de chaleur de moins. Il est condensé par le 100^c de son volume d'alcool et par le 25^c de son volume d'eau. Il n'est pas décomposé par l'eau, du moins son acide cyaneux ne l'est pas. L'expansion proportionnelle de son gaz est 4 et se compose de 4 volumes de cyane et 4 volumes de chlore condensés de la moitié. Sa composition, d'après cela, répond à de l'acide chlorico-cyaneux. La potasse liquide le partage en sels de ces acides; l'acide hydrochlorique sépare d'avec la partie cyanite de ce sel rapports égaux d'acide carbonique et d'ammoniaque, qui sont les composés dans lesquels l'acide cyaneux sortant de sa combinaison avec un oxide, non de sa combinaison avec un acide de comburent, se resout au contact de l'eau. On se procure le cyanochlore en décomposant, dans un lieu obscur, de l'hydrocyanate de mercure par du chlore : 1 rapport de ce comburent passe au métal et 1 au cyane; de l'eau est mise en liberté. Aussi, en réunissant 1 rapport d'acide hydrocyanique exempt d'eau et 2 rapports de chlore. On fixe par l'eau l'acide hydrochlorique qui est formé. Un rapport de ce composé, soutenu dans sa réaction sur 4 rapports d'eau par un peu de chaleur, se transforme en 1 rapport d'acide carbonique et 1 rapport d'hydrochlorate d'ammoniaque : 3 des 4 rapports de l'hydrogène de l'eau se combinent avec l'azote pour former de l'ammo-

niaque et 1 rapport avec le chlore, pour donner naissance à l'acide hydrochlorique, d'où l'hydrochlorate; les 4 rapports d'oxygène se joignent au carbone pour former de l'acide carbonique. Si la combinaison d'après la première formule était faite en présence du soleil, ce serait un liquide oléagineux au lieu d'un gaz qu'on obtiendrait. Ce liquide, qui est insoluble dans l'eau, est présumé contenir plus de chlore que le précédent. Un second proportionnement entre le chlore et le cyane est obtenu lorsque de l'acide hydrocyanique entouré de chlore, est soumis à la réaction des rayons solaires. De l'acide hydrochlorique est formé. Le cyano-bi-chlore qu'on recueille est cristallisé. Les cristaux se fondent à 140° de chaleur; à 190°, ils entrent en ébullition et se volatilisent. Il peut être sublimé. Il est soluble dans l'alcool et précipitable de cette solution par l'eau. Sa composition répond à de l'acide bi-chlorico-cyanique, 2 de chlore et 1 de cyane. En soumettant ce composé à une longue ébullition dans l'eau, il se partage en 2 rapports d'acide hydrochlorique et 1 rapport d'acide cyanique, celui-ci composé de 2 d'oxygène et de 1 de cyane. Ce serait peut-être le moyen de se procurer les acides cyaneux et cyanique en état d'isolement que de les faire sortir de leur combinaison avec un combustible relatif où, existant en qualité de combustible et en sortant en cette qualité, il sont garantis de toute cause de résolution en d'autres natures de composés; ces natures de composés sont, pour l'acide cyaneux, l'aminonitrique et l'a-

cide carbonique et, pour l'acide cyanique, l'oxide de carbone et l'azote. Pour celui-ci le changement est direct, pour l'autre, il s'opère par les constituans de l'eau.

Le chlore se combine avec l'arsenic et forme avec lui au moins trois combinaisons distinctes et dont la nature n'a pas encore été exactement définie. On prétend que lorsque l'arsenic brûle dans le chlore gazeux le produit diffère selon qu'on procède avec excès de l'un ou de l'autre ingrédient. C'est Richter qui rapporte ce fait. L'arsenic ou son sesquioxidule, étant distillé avec rapport double de second chlorure de mercure, donne un liquide homogène, épais, brunâtre, extrêmement fumant à l'air et qui, en vase clos, bout à 132° de chaleur. On peut, en procédant avec lenteur, ajouter à ce liquide assez d'eau pour le partager en une couche inférieure, qui ne paraît pas avoir subi de changement, et en une supérieure, qui a beaucoup blanchi et a perdu en pesanteur. Il reste du mercure doux ou de l'oxido-chlorure noir pour residu. Tente-t-on de transferer la totalité du chlore sur l'arsenic réduit et de manière à recueillir du mercure coulant, et proportionne-t-on en conséquence, on recueille un liquide plus brun que le précédent, plus épais et qui paraît être une combinaison entre de l'arsenochlore répondant à l'oxidule inconstituable et de l'arsenochlore répondant au sesquioxidule connu. Celui-ci résulte de la décomposition du mercure doux, l'autre, de l'abaissement du sublimé corrosif jusqu'à l'état

de mercure doux. Une lumière diffuse un peu vive aidée de la chaleur qu'ajoute le temps, fait sur ce liquide sortir de combinaison de l'arsenic réduit qui pour une quantité de 4-5 onces vient surnager à l'épaisseur de plus de 2 lignes. Cependant, rapport double d'arsenic avec rapport simple de sublimé corrosif ne donne pas ce produit, mais du liquide qui répond au sesquioxidule : tout le chlore passe à l'arsenic et en place de mercure doux il reste de l'arseniure de mercure ; une affinité double est mise en action. On prend aussi du sesquioxidule d'arsenic, du sel marin décrépité et du sulfate de fer calciné jusqu'à rougeur ; on a une couche double de liquide, qui provient de l'eau que le sulfate renferme. Le même sesquioxidule et du sel décrépité donne la couche double tant avec le sursulfate de potasse calciné jusqu'au point de donner de la vapeur amiantiforme qu'avec cette même vapeur venue d'acide sulfurique fumant ; les mêmes matériaux la donnent incontestablement avec l'acide sulfurique ordinaire. On ne peut pas assez renforcer la dose du sesquioxidule pour que la seconde couche reste en défaut de se montrer. La seconde couche est, sans doute, plus souvent formée de gaz acide hydrochlorique retenu par l'arseno-sesqui-chlore, que d'eau. Fait-on un mélange de sesquioxidule, de sel marin, de suroxyde de manganèse et d'acide sulfurique, les trois derniers dans le rapport qui donne le chlore, les produits ne sont pas différens. La couche double

ordinaire est obtenue ; on ne sait toutefois pas ce que , dans cette circonstance , le chlore devient , car on ne le retrouve pas parmi les produits et , d'ailleurs , sans son acide radical l'arséno - sesqui - chlore ne pourrait être formé. Je suppose que le suroxigène du suroxyde de manganèse , en place de former du chlore , acidifie une portion du sesquioxidule d'arsenic et que la combinaison de l'acide arsénique en résultant avec l'oxyde desuroxidé de manganèse se trouve dans le residu. Avec de l'arsenic réduit au lieu de sesquioxidule la combinaison se ferait tout naturellement entre ce combustible et le chlore. Le chlorure anhydre de calcium n'enlève pas l'eau à la couche qui est réputée en contenir. S'il y avait des degrés intermédiaires de proportionnement , soit avec de l'eau , soit avec du gaz acide hydrochlorique , les couches devraient se réunir en un liquide homogène.

Un arsenochlore simple et dans le rapport de l'oxydule ignoré d'arsenic est obtenu lorsqu'on transfère sur de l'arsenic la totalité du chlore que contient le premier chlorure de mercure. On doit mettre de celui-ci de quoi fournir du chlore à l'arsenic et du chlorure indecomposé , à l'arsenochlore , qui , faute de ce fixant , ne pourrait rester composé , ni , par conséquent , se former ; les deux se combinent et se subliment ensemble. On doit mettre en arsenic , outre de quoi saturer le chlore , de quoi reprendre le mercure ; donc , rapports égaux , qui ne donnent qu'un demi-rapport de produit. Le sublimé est brun-

foncé et inattaquable par l'eau. L'insolubilité du mercure doux le garantit d'être décomposé par ce liquide. On ne connaît pas les rapports, et la formule n'indique même pas de proportionnement à suivre. Avec l'assistance de la potasse caustique, qui réagit à la fois sur le sesquioxide d'arsénic à former et sur l'acide radical du chlore, l'oxidule s'élève au degré de sesquioxide et fait sortir de combinaison le quart de son combustible : du mercure est en même temps réduit par suite de l'oxidule qui devient oxide. L'arsenic s'unit à ce métal et forme de l'arséniure; ce composé répond au realgar. Un arséno-bi-chlore, qui peut-être a déjà été obtenu, en s'abaissant à l'état d'arséno-sesqui-chlore, laisserait échapper du chlore, comme l'arséno-chlore, en s'élevant à l'état du même composé, lache prise à de l'arsenic réduit. En soumettant à la distillation 1 partie de sulfure d'arsenic (on n'indique pas lequel) avec 2 ou 3 parties de sublimé corrosif, on obtient le produit habituel, et on a pour résidu, du sulfate de mercure; on se serait attendu à avoir du sulfure de mercure et du chlorure de soufre. Comme il n'y a que le chlore qui aurait pu fournir de l'oxygène pour oxider le mercure et acidifier le soufre, si le résultat, qui est rapporté par Meissner, de Vienne, est exact, il faut que de l'acide muriatique radical se soit surcombiné à l'arséno-chlore et ait pu par ce composé s'assurer dans son existence de pareil acide. L'arséno-sesqui-chlore portait autrefois le nom de *beurre*

d'arsenic, et quand on a obtenu son partage en deux couches, la couche superieure a reçu le nom d'huile d'arsenic.

Le chlore forme avec le tellure un composé blanc, fusible et que l'eau partage en telluro-chlore avec excès d'acide hydrochlorique, lequel reste dissous, et en telluro-chlore avec excès d'oxide de tellure, lequel se dépose, mais que plus d'eau dissout également. D'après une détermination postérieure, le chlore, s'unissant à du tellure modérément chauffé et le saturant de sa substance, forme une matière blanche cristalline. Cette matière, à une faible chaleur, se fond en un liquide légèrement brunâtre et qui, en se reconcretant, redevient blanc. A une température un peu élevée, elle se volatilise, et peut être sublimée. Sans fumer à l'air, elle attire l'humidité de ce fluide. L'eau la partage en acide hydrochlorique et oxide de tellure; c'est du telluro-chlore et consiste en rapports égaux de ses constituans. Le telluro-chlore peut prendre un rapport de tellure de plus et former du bi-telluro-chlore. C'est à chaud un liquide noirâtre qui, par le refroidissement, se concrète en un solide noir. La vapeur de cette substance est pourpre et a quelque chose d'analogue à la vapeur de l'iode. Il est plus volatil que le telluro-chlore. L'eau le partage en rapports égaux d'oxide de tellure, de tellure réduit et d'acide hydrochlorique. On l'obtient en poussant du chlore sur du tellure fortement chauffé; le liquide noirâtre distille et bientôt après se fige.

