
TROISIÈME SECTION.
DE LA MINÉRALOGIE.
CORPS COMBUSTIBLES.

CHAPITRE PREMIER.

Des corps combustibles en général.

Nous avons déjà parlé de la combustion dans l'histoire de l'air. L'ordre que nous avons adopté exige que nous rappelions en peu de mots ce qui a été dit sur cet objet.

Un corps combustible est, suivant Stahl, un composé qui contient le feu fixe ou le phlogistique. La combustion n'est, d'après sa théorie, que le dégagement de ce feu fixé, & son passage à l'état de feu libre; ce dégagement se manifeste par la lumière & par la chaleur. Lorsqu'il est entièrement fini, le corps qui l'a éprouvé rentre dans la classe des matières incombustibles, & on peut lui rendre sa première combustibilité, en lui rendant son phlogistique, ou en lui unissant la matière du feu, fixée dans un autre corps. Nous avons trouvé

quatre grandes difficultés dans cette théorie ; 1^o. l'impossibilité de démontrer la présence du phlogistique ; 2^o. l'augmentation de poids par la combustion, qui ne peut pas se concevoir avec la perte d'un principe ; 3^o. la perte de poids du corps par l'addition du phlogistique, lorsqu'on le fait passer de l'état incombustible à l'état inflammable ; 4^o. le peu d'attention que Stahl avoit faite à la nécessité de l'air.

Ce dernier phénomène mieux observé, & l'augmentation de poids des corps incombustibles pendant leur combustion, a fait naître la théorie suivante.

Un corps n'est combustible que parce qu'il tend fortement à se combiner avec la base de l'air vital ou l'oxigène. La combustion n'est que l'acte même de cette combinaison, elle n'a lieu qu'autant que l'oxigène perd le calorique qui le tenoit en état d'air. Cette opinion est fondée sur les quatre faits suivans : 1^o. Un corps ne peut brûler sans air vital ; 2^o. plus l'air est pur, plus la combustion est rapide ; 3^o. dans la combustion, il y a absorption de l'air & l'augmentation de poids dans le corps brûlé ; 4^o. enfin, le corps brûlé dans l'atmosphère contient en oxigène la partie en poids que l'air atmosphérique a perdue, & on peut souvent extraire cet oxigène par différens moyens que nous connoîtrons plus bas.

Macquer avoit réuni cette théorie avec celle de Stahl, en regardant la lumière fixée comme le phlogistique, & en admettant l'air vital comme précipitant de la lumière; il pensoit que dans toute combustion, le phlogistique étoit séparé dans l'état de lumière par l'air vital qui prenoit sa place dans le corps combustible, & il regardoit ces deux matières, la lumière & l'air vital, comme les précipitans l'une de l'autre; ainsi, lorsqu'on faisoit passer la lumière fixée d'un corps combustible dans un corps déjà brûlé, il croyoit que ce passage n'avoit lieu qu'à mesure que l'air vital, uni au corps brûlé, cédoit sa place à la matière de la lumière, & se transportoit dans celui d'où la lumière s'échappoit. La forme exacte & rigoureuse que la doctrine moderne a acquise depuis quelques années n'exige, ne permet même plus qu'on ait recours à ces théories compliquées & forcées; en la rappelant ici, nous ne ferons qu'ajouter à la simplicité & à la clarté.

L'air vital est composé d'une base fixable appelée *oxigène*, & qui est tenue en dissolution dans l'état de fluide élastique par le calorique & la lumière. Lorsqu'on chauffe un corps combustible dans ce fluide, ce corps décompose l'air vital, en s'emparant de sa base ou de son *oxigène*, & alors le calorique & la lumière

devenues libres , reprennent tous leurs droits ; & s'échappent avec les caractères qui les distinguent ; savoir , le premier sous forme de chaleur , & la seconde sous forme de flamme. Suivant cette doctrine , l'air vital est le véritable & le seul corps combustible. Cette théorie semble ne pas détruire la présence du phlogistique dont la lumière joue ici le rôle , mais elle diffère de celle de Stahl par le lieu du phlogistique ou du feu fixé , que nous admettons dans le corps qui sert à la combustion , tandis que Stahl l'admettoit dans le corps combustible. Quoiqu'on puisse faire contre le principe oxigène de l'air vital une partie de l'objection qu'on a faite contre le phlogistique de Stahl , puisqu'on ne connoît pas plus ce principe isolé ou pur , puisqu'il est toujours ou combiné avec le calorique dans l'air vital , ou avec les corps combustibles lorsqu'ils ont brûlé ; puisqu'enfin il ne fait , comme le phlogistique , que passer d'un corps dans un autre , & changer de combinaison sans pouvoir être séparé & présenté dans un état de pureté ; il y a cependant une très-grande différence entre les deux théories ; la dernière , celle que nous admettons , a tous les caractères de l'exactitude & de la vérité ; elle est fondée sur l'addition ou la soustraction du poids , ce qui n'a jamais pu être fait dans la doctrine de Stahl.

Les

Les différens corps combustibles présentent beaucoup de degrés ou de différences dans leur tendance à se combiner avec l'oxigène ; & il paroît que le plus ou le moins de combustibilité dépend des rapports variés qui existent entre ce principe & les corps combustibles ; de sorte qu'on pourroit établir un ordre de leur combustibilité , & construire une table de leur affinité avec la base de l'air vital.

Cette variété d'affinité entre les corps combustibles & l'oxigène , est la cause des différens phénomènes que ces corps présentent dans leur combinaison avec ce fluide.

On pourroit, d'après cela , distinguer quatre sortes de combustions.

1°. La combustion, avec flamme & chaleur ; comme celle du soufre , &c.

2°. La combustion avec chaleur sans flamme ; comme celle de plusieurs métaux , &c.

3°. La combustion avec flamme sans chaleur ; comme celle des phosphores , &c.

4°. La combustion très-lente , sans flamme ni chaleur apparentes , comme cela a lieu par le contact de certains corps combustibles avec l'air , ou lorsque l'oxigène , fixé dans un corps et dépourvu de calorique , passe immédiatement , tacitement , pour ainsi dire , de ce corps dans un autre.

Il faut observer qu'outre cette distinction ,

la combustion diffère encore par un grand nombre d'autres phénomènes particuliers à chaque corps combustible. La rapidité, la couleur, l'étendue de la flamme, l'odeur qui l'accompagne, la quantité d'oxygène absorbée, la forme, la couleur, la pesanteur, l'état du résidu du corps brûlé, & plusieurs autres circonstances, qu'il seroit inutile de développer ici, & qui seront traitées, avec toute l'importance qu'elles méritent, à l'article de chaque corps combustible, établissent les différences essentielles, & propres à caractériser chacun des êtres qui appartiennent à cette classe.

En considérant toutes les variétés que présentent les corps combustibles pendant leur combustion, on ne peut s'empêcher de convenir que leur cause n'est point encore connue, & qu'il reste des découvertes importantes à faire sur ce point de la théorie chimique; déjà les degrés d'affinité différens, que paroissent avoir les divers corps combustibles, pour s'unir à l'oxygène, peuvent servir à expliquer une partie de ces phénomènes; en effet, il est naturel de croire qu'un corps, qui a une grande attraction pour se combiner avec ce principe, offrira dans cette combinaison plus de chaleur, plus de mouvement & plus de lumière, parce que celle-ci sera séparée de l'air vital avec plus d'énergie. Mais cette doctrine n'explique point encore quelle est la cause

de la couleur si variée de la flamme des différens corps inflammables ; pourquoi , par exemple , le cuivre brûle en verd , &c. Elle n'explique point non plus , au moins par des expériences , comment quelques matières combustibles brûlent sans flamme apparente , à moins qu'on ne croie , avec plusieurs physiciens , que la matière de la lumière est la même que celle de la chaleur , & n'en diffère que parce qu'elle est plus divisée , plus éparpillée ; or , on fait combien cette opinion souffre encore de difficultés. Si l'on se rappelle que la lumière est un des principes de l'air vital , & qu'elle s'en dégage pendant la combustion , on pourroit croire que ce corps est dégagé diversement de l'air vital par les différentes matières combustibles ; qu'il y en a , par exemple , où toute la lumière , l'ensemble de ses sept rayons ou principes , est séparée ; qu'il en est d'autres où il n'y a que le rayon orangé de dégagé comme par le gaz nitreux , le jaune ou le verd comme par le zinc & le cuivre ; mais cette hypothèse , dont il a déjà été question dans l'histoire de la combustion , traitée à l'article de l'air , n'est point encore appuyée par l'expérience. Il suffit qu'il soit presque démontré que la lumière est plutôt contenue dans l'air vital que dans les corps combustibles. En effet , comment concevoir qu'un corps aussi divisé & aussi élastique en même-temps , que la lumière , puisse se fixer & prendre de la solidité

N'est-il pas plus naturel & plus conforme à toutes les idées de la saine physique, de penser que, loin de pouvoir prendre ainsi une forme solide, la lumière est plutôt capable de la faire perdre à ceux qui en jouissent, & qu'elle est une des causes de l'élasticité de l'air vital, qui n'est que l'oxigène solide par lui-même uni au calorique & à la lumière ?

Quoiqu'il reste donc encore quelques difficultés à résoudre dans l'histoire de la combustion, il est bien prouvé, aujourd'hui, que les corps combustibles, qui ont brûlé, ont tout-à-fait changé de nature; que l'oxigène qui est fixé, leur donne toujours plus de pesanteur absolue; & que ce principe y prend lui-même une forme plus solide que celle qu'il avoit dans sa combinaison avec le calorique & la lumière qui le constituent air vital.

Nous divisons les matières combustibles du règne minéral en cinq genres; savoir, le diamant, le gaz hydrogène ou inflammable, le soufre, les matières métalliques & les bitumes.



CHAPITRE II.

Genre I. *DIAMANT.*

LE diamant est une substance unique dans son espèce ; on l'a placé avec les pierres, parce qu'il en a la dureté, l'insipidité, l'insolubilité. Il est d'ailleurs le plus transparent & le plus dur de tous les minéraux. Sa dureté est telle que l'acier le mieux trempé ne mord point sur lui, & qu'on ne peut user les diamans qu'en les frottant l'un contre l'autre ; c'est ce qu'on nomme égriser.

Les diamans se trouvent aux grandes Indes, particulièrement dans les royaumes de Golconde & de Visapour. On en tire aussi du Brésil ; mais ils paroissent d'une qualité inférieure : on les connoît dans le commerce, sous le nom de *diamans de Portugal.*

Les diamans se rencontrent ordinairement dans une terre ochracée, jaunâtre, sous des roches de grès & de quartz ; on en trouve aussi quelquefois dans l'eau des torrens ; ces diamans ont été détachés de leurs mines. Il est rare que les diamans soient d'un certain volume. Les souverains de l'Inde gardent les plus volumineux,

afin que le prix de ces substances ne diminue point.

Les diamans ne sortent pas de la terre avec leur éclat; il ne s'en trouve de brillans que dans les eaux. Tous ceux que l'on retire des mines sont enveloppés d'une croûte terreuse, qui recouvre une seconde couche de la nature du spath calcaire, suivant M. Romé de Lifle.

Souvent les diamans n'ont pas de forme régulière; ils sont plats ou roulés. Quelquefois ils offrent des cristaux réguliers en octaèdres formés de deux pyramides quadrangulaires, réunies par leurs bases; on en trouve aussi à 12, à 24 & à 48 faces.

Quelques diamans sont parfaitement transparents & de la plus belle eau; d'autres sont tachés, veinés, nués; alors ils perdent beaucoup de leur prix. Il en est qui ont des teintes uniformes & bien marquées de jaune, de rouge, de bleu, de noir; ces derniers sont fort rares.

Les diamans paroissent être formés de lames appliquées les unes sur les autres; on les divise aisément, en les frappant dans le sens de ces lames, avec un instrument de bon acier. Il y a cependant quelques diamans qui ne paroissent point composés de lames distinctes, mais de fibres entortillées, comme sont celles que l'on

observe dans les nœuds du bois. Ces derniers sont fort durs & ne peuvent être travaillés; les lapidaires les nomment *diamans de nature*.

La transparence, la dureté du diamant, la forme cristalline régulière qu'il affecte, avoient déterminé les naturalistes à ranger cette substance au nombre des pierres vitrifiables. Ils le regardoient comme la matière du cristal de roche, la plus pure & la plus homogène. Ils le croyoient inaltérable au feu, parce que les joailliers sont dans l'usage de faire chauffer, & même rougir les diamans tachés de jaune; par ce procédé, les taches deviennent noires, & n'empêchent pas l'éclat de la pierre. Cependant on savoit que le diamant étoit plus pesant & plus dur que le cristal de roche, & qu'il avoit une propriété électrique très-marquée; mais on n'attribuoit cela qu'à son extrême pureté.

On fait que tous les corps transparens pierreux ou salins refrangent la lumière, en raison directe de leur densité, mais que les corps transparens combustibles la refrangent en raison double de leur densité. Le diamant a une force réfringente presque triple de celle qu'il devoit avoir en raison de sa densité; il paroît que c'est de cette grande force réfringente que dépend le singulier éclat du diamant. Comme il est très-

transparent, & que la lumière se refrange fortement entre ses lames lorsqu'on multiplie ses surfaces par la taille, chacune de ses facettes fournit un faisceau de lumière très-brillant. Aussi ceux qui sont taillés à facettes sur toute leur circonférence ont-ils un éclat bien supérieur à ceux qui ne sont taillés que d'un côté; c'est pour cela que les lapidaires désignent les premiers sous le nom de *brillans*, & qu'ils appellent les seconds des *roses*.

Boyle avoit dit que le feu altéroit les diamans, & qu'il s'en dégageroit des vapeurs âcres; mais le fait annoncé par ce physicien ne fixa point l'attention des savans. Cependant Cosme III, grand-duc de Toscane, vit à Florence, en 1694 & 1695, le diamant se détruire au miroir ardent. L'empereur François I fut aussi témoin, à Vienne, de la destruction du diamant par le simple feu des fourneaux.

M. d'Arcet, dans ses belles expériences sur les matières pierreuses, exposées à l'action d'un feu violent & continu, n'oublia pas les diamans. Il annonça qu'ils s'évaporent dans le sens de leurs lames, & que si on arrêtoit l'évaporation à propos, ce qui restoit n'étoit nullement altéré, & n'offroit qu'un diamant de moindre volume.

M. d'Arcet voulant savoir si l'évaporation du

diamant n'étoit pas une simple décrépitation, imagina de le traiter dans des vaisseaux différemment fermés. Il prit une sphère de pâte de porcelaine, & après l'avoir coupée en deux, il plaça un diamant au centre; il ajusta ensuite les deux hémisphères, de manière que le diamant se formant à lui-même sa cavité, il n'y eût pas d'espace vide autour. Ayant laissé ces boules au four jusqu'à ce qu'elles fussent cuites, il les cassa, & trouva la loge vide & le diamant évaporé, sans qu'on pût appercevoir la moindre gerçure à la boule.

M. d'Arcet a varié cette expérience de plusieurs manières; tantôt en prenant des boules de pâte de porcelaine, tantôt des creusets de porcelaine cuite, fermés d'un bouchon de pareille matière, enduit avec une substance fusible qui, en se vitrifiant au feu, faisoit un lat hermétique. M. d'Arcet a toujours vu le diamant disparaître, & en a conclu qu'il étoit évaporable sans le secours de l'air.

Depuis, MM. d'Arcet & Roux ont observé qu'il n'étoit pas nécessaire d'avoir recours à des feux d'une si grande violence, pour opérer la volatilisation du diamant; & en 1770 M. Roux en volatilisa un, aux écoles de médecine, en cinq heures de temps, dans un fourneau de coupelle.

En 1771, Macquer observa un nouveau phénomène, relatif à la destruction de cette substance. Ayant eu un diamant à volatiliser, il employa le fourneau de Pott, auquel il avoit fait quelques corrections. Ce fourneau, lorsqu'il est terminé par un tuyau de poêle de dix à douze pieds de hauteur, produit une chaleur égale à celle d'un four à porcelaine dure. Macquer avoit placé une moufle au centre de son fourneau, qui n'avoit qu'un tuyau de deux pieds. Il mit un diamant taillé en brillant, & pesant trois seizièmes de karat, dans une coupelle qu'il plaça d'abord au-devant de la moufle bien rouge; il eut soin de ne l'enfoncer que par degrés, pour éviter que le diamant ne s'éclarât. Au bout de vingt minutes, ayant observé le diamant, il le trouva augmenté de volume & beaucoup plus brillant que la capsule dans laquelle il étoit; enfin il observa une flamme légère & comme phosphorique, qui formoit une auréole très-marquée autour de la pierre; mais il ne sentit point de vapeurs âcres, comme l'avoit annoncé Boyle. Le diamant ayant été reporté sous la moufle, au bout de trente minutes il étoit entièrement disparu, sans laisser après lui aucune trace. Aussi Macquer a volatilisé, en moins d'une heure, un diamant de près de quatre grains, & il a vu que ce corps brûle

avec une flamme sensible, à la manière des autres corps combustibles.

- Ce fait, annoncé par Macquer, a été vérifié plusieurs fois depuis. En 1735, Bucquer a volatilisé un diamant d'environ trois grains & demi; il s'est servi du fourneau de Macquer, mais sans tuyau, & la moufle est restée ouverte presque tout le temps de l'opération, afin qu'on pût voir ce qui se passoit pendant la combustion du diamant. Il est resté environ quinze minutes avant de s'enflammer, & à compter du moment de l'inflammation, il n'a pas fallu vingt-cinq minutes pour son entière volatilisation.

Comme aucune de ces expériences ne démonstroient ce que devenoit le diamant, MM. Macquer, Lavoisier & Cadet, résolurent de faire quelques essais dans des vaisseaux clos. Ils chauffèrent vingt grains de diamans dans une cornue de grès, avec un appareil propre à retenir les produits, s'il eût passé quelque chose; ils employèrent un feu de la plus grande violence, & n'obtinrent rien; ils trouvèrent les diamans bien entiers, mais ayant perdu un peu de leur poids; ils soupçonnèrent, dès-lors, que cette perte dépendoit de ce que les diamans avoient brûlé, en partie, à l'aide du peu d'air renfermé dans les vaisseaux; les diamans, d'ailleurs, étoient couverts d'un enduit noirâtre, & comme char-

bonneux, qui dispaſſoit promptement en les frottant ſur la meule.

Pendant que les chimistes s'occupoient des recherches ſur le diamant, les lapidaires croyoient toujours à la parfaite indeſtructibilité de cette pierre. L'un d'eux, M. le Blanc, porta chez M. Rouelle un diamant pour être expoſé au feu ; mais il voulut l'envelopper à ſa manière. En conſéquence, il le mit dans un creuſet avec un ciment de craie & de poudre de charbon ; ce premier creuſet fut enfermé dans un autre, fermé de ſon couvercle, & luté avec le ſable des fondeurs. Cet appareil reſta au feu pendant quatre heures, ainſi que pluſieurs autres diamans, ſur leſquels M. Rouelle travailloit. Au bout de ce temps, les diamans de M. Rouelle avoient diſparu, ainſi que celui de M. Leblanc. M. Mailard, autre lapidaire, ſe rendit chez M. Cadet, où travailloient MM. Macquer & Lavoifier ; ayant apporté trois diamans, il propoſa de les expoſer au feu, après qu'il les auroit cimentés à ſa manière. Il remplit de charbon pilé & bien preſſé le fourneau d'une pipe, & ayant mis les diamans au centre du charbon, il couvrit la pipe d'une plaque de fer, qu'il luta avec le ſable des fondeurs ; la pipe fut renfermée dans un creuſet garni de craie, & revêtu d'un enduit de ſable détrempé avec l'eau ſalée. Le tout fut

mis au fourneau de Macquer, & effuya un feu tel qu'au bout de deux heures l'appareil étoit ramolli & prêt à couler. Après l'opération, le creuset étoit vitrifié & informe; on le cassa, avec précaution, & l'on trouva la pipe bien entière: le charbon qu'elle contenoit étoit parfaitement noir, & les diamans n'avoient rien perdu. Ils étoient seulement noircis à leur surface, mais en les frottant sur la meule, ils redevinrent blancs & brillans. Macquer a répété cette expérience dans le grand four qui cuit la porcelaine dure de Sèves, elle a réussi de même; cependant, comme le fer qui couvroit la pipe avoit été fondu, une partie ayant atteint le diamant, l'avoit scorifié d'un côté; mais l'autre étoit bien entier; le feu avoit duré vingt-quatre heures.

M. Mitouard, ayant eu occasion de traiter plusieurs diamans dans des vaisseaux fermés & avec différens cémens, a reconnu que le charbon étoit celui de tous qui empêchoit le mieux la combustion de ce corps.

Tous les chimistes ont été persuadés par ces faits, que le diamant brûloit à la manière des corps combustibles, & qu'il ne se détruisoit, comme le charbon, qu'autant qu'il avoit le contact de l'air. Cependant les expériences très-

bien faites & très-multipliées de M. d'Arcet, sembloient établir le contraire. Pour éclaircir ce point de théorie, Macquer prit du charbon en poudre, il en remplit plusieurs boules de porcelaine cuite & plusieurs creusets de pâte de porcelaine; le charbon se réduisit en cendres dans les creusets de porcelaine non cuite; les cendres même se vitrifièrent, tandis que le charbon renfermé dans les vaisseaux de porcelaine cuite, resta sans altération; d'où ce chimiste a conclu qu'il y a une grande différence entre ces deux sortes de vaisseaux. Il pense que pendant la cuite de la porcelaine, il se fait des fentes, des gerçures peu sensibles, mais suffisantes pour faciliter la combustion, & que ces porcelaines prenant de la retraite en se refroidissant, toutes ces petites ouvertures se referment & disparoissent entièrement après la cuite.

M. Lavoisier a ajouté à ces expériences de nouvelles recherches qui prouvent que le diamant ne se brûle qu'autant qu'il a le contact de l'air. Il a exposé des diamans au foyer de la lentille de M. de Trudaine, après les avoir couverts d'une cloche, sous laquelle il a fait monter de l'eau ou du mercure, en aspirant l'air. Ce chimiste, dans des travaux sur les effets du verre ardent, faits en commun avec MM. Mac-

quer, Cadet & Briffon, avoit déjà observé que si on chauffoit brusquement les diamans, ils pétilleroient & s'éclatoient sensiblement, ce qui n'arrive pas lorsqu'on les chauffe lentement & par degrés. Il a vu aussi les diamans se fondre & couler en certains endroits: la surface de ceux qui étoient restés quelque temps exposés au feu de la lentille lui a paru criblée de petits trous comme une pierre ponce. En les chauffant dans l'appareil pneumatique - chimique décrit ci-dessus, il s'est convaincu que le diamant ne brûloit que pendant un certain temps plus ou moins long, à raison de la quantité d'air contenu sous la cloche; il a examiné l'air dans lequel avoit brûlé le diamant, & il l'a trouvé absolument semblable à celui qui reste après la combustion de tous les autres corps combustibles, c'est-à-dire, privé de la partie d'air vital propre à entretenir ce phénomène. Une circonstance qu'il faut noter, c'est que cet air, résidu de la combustion du diamant, précipitoit l'eau de chaux & contenoit de l'acide carbonique.

Pour constater de plus en plus la nature du diamant, M. Lavoisier a essayé de le brûler sous une cloche pleine d'acide carbonique. Le diamant a éprouvé un peu de déchet dû, sans doute, à une portion d'air mêlé à cet acide. Ce chimiste pense que cette perte dépend aussi en

grande partie, de la volatilisation du diamant, & il en conclut que ce corps pourroit se volatiliser en entier dans des vaisseaux fermés, si on lui appliquoit une chaleur suffisante. M. Lavoisier ayant opéré de même sur le charbon, a eu des résultats analogues, soit relativement à la combustion, soit relativement à la volatilisation. Il a aussi vu le diamant se noircir toujours à sa surface.

Il résulte de ces différens faits, que le diamant est une substance très-différente des pierres; que c'est, au contraire, un véritable corps combustible, susceptible de brûler avec flamme toutes les fois qu'on le chauffe jusqu'à le faire rougir avec le contact de l'air; en un mot, que c'est un corps combustible volatil, puisque le diamant ne laisse aucun résidu fixe; qu'il ressemble parfaitement au charbon, par la manière dont il se comporte au feu, encore qu'il en diffère beaucoup par sa transparence, sa pesanteur, sa dureté, & plusieurs autres propriétés. Toutes ces expériences, ainsi que l'art de cliver le diamant, ont appris qu'il est formé de lames ou de couches placées les unes sur les autres; qu'il y a quelquefois entre ces couches une matière étrangère colorante à laquelle est peut-être dû l'enduit charbonneux dont se couvrent les diamans chauffés,

chauffés, sur-tout dans les vaisseaux fermés. C'est cette couche colorée placée plus ou moins profondément, qui rend incertain le procédé employé par les lapidaires pour blanchir les diamans tachés. Si elle est peu profonde, elle peut se détruire facilement, & le diamant sera blanchi. Si elle est, au contraire, dans l'intérieur de ce corps, on ne pourra l'enlever que par la destruction successive des lames qui la recouvrent, & alors il faut quelquefois détruire presque entièrement le diamant avant de lui enlever sa couleur.

Malgré tous ces travaux, on ne fait rien encore sur la composition du diamant, & on doit le regarder, dans l'état actuel de nos connoissances, comme un corps combustible particulier & différent de tous les autres.

Le diamant n'est d'usage que comme ornement; mais la propriété qu'il a de réfranger les rayons lumineux, de les décomposer & d'offrir à l'œil les couleurs les plus brillantes & les plus vives, le rend véritablement précieux, sans qu'on puisse attribuer au caprice de la mode l'estime dont il jouit. Sa dureté excessive à laquelle il doit le poli inaltérable de ses surfaces, sa rareté & l'art de la taille ajoutent encore à son prix. On s'en sert avec avantage pour graver sur le verre & sur les pierres dures, & pour

donner à ces corps la forme & les grandeurs convenables.

La poussière des diamans sert à user & à polir ceux qui sont entiers.

CHAPITRE III.

Genre II. GAZ HYDROGÈNE.

LE gaz, nommé *air inflammable* par Priestley ; & que nous désignons par le nom de *gaz hydrogène*, est un fluide aériforme qui jouit de toutes les propriétés apparentes de l'air. Il est environ 13 fois plus léger que lui, il ne peut servir à la combustion, il tue très-promptement les animaux en leur donnant des convulsions vives ; il a une odeur forte & très-reconnoissable : une de ses propriétés caractéristiques est de s'allumer lorsqu'il est en contact avec l'air & qu'on lui présente un corps enflammé, ou qu'on y fait passer l'étincelle électrique.

Le gaz hydrogène étoit connu depuis longtemps dans la nature & dans l'art. Les mines métalliques, celles de charbon de terre, la surface des eaux, les matières animales ou végétales en putréfaction avoient offert un grand nombre d'exemples de vapeurs combustibles naturelles. L'art s'étoit exercé à en produire

dans la dissolution de plusieurs métaux par les acides sulfurique & muriatique, par la distillation des substances animales & végétales. Mais personne, avant M. Priestley, n'avoit imaginé de recueillir ces vapeurs dans des récipients, & d'en examiner les propriétés. Ce physicien a découvert qu'elles formoient une espèce de fluide élastique permanent.

Le gaz hydrogène présente tous les phénomènes des corps combustibles dans un degré très-marqué. Comme eux, il ne peut brûler sans le contact de l'air; il brûle avec une flamme plus ou moins rouge, lorsqu'il est bien pur, & bleue ou jaune, quand il est uni à quelque substance capable de modifier ses propriétés. Souvent il pétille & produit en brûlant de petites étincelles brillantes, avec un bruit semblable à celui du nitre qui détone. Il s'excite dans sa combustion une chaleur vive; il s'allume par le contact de l'étincelle électrique.

Il brûle d'autant plus rapidement qu'il est environné d'une plus grande quantité d'air. Comme ces deux fluides ont une agrégation pareille, on conçoit qu'il est possible de les mêler, de sorte qu'une molécule de gaz hydrogène soit environnée de molécule d'air; & qu'alors il doit brûler avec rapidité. C'est aussi

ce qui a lieu lorsqu'on enflamme un mélange de deux parties d'air atmosphérique & d'une partie de gaz hydrogène ; ce mélange s'allume , il brûle dans un instant , & en produisant une explosion vive , semblable à celle de la poudre à canon ; le gaz hydrogène seul ne brûle , au contraire , que lentement & à sa surface.

On peut le faire brûler de même en un instant & avec beaucoup plus de véhémence , si on en mêle deux ou trois parties avec une partie d'air vital ou gaz oxigène ; il produit alors une explosion beaucoup plus considérable que dans l'expérience précédente.

M. Cavendish avoit remarqué , plusieurs années avant M. Lavoisier , que toutes les fois qu'on brûloit du gaz hydrogène , il se manifestoit toujours des gouttes d'eau. En faisant brûler ce gaz dans un vaisseau plein d'air vital , & au-dessus du mercure , il se fait un vide dans l'appareil , le mercure remonte , & les parois du vase se trouvent enduites d'une grande quantité de gouttelettes d'eau très-pure , qui augmente en quantité à mesure que la combustion s'opère. M. Lavoisier a combiné de cette manière une assez grande quantité de ces deux fluides élastiques l'un avec l'autre , pour pouvoir obtenir plusieurs gros d'eau. Il a eu soin de faire passer l'un & l'autre de ces fluides à travers un

cylindre de verre rempli d'alkali fixe caustique bien sec, afin de les dépouiller de la portion d'eau qu'ils pouvoient contenir. L'eau qu'il a obtenue répondoit parfaitement par son poids à celui des fluides élastiques qu'il avoit employés; & il en a conclu qu'elle est en effet un composé de la base de ces deux gaz; savoir, de six parties en poids d'oxigène & d'une partie d'hydrogène; car il est aisé de concevoir, d'après tout ce que nous avons fait connoître jusqu'ici, que le calorique & la lumière de l'air vital & du gaz hydrogène se dégagent pendant leur combustion. C'est à ce dégagement qu'on doit attribuer la pesanteur de l'eau comparée à celle des gaz oxigène & hydrogène; ce fluide est à la pesanteur du gaz hydrogène comme 11050 est à 1, en supposant celle de ce dernier gaz, relativement à celle de l'air, dans le rapport de 13 à 1; ce rapport sera encore bien plus éloigné, si l'on élève la légèreté du gaz hydrogène à 16, comme il paroît que cela peut être, lorsqu'il est d'une parfaite pureté.

L'eau obtenue par la combustion de l'air vital & du gaz oxigène, s'est trouvée contenir quelques grains d'acide nitrique. Pour concevoir la formation de cet acide, il faut se rappeler que M. Cavendish l'a produit en combinant, à l'aide de l'étincelle électrique, sept parties d'air vital & trois parties de gaz azote de l'atmosphère.

phère. Or, l'air vital que M. Lavoisier a employé pour son expérience ayant été retiré du précipité rouge ou oxide mercuriel par l'acide nitrique, cet oxide qui l'a fourni a bien pu donner une petite quantité de l'azote qui entre dans sa composition; ainsi cette portion d'acide ne change rien au résultat & aux assertions de M. Lavoisier sur la production de l'eau. Si l'on compare à cette belle expérience celle par laquelle le même chimiste a décomposé l'eau en la faisant tomber sur le fer, le zinc & le charbon rouge, ainsi que sur les huiles bouillantes, & en a retiré du gaz hydrogène, en proportion de la combustion qui avoit lieu dans ces différens corps, on sera convaincu que cette théorie de la nature de l'eau est appuyée sur des fondemens aussi solides que toutes celles qui ont été proposées sur les différens faits chimiques.

