

et dont ils se servirent pour décorer les magnifiques monumens qui attestent encore leurs puissance et leur splendeur ;

2°. Que bien avant moi, un de nos plus grands maîtres dans l'art de bâtir, Rondelet, dont personne ne pourra révoquer les connaissances, a jugé l'importante question sur laquelle j'ai cherché à appeler l'attention du Gouvernement et à éveiller l'amour-propre national, quand il a dit : « Il y a en France des marbres de toutes les espèces aussi beaux que ceux d'Italie et d'Espagne; ils peuvent être comparés aux marbres antiques les plus estimés. Mais le préjugé que l'on a pour ce qui vient de loin, l'habitude, le défaut d'exploitation des carrières, sont les seules causes qui nous ont rendus tributaires des Italiens pour cet objet. Il se trouve des carrières de marbre dans presque tous nos départemens : si l'on voulait décrire tous leurs marbres, ce travail formerait seul un ouvrage considérable, et le détail des principaux et des plus connus suffit pour faire voir combien la France est riche en cette matière, et qu'elle peut trouver chez elle ce qu'elle va chercher chez ses voisins (1) »;

Et 3°. qu'il est temps, enfin, que le Gouvernement, par une volonté fortement exprimée, nous affranchisse, dit M. Becquey, Directeur général des Ponts et Chaussées et des Mines, du tribut auquel nous a asservis envers l'étranger notre indifférence à profiter des richesses minérales que la nature nous a prodiguées.

(1) *Traité théorique et pratique de l'art de bâtir*, par Rondelet, tom. 1er., art. 10 des marbres modernes.

CHIMIE. (EXTRAITS DE JOURNAUX.)

1. *Sur l'étendue finie de l'atmosphère; par M. W.-H. Wollaston* (Bibliothèque universelle).

Si la matière est indéfiniment divisible, l'étendue de l'atmosphère doit être de même indéfinie. Alors nous devons concevoir que l'air se développe indéfiniment dans l'espace, où il ne peut se trouver en équilibre qu'autant que le Soleil, la Lune et toutes les planètes posséderaient leur part de ce fluide condensé autour de leur corps dans des degrés correspondans à l'exercice de leurs attractions respectives.

Mais si les dernières particules de l'air cessent d'être divisibles, dans ce cas l'expansion du milieu, composé de telles particules, doit aller à la distance où la force de la pesanteur, exercée de haut en bas sur une molécule donnée, est égale à la résistance due à la force répulsive du milieu.

Or, M. Wollaston et M. Kater, en observant le mouvement de Vénus quelques jours avant et quelques jours après sa conjonction avec le Soleil, ont constaté que celui-ci n'a pas d'atmosphère. La même conséquence résulte des observations faites en 1805 par M. Vidal, de Toulouse, lors du passage de Vénus près du Soleil. De plus, les occultations des satellites de Jupiter étant parfaitement régulières, il en résulte que cette planète n'est pas entourée de l'atmosphère qu'elle devrait se former par l'attraction qu'elle exercerait sur les molécules d'un fluide indéfiniment divisible qui remplirait l'espace.

De ces faits, M. Wollaston conclut que l'atmosphère terrestre a une étendue finie et limitée par le poids individuel des derniers atômes de grandeur définie qui ne sont plus séparables par la répulsion de leurs parties, et il lui semble que dès qu'il existe un corps composé de particules ultérieurement indivisibles, tous les autres corps doivent être constitués de la même manière, et que par conséquent les quantités équivalentes, que nous avons appris à désigner et à apprécier par des nombres proportionnels, expriment bien réellement les poids relatifs des atômes élémentaires, qui sont le *non plus ultra* des recherches et des décompositions chimiques.

2. *Sur la dilatation de l'air; par MM. Welter et Gay-Lussac (An. de Ch., t. XIX, p. 436).*

MM. Welter et Gay-Lussac ont observé le fait suivant:

L'air qui s'échappe d'un vase en soufflant par une ouverture, sous une pression quelconque, ne change pas de température, quoiqu'il se dilate en sortant du vase.

Il semblerait résulter de là qu'il y a de la chaleur produite dans le souffle de l'air, et que cette chaleur est d'autant plus considérable que la différence de pression qui produit le souffle est plus grande, de telle manière que le réchauffement compense le froid produit par la dilatation.

Ce fait expliquerait la chaleur qui se produit lorsque l'air entre dans un espace vide, ou occupé par de l'air à une pression moindre; il expliquerait encore pourquoi le souffle de la machine à colonne d'eau de Schemnitz produit du

froid et congèle l'eau, tandis que le souffle du réservoir de la pompe à feu de Chaillot, où la pression est constante et de 2,6 atmosphères, ne fait pas varier le thermomètre.