Le chlore ne contracte avec le soufre qu'une seule combinaison qui soit en des rapports définis; c'est un liquide brun jaunâtre quand il ne contient pas d'excès de soufre et rouge purpurin, quand il en contient un. Il est avec excès de soufre quand il sort de préparation, quelque soit la quantité de chlore qu'on ait tenté de lui incorporer. La surcharge en soufre est favorisée par la moindre hausse de température et peut, par une forte chaleur, aller jusqu'à avoir un liquide épais à chaud et qui en refroidissant se concrète dans toute sa masse. Cette masse est composée de cristaux de différente couleur et de différente grosseur; elle consiste en du bas chlorosoufre. Des sursaturations moindres et dont le composé reste liquide, déposent en refroidissant des cristaux gros et demi-opaques ou petits et transparents, les premiers, couleur d'or, les seconds, incolores. Cette déposition de cristaux, quelque soit le froid qui la provoque, ne débarrasse pas entièrement le liquide de son excès en soufre. Ce n'est que par la distillation qu'on peut parvenir à ce but. Ces cristaux aussi contiennent du chlore, si pas plus exactement, du sulfochlore, et en dégagent, pendant plusieurs jours de suite, avec une force telle qu'il est impossible de s'en approcher. Cette vaporisation si active est interrompue par une feuille de papier dont on couvre les cristaux, ce qui prouve que l'air prend sa part à la formation de la vapeur et que l'eau de ce fluide en détermine la décomposition. Je suis même porté à croire que ce n'est qu'en se décomposant que le

sulfochlore devient odorant. L'odeur du gaz qui émane des cristaux participe à la fois de l'odeur des plantes marines et de celle du sucre en combustion. Les cristaux qui à froid ont cessé de donner de la vapeur en donnent de nouveau à chaud, après quoi, et après avoir été tenus quelque temps en fusion, ils en contiennent encore assez pour colorer intensément en pourpre noirâtre l'iode de potassium avec lequel on les broie. Leur fonte se fait à une chaleur supportable à la main et offre une grosse larme de liquide transparent et brun, laquelle ne change pas d'aspect en refroidissant. Le sulfochlore concret est formé dans toutes les occasions où du sulfochlore liquide se trouve en rapport avec du soufre. Il ne faut pour cela que de légères variations dans la température, et l'on dirait que le composé liquide dépose du bas chlorosoufre pour prendre à sa place du soufre exempt de chlore. Cette tendance à se concréter avec un excès de soufre est si grande dans le sulfochlore liquide que sans hausse artificielle de la température 10 onces de ce composé ont pu être épuisées dans leur partie liquide par des soustractions successives, avec substitution de soufre, des cristaux formés. Chaque reconcrétion de soufre formé en bas chlorosoufre avait emmené avec elle une portion de sulfochlore. Cependant, l'engagement qui se contracte n'existe pas en vertu de liens chimiques, car il suffit de moyens mécaniques pour le faire cesser. Je n'ai pas trouvé que les cristaux fussent volatils. Dans ces cris-

taux le soufre est différemment surproportionné de chlore et, dans le liquide, le chlore est différemment surproportionné de soufre. Le juste proportionnement est celui où 1 rapport de chlore est engagé avec 2 rapports de soufre; ce composé est par du chlore ce que serait le sousoxide de soufre par de l'oxygène : c'est du bi-sulfo-chlore. Son caractère est de pouvoir être distillé sans se décomposer et sans rien déposer. L'excès de soufre, lorsque le liquide contient cet excès, reste dans la cornue et forme une fonte pareille aux larmes des cristaux fondus. Cette fonte aussi renferme encore du chlore. La chaleur doit être d'autant plus forte que le liquide distillable est chargé d'un plus grand excès de soufre; elle peut devoir être poussée jusqu'au sous-rouge, et un liquide qui, en refroidissant, se concrète dans la moitié de sa masse, peut bouillir sans que la moindre portion de liquide vaporisable passe à la distillation. Le liquide distillé bout à 93' de chaleur. Quand on laisse celui-ci se vaporiser à l'air il reste un dépôt de bas chloro-soufre, comme si du chlore avec moins de soufre se retirait et du soufre avec moins de chlore restait. Une décomposition partielle par l'eau de l'air influera sans doute sur cet effet. Cependant, l'eau précipite d'avec le composé, du soufre sans chlore. Cette eau le partage en acide hydrochlorique et acide bi-hyposulfureux, lequel, n'ayant point d'existence incombinaisonnée, se résout en 1¼ d'acide sulfureux et 3¼ de soufre régénéré. Le liquide davantage surcombiné de soufre, mais sans ces-

ser d'être liquide, est décomposé par l'eau en acide hydrochlorique et acide tri-ou-quadri-hyposulfureux, lequel ne se partage plus en ses constituans. On obtient le bi-sulfochlore, ou ce que, d'après le nom de son inventeur, on appelle liqueur de Thomson, en plaçant dans une éprouvette des morceaux de soufre en bâton et en y faisant arriver par un tube qui s'ouvre près du fond, du chlore gazeux jusqu'à ce que tout le soufre soit dissous. On distille. On pourrait saturer le chlore de soufre au lieu de saturer le soufre de chlore; on aurait alors une moindre sursaturation par du soufre, mais il n'en faudrait pas moins distiller. Si, comme cela arrive fréquemment, on avait à la main des cristaux de bas chloro-soufre, on pourrait avec avantage les utiliser à la même préparation. On n'obtient point le même composé en distillant du soufre avec du sublimé corrosif et pas plus en proportionnant pour avoir du mercure doux que pour avoir du mercure réduit (16 de soufre et 136 ou 68 de sublimé corrosif.). Il se sublime de très-longues aiguilles mitransparentes et ayant uniformément une couleur de soufre-pâle. Ces cristaux n'ont pas changé depuis 13 ans qu'ils sont faits.

Le bi-sulfo-chlore ne se combine point avec le gaz ammoniacal; le tiers d'un rapport d'alcali se décompose et l'acide hydrochlorique qui en résulte se combine avec d'autre ammoniaque. Il faut que le chlore soit peu condensé par le soufre, et cela même par deux rapports, pour pouvoir avec l'hydrogène de l'ammoniaque se former en

acide. On trouve le vase rempli d'hydrochlorate d'ammoniaque impregné d'hyposulfite du même alcali et aussi de soufre libre. Mon objet était de voir si l'acide bi-hyposulfureux pourrait au muriate d'ammoniaque tenir lieu d'eau.

Le chlore interposé de vapeur d'eau se combine avec le carbono-quadri-soufre. Il en résulte une matière cristalline blanche qui se fond aisément et cristallise en se refroidissant. Elle est volatile et peut être sublimée. Elle se dissout dans l'alcool et se laisse précipiter de cette solution par l'eau. Elle est formée de 2 rapports de chlore, 2 d'oxygène, 1 de soufre et $1\frac{1}{2}$ de carbone. En transférant l'oxygène venu de l'eau ou si l'on veut de 2 rapports de chlore qui, à sa place, auraient pris de l'eau, par l'une moitié au soufre et par l'autre moitié, au carbone, cette composition répond à de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique unis à de l'acide radical de chlore, 1 rapport du premier, $1\frac{1}{2}$ du second et 2 du troisième; ce serait ainsi de l'acide chlorico-sulfureux uni à de l'acide chlorico-hemi-carbonique; oxide de chlore avec oxide de soufre et même oxide avec oxide de carbone, celui-ci en demi-rapport. Ce composé étant tenu dans une atmosphère renouvelée de gaz ammoniacal, se sature de ce gaz jusqu'à former son acide carbonique en sous-carbonate; 32 volumes ou 4 rapports de gaz ammoniacal sont condensés par 1 rapport d'acide complexe, consistant en $3\frac{1}{2}$ rapports de ses acides unis. Deux rapports de muriate sans eau sont assurés dans leur existence anhydre par 1

rapport de sulfite d'ammoniaque et 1/2 rapport seulement de souscarbonate du même alcali, ce qui prouve que dans le bi-muriato-souscarbonate d'ammoniaque, c'est pour faire exister le carbonate neutre et non pour tenir lieu d'eau aux 2 rapports de muriate sans ce liquide, que le quatrième rapport d'ammoniaque est requis. Il résulte un sel blanc, bi-muriato-sulfito-hemi-souscarbonate d'ammoniaque, qui, dans le vase où il a été formé et avant d'être venu en rapport avec l'humidité de l'air, peut être sublimé. Dans l'acide complexe le carbonio-quadri-soufre a échangé la moitié de son carbone et les 3/4 de son soufre contre 2 rapports de chlore et 2 d'oxygène. Il forme donc du carbonio-bi-soufre uni à quadruple rapport d'oxide de chlore.

Le selène est déjà assez moins combustible que le soufre pour admettre le chlore à le saturer jusqu'à l'état d'acide bi-chlorico-selenieux. C'est une matière blanche, cristallisable, sublimable et dont la vapeur est jaune. L'eau la dissout sans la partager en ses constituans d'une manière apparente. Avec 1 rapport de selène de plus la matière concrète se transforme en un liquide transparent, jaunâtre et qui peut être distillé sans se décomposer. L'eau le partage, un peu à la longue, en selène régénéré, acide selenieux et acide hydrochlorique, 1/2 rapport des 2 premiers et 1 rapport du dernier, et ainsi, en acide bi-chlorico-selenieux. Le composé primitif était du selenochlore. L'oxide de selène s'est partagé en premier acide et selène réduit, ou le seleno-chlore a fait

sortir de combinaison la moitié du selène. Le composé est donc par le chlore ce que l'oxide de selène serait par l'oxigène. Le chlore aussi saturé que possible de selène forme un engagement qui est proportionnel au bi-sulfo-chlore et ainsi à un degré d'oxidation que le selène n'a pas encore montré, et qui serait celui de son sousoxide; c'est du bi-seleno-chlore. Il est sous forme d'un liquide oléagineux, de couleur rouge; il est volatil. L'eau le partage en 174 rapport acide selenieux, 172 rapport acide hydrochlorique et 374 rapports selène réduit. Il contient 172 rapport de chlore sur 1 de selène.

En conduisant du chlore sur de l'iode sec il se fait une absorption rapide et la température monte jusqu'à 100°. C'est le calorique que le chlore contient de plus que l'iode qui se dégage, et au déplacement duquel est due la combinaison. Le produit est, ou brun et liquide, ou jaune et solide. Il est volatil et peut être distillé. Il rougit le papier de tournesol sans le secours de l'eau. Il s'humecte à l'air et se partage en acide hydrochlorique et en un composé d'iode dont le degré d'oxidation n'est pas connu, mais qui doit contenir 2 rapports d'oxigène, puisque le liquide se compose de 1 rapport d'iode et de 2 rapports de chlore. Un composé à rapports égaux existe dans la combinaison de l'oxide de chlore avec l'iode, et s'en dégage par la chaleur. Un autre iodo-chlore doit consister en 5 rapports de chlore et 1 d'iode. Il est blanc jaunâtre, cristallisé et très-volatil. Il se dissout dans l'eau sans se dé-

composer, du moins d'une manière qui soit apparente. On peut même l'obtenir en saturant de chlore l'iodo-chlore simple dissous dans l'eau. Nous avons dit à l'occasion de parler de l'acide iodique, que, sous la réaction de la potasse caustique liquide, l'iodo-penta-chlore est converti en 1 rapport d'iodate de potasse et 5 rapports de chlorure de potassium; sa composition est donc proportionnelle à celle de l'acide iodique. L'éther enlève l'iodo-penta-chlore à l'eau comme il enlève le brome au même liquide. Les alcalis le lui enlèvent à leur tour, et de la même manière qu'à l'éther ils enlèvent le brome.