La proportion des composans de l'eau, démontrée par les expériences les plus exactes, est de 85 parties d'oxigène & de 15 d'hydrogène en poids.

Il ne reste plus qu'un point à déterminer sur la nature du gaz hydrogène; cet être est-il simple ou composé? est-il d'une seule espèce toujours identique? peut-on le regarder comme le phlogistique de Stahl, ainsi que le pensent plusieurs chimistes anglois, & sur-tout M. Kirwan?

A l'égard de la première question, les chimistes sont aujourd'hui bien près d'être d'accord entre'eux sur l'identité de gaz inflammable retiré de substances très-différentes, & qui paroît jouir de propriétés diverses

Il en est, à la vérité, quelques-uns qui pensent encore qu'il y en a réellement plusieurs espèces; tels sont, suivant eux, le gaz inflammable obtenu du fer & du zinc par l'eau, qui brûle en rouge & détone avec l'air vital. Celui que Laffonne a retiré du bleu de Prusse, de la réduction des fleurs de zinc par le charbon, qui brûle sans détoner avec l'air; le gaz inflammable des marais qui brûle en bleu & ne détone pas; celui que l'on obtient de la distillation des matières organiques, & qui ressemble au gaz des marais. Mais une analyse exacte nous a prouvé que ces deux derniers sont des composés de véritable gaz hydrogène pur & détonnant, avec du gaz azote, & de l'acide carbonique en différentes proportions; & nous étions portés à croire, avec l'illustre Macquer, en 1782, qu'il n'y a qu'un être de cette espèce susceptible de plusieurs modifications par ses combinaisons avec différentes substances. Les travaux d'un grand nombre de physiciens célèbres, & en particulier de MM. Cavendisch, Priestley, Wath, Kirwan, Lavoisier, Monge, Berthollet, Morveau, &c.

ont confirmé cette opinion. Les mélanges de gaz étrangers indiqués, la dissolution du charbon, du soufre, du phosphore dans le gaz hydrogène dont ils augmentent la pesanteur & diminuent la combustibilité, annoncent que c'est à ces mélanges ou à ces combinaisons que sont dues les différences apparentes des gaz inflammables. Je crois donc qu'on peut regarder comme démontré aujourd'hui, qu'il n'y a qu'une seule espèce de gaz inflammable provenant toujours de la décomposition de l'eau, la reformant par son union avec l'air vital; en un mot, qu'il n'existe dans ce genre que le gaz hydrogène présentant plus ou moins d'inflammabilité & des couleurs diverses dans sa combustion, suivant qu'il est mêlé ou combiné avec différens autres corps.

Quant à la seconde question, quoique l'opinion de Bergman & des chimistes anglois, qui regardent le gaz hydrogène comme le phlogistique de Stahl, paroisse s'accorder avec un certain nombre de faits, il en est cependant un plus grand nombre qui empêchent qu'on puisse l'adopter. En effet, il paroît que ce ne sont point toujours les substances combustibles dans lesquelles Stal admettoit la présence du phlogistique, qui fournissent cette espèce de fluide, & que l'eau contribue toujours à sa formation. M. Kirwan, qui s'occupe depuis quelques années

de l'examen de cette importante question, n'a point encore trouvé, à notre connoissance, d'expérience qui puisse la démontrer positivement. Nous aurons soin d'exposer dans plusieurs autres articles de cet ouvrage, ce que nous pensons du gaz hydrogène, que ce célèbre chimiste a obtenu d'une amalgame de zinc, ainsi que de quelques autres expériences analogues que plusieurs physiciens ont opposées à notre doctrine. Nous n'entrerons point ici dans le détail des objections qu'on peut lui opposer, parce que nous risquerions de n'être point entendus des personnes qui n'auront lu que ce qui précède ce chapitre de notre ouvrage; nous ferons connoître ces objections dans les chapitres où nous traiterons des substances métalliques, du phosphore, &c. Quoi qu'il en soit, nous conviendrons ici qu'il seroit possible d'expliquer les phénomènes de la chimie, en admettant l'hydrogène pour phlogistique; mais nous observerons en même-temps que cette théorie phlogistique exige des suppositions forcées, & qu'elle est bien loin de paroître aussi simple & aussi satisfaisante que celle que nous avons adoptée comme le simple résultat des faits (1).

(1) Voyez la traduction de l'ouvrage de M. Kirwan, & les notes que nous y avons ajoutées.

Aucun chimiste n'a pu, jusqu'à présent, séparer les principes du gaz hydrogène : c'est un être simple dans l'état actuel de nos connoissances ; sa base ou l'hydrogène se combine en entier avec celle de l'air pur ou l'oxigène, & forme de l'eau dans cette combinaison. On doit s'appercevoir que nous ne disons rien des théories de quelques auteurs qui ont avancé, les uns, que le gaz inflammable est un composé d'air & de la matière du feu; les autres, que c'est une modification de la lumière, du feu, du fluide électrique, &c. Toutes ces assertions sont trop vagues, elles ressemblent trop au langage inexact & incertain des premiers temps de la physique, & elles sont trop éloignées des expériences & de toutes démonstrations, pour qu'elles nous paroissent devoir mériter une discussion soutenue. Suivant M. Kirwan, M. Crawford vient de faire voir que le gaz hydrogène contient plus de lumière & de calorique que l'air vital, & que le rapport de lumière & de calorique dans ces deux gaz est comme 24 à 1. Il seroit très-utile de déterminer combien l'hydrogène perd de ces principes en entrant dans des combinaisons liquides ou solides. On ne peut douter que le gaz hydrogène ne contienne beaucoup de chaleur spécifique ou de calorique, peut-être même de la matière de la lumière, & que le calorique ne se sépare de ce gaz toutes les fois

qu'il perd son état élastique, & qu'il passe dans des combinaisons liquides.

Le gaz hydrogène ne s'unit point à l'eau ; on peut le conserver long-temps sans altération au-dessus de ce fluide. Cependant à la longue il est altéré & n'est plus inflammable. M. Priestley n'a point déterminé cette espèce de changement, ni l'état de l'eau qui le produit. Il est vraisemblable que cette expérience faite avec soin jeteroit beaucoup de jour sur la nature de ce corps combustible.

Le gaz hydrogène ne paroît point avoir d'action sur les terres, ni sur les trois substances salino-terreuses ; cependant il détruit la blancheur de la baryte & il la colore ; ce qui l'a fait regarder comme la chaux, ou l'oxide d'un métal particulier encore inconnu.

On ne connoît point l'altération que les alkalis & les acides pourroient lui faire éprouver, & celle qu'il feroit naître lui-même dans ces sels. Il est vraisemblable qu'il décomposeroit quelques acides, & sur-tout l'acide sulfurique & l'acide muriatique oxigéné, en s'emparant de leur oxigène avec lequel il formeroit de l'eau. Quant à l'acide sulfurique, on peut soupçonner qu'il éprouveroit cette décomposition, la base de l'air vital ayant plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec le soufre, puisque celui-ci ne décompose point l'eau, comme nou

le verrons plus bas. L'acide muriatique oxigéné a une si grande quantité d'oxigène surabondant & si peu adhérent, qu'on peut présumer que le gaz hydrogène le lui enleveroit pour former de l'eau.

Le gaz hydrogène ne paroît point avoir d'action sur les sels neutres, & on a peu examiné en général sa manière d'agir sur toutes les substances salines.

Ce gaz est devenu un être beaucoup plus important pour les savans, depuis qu'on s'en est servi pour remplir les machines aérostatiques, dont la découverte est due à MM. de Montgolfier. Sa légèreté spécifique, treize fois plus considérable que l'air, est la cause de l'ascension de ces machines. Il est plus que vraisemblable qu'il joue un très-grand rôle dans les phénomènes météoriques, qu'il existe en grande quantité dans l'atmosphère, qu'il s'y allume par l'étincelle électrique, qu'il y forme de l'eau. Peut-être est-il emporté par les vents comme une espèce d'aérostat naturel.

On a cherché à le substituer à d'autres matières combustibles dans plusieurs besoins de la vie, comme pour éclairer, pour chauffer, pour charger quelques armes à feu, &c. M. Volta l'a considéré sous ce dernier point de vue, & il a proposé plusieurs manières de s'en servir. M. Neret a donné la description d'un réchaud à gaz inflammable dans le journal de physique,

(janvier 1777.) MM. Furstenberger, physicien de Bâle, Brander, mécanicien d'Augsbourg, Ehrmann, démonstrateur de physique à Strasbourg, ont imaginé des lampes que l'on peut allumer la nuit à l'aide d'une étincelle électrique. Enfin, on fait des feux d'artifices fort agréables avec des tubes de verre différemment contournés, & percés d'un grand nombre de petites ouvertures. On introduit le gaz inflammable dans ces tubes à l'aide d'une vessie qui en est remplie, & qui s'y adapte par un robinet de cuivre. En pressant cette vessie, le gaz inflammable passe dans le tube, sort par toutes les ouvertures qui y son pratiquées, & on l'enflamme en approchant une bougie allumée.

CHAPITRE IV.

Genre III. SOUFRE.

LE soufre est un corps combustible, sec, très-fragile, d'un jaune citron, qui n'a d'odeur que lorsqu'il est chauffé, & dont la saveur particulière est foible, quoique cependant très-sensible. Si on le frotte, il devient électrique. Si lorsqu'il est en gros morceaux, on lui fait éprouver une chaleur douce, mais subite, comme en le ferrant dans la main, il se brise en pétillant.

Le soufre se rencontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur & tantôt combiné. Il ne doit être ici question que du premier. Voici les variétés de forme qu'il présente dans son état de pureté.

Variétés.

1. Soufre transparent, cristallisé en octaèdres, dont les deux pyramides sont tronquées. Il est déposé par l'eau, le plus souvent à la surface d'un spath calcaire. Tel est celui de Cadix.
2. Soufre transparent en morceaux irréguliers. Celui de la Suisse est dans cet état.
3. Soufre blanchâtre pulvérulent, déposé dans des géodes filiceuses. On trouve des cailloux remplis de soufre en Franche-Comté, &c.
4. Soufre pulvérulent, déposé à la surface des eaux minérales, comme à celles d'Aix-la-Chapelle, d'Enghien près de Paris, &c.
5. Soufre cristallin sublimé; il est en cristaux transparens; on le rencontre dans les environs des volcans.
6. Soufre pulvérulent sublimé des volcans; celui-ci est sans forme régulière, & souvent interposé dans des pierres tendres, comme on l'observe à la Solfatare, aux environs de Naples.

7. Stalactites de soufre, formées par le feu des volcans.

Outre ces sept variétés de soufre minéral pur, cette substance combustible se trouve combinée avec différentes matières. C'est le plus souvent à des métaux qu'il est uni, & il les met dans l'état de *pyrites* ou sulfures métalliques, & de mines. Quelquefois il est combiné avec des matières calcaires dans l'état de sulfure ou foie de soufre terreux; les pierres calcaires fétides, la pierre-porc, paroissent être de cette nature.

Des découvertes récentes étendent encore l'empire de ce minéral. Il semble se former journellement dans toutes les matières végétales & animales qui éprouvent un commencement de putréfaction. Quoique ces espèces de soufre n'appartiennent pas essentiellement au règne minéral, nous croyons cependant devoir les joindre aux variétés précédentes, pour rendre son histoire naturelle plus complète.

8. Soufre cristallisé, formé par la décomposition lente des matières animales accumulées; tel est celui que l'on a trouvé dans des anciennes voieries à Paris, près la porte Saint-Antoine.

9. Soufre pulvérulent, formé par les vapeurs dégagées des substances animales en putréfaction; on en ramasse sur les murs des étables, des latrines, &c.

Variétés.

10. Soufre retiré de plusieurs végétaux ; notamment de la racine de patience, de l'esprit de cochléaria, &c. C'est à MM. Baumé & Deyeux, membres du collège de pharmacie, & démonstrateurs de chimie, qu'est due cette découverte.

11. Soufre obtenu de l'analyse de matières animales, & notamment du blanc d'œuf, par M. Deyeux.

12. Soufre retiré du crottin de cheval. On a trouvé ce corps combustible dans du crottin de cheval, à l'instant où il venoit d'être rendu. Il est vraisemblable que des travaux ultérieurs le feront découvrir dans un grand nombre d'autres substances animales.

Ces différens soufres ne constituent point celui que l'on emploie dans les arts. On l'extrait par la distillation des composés métalliques, dont il forme un des principes, & qu'on appelle pyrites. En Saxe & en Bohême, on les met en petits morceaux dans des tuyaux de terre placés sur un fourneau allongé. Le bout des tuyaux qui sort du fourneau est reçu dans des caisses carrées de fonte de fer, dans lesquelles on met de l'eau. Le soufre se ramasse dans ces espèces de

de récipiens; mais il est fort impur. Pour le purifier, on le fond dans une poêle de fer; les parties terreuses & métalliques se précipitent. On le verse dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéroient. Après l'avoir tenu quelque temps en fusion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, & il forme le soufre en canons. Celui qui s'est précipité au fond de la chaudière pendant la fusion est gris & très-impur; on le nomme fort improprement *soufre vis*. Dans d'autres pays, comme à Rammelsberg, on extrait le soufre des pyrites d'une manière plus simple. On se contente d'enlever avec des cuillers celui qui se trouve fondu dans les masses de pyrites que l'on grille à l'air, & on le purifie par une nouvelle fonte.

Le soufre ne s'altère point par le contact de la lumière. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se ramollit, se fond, prend souvent en se figeant une couleur rouge, brune ou verdâtre, & une forme aiguillée. Pour réussir dans cette cristallisation, il faut, d'après le procédé de Rouelle, laisser figer la surface & décanter aussitôt la portion fluide qui se trouve au-dessous de cette espèce de croûte; alors on obtient des aiguilles de soufre qui se croisent en différens sens.

Si on chauffe doucement le soufre lorsqu'il est fondu, il se volatilise & se conduit dans les récipients en petites parcelles pulvérulentes d'un jaune citron, qu'on appelle *fleurs de soufre*. Comme il n'y a que la portion du soufre pur qui se volatilise dans cette opération, on l'emploie avec succès pour le purifier. Pour faire cette opération, on met du soufre commun en poudre dans une cucurbite de terre à laquelle on adapte des pots de terre ou de faïence qui se reçoivent mutuellement, & qu'on nomme *aludels*. On termine le dernier par un entonnoir renversé, dont la tige établit une légère communication avec l'air; on chauffe la cucurbite jusqu'à liquéfier le soufre, qui se sublime à ce degré de chaleur, & s'attache aux parois des aludels.

Les fleurs de soufre préparées en grand contiennent souvent un peu d'acide sulfurique, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre, qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On les purifie très-exactement en les lavant; c'est le soufre ainsi préparé qu'on doit employer en médecine, & dans les expériences délicates de la chimie.

Le soufre chauffé avec le concours de l'air s'allume lorsqu'il est fondu, & brûle avec une flamme bleue, si la chaleur qu'on lui fait éprouver n'est que peu considérable, ou bien avec

une flamme blanche & vive, si on le chauffe fortement. Dans la première de ces combustions il répand une odeur suffoquante, & si l'on recueille la vapeur qu'il exhale, on obtient de l'acide sulfureux très-fort. Dans la combustion rapide, son odeur est nulle, & son résidu n'a plus celle de l'acide sulfureux; c'est en effet de l'acide sulfurique. Stahl, qui a pensé que le soufre étoit un composé de cet acide & de phlogistique, croyoit que pendant sa combustion ce corps perdoit son principe inflammable, & conséquemment étoit réduit à l'état d'acide. L'ensemble des preuves qu'il a présentées sur cette opinion étoit bien fait pour entraîner tous les chimistes qui l'ont suivi. Cependant depuis que l'on a cherché à connoître l'influence de l'air dans la combustion, l'influence à laquelle Stahl paroît n'avoir fait que peu d'attention, quelques chimistes, frappés de la difficulté qu'on a éprouvée jusqu'ici à démontrer le phlogistique, & de la facilité avec laquelle on répond à toutes les objections faites à cette doctrine, par les nouvelles connoissances acquises sur l'air, ont adopté une opinion entièrement opposée à celle de Stahl sur la nature du soufre, & sur sa combustion.

Voici les faits sur lesquels cette nouvelle opinion est fondée. Hales avoit observé que le

soufre absorboit en brûlant une grande quantité d'air. M. Lavoisier a démontré qu'il en est du soufre comme de toutes les matières combustibles, c'est-à-dire, 1°. qu'il ne peut brûler qu'avec le concours de l'air vital; 2°. qu'il absorbe la portion la plus pure de ce fluide pendant sa combustion; 3°. que ce qui reste de l'air atmosphérique après sa combustion ne peut plus servir à une nouvelle combustion; 4°. que l'acide sulfurique qui en provient, a, en excès sur la quantité de soufre qui l'a produit, le poids que l'air a perdu pendant la combustion de ce dernier; 5°. qu'en conséquence, le soufre s'est combiné avec la base de l'air pur ou l'oxygène, pour former l'acide sulfurique. Cet acide est donc un corps composé d'oxygène & de soufre; ce dernier, au lieu d'être un corps composé, n'est qu'un des principes de l'acide sulfurique; il ne lui manque plus que de s'unir à la base de l'air ou à l'oxygène pour former cet acide; & c'est ce qu'il fait dans la combustion. La chaleur est nécessaire pour le faire brûler, parce qu'en le divisant & en détruisant son agrégation, elle favorise sa combinaison avec l'oxygène; lorsqu'il est une fois brûlé ou combiné avec ce dernier principe, il n'est plus susceptible de s'enflammer, & il rentre dans la classe des corps incombustibles.

Suivant la manière dont on s'y prend pour le faire brûler, il absorbe des quantités diverses d'oxigène, & il devient plus ou moins acide. Telle est la théorie de la différence qui existe entre les combustions lente & rapide du soufre, & les acides sulfureux & sulfurique qui résultent de l'une ou de l'autre. Stahl croyoit qu'en brûlant lentement du soufre il ne perdoit pas tout son phlogistique, & que l'acide sulfurique qui en retenoit une partie conservoit de l'odeur & de la volatilité; aujourd'hui il est prouvé par l'expérience qu'en brûlant lentement, il n'absorbe pas tout l'oxigène auquel il peut s'unir, tandis que dans sa combustion rapide il se combine avec toute la quantité de ce principe nécessaire pour le constituer acide sulfurique. C'est en absorbant peu-à-peu la base de l'air vital atmosphérique que l'acide sulfureux combiné avec les matières alkalines passe à l'état d'acide sulfurique.

On conçoit tout aussi facilement dans cette théorie ce qui se passe lorsque l'on forme du soufre avec l'acide sulfurique, & quelques matières combustibles, comme nous l'avons indiqué pour les sulfates de potasse, de soude, ammoniacal, calcaire, magnésien, alumineux & barytique, chauffés avec du charbon. Le corps combustible s'empare de l'oxigène contenu dans

l'acide sulfurique, & ne laisse plus conséquemment que le soufre qui est l'autre de ses principes: aussi toutes les fois que l'acide sulfurique est changé en soufre par un corps combustible quelconque, ce dernier est-il toujours réduit à l'état de corps brûlé, comme nous le verrons dans l'histoire de plusieurs substances métalliques. C'est pour cela que l'on obtient une grande quantité d'acide carbonique dans cette production artificielle du soufre, par le transport de l'oxigène de l'acide sulfurique sur la matière charbonneuse pure ou le carbone: on doit se rappeler qu'on démontre facilement la présence de la base de l'air pur ou de l'oxigène dans l'acide sulfurique. On a cherché à déterminer les proportions d'oxigène & de soufre contenues dans l'acide sulfurique, comme on les connoît pour les acides nitrique, carbonique & phosphorique; cette proportion n'est pas encore exactement connue.

Le soufre n'est en aucune manière altérable à l'air, ni dissoluble dans l'eau. Si lorsqu'il a été tenu quelque temps en fusion, & qu'il s'est épaissi, on le verse dans ce fluide, il devient rouge, & il conserve un certain degré de mollesse; on peut le pétrir dans les mains, mais il perd ces propriétés au bout de quelques jours. L'eau jetée goutte à goutte sur du soufre allumé ne paroît point décomposée, & n'en entre-

tient point la combustion ; ce qui indique que la base de l'air vital ou l'oxygène a plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec le soufre ; cette assertion peut être confirmée par l'action du gaz hydrogène sur l'acide sulfurique auquel ce gaz paroît enlever l'oxygène.

Le soufre n'a point d'action sur la terre silicée ; il ne s'unit que difficilement avec l'alumine qui , cependant, quand elle est très-divisée, paroît le réduire dans l'état hépatique ou de sulfure fétide, comme on le voit dans la préparation du pyrophore.

On nomme en général *sulfure alkalin*, *hépar* ou *foie de soufre*, un composé formé par toutes les matières alkales avec le soufre. Ce composé considéré en général a une couleur plus ou moins brune, semblable à celle du foie des animaux ; il est décomposable par l'air vital ; l'eau en le dissolvant y développe une odeur fétide ; les acides en précipitent le soufre & en dégagent une espèce de gaz particulier, appelé d'abord *gaz hépatique*, & que nous nommons, en raison de sa nature, gaz hydrogène sulfuré. Il y a six sortes de sulfures alkalis produits par la baryte, la magnésie, la chaux, les deux alkalis fixes & l'ammoniac ou alkali volatil ; il faut examiner les propriétés de chacun d'eux en particulier.

La baryte pure n'a point une forte action sur

le soufre, lorsqu'on la fait chauffer dans l'eau avec ce corps combustible; il en résulte une liqueur foiblement sulfurée ou hépatique; mais elle s'y combine beaucoup plus intimement par la voie sèche; c'est pour cela que lorsqu'on chauffe fortement dans un creuset un mélange de huit parties de sulfate barytique en poudre avec une partie de charbon, on obtient une masse un peu cohérente sans fusion, qui se dissout promptement dans l'eau chaude, & qui a l'odeur & tous les caractères *hépatiques*. La dissolution est de couleur jaune, dorée ou orangée; j'ai découvert qu'elle cristallise par le refroidissement; le sulfure barytique ainsi cristallisé est d'un blanc un peu jaune; il se décompose à l'air, il en attire l'humidité, sa couleur se fonce; il s'en précipite du soufre, & il s'y reforme du sulfate de baryte. Ce sulfure laisse échapper, par les acides qui le précipitent, un fluide élastique, connu sous le nom de gaz hydrogène sulfuré, déjà indiqué, & dont nous examinerons plus bas les propriétés particulières. Lorsqu'on précipite le sulfure barytique par l'acide sulfurique, il se précipite du soufre & du sulfate de baryte; en se servant d'acide nitrique & d'acide muriatique, le nitrate & le muriate barytique restent en dissolution, & le soufre seul se dépose.

Le soufre s'unit à la magnésie pure à l'aide

de la chaleur ; pour faire cette combinaison, on prend ordinairement le sel neutre que nous avons appelé carbonate de magnésie, comme plus soluble dans l'eau. On en met une pincée avec un pareil volume de fleurs de soufre dans une bouteille pleine d'eau distillée ; on expose ce vaisseau vide d'air & bien bouché à la chaleur d'un bain-marie pendant plusieurs heures ; alors on filtre l'eau ; elle a une odeur fétide d'œufs pourris ; elle colore fortement les dissolutions métalliques ; elle fournit par une évaporation spontanée de petites aiguilles cristallines ; c'est, en un mot, un véritable sulfure magnésien ; la magnésie peut en être précipitée par l'un ou l'autre des alkalis fixes, qui ont plus d'affinité qu'elle avec le soufre. Quant à ce corps combustible, sa présence y est facilement démontrée par les acides qui le séparent sous la forme d'une poudre blanche. Telle étoit l'espèce de *foie* de soufre que le Roi, médecin de Montpellier, faisoit dissoudre dans l'eau pure pour imiter les eaux minérales sulfureuses ; mais l'on fait aujourd'hui que la plupart de ces eaux ne contiennent pas de véritable sulfure, & sont minéralisées par le gaz hydrogène sulfuré.

La chaux s'unit beaucoup plus promptement & avec bien plus de vivacité au soufre, que les deux substances salino-terreuses précédentes. Si

l'on verse peu-à-peu de l'eau sur un mélange de chaux vive & de soufre en poudre, la chaleur dégagée par l'action de l'eau sur la chaux suffit pour favoriser la combinaison entre cette dernière & le soufre. Si l'on ajoute de l'eau, elle prend une couleur rougeâtre & une odeur fétide; elle tient en dissolution du soufre combiné avec la chaux. Ce sulfure calcaire ne se prépare bien que par la voie humide; souvent lorsque la chaux n'est pas très-vive & ne s'échauffe pas beaucoup avec l'eau, l'on est obligé d'aider la combinaison par un feu doux. Ce composé est d'un rouge plus ou moins foncé, suivant la causticité de la chaux; j'ai observé que lorsqu'il est fort chargé, il dépose par le refroidissement une couche de petits cristaux aiguillés, d'un jaune orangé, disposé en houpes, & qui m'ont paru être des prismes tétraèdres comprimés, terminés par des sommets dièdres. Ces cristaux perdent peu-à-peu leur couleur à l'air, & deviennent blancs & opaques, sans éprouver d'altération dans leur forme. Le sulfure calcaire, humecté d'un peu d'eau & distillé à l'appareil pneumatique-chimique, se décompose en partie, & donne une grande quantité de gaz hydrogène sulfuré. Si on l'évapore à siccité, & si on le calcine dans un creuset à l'air jusqu'à ce qu'il ne fume plus, il ne reste, après cette opé-

ration, que du sulfate calcaire formé par la chaux & l'acide sulfurique dû à la combustion lente du soufre. Le sulfure calcaire s'altère très-promptement à l'air; il perd son odeur & sa couleur à mesure que son gaz se dissipe. Dissous dans une grande quantité d'eau, il éprouve la même altération, sur-tout lorsqu'il est agité, comme l'a fait observer M. Monnet dans son *Traité des Eaux Minérales*: il ne reste après ces altérations que du sulfate calcaire. Conservé dans des bouteilles en partie vides, il dépose sur les parois un enduit noirâtre, & il se forme des croûtes ou pellicules qui tombent au fond de la liqueur. Si le vase qui le contient est bien fermé, il se conserve long-temps sans altération, comme je l'ai observé bien des fois dans mon laboratoire. J'en ai eu qui étoit préparé depuis 15 ans; il conservoit encore beaucoup de couleur & d'odeur; il précipitoit abondamment par les acides. Le sulfure calcaire est décomposé par les alkalis fixes purs qui ont plus d'affinité avec le soufre que n'en a la chaux. Les acides en précipitent le soufre sous la forme d'une poudre blanche très-ténue, à laquelle on a donné le nom de *magister de soufre*. L'acide carbonique opère cette précipitation de même que les autres. On ne connoît point l'action des sels neutres sur le sulfure calcaire.

Les deux alkalis fixes purs ou caustiques ont une action très-marquée sur le soufre. Ils forment les véritables sulfures, ceux qui sont le moins décomposables, & les plus permanens. J'ai découvert que les alkalis fixes secs bien caustiques agissent même à froid sur le soufre; il suffit pour cela de triturer dans un mortier de la potasse ou de la soude solides avec du soufre en poudre; l'humidité de l'air, attirée par l'alkali favorise la réaction de ce sel sur le soufre; le mélange se ramollit, se colore en jaune, exhale une odeur fétide, & forme un sulfure; mais lorsqu'on le dissout dans l'eau, cette dissolution n'a qu'une couleur jaune pâle, & ne contient pas une aussi grande quantité de soufre que le même sulfure préparé à l'aide de la chaleur. On fait le sulfure alkalin de deux manières dans les laboratoires, ou par la voie sèche, ou par la voie humide. Pour exécuter le premier procédé, on met dans un creuset partie égale de potasse ou de soude pures & solides, & de soufre en poudre; on fait chauffer ce mélange jusqu'à ce qu'il soit entièrement fondu; on le coule alors sur une plaque de marbre, & quand il est refroidi, il est d'une couleur rouge foncée, semblable à celle du foie des animaux. M. Gengembre, qui a lu à l'académie de très-bonnes recherches sur le gaz hydrogène sulfuré, a fait une observation

essentielle sur le sulfure alkalin, préparé par la voie sèche; c'est que ce composé n'a point de fétidité, & n'exhale point de gaz hydrogène sulfuré tant qu'il est sec; il faut qu'il ait attiré l'humidité de l'air, ou qu'on le dissolve dans l'eau, pour que son odeur se développe, ce qui prouve que le dégagement du gaz fétide est opérée par l'eau, comme nous le dirons plus en détail. Les deux alkalis fixes, purs & caustiques, agissent absolument de la même manière sur le soufre, & le dissolvent également par la voie sèche. Ces combinaisons des alkalis caustiques avec le soufre, n'ont été que peu examinées; on a presque toujours fait le sulfure alkalin avec les alkalis fixes, saturés d'acide carbonique. Il y a cependant des différences notables entre ces deux espèces de sulfures. D'abord, ceux que l'on fait avec les alkalis fixes effervescens, demandent plus de temps pour leur préparation, parce que ces sels sont beaucoup moins actifs. Mais la plus importante différence que nous avons eu occasion d'observer entre les sulfures alkalis caustiques ou non caustiques, faits par la voie sèche, c'est l'état de leur saturation comparée. En effet, les premiers sont plus bruns, plus fétides lorsqu'on les dissout, & le gaz qu'ils donnent est beaucoup plus inflammable que celui des seconds. Ces derniers sont d'une couleur plus

pâle, souvent d'un gris-verdâtre, d'une odeur plus foible, & d'une composition moins durable. Il paroît que les alkalis fixes conservent une partie de l'acide carbonique dans leur union avec le soufre, puisque le gaz de ces sulfures non caustiques n'est inflammable que lorsqu'on l'a bien lavé avec de l'eau de chaux, qui s'empare de son acide. On trouve donc dans la présence de cet acide, & dans le peu d'énergie des alkalis qu'il adoucit, la cause des différences qui existent entre les sulfures non caustiques & les sulfures caustiques.

Le sulfure alkalin solide, fait par l'un ou l'autre alkali fixe caustique, est très-fusible; il se décompose à l'air comme le sulfure calcaire; lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés, après l'avoir humecté d'un peu d'eau, il donne beaucoup de gaz hydrogène sulfuré; après avoir été fondu il est susceptible de prendre, par le refroidissement, une forme cristalline, qui n'a point encore été bien décrite. Tant qu'il est chaud & sec, il est d'une couleur brune; à mesure qu'il se refroidit & qu'il attire l'humidité de l'air, il perd cette couleur & devient plus pâle; bientôt même le contact de l'air lui donne une couleur jaune verdâtre; il se résout en liqueur & se décompose, quoique lentement, de manière à passer, au bout d'un certain temps, à l'état de

sulfate de potasse ou de soude. Il se dissout très-bien dans l'eau ; il prend , sur-le-champ , une odeur fétide & particulière ; le gaz odorant qui n'y existoit pas auparavant , se forme par la réaction de l'eau. Cette dissolution a une couleur rouge foncée ou verte , suivant que le sulfure alkalin est récemment préparé ou fait depuis quelque temps ; les soies de soufre ou sulfures alcalins par la voie humide , que l'on prépare en faisant chauffer , dans un matras , l'un ou l'autre alkali fixe caustique , dissous dans l'eau avec la moitié de leur poids de soufre en poudre , présentent les mêmes propriétés que cette dissolution , & l'on doit faire , en même-temps , l'histoire des propriétés des uns , & de l'autre , sous le nom de *sulfure alkalin liquide*.