3. *Extrait d'un mémoire sur le froid produit par l'évaporation des liquides (1); par M. Gay-Lussac (An. de Ch., t. XXI, p. 82).*

Cullen est le premier qui ait avancé que le froid produit sur les surfaces humides est l'effet de l'évaporation. Il a reconnu que ce froid est plus grand dans un espace vide que dans l'air, parce que l'évaporation y est plus rapide; qu'il est aussi plus grand par un vent chaud et sec, que par un vent froid et humide; que les liquides produisent d'autant plus de froid en s'évaporant, qu'ils sont plus volatils; que les acides concentrés, bien loin de produire du froid quand ils sont exposés à un courant d'air, produisent au contraire de la chaleur, parce qu'ils attirent puissamment l'humidité de l'air, mais que lorsqu'ils sont délayés, ils se comportent à-peu-près comme l'eau, enfin il est parvenu à faire congeler l'eau dans le vide, en plaçant un vase rempli d'éther nitreux dans un autre vase contenant de l'eau. Tout le monde connaît le procédé ingénieux par lequel Leslie est parvenu à faire congeler l'eau, même au milieu de l'été, en absorbant sa vapeur à mesure qu'elle se forme, et à produire un froid presque suffisant pour faire passer le mercure à l'état solide.

(1) Ce mémoire a été lu à l'Académie des sciences, le 6 mars 1814.

L'évaporation d'un liquide pouvant se faire dans le vide et dans un gaz, l'abaissement de température qui en est le résultat est différent dans chacune de ces circonstances.

Dans un espace vide, en supposant que la vapeur soit absorbée aussitôt qu'elle est produite, le plus grand froid a lieu, pour une température déterminée du milieu ambiant, lorsque le calorique absorbé pour la transformation du liquide en vapeur est égal à celui versé sur le liquide par les parois environnantes (1); car il est évident que puisque ce dernier augmente avec la différence de température entre le liquide et le milieu ambiant, et qu'au contraire la force élastique de la vapeur va sans cesse en diminuant, ainsi que sa vitesse, il doit y avoir nécessairement un terme où le calorique absorbé par la vapeur sera égal au calorique versé par les parois environnantes. Mais si l'on abaisse la température du milieu ambiant, la limite du froid sera reculée, et même elle pourra l'être indéfiniment, tant que la vapeur du liquide conservera une tension appréciable. Ainsi, j'ai congelé facilement le mercure en entourant d'un mélange frigorifique de glace et de sel l'appareil dans lequel la vapeur aqueuse était produite et absorbée par le procédé de M. Leslie, et je ne doute pas qu'avec des moyens analogues et des liquides très-évaporables on ne parvint à un degré de froid

(1) Je suppose que l'évaporation ait lieu sur toute la surface du liquide, comme sur la surface d'un thermomètre qui en serait humecté. C'est le cas le plus favorable pour obtenir le *maximum* de froid.

beaucoup plus considérable que par les mélanges.

Supposons maintenant que l'évaporation ait lieu dans un gaz parfaitement sec, d'une température déterminée : ici, de nouvelles causes viennent influer dans la production du phénomène, et il est nécessaire de les apprécier.

En premier lieu, l'évaporation est retardée par le gaz qui presse sur le liquide; elle serait sensiblement nulle dans un gaz parfaitement en repos, dont la densité, sous la même pression, serait égale à celle de la vapeur; et la température étant supposée constante, elle augmenterait à-peu-près proportionnellement à la vitesse du gaz, jusqu'à ce que cette vitesse fût égale à celle que prendrait la vapeur dans le vide. Le froid produit par l'évaporation en dépend jusqu'à un certain point; car, si elle était très-petite, il serait possible que le réchauffement produit par les corps environnans fût plus rapide que le refroidissement dû à l'évaporation, et qu'ainsi le froid ne pût atteindre sa limite. Il ne faut pas croire cependant qu'il faille que le renouvellement du gaz sur la surface liquide soit très-rapide; il suffit de celui qui est produit par la différence de densité entre le gaz chaud et le gaz refroidi par l'évaporation, quand le refroidissement doit être peu considérable.

En second lieu, le liquide, ne s'évaporant que par le moyen de l'air qui vient frapper sa surface, ne peut évidemment se refroidir autant que dans le vide; et pour une température initiale donnée, le froid produit est à son *maximum* lorsque le calorique absorbé par la vapeur est égal à celui que perd l'air pour se mettre en équilibre de tem-

pérature et de pression avec elle, plus à celui versé sur la surface évaporante par les corps environnans; mais la quantité de ce dernier, lorsque le froid produit n'est que de quelques degrés, est très-petite en comparaison de l'autre, et peut être négligée.