Le chlore se combine avec le brome. On fait absorber le gaz de l'un par le liquide de l'autre. Le produit est jaune rougeâtre. Il est très-volatil. Sa vapeur est d'un jaune foncé. Il est soluble dans l'eau et déteint le papier de tournesol sans le rougir. Sous la réaction de la potasse, cette solution se partage en bromate, bromure et chlorure, ce qui dénote que le bromo-chlore n'est pas proportionné dans un tel rapport que le chlore représenterait l'oxygène pour saturer le brome en acide bromique. Il se forme de l'acide bromique de préférence à de l'acide chlorique, d'abord, parce que le brome est plus combustible que le chlore et ensuite parce qu'un corps qui s'adjoint de l'oxygène plus riche en calorique ne peut reprendre ce principe d'un corps dans lequel il est moins riche en cet agent. Le brome prend donc l'oxygène propre du chlore ou celui que le chlore rend libre sur l'eau et

auquel il transmet le calorique que l'hydrogène déplace d'avec lui et dont cet oxygène a besoin pour pouvoir se séparer d'avec l'hydrogène. Le chlore, qui a moins d'affinité avec l'oxygène que le brôme en a plus que lui avec les métaux et autres combustibles. C'est pourquoi, lorsqu'on agite le bromochlore avec un sous-rapport de métal divisé, du chlorure se forme et le brôme se vaporise.

Le chlore se combine à chaud avec le silicium et forme un liquide incolore, très-volatil, qui fume fortement à l'air et se partage avec l'eau en silice et en acide hydrochlorique. La combinaison se fait sous dégagement de lumière et de chaleur. Le potassium n'est à froid pas attaqué par ce liquide, mais, à chaud, il brûle dans sa vapeur et se convertit en chlorure et siliciure, ce dernier à combustible réduit. Il aurait pu s'approprier l'acide radical du chlore et rendre libre du silicium oxydé. Les constituans du silicio-chlore sont rapports égaux de silicium et de chlore. Quand dans un tube de porcelaine chauffé au rouge on fait passer du chlore sur du sable bien blanc, bien fin et mêlé avec du charbon, on recueille hors du tube, en même temps que du silicio-chlore liquide, de petits cristaux transparens, un peu jaunâtres, que le chlore ne dissout pas, que l'acide hydrochlorique n'attaque pas et qui sont volatils à une forte chaleur.

Le chlore, par 3 de ses rapports, se combine avec 1 rapport d'ammoniaque. Il se forme un composé pareil à celui que nous avons dit ré-

sulter de l'union de l'iode avec le même alcali. C'est de la trichloro-ammoniaque. Son nom vulgaire est huile détonante. Ce nom lui a été donné à cause de sa propriété de faire explosion par le frottement et la chaleur. On la considère comme du trichlorure d'azote. Nous pensions, en la découvrant, avoir formé du chlorite d'ammoniaque. On l'obtient en enlevant l'ammoniaque à un sel ammoniacal par autant de rapports de chlore que l'alcali contient des rapports d'hydrogène. Le sel ne peut pas être à hydracide de combustible lequel hydracide, pouvant par son hydrogène détruire le composé, empêcherait nécessairement le tiers de celui-ci de naître. Cet acide serait d'ailleurs décomposé par le chlore avant que l'ammoniaque ne lui soit enlevée. Le sel ne doit aussi pas être à hydracide de comburent, du moins autre que de chlore, à cause que le radical d'un tel acide serait régénéré, et ce radical, quand ce serait l'acide d'iode, serait lui-même formé en produit détonant. Le chlore enlève ici par 3 de ses rapports, 1 rapport d'ammoniaque aux acides, comme 1 rapport de cet alcali enlève aux mêmes sortes de corps 3 rapports d'oxide de métal faible; de l'un enlèvement résultent des composés détonans, de l'autre, des composés fulminans. Les hydracides de combustibles font la même chose, mais par rapport égal de leur substance, à l'égard des oxides dont l'oxigène est assez proportionné de calorique pour avec l'hydrogène s'acheminer vers une formation d'eau. Ces décompositions seraient parmi les moins

possibles à obtenir si elles devaient se faire dans l'ordre des plus fortes affinités; mais l'eau étant une combinaison primaire, sa formation a lieu de préférence à une combinaison quelconque secondaire; aussi l'eau, ne se décompose-t-elle jamais pour engager ses principes en seconde saturation. On obtient donc l'huile détonante en réagissant par du chlore sur de l'hydrochlorate d'ammoniaque ou sur un sel ammoniacal dont l'acide a un combustible pour radical. Il surnage une sorte d'huile qu'on ne peut assez tôt soustraire à la réaction de l'acide d'avec lequel l'ammoniaque a été séparée, surtout si cet acide possède un peu d'énergie. Un plus long contact ramènerait les choses à leur état primitif. Le sel serait régénéré et le chlore desengagé. On peut aussi procéder avec de l'ammoniaque liquide et du chlore. Le tiers d'un rapport d'alcali est enlevé dans son hydrogène par 1 rapport de chlore, et c'est sur l'hydrochlorate formé entre l'acide en résultant et l'ammoniaque qu'est pris l'alcali que le chlore compose en huile. Aussi longtemps que de l'ammoniaque reste à être saturée d'acide, aucune formation d'huile n'a lieu. L'ammoniaque décompose l'huile existante, sans doute en s'emparant de l'excès de chlore à l'aide duquel elle se maintient composée. Cela prouve qu'un engagement en huile ne peut avoir lieu entre du chlore libre et de l'ammoniaque libre. On ne doit pas en inférer qu'une combinaison entre les deux n'est possible qu'autant que l'huile détonante en soit le produit; on obtient,

au contraire, une union entre rapports égaux d'ammoniaque et de chlore et un véritable chlorure d'ammoniacon oxidé, lorsqu'à l'état naissant ces deux corps sont mis en présence l'un de l'autre. Le plus simple est de décomposer le chlorure liquide de chaux par du souscarbonate d'ammoniaque. La chaux s'unit à l'acide carbonique et se précipite, tandis que le chlore combiné avec l'ammoniaque reste dissous. Ce sel est décolorant; il transmet son chlore à l'alcool et son oxigène au premier chlorure d'étain, lequel s'en forme en oxido-chlorure. L'acide carbonique rend libre la moitié du chlore et s'engage avec l'ammoniaque et le chlorure restant, en carbonato-chlorure. Par l'échauffement le tiers de l'alcali est décomposé; de l'azote se dégage, les 273 restans de l'ammoniaque sont formés en hydro-chlorate, et 173 de l'acide hydrochlorique reste libre. L'huile détonante, qui d'abord se tient à la surface du liquide, se porte bientôt après dans son fond. Elle est jaune orangée par un excès de chlore. A l'air, elle est volatile à toute température; en vase clos, elle bout à 71° de chaleur. A 93°, elle entre en ébullition vive, et à 96—100°, elle fait explosion. Le volume du gaz produit est le même que dans l'explosion de la poudre intactile, savoir, de 280 pouces cubes sur 123 172 grains du composé. Le chlore en complétant sa combinaison avec l'hydrogène produit un phénomène de feu. Les 100° de chaleur sont requis pour près de l'azote se substituer à l'hydrogène. L'huile détonante est décomposée par l'hydracide

du soufre. L'hydrogène de l'acide prend près du chlore la place de l'ammoniaque ou près de l'azote, celle de l'hydrogène de cet alcali. Il se dépose 3 rapports de soufre, et 1 rapport d'acide hydrochlorique s'engage avec l'ammoniaque ; 2 restent libres. Elle est aussi décomposée par tous les sels dont l'oxide est plus faible que l'ammoniaque. Celle-ci s'empare de l'acide du sel et l'oxide de celui-ci ainsi que le chlore deviennent libres, ou l'un des 3 rapports de chlore se combine avec l'oxide. Les sels ammoniacaux dont l'acide est moins puissant que l'acide hydrochlorique opèrent la même décomposition. L'affinité plus grande de l'alcali du sel avec cet acide qu'avec son acide propre fait que le chlore de l'huile se compose en acide hydrochlorique avec l'hydrogène de l'ammoniaque qui fait partie de la même huile. La décomposition est complète lorsque sur 1 rapport d'huile on fait réagir 3 rapports de sel. Quand par de l'acide hydrochlorique l'huile est décomposée, ceux qui la regardent comme du trichlorure d'azote doivent dire que l'ammoniaque qui dans cette décomposition s'engage avec l'acide est régénérée par l'hydrogène des 3 rapports d'acide qui se constituent en 3 rapports de chlore, lesquels 3 rapports se trouvent en effet parmi les produits; cette interprétation ne pourrait valoir qu'autant que 4 rapports d'acide dussent être employés à la décomposition de 1 rapport d'huile; mais cette décomposition n'exige qu'un seul rapport d'acide, lequel peut bien rendre libres, en s'emparant de l'ammonia-

que, 3 rapports de chlore, mais ne saurait en former qu'un seul rapport. Lorsque la décomposition est faite par l'acide dont le sel a servi à former l'huile, il n'y a aussi qu'un seul rapport d'acide pour 3 rapports de chlore qui sont déplacés. D'ailleurs, ce n'est pas seulement l'acide hydrochlorique qui décompose ainsi l'huile, mais tout autre acide dont la force n'est pas moindre que celle de l'acide hydrochlorique, le fait, et, alors bien certainement, du chlore ne peut pas être formé. Tout ce qui pourrait être fait serait que du chlore fut régénéré d'acide hydrochlorique par le tiers du chlore qui existe dans le composé, que de l'hydrochlorate en résultât et que les deux autres tiers du chlore fussent rendus libres. Ceci est dans la supposition que l'huile contient de l'alcali. On peut même de cette manière expliquer la décomposition spontanée de l'huile en chlore, hydrochlorate d'ammoniaque et acide hydrochlorique. Un rapport de chlore détruirait le tiers d'un rapport d'ammoniaque et formerait 1 rapport d'acide hydrochlorique dont les deux tiers s'engageraient en hydrochlorate d'ammoniaque et l'autre tiers resterait sans engagement. Les 2 rapports de chlore non acidifiés, mais déplacés d'avec l'ammoniaque, deviendraient libres. Pour que l'huile détonante fut du trichlorure d'azote, il faudrait, même en procédant avec un sel ammoniacal, que le chlore enlevât à l'ammoniaque 3 rapports d'hydrogène et se substituât à ce principe près de l'azote par le même nombre de rapports de sa matière, ce qui pour

1 rapport d'azote ferait la dépense de 6 rapports de chlore : 3 rapports d'acide hydrochlorique seraient repandus dans le liquide et empêcheraient, par leur présence, l'huile, sinon de se former, du moins de rester composée. Le tiers seulement de cette quantité d'acide se trouve dans le liquide quand on opère sur de l'hydrochlorate d'ammoniaque, et quand on procède avec un autre sel ammoniacal et tel que du sulfate ou du phosphate, alors, si l'on isole promptement l'huile, aucune trace d'acide hydrochlorique n'est perceptible. Une chaleur modérée et lentement appliquée résout l'huile en chlore et en ammoniaque : le calorique se substitue à l'alcali près du chlore et les deux deviennent libres. L'eau opère la destruction de l'huile; mais, en raison de ce que l'acide hydrochlorique n'est pas rendu gazeux, il n'y a pas de détonation. Toutefois, sous l'eau et à une chaleur brusquement appliquée, l'effet explosif est assez fort pour faire jaillir l'eau hors du vase. La portion d'huile disséminée dans l'eau éprouve le même effet de la part de la chaleur.