Le sulfure alkalin liquide , très-chargé , dépose par le refroidissement des aiguilles irrégulières. Il est susceptible d'être décomposé par l'action de la chaleur ; si on le distille à l'appareil pneumatique-chimique , on en retire du gaz hydrogène sulfuré ; l'air le décompose également , & l'on fait qu'il se couvre de pellicules , qu'il dépose du soufre , & qu'il se trouble. Bergman & Schéele ont prouvé que cette décomposition est due à l'air vital répandu dans l'atmosphère ; en effet , en mettant un peu de sulfure alkalin liquide dans une cloche , avec de l'air

vital, l'oxigène est absorbé tout entier & le sulfure décomposé. Schéele a même proposé ce moyen pour servir d'eudiomètre, & il est reconnu aujourd'hui pour un des meilleurs.

Les terres & les substances salino-terreuses n'ont aucune action sur le sulfure alkalin liquide, lorsqu'il est bien pur; mais s'il a été préparé par les carbonates de potasse ou de soude, il est troublé par l'eau de chaux. Les acides le décomposent en s'unissant à l'alkali, & en précipitent le soufre, sous la forme d'une poudre blanche très-fine. L'acide nitrique versé sur du sulfure alkalin solide produit une détonation, suivant M. Proust. L'acide muriatique oxigéné, versé en grande quantité sur une dissolution de sulfure alkalin, ne le précipite pas, ou ne le précipite que très-peu, parce qu'il redissout le soufre; en raison de son oxigène presque libre, qui s'unit promptement à ce corps combustible, & qui le convertit en acide sulfurique: on peut se convaincre de ce fait, que j'ai démontré, en versant dans ce mélange du muriate barytique qui y produit un précipité abondant de sulfate de baryte. Tous les acides, en décomposant ce sulfure, en dégagent, en même-temps, un gaz qu'on peut recueillir dans l'appareil pneumato-chimique, & qui mérite un examen particulier.

Pour obtenir ce gaz, il faut verser un acide
sur

sur du sulfate alkalin pulvérisé ; il se produit alors une vive effervescence, qui n'a point lieu de la même manière, si l'on verse l'acide dans une dissolution de ce composé ; ce phénomène, auquel les chimistes n'ont fait jusqu'ici que peu d'attention, dépend de deux circonstances. 1°. Le sulfure alkalin solide ne contient point de gaz hépatique ou hydrogène sulfuré tout formé, suivant l'observation de M. Gengembre ; & lorsqu'on verse un acide, l'eau qui tient ce dernier sel en dissolution, contribue à sa formation ; comme il s'en produit sur-le-champ une grande quantité, ce gaz ne trouvant pas de corps qui le retienne en le dissolvant, s'échappe, en occasionnant une grande effervescence, de sorte qu'en faisant l'expérience dans un flacon tubulé, dont le tube plonge sous une cloche pleine d'eau, on recueille facilement ce fluide élastique. 2°. La dissolution de sulfure alkalin contient bien du gaz tout formé, mais dont une partie s'est déjà dégagée pendant l'acte de sa dissolution, & lorsqu'on ajoute un acide, la portion de ce gaz, que ce sel développe, se dissout à mesure dans l'eau, de sorte qu'il n'y a pas d'effervescence sensible, ou bien que celle qui se manifeste est peu considérable, & ne permet pas de recueillir une quantité notable de ce gaz.

Le gaz hydrogène sulfuré, qui est le même dans tous les sulfures terreux ou alcalins, & qui en fait même reconnoître la présence, est connu depuis long-temps par son odeur fétide, par son action sur les métaux & les oxides métalliques, & notamment sur ceux de plomb & de bismuth, qu'il noircit très-promptement. Il est d'une fétidité insupportable, il tue subitement les animaux, il verdit le sirop de violettes, il brûle avec une flamme bleue très-légère. Si on l'allume dans une grande cloche de verre bien propre, il se dépose, pendant sa combustion sur les parois de ce vaisseau, une pellicule jaunâtre qui n'est que du soufre. Ce gaz est décomposé par l'air vital; toutes les fois qu'il est en contact avec l'air atmosphérique, il s'en sépare du soufre. C'est pour cela que les eaux sulfureuses qu'il minéralise ne contiennent pas de véritable sulfure alcalin, quoiqu'on voie le soufre nager à leur surface, & se déposer aux voûtes des bassins où elles sont contenues, comme cela a lieu dans celles d'Aix-la-Chapelle, d'Enghien, &c. C'est encore à cette décomposition du gaz hydrogène sulfuré par l'air vital, que sont dus les dépôts sulfureux que l'on observe dans les flacons qui contiennent des dissolutions de sulfures alcalins. Bergman attribue cette décomposition à la grande affinité de l'air pur avec le phlogistique. Il regarde

le gaz *hépatique*, comme une combinaison de soufre, de phlogistique, & de la matière de la chaleur. Quand l'un de ces principes est séparé, les deux autres se désunissent. M. Gengembre, frappé de ce que les sulfures ne contiennent & n'exhalent de gaz hydrogène sulfuré que lorsqu'ils sont dissous dans l'eau ou faits par la voie humide, a pensé que ce fluide contribuoit à sa formation en se décomposant, que son air vital se portant sur une partie du soufre, son hydrogène dégagé en dissolvoit une petite portion, & que cette dissolution constituoit le gaz hydrogène sulfuré. Il a imité la formation de ce gaz, en fondant du soufre au-dessus du mercure, sous une cloche pleine de gaz hydrogène, à l'aide des rayons du soleil rassemblés par une lentille de neuf pouces de diamètre; le soufre s'est dissous en partie dans le gaz qui a pris tous les caractères du gaz *hépatique*; mais comme le soufre seul ne décompose point l'eau, & comme l'oxygène a plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec ce corps combustible, M. Gengembre pense que l'alkali favorise cette décomposition de l'eau par le soufre, en raison de la tendance qu'il a pour s'unir avec le produit de la combinaison du soufre avec l'oxygène, c'est-à-dire, avec l'acide sulfurique. Pour appuyer cette théorie, M. Gengembre

observe que les acides dégagent d'autant plus de gaz hydrogène sulfuré des sulfures alcalins, qu'ils ont plus de force pour retenir leur oxigène, parce qu'alors l'eau est plutôt décomposée que l'acide; telle est, suivant lui, la raison pour laquelle l'acide muriatique donne moitié plus de ce gaz que l'acide nitrique, comme l'ont remarqué MM. Schéele & Senebier. Enfin, le procédé de Schéele, pour obtenir beaucoup de gaz hydrogène sulfuré, qui consiste à dissoudre une pyrite artificielle, composée de trois parties de fer & d'une partie de soufre dans l'acide sulfurique étendu d'eau, donne beaucoup de force à son opinion. Il paroît donc que l'air vital décompose le gaz hydrogène sulfuré, en s'unissant avec l'hydrogène avec lequel il forme de l'eau, tandis que le soufre se précipite.

L'eau dissout assez bien le gaz hydrogène sulfuré, cette dissolution imite parfaitement les eaux minérales sulfureuses.

Les terres & les substances alcalines ne paroissent point avoir d'action sur ce gaz.

L'acide sulfurique ne décompose point ce gaz, mais l'acide sulfureux en sépare le soufre, parce que l'oxigène en partie libre de cet acide se porte plus facilement sur l'hydrogène du gaz.

L'acide nitreux rouge, dans lequel l'oxigène tient très-foiblement, décompose avec beaucoup

d'énergie le gaz hydrogène sulfuré, & en précipite du soufre. On se sert avec avantage de cet acide, pour démontrer la présence du soufre dans les eaux sulfureuses.

Le sulfure alkalin décompose les sels neutres terreux, ainsi que les dissolutions métalliques, comme nous le verrons plus bas.

L'ammoniac liquide n'a que très-peu d'action sur le soufre concret; cependant Boerhaave assure que cette liqueur, tenue long-temps sur des fleurs de soufre, lui a donné une teinture couleur d'or. Pour combiner ces deux corps, il faut les présenter en contact l'un à l'autre, dans l'état de vapeur. A cet effet, on distille un mélange de parties égales de chaux vive, de muriate ammoniacal & d'une demi-partie de soufre. Dans cette distillation qu'il faut conduire avec ménagement, on obtient une liqueur d'un jaune rougeâtre, d'une odeur ammoniacale, piquante & fétide; en un mot, un véritable sulfure ammoniacal qui a la propriété de répandre une fumée blanchâtre, lorsqu'il a le contact de l'air, & que l'on a nommé d'après cela, *liqueur fumante de Boyle*. Ce sulfure ammoniacal est décomposé par la chaleur; il s'y forme, au bout d'un certain temps, une grande quantité de petites aiguilles irisées, d'une ou de deux lignes de longueur, qui paroissent être du

sulfure ammoniacal concret & cristallisé. Il dépose sur les parois des flacons une croûte légère noirâtre & souvent dorée. La chaux & les alkalis fixes décomposent la liqueur fumante ; les acides en précipitent aussi le soufre avec beaucoup de facilité, & en dégagent du gaz hydrogène sulfuré très-inflammable. Il résulte de ces décompositions, des sels ammoniacaux différens, suivant la nature de l'acide employé. Une méprise faite dans un de mes cours, m'a présenté un fait que je crois devoir décrire ici. Voulant précipiter la liqueur fumante de Boyle, je pris un flacon placé sur ma table, sous le titre d'*esprit de vitriol* ; il ne contenoit plus qu'une très-petite quantité de fluide, ce qui m'empêcha de m'apercevoir que c'étoit de l'acide sulfurique très-concentré. J'en versai quelques gouttes sur le sulfure ammoniacal, à l'instant même il s'excita un mouvement rapide ; il s'éleva du vase, où étoit le mélange, un nuage blanc fort épais, & il y eut un bruit semblable à celui d'une grosse fusée ; la liqueur sauta loin du verre ; ce vaisseau s'échauffa beaucoup, & se brisa en plusieurs pièces ; il ne restoit sur quelques-uns de ses fragmens que du soufre en un magma jaunâtre, épais. Je répétai un grand nombre de fois l'expérience avec précaution, & j'eus constamment le même résultat,

tout le mélange est lancé au loin après un mouve-
 ment violent; mais ces différens phénomènes
 se succèdent avec une rapidité telle, qu'il est im-
 possible de ne pas les confondre. L'acide nitreux
 le plus fumant ne m'a pas paru produire le même
 effet sur le sulfate ammoniacal préparé depuis
 quelque temps. Le mélange est fortement agité,
 il se produit beaucoup de chaleur & de bouillon-
 nement, il s'élève un nuage blanc de nitrate am-
 moniacal, mais il n'y a point d'explosion, comme
 en produit l'acide sulfurique concentré sur la même
 liqueur *hépatique*, quoique faite anciennement.
 M. Proust assure que l'acide nitreux, versé sur
 deux gros de liqueur fumante de Boyle, produit
 un coup aussi violent que pourroient le faire deux
 gros de poudre fulminante. Il paroît que ce phé-
 nomène n'a lieu qu'avec le sulfure ammoniacal
 récemment préparé.

Le carbonate ammoniacal s'unit aussi au soufre.
 Lorsque ces deux corps se rencontrent en vapeurs,
 ils se combinent, & forment un sulfure ammo-
 niacal concret. On l'obtient en distillant un mé-
 lange de parties égales de carbonate de potasse,
 ou de chaux & de muriate ammoniacal, avec une
 demi-partie de soufre. Ce sulfure est d'un rouge
 brun, il est cristallisé, il répand quelques va-
 peurs blanches lorsqu'on le dissout, il se décom-

pose par la chaleur, il s'altère à l'air & perd sa couleur; il est décomposé par les acides, &c. Le gaz hydrogène sulfuré qu'il donne, contient de l'acide carbonique. Il faut observer que ce sulfure ammoniacal concret n'est que du carbonate ammoniacal sali par un peu de liqueur de Boyle, car il est impossible que l'ammoniac tienne le soufre en dissolution pendant qu'il est combiné avec l'acide carbonique, puisque cet acide précipite très-promptement le soufre du sulfure ammoniacal.

Quelques acides ont une action plus ou moins forte sur le soufre. Si l'on fait bouillir de l'acide sulfurique sur du soufre, l'acide prend une couleur ambrée, & une odeur sulfureuse; le soufre se fond, & nage comme de l'huile; en refroidissant, il forme des globules concrets d'un verd plus ou moins foncé, suivant le temps qu'on a mis à cette dissolution. L'acide a dissous une petite portion de soufre qu'on peut en précipiter, à l'aide de l'alkali, comme l'a indiqué M. Baumé. Cette expérience, & plusieurs autres de cette nature, ont fait croire à M. Bertholet que l'acide sulfureux n'étoit que de l'acide sulfurique qui tenoit du soufre en dissolution; & en effet, cette opinion est d'accord avec toutes les expériences modernes, qui démontrent que l'acide

sulfureux ne diffère du sulfurique que par une plus grande proportion de soufre.

L'acide nitreux rutilant a beaucoup d'action sur le soufre. M. Proust a reconnu le premier qu'en versant de l'acide nitreux rouge sur du soufre fondu, il se produit une détonation & une inflammation. M. Chaptal a fait des expériences suivies sur cet objet; il est parvenu, en distillant de l'acide nitreux sur le soufre, à le dissoudre & à le convertir en acide sulfurique; il paroît donc que l'oxigène a plus d'affinité avec le soufre qu'avec l'azote ou le radical nitrique.

L'acide muriatique ordinaire ne fait éprouver aucune altération à ce corps combustible; mais l'acide muriatique oxigène est susceptible d'agir avec plus d'énergie sur le soufre; il le brûle même au milieu de l'eau, & le convertit promptement en acide sulfurique; on voit alors le soufre se dissoudre dans l'eau.

Les sels neutres sulfuriques n'ont aucune action sur le soufre. Les sels nitriques, au contraire, le font brûler avec rapidité, & même dans les vaisseaux fermés. Rien n'est si simple que la théorie de cet important phénomène. Le nitre, décomposé par la chaleur, donne une très-grande quantité d'air vital; le soufre est un être très-

combustible, ou qui a beaucoup de tendance pour s'unir à l'oxigène; il trouve donc dans le nitre le principe nécessaire à sa combustion, & il n'a plus besoin du contact de l'air atmosphérique pour s'enflammer. On a des produits très-différens les uns des autres, suivant la quantité respective de nitre & de soufre que l'on emploie. Si l'on met le feu à un mélange de huit parties de soufre, & d'une de nitre dans des vaisseaux fermés, le soufre brûle avec une flamme blanche très-vive, & il se change en acide sulfurique. C'est un moyen que l'on met en usage depuis plus de vingt ans en Angleterre & en Hollande, pour préparer cet acide, que l'on retiroit auparavant des *vitriols*. On se seroit d'abord en Angleterre de très-grands ballons de verre de quatre ou cinq cents pintes, dont le col étoit fort large. On les plaçoit les uns à côté des autres, sur un lit de sable; on les dispoit sur deux files assez écartées, afin qu'on pût aller & venir commodément entre elles; on mettoit quelques livres d'eau dans chacun de ces vaisseaux; on y introduisoit par le col un pot de grès, sur lequel on plaçoit une cuiller de fonte à long manche, que l'on avoit fait rougir auparavant. C'est dans cette dernière qu'on mettoit, à l'aide d'une autre cuiller de fer-blanc, un mélange de soufre &

de nitre fait suivant les proportions désignées ; on bouchoit aussitôt l'ouverture du ballon avec un morceau de bois. La chaleur de la cuiller enflammoit ces substances , le soufre étoit brûlé par l'air vital du nitre , & lorsque la combustion avoit eu lieu , on retiroit le vaisseau , & on laissoit les vapeurs se condenser. On faisoit la même opération sur chacun des ballons qui composoient les deux rangées, de sorte que l'ouvrier arrivé au premier ballon par lequel il avoit commencé , y trouvoit les vapeurs totalement condensées , & pouvoit continuer d'y brûler une nouvelle portion du mélange. Quand l'eau étoit assez chargée d'acide , on la retiroit , & on la versoit dans des cornues de verres placées sur des galères ; on en séparoit la portion aqueuse , à l'aide de la distillation , & l'on concentroit l'acide , jusqu'à ce qu'il pesât une once sept gros & demi , dans une bouteille de la capacité d'une once d'eau distillée ; telle étoit la manière de préparer l'*huile de vitriol* , ou l'acide sulfurique concentré d'Angleterre. Ce procédé , pour obtenir cet acide , entraîne beaucoup de frais , à cause du prix des ballons & de leur fragilité. On a imaginé , depuis quelques années , de faire brûler le soufre sur des espèces de grils de fer , placés dans de grandes chambres garnies de

plomb sur toutes leurs parois; l'acide sulfurique condensé est conduit par des gouttières dans un réservoir. On le concentre ensuite par l'action du feu. Tel est le procédé que l'on suit dans la manufacture de Javelle, près Paris, dont l'établissement ne peut qu'être fort utile aux arts. Il est bon d'observer que l'acide sulfurique, obtenu par ce procédé, est toujours uni à un peu de soufre & de sulfate de potasse; on y trouve aussi un peu de sulfate d'alumine & de sulfate de plomb; mais ces substances y sont en si petite quantité, que leurs effets sont absolument insensibles dans la plupart des usages auxquels on emploie cette matière saline; d'ailleurs on le purifie facilement pour les recherches délicates de la chimie, en le distillant à ficcité.

Si, au lieu de brûler le soufre à l'aide d'un huitième de nitre, on augmente la dose de ce dernier, jusqu'à partie égale, alors, au lieu d'avoir l'acide sulfurique libre, on n'obtient que du sulfate de potasse, formé par la combinaison de cet acide avec l'alkali fixe base du nitre. On donnoit au sel obtenu de cette manière le nom de *sel polychreste de Glafer*: on le préparoit, en projetant dans un creuset rougi un mélange de nitre & de soufre à parties égales; on dissolvoit le résidu dans l'eau; on faisoit évaporer cette

dissolution jusqu'à pellicule; on la filtre, & elle fournissoit, par le refroidissement des cristaux, de véritable sulfate de potasse, qu'on a désigné sous le nom particulier indiqué, parce que c'est Glafer qui a fait connoître la préparation de ce sel; mais il est clair qu'il n'a rien de différent du sulfate de potasse ordinaire.

Le mélange de soufre & de nitre avec du charbon, compose une matière dont les terribles effets sont dus à sa grande combustibilité; c'est la poudre à canon. Elle est formée, pour la plus grande partie, de nitre, de beaucoup moins de charbon, & le soufre est la substance qui y entre en plus petite quantité. Cent livres de poudre à canon d'Essonne près Corbeil, contiennent soixante-quinze livres de nitre, neuf livres & demi de soufre, & quinze livres de charbon. On triture pendant dix à douze heures ce mélange dans des mortiers de bois, avec des pilons de la même matière; on y ajoute peu-à-peu une très-petite quantité d'eau. Lorsque le mouvement a évaporé presque tout ce fluide, & que la poudre, mise sur une assiette de faïence, n'y laisse aucune trace d'humidité, on la porte au grainoir. Grainer la poudre, c'est la faire passer par plusieurs cribles de peau, qui sont mus horizontalement & en ligne droite. Ces cribles ont des trous de différentes grandeurs, jusqu'à celle qui forme les

grains de la poudre à canon. On tamise ensuite la poudre grainée, pour en séparer la poussière. On la porte au séchoir, hangar exposé au midi, & recevant par un vitrage les rayons du soleil. La poudre à canon n'éprouve pas d'autres préparations. La poudre de chasse est liffée, afin qu'elle ne salisse pas les mains. Pour faire cette opération, on en remplit à demi un tonneau qui tourne sur lui-même, à l'aide d'un axe carré qui le traverse, & qui est fixé à une roue que l'eau fait mouvoir. Ce mouvement du tonneau excite des frottemens continuels qui usent la surface des grains de poudre. On passe au tamis cette poudre liffée, pour en séparer la poussière : un crible par lequel on la passe une seconde fois, en tire les grains, & forme deux poudres de grosseur différente, qui sont également employées pour la chasse. M. Baumé a fait, conjointement avec M. le chevalier d'Arcy, un très-grand travail sur la manière de préparer la poudre, sur les forces respectives de ce composé, fait à différentes doses de ses ingrédiens, & sur l'analyse de cette substance. Ces recherches ont procuré beaucoup de connoissances, dont nous ne présenterons ici que les plus importantes, & celles qui ont un rapport immédiat avec la théorie chimique. 1^o. On ne peut pas faire de bonne poudre sans soufre, ce

qui avoit été proposé par quelques personnes ; cette substance augmente singulièrement sa force. 2°. Tous les charbons légers ou pesans , à l'exception de ceux des matières animales , sont également bons pour cette composition. 3°. Le charbon est une des parties les plus utiles de la poudre, puisqu'un mélange de soufre & de nitre ne produit pas à beaucoup près les mêmes effets. 4°. La bonté de la poudre dépend entièrement du mélange exact, & de la trituration faite jusqu'à ce que cette matière voltige autour du mortier par son agitation. 5°. La poudre a beaucoup plus d'effets, quand elle n'est que simplement desséchée, que lorsqu'elle est grainée. L'humidité nécessaire pour que la poudre prenne la forme de grains, fait cristalliser le nitre qui se sépare des autres substances ; aussi le trouve-t-on dans l'intérieur des grains coupés, & observés à la loupe. 6°. La poudre lissée, ou la poudre de chasse, est moins forte que la poudre à canon non lissée, parce que les molécules de la première sont plus rapprochées, & conséquemment moins inflammables.

Quant à l'analyse de la poudre, M. Baumé y a réussi d'une manière fort simple. Son procédé consiste à laver la poudre à canon bien pulvérisée, avec de l'eau distillée, à faire évaporer

cette eau ; on obtient le nitre par cette première opération. Le résidu contient le charbon & le soufre. La sublimation de ce dernier ne peut pas le séparer complètement, parce qu'il paroît être fixé en partie par le charbon. M. Baumé a employé, pour les séparer, une légère chaleur susceptible de brûler le soufre & non le charbon. Cependant ce dernier retient toujours une petite quantité de soufre, puisque, d'après l'observation de ce chimiste, il répand une odeur sulfureuse, jusqu'à ce qu'il soit entièrement réduit en cendre. Il évalue le soufre, retenu par le charbon, à un vingt-quatrième de son poids. On peut aussi désoufrer la poudre, en l'exposant toute entière & sans la laver, à l'action d'un feu doux ; ce fait étoit connu de M. Robins, qui l'a annoncé dans son traité d'artillerie, écrit en anglois. Les braconniers font, dit-on, dans l'usage de désoufrer la poudre, en l'exposant sur les cendres chaudes, dans un plat d'étain. Ils sont persuadés par l'usage, que la poudre, ainsi désoufrée, chasse la charge beaucoup plus loin, & altère moins les armes à feu.

Les chimistes & les physiciens ont eu différentes opinions sur les effets violens de la poudre à canon. Les uns les ont attribués à l'eau réduite en vapeurs ; d'autres à l'air dilaté subitement,

ment. M. Beaumé a pensé qu'ils sont dus à du soufre nitreux qui se forme dans l'instant de la combustion. Pour nous, nous regardons ce phénomène comme très-facile à expliquer, d'après les connoissances modernes. Pour bien entendre notre théorie, il est d'abord nécessaire d'observer que tout ce qui se passe dans l'inflammation de la poudre, dépend entièrement de sa grande combustibilité. Or, le soufre & le charbon extrêmement divisés, sont deux corps éminemment inflammables. Le mélange intime qui influe tant sur la force de la poudre, d'après les belles expériences de M. Baumé, est la seule cause de ses effets. Le nitre se trouve également partagé entre toutes les molécules de matières très-combustibles; comme il est en beaucoup plus grande quantité qu'elles, chaque molécule de soufre & de charbon se trouve entourée & comme recouverte d'un enduit de nitre; chacune d'elles a donc beaucoup plus d'air vital qu'il ne lui en faut pour brûler complètement, puisqu'il est démontré que le nitre fournit beaucoup de ce fluide par l'action de la chaleur. Il arrive dans cette combustion ce qui arrive lorsqu'on plonge un corps combustible dans un vase rempli d'air vital. On fait que ce corps brûle avec scintillation, & en beaucoup moins de temps qu'il ne le pourroit

faire dans l'air atmosphérique; on voit donc que tout le soufre & tout le charbon doivent brûler dans un seul instant, parce qu'ils sont réellement plongés dans une atmosphère d'air vital. On conçoit, d'après cela, pourquoi l'inflammation de la poudre est si rapide; pourquoi elle a lieu dans des vaisseaux fermés comme en plein air; & pourquoi, lorsqu'on oppose un obstacle quelconque à un agent si terrible, il produit des explosions & chasse cet obstacle avec tant de force.

Les effets de ce mélange de nitre, de soufre & de charbon ne sont rien en comparaison de ceux d'une autre préparation, nommée *poudre fulminante*. Cette poudre se fait avec trois onces de nitre, deux onces de carbonate de potasse en excès, ou *sel fixe de tartre* bien sec, & une once de soufre en poudre. On triture le tout dans un mortier de marbre chaud avec un pilon de bois, jusqu'à ce que les trois matières soient bien exactement mêlées. Un gros de cette poudre exposé à un feu doux, dans une cuiller de fer, se fond, & produit bientôt une détonation aussi forte qu'un coup de canon. Pour connoître la cause de ce phénomène, d'autant plus étonnant que la poudre fulminante n'a pas besoin pour le produire d'être enfermée & resserrée comme la poudre à canon, il faut observer, 1°. qu'il n'a lieu

qu'en chauffant lentement ce mélange, & lorsqu'il est liquéfié; 2°. que si on jette de la poudre fulminante sur des charbons ardens, elle ne fait que fuser comme le nitre, mais sans bruit; 3°. qu'un mélange de sulfure de potasse avec du nitre, fait à la dose d'une partie du premier & de deux parties du second, fulmine plus rapidement, & avec autant de fracas que tout celui qui est fait avec le soufre, le nitre & l'alkali. Il paroît donc que lorsqu'on chauffe la poudre fulminante, il se forme du sulfure de potasse avant que sa détonation ait lieu. Ce seul fait explique le phénomène dont nous nous occupons. Lorsqu'on expose du nitre cristallisé & du sulfure de potasse à l'action de la chaleur, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré de ce dernier & de l'air vital du sel. Or, ces deux gaz capables de produire une détonation vive, comme nous l'avons vu dans l'histoire du gaz hydrogène, sont enflammés par une portion de soufre qui s'allume; mais comme ils éprouvent un obstacle de la part d'un liquide épais qu'ils sont obligés de traverser, & comme ils s'allument dans tous leurs points à la fois, ils frappent l'air avec une telle rapidité dans leur combustion, que ce dernier leur résiste, ainsi que les font les parois des armes à la poudre à canon. Cette résistance est prouvée par

l'effet de la poudre fulminante sur la cuiller dans laquelle on l'expose au feu ; le fond de ce vaisseau est creusé, & les parois sont repliées vers l'intérieur, comme s'il avoit éprouvé un effort de haut en bas, & de dehors en dedans, quoiqu'on conçoive bien que l'effort de l'explosion s'exerce en tout sens, ou circulairement.

Enfin, un dernier mélange de nitre & de soufre, que nous venons de considérer, est celui qu'on a appelé *poudre de fusion*. On la prépare avec trois parties de nitre, une partie de soufre & une partie de sciure de bois. On met un peu de cette poudre dans une coquille de noix, avec une pièce de cuivre pliée ; on recouvre cette pièce de la même poudre, & on y met le feu ; elle s'allume rapidement, & fond la pièce que l'on retrouve ensuite dans la coquille qui n'est que noircie sans être brûlée. On a soin pour cela de la plonger dans l'eau dès que la poudre a cessé de brûler. Cette expérience prouve en effet que cette poudre est une matière très-fondante ; mais comme elle est due en grande partie à l'action du soufre sur le métal, nous reviendrons sur ce fait dans l'histoire des matières métalliques.

Les sels neutres muriatiques, fluoriques & boraciques n'ont aucune action sur le soufre. Nous avons vu que les carbonates alcalins s'unissoient

avec cette substance, & la rendoient dissoluble dans l'eau, en formant les sulfures alcalins qui retiennent une petite portion des carbonates.

Le gaz hydrogène n'agit pas d'une manière marquée sur le soufre en masse; mais il se dissout lorsqu'il est divisé par le calorique, & il forme du gaz hydrogène sulfuré. Il est important d'observer qu'il étoit bien naturel autrefois de trouver entre l'hydrogène & le soufre une très-grande analogie; en effet, l'acide sulfurique étendu d'eau produit du gaz hydrogène dans sa combinaison avec les matières métalliques. Dans tous les lieux où il se produit du gaz hydrogène, & sur-tout dans les matières animales qui se pourrissent, il se forme aussi du soufre. Ce dernier, combiné avec les alkalis, a dû paroître d'abord passer lui-même à l'état de gaz hydrogène. Enfin, le gaz hydrogène agit sur beaucoup de corps, à peu près comme le soufre. On auroit donc pu croire qu'il y avoit de l'identité entre ces deux corps combustibles, si l'on n'avoit pas démontré aujourd'hui que le gaz hydrogène est presque toujours un produit de la décomposition de l'eau, & que le soufre n'entre pour rien dans sa formation.

Le soufre est susceptible de se combiner à beaucoup d'autres substances; mais comme nous

ne connoissons pas encore ces substances, nous ne parlerons de leur union avec ce minéral, que lorsque nous traiterons de leurs propriétés.

Le soufre est un excellent médicament dans les maladies pituiteuses des poulmons, & sur-tout dans les maladies de la peau. On l'emploie avec grand succès dans l'asthme humide, les éruptions galleuses, dartreuses, &c. On l'administre, ou sous la forme de fleurs de soufre, ou en tablettes préparées avec le sucre. On en fait avec les graisses un onguent dont on frotte les parties couvertes de galle. On a proposé les sulfures alkalis pour les obstructions, les engourdissemens, les paralysies, les maladies de la peau, &c. Quoique quelques medecins aient cru que le soufre ne se dissout point dans les humeurs animales, il est cependant certain qu'il pénètre jusqu'aux extrémités vasculaires les plus fines, puisque, chez les personnes qui en font usage, la transpiration, les urines & les crachats en sont manifestement imprégnés. Le gaz hydrogène sulfuré dissous dans les eaux minérales, telles que celles de Caunterets, d'Aix-la-Chapelle, de Barège, d'Enghien, &c. leur communique des propriétés incisives très-utiles dans les maladies de la peau, des poulmons, des articulations, dans les paralysies, &c.

Le soufre n'est pas moins utile dans les arts.