Si l'on connaissait exactement le calorique latent de la vapeur du liquide évaporable, la loi de sa force élastique relativement à la température et sa densité; si, d'une autre part, on connaissait la capacité de l'air pour la chaleur, sa température, sa densité et sa pression, il serait facile de calculer le degré de froid qui devrait être produit par l'évaporation. Soit en effet x ce degré; l le calorique latent de la vapeur exprimé par le nombre de degrés dont il élèverait la température d'un même poids du liquide; $\varphi(x)$ sa force élastique à la température x ; δ sa densité par rapport à celle de l'air prise pour unité; t la température de l'air; c sa capacité rapportée à celle du liquide, prise pour unité, et p sa pression; on aura :

$$\varphi(x) \delta l = \{ p - \varphi(x) \} t - x) c.$$

Pour faire l'application de cette formule à l'eau, j'avais adopté 550° pour le calorique latent de sa vapeur, $\frac{1}{17}$ pour la densité de cette dernière, 0,2669 pour la capacité de l'air, et j'avais pris, d'après M. de Laplace,

$$\varphi(x) = 0^{\text{m}},76 (10)^x \cdot 0,0154547 - x^2 \cdot 0,0000625826.$$

Je rapporterai plus bas les résultats que M. Despretz avait calculés, à ma prière, en substituant pour x , dans la formule, des valeurs croissantes par dixièmes de degré.

Pour comparer la théorie avec l'expérience,

j'ai déterminé directement l'abaissement de température produit par un courant d'air sec sur un thermomètre à mercure revêtu d'un tissu de batiste humide. L'air, sortant d'un gazomètre à pression constante, traversait d'abord un tube rempli de chlorure de calcium; de ce tube, il entrait dans un autre où il rencontrait un thermomètre destiné à faire connaître sa température, puis, cinq centimètres plus loin, le thermomètre à surface humide qu'il enveloppait de toutes parts: il se répandait ensuite librement dans l'atmosphère sans éprouver aucun changement de pression. Pour rendre le thermomètre humide plus promptement stationnaire, je commençais par le refroidir à-peu-près jusqu'au terme où il devait se fixer, et je le portais alors dans l'appareil à la place qui lui était réservée. Le tableau suivant renferme les résultats que j'ai obtenus, et ceux déduits de la formule ci-dessus.

Température de l'air (t)	Température du thermomètre à surface humide	Température déduite de la formule
17	15,5	15,5
16	14,5	14,5
15	13,5	13,5
14	12,5	12,5
13	11,5	11,5
12	10,5	10,5
11	9,5	9,5
10	8,5	8,5
9	7,5	7,5
8	6,5	6,5
7	5,5	5,5
6	4,5	4,5
5	3,5	3,5
4	2,5	2,5
3	1,5	1,5
2	0,5	0,5
1	0,0	0,0

TEMPÉRATURE de l'air sec à la pression de 0 ^m ,76.	ABAISSEMENT de température produit par l'évaporation au-dessous de la température de l'air.	ABAISSEMENT calculé.	DIFFÉRENCES entre les résultats de l'expérience et ceux du calcul.	ABAISSEMENT calculé ; la température de l'air sec étant au-dessous de 0° d'un nombre de degrés correspon- dant et égal à chaque nombre de la 1 ^{re} . colonne.
0°	5°,82	5°,85	0°,03	5°,85
1	6,09	6,25	0,16	0,61
2	6,37	6,55	0,18	5,37
3	6,66	6,85	0,19	5,15
4	6,96	7,15	0,19	4,89
5	7,27	7,45	0,18	4,65
6	7,59	7,80	0,21	4,43
7	7,92	8,15	0,23	4,21
8	8,26	8,45	0,19	3,99
9	8,61	8,75	0,14	3,77
10	8,97	9,15	0,18	3,55
11	9,37	9,65	0,28	3,37
12	9,70	10,05	0,35	3,19
13	10,07	10,45	0,38	3,01
14	10,44	10,75	0,31	2,93
15	10,82	11,15	0,33	2,65
16	11,20	11,65	0,45	2,51
17	11,58	12,05	0,47	2,37
18	11,96	12,45	0,49	2,25
19	12,34	12,95	0,61	2,09
20	12,73	13,35	0,62	1,95
21	13,12	13,85	0,73	1,85
22	13,51	14,25	0,74	1,75
23	13,90	14,65	0,75	1,65
24	14,30	15,25	0,95	1,55
25	14,70	15,75	1,05	1,45

Quoique l'accord entre les résultats de l'expérience et ceux du calcul ne soit pas aussi grand qu'on pourrait le désirer, il est néanmoins plus satisfaisant que je ne m'y étais attendu. Lorsque je fis mes expériences, la température de l'at-

mosphère était de 6 à 8 degrés, et j'eus beaucoup de peine à porter celle de l'appartement où j'opérais à 25°. Cette circonstance a sans doute contribué à porter quelque incertitude dans mes résultats.