Les comburens relatifs, comme susceptibles de se combiner avec l'oxigène ont été classés parmi les combustibles relatifs. On n'a pas réfléchi que ces combinaisons étaient faites par solution ou par engagements dans lesquels l'oxigène de combustion est, par du calorique de substitution, enlevé à l'acide radical, et repris avec ce calorique par l'oxigène d'oxidation ou d'acidification. Le composé consiste en acide radical sans engagement et flottant dans les deux oxigènes. C'est pour cela que

ces composés se forment sans que de la chaleur soit dégagée et se décomposent en rendant du calorique libre sans qu'un combustible doive le déplacer.

Le nombre du chlore est 35; (quelques-uns le fixent à 35 275) son expansion est 4. Sa pesanteur spécifique est égale au poids de son nombre. L'oxide de chlore, comme se proportionnant avec l'iode, est représenté par 43; l'acide hypochloreux, par 59; l'acide chloreux, par 75; L'acide chlorique, par 91. L'acide hydrochloreux a pour nombre 55 172; l'acide hydrochlorique, 35 172, l'expansion de celui-ci est 8. Sa pesanteur spécifique est la moitié du nombre qui le représente, ou 18. Le nombre du gaz bi-chlorico-carbonique est 98; son expansion est 8; sa pesanteur spécifique, 49. Le gaz acide quadri ou hexa-chlorico-boracique a pour nombre, 160 ou 230 suivant qu'on lui attribue 4 ou 6 rapports de chlore. Son expansion ne peut excéder 8 ni être moindre que 8. Sa pesanteur spécifique est 80 ou 115. Les signes sont : Ch.; Ch. O.; Ch. + O. \times 3; Ch. + O. \times 5. Ch. + O. \times 7; Ch. h.; Ch. II.; Ch., Ch. + C. O., O.; Ch \times 4 ou \times 6. + B.

DU FLUORE.

Le fluore, dans l'état le plus simple où il a encore été possible de l'obtenir, est, ou lui-même combiné avec l'hydrogène, ou son acide radical est combiné avec l'eau. Ce n'est que fictivement que son existence peut être conçue. A son état de comburent, il devrait jouir de la faculté de

salifier les métaux, et pouvoir s'engager en hydracide avec l'hydrogène, en oxacide avec l'oxygène et en acides doubles avec certains parmi les combustibles relatifs ou avec les oxides de ces combustibles. Sous sa condition d'être problématique, tous les phénomènes que présentent ses combinaisons sont mieux compris en les supposant produits par son acide radical que par cet acide constitué en fluore. Il y a même de ces phénomènes qui ne sauraient être compris autrement. Il se présente, en effet, des cas où le fluore n'a pas d'hydrogène à céder, et d'autres, où il manque de l'oxygène pour le déplacer. Ce sera d'après la première supposition que nos interprétations seront données.

Le fluore imaginé est avec raison considéré comme devant être un comburent relatif et son acide, un hydracide de pareil comburent. Son acide radical se proportionne dans le même nombre de rapports avec les oxides, les suroxides et les acides des métaux que ces corps le sont avec l'oxygène, et donne lieu à des sels, des acido-suroxides et des acides doubles. Il se combine aussi en acide double avec un acide de combustible et se constitue alors en gaz. Il forme de plus un gaz salin avec l'oxide d'un métal de terre. La propriété d'acidifier et de gazéifier en pareil cas ne peut appartenir à un combustible. Ses sels cristallisables sont isomorphes avec ceux des autres comburens relatifs, ce que, pour les corps de cette nature, prouve que leurs hydracides contiennent le même nombre de rapports d'hy-

drogène. Pour les acides à combustibles, l'isomorphie consiste à contenir le même nombre de rapports d'oxygène; cela est aussi le cas pour les sels de comburens acidifiés par l'oxygène. A ces motifs de considérer le fluore comme un comburent se joint la capacité de saturation dont il jouit et qui est telle qu'en supposant son acide formé d'un radical combustible et d'oxygène, le nombre de ce radical serait 2, celui de l'acide étant 10, et ces 10, joints à 9 d'eau par laquelle un tel acide devrait nécessairement être maintenu en existence, serait 19. L'acide hydrofluorique, dans 19 de sa matière, contient effectivement, cette quantité d'eau, puisqu'il la dépose en s'engageant avec un oxide et la laisse décomposer par les métaux forts; mais un radical ayant ce bas nombre ne pourrait être un combustible relatif, puisque dans 2 ne pourraient se trouver les 8 de représentant d'oxygène qui forme l'essence d'un combustible de ce nom. Ce devrait donc être un métal ou un combustible dont il n'y aurait pas de second; ce combustible serait acidifié par rapport égal d'oxygène et serait ainsi le seul qui, par si peu de ce principe, prendrait un caractère acide aussi prononcé. Il serait, en même temps, le plus énergique de tous les combustibles, puisque par aucun autre il n'aurait encore pu être réduit. Le combustible du fluore, en le supposant formé en acide radical par le représentant de l'oxygène, aurait également 2 pour nombre et avec 8 de ce représentant il formerait cet acide. Le combustible du chlore a

19 172; celui du brôme, 62; celui autre de l'iode, 111. Ces nombres, avec 8 de représentant d'oxygène et 8 d'oxygène vrai, donnent la valeur représentative de chacun de ces comburens. On voit que la force comburante de ces corps est en raison inverse de l'élevation de leur nombre, et celle de leur hydracide, en raison directe de cette élévation. Cela veut dire que le combustible déplace d'avec le représentant de l'oxygène et, par suite, l'acide radical, d'avec l'oxygène vrai, d'autant plus de calorique que le nombre du combustible est plus élevé. Le contraire a jusqu'à un certain point lieu pour les métaux, mais la règle est moins générale que pour les comburens relatifs; une grande exception est déjà offerte dans le potassium qui est le plus énergique des métaux. On peut encore citer comme preuve de la nature comburante du fluore que son acide radical se combine avec les métaux sans qu'ils aient besoin d'être oxidés, ce que fait aussi l'acide radical du chlore, mais ne fait aucun acide de combustible. On s'appuie pour établir la même nature du fluore sur ce que l'hydrofluat d'ammoniaque est résous par le métal de la potasse, en ammoniaque, hydrogène et fluorure de ce métal; mais cette preuve n'en est pas une, car il n'est point de sel ammoniacal fait d'un acide de combustible que le potassium ne résolve en ces mêmes produits, parcequ'il n'en est pas qui ne contienne de l'eau est pour le moins 1 rapport de ce liquide sur 1 rapport de sel. L'oxygène de cette eau doit oxidier le métal et l'oxide de celui-ci, chasser l'ammoniaque.

Que l'acide radical du fluore refuse de s'unir à l'oxigène cela doit dépendre de ce que le lien d'union de tout engagement chimique, lequel est la substitution d'un combustible à du calorique près d'un comburent manque entre des corps dont la qualité relative n'est que peu différente. L'acide radical ne peut déplacer du calorique d'avec l'oxigène, et de l'oxigène assez peu déplacé dans cet agent n'a encore pu lui être présenté. De l'oxigène ayant la condensation requise pourra se trouver dans les acides de métaux à leur troisième proportionnement avec l'oxigène; il pourra aussi se trouver dans l'oxide de chlore ou dans l'acide hypochloreux. On pourrait essayer de reprendre, par du pareil oxigène, l'acide radical du fluore de son engagement avec les acides métalliques et aussi faire l'essai de l'en détacher en adhérence avec le dernier des 3 rapports d'oxigène qui sont dans ces acides. Peu de chaleur devrait être appliquée; l'éloignement de toute eau serait de rigueur. Le fluore généré ne pourrait avoir une existence durable à cause de la grande diversité des corps par lesquels il serait décomposé et parmi quels corps l'eau tiendrait un des premiers rangs. Déjà le chlore échange, sous certaines conditions, son oxigène contre de l'eau; à bien plus forte raison le fluore se prêterait au même échange et le ferait sans condition aucune. Le brôme ne préfère pas l'eau à l'oxigène, mais aussi pas l'oxigène à l'eau. Dans l'iode le choix n'est pas douteux, car, non seulement il abandonne l'eau pour l'oxigène, mais

échange des oxides de métaux contre ce même principe. On peut dire que l'acide radical du fluore brûle les corps sans pouvoir être lui-même brûlé, que l'acide radical du chlore préfère les fonctions comburantes à celles combustibles, que le même acide du brôme exerce indifféremment l'une et l'autre fonction et que l'acide radical de l'iode montre une prédilection marquée pour la dernière. Par ce motif l'oxigène du chlore avec lequel on a voulu faire du fluore n'a pu servir à cette formation. Ce n'est pas que le chlore ne soit apte à décomposer un sel de fluore, mais seulement après avoir abandonné son oxigène et lorsque le conflit peut se passer entre les deux acides radicaux. La partie est alors égale sous le rapport de la constitution et le moins comburent l'emporte sur le plus comburent, et sous la condition qu'un tiers corps, métal, oxide, eau, soit présent pour reprendre l'acide radical expulsé. On recueille l'oxigène du chlore pour produit. Quand le tiers corps est un métal la combinaison que l'acide radical contracte avec lui répond à du fluorure moins de l'oxigène. La formation de ces composés, malgré la présence de l'oxigène, prouve combien l'acide radical du fluore préfère les métaux réduits aux oxides des métaux. L'acide fluorique se rencontrant au sortir de combinaison avec l'oxide d'un métal faible, mais auquel métal il aime à s'unir, réduit l'oxide en chassant l'oxigène et se combine avec le métal dépouillé de ce principe. La ressource de faire enlever l'hydrogène à l'acide hydrofluorique avec l'espoir de

rendre le fluore libre manque par défaut d'un comburent qui soit plus fort que le fluore. L'oxygène ne pourrait le faire à cause que l'acide radical du fluore a incomparablement plus d'affinité avec l'eau, qu'il peut brûler, qu'avec l'oxygène, par lequel il serait lui-même brûlé, ou le fluore a incomparablement plus d'affinité avec l'hydrogène que n'a l'oxygène avec le même principe. La fluorification par cette voie sera donc toujours inexécutable. L'acide fluorique radical, ne pouvant une première fois se combiner avec l'oxygène pour se constituer en fluore, ne doit pouvoir une seconde fois se proportionner avec ce principe pour former un oxide ou un acide. Il serait d'ailleurs difficile qu'une combinaison par solution et qui demande un surcroît de calorique, se formât entre deux corps dont le moins saturé de cet agent en contient presque autant qu'il peut en prendre et dans lequel l'oxygène de combustion et le représentant de l'oxygène seraient assez peu déplacés dans leur calorique par le combustible que, pour être repris en solution, presque rien en cet agent leur serait à restituer. Il n'y a pas davantage de demi-hydracide de fluore que d'oxide ou d'oxacide. Un pareil demi-hydracide supposerait existant ou miconstituable le fluore, car ce ne serait que de ce comburent moitié saturé d'hydrogène, ou d'acide hydrofluorique enlevé dans la moitié de ce même principe, qu'il pourrait se former. On ne connaît donc que la combinaison de l'acide radical avec l'eau, laquelle est l'hydracide du fluore. Cet hy-