C'est un des ingrédiens les plus nécessaires de la poudre à canon : il sert à prendre des empreintes très-belles de pierres gravées ; on en fait des mèches combustibles ; on le brûle pour blanchir les foies, pour détruire certaines couleurs, pour arrêter la fermentation des vins, &c. On l'a proposé pour sceller le fer dans les pierres, &c.

C H A P I T R E V.

Genre V. SUBSTANCES MÉTALLIQUES EN GÉNÉRAL.

LES substances métalliques forment un ordre de corps très-importans & très-utiles dans les différens usages de la vie, dans la chimie & dans la médecine. Elles diffèrent essentiellement des matières terreuses & des matières salines par leurs caractères physiques & par leurs propriétés chimiques.

Avant de passer à l'examen de chacune de ces substances en particulier, il est nécessaire de les considérer en général. Pour le faire avec ordre, nous traiterons dans plusieurs paragraphes, 1^o. de leurs propriétés physiques ; 2^o. de leur histoire naturelle ; 3^o. de l'art d'en reconnoître la nature & la quantité, ou de la docimastie ; 4^o. de celui

de les travailler en grand, ou de la métallurgie ;
5°. de leurs propriétés chimiques ; 6°. de la ma-
nière de les distinguer les unes des autres, & des
divisions qu'il est essentiel d'établir entre elles.

§. I. *Des propriétés physiques des substances
métalliques.*

Les substances métalliques ont une opacité
absolue. Cette opacité est beaucoup plus grande
que celle des matières pierreuses ; car la pierre la
plus opaque, étant en plaque très-mince, a une
sorte de transparence ; au lieu que la lame la plus
fine d'un métal quelconque est parfaitement opa-
que, & tout autant qu'une grande masse du même
métal. L'opacité des substances métalliques les
rend très-propres à réfléchir les rayons de la lu-
mière, & aucun corps ne possède cette propriété
dans un degré aussi marqué que ces substances ;
c'est ainsi que les miroirs de glace ne réfléchissent
les objets que parce qu'ils sont enduits d'une
feuille de métal ; cette propriété particulière aux
métaux, constitue l'éclat ou le brillant métallique,
qualité qui est toujours en raison composée de
la densité ou de la dureté du métal qui lui per-
met de prendre un poli très-vif, & de sa cou-
leur. Les substances métalliques blanches réflé-

chiffent plus de rayons, & font plus brillantes que celles qui font colorées.

Les substances métalliques ont une pesanteur spécifique bien plus considérable que les autres corps minéraux; un pied cube de marbre ne pèse que deux cent cinquante-deux livres; un pied cube d'étain, qui est le plus léger des métaux, pèse cinq cent seize livres, & un pied cube d'or pèse treize cent vingt-six livres. Cette pesanteur, beaucoup au-dessus de celle des matières terreuses, dépend, sans doute, de la grande densité des substances métalliques, à laquelle elles doivent encore leur opacité parfaite & leur brillant.

La plus grande partie des substances métalliques est susceptible de s'étendre à l'aide d'une percussion répétée, ou d'une forte pression. Cette propriété, qui est particulière à ces substances, & que nous n'avons pas encore eu occasion d'observer dans aucune des matières que nous avons examinées, porte le nom de *ductilité*. Nous pensons qu'on doit en distinguer deux espèces; l'une qu'on appelle ductilité sous le marteau, ou *malleabilité*, se reconnoît à ce que les métaux qui en jouissent peuvent s'étendre en lames minces sans se casser: le plomb & l'étain nous fournissent un exemple de cette sorte de ductilité. L'autre consiste dans l'allongement successif &

presque extrême de certaines matières métalliques, de sorte qu'elles forment un fil plus ou moins fin : c'est la ductilité à la filière, telle qu'on peut l'observer dans le fer, le cuivre, l'or. On lui a aussi donné le nom de *ténacité*. Il est d'autant plus important de bien distinguer ces deux sortes de ductilités, qu'elles semblent être réellement très-différentes l'une de l'autre, puisque les substances métalliques, qui sont très-malléables, ont souvent très-peu de *ténacité*, & que celles qui sont très-ductiles à la filière, ne sont que peu malléables. On exprime la *ténacité* des métaux d'une manière fort exacte, en désignant la somme de poids qu'un fil métallique d'un diamètre connu peut soutenir sans se rompre. L'une & l'autre de ces propriétés paroît dépendre d'une forme particulière des parties intégrantes de chaque métal. Il semble que les métaux qui s'étendent en plaques minces par la percussion soient formés de petites lames qui, lorsqu'elles sont comprimées, glissent les unes à côté des autres, & augmentent en largeur à mesure qu'elles perdent de leur épaisseur; tandis que ceux qui peuvent se filer offrent une sorte de tissu fibreux dont les filamens, disposés par paquets, se rapprochent & s'allongent à l'aide de la forte pression que leur fait éprouver la filière.

La ductilité des métaux a des bornes. On observe que lorsqu'un métal, même très-ductile, a reçu plusieurs coups de marteau, il durcit & se déchire au lieu de s'étendre ; cette propriété se nomme *écrouissement*. Lorsqu'on chauffe lentement & avec précaution un métal écroui, il devient plus ductile, & il peut être frappé sans se briser. Il paroît que les parties ne s'étendent sous le marteau, qu'autant qu'elles trouvent entre elles un espace qu'elles peuvent remplir à mesure qu'elles fuient la pression : on conçoit aisément que ces parties étant une fois assez rapprochées par la percussion, pour ne laisser entre elles que peu d'intervalle, elles ne pourront plus fuir sous le marteau, & que, dans ce cas, le métal se déchirera. La chaleur en le dilatant en écarte les parties, & produit entr'elles de nouveaux espaces, qui leur permettent de se rapprocher de nouveau à l'aide des percussions répétées.

Comme la ductilité ne se rencontre que dans certaines substances métalliques, les chimistes & les naturalistes se sont servi de l'absence & de la présence de cette propriété pour distinguer ces substances entre elles. Ils ont appelés *métaux* celles qui réunissent la ductilité à l'opacité, à la pesanteur & au brillant métallique, & demi-mé-

taux, celles qui, avec l'apparence métallique, ne sont point ductiles. Mais cette distinction, quoiqu'assez exacte, ne suffit cependant pas pour séparer en deux classes toutes les matières métalliques, parce que depuis la ductilité extrême de l'or, jusqu'à la singulière fragilité de l'arsenic, on ne trouve que des degrés insensibles dans cette propriété, & parce qu'il y a peut-être plus loin pour la ductilité de l'or au plomb, qui est regardé comme un métal, qu'il n'y a du plomb au zinc, qu'on range parmi les demi-métaux, & du zinc à l'arsenic. D'ailleurs le mot *demi-métaux* exprime une opinion très-hypothétique sur la nature & la formation des métaux.

Les métaux, considérés relativement au degré de leur ductilité, doivent être rangés dans l'ordre suivant. L'or est le plus malléable de tous; ensuite viennent l'argent, le cuivre, le fer, l'étain & le plomb. Les demi-métaux ont été regardés comme n'en ayant aucune. Nous verrons cependant que cette propriété existe jusqu'à un certain degré dans le zinc & dans le mercure. Quant à la ténacité, l'or est celui qui en a le plus: on place à la suite le fer, le cuivre, l'argent, l'étain & le plomb; celle de la platine n'est pas bien connue.

Les substances métalliques sont susceptibles

de prendre une forme régulière, soit par le travail de la nature, soit par les efforts de l'art. Les naturalistes connoissoient, depuis long-temps, cette propriété que la nature leur avoit offerte dans le bismuth natif, l'argent vierge, & quelques autres métaux. Les alchimistes même avoient observé soigneusement les figures ramifiées ou étoilées qui se forment à la surface de l'antimoine & du bismuth. M. Baumé a annoncé dans sa chimie expérimentale & raisonnée, que les matières métalliques qui ont été bien fondues prennent, par un refroidissement lent, un arrangement symétrique & régulier, &c. M. l'abbé Mongez, qui a suivi M. la Peyrouse dans son voyage autour du monde, a fait un travail sur la cristallisation des matières métalliques. M. Brongniart, démonstrateur de chimie au jardin des plantes, s'est aussi occupé de cet objet, & beaucoup de chimistes ont répété leurs procédés. Il en résulte que tous les métaux peuvent cristalliser, & que, quoique plusieurs d'entre eux aient une cristallisation, en apparence différente, le plus grand nombre présente cependant la même forme octaèdre avec quelques modifications.

Quelques matières métalliques ont de la saveur & de l'odeur, comme l'arsenic, l'antimoine, le plomb, le cuivre, l'étain, le fer. Ces propriétés

se rencontrent constamment dans toutes celles qui sont les plus altérables. Elles y sont même quelquefois dans un degré si marqué, que ces matières sont susceptibles de corroder & de détruire entièrement les organes des animaux.

§. II. *Histoire naturelle des substances métalliques.*

Les substances métalliques existent dans l'intérieur de la terre dans quatre états différens; le premier est celui de métal vierge ou natif, c'est-à-dire, pourvu de toutes ses propriétés; c'est ainsi que se trouvent toujours l'or, souvent l'argent, le cuivre, le mercure, le bismuth, l'arsenic, rarement le fer, plus rarement encore le plomb, le zinc, l'antimoine, &c.

Le second état où se rencontrent les substances métalliques est celui d'oxides ou de *chaux*, c'est-à-dire, n'ayant pas l'aspect métallique, mais plutôt une sorte de ressemblance avec les ochres ou les matières terreuses. On trouve souvent le cuivre dans l'état d'oxide vert ou bleu; le fer dans celui d'oxide jaune, rouge ou brun; le plomb dans l'état d'oxide blanc, gris, jaune, rougeâtre, &c.; le zinc dans l'état de calamine; le cobalt en fleurs rouges; l'arsenic en oxide blanc, &c.

Le troisieme état naturel des métaux , & celui qui est le plus commun, constitue les mines ou minerais. La substance métallique s'y trouve combinée avec une matière combustible qui lui enlève ses propriétés métalliques , & elle ne peut les recouvrer que lorsqu'elle en est séparée. Cette matière , que l'on nomme le *minéralisateur* , est ou du soufre , ou un autre métal. Quelques chimistes assurent même que le soufre est le minéralisateur le plus commun. Il est uni à l'argent dans la mine d'argent vitreuse ; celles de cuivre contiennent presque toujours une très-grande quantité de soufre ; le fer est combiné avec ce minéral dans la pyrite martiale , le plomb dans la galène , le mercure dans le cinabre , le zinc dans la blende ; enfin , on trouve quelquefois le bismuth & souvent l'arsenic unis au soufre.

Il est bon d'observer que les métaux n'ont pas tous la même affinité avec le soufre. Il en est qui en contiennent beaucoup & qui le perdent aisément ; leur état métallique en paroît peu altéré ; tels sont le cuivre , le plomb , l'antimoine ; d'autres en contiennent très-peu ; mais ce soufre leur est très-adhérent , & quoiqu'il soit en petite quantité , il fait disparaître presque toutes les qualités métalliques ; c'est ce qu'on observe à l'égard du cinabre.

Les métaux peuvent se trouver alliés avec d'autres métaux, mais c'est particulièrement l'arsenic qui les minéralise. On trouve le fer, l'étain, le cobalt, souvent unis à l'arsenic; quelquefois le métal est uni, en même-temps, à l'arsenic & au soufre, comme dans la mine d'antimoine rouge, dans l'argent rouge; enfin, il y a des mines métalliques, composées de plusieurs métaux & de plusieurs substances minéralisantes, ainsi que la mine de cuivre grise, la mine d'argent grise, & quelques autres.

Le quatrième état que les métaux présentent, dans l'intérieur de la terre, est leur combinaison avec les substances salines, & presque toujours avec des acides. L'acide sulfurique s'y trouve combiné très-fréquemment; les oxides de zinc, de plomb, de cuivre, de fer, sont souvent dans l'état de sulfates; l'acide carbonique est un des minéralisateurs les plus communs des métaux; les acides muriatique, arsenique & phosphorique y ont aussi été démontrés depuis quelques années.

Les substances métalliques sont bien moins abondantes dans le globe terrestre que les matières pierreuses. Elles forment, dans les montagnes, des veines ou filons qui coupent plus ou moins obliquement les couches de terres & de pierres, c'est l'état le plus ordinaire des métaux minéralisés.

minéralisés. Ceux qui sont dans l'état d'oxides ou de sels se trouvent souvent par masses que l'eau a transportées, & quelquefois cristallisées; on rencontre aussi plusieurs mines métalliques en tas informes: elles doivent alors leur formation à quelques accidens particuliers.

Les filons métalliques sont accompagnés de matières pierreuses, qui semblent avoir été formées en même-temps qu'eux. Ces pierres sont ordinairement du quartz & du spath, elles forment deux couches; l'une, sur laquelle pose la mine, se nomme *lit* ou *sol*; l'autre qui la recouvre est le *toit*. Ces pierres constituent ce qu'on appelle la *gangue* ou *matrice de la mine*, qui ne doit pas être confondue avec le minéralisateur; car celui-ci est combiné avec le métal, de manière qu'il ne peut en être séparé que par des procédés chimiques, tandis que la gangue peut en être séparée par des moyens mécaniques; il ne faut pas non plus confondre la gangue qui est formée de pierres cristallisées, avec la roche qui forme la masse des montagnes, dans lesquelles se trouvent les filons métalliques. Ces derniers se divisent en *riches* ou *pauvres*, en *filons capitaux* ou *veinules*, en filons de *vrais cours* qui se continuent dans la même direction, ou filons *rébellés* qui se détournent & sont interrompus dans leur continuité.

Les mines métalliques paroissent toutes devoir leur formation à l'eau ; en effet, la plupart se trouvent cristallisées ou mêlées à des substances que le feu n'auroit pas manqué d'altérer, comme les pierres calcaires & le soufre ; & l'on rencontre parmi elles des corps qui ont conservé l'organisation végétale ou animale, organisation que le feu n'auroit pas respectée ; il y a peut-être quelques mines métalliques qui ont été formées par le feu ; telle paroît être la mine de fer spéculaire du Mont-d'Or en Auvergne, celle de l'île d'Elbe ; mais ces cas sont rares.

Les mines se trouvent plus communément dans les montagnes que dans les plaines, & presque toujours dans celles qui forment des chaînes continues. On observe que les plantes qui croissent à la surface des montagnes qui renferment ces matières, sont arides ; les arbres y sont tortueux, & ont un mauvais port ; la neige y fond presque aussi-tôt qu'elle y tombe ; les sables offrent souvent des couleurs métalliques. On trouve, dans le voisinage, des sources d'eaux minérales métalliques ; l'examen de ces eaux & des sables qu'elles charient, fournissent de très-bons indices de la présence des matières métalliques qui les avoisinent. Lorsqu'on voit paroître à la surface de la terre quelques veines métalliques, ces indices doivent

suffire pour faire sonder le terrain ; la sonde rapportant les substances qui composent l'intérieur de la montagne avec la matière minérale métallique , sert à faire connoître quelle est la nature de cette substance , & la résistance qu'on doit attendre du terrain.

§. III. *De l'art d'essayer les mines , ou de la DOCIMASIE.*

Lorsqu'on a retiré une certaine quantité de mine , il convient d'en faire l'essai pour en connoître exactement la nature & le produit. Ces essais forment une des parties les plus importantes de la chimie , à laquelle on a donné le nom de *docimastie*. Ils doivent être variés suivant la nature de chaque mine ; cependant il est certains procédés généraux qu'il convient de suivre dans tous les essais.

On prend des échantillons de mine qu'on choisit parmi les plus riches , les plus pauvres , & ceux d'une richesse moyenne : cette opération s'appelle *lotir les mines* ; le lotissage est indispensable , parce que si on ne tentoit que l'essai d'un échantillon riche , on pourroit concevoir des espérances trop flatteuses ; si on n'essayoit que des échantillons très-pauvres , on tomberoit dans le découragement. Les mines étant loties , il faut les piler exacte-

tement, & ensuite les laver à grande eau. Ce fluide emporte la gangue réduite en poudre; le minéral, comme plus pesant, reste au fond du vase où se fait le lavage. La mine lavée doit être ensuite grillée avec soin pour enlever par la sublimation la plus grande quantité possible du minéralisateur; on doit faire le *grillage* dans une petite écuelle de terre, couverte d'un vaisseau semblable. Cette précaution est nécessaire, parce que certaines mines pétillent au feu, & sautent hors de la capsule dans laquelle on les grille; cet accident est capable de rendre le résultat incertain. Comme ce grillage fait en plein air laisse ordinairement le métal dans l'état d'oxide, & peut même en faire perdre une partie, si le métal que l'on essaie est volatil, nous préférons de griller les mines dans une cornue de grès. Cette opération, quoique plus longue & plus difficile, a l'avantage de faire connoître la nature & la quantité du minéralisateur, & de donner une analyse beaucoup plus exacte du minéral dont on fait l'essai. Lorsque la mine a été tenue rouge pendant quelque temps, & qu'il ne s'en exhale aucune vapeur, le grillage est fini. Comme on a pesé la mine avant & après le lavage pour déterminer la quantité de gangue qu'elle contenoit, on la pèse de nouveau après le grillage,

ment. Les mines étant lavées, les gangues exactes.

pour savoir combien elle a perdu par cette opération.

La mine grillée doit être fondue ; à cet effet on la mêle avec trois parties de flux noir & un peu de muriate de soude décrépité , on la met dans un creuset fermé de son couvercle , on place ce creuset dans un bon fourneau de fusion. L'alkali du flux noir fond le métal , & absorbe la portion du minéralisateur qui reste dans la mine. Le charbon du tartre qui se trouve dans le flux noir , sert à réduire l'oxide du métal en absorbant son oxigène ; le muriate de soude empêche que le mélange ne souffre de déperdition pendant la fusion , parce que ce sel fondu étant plus léger que les autres matières , occupe toujours la partie supérieure du creuset , recouvre le mélange & supporte seul le déchet.

La fusion étant achevée , il faut laisser refroidir très-lentement le creuset ; on s'apperçoit que la matière a été bien fondue , lorsque le métal est rassemblé en un seul culot convexe à sa superficie , qu'il ne se trouve aucun grain dans les scories , & que ces scories elles-mêmes sont en une masse vitreuse , compacte & uniforme , couverte d'une couche de sel marin fondu. On pèse exactement le culot métallique , & on connoît en quelle proportion le métal se trouve dans la mine que l'on a essayée.

Il est des mines qui sont plus dures & plus réfractaires ; alors on ajoute des fondans plus actifs & en plus grande quantité , comme le borax , le verre pilé , les alkalis fixes , &c. Il arrive souvent que le même minéral contient des métaux parfaits avec des métaux imparfaits ; on les sépare en chauffant avec le contact de l'air le culot métallique. Le métal imparfait s'oxide & se dissipe , le métal parfait reste pur ; cette opération se nomme en général *affinage*. Le métal parfait qu'on obtient par ce procédé est presque toujours un mélange d'or & d'argent. On sépare ces deux métaux par le moyen d'un dissolvant qui s'empare de l'argent & laisse l'or intact ; cette opération se nomme *départ*. Les résidus que tous ces procédés fournissent , doivent être pesés avec la balance d'essai.

Ce travail , quelque exact qu'il paroisse , est souvent moins utile pour guider dans l'exploitation d'une mine , que ne seroit un essai plus grossier ; parce que , dans les travaux en grand , on n'emploie pas des matériaux aussi chers , & que d'ailleurs on n'opère pas avec autant de précaution ; il faut donc essayer de fondre la mine à travers les charbons dans un fourneau de fusion. Les charbons réduisent l'oxide métallique ; l'alkali fixe qui se produit dans leur combustion ,

absoibe une portion de la substance qui minéralise le métal. Il faut quelquefois ajouter un peu de limaille ou de scories de fer, ou du fiel de verre pour faciliter la fusion des mines très-réfractaires.

Il est une sorte d'essai par la voie humide qui peut se pratiquer, lorsqu'on veut connoître les métaux contenus dans des échantillons de mines qu'on se propose de conserver dans des cabinets d'histoire naturelle. On prend un petit morceau de l'échantillon; on le fait digérer dans des acides qui dissolvent le métal & en séparent le minéralisateur; le sel qui résulte de l'union du métal à l'acide fait connoître la qualité de ce métal; mais cet essai ne peut pas avoir lieu pour toutes sortes de mines, parce qu'elles ne sont pas toutes susceptibles d'être attaquées par les acides. Bergman a donné sur la docimastie humide une très-bonne dissertation, qu'on pourra consulter avec fruit.

§. IV. *De l'art d'extraire & de purifier en grand les métaux, ou de la MÉTALLURGIE.*

Lorsqu'on s'est assuré, par un essai convenable, que la mine peut être exploitée utilement, on y procède de la manière suivante. On creuse un puits carré perpendiculaire, assez large pour à placer des échelles droites, à l'aide desquelles

les ouvriers puissent descendre & monter. Ordinairement on pose sur ces puits des treuils pour tirer les sceaux chargés de minéral ; quelquefois aussi on y met des pompes pour puiser l'eau qui s'y rassemble. Si la mine est trop profonde pour qu'un seul puits conduise au sol du filon , on pratique une galerie horizontale , au bout de laquelle on creuse un nouveau puits , & ainsi de suite , jusqu'à ce qu'on soit parvenu au fond de la mine.

Si la roche dans laquelle on creuse est fort dure & capable de se soutenir d'elle-même , la mine n'a pas besoin d'être étayée ; mais si on travaille dans des rochers tendres ou dans des terres qui peuvent s'ébouler , on est obligé d'étauçonner les galeries & de garnir les puits de pièces de charpente , qu'on recouvre de planches dans tout le pourtour.

Il est essentiel de renouveler l'air dans les mines ; lorsqu'il est possible de creuser une galerie , qui du bas des puits réponde dans la plaine , le courant d'air s'établit aisément ; quand cela ne se peut pas , on creuse un puits qui aboutit à l'extrémité de la galerie opposée à celle où se trouve le premier. Lorsque l'un des deux puits est plus bas que l'autre , l'air circule très-aisément ; mais si les deux puits sont de hauteur égale , le courant d'air ne sauroit

s'établir : dans ce dernier cas, on allume du feu dans un fourneau, au-dessus de l'un des puits ; & l'air, forcé de traverser les matières combustibles, se renouvelle continuellement dans la galerie.

L'eau est encore un inconvénient très-grand dans les mines ; si elle sort peu-à-peu entre les terres, on tâche de lui ménager une issue dans la plaine, & de-là dans la rivière la plus voisine, à l'aide d'une galerie de percement. Si elle se ramasse en plus grande quantité, on tire l'eau à l'aide des pompes. Quelquefois en perçant la roche il en sort une quantité d'eau énorme, & capable de remplir à l'instant toutes les galeries ; les ouvriers en sont avertis par le retentissement qu'ils entendent en frappant la roche ; alors ils établissent une porte dans une des galeries, cette porte peut se fermer par un valet ; un ouvrier perce la roche pour donner issue à l'eau, & se retire en fermant la porte sur lui ; il a le temps de s'éloigner avant que l'eau puisse gagner.

Il s'élève dans les souterrains des mines des vapeurs d'acide carbonique & de gaz hydrogène, dégagées ou formées par la réaction des matières minérales & métalliques les unes sur les autres. Souvent aussi les feux que les ouvriers sont obligés d'allumer dans le dessein d'attendrir

la roche, favorisent le dégagement de ces gaz, dont les dangereux effets ne peuvent être prévenus que par les courans d'air rapides, ou par la détonation.

Le minéral tiré de la terre est ensuite pilé, lavé, grillé, fondu & affiné. On pile la mine sous de gros pilons, mus par un courant d'eau; les pilons se nomment *bocards*; la mine pilée est lavée sur des tables inclinées, de sorte que l'eau s'écoule & emporte la gangue. Les mines qui contiennent beaucoup de soufre, doivent être grillées à l'air; celles qui en contiennent peu, doivent l'être dans des fourneaux qui servent ensuite à les fondre; quelques mines se fondent seules, d'autres veulent être fondues à travers les charbons, & avec différens fondans. Les fourneaux de fusion diffèrent suivant les pays & la qualité plus ou moins réfractaire de la mine. Ceux qui servent à l'affinage, ne sont pas essentiellement différens des premiers. Quelquefois même ces deux opérations se font dans un seul fourneau. Lorsqu'on a ainsi réduit les métaux, ils sont presque toujours unis plusieurs ensemble: on a alors recours pour les séparer, à des procédés entièrement chimiques, & que nous ferons connoître à l'article de chaque métal.

§. V. *Des propriétés chimiques des substances métalliques.*

Toutes les propriétés chimiques des substances métalliques semblent démontrer que ces matières sont simples, & qu'on ne peut les décomposer. Les altérations qu'elles éprouvent de la part de la chaleur, de l'air & des substances salines, sont toujours dues, comme on le verra, à des combinaisons, & pas une de ces altérations ne peut être comparée à une analyse, ainsi que nous allons le faire voir par l'exposition détaillée des phénomènes qu'elles présentent.

La lumière paroît altérer la couleur & le brillant de quelques substances métalliques. Bien enfermées dans des vaisseaux transparens, quelques-unes s'y ternissent, prennent une couleur changeante, qui fait disparoître peu-à-peu leur brillant. On n'a pas suivi plus loin cette espèce d'altération.

Le calorique ne leur fait éprouver que quelques changemens d'agrégation, & cela avec plus ou moins de facilité & de promptitude. Toutes les substances métalliques, chauffées dans des vaisseaux bien fermés, se fondent, les unes bien avant de rougir, d'autres, dans l'instant qu'elles rougissent, d'autres, long-temps après qu'elles

ont rougi. Il y a autant de degrés dans la fusibilité de ces matières, qu'il y a d'espèces de métaux. Si on les laisse refroidir lorsqu'ils ont été fondus, ils cristallisent; si on les pousse à un feu violent, ils bouillent à la manière des fluides, & se réduisent en vapeurs. Il y a longtemps qu'on connoissoit ces propriétés dans le mercure; les orfèvres voient souvent bouillir l'or & l'argent en fusion. Buffon avoit observé qu'en exposant des plats d'argent au foyer d'un grand miroir concave, il s'élevoit une fumée blanche de la surface des plats. MM. Macquer & Lavoisier ayant mis de l'argent de coupelle au foyer de la lentille de Tschirnaufen, virent ce métal s'exhaler en fumée; une lame d'or exposée à cette fumée fut parfaitement argentée. L'or mis au même foyer donna également des fumées qui dorèrent parfaitement une lame d'argent qu'on y exposa. Les cheminées des orfèvres & des essayeurs sont remplies d'or & d'argent sublimés. Le cuivre, l'étain, le plomb, le zinc, l'antimoine, le bismuth & l'arsenic se volatilisent assez facilement.

Tous les métaux fondus paroissent convexes à leur surface, & lorsqu'ils sont en très-petites masses, ils forment des sphères parfaites; cet effet dépend de la force d'agrégation qui fait

rapprocher les parties métalliques les unes vers les autres, & de leur peu de tendance à la combinaison avec le corps sur lequel elles posent. Cette propriété est générale dans tous les fluides, & on peut l'observer dans l'huile à l'égard de l'eau, & dans l'eau à l'égard des corps gras.

Les métaux exposés à l'action du calorique avec le contact de l'air y éprouvent des altérations assez sensibles, les uns plutôt, les autres plus tard : ceux qui ne sont point sensiblement altérés, se nomment *métaux parfaits* ; on appelle *métaux imparfaits*, ceux qui perdent entièrement leurs propriétés métalliques par ce procédé. Cette altération des matières métalliques, que nous nommons *oxidation*, est une véritable combustion ; elle ne peut se faire qu'avec le secours de l'air, comme celle de toutes les substances combustibles ; & lorsqu'elle a eu lieu quelque temps dans une certaine quantité d'air, elle ne peut plus s'y continuer à moins que l'air ne soit renouvelé. Cet air dans lequel les métaux ont brûlé, est devenu méphitique. La combustion des substances métalliques est accompagnée d'une flamme plus ou moins vive, cette flamme est très-sensible dans le zinc, l'arsenic, le fer, l'or, l'argent ; elle l'est même dans le plomb, l'étain, l'antimoine, qui sont

chauffés fortement. Les métaux perdent en brûlant leurs propriétés métalliques d'une manière d'autant plus marquée, qu'ils ont été exposés à l'action du feu & au contact de l'air pendant un temps plus long; quelques-uns semblent alors se rapprocher à l'extérieur du caractère des matières terreuses; aussi leur a-t-on donné, dans cet état, le nom de *terres* ou de *chaux métalliques*. On doit préférer à ce nom celui d'oxides métalliques, parce qu'il est démontré aujourd'hui que ces métaux brûlés ne sont point des terres comme on le croyoit il y a quelques années; mais des combinaisons avec l'oxigène. Les oxides métalliques n'ont plus le brillant & la fusibilité des métaux; ils n'ont plus du tout d'affinité avec ces corps, pas même avec ceux qui ont servi à les faire. Si on les pousse au feu, ils se volatilisent ou se fondent en verres. Ces derniers sont d'autant plus transparens & d'autant plus difficiles à fondre, que les métaux ont été oxidés, ou qu'ils contiennent plus d'oxigène. Les oxides métalliques s'unissent aux matières salines & terreuses. Plusieurs d'entre eux ont les caractères de matières salines. L'arsenic bien oxidé devient un acide particulier, dont les propriétés ont été examinées par Schéele & Bergman. Rouëlle a reconnu que l'oxide d'antimoine se dissout dans l'eau comme le fait l'arsenic.

Quelques oxides métalliques exposés à l'action du feu, se réduisent en métaux, & fournissent en se réduisant un fluide aériforme, qui est de l'air vital très-pur. C'est à M. Bayen que l'on doit les premières connoissances sur cet objet. Il a observé que les oxides de mercure, chauffés dans des vaisseaux fermés, donnoient beaucoup d'air, & qu'ils se réduisoient en mercure coulant. M. Priestley, ayant examiné cet air, vit qu'il étoit beaucoup meilleur que l'air atmosphérique; & c'est à cette découverte que l'on doit fixer l'époque de la connoissance exacte que nous avons aujourd'hui sur la *calcination* des métaux. Revenons un moment sur les phénomènes de cette opération. Un métal ne se *calcine* jamais que lorsqu'il a un contact avec l'air; plus ce contact est multiplié, plus le métal se *calcine*; une quantité donnée d'air ne peut servir à *calciner* qu'une quantité donnée de métal, comme l'a ingénieusement démontré M. Lavoisier en *calcinant* du plomb, à l'aide d'un miroir de réflexion, dans une cloche qui contenoit un volume connu d'air. Le métal en se *calcinant*, absorbe une portion de l'air qui l'entourne, puisque le mercure au-dessus duquel on *calcine* un métal sous une cloche, remonte dans ce vaisseau à mesure que la *calcination* avance. C'est à cet oxigène absorbé que

les oxides métalliques doivent la pesanteur qu'ils ont acquise dans la *calcination*; puisque quand on l'extrait des oxides de mercure, ils perdent en revenant à l'état métallique cet excès de poids que l'on retrouve exactement dans l'air vital qu'elles fournissent à l'aide de la distillation. Il paroît démontré, d'après tous ces phénomènes, que la *calcination* n'est autre chose que la combinaison du métal avec la base de l'air pur ou l'oxigène contenu dans l'atmosphère. Cette combinaison se fait souvent par le seul contact de l'air & de l'eau, dans les métaux qui sont susceptibles de se rouiller. Si l'on a besoin de faire chauffer la plûpart des métaux pour les oxider, c'est que la chaleur, en diminuant la force d'agrégation des molécules de ces corps pour elle-même, augmente en même proportion la force d'affinité ou de combinaison, & favorise ainsi celle que l'on veut opérer entre l'oxigène & le métal. La chaleur n'est donc, dans cette opération, qu'un auxiliaire comme dans beaucoup de dissolutions. L'air qui a servi à oxider un métal ne peut plus entretenir la combustion, parce qu'il est privé de la portion d'air vital qu'il contenoit, & qui seule peut donner lieu à la combustion & à la vie. Plus le fluide atmosphérique contient de cet air vital, plus il est propre à oxider promptement

tement une quantité donnée de métal. J'ai bien des fois observé qu'on peut faire une beaucoup plus grande quantité d'oxide métallique de plomb, de bismuth, &c. en plongeant ces métaux fondus dans une cloche pleine d'air vital, qu'on n'en feroit dans le même temps au milieu de l'air atmosphérique. Tous ces faits, & un grand nombre d'autres, que l'on trouvera dans l'histoire particulière de chaque métal, sont bien propres à démontrer qu'un oxide métallique n'est autre chose qu'une combinaison chimique du métal & de l'oxigène atmosphérique, que la calcination n'est que l'acte même de cette combinaison, & que l'air vital étant fixé dans cette opération, il ne reste plus que le gaz azote qui faisoit partie de l'atmosphère.

La réduction des oxides métalliques, à l'aide des matières combustibles, éclaire encore cette théorie, & lui donne de nouvelles forces. On est souvent obligé, lorsqu'on veut réduire un oxide métallique en métal, de le faire chauffer dans des vaisseaux fermés avec une matière combustible, comme avec des graisses, des huiles, du charbon, &c. Dans tous ces cas on décompose l'oxide métallique, en lui enlevant l'oxigène qui le constituoit tel. Pour bien entendre ce qui se passe dans cette opération, il faut concevoir, 1^o. que les métaux ne sont pas

les corps les plus combustibles de la nature, ou, ce qui est la même chose, que les métaux n'ont pas avec l'oxigène la plus grande affinité possible; 2°. que les matières combustibles animales ou végétales ont plus d'affinité avec cet oxigène que n'en ont les substances métalliques; 3°. qu'en conséquence, lorsqu'on réduit un oxide métallique à l'aide du charbon, ce dernier étant plus combustible que le métal, ou ayant plus d'affinité que lui avec l'oxigène, s'en empare & décompose l'oxide métallique, qui passe à l'état du métal. Aussi ces sortes d'opérations ne réussissent-elles bien que dans des vaisseaux fermés, parce que la matière combustible, n'ayant pas de contact avec l'air, est obligée de brûler à l'aide de l'oxigène de l'oxide. C'est pour cela que la portion de carbone pure, qui s'empare de l'oxigène uni à la substance métallique, se trouve changée en acide carbonique pendant la réduction.

En faisant l'histoire de la calcination métallique, d'après la théorie des modernes, nous devons dire un mot de la doctrine de Stahl, qui a été adoptée presque universellement par tous les chimistes, jusqu'aux dernières découvertes sur l'air & sur la combustion. Stahl regardoit les substances métalliques comme des composés de terres particulières & de phlogis-

tique. La *calcination* n'étoit, suivant lui, que le dégagement du *phlogistique*, & la réduction servoit à rendre aux *chaux* métalliques ce principe qu'elles avoient perdu dans leur *calcination*. On voit que cette théorie est absolument l'inverse de celle des modernes, puisqu'elle annonce que les métaux sont des êtres composés, tandis que la doctrine actuelle les considère comme des corps simples; ils perdent, suivant Stahl, un principe dans leur *calcination*; & la doctrine nouvelle prouve qu'ils se combinent à un nouveau corps dans cette opération; enfin, ce grand homme pensoit que pendant la réduction, les oxides métalliques reprenoient le *phlogistique* qui avoit été dégagé des métaux par le feu, & les modernes ont prouvé que la réduction n'est que la séparation de l'oxigène qui s'étoit combiné avec eux dans la *calcination*.

Essayons de démontrer, après ce léger parallèle de ces deux théories, à laquelle des deux le plus grand nombre de faits peut être favorable. Stahl, uniquement occupé à démontrer la présence du *phlogistique* dans les métaux, semble avoir oublié l'influence de l'air dans la *calcination*. Bercher, Jean Rey, Boyle & plusieurs autres chimistes avoient cependant soupçonné avant lui que cet élément jouoit le principal

rôle dans ce phénomène. La théorie de Stahl, quelque satisfaisante qu'elle ait dû paroître jusqu'à l'époque des nouvelles découvertes sur l'air, ne pouvoit donc pas se trouver d'accord avec tous les faits qui démontrent la nécessité & l'action de ce fluide dans la *calcination*. Aussi y a-t-il plusieurs phénomènes inexplicables dans la doctrine de Stahl, & qui même la rendoient imparfaite. Telle est, par exemple, la pesanteur des oxides métalliques, plus considérable que celle des métaux avant leur *calcination*. On ne concevra jamais comment un corps peut augmenter de poids en perdant une de ses parties constituantes; & comme la pesanteur est une des propriétés qui sert à démontrer la présence de toute substance, l'explication ingénieuse que M. de Morveau a donnée dans sa dissertation sur le *phlogistique*, relativement au phénomène dont il s'agit, ne peut pas entièrement satisfaire, sur-tout depuis qu'on a reconnu l'existence de l'air dans les oxides métalliques. Il paroît donc, d'après ces faits, que la théorie pneumatique a de grands avantages sur celle de Stahl. Macquer, guidé par cette sage retenue dont nous ne pouvons que faire l'éloge, avoit cru pouvoir allier les découvertes modernes avec la doctrine du *phlogistique*. Suivant ce célèbre chimiste, les métaux ne

peuvent perdre leur *phlogistique* & se calciner, qu'autant que l'air pur de l'atmosphère se précipite & s'unit à leur propre substance, en dégageant la lumière qui leur est unie, & ils ne se réduisent que lorsque la lumière, aidée par la chaleur, en sépare l'air pur, en prenant sa place, de sorte que ces deux corps sont mutuellement précipitans l'un de l'autre. Mais comme personne n'a démontré encore l'identité de la lumière & de ce que Stahl a appelé *phlogistique*, ni le principe de la lumière dans les corps combustibles, l'opinion de Macquer n'est qu'une hypothèse dont on peut entièrement se passer, & qu'il n'est plus permis d'admettre.

Il est donc bien démontré aujourd'hui que les oxides métalliques sont des composés des métaux & d'oxygène; il seroit très-important de connoître les divers attractions électives qui existent entre ce principe & les substances métalliques. M. Lavoisier s'est déjà occupé de ce travail intéressant; mais ses expériences ne sont point encore assez multipliées, & leur résultat n'est point assez exact, pour qu'il soit possible de traiter ici cet objet avec les détails qu'il exigeroit.

Les substances métalliques s'altèrent à l'air; leur surface se ternit, quelques-unes se couvrent

de rouille. Les chimistes ont regardé la rouille comme un oxide métallique. Nous aurons occasion de revenir plusieurs fois sur cet objet, & de faire voir que l'eau en vapeurs oxide plusieurs substances métalliques, & que l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère s'y unit après leur calcination.

L'eau dissout certains métaux; elle n'a aucune action sur quelques autres; lorsqu'elle est en vapeurs, elle favorise singulièrement la production de la rouille sur ceux qui en sont susceptibles; on fait, d'après les nouvelles découvertes de M. Lavoisier, qu'elle oxide avec beaucoup d'énergie ceux des métaux qui sont les plus combustibles, comme le zinc & le fer, & qu'elle se décompose en oxigène, qui s'unit à ces métaux, & en hydrogène qui se dégage uni à une très-grande quantité de calorique, & conséquemment sous la forme de gaz très-léger.

Les matières terreuses ne paroissent avoir aucune action sur les substances métalliques; mais elles s'unissent avec leurs oxides par la fusion.

On ne connoît pas du tout l'action des matières salino-terreuses sur ces substances.

Les alkalis en dissolvent quelques-unes, & n'agissent que foiblement sur la plûpart d'entre elles. Il paroît que l'eau ou le contact de l'at-

mosphère contribuent beaucoup à l'oxidation de plusieurs métaux opérée à l'aide des alkalis.

Les acides altèrent beaucoup plus ces substances & les dissolvent plus ou moins facilement. L'acide sulfurique produit alors ou du gaz hydrogène, ou du gaz sulfureux, suivant qu'il est uni à l'eau ou concentré; dans le premier cas, c'est l'eau qui se décompose, & qui en donnant son oxigène aux métaux produit le gaz hydrogène; dans le second, l'acide lui-même est décomposé, & son oxigène propre, en se fixant en partie dans les substances métalliques, laisse le soufre encore uni à une portion de ce principe, & conséquemment dans l'état de gaz acide sulfureux. L'acide sulfurique saturé des oxides métalliques dans l'une & l'autre de ces circonstances forme des sulfates appelés autrefois *vitriols*, qui doivent être regardés, lorsqu'ils sont cristallisés, comme des composés de quatre corps, savoir des métaux, d'oxigène, d'acide sulfurique & d'eau. Ces sulfates métalliques sont plus ou moins colorés, cristallisables, solubles dans l'eau, décomposables par la chaleur, par l'air vital dont ils absorbent l'oxigène, par les alkalis qui séparent les oxides métalliques, &c.

L'acide nitrique paroît agir sur les métaux avec plus de rapidité que l'acide sulfurique, quoi-

qu'il y adhère en général beaucoup moins. Il se dégage, pendant son action sur ces substances, une grande quantité de gaz nitreux; le metal se trouve plus ou moins oxidé; il se précipite, ou bien il reste uni à cet acide. Stahl attribuoit cet effet au dégagement du phlogistique des métaux. Les chimistes modernes pensent aujourd'hui qu'il est dû à la décomposition de l'acide nitrique & à la séparation d'une partie de l'oxigène d'avec l'azote, qui forment, comme nous l'avons exposé ailleurs, les deux principes de cet acide. Les dissolutions métalliques nitriques, ou les nitrates métalliques, sont plus ou moins cristallisables, décomposables par la chaleur, par l'air, par l'eau; les matières alkalines en séparent les oxides des métaux; l'acide nitrique a des attractions électives variées pour les différens métaux, comme l'acide sulfurique. M. Proust a découvert que plusieurs substances métalliques s'enflamment par le contact de cet acide.

L'acide muriatique agit en général avec peu d'énergie sur les métaux. L'eau qui lui est unie commence par les oxider, & produit le gaz hydrogène, qui se dégage des dissolutions opérées par cet acide. Ces dissolutions muriatiques sont en général plus permanentes que les deux précédentes, & presque toujours plus difficiles

à décomposer par la chaleur. Quelquefois elles fournissent des cristaux, souvent elles n'en donnent que très-difficilement. L'acide muriatique a plus d'affinité que les deux précédens avec plusieurs substances métalliques, & décompose leurs dissolutions sulfuriques & nitriques. Les muriates métalliques ont souvent de la volatilité.

L'acide muriatique oxigéné oxide la plupart des métaux avec beaucoup d'énergie, en raison de l'excès d'oxigène qu'il contient & qui lui est peu adhérent. Il les dissout sans effervescence & de la même manière que l'eau dissout les sels.

L'acide carbonique attaque foiblement les métaux; cependant il est susceptible de se combiner à la plupart, comme l'a démontré Bergman. La nature présente souvent des combinaisons de métaux avec cet acide, & quelquefois ces espèces de sels sont cristallisées; on les connoît sous le nom de *métaux spathiques*, comme le fer, le plomb spathiques; mais nous les désignerons comme les autres sels formés par cet acide, par les noms de carbonates de fer, de plomb, &c.

L'acide fluorique & l'acide boracique s'unissent également aux matières métalliques; mais ces composés sont en général peu connus.

Parmi toutes les combinaisons des métaux

avec les acides, les unes sont susceptibles de cristalliser, d'autres ne prennent aucune forme régulière. Il en est que le feu décompose, & quelques-unes n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent. La plupart s'altèrent à l'air dont elles absorbent l'oxigène. Toutes sont plus ou moins solubles dans l'eau, & peuvent être décomposées par ce fluide en grande quantité, ainsi que l'a fait remarquer Macquer; toutes sont précipitées par l'alumine, la baryte, la magnésie, la chaux & les alkalis, qui ont en général plus d'affinité avec les acides, que n'en ont les oxides métalliques.

Lorsque quelques métaux sont employés pour séparer d'autres métaux de leurs dissolutions, les métaux précipités reparoissent avec leur forme & leur brillant métallique, parce que l'oxigène qui leur étoit uni dans l'état de dissolution s'en sépare & se reporte sur le métal précipitant qui se dissout à son tour dans l'acide; c'est pour cela que M. Lavoisier regarde avec raison ces précipitations des métaux les uns par les autres, comme le produit des attractions électives diverses de l'oxigène pour ces corps combustibles.

Les sels neutres ne sont que peu altérés par les matières métalliques, tant que l'on opère

par la voie humide ; mais si l'on chauffe fortement des mélanges de ces sels avec les métaux , plusieurs d'entre eux sont décomposés. Quelques sels sulfuriques forment alors du soufre. M. Monnet est le seul chimiste qui ait annoncé cette décomposition pour l'antimoine. Dans un travail suivi sur cet objet , j'ai découvert plusieurs autres métaux , tels que le fer , le zinc , &c. qui décomposent le sulfate de potasse , &c.

Le nitre détone avec la plupart des substances métalliques , & il les oxide plus ou moins fortement ; ce phénomène dépend de ce que l'oxygène a plus d'affinité avec plusieurs de ces substances qu'il n'en a avec l'azote. Les métaux , oxidés par ce sel , portent le nom d'*oxides métalliques* par le nitre. La base alcaline de ce sel dissout souvent une partie de ces oxides.

Le muriate ammoniacal est décomposé par plusieurs métaux , & par les oxides de presque toutes ces substances. Bucquet , qui a fait des recherches suivies sur cet objet , a remarqué que toutes les substances métalliques sur lesquelles l'acide muriatique a une action immédiate , sont susceptibles de décomposer complètement le muriate ammoniacal , qu'il se dégage du gaz hydrogène pendant ces décompositions , & qu'elles n'ont point également lieu avec celles de ces

substances qui ne sont point dissolubles par l'acide muriatique ordinaire. L'ammoniac, obtenu par ces décompositions, est toujours très-caustique & très-pur.

Presque toutes les matières combustibles minérales s'unissent facilement avec les métaux. Le gaz hydrogène les colore, & il réduit quelques-uns de leurs oxides, parce qu'il a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en ont la plupart des métaux, comme l'a prouvé M. Priestley par des expériences fort ingénieuses. Ces réductions des oxides métalliques par le gaz hydrogène, sont accompagnées de la production d'une certaine quantité d'eau, par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène dégagé des métaux.

Le soufre s'unit à la plupart des métaux; ces combinaisons forment des espèces de mines artificielles; lorsqu'elles sont humectées ou exposées à l'air humide, elles se *vitriolisent* ou se changent peu-à-peu en sulfates métalliques. Les sulfures alcalins dissolvent tous les métaux; le gaz hydrogène sulfuré les colore & décompose leurs oxides, qu'il fait repasser à l'état métallique en absorbant l'oxigène qui leur est uni.

Les métaux se combinent plus ou moins facilement entre eux; il en résulte des alliages dont les propriétés diverses les rendent susceptibles d'être employés avec succès dans différens arts.

§. VI. *Distinction méthodique des substances métalliques.*

Les substances métalliques étant en assez grand nombre, il est nécessaire d'établir entre elles un ordre qui réunisse celles dont les propriétés sont semblables, & sépare celles qui diffèrent les unes des autres. La ductilité seroit autrefois seule de caractère. Les substances métalliques, qui n'en ont point du tout, ou au moins dans lesquelles cette propriété est très-bornée, ont été appelées *demi-métaux*. Celles, au contraire, qui sont très-ductiles, ont été nommées *métaux*. Les demi-métaux étoient ou très-cassans, ou susceptibles de s'étendre légèrement sous le marteau; parmi les métaux, les uns, chauffés avec le concours de l'air, s'oxident facilement; d'autres, au contraire, traités de même, n'éprouvent aucune altération. Les premiers étoient les *métaux imparfaits*; les seconds, les *métaux parfaits*. Mais les noms de demi-métaux & de métaux imparfaits tenant manifestement à des idées alchimiques & fausses sur ces substances, nous croyons devoir substituer d'autres divisions, fondées sur la ductilité & sur l'attraction des métaux pour l'oxigène; nous partageons les 17 métaux connus en 5 sections: nous n'y rangeons point encore l'uranite ni quelques autres matières métalliques annon-

cées nouvellement, & dont la découverte n'est pas confirmée.

SECTION I.

Métaux cassans & acidifiables.

L'arsenic,
Le tungstène,
Le molybdène.

SECTION II.

Métaux cassans & non acidifiables.

Le cobalt,
Le bismuth,
Le nickel,
Le manganèse,
L'antimoine.

SECTION III.

Métaux demi-ductiles & oxidables.

Le zinc,
Le mercure.

SECTION IV.

Métaux ductiles & facilement oxidables.

L'étain,
Le plomb,
Le fer,
Le cuivre.

SECTION V.

Métaux très-ductiles & difficilement oxidables.

L'argent,
L'or,
La platine.

CHAPITRE VI.

DE L'ARSENIC ET DE L'ACIDE
ARSENIQUE (1).

L'ARSENIC doit être placé au premier rang des demi-métaux, parce qu'il a beaucoup de rapport avec les sels. Kunkel le regardoit comme une eau-forte coagulée. Beccher & Stahl l'ont considéré comme une matière saline. Schéele a prouvé qu'il est susceptible de former un acide particulier. D'un autre côté, Brandt & Macquer ont démontré que cette substance étoit un vrai demi-métal. L'arsenic, pourvu de toutes ses propriétés, a en effet les caractères des matières métalliques; il est parfaitement opaque, il a la pesanteur & le brillant propres à ces substances.

L'arsenic se trouve souvent natif; il est en masses noires peu brillantes, très-pesantes; quelquefois il a l'éclat métallique, & réfléchit les couleurs de l'iris. Dans sa cassure, il paroît plus

(1) Nous donnons le nom d'*arsenic* à la matière demi-métallique, connue ordinairement sous celui-ci de *regule* d'arsenic. Cette dernière dénomination est impropre, & doit être abandonnée. Ce qu'on appelle *arsenic blanc* est l'oxide de ce demi-métal.

brillant, & semble composé d'un grand nombre de petites écailles; lorsque ces écailles sont sensibles à l'extérieur des échantillons, on les nomme alors *arsenic testacé*, ou improprement *cobalt testacé*, parce qu'autrefois, comme on ne connoissoit point le caractère métallique de l'arsenic, & qu'on retiroit des mines de cobalt une grande quantité d'oxide d'arsenic, on avoit regardé l'arsenic testacé comme une mine de cobalt. L'arsenic vierge est très-aisé à reconnoître lorsqu'il a l'éclat métallique, & qu'il est en petites écailles; mais lorsqu'il est noir, & que dans sa fracture il paroît composé de grains fins & très-serrés, on ne peut le distinguer que par sa pesanteur qui est très-considérable, & parce que si on l'expose sur des charbons ardens, il se dissipe en entier sous la forme de fumées blanches, qui ont une forte odeur d'ail. Ce dernier métal se trouve abondamment à Sainte-Marie-aux-Mines. Il est mêlé avec la mine d'argent grise; on en rencontre aussi parmi les mines de cobalt en Saxe, & à Andrarum en Scanie.

La nature offre quelquefois l'arsenic en oxide blanc, ayant même l'aspect vitreux, mais le plus souvent sous la forme de poussière superficielle, ou mêlée à quelques terres. Cet oxide existe aussi à Sainte-Marie-aux-Mines; on le reconnoît

connoît par les fumées blanches & l'odeur d'ail qu'il exhale lorsqu'on en jette au feu.

L'oxide d'arsenic est souvent uni avec le soufre; il forme alors l'*orpiment* & le *réalgar*, ou les oxides d'arsenic sulfurés jaune & rouge. L'*orpiment* natif est en masses plus ou moins grosses, jaunes, brillantes, & comme talqueuses; il y en a de plus ou moins brillant; souvent il est mêlé de *réalgar*; quelquefois il tire sur le verd. Le *réalgar* est d'un rouge plus ou moins vif & transparent, & souvent cristallisé en aiguilles brillantes. On en trouve beaucoup à Quitto & sur le Vésuve; ces deux matières ne paroissent différer que par le plus ou moins grand degré de feu qui les a combinées.

Le *mispikel*, ou pyrite arsenicale, est la dernière mine d'arsenic. Ce métal s'y trouve combiné au fer; quelquefois le *mispikel* est cristallisé en prismes droits quadrangulaires, souvent il n'a point de forme régulière. Cette mine est de couleur blanche & chatoyante; Wallérius la nomme mine d'arsenic blanche cubique.

On trouve encore l'arsenic dans les mines de cobalt, d'antimoine, d'étain, de fer, de cuivre & d'argent.

L'arsenic pur, nommé aussi *régule d'arsenic*, est d'une couleur grise noirâtre, réfléchissant les couleurs de l'iris; il est très-pesant & très-friable.

Exposé au feu dans des vaisseaux fermés, il se sublime sans éprouver de décomposition; c'est même une des matières métalliques les plus volatiles. Il est susceptible de cristalliser en tétraèdres réguliers, lorsqu'on le sublime lentement. L'arsenic, chauffé avec le contact de l'air, s'oxide très-promptement, & se dissipe sous la forme de fumées blanches, qui répandent une odeur d'ail très-forte. Lorsque l'arsenic est rouge, il brûle avec une flamme bleuâtre. Dans cette combustion, il se combine avec l'oxigène de l'air vital, & forme un composé, connu sous les noms d'*arsenic blanc*, de *chaux d'arsenic*, & que nous nommons oxide d'arsenic: c'est en raison de ce phénomène, que les mines de cobalt arsenicales fournissent dans les fourneaux où on les traite une grande quantité de fumées blanches, qui se condensent dans les cheminées sous la forme d'une matière blanche, pesante, vitrifiée, déposée couches par couches, que l'on débite sous le nom très-impropre d'arsenic. C'est un vrai oxide d'arsenic vitreux.

L'oxide d'arsenic diffère essentiellement de tous les autres oxides métalliques; il a une faveur très-forte & même caustique; c'est un poison violent. Si on l'expose au feu dans des vaisseaux fermés, il se volatilise à une chaleur médiocre, en une poudre blanche, cristalline, nommée

fleurs d'arsenic; si la chaleur est un peu plus forte, il se vitrifie en se sublimant, il en résulte un verre très-transparent, susceptible de se cristalliser en tétraèdres, dont les angles sont tronqués. Ce verre se ternit facilement à l'air. Aucun oxide métallique n'est vraiment volatil par lui-même, & celui d'arsenic présente seul cette propriété. Il est en même temps très-fusible & très-vitrifiable. Beccher attribuoit la pesanteur & la volatilité de l'arsenic à un principe particulier, qu'il nommoit *terre mercurielle* ou *arsenicale*, & dont Stahl n'a pas pu démontrer l'existence.

L'arsenic, dans l'état métallique, n'agit pas d'une manière sensible sur les corps combustibles; mais l'oxide d'arsenic les altère sensiblement, & reprend l'éclat métallique. Stahl pense que dans ce cas le phlogistique, que l'arsenic a perdu dans la *calcination*, lui est rendu par le corps combustible. Les modernes ont prouvé, au contraire, que l'oxide d'arsenic est un composé d'arsenic & d'oxygène, & que le corps combustible, en enlevant ce dernier avec lequel il a plus d'affinité que l'arsenic, fait passer celui-ci à l'état métallique. Pour réussir à réduire l'oxide d'arsenic, on fait une pâte avec cet oxide en poudre & du savon noir; on met cette pâte dans un matras, sur un bain de sable; on chauffe d'abord foiblement

pour dessécher l'huile; lorsqu'il ne s'exhale plus de vapeurs humides, on augmente le feu pour faire sublimer l'arsenic. On casse le matras, & on trouve à sa partie supérieure un pain, ayant l'aspect & le brillant métallique de l'arsenic; la plus grande partie du charbon de l'huile reste au fond du matras.

L'arsenic, exposé à l'air, y noircit sensiblement; l'oxide d'arsenic vitrifié, perd sa transparence, & devient laiteux, en éprouvant une sorte d'efflorescence.

L'arsenic ne paroît point être attaqué par l'eau; mais son oxide se dissout très-bien dans ce menstrue, en quantité un peu plus grande à chaud qu'à froid; au reste, la dissolubilité de cette substance varie suivant qu'elle a été plus ou moins parfaitement oxidée. L'oxide d'arsenic fournit, par l'évaporation lente de sa dissolution, des cristaux jaunâtres en tétraèdres plus ou moins réguliers; on ne connoît aucun oxide métallique qui se dissolve dans l'eau en aussi grande quantité; cette propriété, jointe à sa saveur extrême, le rapproche des matières salines.

L'oxide d'arsenic s'unit assez bien aux terres par la fusion; il se fixe avec elles, & en accélère la vitrification; mais tous les verres dans lesquels il entre ont l'inconvénient de se ternir à l'air en

d'Hist.
peu de temps
matières salines
oxide. Les alk
me action sens
rien l'oxide d
un beau travail
observé qu'e
ic en poudre
dissolution de
y dissout co
brun, gelatin
peu-à-peu. C
nom de saie
vient dur
ble dans l
bruns. Pour
échapper c
posé par le
phénomène
quet des
impossibl
L'acid
pas l'arfe
avec ce
donne d'a
suite il se
se trouve

peu de temps. On ne connoît pas l'action des matières salino-terreuses sur l'arsenic, ni sur son oxide. Les alkalis fixes caustiques, qui n'ont point une action sensible sur l'arsenic, dissolvent très-bien l'oxide de ce demi-métal. Macquer, dans son beau travail sur cette matière (*Acad.* 1746), a observé qu'en faisant bouillir de l'oxide d'arsenic en poudre dans la liqueur de nitre fixé, ou dissolution de potasse caustique, cette substance s'y dissout complètement, & forme un fluide brun, gélatineux, dont la consistance augmente peu-à-peu. Ce composé, auquel il a donné le nom de *foie d'arsenic*, ne cristallise point; il devient dur & cassant; il est déliquescent, dissoluble dans l'eau, qui en précipite quelques flocons bruns. Poussé au grand feu, le *foie d'arsenic* laisse échapper cette dernière substance. Il est décomposé par les acides. La soude présente les mêmes phénomènes; mais sa dissolution a donné à Macquer des cristaux irréguliers dont il lui a été impossible de déterminer la forme.

L'acide sulfurique, même concentré, n'attaque pas l'arsenic à froid; mais si on le fait bouillir avec ce demi-métal dans une cornue, l'acide donne d'abord beaucoup de gaz sulfureux; ensuite il se sublime un peu de soufre, & l'arsenic se trouve réduit en oxide, mais sans être dissous.

L'acide sulfurique concentré & bouillant dissout aussi l'oxide d'arsenic; mais lorsque la dissolution est refroidie, cet oxide se précipite, & l'acide ne paroît plus en retenir. Il acquiert dans cette combinaison une fixité assez considérable. Bucquet assure qu'en le lessivant pour emporter la portion d'acide qu'il peut retenir, il reprend toutes ses qualités.

L'acide nitrique, appliqué à l'arsenic, l'attaque avec vivacité & l'oxide; cet acide dissout aussi l'oxide d'arsenic en assez grande quantité, lorsqu'il est aidé d'une douce chaleur. Saturé de l'une ou de l'autre de ces substances, il conserve l'odeur qui lui est propre; évaporé fortement, il forme un sel qui n'a point de forme régulière, suivant Bucquet, & que M. Baumé dit être en partie cubique, & en partie taillé en pointes de diamans. Wallérius dit que ses cristaux sont semblables à ceux du nitrate d'argent. Le nitrate d'arsenic attire puissamment l'humidité de l'air; il ne détone pas sur les charbons; il n'est décomposé ni par l'eau, ni par les acides; les alkalis n'y occasionnent aucun précipité: cependant ils le décomposent, suivant Bucquet, puisqu'en faisant évaporer une dissolution nitrique d'arsenic, à laquelle on a ajouté une lessive alcaline, on obtient du nitrate ordinaire & de l'arseniate de potasse.

Nous verrons plus bas que tous les chimistes, très-embarrassés sur la nature singulière des dissolutions de l'arsenic & de son oxide dans les acides, n'avoient point découvert ce qui passe dans la combinaison de cet oxide avec l'acide nitrique, & n'avoient même pas soupçonné la production de l'acide arsenique. Remarquons seulement ici que l'oxide d'arsenic enlève à l'acide nitrique une grande partie de son oxigène.

L'acide muriatique, aidé de l'action du feu, dissout l'arsenic & son oxide, suivant Bucquet. Cette combinaison peut être précipitée par les alkalis fixe & volatil. M. Baumé dit que ce métal se dissout dans l'acide muriatique bouillant, & qu'il s'en précipite ensuite une poudre jaune comme du soufre. MM. Bayen & Charlard ont constaté que l'acide muriatique n'a aucune action à froid sur l'arsenic. Ce métal en poudre jeté dans le gaz acide muriatique oxigéné, y brûle avec une flamme blanche.

On ne connoît pas l'action des autres acides sur l'arsenic & sur l'oxide de ce demi-métal. L'arsenic, mêlé avec le nitre, & projeté dans un creuset rougi au feu, produit une détonation vive; l'acide nitrique calcine, brûle le demi-métal: on trouve dans le creuset, après l'opération, l'alkali fixe qui serroit de base au nitre, & l'arsenic

réduit en oxide combiné en partie avec l'alkali fixe.

Si on mêle partie égale d'oxide d'arsenic & de nitre, & qu'on mette ce mélange en distillation dans une cornue de verre, on obtient un esprit de nitre en vapeurs très-rouges. Cet acide ne peut se condenser qu'autant qu'on met un peu d'eau dans le ballon, ce qui lui donne une couleur bleue. Beccher, Stahl & Kunckel ont décrit cette opération. Macquer, qui l'a répétée avec soin, ayant examiné le résidu dont ces chimistes n'avoient pas parlé, a découvert que c'étoit un sel neutre particulier, auquel il a donné le nom de *sel neutre arsenical*; il doit être nommé arseniate de potasse. Ce sel, dissous dans l'eau, & évaporé à l'air, donne des cristaux très-réguliers en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces égales; quelquefois la forme de ces cristaux varie.