dracide, à une température qui n'excède pas 15° , est liquide; audessus de 15° il est à l'état de vapeur. Les autres hydracides de comburens, pour être liquides à la même température que l'acide hydrofluorique, devraient être condensés par 5 rapports d'eau. Celui-ci ne contient pas plus d'eau que les gaz de ces acides et pas audelà de la quantité qui est indispensable à sa composition. En un mot, il consiste en rapports égaux d'acide radical et d'eau et répond à ce que serait du fluore saturé par de l'hydrogène. Dans son état naturellement liquide il est comparable aux gaz acides des autres comburens que la pression ou le froid aurait condensés en liquides. L'acide hydrofluorique est limpide comme de l'eau : il est très-volatil et répand à l'air une vapeur épaisse. Avec plus d'eau et sous une addition rapide de ce liquide le mélange bout. Si dans son état de diluement par l'eau on le chauffe modérément, la presque totalité de l'acide anhydre prend l'état de vapeur. A une chaleur plus forte, l'eau passe en même temps que la vapeur. Avec rapport double d'eau et ainsi à l'état de bi-hydrate l'acide hydrofluorique se fige à 18° de froid. Sans eau il n'est pas concret à 20° de froid. On obtient l'acide hydrofluorique en décomposant par de l'acide sulfurique le spath fluor, lequel est le fossile le plus ordinaire de cet acide. C'est de l'hydrofluat de chaux sans eau. On l'envisage comme du fluorure de calcion. On procède, et tant pour dégager l'acide que pour le recevoir, en des vases de métal, le mieux de plomb ou d'ar-

gent. Le motif de se servir de métal est que l'acide attaque avec force le verre et autres matières qui contiennent de la silice; on mêle la poudre de spath avec l'acide et on chauffe doucement. L'expansion proportionnelle de la vapeur d'acide hydrofluorique sera 8. C'est celle des autres hydracides par combinaison. Ce volume 8 ne se compose néanmoins que de 2 volumes de gaz ou vapeur d'acide fluorique radical et de 4 volumes de vapeur d'eau; mais en se figurant que l'oxigène de l'eau passe à l'acide radical et que l'hydrogène s'isole, alors les 4 volumes, supposés résultans, de fluore pourraient se soutenir à cette expansion avec les 4 volumes d'hydrogène.

Lorsqu'au moyen de la pile galvanique on décompose de l'acide hydrofluorique dilué d'eau, de l'hydrogène se porte au pôle négatif et de l'oxigène, accompagné de l'acide radical du fluore, mais sans être combiné avec lui, se dirige vers le pôle positif où l'oxigène se dégage et l'acide radical se combine avec le métal par lequel le pôle est prolongé. De l'anoxifluorure ou du fluorure ordinaire et à métal réduit d'avec lequel on aurait par chaque rapport chassé 1 rapport d'oxigène, est le produit de cette combinaison. L'hydrogène et l'oxigène proviennent d'eau étrangère à l'acide et que la pile décompose dans toutes ses opérations. La quantité de l'oxigène est seulement la moitié de ce qu'il faudrait pour former le radical acide en fluore. L'acide radical, pendant le transférement, est assuré dans

son existence libre par du fluide électrique, qui le sature à l'égal de ce que pourrait le faire l'eau ou un oxide. L'affinité de l'acide radical du fluore avec les métaux réduits est si grande que le platine l'enlève à l'oxide de mercure dans le fluate de cet oxide. De la matière brune se forme et l'oxide sort d'engagement. Cette matière brune est soluble dans l'acide hydrofluorique auquel elle communique sa couleur, et peut de cette dissolution être précipitée par un alcali. L'eau de chlore la compose en chlorure hydrargyrique et en acide hydrofluorique inengagé. Elle est volatile. De la tournure de fer rougie au blanc dans un tuyau du même métal, à travers laquelle on fait passer du gaz fluaté de silice, se couvre d'un enduit brun d'anoxifluore de ce métal, entremêlé de silice. Le même gaz est, à froid, décomposé par le métal de la potasse. La silice est déplacée et l'acide radical est engagé. Il se forme de la matière brune que, sous dégagement d'hydrogène, l'eau transforme en fluorure avec oxygène. Plusieurs autres métaux, mais avec le secours de la chaleur, décomposent le gaz fluaté de silice en donnant lieu à la formation des mêmes produits. Du fluorure de calcion qu'on chauffe au contact d'un métal que l'acide radical affectionne et tel que de l'étain, du platine et autres, se décompose de manière à ce que l'acide soit transféré au métal et que la chaux reste libre. La décomposition, comme on voit, ne demande pas qu'une seconde affinité y concoure. L'enlèvement est direct et fait par le métal réduit

au métal oxidé. Les anoxifluorures et tels que ceux de potassium, de fer et autres, dont le métal a le pouvoir de décomposer l'eau, sont par ce liquide transformés en fluorures ordinaires. L'hydrogène de l'eau dont l'oxygène oxide le métal se dégage. Si ces composés consistaient en métal et en fluore, celui-ci prendrait l'hydrogène et la conversion se ferait comme si de l'eau n'était pas décomposée.

L'acide radical du fluore qu'à l'état naissant on fait se rencontrer avec l'acide de manganèse, se combine avec lui. Nous avons vu qu'une combinaison pareille est contractée par l'acide radical du chlore. On broie ensemble du cameleon sec et du fluorure de calcium, on verse dessus de l'acide sulfurique et on distille. Il se produit un gaz jaune qui, au contact de l'air humide, rougit. Un commencement de disjonction est la cause de ce changement de couleur. La vapeur se dissout dans l'eau et forme un liquide orangé-obscur et d'avec lequel on peut, par la chaleur, séparer l'acide hydrofluorique. L'acide manganésique reste. On peut aussi mêler de l'acide sulfurique avec le manganésate cristallisé de potasse et ajouter de temps à autre du fluorure sec de potassium. On doit soigneusement écarter l'eau. L'acide radical n'adhérerait pas à l'oxygène si l'oxygène n'adhérait lui-même au métal et ne pouvait par suite de cette adhérence agir comme combustible à l'égard de l'acide.

L'acide fluorique radical se combine avec la silice et forme avec cette terre un gaz salin. Ce

gaz est obtenu lorsque du fluorure fictif de calcium mêlé avec du sable ou du verre est décomposé par de l'acide sulfurique. Le gaz qu'on recueille a une expansion proportionnelle de 2, laquelle expansion se compose de 2 volumes d'acide fluorique radical tenant en condensation rapport égal d'oxide de silicium dont le volume est inconnu, et qui peut-être est sans volume. Le gaz fluaté de silice condense le double de son volume d'ammoniaque et forme du surfluaté de cet alcali dont la partie acidinulante est combinée avec rapport double de silice, et qui consiste ainsi en un demi-rapport de fluaté neutre d'ammoniaque et un demi de sousfluaté de silice. Ce sel est volatil. La pesanteur spécifique du gaz fluaté de silice est double de sa pesanteur absolue ou deux fois $27 = 54$; d'après de nouvelles déterminations, 18 et $7 \frac{1}{2} = 25 \frac{1}{2}$ dont le double est 51. Les gaz dont l'expansion proportionnelle est la moitié seulement de celle de l'hydrogène ont pour pesanteur spécifique le double de leur poids absolu. Ceux dont l'expansion proportionnelle est double de celle de l'hydrogène ont pour cette même pesanteur la moitié seulement de leur poids absolu. Dumas a parfaitement déterminé le volume proportionnel du fluaté de silice en disant qu'il contient le double de son volume de fluore supposé constituable. Ce volume serait 4, dont la moitié est 2. L'eau partage le gaz en surfluaté et en terre; $\frac{1}{3}$ de celle-ci est abandonné par l'acide; l'eau condense $1 \frac{1}{2}$ fois son poids en gaz, ce qui revient à 2 rap-

ports d'eau sur 1 de gaz. La saturation est alors complète et le liquide fume à l'air. Dans un endroit modérément chaud, les deux tiers du sel acide ou la partie qui est à l'état de fluaté neutre se vaporise d'abord, et ensuite, ou bien à mesure que la vaporisation a lieu, l'acide excédant, avec la silice déposée, se régénère en fluaté neutre et se vaporise à son tour. À la fin, il ne reste plus rien à volatiliser. Si le liquide contenait un excès d'eau, celle-ci se vaporiserait avant le fluaté. La même chose arrive au fluaté à excès d'acide d'avec lequel le précipité de silice a été séparé. L'eau en excès d'abord s'évapore, et lorsque le sel acide est sur le point de se trouver avec défaut d'eau, le fluaté neutre se retire et l'acide excédant reste avec l'eau. L'alcool absolu condense au-delà de la moitié de son poids du gaz sans de suite le décomposer. Cependant, à la longue ou en introduisant un excès de gaz, il le décompose et alors une odeur d'éther se fait sentir. Cet éther peut se former de deux manières et être de l'éther ordinaire ou de l'éther fluorique. Pour être le premier, l'acide fluorique radical doit enlever à l'alcool la moitié de son eau; pour être le second, l'alcool indécomposé doit à la silice enlever le tiers ou plus, de son acide. Il n'y a point de milieu, car rien ne peut ici céder de l'eau au fluaté lequel sans eau ne peut se décomposer en surfluaté et silice libre. On peut avoir du fluaté gazeux de silice en le composant de toutes pièces par la solution du cristal de roche pulvérisé dans l'acide hydrofluorique dilué d'eau : 1/3 de l'acide

reste sans être saturé de terre. On évapore dans un vase de plomb jusqu'à ce qu'un gaz paraisse. C'est le gaz fluaté de silice; on le recueille sur du mercure. Après que tout le gaz s'est vaporisé il reste de l'acide hydrofluorique pur; ce procédé est une application de ce que nous venons d'avoir dit sur la décomposabilité du fluaté neutre rendu acide par l'eau.

L'acide radical du fluore se combine avec l'oxide de phosphore. Le composé est un liquide volatil et fumant. Il prend feu à l'air. L'oxide de phosphore monte en degré d'acidification sans que le rapport des ingrédients change, ce qui prouve que c'est avec le phosphore et non avec l'oxygène que l'acide radical du fluore est proportionné. Une matière volatile se répand dans l'atmosphère. Le composé primitif est de l'acide fluorico-phosphoreux. L'eau le partage en acide phosphoreux et en acide hydrofluorique. Le second, ou celui qui a brûlé, est probablement de l'acide fluorico-phosphorique. On obtient l'acide fluorico-phosphoreux en distillant dans des vaisseaux de platine un fluorure de métal faible et tel que de plomb ou de mercure avec rapport double de phosphore : l'acide fluorico-phosphoreux distille et du phosphure de plomb ou de mercure reste.