L'arseniate de potasse, exposé au feu, se fond facilement, reste en fonte tranquille sans s'alkalifer, & sans qu'il se volatilise aucune portion d'arsenic; il n'éprouve pas d'altération sensible à l'air. Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau, que l'oxide d'arsenic pur, & il se dissout en plus grande quantité dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Il ne peut être décomposé par aucun acide pur, mais il l'est par la voie des affinités doubles. Si on

D'HIS
 nelle à la di
 lution de sel
 fait une do
 bination; l'a
 s'air à la po
 l'alkali, se co
 tières comb
 nate de pot
 L'oxide d
 fonde, à l'a
 sa base de l'
 quer, disti
 tasse, & q
 manière. C
 ammoniac
 arseniate
 opération
 cause de
 de déton
 mais M
 sans ar
 livres.
 Macque
 nique,
 annoncé
 d'acide
 nous le

mêle à la dissolution de ce sel un peu de dissolution de sulfate de fer ou *vitriol martial*, il se fait une double décomposition & une double combinaison; l'acide sulfurique quitte le fer pour s'unir à la potasse, & l'acide arsenique, séparé de l'alkali, se combine avec l'oxide du fer. Les matières combustibles décomposent très-bien l'arseniate de potasse.

L'oxide d'arsenic décompose aussi le nitrate de soude, à l'aide de la distillation, & forme avec sa base de l'arseniate de soude, qui, suivant Macquer, diffère peu du premier sel à base de potasse, & qui cristallise absolument de la même manière. Cet oxide agit de même sur le nitrate ammoniacal; uni avec sa base, il constitue un arseniate ammoniacal. On avoit cru que cette opération demandoit beaucoup de précautions, à cause de la propriété qu'a le nitrate ammoniacal de détoner sans addition dans les vaisseaux clos; mais M. Pelletier a prouvé qu'on pouvoit la faire sans aucun danger, même à la dose de plusieurs livres. La découverte du sel neutre arsenical de Macquer a mis sur la voie de celle de l'acide arsenique, puisque cet illustre chimiste avoit vu & annoncé que l'oxide d'arsenic faisoit fonction d'acide dans ce sel. Mais c'est à Schéele, comme nous le dirons plus bas, que l'on doit véritable-

ment la connoissance exacte de ces nouvelles combinaisons.

L'oxide d'arsenic ne décompose pas les muriates alcalins. Il ne sépare que difficilement, ainsi que l'arsenic lui-même, l'ammoniac du muriate ammoniacal.

On n'a point examiné l'action des matières combustibles minérales sur l'arsenic. L'oxide de ce demi-métal paroît être susceptible de se réduire par le gaz hydrogène, qui a plus d'affinité que l'arsenic avec l'oxigène, ou la base de l'air vital.

L'oxide d'arsenic se combine très-bien avec le soufre. Lorsqu'on fait fondre ces deux substances, il en résulte un corps jaune ou rouge, volatil, qui a une saveur moins forte que l'oxide d'arsenic pur, & qui n'est plus soluble dans l'eau. Cet oxide d'arsenic sulfuré jaune a été nommé *orpin*, ou *orpiment factice*; il est susceptible de cristalliser en tétraèdres, comme l'oxide d'arsenic vitreux; lorsqu'il est rouge, on l'appelle *réalgal*, *réalgar*, *rizigal factice*, ou *arsenic rouge*. Nous nommons ce composé oxide d'arsenic sulfuré rouge. Quelques chimistes ont cru qu'il ne différoit du jaune ou de l'orpiment, qu'en ce qu'il contenoit plus de soufre; mais Bucquet a démontré que le composé de soufre & d'oxide d'arsenic est rouge, lorsqu'il

a été fondu, puisqu'il suffit d'exposer de l'orpiment à une chaleur vive, pour le faire passer à l'état de réalgar. Je me suis convaincu que le réalgar est beaucoup moins volatil que l'orpiment, puisqu'il reste au fond des matras où l'on a sublimé le mélange d'oxide d'arsenic & de soufre, des lames rouges soufflées, & qui ont été manifestement fondues. L'orpiment & le réalgar artificiels ne diffèrent point des naturels. On les décompose par la chaux & les alkalis, qui ont plus d'affinité avec le soufre, que n'en a l'oxide d'arsenic. Cependant cet oxide a, comme les acides, la propriété de décomposer les sulfures alkalis.

Toutes les propriétés de l'oxide d'arsenic annoncent que cette matière métallique & combustible, unie à la base de l'air vital, a pris les caractères d'une substance saline. La théorie que nous avons exposée, en traitant des sels en général, se trouve donc confirmée par ces expériences. Macquer, par ses belles découvertes sur l'arseniate de potasse, avoit déjà observé, comme je l'ai dit, que l'oxide d'arsenic faisoit fonction d'acide dans ce sel. Mais il étoit difficile de concevoir pourquoi cet oxide, dissous immédiatement dans la potasse, diffère tant de la même combinaison faite par la décomposition du nitre,

à l'aide du même oxide. Schéele, conduit par la découverte de l'acide muriatique oxigéné, a pensé qu'il arrive quelque chose de semblable, lorsqu'on distille du nitre avec l'oxide d'arsenic. Il croyoit que l'acide nitrique s'emparoit du phlogistique encore existant dans cet oxide, & qu'alors ce dernier passoit à l'état d'un acide particulier, que nous nommons acide arsenique. Il a préparé l'acide par des procédés analogues à celui par lequel il a produit l'acide muriatique oxigéné. L'un de ces procédés consiste à distiller un mélange d'acide muriatique oxigéné & d'oxide d'arsenic. Suivant lui, l'acide muriatique s'empare du phlogistique de cet oxide, qui passe alors à l'état d'acide. On réussit aussi à préparer l'acide arsenique, en distillant sur son oxide six parties d'acide nitrique. Ce dernier donne beaucoup de gaz nitreux, & l'oxide d'arsenic prend les caractères d'acide; on le chauffe assez fortement & assez long-temps, pour dégager tout l'acide nitreux surabondant.

Ce qui se passe dans ces opérations, favorise beaucoup la doctrine moderne. En effet, d'un côté, il est difficile d'accorder, suivant la théorie de Stahl, l'existence du phlogistique dans l'oxide d'arsenic, & de l'autre, rien n'est si facile à concevoir, d'après la nouvelle doctrine, que le

D'HIST
 passage de cet
 le l'esprit de
 gé. L'oxid
 affinité avec
 lorsqu'on le dis
 l'acide muriati
 que qui entre
 de ces acides.
 rapproche des
 entièrement
 des acides, qu
 ne sont que d
 avec l'oxigène
 propriétés sa
 cette théorie
 saturé d'oxi
 oxidation a
 potasse, &
 qu'après a
 acides qu'
 l'oxigène
 L'ac
 d'arsenic
 fixe au fe
 séparer ex
 d'arsenic
 passant à

passage de cet oxide à l'état d'acide, par l'action de l'esprit de nitre, ou de l'acide muriatique oxigéné. L'oxide d'arsenic paroît avoir une grande affinité avec l'oxigène dont il n'est pas saturé; lorsqu'on le distille avec l'acide nitrique ou avec l'acide muriatique oxigéné, il s'empare de l'oxigène qui entre comme principe dans l'un & l'autre de ces acides. Plus il contient d'oxigène, plus il se rapproche des substances salines, & lorsqu'il en est entièrement saturé, il prend tous les caractères des acides, qui, comme nous l'avons démontré, ne sont que des matières combustibles, combinées avec l'oxigène, auquel elles doivent toutes leurs propriétés salines. On conçoit très-bien, d'après cette théorie, pourquoi l'oxide d'arsenic non saturé d'oxigène, & tel qu'il est par la simple oxidation au feu, ne forme point d'arseniate de potasse, & pourquoi il ne peut constituer ce sel qu'après avoir été préalablement traité par les acides qu'il décompose, & auxquels il enlève l'oxigène à l'aide de la chaleur.

L'acide arsenique diffère beaucoup de l'oxide d'arsenic ordinaire. Sa saveur est plus forte. Il est fixe au feu, & l'on se sert de ce procédé pour séparer exactement cet acide de la portion d'oxide d'arsenic qu'il peut contenir. C'est sans doute en passant à l'état d'acide que l'oxide d'arsenic prend

de la fixité, lorsqu'on l'unit avec l'acide sulfurique. Cet acide est susceptible de se fondre en un verre transparent; il entraîne dans sa fusion les matières terreuses; il paroît même susceptible de ronger le verre. Il rougit foiblement les couleurs bleues végétales. J'ai observé que par l'exposition à l'air, il perd sa transparence, se délite, & s'écaille en fragmens souvent pentagones, & attire peu-à-peu l'humidité. Il se dissout dans deux parties d'eau. Il se combine facilement avec la chaux, plus difficilement avec la baryte & la magnésie. Lorsqu'on l'unit avec les alkalis, il forme des sels neutres, que la chaux décompose, suivant Bergman. La baryte & la magnésie paroissent avoir aussi plus d'affinité avec cet acide que n'en ont les alkalis, d'après le même chimiste. Il y a encore une grande quantité d'expériences à faire pour connoître toutes les propriétés de l'acide arsenique. M. Pelletier a préparé cet acide en décomposant le nitrate ammoniacal par l'oxide d'arsenic: l'arseniate ammoniacal qui en résulte, laisse dégager l'ammoniac par la chaleur, & en continuant l'action du feu sur cette substance, l'acide arsenique reste seul & pur au fond de la cornue.

Bergman remarque que la pesanteur spécifique de l'arsenic varie beaucoup depuis son état métallique jusqu'à son état d'acide. Voici celles

qu'il lui attribue dans ses différentes modifications. Arsenic en régule, 8,308. --- Oxide d'arsenic vitreux, 5,000. --- Oxide d'arsenic blanc, 3,706. --- Acide arsenique, 3,391.

L'arsenic est employé dans plusieurs arts, & notamment dans la teinture. On se sert aussi de l'arseniate de potasse, & M. Baumé en a préparé pendant long-temps pour l'usage des arts.

La facilité qu'a l'oxide d'arsenic de se dissoudre dans l'eau, & dans tous les fluides aqueux, fait qu'il peut devenir un poison très-dangereux. On connoît qu'une personne a été empoisonnée par cette substance aux symptômes suivans. La bouche est sèche, les dents agacées, le gosier ferré: on éprouve un crachotement involontaire, une douleur vive à l'estomac, une grande soif, des nausées, des vomissemens de matières glaireuses, sanguinolentes; des coliques très-vives, accompagnées de sueurs froides, des convulsions. Ces symptômes sont bientôt suivis de la mort; on s'assure que l'oxide d'arsenic en est la cause, en examinant les alimens suspects. La présence de ce poison s'y manifeste, lorsqu'en jetant sur des charbons une portion de ces alimens desséchés, il s'en élève une fumée blanche d'une forte odeur d'ail.

On avoit coutume de donner aux personnes empoisonnées par l'oxide d'arsenic, des boissons

mucilagineuses ou du lait, ou des huiles douces en grandes doses, dans le dessein de relâcher les viscères agacés, de dissoudre & d'emporter la plus grande partie du poison arsenical. Navier, médecin de Châlons, qui s'est occupé de la recherche des contre-poisons de l'oxide d'arsenic, a trouvé une matière qui se combine avec cette substance, par la voie humide, la sature, & détruit la plus grande partie de sa causticité. Cette substance est le sulfure calcaire, ou alkalin, & mieux encore le même sulfure qui tient en dissolution un peu de fer. La dissolution d'oxide d'arsenic décompose les sulfures, sans exhiler aucune odeur; cet oxide se combine au soufre avec lequel il fait de l'orpiment, & il s'unit en même temps au fer, si le sulfure en contient. Navier prescrit un gros de *foie de soufre* dans une pinte d'eau, qu'il fait prendre par verrées: on peut également donner cinq à six grains de sulfure de potasse, sec en pillules, & par-dessus chaque pillules un verre d'eau chaude. Lorsque les premiers symptômes sont dissipés, il conseille l'usage des eaux minérales sulfureuses. L'expérience lui a fait connoître qu'elles sont très-propres à détruire les tremblemens & les paralyfies, qui suivent ordinairement l'effet de l'oxide d'arsenic, & qui mènent à la phtisie & à la mort. Navier approuve aussi l'usage du
lait,

lait, parce que cette substance dissout l'oxide d'arsenic, aussi bien que le fait l'eau; mais il condamne les huiles, qui ne peuvent le dissoudre.

CHAPITRE VII.

Du Molybdène & de l'acide Molybdique.

Nous donnons le nom de *molybdène* à un nouveau métal cassant, découvert par M. Hielm, retiré de la substance minérale, connue sous ce même nom. Cette substance ne doit point être confondue avec la *mine de plomb* ordinaire, *plombagine*, ou crayon noir dont on se sert pour dessiner, & qui porte aujourd'hui le nom particulier de *carbure de fer*. Cette confusion a certainement apporté quelque différence dans les travaux des chimistes qui ont examiné cette substance depuis Pott jusqu'à Schéele. Il faut observer que le carbonate de fer, ou *plombagine*, étant beaucoup plus commun que le molybdène, dont on ne trouve encore que très-peu d'échantillons dans les cabinets d'histoire naturelle, c'est presque toujours sur la première que les chimistes ont travaillé, si l'on en excepte M.M. Quist & Schéele.

La vraie mine de molybdène est difficile à

distinguer du carbure de fer par les caractères extérieurs; cependant le molybdène est un peu moins gras au toucher; il est formé de lames écailleuses hexagones plus ou moins grandes, très-peu adhérentes les unes aux autres; il tache les doigts, & laisse sur le papier des traces bleuâtres, ou d'un gris argentin; lorsqu'on le réduit en poudre, ce qui est difficile à cause de l'élasticité de ses lames, sa poussière est bleuâtre; on le coupe facilement avec le couteau; il ne se brise point, & n'a point le tissu grenu comme le carbonate de fer. Pour pulvériser la mine de molybdène, il faut, d'après le procédé de Schéele, jeter dans le mortier un peu de sulfate de potasse; on lave ensuite la poudre avec de l'eau chaude qui emporte le sel, & cette mine reste pure. L'analyse de cette mine, faite par différens moyens, prouve que c'est un composé de soufre & du métal que nous examinons, mais celui-ci est très-difficile à obtenir. L'illustre Schéele n'a pas pu réduire son oxide en métal, ni avec le flux noir & le charbon, ni avec le borax & le même corps combustible, ni avec l'huile. Bergman dit que M. Hielm a été plus heureux, & qu'il est parvenu à obtenir assez de ce demi-métal pour en faire connoître les propriétés; mais depuis cette note de Bergman, M. Hielm n'a rien publié sur cette matière.

M. Pelletier, dans ses expériences sur la réduction de l'oxide & de l'acide molybdique, n'a jamais obtenu un culot de molybdène, mais une matière agglutinée, noirâtre, friable, ayant le brillant métallique; on y voyoit à la loupe des petits grains ronds, brillans & gris, que M. Pelletier regarde comme le métal, ou le molybdène pur. Le manganèse n'a de même été encore obtenu que sous la forme de grenailles. Voici d'après les essais faits sur ce demi-métal, les propriétés qu'on y a reconnues. Le molybdène est gris, formé de petits grains agglutinés, cassans, d'une extrême infusibilité. Chauffé avec le contact de l'air, il se change en un oxide blanc, volatil, & qui se cristallise par la sublimation, en prismes aiguillés & brillans, comme celui de l'antimoine. Cet oxide, surchargé d'oxigène, devient acide, & c'est le produit salin qu'on connoît le mieux, d'après les recherches de Schéele. L'acide nitrique brûle facilement le molybdène, & le convertit en un oxide blanc, & même en acide molybdique. L'oxide de molybdène devient bleu & brillant, en repassant à l'état métallique. Les alkalis, aidés par l'action de l'eau, oxident & dissolvent ce demi-métal; il est susceptible de s'allier avec le plomb, le cuivre, le fer, l'argent, & il forme des alliages grenus, grisâtres, très-friables. Enfin, uni au soufre, il

constitue le sulfure de molybdène, & ce composé est tout-à-fait semblable à la mine de ce métal, connue improprement sous le nom de *Molybdène* & de *Potelot*. Comme c'est cette dernière mine qui a été le sujet des expériences de Schéele, & comme c'est avec ce minéral, beaucoup plus connu que le métal qu'il contient, que ce chimiste a préparé l'acide molybdique, nous allons en examiner les propriétés plus en détail.

Le *potelot*, ou sulfure de molybdène natif, exposé au feu dans un vaisseau ouvert, exhale du soufre, & s'évapore presque tout entier en fumée blanche. Traité au chalumeau dans la cuiller, il donne la même fumée, qui se condense en lames cristallines jaunâtres, & qui prend une couleur bleue, par le contact des corps combustibles. M. Pelletier ayant calciné du sulfure de molybdène dans un creuset recouvert d'un autre creuset, a obtenu des cristaux aiguillés, blancs & brillans, semblables à ce qu'on appeloit *fleurs argentines d'antimoine*. Cet oxide de molybdène sublimé a déjà les caractères d'acide; mais ce procédé seroit trop long & trop dispendieux pour la préparation de l'acide molybdique.

Les terres salines & les alkalis fixes, fondus avec le sulfure de molybdène, en dissolvent le soufre & le métal.

Quelques acides font éprouver des altérations remarquables à cette mine.

L'acide sulfurique concentré en oxide le métal, & s'exhale en acide sulfureux, à l'aide de l'ébullition.

L'acide muriatique n'a nulle action sur ce minéral.

L'oxide arsenique, traité par la distillation avec le sulfure de molybdène, cède son oxigène à une partie du soufre qui devient acide sulfureux, se volatilise en *orpiment*, avec une partie du même soufre, change une portion de molybdène en acide molybdique, & en laisse la plus grande partie dans l'état métallique. M. Pelletier conclut de cette expérience, que le molybdène est à l'état métallique dans sa mine.

En distillant 30 onces d'acide nitrique étendu d'eau, sur une once de molybdène, en 5 reprises, c'est-à-dire, 6 onces de cet acide à la fois, il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, & il reste dans la cornue une poudre blanche qu'il faut laver avec suffisante quantité d'eau distillée, froide, pour emporter l'acide étranger soluble à cette température; il reste après cette édulcoration, six gros & demi d'acide molybdique pur. Schéele, à qui est due cette découverte, pense que l'acide nitrique s'empare du phlogistique,

& s'échappe en vapeurs rouges; il brûle aussi le soufre qui se trouve dans le molybdène, & voilà pourquoi l'eau qu'on emploie pour laver l'acide du molybdène, contient de l'acide sulfurique qu'on obtient concentré par l'évaporation, & qui retient un peu de molybdène en dissolution; cette substance donne à la liqueur évaporée une couleur bleue assez brillante. Nous pensons que dans cette opération, ainsi que dans toutes celles où l'acide nitrique, distillé sur quelque substance que ce soit, la réduit en état d'acide, le premier est décomposé, & que c'est à la séparation de l'oxygène de l'acide nitrique, & à sa fixation dans le molybdène, que sont dus le dégagement du gaz nitreux, & la formation des acides sulfurique & molybdique.

L'acide molybdique, obtenu par le procédé que nous venons de décrire, est sous la forme d'une poudre blanche, d'une saveur légèrement acide & métallique. Chauffé dans la cuiller au chalumeau, ou dans un creuset avec le contact de l'air, il se volatilise en une fumée blanche, qui se condense en cristaux aiguillés, & il se fond en partie sur les parois du creuset. Malgré l'édulcoration, il retient une portion d'acide sulfureux que la chaleur forte en dégage complètement.

Cet acide se dissout dans l'eau bouillante;

Schéele en a dissous un scrupule dans 20 onces d'eau. Cette dissolution a une saveur singulièrement acide & presque métallique ; elle rougit la teinture de tournesol , décompose la dissolution de savon , & précipite les sulfures alkalins , ou *foies de soufre* ; elle devient bleue , & prend de la consistance par le froid.

L'acide molybdique se dissout en grande quantité dans l'acide sulfurique concentré , à l'aide de la chaleur ; cette dissolution prend une belle couleur bleue , & s'épaissit par le refroidissement ; on fait disparaître ces deux phénomènes en la chauffant , & ils reparoissent à mesure que la liqueur refroidit ; si l'on chauffe fortement cette combinaison dans une cornue , l'acide sulfurique se volatilise , & l'acide molybdique reste sec au fond de ce vaisseau.

L'acide nitrique n'a nulle action sur l'acide molybdique.

L'acide muriatique ordinaire en dissout une grande quantité ; cette dissolution donne un résidu bleu foncé , lorsqu'on la distille à siccité ; en poussant le feu , ce résidu donne un sublimé blanc & un autre bleuâtre ; ce qui reste dans la cornue est gris ; le sublimé est déliquescent & colore les métaux en bleu ; l'acide muriatique passe oxygéné dans le récipient. Il est facile de concevoir que dans cette opération l'acide muriatique enlève

une portion d'oxigène à l'acide molybdique, & qu'une portion de cet acide passe à l'état de molybdène.

L'acide molybdique décompose, à l'aide de la chaleur, les nitrates & les muriates alcalins, en dégageant leurs acides, & il forme avec leurs bases des sels neutres, dont Schéele n'a point examiné toutes les propriétés. Cet acide dégage aussi l'acide carbonique des trois alkalis, & forme des sels neutres avec leurs bases.

Quoique Schéele n'ait point fait connoître toutes les propriétés de ces sels neutres, que nous désignerons par les noms de *molybdates de potasse, de soude, d'ammoniac*, &c. il en a cependant indiqué trois qui suffisent pour caractériser leur état de neutralisation. Il a reconnu, 1^o. que l'alkali fixe rendoit l'acide molybdique plus soluble dans l'eau; 2^o. que ce sel empêchoit l'acide molybdique de se volatiliser par la chaleur; 3^o. que le molybdate de potasse se précipitoit par le refroidissement en petits cristaux grenus, & qu'on pouvoit le séparer aussi de son dissolvant par les acides sulfurique & muriatique.

L'acide molybdique décompose le nitrate & le muriate barytiques. Le molybdate barytique, formé dans ces opérations, est dissoluble dans l'eau.

L'acide molybdique paroît décomposer en partie le sulfate de potasse par une forte chaleur.

L'acide molybdique dissout plusieurs métaux, & prend une couleur bleue, à mesure qu'il leur abandonne une portion de son oxigène. Il précipite plusieurs dissolutions métalliques, &c. M. Klaprot l'a trouvé combiné avec le plomb dans une mine de plomb spathique jaune.

CHAPITRE VIII.

Du Tungstène & de l'acide Tunstique.

LE minéral, nommé *tungstène* par les Suédois, appelé *Pierre pesante*, *lapis ponderosus*, par plusieurs naturalistes, & en particulier par Bergman, dans sa Sciagraphie, a été regardé par Cronstedt, comme une espèce de mine de fer, & désigné par lui sous cette phrase : *ferrum calciforme terrâ quâdam incognitâ intime mixtum*. La plupart des naturalistes allemands le rangeoient parmi les mines d'étain, sous le nom de *cristal d'étain blanc*, ou de *zinn-spath*; dans presque tous les cabinets d'histoire naturelle on le présentoit comme appartenant à ce métal.

On ne s'étoit point occupé de l'analyse exacte de ce minéral avant Schéele. Ce chimiste ayant

examiné cette prétendue mine d'étain, découvrit par ses expériences qu'elle étoit composée d'un acide particulier uni à la chaux; Bergman, faisant de son côté des recherches suivies sur cette matière, trouva les mêmes résultats. Cette découverte est de 1781. Les deux chimistes Suédois ont pensé, d'après l'examen des propriétés de ce minéral, que l'acide qu'il contenoit étoit métallique.

Depuis cette époque, MM. d'Elhuyar, de la société royale Basquaise, M. Angulo, de l'académie de Valladolid, & M. Crell, ont répété les expériences des chimistes Suédois, & en ont confirmé les résultats. D'après la définition que nous venons de donner de ce sel naturel, & de son acide, nous ferons observer que ce que les Suédois ont appelé *tungstène*, est un sel formé par l'acide tungstique & par la chaux: nous adoptons ce nom de tungstène pour le demi-métal, qui paroît être la base de cet acide, & nous appellerons cette espèce de mine *tungstate de chaux natif*.

MM. d'Elhuyar, de la société Basquaise, ont découvert que le *wolfram*, qu'on regardoit autrefois comme une mine de fer pauvre, est une combinaison de cet acide tungstique avec le manganèse & le fer. Ils ont obtenu un régule particulier de ce minéral. Le *wolfram*, qu'ils ont analysé,

venoit de la mine d'étain de Zinwalde. Il est en masses, ou en prismes hexaèdres comprimés; il a le brillant métallique, la cassure feuilletée, & se laisse entamer au couteau. Il contient par quintal 22 parties d'oxide noir de manganèse, 12 d'oxide de fer, 64 d'acide tungstique & 2 de quartz. Le tungstate de chaux natif de Schleckenwalde, en Bohême, contient, suivant eux, 68 livres d'acide tungstique & 30 de chaux.

Voilà deux mines connues du demi-métal nouveau, que nous nommons *tungstène*. MM. d'Elhuyar ont fondu une partie de wolfram avec 4 parties de carbonate de potasse; ils ont lessivé ce mélange; l'eau a dissout le tungstate de potasse, d'où ils ont précipité l'acide tungstique en poudre jaune par l'acide nitrique. Ce précipité, poussé au feu avec du charbon dans un creuset, leur a donné un bouton métallique, composé de beaucoup de petits globules friables. Voici les propriétés qu'ils ont reconnues dans le nouveau demi-métal. Une pesanteur spécifique, considérable, mais jamais au-dessus de 17,9; une infusibilité très-grande, & qui paroît même excéder celle du manganèse; une indissolubilité dans les 3 acides les plus forts, & même dans l'acide nitromuriatique; une union facile avec quelques métaux, & en particulier avec le fer & l'argent

dont il change singulièrement les propriétés; une oxidation assez facile, un oxide jaune qui devient bleu par la chaleur, qui est indissoluble dans les acides, & soluble dans les alkalis, qui reste suspendu dans l'eau, où on le triture, & imite une émulsion. Quoique quelques-uns de ces caractères soient analogues à ceux du molybdène, ainsi que Bergman & Schœele l'avoient déjà entrevu dans l'acide molybdique, leur ensemble suffit cependant pour regarder le tungstène comme un métal particulier. Mais il manque encore beaucoup d'expériences pour en connoître avec exactitude toutes les propriétés.

Les chimistes qui se sont occupés de cet objet, ont fait beaucoup plus de recherches sur le tungstate de chaux natif, que sur le métal qu'en ont retiré MM. d'Elhuyar : pour faire connoître l'ensemble de leurs découvertes sur ce minéral, il est nécessaire que nous insistions quelque temps sur ces propriétés.

Le tungstate de chaux natif a été assez rare jusqu'actuellement; on en trouve dans les mines de fer de Bitzberg, dans celles d'étain de Schleckewalde, en Bohême; & la plupart des cristaux d'étain blanc de Sauberg, près d'Ehrenfriedersdorf, sont du tungstate de chaux; ainsi en essayant les cristaux d'étain blanc conservés dans les cabi-

nets, par les moyens que nous indiquerons, on pourra en reconnoître quelques échantillons dont on ne soupçonnoit pas la nature.

Le tunstate de chaux n'éprouve point d'altération sensible par la chaleur; il décrépité, & se réduit en poussière par l'action du chalumeau, mais il ne se fond pas. La flamme bleue le colore légèrement, & le nitre lui enlève cette couleur.

L'eau bouillante n'a nulle action sur ce sel métallique en poudre, & il est parfaitement insoluble. On n'a point examiné l'action de l'air, des terres, des substances salino-terreuses & des alkalis caustiques sur cette substance.

L'acide sulfurique, chauffé & distillé sur le tunstate de chaux natif, passe sans altération; le résidu prend une couleur bleuâtre; lessivé avec de l'eau bouillante, on en retire un peu de sulfate calcaire; ce qui prouve que cette substance contient de la chaux, & que l'acide sulfurique n'en décompose qu'une très-petite partie.

L'acide nitrique foible agit sur ce sel, à l'aide de la chaleur, mais sans effervescence sensible. Cet acide lui donne une couleur jaune, ce qui le distingue d'avec la vraie mine d'étain, & il le décompose en lui enlevant la chaux; il faut environ douze parties d'acide nitrique dans l'état d'eau-forte ordinaire, pour décomposer entière-

ment une partie de tunstare calcaire. Schéele a fait cette opération en plusieurs reprises; après l'action de trois parties d'acide nitrique foible sur une partie de ce sel neutre, il verse deux parties d'ammoniac caustique; la poudre que l'acide nitrique change en jaune, devient blanche par l'alkali; il répète l'action successive de l'acide & de l'alkali, jusqu'à ce que le tunstare calcaire soit tout-à-fait dissous. De quatre scrupules, traités par ce procédé, il a eu trois grains de résidu qui lui a paru être de la silice. En précipitant l'acide nitrique employé pour cette opération, par du prussiate de potasse, & ensuite par la potasse, il a obtenu deux grains de prussiate de fer ou bleu de Prusse, & cinquante-trois grains de craie; l'ammoniac, uni à l'acide nitrique, lui a donné un précipité acide. Dans cette expérience, l'acide nitrique décompose le tunstare calcaire, en s'emparant de la chaux, & l'acide tunstique, mis à nud par cette décomposition, est enlevé par l'ammoniac. Le sel ammoniacal, formé par cette dernière dissolution, est décomposé par l'acide nitrique qui a plus d'affinité avec l'ammoniac, que celle-ci n'en a avec l'acide tunstique; comme ce dernier acide est beaucoup moins soluble que le tunstare ammoniacal, il se précipite à mesure qu'il devient libre, sous la

forme d'une poudre blanche; on lessive cette poudre avec de l'eau distillée froide, pour avoir l'acide tunstique bien pur.

On peut encore obtenir cet acide par un autre procédé que Schéele a employé avec un égal succès. On fait fondre, dans un creuset de fer, une partie de tunstae calcaire natif en poudre, avec quatre parties de carbonate de potasse; on lessive cette masse avec douze parties d'eau bouillante; & on y verse de l'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence; on la fond une seconde fois avec quatre parties de carbonate de potasse; on la lessive avec l'eau, & on la traite par l'acide nitrique, jusqu'à la cessation de l'effervescence; alors il ne reste qu'un peu de silice, & tout le sel tunstique est décomposé. En effet, pendant la fusion, la potasse se porte sur l'acide tunstique avec lequel elle forme un sel neutre particulier, tandis que l'acide carbonique s'unit à la chaux qu'il change en craie. Lorsqu'on lessive la masse fondue, l'eau dissout le tunstae de potasse, qui est beaucoup plus soluble que la craie, & celle-ci reste seule; l'acide nitrique qu'on emploie après l'eau, dissout la craie avec effervescence, sans toucher à la portion de tunstae calcaire que les quatre premières parties d'alkali n'ont pas décomposée. A la seconde opération, le sel était complètement décomposé

par les quatre autres parties de carbonate de potasse, l'acide nitrique enlève toute la craie; de sorte qu'à l'aide de huit parties d'alkali fixe, & d'une petite quantité d'eau-forte employée successivement, on a tout-à-fait séparé les principes du tunstare calcaire; son acide est uni avec la potasse, & sa chaux combinée avec l'acide nitrique; en précipitant le nitrate calcaire par la potasse, on connoît la quantité de chaux contenue dans le tunstare calcaire employé; il ne s'agit plus ensuite que de séparer l'acide tunstique uni à l'alkali fixe. Pour cela, on se sert du procédé qui a été décrit dans la première expérience. On verse dans la lessive du mélange fondu du tunstare de chaux avec le carbonate de potasse, une suffisante quantité d'acide nitrique; cette lessive se trouble & s'épaissit, parce que l'acide nitrique ayant plus d'affinité avec l'alkali fixe, que n'en a l'acide tunstique; celui-ci se précipite en poudre, & la liqueur tient du nitre en dissolution. On lave le précipité avec de l'eau froide, & l'on a l'acide tunstique pur, sous la forme d'une poudre blanche, comme dans la première opération; ce procédé doit même être préféré comme moins dispendieux & plus facile.

L'acide muriatique agit sur le tunstare calcaire de la même manière que l'acide nitrique; il le décompose

d'HIST
décomposé av
de bonne un
recommen
le terreux.
L'acide tu
de ces trois
de, sous la
alumeau,
le fondre ni
parties d'eau
l'acide
L'acide tu
un sel absol
magnésie un
Lorsqu'on
chaux, elle
mente bea
tunstare
L'acide
sel qui se
dont la fo
na poin
Il forme,
figuré en
moniacal,
aller l'am
poudre se
Tome

décomposé avec la même énergie, & comme il lui donne une couleur plus jaune, Bergman le recommande pour essayer & pour reconnoître ce sel terreux.

L'acide tunstique, obtenu par l'un ou l'autre de ces trois procédés, est, comme nous l'avons dit, sous la forme d'une poudre blanche. Au chalumeau, il devient fauve, brun & noir, sans se fondre ni se volatiliser. Il se dissout dans vingt parties d'eau bouillante; cette dissolution a une saveur acide, & rougit la teinture de tournesol.

L'acide tunstique paroît former avec la baryte un sel absolument insoluble dans l'eau, avec la magnésie un autre sel difficilement soluble.

Lorsqu'on verse sa dissolution dans de l'eau de chaux, elle y opère un peu de précipité qui augmente beaucoup par la chaleur, & qui est du tunstate calcaire régénéré, suivant Schéele.

L'acide tunstique saturé de potasse donne un sel qui se précipite en très-petits cristaux, & dont la forme n'a point été déterminée. Schéele n'a point parlé de sa combinaison avec la soude. Il forme, suivant lui, avec l'ammoniac, un sel figuré en très-petites aiguilles; ce tunstate ammoniacal, exposé au feu dans une cornue, laisse aller l'ammoniac, & l'acide tunstique reste en poudre sèche & jaunâtre; le même sel décom-

pose le nitrate calcaire & reforme du tunstade de chaux.

30 L'acide tunstique chauffé avec de l'acide sulfurique prend une couleur bleuâtre ; avec l'acide nitrique & l'acide muriatique, il devient jaune citron ; il précipite en verd le sulfure alkalin ou foie de soufre. Schéele n'a point déterminé à quelle cause sont dus ces changemens de couleur.

31 Ce chimiste ayant observé que l'acide tunstique se colore facilement par les corps combustibles, & colore lui-même en bleu les flux vitreux comme le borax, &c. a chauffé dans un creuset cet acide avec de l'huile de lin ; mais il n'en a point obtenu de métal, & l'acide n'a été que noirci. Bergman pensoit cependant, & avec raison, d'après la pesanteur considérable de cet acide, sa coloration par les corps inflammables, & sa précipitation par le prussiate de potasse ou l'alkali prussien, qu'il étoit d'origine métallique.

32 Nous avons dit par quel procédé MM. d'Elhyar sont parvenus à réduire en globules métalliques l'oxide tunstique retiré du wolfram, & la nature métallique de cet acide n'est plus un problème.

CHAPITRE IX.

DU COBALT.

LE cobalt ou cobolt est un métal cassant, d'une couleur blanche, tirant un peu sur le rouge, d'un grain fin & ferré, qui est très-cassant, & qui se réduit facilement en poudre par l'action du pilon. Pesé à la balance hydrostatique, il perd environ un huitième de son poids. Sa pesanteur spécifique est d'environ 7,700, suivant Bergman. Il est susceptible de se cristalliser en faisceaux d'aiguilles couchées les unes sur les autres.

Le cobalt n'a jamais été trouvé pur & natif dans la nature; il est presque toujours calciné & uni avec l'arsenic, ou son acide, le soufre, le fer, &c. Voici les principales sortes de mines de cobalt, distinguées d'après leurs combinaisons, par Bergman & M. Mongez.

1°. Cobalt natif uni à l'arsenic. Cette mine est solide, grise, pesante, peu brillante, & grenue dans sa cassure; elle fait feu avec le briquet, & noircit au feu. L'acide nitrique la dissout avec effervescence; elle donne une encre de sympathie par l'acide muriatique.

2°. Cobalt en oxide. Cette mine, qui paroît être du cobalt oxidé par les acides, est ordinairement grise noirâtre, & quelquefois semblable à du noir de fumée, souvent friable & pulvérulente. Elle salit les doigts; celle qui est compacte présente des taches rosées dans sa cassure; elle ressemble quelquefois à des scories de verre, ce qui l'a fait appeler *mine de cobalt vitreuse* par quelques naturalistes. Cette mine ne contient point d'arsenic lorsqu'elle est pure, mais elle est souvent mêlée d'ochre martiale.

3°. Cobalt uni à l'acide carbonique; *fleurs de cobalt rouges, roses, couleur de fleurs de pêcher*. L'acide arsenique que Bergman & M. Mongez y ont découvert, lui donne sa couleur. Cette mine est ou en masse, ou en poudre, ou en efflorescence striée, ou en prismes à quatre pans, avec des sommets à faces. Sa couleur se détruit au feu, à mesure que l'acide arsenique se dégage.

4°. Cobalt uni au fer & à l'acide sulfurique; *mine de cobalt spéculaire*. On l'a appelée fort improprement *cobalt sulfureux*, parce qu'elle ne contient point de soufre, mais un peu d'acide sulfurique. Cette mine est blanche ou grise, & très-brillante; c'est la plus riche de toutes; elle fait souvent feu avec le briquet.

5°. Cobalt uni au soufre, à l'arsenic & au fer.

Ce minéral porte le nom de *mine de cobalt blanche* ou *grise* ; elle est d'un gris blanchâtre , cristallisée en cubes entiers ou tronqués , de manière à former des solides à quatorze , dix-huit ou vingt-six facettes. Sa cassure est lamelleuse & spathique. Quelquefois elle offre à sa surface des dendrites en feuilles de fongère ; dans cet état , on la nomme *mine de cobalt tricotée*. Souvent les mines de cobalt blanches n'ont aucune cristallisation régulière ; mais elles sont toujours reconnoissables à leur couleur grise blanchâtre , à leur pesanteur moindre que celle des précédentes , & à l'efflorescence rouge qu'elles ont presque toutes à leur surface ,

Pour faire l'essai d'une mine de cobalt , on commence par la piler & la laver , ensuite on la grille pour en séparer l'arsenic. Le cobalt reste dans l'état d'un oxide noir , plus ou moins foncé ; on mêle cet oxide avec trois parties de *flux noir* & un peu de sel marin décrépité ; on le fond dans un creuset brasqué & couvert , au feu de forge ; on attend que la fonte soit complète , & que la matière soit parfaitement liquide pour laisser refroidir le creuset ; on l'agite légèrement pour faire précipiter le métal , qui se rassemble en culot , au fond du vaisseau. Ce culot est quelquefois formé de deux matières métalliques ; le cobalt est placé supérieurement , & le bismuth

se trouve au dessous ; on les sépare facilement d'un coup de marteau.

Les minéralogistes modernes , & sur-tout Bergman & M. Kirwan proposent de faire l'essai des mines de cobalt par l'acide nitrique ; cet acide dissout le cobalt & le fer ; on les précipite par le carbonate de soude , & on dissout ensuite le précipité cobaltique par l'acide acéteux. Scheffer conseille de reconnoître la puissance colorante des mines de cobalt , en les fondant avec trois parties de potasse , & cinq de verre en poudre.

Dans les travaux en grand , on ne retire point le cobalt sous la forme métallique. Après avoir pilé & lavé la mine de cobalt , on la grille dans le fourneau à manche. Ce fourneau se termine par une longue galerie horizontale qui sert de cheminée ; c'est dans cette galerie que l'oxide d'arsenic sublimé se condense & se fond en verre , que l'on vend dans le commerce , sous le nom impropre d'*arsenic blanc*. Si la mine contenoit un peu de bismuth , comme ce métal est très-fusible , il se rassemble au fond du fourneau , le cobalt reste dans l'état d'un oxide gris obscur , nommé *safre*. Le safre du commerce n'est jamais pur ; on le mêle avec trois fois son poids de cailloux pulvérisés. Le safre , ainsi mêlé & exposé au grand feu , se fond en un verre d'un

bleu obscur, nommé *smalt*. On réduit ce *smalt* en poudre dans des moulins, & on le délaye dans l'eau. La première portion de verre qui se précipite est la plus grossière, on la nomme *azur grossier*; on décante l'eau encore trouble, elle donne un second précipité; on la décante ainsi jusqu'à quatre fois, & le dépôt qu'elle forme alors est plus fin que tous les autres; on le nomme improprement *azur des quatre feux*. Cet azur est employé dans plusieurs arts pour colorer en bleu les métaux & les verres, &c.

Le *safr* du commerce, fondu avec trois fois son poids de flux noir & un peu de suif & de sel marin, donne le métal cassant, connu sous le nom impropre de *régule de cobalt*. La réduction du *safr* est très-difficile. Il faut employer une grande quantité de fondant, & avoir soin de tenir le creuset rouge-blanc pendant un temps assez long pour que la matière soit bien fluide, tranquille, & que les scories soient bien fondues en un verre bleu; alors le cobalt se précipite & se rassemble en un culot au-dessous des scories.

Le cobalt, exposé au feu, ne se fond que lorsqu'il est bien rouge; ce métal est de très-difficile fusion, & paroît très-fixe au feu; on ignore même s'il peut se volatiliser dans des vaisseaux fermés; mais on sait que si on le laisse refroidir lentement, il se cristallise en p^lsmes

aiguillés, couchés les uns sur les autres & réunis en faisceaux; & ils imitent assez bien une masse de basaltes écroulés, comme l'observe M. Mongez. Pour reussir dans cette cristallisation, il suffit de faire fondre du cobalt dans un creuset, jusqu'à ce qu'il éprouve une espèce d'ébullition, & d'incliner ce vaisseau, lorsqu'après l'avoir retiré du feu, la surface de ce demi-métal se fige. Par cette inclinaison, la portion encore fondue s'écoule, & celle qui adhère aux parois de l'espèce de géode, formée par le refroidissement des surfaces du cobalt, se trouve tapissée de cristaux prismatiques entassés.

Le cobalt fondu, exposé à l'air, se couvre d'une pellicule sombre & terne, qui n'est qu'un oxide de ce demi-métal, formé par sa combinaison avec l'oxigène. On fait plus facilement une plus grande quantité d'oxide de cobalt, en exposant ce demi-métal réduit en poudre dans un têt à rôtir sous la moufle d'un fourneau de coupelle, & en l'agitant pour renouveler les surfaces. Cette poudre, tenue rouge pendant quelque temps, perd son brillant, augmente de poids & devient noir. Cet oxide noir de cobalt demande un feu de la dernière violence pour se fondre en un verre bleu très-foncé.

Le cobalt se ternit un peu à l'air, & il n'est point attaqué par l'eau. Ce métal ne s'unit

point aux terres, mais son oxide s'y combine par la fusion, & il forme avec elles un beau verre bleu de la plus grande fixité au feu. C'est à cause de cette propriété de l'oxide de cobalt, que cette substance est d'un grand usage dans la peinture des émaux, de la porcelaine & de la faïence.

On ne connoît pas bien l'action de la baryte, de la magnésie & de la chaux sur le cobalt. Les alkalis dissous dans l'eau l'altèrent manifestement; mais on n'a point encore suivi ces altérations.

Ce métal se dissout dans tous les acides, mais avec des phénomènes différens, suivant son état & celui de l'acide.

Le cobalt ne se dissout que dans l'acide sulfurique concentré & bouillant. On fait cette dissolution dans une fiole de verre ou dans une cornue; lorsque l'acide est presque tout évaporé en gaz sulfureux, on lave le résidu; une portion se dissout dans l'eau, & lui communique une couleur rosée ou verdâtre; c'est le sulfate de cobalt; l'autre est du cobalt oxidé par l'acide, dont l'oxigène s'est combiné avec le métal. M. Baumé dit qu'on obtient de la dissolution sulfurique de cobalt suffisamment évaporée, & par le refroidissement, deux sortes de cristaux; les uns blancs, petits & cubiques;

les autres verdâtres, carrés, de six lignes de long, & larges de quatre. Ce sont ces derniers qu'il regarde comme le sulfate de cobalt. Les premiers dépendent de quelques autres matières métalliques étrangères unies au cobalt. Les cristaux de sulfate de cobalt, que l'on obtient le plus souvent sous la forme de petites aiguilles, & que M. Sage désigne par celle de prismes tétraèdres rhomboïdaux, terminés par un sommet dièdre à plans rhombéaux, se décomposent au feu; il ne reste qu'un oxide de cobalt qui ne peut se réduire seul. La baryte, la magnésie, la chaux & les trois alkalis décomposent aussi ce sel, & en précipitent le cobalt en un oxide rosé; 100 grains de cobalt dissous dans l'acide sulfurique donnent par la soude pure environ 140 grains de précipité, & par le carbonate de soude 160 grains. Cette augmentation de poids dépend de l'oxigène de l'acide sulfurique qui s'est uni au cobalt; dans la seconde précipitation l'acide carbonique, qui se combine à l'oxide de cobalt, augmente encore sa pesanteur. L'acide sulfurique, étendu d'eau, agit sur le safre, & en dissout une portion, avec laquelle il forme du sulfate de cobalt.

L'acide nitrique dissout le cobalt avec effervescence, à l'aide d'une douce chaleur; il se dégage du gaz nitreux, à mesure que le prin-

cipe oxigène de cet acide s'unit au cobalt. Lorsque la dissolution est au point de saturation, elle est d'un brun rosé, ou d'un verd clair. Elle donne, par une forte évaporation, un nitrate de cobalt en petites aiguilles réunies. Ce sel est très-déliquescent; il bouillonne sur les charbons sans détoner, & il laisse un oxide rouge foncé. Il est décomposé par les mêmes intermèdes salins que le sulfate de cobalt. Si dans ces décompositions on ajoute plus d'alkali qu'il n'en faut pour précipiter l'oxide du cobalt, cette substance se dissout dans l'excédent du sel, & le précipité disparoît.

L'acide muriatique ne dissout pas le cobalt à froid; mais à l'aide de la chaleur il en dissout une portion. Cet acide agit mieux sur l'oxide du demi-métal; il forme une dissolution d'un brun rouge, qui devient verte dès qu'on la chauffe; cette dissolution évaporée, & bien concentrée, fournit un muriate de cobalt qui cristallise en petites aiguilles, & qui est fort déliquescent; la chaleur lui donne d'abord une couleur verte & le décompose.

L'eau régale ou l'acide nitro-muriatique dissout le cobalt un peu plus aisément que ne fait l'acide muriatique seul, mais avec moins d'énergie que ne fait l'acide nitrique. Cette dissolution est connue depuis long-temps comme une

forte d'encre de sympathie, qui ne devient apparente que lorsqu'on la chauffe; l'écriture, qui n'étoit pas visible à froid, paroît d'un beau verd céladon par la chaleur, & disparoît à mesure que le papier se refroidit. Cette propriété appartient à la dissolution de l'oxide de cobalt dans l'acide muriatique, & l'acide nitrique qu'on a ajouté pour faire l'eau régale, n'y contribue qu'en facilitant sa dissolution & sa suspension. On avoit cru que la couleur verte que produit l'encre de cobalt chauffée, & qu'elle perd en refroidissant, étoit due au sel métallique que la chaleur faisoit cristalliser, & qui, étant exposé à l'air froid, attiroit assez d'humidité pour se dissoudre & disparoître entièrement; mais il est prouvé que le muriate de cobalt, dissous dans l'eau, prend la même couleur dès qu'on lui fait éprouver un certain degré de chaleur.

L'acide boracique ne dissout point immédiatement le cobalt; mais lorsqu'on mêle une dissolution de borate de soude avec une dissolution du cobalt dans un de ces acides précédens, il s'opère une double décomposition. La soude s'unit avec l'acide qui tenoit l'oxide métallique en dissolution, & l'acide boracique, combiné avec cet oxide, forme un sel peu soluble, qui se précipite: on peut recueillir ce borate de cobalt, en séparant, par le filtre, la liqueur qui le furnage.

Le cobalt n'a point d'action sur la plûpart des fels neutres. Il s'oxide lorsqu'on le traite au feu avec du nitre. Si on projette dans un creuset rouge un mélange d'une partie de cobalt en poudre, & de deux ou trois parties de nitre bien sec, il ne se produit point une détonation vive, mais il s'excite de petites scintillations bien marquées; on trouve ensuite une portion du cobalt changée en un oxide d'un rouge plus ou moins foncé & souvent verdâtre. Cette expérience, ainsi que toutes celles sur l'action réciproque du nitre & des matières métalliques, demanderoit à être suivie.

Le cobalt ne décompose point le muriate ammoniacal. Bucquet, qui a fait cette expérience avec beaucoup de soin, n'a pas obtenu un atôme d'ammoniac; cela dépend du peu d'action qu'exerce l'acide muriatique sur ce métal.

On ne connoît pas l'action du gaz hydrogène sur le cobalt. Le soufre ne s'unit que très-difficilement avec cette substance, mais les sulfures alkalins favorisent cette combinaison; il en résulte une sorte de mine artificielle, à facettes plus ou moins larges ou d'un grain plus ou moins fin, d'une couleur blanche ou jaunâtre, suivant la quantité de soufre combiné. M. Baumé, qui a donné d'excellens détails sur cette combinaison, dans sa Chimie expérimentale & raisonnée,

(*tome II, page 228 à 279*) observe qu'elle ne peut être décomposée que par les acides, & que le feu n'est pas capable d'en séparer tout le soufre.

Le cobalt n'est d'aucun usage dans son état métallique, mais on emploie son oxide pour colorer en bleu les verres, les émaux, les faïences, les porcelaines. On en fabrique aussi une encre de sympathie.

C H A P I T R E X.

D U B I S M U T H.

LE *bismuth*, nommé autrefois *étain de glace*, est un métal fragile d'un blanc jaunâtre, fort pesant, disposé en grandes lames. Il s'enfonce un peu par les coups de marteau, mais il se brise bientôt en petites paillettes, & finit par se réduire en poudre. Il perd dans l'eau un dixième de son poids. Il est susceptible de cristalliser en prismes polygones, qui se disposent en volutes grecques carrées, ou entièrement semblables à celles du muriate de soude. Il n'a que très-peu d'odeur & de saveur.

Le bismuth est souvent sous forme métallique dans la nature. On le reconnoît à sa couleur brillante jaunâtre, à sa mollesse, telle qu'il se laisse couper au couteau; à sa forme lamelleuse, & sur-tout à sa grande fusibilité. Il est ordinairement cristallisé en lames triangulaires qui sont posées les unes sur les autres par recouvrement. Il y a des échantillons dans lesquelles ce demi-métal est sous la forme d'octaèdres très-réguliers. Sa gangue est ordinairement quartzeuse; on en trouve à Scala en Néricie, en Dalécarlie, & à Schnéeberg en Allemagne.

Plusieurs minéralogistes modernes doutent de l'existence de la mine de bismuth arsenicale. Cependant quelques-uns assurent que cette mine est chatoyante, souvent disposée en petites lames luisantes, d'un gris clair. Elle est aussi, suivant ces derniers, presque toujours mêlée de bismuth natif & de cobalt, dont l'efflorescence rougeâtre se fait quelquefois remarquer à la surface des échantillons.

La mine de bismuth sulfureuse, ou le sulfure de bismuth natif, reconnue par tous les minéralogistes, est d'un gris blanchâtre, quelquefois tirant sur le bleu, à facettes ou en prismes aiguillés. Cette mine a l'éclat & la couleur de la mine de plomb ou galène; elle pré-

fente presque toujours des facettes carrées ; mais jamais on n'y voit de véritables fragmens cubiques ; elle se coupe au couteau ; elle est fort rare , on la trouve à Bastnaës en Suède , & à Schnéeberg en Saxe.

Cronstedt parle aussi d'une mine de bismuth martiale , qu'il dit se rencontrer en grosses écailles cunéiformes , à Konsberg , en Norwège.

Enfin , le bismuth se rencontre quelquefois dans l'état d'oxide. Il est sous la forme d'une efflorescence granuleuse , d'un jaune verdâtre & jamais rouge , à la surface des mines de bismuth. M. Kirwan croit que cet oxide de bismuth y est uni à l'acide carbonique. Quelques minéralogistes assurent qu'il y a un sulfate de bismuth natif , mêlé à cet oxide.

Pour faire l'essai d'une mine de bismuth , on se contente de la fondre à une douce chaleur dans un creuset & à l'aide d'une certaine quantité de flux réductif. Comme le bismuth est volatil , on doit le fondre le plus vite possible ; il vaut même mieux faire cet essai dans des vaisseaux fermés , comme le recommande Cramer.

La fonte en grand des mines de bismuth n'est pas plus difficile ; on fait une fosse en terre , on la couvre de bûches , qu'on place près les unes des autres ; on allume le bois , & on jette par-dessus la mine concassée ; le bismuth se fond
&

& coule dans la fosse, où il se moule en pain orbiculaire. Dans d'autres endroits, on incline un tronc de pin, creusé en canal, sur lequel on met un lit de bois; on jette le bismuth sur cette matière combustible, après l'avoir allumée. Ce métal se fond, coule dans le canal qui le conduit dans un trou fait en terre, sur lequel pose l'extrémité du tronc de pin. On puise le bismuth dans cette espèce de casse, on le verse dans des moules de fer, ou dans des lingotières.

Le bismuth n'est que peu altéré par le contact de la lumière. Il est extrêmement fusible, il se fond long-temps avant de rougir. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se sublime en entier. Si on le laisse refroidir lentement, il se cristallise en volutes grecques. C'est une des substances métalliques qui se cristallise le plus facilement. M. Brongniart est le premier chimiste qui ait bien réussi à cette cristallisation.

Si on tient le bismuth en fusion avec le contact de l'air, sa surface se couvre d'une pellicule qui se change en un oxide d'un gris verdâtre ou brun, nommé *endre*, ou *chaux de bismuth*. Dix-neuf gros de bismuth, calcinés dans une capsule de verre, ont donné à M. Baumé vingt gros trente-quatre grains d'oxide. Le bismuth, chauffé jusqu'à rougir, brûle avec une petite flamme

bleue peu sensible; son oxide s'évapore sous la forme d'une fumée jaunâtre, qui se condense à la surface des corps froids, en une poussière de même couleur, nommée improprement *fleurs de bismuth*; cette poudre ne doit sa volatilisation qu'à la rapidité avec laquelle le bismuth brûle; car si on l'expose seule au feu, elle se fond en un verre verdâtre sans se sublimer. Geoffroy le fils a observé que sur la fin cet oxide de bismuth sublimé devient d'un beau jaune d'orpiment.

Les oxides gris ou brun, sublimé & vitreux, ne sont que des combinaisons de ce métal avec la base de l'air vital ou de l'oxigène. Ils ne se réduisent pas sans addition, parce qu'il y a beaucoup d'adhérence entre les deux principes qui les composent; mais le gaz hydrogène, le charbon & toutes les matières combustibles organiques qui contiennent l'un & l'autre de ces corps, sont capables de les décomposer, & de leur rendre leur état métallique, en s'emparant de l'oxigène avec lequel ces corps ont plus d'affinité que n'en a le bismuth.

M. d'Arcet ayant exposé du bismuth dans une boule de porcelaine non cuite, à la chaleur du four qui cuit cette dernière substance, ce métal a coulé au dehors par une crevasse du creuset; la poire n'est restée dans ce vaisseau

y a formé un verre d'un violet sale, tandis que le bismuth fondu à l'extérieur de la boule, étoit jaunâtre. Il paroît, d'après ce fait & plusieurs autres semblables, que les verres métalliques, faits avec ou sans le contact de l'air, diffèrent les uns des autres.

Le bismuth se ternit un peu à l'air, & il se forme une rouille blanchâtre à sa surface. Il n'est point attaqué par l'eau, & il ne se combine point aux terres; mais son oxide s'unit avec toutes les matières terreuses, & en facilite la fusion; il donne une teinte jaune verdâtre aux verres dans la combinaison desquels on le fait entrer.

On ne connoît pas l'action des substances salino-terreuses & des alkalis sur ce demi-métal.

L'acide sulfurique concentré & bouillant est altéré par le bismuth; cet acide se décompose en partie, & laisse exhiler du gaz sulfureux. La masse qui reste dans le vaisseau, après la décomposition d'une partie de l'acide; est blanche; on sépare par l'eau la portion qui est dans l'état salin, de celle qui est pur oxide, & qui ne contient que très-peu d'acide; la lessive évaporée fournit un sulfate de bismuth en petites aiguilles déliquescentes. Ce sel peut être décomposé par le feu, par les substances salino-terreuses,

par les alkalis, & même par l'eau en grande quantité. On ne connoît point le sulfate de bismuth.

L'acide nitrique dissout le bismuth avec une rapidité étonnante, ou plutôt ce métal décompose l'acide, & lui enlève très-promptement une partie de son oxigène. Le mélange s'échauffe beaucoup; il s'en exhale des vapeurs rouges très-épaisses. Si l'on fait cette combinaison dans l'appareil pneumatique-chimique, on en obtient une très-grande quantité de gaz nitreux; c'est un moyen très-prompt & très-commode de se procurer ce gaz. Il se précipite pendant cette dissolution une poudre noire, que Lémery a prise pour du bitume, que Pott a regardée comme un oxide de bismuth très-calciné. M. Baumé l'a prise pour du soufre; peut-être est-ce du charbon. La dissolution nitrique de bismuth est sans couleur; lorsqu'elle est chargée, elle dépose des cristaux sans évaporation. Ce dernier moyen, combiné avec le refroidissement, fournit un nitrate de bismuth, sur la forme duquel les chimistes ne sont nullement d'accord. M. Baumé dit que ce sel est disposé en grosses aiguilles taillées en pointes de diamant par un bout. M. Sage définit ces cristaux des prismes tétraèdres, un peu comprimés, & terminés par deux pyramides trièdres obtuses, dont les plans sont un rhombe

& deux trapèzes. Par une évaporation lente, j'en ai obtenu des rhombes aplatis, fort gros, & tout-à-fait semblables au spath calcaire d'Islande.

Le nitrate de bismuth détone foiblement, & par scintillations rougeâtres; il se fond & se boursouffle, & il laisse un oxide d'un jaune verdâtre, qui ne se réduit pas sans addition. Ce sel; exposé à l'air, perd sa transparence, en même temps que l'eau de sa cristallisation se dissipe. Dès qu'on essaie de le dissoudre dans l'eau, il la rend blanche, laiteuse, & y forme un précipité d'oxide de bismuth.

Il en est de même, si l'on verse dans l'eau la dissolution nitrique du bismuth; la plus grande partie de l'oxide de ce métal se précipite sous la forme d'une poudre blanche, nommée *blanc de fard*, ou *magister de bismuth*. Cent grains de ce métal, dissous dans l'acide nitrique, donnent 113 grains d'oxide précipité, en raison de l'oxigène qui s'y est fixé. Pour avoir ce précipité très-blanc & très-fin, il faut le préparer avec une grande quantité d'eau. Les femmes s'en servent pour blanchir la peau, mais il a l'inconvénient de noircir, lorsqu'il est en contact avec des matières odorantes & combustibles; c'est même un des oxides métalliques dans lesquels cette propriété est la plus éner-

gique. Quoique le nitrate de bismuth soit en grande partie décomposé par l'eau, il en reste cependant une portion en dissolution, & cette portion ne peut être précipitée que par la chaux ou les alkalis. Ce caractère d'être précipité par l'eau, appartient à toutes les dissolutions de bismuth. On ne connoît point le nitrite de bismuth.

L'acide muriatique agit difficilement sur ce métal; il faut que cet acide soit concentré, & qu'on le tienne long-temps en digestion sur le bismuth; cette dissolution réussit encore mieux en distillant une grande quantité d'acide muriatique sur le métal; il s'exhale une odeur fétide de ce mélange: on lave le résidu avec de l'eau, qui se charge de la portion d'oxide métallique, unie à l'acide. Le muriate de bismuth cristallise difficilement; il est susceptible de se sublimer, & de former une sorte de sel mou, fusible, nommé improprement *beurre de bismuth*, qui attire fortement l'humidité de l'air; l'eau le décompose, & en précipite un oxide blanc.

On ne connoît point l'action des autres acides minéraux sur le bismuth.

Le bismuth est oxidé par le nitre ordinaire, mais sans détonation sensible. Ce métal ne décompose point du tout le muriate ammoniacal, mais son oxide en sépare complètement l'ammoniac. On obtient dans cette expérience

une grande quantité de gaz ammoniac, & le résidu contient la combinaison de l'oxide métallique avec l'acide muriatique. Si le bismuth n'agit point sur le muriate ammoniacal, en raison du peu d'action que l'acide muriatique a sur ce métal, la propriété de décomposer ce sel, dont jouit son oxide, est bien remarquable, & elle prouve qu'il se rapproche des substances salines.

Le gaz hydrogène altère la couleur du bismuth, & lui donne une teinte violette.

Le soufre se combine avec lui par la fusion. Il en résulte une sorte de mine grise, bleuâtre & brillante, qui cristallise en belles aiguilles tétraèdres, semblables par leur couleur & leurs reflets aux plus beaux morceaux de sulfure d'antimoine.

On ne connoît pas bien l'action de l'arsenic sur le bismuth, on fait que ce métal ne s'allie point au cobalt, & qu'il en reste séparé dans la fonte.

Le bismuth est employé par les potiers d'étain, pour donner de la dureté à ce dernier métal. Il pourroit être substitué au plomb dans l'art de coupler les métaux parfaits, parce qu'il a, comme ce métal, la propriété de se fondre en un verre que les coupelles absorbent. Geoffroy le cadet a trouvé beaucoup de rapport entre ce métal

caillant & le plomb. On ne peut que soupçonner les effets du bismuth sur l'économie animale ; on croit avec assez de vraisemblance que son usage seroit dangereux comme celui du plomb. On connoît même quelques mauvais effets de ce métal appliqué extérieurement.

On se sert de l'oxide de bismuth, appelé *blanc de fard*, pour blanchir la peau ; mais il faut alors éviter avec soin toutes les matières très-odorantes, & sur-tout celles qui sont fétides. Le voisinage des boucheries, des voiries, des égouts, des latrines, même des odeurs fortes, influe tellement sur cet oxide, qu'il lui donne une couleur plus ou moins noire. La vapeur des sulfures alkalis, celle des œufs produisent cet effet avec beaucoup d'énergie ; on fait en physique une expérience qui prouve cette propriété ; on trace des caractères avec une dissolution de bismuth sur le premier feuillet d'un livre blanc, composé d'une centaine de pages ; on imprègne le dernier feuillet d'un peu de sulfure alkalin liquide ; quelques instans après la vapeur *hépatique*, portée par l'air qui circule entre tous les feuillets, arrive à l'extrémité du livre, & colore en brun foncé les caractères tracés sur la première page. On a dit que le gaz hydrogène sulfuré ou hépatique traversoit le papier ; mais M. Monge a prouvé que c'est l'air qui le porte ainsi de feuille

D'HIST. NAT. ET DE CHIMIE. 473
en feuille, puisqu'en collant ces feuilles les unes
aux autres, la coloration n'a plus lieu.