L'acide fluorique radical se combine avec le sesquioxidule d'arsenic qu'il rencontre au moment où un acide le déplace d'avec la chaux. On mêle 1 1/2 rapport de spath-fluor, réduit en poudre fine, avec 1 rapport de sesquioxidule d'arsenic

et, dans une cornue, on verse dessus 1 $\frac{1}{2}$ rapport, mieux plus, d'acide sulfurique. On distille. Il passe un liquide incolore, qui consiste en 1 $\frac{1}{2}$ rapport d'acide fluorique radical mis en relation avec le rapport et demi d'oxygène du sesquioxidule d'arsenic. L'eau décompose ce composé en sesquioxidule d'arsenic et en arseno-fluore avec excès d'acide fluorique. Il est fait mention d'un autre arseno-fluore lequel sur 1 d'arsenic réduit devrait contenir 2 de fluore. Ce composé serait en relation avec l'oxide d'arsenic dont la combinaison avec l'oxidule forme le sesquioxidule, mais qui n'existe pas incombinaison. Peut-être que le précédent est celui-ci qui par l'eau est changé de composition de manière à ce que l'oxide se partageat en sesquioxidule sortant de combinaison et en acide restant engagé avec l'acide fluorique en acide bifluorico-arsénique; 4 rapports d'oxygène dans 2 rapports de biarsenofluore, se partageraient en 1 $\frac{1}{2}$ pour l'une moitié de l'arsenic et en 2 $\frac{1}{2}$, pour l'autre moitié; cela expliquerait l'indécomposabilité ultérieure du produit liquide par l'eau, laquelle indécomposabilité n'offrirait d'ailleurs rien d'extraordinaire, puisque la moitié de l'arsenic peut rester dissous à la faveur de l'excès d'acide que l'autre moitié, en se précipitant, lui aurait transmis.

Avec l'oxide de soufre l'acide radical fluorique contracte une combinaison analogue à celle qu'il forme avec l'oxide de phosphore. C'est de l'acide fluorico-hyposulfureux. Le chlore, dans son proportionnement avec le soufre, s'arrête à un de-

gré plus bas. Ce composé-ci, comme celui de phosphore, est liquide, volatil, et fumant à l'air. On ne sait en quoi l'eau le partage. Le même procédé qui fournit le composé de phosphore, donne naissance à celui de soufre. Du soufre est mis à la place du phosphore. Le résidu est du sulfure de plomb ou de mercure.

Pour la même raison pour laquelle l'oxygène ne peut se combiner avec l'acide fluorique radical, les comburens relatifs ne peuvent se combiner avec lui. Ils se combineraient tous bien sûrement avec le fluore, à l'égard duquel le chlore lui-même serait encore un combustible énergique et plus énergique peut-être que l'iode l'est à l'égard du chlore; mais la condition principale, qui est la constitution de l'acide radical en fluore, manque à ces combinaisons comme à celle avec l'oxygène. De telles combinaisons seraient d'ailleurs absolument insolites en ce qu'elles existeraient avec un seul rapport d'oxygène pour 2 rapports d'acide radical et aussi pour 2 de représentant de l'oxygène, avec lequel représentant, dans les combinaisons secondaires de ces sortes de corps, les relations sont toutes établies. Ce serait un oxide de radical double qui se formerait.

Le radical acide fluorique se combine avec l'acide boracique anhydre. Il résulte de cette combinaison un double acide gazeux qu'on doit recueillir sur le mercure; ce gaz peut être condensé par l'eau et être distillé avec elle. Quand l'eau en est saturée, 175 de l'acide s'échappe à

l'état de gaz avant que l'eau le suive. Nous avons vu que la même chose a lieu pour l'acide hydrochlorique concentré qu'on rectifie. L'acide liquide saturé de gaz ressemble, pour l'aspect, à l'acide sulfurique : 700 mesures de gaz sont condensées par 1 mesure d'eau. Dans son état de concentration l'acide fume fortement à l'air. On se procure le même acide par la voie humide en combinant de l'acide boracique avec de l'acide hydrofluorique : le premier acide se substitue à l'eau près du second ; on évapore jusqu'au degré où le liquide ne laisse plus échapper de gaz, puis on distille pour dépurar d'un excès possible d'acide boracique. L'acide au degré de diluement où il est distillable sans décomposition ne fume plus à l'air. On estime que dans l'acide saturé de gaz l'eau contient le double de son poids en celui-ci ; cela répond à 7 rapports d'eau sur 1 d'acide double et fait 6 rapports de ce liquide pour l'acide boracique et 1 pour l'acide radical fluorique, égal à de l'acide boracique cristallisé et de l'acide hydrofluorique vaporisable sans residu d'eau acide. L'acide distillable contient 9 rapports d'eau. L'acide fluorico-boracique liquide qu'on dilue d'eau audelà de son degré d'hydrate distillable laisse échapper le quart de son acide boracique et devient de l'acide boracico-fluorique uni à rapport égal d'acide hydrofluorique, le quart de l'acide fluorique radical ayant pris de l'eau en substitution à l'acide boracique. En chassant par l'évaporation l'excès d'eau avant d'avoir séparé l'acide boracique, celui-ci

se dissout de nouveau et l'acide distillable se régénère. Pour préparer le gaz acide double par la voie sèche on décompose le fluorure fictif de calcion, qui est du fluaté à oxide, par rapport double d'acide boracique anhydre. La moitié de cet acide se combine avec la chaux et l'autre moitié prend à lui l'acide fluorique radical. Dans l'hypothèse du fluore effectif, 6 rapports de fluorure devraient être décomposés pour 1 rapport d'acide boracique, lequel devrait céder au calcion 4 ou 6 rapports d'oxigène en échange du même nombre de rapports de fluore, lesquels passeraient à 1 rapport de bore pour former le gaz acide : 4 ou 6 rapports d'acide boracique seraient en outre requis pour saturer 4 ou 5 rapports d'oxide de calcion qu'un rapport du même acide aurait formés ; 1 seul rapport de gaz acide serait recueilli et ce gaz consisterait en 4 ou 6 rapports de fluore, 72 ou 108, et 1 rapport de bore, 20. L'expansion du gaz est 8 et sa pesanteur spécifique, 36, ce qui repondrait à un poids absolu de 72. Rapports égaux d'acide fluorique radical, 10, et d'acide boracique anhydre, 68, seraient 78. Cette expansion résulte de 8 volumes de vapeur d'acide boracique tenant en condensation 2 volumes d'acide radical fluorique. Si le gaz contenait 4 ou 6 rapports de fluore sur 1 de bore, alors 16 ou 24 volumes de ce comburent et 4 volumes de vapeur de bore se contracteraient jusqu'à 8, et la pesanteur spécifique du gaz, au lieu de 36, devrait être 90 ou 168, et son poids absolu ne serait pas moins de 216. Huit volumes

de gaz ammoniacal sur 8 volumes de gaz acide saturent en neutre l'acide fluorique radical et laissent sans saturation l'acide boracique. Cet acide tient au fluaté lieu d'eau. Il se forme une matière concrète blanche et qui, à une faible chaleur, peut être sublimée; elle réagit comme neutre malgré son grand excès d'acide, ce qui semble prouver que l'acide boracique engagé à la place d'eau cesse de réagir en sa qualité d'acide. Seize volumes de gaz ammoniacal sur 8 de gaz acide saturent en neutre les deux acides et forment un liquide dans lequel le borate remplace l'eau près du fluaté, ce fluaté tenant à son tour lieu d'eau au borate qui, comme sel ammoniacal, ne peut pas plus exister sans eau que le fluaté. Huit volumes de gaz ammoniacal de plus ou 24 volumes, convertissent le borate neutre en sousborate, dans lequel le second rapport d'alcali tient au sel neutre lieu d'eau; le soussel entier tient au fluaté lieu du même liquide. Ce composé est également liquide. Si, sous le volume proportionnel de 8, et il n'y en a pas qui, sans cesser d'être proportionnel, excède 8, il se trouvait 4 ou 6 rapports de fluore sur 1 de bore, il faudrait 48 volumes de gaz ammoniacal pour commencer la saturation, 56 pour l'achever et 64 pour la porter au degré de soussel d'acide boracique. Les deux composés les plus saturés d'ammoniaque sont, par la chaleur, reconduits de l'état liquide à l'état solide : le sousborate devient d'abord du borate neutre et ensuite, de l'acide boracique. Le fluaté ne saurait subir d'altération. A l'occa-

sion de traiter des sels, nous parlerons d'un acido-boracico-fluate d'ammoniaque qui cristallise par la voie humide et qui n'est pas tout-à-fait hors de rapport avec le sel ammoniacal que forment volumes égaux de gaz acide et de gaz alcalin. On l'obtient en décomposant partiellement l'hydrofluatè d'ammoniaque par de l'acide boracique. L'alcali déplacé, au lieu de se combiner avec une partie de cet acide, se dégage. Le fluatè d'ammoniaque, par lui-même enclin à se constituer avec un excès d'acide (il se constitue aussi, mais par la voie sèche et très-éphémèrement, avec un excès d'alcali), sature cet excès d'acide boracique et renonce à l'ammoniaque qui était retenue pour cette saturation. Le composé, quoique rougissant les couleurs bleues végétales, a une saveur saline franche. On peut par de l'ammoniaque saturer et sursaturer sa solution sans qu'un peu stablement il change de nature, car il suffit d'une chaleur d'évaporation pour que l'ammoniaque le quitte et que le sel avec excès d'acide renaisse. Nous avons vu que la même chose arrive au gaz acide fluorico-boracique combiné en seconde et troisième saturation avec le même alcali. Ce sel aussi peut être sublimé.

Dumas donne au gaz acide boracico-fluorique une composition telle que dans 8 volumes de gaz devraient être contenus 12 volumes de fluore supposé constituable ou $1\frac{1}{2}$ fois le volume du gaz; cela répondrait à 3 rapports de ce comburent sur 1 de bore et supposerait que l'acide boracique ne contient que 3 rapports d'oxygène; mais

alors, le nombre des rapports de ce principe devenant impair, l'acide ne pourrait se maintenir en composition sans eau, ni avec 2^o d'acide radical de fluore s'élever à 8, cette élévation, en raison de ce qu'il se forme un acide, ne pouvant résulter que des 8 d'oxygène au moins qu'il contiendrait. Dumas compose néanmoins l'acide boracique de 20 de bore et de 48 d'oxygène (31, 19 et 68 81.) Toutefois, si pour former les 12 volumes, il a pris de l'acide fluorique radical il aura composé le gaz acide double de 6 rapports de cet acide radical, répondant à 6 rapports d'oxygène et de 1 rapport de bore.