CHAPITRE XI.

D U N I C K E L.

LE nickel a été regardé par Cronstedt comme un demi-métal particulier, qu'il a fait connoître en 1751 & 1754, dans les actes de l'académie de Stockholm. Ce métal cassant est, suivant lui, d'une couleur blanche, brillante, tirant sur le rouge, sur-tout à l'extérieur. Il est très-fragile, & paroît composé de facettes dans sa fracture, ce qui le distingue du cobalt. M. Arvidsson, qui a publié, conjointement avec Bergman, une thèse sur les propriétés du nickel, traduite & inférée dans le Journal de Physique, octobre 1776, a observé que le nickel, obtenu par le grillage & la fusion de ses mines, comme l'avoit indiqué Cronstedt, n'est rien moins que ce métal pur, & qu'il contient du soufre, de l'arsenic, du cobalt & du fer. Comme Bergman est parvenu par un grand nombre de procédés ingénieux à extraire la plus grande partie de ces matières

étrangères, & à obtenir du nickel différent, par plusieurs de ses propriétés, de celui de Cronstedt, c'est de celui-là que nous parlerons, après avoir fait l'histoire de ses mines.

On trouve le nickel uni au soufre & à l'arsenic. Ses mines ont une couleur rouge de cuivre; elles sont presque toujours couvertes d'une efflorescence d'un gris verdâtre; les allemands les nomment *kupfer-nickel*, ou *cuivre faux*. Ce minéral est très-commun à Freyberg en Saxe; il est souvent mêlé avec la mine de cobalt grise. Mais sa couleur rouge, son efflorescence verdâtre le distinguent de cette mine qui est grise ou noire, & dont l'efflorescence est rouge; il est souvent cristallisé en cube. Wallérius désigne le *kupfer-nickel* sous le nom de mine de cobalt, d'un rouge de cuivre; il la croit un composé de cobalt, de fer & d'arsenic. Linnéus le regardoit comme du cuivre minéralisé par l'arsenic. Romé de Lille l'a rangé avec Wallérius parmi les mines de cobalt, & pense, comme lui, que c'est un alliage. M. Sage ayant traité cette mine avec le muriate ammoniacal, en a retiré du fer, du cuivre & du cobalt. Il croit qu'elle est formée de l'alliage de ces trois matières métalliques avec l'arsenic. On y trouve aussi un peu d'or, suivant ce chimiste. Il est bon

d'observer qu'il a eu des résultats différens de ceux de Bergman. Il dit avoir opéré sur des kupfer-nickels de Biber en Hesse, & d'Allemont en Dauphiné.

Cronstedt assure qu'on peut séparer du nickel la matière métallique, nommée *speiss* par les allemands, & qui se rassemble dans les creusets où on fond le smalt. M. Monnet croit que le *speiss* de la manufacture de Gengenback, à quatorze lieues de Strasbourg, est du vrai nickel; & comme la mine de cobalt, qu'on emploie dans cet endroit pour faire le smalt, est très-pure, il en conclut que le nickel est nécessairement produit par le cobalt lui-même, comme nous le verrons plus bas. Mais M. Baumé a retiré du nickel de presque toutes les mines de cobalt, par le moyen du sulfure alkalin. Il paroît donc que la mine de cobalt, que l'on travaille à Gengenback, contient du nickel qu'il est impossible d'y reconnoître à l'œil, à cause de l'union intime de ces deux matières métalliques.

Pour retirer le nickel de sa mine, on le fait griller lentement, afin d'enlever une portion de soufre & de l'arsenic. Elle se change en un oxide verdâtre; plus elle est verte, plus elle contient de nickel, d'après Bergman & Arvidsson. On la fond ensuite avec trois parties de flux noir & du muriate de soude, & on en

tire un métal tel que l'a désigné Cronstedt, mais qui est bien éloigné d'être le nickel pur ; ses scories sont brunes ou bleues. Beaucoup de chimistes, depuis le travail de M. Arvidsson, regardent encore cette substance métallique comme un alliage naturel de fer, de cobalt & d'arsenic. Quant au cuivre, il n'y a que M. Sage qui dit en avoir retiré du kupfer-nickel. M. Monnet pense que le nickel n'est que du cobalt privé du fer & de l'arsenic. A mesure que nous examinerons les propriétés de ce métal, nous verrons sur quoi sont fondées ces différentes opinions ; nous croyons avec Bergman que ce qui en a imposé aux chimistes sur cet objet, c'est l'extrême difficulté que l'on éprouve pour obtenir du nickel très-pur ; vérité bien démontrée dans la dissertation de M. Arvidsson, déjà citée. Comme il est certain, qu'amené autant qu'il est possible à cet état de pureté, il a des propriétés très-particulières, & qu'on n'a pas encore pu ni le séparer par l'analyse en différentes substances métalliques, ni le recomposer par un alliage quelconque, on doit le regarder comme un métal particulier, jusqu'à ce que des expériences ultérieures nous aient convaincu du contraire.

Le métal que fournit la simple fusion du kupfer-nickel grillé, est à facettes d'un blanc

rougeâtre & très-fragile. Il contient beaucoup d'arsenic, de cobalt & de fer. M. Arvidsson lui a fait éprouver six grillages, qui ont duré depuis six jusqu'à quatorze heures chacun; il a réduit le métal après chaque grillage; il a observé qu'en le traitant ainsi, il s'en exhale des vapeurs d'arsenic & des vapeurs blanches qui ne sentent point ce dernier métal; la poudre de charbon, mêlée dans ces opérations, facilite la volatilisation de l'arsenic. Le nickel, dont le poids étoit beaucoup diminué par ces six opérations, sentoit encore l'arsenic, & étoit attirable. On le fondit six fois avec de la chaux & du borax, on le fit chauffer une septième, en y ajoutant du charbon, jusqu'à ce qu'il ne répandît plus de vapeurs d'arsenic. Cet oxide étoit ferrugineux, nuancé de taches vertes; réduit, il donna des scories martiales, & un bouton encore attirable à l'aimant. Le succès a toujours été pareil avec plusieurs nickels de différens pays. Le soufre, le sulfure de potasse, la détonation du nitre, les dissolutions dans l'acide nitrique & dans l'ammoniac, employés par M. Arvidsson, n'ont jamais pu enlever tout le fer du nickel. Il a conclu de ces expériences qu'il est impossible de purifier exactement ce métal; que le soufre ne s'en sépare que par les grillages répétés; que l'arsenic y est plus

adhérent; qu'on peut l'en extraire, à l'aide de la poudre de charbon & du nitre; que le cobalt y est encore plus intimement combiné, puisque le nitre le fait découvrir, quoique rien n'indiquât sa présence; & qu'il est impossible de le priver de tout le fer qu'il contient, puisque lorsque le nickel a été traité de toutes ces manières, il est quelquefois plus attirable à l'aimant que jamais. M. Arvidsson croit, d'après cela, que cette substance n'est autre chose que du fer dans un état particulier; & il présente un tableau comparé de plusieurs propriétés de ce métal avec celles du cobalt, de l'aimant & du nickel, d'après lequel il regarde ces trois matières métalliques comme du fer différemment modifié. Mais la principale propriété du nickel, qui a conduit M. Arvidsson à cette conclusion, est son magnétisme. Ne pourroit-on pas croire qu'elle n'est pas suffisante pour confondre deux matières métalliques, différentes dans toutes leurs autres propriétés, puisque d'ailleurs il est possible que le magnétisme ne soit pas particulier au fer, & se rencontre dans plusieurs substances métalliques? Je pense donc que malgré la propriété que présente le nickel d'être attirable à l'aimant, on doit le considérer, lorsqu'il a été purifié par les procédés de M. Arvidsson, comme un métal particulier, puisque,

comme je l'ai déjà annoncé, on ne peut ni en extraire d'autres substances métalliques, ni l'imiter parfaitement par aucun alliage; puisqu'enfin il a alors des propriétés qui n'appartiennent qu'à lui, & à l'examen desquelles nous allons passer. M. Kirwan a adopté entièrement cette opinion dans sa minéralogie.

Il n'offre pas de facettes, comme l'avoit indiqué Cronstedt, mais sa cassure est grenue; il pèse neuf fois plus que l'eau; il n'est pas fragile, comme Cronstedt l'avoit annoncé; il jouit au contraire de la ductilité, dans un degré assez marqué, pour que Bergman doute s'il doit être rangé parmi les métaux ou les demi-métaux; il est presque aussi difficile à fondre que le fer forgé; il est très-fixe; il se calcine lorsqu'on le chauffe à l'air, & il donne un oxide d'autant plus vert, qu'il est plus pur. On ne fait point si cet oxide peut se fondre en verre; on le réduit, à l'aide des fondans & des matières combustibles qui le décomposent comme tous les autres. On ne connoît point l'action de l'air & de l'eau sur le nickel. Son oxide, fondu avec des matières propres à faire du verre, leur donne une couleur d'hyacinthe plus ou moins rouge. L'action de la chaux, de la magnésie & des trois alkalis purs sur le nickel est encore inconnue.

M. Sage dit qu'en distillant quatre parties

d'acide sulfurique concentré sur une partie de régule de kupfer-nickel en poudre, il passe de l'acide sulfureux; le résidu est grisâtre, & en le dissolvant dans l'eau distillée, il est de la plus belle couleur verte. Il fournit des cristaux feuilletés, de la couleur de l'émeraude. Suivant M. Arvidsson, l'acide sulfurique forme avec l'oxide de nickel un sel vert en cristaux décaèdres; ce sont deux pyramides quadrangulaires, réunies & tronquées près de leurs bases.

Le même oxide se dissout très-bien dans l'acide nitrique. Le nitrate de nickel cristallise en cubes rhombéaux, suivant M. Sage; toutes les autres dissolutions du nickel, ou de son oxide dans l'acide muriatique & dans les acides végétaux, sont plus ou moins vertes. Les alkalis fixes le précipitent en blanc verdâtre, & le redissolvent; la liqueur devient alors jaunâtre. L'ammoniac, versé dans une dissolution acide de nickel, y produit une belle couleur bleue; ce sel présente le même phénomène, lorsqu'on le mêle avec les précipités de ce métal par les alkalis fixes. Comme les dissolutions de cuivre offrent la même couleur avec l'ammoniac, & qu'on est même convenu de regarder cette couleur comme une pierre de touche très-propre à indiquer la présence de ce métal par-tout où il se trouve, on a cru, & quelques personnes

personnes croient encore, d'après cela, que le nickel contient du cuivre. Cependant Cronstedt a tenté en vain tous les moyens connus de retirer ce métal de la dissolution de nickel, colorée en bleu par l'ammoniac. D'ailleurs, ce sel ne dissout pas immédiatement le nickel, comme il dissout le cuivre. Il est donc démontré par-là, comme le pense Bergman, que cette propriété appartient au nickel lui-même, & qu'il ne la doit point au cuivre. Ce dernier chimiste n'a pas reconnu des signes certains de la dissolution de nickel par l'acide carbonique, en tenant pendant huit jours ce métal dans de l'eau gazeuse, ou chargée de cet acide.

Le nickel détone avec le nitre; cette détonation a fourni à M. Arvidsson un moyen de reconnoître dans ce métal la présence du cobalt, qu'aucune autre épreuve n'avoit rendue sensible. Le nickel est ensuite plus ou moins oxidé, suivant la quantité de nitre qu'on a employée. Ce sel neutre a aussi la propriété d'augmenter l'intensité de la couleur d'hyacinthe, que l'oxide de nickel communique aux verres, & de la faire reparoître lorsqu'elle a été dissipée par la fusion; ce qui arrive assez souvent à cet oxide, & ce qui lui est commun avec l'oxide du demi-métal que nous examinerons après celui-ci.

L'oxide de nickel, fondu avec du borax,

lui donne aussi une couleur d'hyacinthe.

Il décompose en partie le muriate ammoniacal. Le sublimé ferrugineux, que M. Sage a obtenu dans cette expérience, dépend de ce qu'il a employé un régule qui n'étoit pas aussi pur que celui de M. Arvidsson; car ce dernier chimiste assure que le muriate ammoniacal, sublimé avec ce métal, étoit blanc, & ne donnoit aucun indice de fer par la noix de galle. Il passe un peu d'ammoniac & d'acide muriatique; le résidu réduit donne un nickel qui a perdu un peu de son magnétisme.

On ne connoît point l'action du gaz hydrogène sur le nickel.

Ce métal se combine bien au soufre par la fusion; il forme alors une espèce de minéral dur, de couleur jaune, & à petites facettes brillantes. Lorsqu'on le chauffe fortement & en contact avec l'air, il pétille, & répand des étincelles très-lumineuses, comme celles qui sortent du fer forgé. Cronstedt, à qui est due cette expérience, ne l'a pas suivie plus loin; il a observé seulement que ce phénomène n'a pas lieu, si on a soin d'ôter le contact de l'air, en couvrant ce minéral de verre en fusion; ce qui indique que cet effet n'est dû qu'à la combustion rapide du nickel, opérée par le soufre. Le même chimiste nous apprend que ce métal se dissout dans les sulfures alkalis, & forme un composé semblable aux

mines de cuivre jaunes. Le soufre ne peut être séparé du nickel que par des fusions & des grillages multipliés.

Le nickel se combine avec l'arsenic, auquel il adhère fortement. M. Monnet, qui regardoit d'abord, d'après Cronstedt, le nickel comme un métal particulier, ayant observé que lorsqu'il est uni à l'arsenic, il forme un verre bleu, semblable à celui que fournit le cobalt, a pensé, d'après cela, que le nickel n'est que du cobalt, privé d'arsenic & de fer. Il suit de cette opinion que M. Monnet regarde le cobalt, ainsi que le nickel, comme un véritable alliage. M. Bergman croit que si, en ajoutant de l'arsenic au nickel, ce dernier peut donner du verre bleu, c'est parce que le cobalt que le nickel contient toujours, & dont les propriétés sont masquées par ce dernier, qui est en beaucoup plus grande quantité, est oxidé & séparé du nickel par l'arsenic, & qu'alors il jouit de ses propriétés, & sur-tout de celle de se fondre en verre plus ou moins bleu. Nous avons dit qu'on ne sépare entièrement le nickel de l'arsenic qu'à l'aide de la calcination répétée avec du charbon en poudre.

Le nickel s'unit encore plus intimement au cobalt qu'à l'arsenic, & on ne l'en sépare qu'avec la plus grande difficulté; il peut même y être combiné sans manifester ses propriétés, & il n'y a

que le nitre, le borax & l'arsenic qui puissent en indiquer la présence par la fusion.

Cronstedt dit que le nickel formé avec le bismuth un régule cassant & écailleux. La dissolution par l'acide nitrique peut séparer, quoiqu'imparfaitement, ces deux matières métalliques, par la propriété que nous connoissons au nitrate de bismuth d'être décomposé par l'eau.

On n'a fait encore aucun usage du nickel.

CHAPITRE XII.

DU MANGANÈSE.

ON connoissoit depuis long-temps, sous le nom de *magnésie noire*, ou *manganèse*, un minéral d'une couleur grise, sombre, qui salit les doigts, qu'on emploie dans les verreries pour colorer ou blanchir le verre. Les ouvriers l'avoient appelé le *savon du verre*, à cause de cette dernière propriété. La plupart des naturalistes l'avoient pris pour une mine de fer pauvre, à raison de sa couleur, & de la terre ferrugineuse, dont sa surface est souvent enduite. Pott & Cronstedt, après une analyse exacte, ne l'ont point reconnu pour une matière ferrugineuse. Le dernier dit y avoir trouvé un peu d'étain. M. Sage l'a rangé parmi les mines de zinc, & il croit qu'il est formé par la combinaison de ce

demi-métal, & du cobalt avec l'acide muriatique; il ajoute, d'après ses essais, qu'on y rencontre quelquefois du fer ou du plomb.

La pesanteur de ce minéral, la propriété de teindre le verre, & celle de donner par les sels alkalis versés sur ses dissolutions dans les acides un précipité blanchâtre, avoient fait soupçonner à Bergman, comme il nous l'apprend dans le dernier paragraphe de sa Dissertation sur les attractions électives, que ce minéral contenoit une substance métallique particulière. Son soupçon a été pleinement confirmé par un de ses élèves, M. Gahn, docteur en médecine à Stockholm, qui a fait, conjointement avec Schéele, la découverte de l'acide phosphorique dans les os. Ce médecin est le premier qui ait obtenu du régule de manganèse, vraisemblablement en traitant ce minéral avec un flux réductif. Le degré de feu, nécessaire pour cette opération, est sans doute excessif; car j'ai vu M. Brongniart, chimiste très-habile & très-exercé, essayer en vain de réduire en culot ce minéral dans un fourneau, qui donne cependant un grand coup de feu. On m'a assuré qu'on avoit réussi à Paris, en employant le flux de M. Morveau, avec lequel ce chimiste obtient ce fer en culot très-bien fondu. Mais je crois, comme M. la Peyrouse, que les flux nuisent beaucoup dans cette opération. J'ai tenté cette

réduction dans un très-bon fourneau de fusion, construit au laboratoire de l'école vétérinaire d'Alfort. Je n'ai point obtenu un culot entier, mais j'en retiré une bonne quantité de grenailles de deux ou trois lignes de diamètre. En employant plusieurs fois des alkalis fixes & du borax, je n'ai point eu de métal. Dans mes différens essais, chaque petit globule métallique de manganèse étoit environné d'un verre, ou d'une fritte vitreuse verte foncée.

Cette matière doit, d'après nos principes, être regardée, comme un métal particulier, puisqu'on ne peut en faire l'analyse, & puisqu'elle présente d'ailleurs des propriétés qui n'appartiennent à aucune autre substance métallique. Pour avoir une nomenclature uniforme, nous appellerons cette substance le *manganèse*.

Ce métal est beaucoup mieux connu aujourd'hui, d'après les travaux de MM. Bergman, Schéele, Gahn, Rinman, d'Engestroem, Ilseman, & Peyrouse. C'est des travaux de ces chimistes, ainsi que de mes expériences particulières, que j'emprunterai ce que je vais en dire. Je ferai observer d'abord que la difficulté de réduire les mines de ce métal, a été cause que l'on connoît beaucoup mieux les propriétés de son oxide que celles de sa substance métallique. Schéele, l'un des plus habiles chimistes de ce siècle, paroît

n'avoir pas pu réduire cette substance, puisqu'il n'indique aucune de ses propriétés dans l'état métallique.

Les mines de manganèse se reconnoissent à leur couleur grise, brune ou noire, plus ou moins brillante, & à leur forme. On peut en distinguer un assez grand nombre de variétés.

Variétés.

1. Mine de manganèse, cristallisée en prismes tétraèdres, rhomboïdaux, striés, suivant leur longueur, & séparés les uns des autres.
2. Mine de manganèse, cristallisée, dont les prismes sont disposés en faisceaux.
3. Mine de manganèse cristallisée en petites aiguilles, qui sont disposées en étoiles.
4. Mine de manganèse effleurie noire & friable. Elle tache les doigts comme de la suie.
5. Mine de manganèse veloutée. Ce sont de très-petites aiguilles effleuries, dont la belle couleur noire matte imite le velours.
6. Mine de manganèse compacte & informe; elle est d'un gris noir, souvent caverneuse, très-pesante. Elle salit les doigts, on y trouve quelquefois des aiguilles brillantes. La pierre de Périgueux appartient à cette variété.
7. Manganèse spathique trouvée dans les mines de fer de Klapperud à Fresko, dans le Dahland, & décrite par M. Rinman.

8. Manganèse native en globules métalliques, trouvée à Sem, dans le comté de Foix, par M. la Peyrouse. Ce naturaliste a décrit dans le *Journal de Physique*, janvier 1780, beaucoup de variétés de mines de manganèse, trouvées dans le même endroit.

Schéele a découvert l'oxide de manganèse dans les cendres des végétaux, & il lui attribue la couleur verte ou bleue, que prend souvent l'alkali fixé calciné. La couleur verte que présente la potasse, lorsqu'on la traite par la chaux, & la couleur rose que j'ai souvent observée dans la combinaison avec les acides, sont dues (suivant lui) à cet oxide métallique. On le trouve en petite quantité dans tous les charbons.

Le manganèse, extrait de sa mine, est d'un blanc brillant dans sa fracture; son tissu est grenu comme celui du cobalt. Il est dur, & se brise, après avoir subi un peu d'aplatissement par le marteau. Son infusibilité est telle, qu'il est plus difficile à fondre que le fer; ce qui a d'abord fait conjecturer à Bergman qu'il avoit quelque rapport avec la platine.

Le manganèse, chauffé avec le contact de l'air, se change en un oxide d'abord blanchâtre, & qui devient de plus en plus noir, à mesure qu'il s'oxide davantage. J'ai observé que les petits globules de manganèse, obtenus par le procédé

que j'ai indiqué plus haut, s'altèrent très-promp-
tement par le contact de l'air; ils se ternissent
d'abord, & se colorent en lilas & en violet; bien-
tôt ils tombent en poussière noire, & ressemblent
alors à l'oxide de manganèse natif.

Cette oxidation rapide du manganèse par le
contact de l'air, est un fait dont l'observation
a toujours eu pour moi quelque chose de très-
singulier. Des globules métalliques durs, bril-
lans, très-réfractaires, se conservent entiers
pendant assez long-temps dans un flacon bien
bouché, pourvu que leur surface soit entière, &
recouverte de la petite couche d'oxide qui s'y est
formée pendant la fusion du demi-métal; mais si
l'on casse ces globules en trois ou quatre fragmens,
on trouve, en fixant les yeux quelques minutes
sur leur cassure exposée à l'air, qu'elle change
promptement de couleur, de blanche qu'elle
étoit, elle devient rapidement rosée, pourpre
ou violette, & enfin presque brun. Si on laisse
les fragmens dans un flacon qui contienne en
même temps une certaine quantité d'air, & si on
les secoue légèrement de temps en temps, au
bout de quelques mois, on les trouve réduits en
une poussière presque noire; c'est une sorte de
pulvérisation ou d'efflorescence métallique, ana-
logue à celle des substances salines ou des pyrites.
Elle prouve la forte attraction qui existe entre

Le manganèse & l'oxigène atmosphérique, & la rapidité avec laquelle ces substances tendent à s'unir.

On n'a point examiné l'action du manganèse sur les terres & sur les substances salino-terreuses. L'oxide de ce métal donne au verre une couleur violette ou brune, susceptible d'un grand nombre de modifications, & qui se dissipe facilement par l'action des matières combustibles. Le nitre vivifié, ou fait reparoître promptement cette couleur brune ou violette, en rendant de l'oxigène au manganèse. Telle est la raison pour laquelle les matras & les cornues de verre blanc, que l'on emploie dans nos laboratoires, pour obtenir l'air vital du nitre, prennent toujours une couleur brune ou violette. Schéele a fait un grand nombre d'expériences ingénieuses sur cette coloration du verre par l'oxide de manganèse.

On ne connoît pas bien la manière dont les alkalis agissent sur le manganèse. Mais on fait que l'oxide de ce métal s'y combine, & est revivifié par l'ammoniac. Bergman observe que dans cette combinaison, il se dégage un gaz particulier, qu'il regarde comme un des principes de l'ammoniac, & sur lequel il ne donne point de détails. Il paroît que c'est le gaz azote, d'après la découverte de M. Bertholet, & que l'hydrogène de l'ammoniac se porte sur l'oxigène qu'il enlève au

manganèse; celui-ci est alors réduit, & devient blanc. Schéele a donné le nom de *caméléon minéral* à une combinaison de potasse & d'oxide de manganèse, qui prend une belle couleur verte dans l'eau chaude, & rouge avec l'eau froide. L'oxigène & le calorique paroissent être les principales causes des phénomènes que présente cette combinaison. Peut-être l'azote, que je regarde comme le principe alkalifiant, ou comme l'*alkaligène*, se dégage-t-il de la potasse dans cette opération, & est-il en partie la cause de ces singulières modifications de la couleur.

L'acide sulfurique est décomposé par le manganèse, & dissout son oxide. Cette dissolution est colorée, & elle perd sa couleur par l'addition d'une matière combustible, comme le sucre, le miel; elle donne un sulfate de manganèse transparent en cristaux parallépipèdes. Ce sulfate est décomposé par le feu, & donne de l'air vital; les alkalis en séparent un oxide de manganèse, qui devient brun par son exposition à l'air.

L'acide nitrique dissout ce métal, en donnant des vapeurs rouges. Son oxide n'est point attaqué par cet acide, à moins que ce dernier ne soit rutilant, ou qu'on n'y ajoute un corps combustible, comme du miel ou du sucre. Les alkalis précipitent de ces dissolutions un oxide blanc dissoluble dans les acides, qui noircit, & s'oxide davantage,

lorsqu'on le chauffe. Bergman pense que ce métal est une des substances métalliques qui a le plus d'affinité avec les sels, puisque dans sa table d'attractions chimiques, il le place presqu'au haut des colonnes qui expriment les attractions électives des acides, pour les différentes substances auxquelles ils sont susceptibles de s'unir.

L'acide muriatique dissout aussi le manganèse, qui le colore à froid en brun foncé; en chauffant cette dissolution, elle perd sa couleur; l'eau la précipite, & les alkalis la décomposent.

Nous avons vu dans l'histoire de cet acide, qu'en le distillant sur l'oxide natif de ce métal, celui-ci devient blanc, & se rapproche de l'état métallique, en donnant une partie de son oxigène à l'acide muriatique qui se dégage en gaz acide muriatique oxigéné. Il paroît que cet acide a plus d'affinité avec le manganèse, que n'en a l'acide sulfurique, puisqu'une dissolution de ce métal par ce dernier, versé dans l'acide muriatique, forme un précipité que Bergman a reconnu pour être du muriate de manganèse, par la propriété qu'il a de se dissoudre dans l'alcool; propriété que ne présente point le sulfate du même métal.

L'acide fluorique ne dissout que très-peu d'oxide de manganèse; on unit mieux ces deux substances, suivant Schéele, en décomposant le sulfate, le

nitrate ou le muriate de manganèse, par le fluat ammoniacal.

L'acide carbonique dissout une petite quantité de manganèse par la digestion à froid; la potasse & le contact de l'air en précipitent l'oxide métallique.

Schéele a examiné l'action du nitre, du borax & du muriate ammoniacal sur l'oxide de manganèse. Cet oxide dégage l'acide du nitre par la chaleur; il forme avec la potasse une masse verte foncée, dissoluble dans l'eau, à laquelle elle donne la même couleur. Celle-ci n'est verte qu'à raison du fer contenu dans le manganèse; à mesure que le fer s'en précipite, il laisse la dissolution bleue; l'eau & les acides précipitent cette dissolution alcaline. C'est le *caméléon minéral* de Schéele, dont nous avons déjà parlé.

Le nitrate de potasse, chauffé dans des vaisseaux de verre, contenant du manganèse, donne à ce verre une couleur violette, d'autant plus foncée, que l'oxidation de ce métal par l'acide nitrique est plus complète.

Le borax, fondu avec l'oxide de manganèse, prend une couleur brune ou violette.

Le muriate ammoniacal, distillé avec cet oxide métallique, donne de l'ammoniac, & celui-ci est en partie décomposé. Schéele, qui a fait cette observation, a annoncé en même temps qu'il se

dégage un fluide élastique qu'il regarde comme un des principes de l'ammoniac, mais il n'a point indiqué la nature de ce fluide; & M. Bertholet a reconnu depuis que dans les décompositions de l'ammoniac par les oxides métalliques, il se forme de l'eau par l'union de l'hydrogène, l'un des principes de ce sel, avec l'oxigène des oxides, tandis que l'azote, autre principe de l'ammoniac, se dégage en gaz. Il se forme aussi de l'acide nitrique dans cette opération.

On ne connoît pas l'action de l'hydrogène & du soufre sur le manganèse & sur son oxide natif. L'arsenic même en oxide blanc paroît être susceptible d'enlever à cet oxide une portion de son oxigène, puisqu'il décolore les verres brunis par cette substance.

Bergman ajoute à ces propriétés que le manganèse ne peut pas être exactement séparé du fer qu'il contient toujours; ainsi donc il en est de ce nouveau demi-métal, comme du nickel: on ne le connoît point encore dans son état de pureté. Schéele, dans l'analyse exacte qu'il a faite de l'oxide de manganèse naturel, y a découvert du fer, de la chaux, de la baryte & un peu de silice.

On emploie l'oxide de manganèse, nommé *magnésie noire*, dans les verreries, soit pour ôter les teintes de jaune, de verd ou de bleu aux verres blancs, soit pour colorer ces substances

en violet. Il est vraisemblable que ce phénomène est dû à l'action de l'oxigène séparé de l'oxide de manganèse par la chaleur sur les substances colorées.

On se sert aujourd'hui de l'oxide de manganèse natif en chimie, pour préparer l'acide muriatique oxigéné, & pour un grand nombre d'autres expériences.

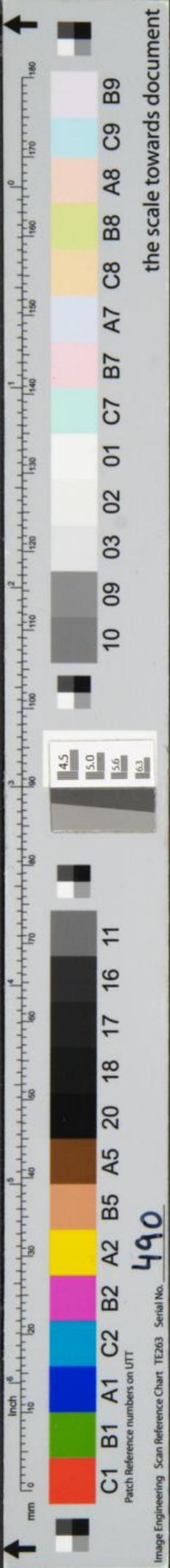
Cet oxide natif donne, en le chauffant seul dans un appareil pneumato-chimique, de l'air vital ou gaz oxigène très-pur; c'est cet air vital qui seul peut être employé avec avantage pour les malades chez lesquels son administration est indiquée. Il faut observer que pour obtenir l'air vital bien pur, en distillant l'oxide de manganèse natif, il faut en remplir entièrement les cornues, & ne point y laisser d'air atmosphérique; c'est ainsi qu'on doit procéder pour obtenir l'air vital destiné aux malades, ou employé pour recomposer l'eau. Sans cette précaution, on a, dans cette dernière expérience, une quantité plus grande d'acide nitrique formé, ou un résidu méphitique qui arrête la combustion du gaz hydrogène, & qui oblige de faire plusieurs fois le vide dans le ballon.

L'affinité du manganèse pour le principe de la combustion guide aussi les chimistes modernes dans un grand nombre de cas, & pourra conduire

quelque jour à de nouvelles découvertes, & qui ne font pas même encore soupçonnées, sur la nature de plusieurs substances, inconnue jusqu'actuellement.

Fin du Tome second.

& qui
, sur la
siqu'a-



the scale towards document

490

Image Engineering Scan Reference Chart TE263 Serial No.