L'acide boracique sépare d'avec le fluaté de silice les trois quarts de cette terre, comme aussi la silice humide sépare d'avec l'acide fluorico-boracique le quart de l'acide boracique. Il naît, dans les deux cas, du tri-acido-fluorico-boracico-fluaté de silice; on a le même composé en saturant de silice la portion d'acide hydrofluorique devenu libre sur l'acide fluorico-boracique décomposé par l'eau dans le quart de son acide boracique. Cinq parties d'acide boracique cristallisé (1 d'acide anhydre et 6 d'eau) absorbent environ 6 1/2 parties de gaz fluaté de silice. Il résulte une matière blanche qui d'abord semble ne pas admettre l'eau, mais dont à la longue l'eau modifie la composition de telle sorte que de la silice et de l'acide boracique se retirent et qu'il subsiste un engagement entre 3 rapports d'acide fluorico-boracique et 1 rapport de fluaté de silice. La matière blanche, avant d'être dé-

composée, consiste en 6 rapports de fluat de silice et 1 rapport d'acide boracique, la combinaison étant hydratée par 6 rapports d'eau. On peut aussi dire que ses constituans sont 1 rapport d'acide hexa-fluorico-boracique et 6 rapports de silicion. Les $3\frac{1}{4}$, comme on le dit, de ce dernier, se retirant à l'état d'oxide, il doit rester $1\frac{1}{2}$ formé en fluorure de silicion et $4\frac{1}{2}$ de fluore unis à $3\frac{1}{4}$ d'un rapport de bore. C'est, à l'eau et à la silice près, la composition qu'on attribue à l'acide fluorico-boracique, lequel avec 6 rapports de silice et 6 rapports d'eau devrait ainsi devenir de la matière blanche. Cette préférence, du moins partielle, que l'acide fluorique donne à l'acide boracique sur la silice explique pourquoi le gaz boracico-fluorique n'attaque pas le verre et autres vases dont la silice fait un des composans. L'acide fluorique paraît aussi préférer l'acide boracique aux alcalis, car du fluat neutre d'alcali auquel on ajoute de l'acide boracique exerce une réaction alcaline. On dirait que la capacité de saturation s'éteint dans l'un acide et décroît dans l'autre. Toujours est-il que, dans ce cas-ci, l'acide boracique neutralise en partie l'acidité de l'acide fluorique, à moins que la réaction alcaline ne proviennede l'acide boracique, que nous avons dit l'exercer dans plus d'une occasion.

Nous avons vu que dans l'hypothèse que le gaz acide fluorico-boracique consistât en fluore uni à du bore, 4 ou 6 rapports d'oxigène seraient à enlever à l'acide boracique par 4 ou 6 rapports

de calcion et le même nombre de rapports de fluore à substituer à l'oxigène. Ce n'est que par cette hypothèse qu'on peut échapper à la conclusion que le fluore serait un corps inconstituable, même en combinaison; mais rien ne contrôle une telle composition, et la capacité de saturation du gaz acide la contrédit. Nous avons vu quedans le gaz acide bi-muriatico-carbonique 1 rapport de carbonate d'ammoniaque neutre ne peut suppléer au manque de 2 rapports d'eau près du même nombre de rapports de muriate d'ammoniaque et qu'il est requis de 1 rapport de pareil carbonate soussaturé de rapport égal d'alcali. Dans le sel de l'acide fluorico-boracique, en supposant que l'acide fluorique radical fut saturé d'ammoniaque, 4 ou 6 rapports de ce sel devraient se contenter de 1 rapport d'acide boracique, et, en cas de saturation plénière, de 1 rapport de borate neutre ou de borate avec excès d'alcali, en remplacement de 4 ou 6 rapports d'eau, ce qui est d'une impossibilité absolue. Dans la supposition que le gaz acide consistât en rapports égaux de ses composans on aurait la ressource de dire que l'acide boracique s'abaisse dans son acidification et que l'oxigène qu'il abandonne pour d'acide en *ique* devenir acide en *eux* déplace le fluore d'avec le calcion; mais alors on retomberait dans l'inconséquence d'attribuer au bore un degré d'acidification que tout concourt à lui refuser.

L'acide fluorique forme avec l'acide nitrique une sorte d'eau regale qu'on peut dire être fausse

à cause qu'elle ne dissout pas l'or. La fonction de l'acide nitrique n'y consiste pas à deshydrogenner l'acide hydrofluorique en fluore, mais à oxider, sous l'influence sollicitante de l'acide hydrofluorique, des métaux avec l'oxide desquels cet acide a de l'affinité, et sur lesquels l'eau régale ordinaire est sans action. L'oxidation se fait sous dégagement d'oxide d'azote. L'acide hydrofluorique devait nécessairement former de l'eau régale avec l'acide nitrique, puisque les acides hydrochlorique et hydrobrômique, bien moins comburens que lui, la forment.

Les autres acides qui à l'état naissant et anhydre seraient présentés à l'acide radical du fluore, pourraient, sans grande opposition, s'y unir. On essayerait la vapeur amiantiforme de l'acide sulfurique fumant avec 172 rapport de fluate dont le métal uni à l'acide sulfurique retient volontiers de l'eau. Les sulfates de soude, de chaux, de fer, sont dans ce cas. La vapeur nitrique pourrait être essayée avec un fluate soluble. L'acide phosphorique anhydre donne d'avance la certitude du succès, puisque par la voie directe il se forme en un pareil composé. Les autres acides pourraient avec espoir de réussite être soumis aux mêmes essais. On ne devrait même pas en exclure l'acide carbonique, qui, en sa qualité d'acide faible, doit avoir les mêmes droits à cette combinaison que l'acide boracique, qui est son compétiteur en faiblesse. On pourrait le présenter sous la forme de gaz acide bi-muriatico-carbonique à un fluate anhydre. Avec les

acides de selène et celui d'arsenic on réussiraient selon toute apparence. Le tellure et le selène au sortir de leur combinaison saturée (nous avons dit que la saturation est là où rapports égaux sont unis) avec le chlore et ainsi à l'état d'oxide, ne repugneraient pas plus à contracter cette union que n'y repugnent le phosphore et le soufre au moment d'être oxidés. Le soufre, naissant à l'état de sousoxide de sa combinaison avec le chlore, qui, d'après l'analyse de Bucholz, et ainsi que nous l'avons vu, consiste en 47, 4, ou 3 rapports de soufre, et 52, 6, ou 1 1/2 rapport, de chlore, donnerait lieu à un composé différent de celui que nous avons décrit. On ne devrait même, dans ces épreuves, pas négliger les comburens, car l'acide radical du fluore, qui, en pénurie de saturant, s'attache à tant d'autres corps, nés'attacherait pas moins à ceux-ci. Il faudra mettre en rencontre les sulfo-brôme et sulfo-iode, comme le bi-sulfo-chlore distillé, avec le second ou le premier fluaté de mercure. Le soufre s'unirait au métal et le comburent quelconque, au radical acide du fluore, ce qui ferait la combinaison insolite dont nous avons revoqué la constituabilité en doute. En mettant en réaction des sels de l'un des trois comburens avec du fluaté acide anhydre de phosphore, servant de décomposant, les acides radicaux devraient, ou s'unir, ou ne pas sortir de place.

Le gaz fluorico-boracique est décomposé par le métal de la potasse : du bore est réduit ou non réduit, suivant le rapport du métal, et de l'a-

noxi-fluorure de potassium est, dans tous les cas, formé. On a une matière brune noirâtre ou seulement une brune qui, au contact de l'air, brûlent en régénérant de l'acide boracique et formant du fluat de potasse, ou en formant ce dernier seul, et que, sous dégagement d'hydrogène, l'eau résout en bore et fluat de potasse ou en fluat de potasse avec acide boracique. Si la réduction de l'acide boracique devait être complète, il faudrait, d'après la composition qu'on attribue au gaz acide, 4 ou 6 rapports de potassium pour 1 rapport de gaz : 120 ou 200 sur 84 ou 116. Quatre ou 6 rapports d'oxi-fluorure seraient formés; mais l'oxygène passe au potassium, et l'acide fluorique radical, au lieu de s'unir à l'oxide de potassium, se combine avec la potasse réduite, ce qui est entièrement dans les habitudes de cet acide. Si le potassium ne pouvait décomposer l'acide boracique, il s'unirait tout simplement à l'acide fluorique radical et l'acide boracique deviendrait libre comme lorsqu'il y a défaut de métal.

L'oxygène et l'hydrogène n'exercent aucune action sur le gaz acide fluorico-boracique. Le premier ne peut rien lui enlever et le second n'y trouve rien à saturer.

Le nombre du fluore supposé constituable est 18; son expansion serait 4. Le nombre de l'acide fluorique radical est 10; l'expansion de son gaz ou de sa vapeur est 2. Le nombre de l'acide hydro-fluorique est 19; son volume proportionnel est inmanquablement 8. L'acide boracico-fluorique a pour nombre 52 ou 68, suivant que dans l'acide

boracique on admet 4 ou 6 rapports d'oxygène. Son expansion est 8. Le nombre du gaz fluaté de silice est 25 172; son expansion, 2. Le fluore ne forme pas d'autres composés qui soient proportionnels. Les signes sont : Fl.; Fl.—O.; Fl. H. ou Fl. — O. + O. H.; Fl. — O. + B. + O \times 4 ou \times 6.; Fl. Si. ou Fl. — O. + O. Si.

ADDITION.

Pendant l'impression de cette première partie il a été découvert un métal ayant des rapports avec le molybdène et qui a été nommé vanadine et vanadion, noms que, pour éviter les longueurs dans leurs dérivés, nous avons traduits par celui de vanade. Nous allons donner les caractères de ce nouveau corps et décrire les combinaisons qu'il forme avec les corps simples.

DU VANADE.

Le vanade joint à une couleur qui n'est pas tout-à-fait aussi blanche que celle de l'argent un éclat métallique notable. Il est très-friable. On lui trouve de l'analogie avec le molybdène. Il est inaltérable à l'air et n'est pas oxidé par l'eau. L'acide nitrique et, à plus forte raison, l'eau régale le dissolvent. La dissolution a une couleur bleue foncée superbe.

Le vanade se combine en trois rapports avec l'oxygène; le premier rapport forme un sousoxide, le second, un oxide et le troisième, un acide

(hemisuroxide), 1 de métal avec 172, 1 et 1 172 d'oxygène. Le sousoxide est noir et mi-brillant. On l'obtient en traitant, à une chaleur rouge, l'acide avec de l'hydrogène. En masse cohérente il conduit l'électricité et, dans son accouplement avec le zinc, il s'excite en négatif au supérieur des métaux réduits connus pour jouir le pluslargement de cette propriété. La présence d'un peu d'oxygène tempère assez son énergie combustible pour le faire surpasser en force électro-motrice les métaux réduits les plus faibles et tels que l'argent, l'or et le platine. Chauffé au contact de l'air, il brûle à la manière des pyrophores. Nous avons vu que les sousoxides des métaux magnétiques éprouvent une semblable combustion sans devoir être chauffés. Le produit de cette combustion est de l'oxide de vanade. L'hydrate de cet oxide est gris-blanchâtre. Placé dans le vide, il laisse échapper son eau; sa couleur retourne alors au noir. Les acides dissolvent l'oxide sans rien leur enlever ou rien y ajouter, et forment avec lui des sels dont les solutions sont bleues. Il se combine aussi avec les oxides et forme avec eux des vanadides. L'acide vanadique est concret et cristallin. Il se fond à une chaleur rouge naissante; en se refigeant sa fonte laisse échapper assez de chaleur pour de nouveau rougir; c'est un phénomène que les chimistes hollandais ont les premiers observé. Une chaleur rouge intense ne le fait pas changer de composition, s'entend, n'en chasse pas le demi-rapport de suroxigène, ce qui prouve que de l'oxide et du

suuroxide sont ses composans. L'acide qui a éprouvé la fusion est brillant et de couleur rouge-orangé. Dans ses couches minces, il est jaune et transparent. On l'obtient en décomposant à une chaleur d'incandescence faible du vanadate d'ammoniaque, sel qui est produit lorsque la solution la plus saturée possible de vanadate de potasse est décomposée par des morceaux d'hydrochlorate d'ammoniaque qu'on y introduit : le vanadate d'ammoniaque, comme peu soluble, se dépose. Il se combine en 4 rapports différens avec l'oxide de son métal. Ces combinaisons sont distinctes par leur couleur, qui tantôt est pourpre, tantôt orangée et, une autre fois, verte. Elles sont plus ou moins solubles dans l'eau; c'est un caractère à ajouter à ceux qui rapprochent le vanade du molybdène et aussi du tungstène, que nous avons dit contracter de pareilles combinaisons. L'acide vanadique qui dispute si opiniâtement la possession de son demi-rapport de suroxigène contre une chaleur d'incandescence forte, le cède sans résistance aux sousacides de combustibles relatifs, aux oxidules de métaux, et autres corps. L'oxide desuroxidé se dissout par la moitié de sa substance dans la portion du sousacide devenue acide entier et, par l'autre moitié, dans une portion qui est restée sousacide, car 1/2 rapport d'oxigène ne peut acidifier au complet audelà d'un demi-rapport de sousacide, et seulement dans le cas presque général, où la différence d'un degré d'acidification à l'autre n'est que de 1 rapport d'oxigène, un effet complet peut être produit.

Les acides hyponitrique, phosphoreux, sulfureux, oxalique, sont dans ce cas; l'oxide régénéré se dissout dans de l'acide non completé d'oxigène. On applique les oxidules en solution dans un acide; l'oxide se dépose ou se joint à l'acide, suivant qu'il a avec lui plus d'affinité ou moins d'affinité que le sesquioxidule ou l'oxide qui est produit: des dissolutions bleues sont toujours formées. C'est évidemment l'affinité de l'acide entier avec l'oxide, l'un et l'autre à naître, qui détermine la double action. L'acide vanadique est soluble dans les acides complets forts. Cette propriété est jusqu'à un certain degré commune à l'hemisuroxide de manganèse et donne lieu à la formation des sels rouges de ce métal. Avec l'acide hydrochlorique, l'acide vanadique forme de l'eau régale, par laquelle l'or et le platine sont dissous. Si l'oxide de vanade régénéré reste hors de solution, cela prouverait que ces deux métaux si faibles ont encore plus d'énergie que le vanade, et alors sa formation en eau régale n'aurait rien de surprenant, car cette eau est formée par tous les acides dont le combustible ne se combine point avec le chlore de préférence à l'or ou au platine; elle se formerait par la même raison avec les suroxides, les hemisuroxides et les acides de métaux qui ne contracteraient pas la même combinaison préférée. Aussi, les derniers forment-ils de l'eau régale réagissant sur les mêmes métaux faibles, lorsqu'on les proportionne d'acide hydrochlorique dans un rapport tel que de l'hemisuroxide, insoluble dans l'acide, reste. L'acide vanadique se

combine avec l'acide radical du chlore, ou le vanade avec le chlore, dans un rapport qui répond à son état d'acide; il résulte de cette combinaison de l'acide sesqui-chlorico-vanadique. Le composé est sous forme liquide et de couleur jaune-pâle. A l'air, il répand une fumée jaune-rougeâtre; de l'acide hydrochlorique est formé et de l'acide vanadique est rendu libre. La partie liquide attire l'humidité de l'air et prend une couleur rouge; il se couvre d'acide vanadique, puis s'épaissit. L'eau produit le même effet, avec la différence qu'étant ajoutée en quantité plus grande qu'il n'est requis pour isoler les deux acides, il est obtenu une combinaison entre l'acide hydrochlorique et l'acide vanadique, dont la couleur est faiblement jaunâtre. Après quelques jours, la couleur passe au vert et finit par être bleue: du chlore se dégage jusqu'à ce que le changement de couleur soit complet. Il reste du chlorure bleu de vanade; le tiers de l'acide hydrochlorique est formé en chlore. L'alcool absolu produit, et bien plus promptement, le même effet sur le composé anhydre, en provoquant la formation du chlore, avec lequel il s'engage en éther muriatique pesant. On obtient, mais éphémèrement, le même composé en dissolvant de l'acide vanadique dans de l'acide hydrochlorique; il ne tarde pas à se dégager du chlore et le liquide change en même temps de couleur. On se procure l'acide sesqui-chlorico-vanadique en dirigeant du chlore sur le mélange de sous-oxide de vanade et d'un peu de poussière de charbon, maintenu au rouge obscur,

Le double acide se vaporise et va se condenser dans la partie froide de l'appareil. C'est une combinaison directe du métal avec 1 1/2 rapport de chlore. Avec l'acide hydrofluorique l'acide vanadique forme une solution incolore dans laquelle le premier acide est en excès. Cet excès, étant expulsé par la chaleur, laisse une masse saline, d'abord blanche et ensuite rouge, mais qui contient encore de l'eau puisqu'une chaleur plus forte la partage en acide hydrofluorique et acide vanadique. La masse rouge, comme celle blanche, forme avec l'eau une solution incolore. On n'a donc pas encore fait de l'acide sesqui-fluorico-vanadique.

Le phosphore et le vanade, l'un et l'autre sortans de combinaison, s'unissent et forment du phosphure. On chauffe jusqu'au rouge-blanc du phosphate de vanade avec du sucre, dont on évite de mettre un excès. Le phosphure de vanade a la couleur grise du sulfure natif de plomb. Par la compression il prend la couleur et l'éclat du graphite.

Le soufre se combine en un seul rapport avec le vanade. On obtient cette combinaison en réagissant sur du sousoxide de vanade par de l'hydrogène sulfuré. Le sousoxide doit être maintenu au rouge-clair; il se vaporise de l'eau et se gazéifie de l'hydrogène, 1/2 rapport de chaque. Le sulfure obtenu est noir; par la compression il se rapproche dans ses parties et prend de l'éclat, mais qui ne peut être réputé métallique. Il n'est décomposable que par les acides oxidans et aci-

difiants, et tels que l'acide nitrique et l'eau régale, lesquels le transforment en sulfate de vanade; ses constituans sont 16 de soufre et 33 de métal. Un degré de sulfuration qui répond à l'acide vanadique est obtenu lorsque de cet acide, dissous dans un hydro-vanado-sulfate (dissolution de l'hydrosulfate de vanade dans un alcali) est décomposé par un acide qui ne cède pas d'oxygène. En masse le composé est noirâtre; pulvérisé, il est couleur de foie. Chauffé en vase clos et avant d'avoir eu le contact de l'air, il se partage en eau, en soufre sublimé et en sulfure simple. C'est, d'après cela, de l'hemi-hydrosulfate d'oxide ou de l'hemi-hydrosulfite de sous-oxide : 1 1/2 d'acide hydrosulfurique pour 1 d'oxide, ou 1 1/2 de soufre hydrogené, pour 1 de sous-oxide.

L'acide vanadique se combine en 2 rapports avec l'acide sulfurique affaibli par la moitié de son poids d'eau. On fait la combinaison à chaud et on chasse l'excès d'acide sulfurique. La chaleur doit être aussi faible que l'effet à produire le permet. Il se forme des cristaux bruns-rougeâtres, qui attirent fortement l'humidité de l'air et se dissolvent dans l'eau sans rien déposer. Cette combinaison consiste en rapports égaux des deux acides. Le rapprochement de la solution fait déposer de l'acide vanadique et prédominer l'acide sulfurique. On peut aussi avoir une combinaison avec excès d'acide vanadique, non par surcroît de matière, mais en capacité augmentée de saturation du chef de 1/2 rapport d'oxygène de plus

dont se charge l'oxide. Pour l'obtenir on fait dissoudre du sulfate (bleu) de vanade dans l'acide nitrique et on évapore jusqu'à siccité : 172 rapport d'oxigène se détache de l'acide nitrique pour s'unir à l'oxide de vanade et le convertir en acide vanadique. Il reste une masse saline rouge que l'eau dissout sans en être notablement colorée. On suppose l'existence dans cet acide double de 172 rapport d'acide vanadique sur 1 rapport d'acide sulfurique, mais pour la composition duquel nous ne saurions trouver les matériaux dans le sulfate neutre de vanade, lequel sulfate, pour le former, devrait être de l'hemi-soussulfate. Il y a, comme nous venons de le dire, 172 rapport d'oxigène de plus que dans le sulfate, lequel oxigène, uni à l'oxide de vanade, transforme celui-ci en acide et augmente du tiers sa capacité de saturation à l'égard de l'acide sulfurique, si c'est entre les oxigènes et non entre les acides, et par parité de radicaux, que s'établissent les rapports. Il y a ici 3 rapports d'oxigène dans l'acide sulfurique et 1 172 dans l'acide vanadique.

Si l'acide vanadique n'a pas encore formé avec les acides radicaux du chlore et du fluore des composés où il serait adjoint à ces acides dans le même rapport qu'il l'est à l'oxigène, c'est qu'on n'a pas encore employé les moyens propres à les obtenir, mais il y a peu de doute qu'il les forme; ce seraient de doubles acides analogues à ceux que donnent les mêmes acides radicaux avec les acides de manganese, de chrome, de molybdene et de tungstène. Les es-

sais à faire conduiront peut-être à la découverte du suroxyde qui, dans l'acide vanadique, est uni à l'oxyde et forme avec lui cet acide : 2 et 1 d'oxygène avec 2 de métal, égal à 1 $\frac{1}{2}$ d'oxygène pour chaque 1 de métal formé en acide. Il ne faudrait pour le découvrir que le partage de l'acide en ses deux constituans prochains. Le plus haut degré d'oxydation qui en résulterait, en se partageant à son tour en métal avec 1 d'oxygène et métal avec 3 d'oxygène, ferait connaître l'acide vrai du vanade. La rétraite successive d'une portion de métal à l'état d'oxyde doit mener à ces degrés d'oxydation plus avancée; c'est de cette manière que l'acide vrai du tungstène a été produit. L'acide vanadique, par son union avec le suroxyde de vanade, formerait de l'acide vanadeux, à 2 $\frac{1}{2}$ d'oxygène, et semblable aux acides manganeseux tungsteux, et molybdeux.

Le vanade a été découvert par M. Sefstroem et examiné par lui et par M. Berzelius.

Le nombre du vanade est 33; celui de son oxyde, 41. Son acide est représenté par 45; cet acide est, d'après cela, un hemisuroxyde ou oxydo-suroxyde. Les signes sont : Vn.; O. Vn.; O. Vn. o.

FIN DE LA PREMIERE PARTIE.