La chaleur abandonnée par l'air pendant l'évaporation dépendant évidemment de sa densité, il en résulte que, toutes choses égales d'ailleurs, le froid produit doit augmenter à mesure qu'elle diminue.

Ainsi la température de l'air étant de 12°,5 et la pression de 65 centimètres, le froid produit par l'évaporation a été de 10°,5; d'après le calcul, on aurait dû obtenir 11°,2. Dans une autre expérience, la température de l'air étant la même que dans la précédente, mais la pression seulement de 50 centimètres, le froid a été de 12°,0, et, d'après le calcul, il aurait dû être de 12°,9.

J'ai supposé jusqu'à présent que l'air était parfaitement desséché; mais si on le prend dans l'état hygrométrique où il est ordinairement, le froid produit par l'évaporation ne sera plus aussi considérable, et il sera même nul dans le cas où l'air serait saturé d'humidité. Le froid est relatif à la quantité d'eau que l'air peut faire passer à l'état de vapeur; mais cette quantité n'est pas connue immédiatement par celle déjà contenue dans l'air avant qu'il arrive sur la surface humide. Supposons en effet que la température de l'air soit de 10°, et qu'il soit saturé à moitié d'humidité; supposons encore que le froid produit soit de 4°, il est évident qu'à ce terme, l'air qui était saturé à moitié d'humidité à 10°, le sera davantage à cause du refroidissement qu'il a éprouvé, et que la quantité d'eau qui peut s'éva-

porer est justement égale à celle qui manque à l'air, à la température de $10^{\circ} - 4^{\circ} = 6^{\circ}$, pour être saturé.

Si l'état hygrométrique de l'air est connu d'avance, on pourra calculer le degré de froid qui doit être produit par l'évaporation : il faudrait seulement connaître la capacité de la vapeur aqueuse existant dans l'air avant l'expérience ; mais comme le volume de cette vapeur est une petite fraction de celui de l'air, on pourra sans erreur sensible substituer à sa place un égal volume d'air qui aurait la même force élastique.

Si, au contraire, on ne connaît point l'état hygrométrique de l'air, mais seulement sa température et le froid produit par l'évaporation, on pourra le déterminer d'après le froid qui serait produit dans les mêmes circonstances par l'air sec.

En général, on peut parvenir à connaître l'état hygrométrique de l'air, d'après le froid produit par l'évaporation ; mais comme ce froid est variable avec la pression de l'air, sa température, son degré d'humidité, il faudrait des tables très-étendues pour le déterminer avec exactitude. J'avais voulu entreprendre ce travail, en répétant mes expériences sur le froid produit par l'évaporation, et en en faisant de nouvelles ; mais j'ai été rebuté par sa longueur, et le défaut de données suffisamment exactes, et sur-tout par la considération que l'ingénieux procédé de Leroy était susceptible d'une application plus facile, et que, dans l'état actuel de la physique, il était de beaucoup préférable.

Le froid produit par l'évaporation dans un air sec est, comme on l'a vu dans le tableau, assez

considérable, et il suffit pour déterminer la congélation de l'eau dans un air qui serait à 8° . Mais comme, dans son état de sécheresse le plus ordinaire, il contient environ la moitié de l'eau nécessaire à sa saturation, ce n'est guère que vers le 2^{m^e} degré de température de l'air, que le froid produit par l'évaporation pourrait congeler l'eau. Sur les hautes montagnes, où l'air est à-la-fois plus rare et plus sec que dans les plaines, la congélation peut avoir lieu à une température plus élevée ; et Saussure, en faisant tourner sur le col du géant un thermomètre dont la boule était enveloppée d'une éponge, a obtenu un refroidissement de $9^{\circ},3$ au-dessous de la température de l'air qui était de $10^{\circ},1$. Ainsi, l'évaporation peut concourir avec le rayonnement pour déterminer la congélation de l'eau à la surface de la terre, dans un air dont la température serait de plusieurs degrés au-dessus de zéro. Néanmoins je ne pense pas qu'on doive, dans aucun cas, lui attribuer l'abaissement de température que l'on observe dans certaines cavernes au-dessous de la température de la terre, dans le même lieu.

Le froid produit par l'évaporation dépendant de la quantité de chaleur que le liquide absorbe pour se réduire en vapeur, et de la capacité du gaz qui détermine l'évaporation, il est facile de déterminer l'une de ces quantités quand tous les autres élémens qui concourent à la production du froid sont connus.

En terminant cet extrait, je ferai remarquer que la question dont j'ai cherché seulement à apprécier les principaux élémens, est une des plus intéressantes de la physique, et qu'elle ne pourra être résolue complètement qu'après la con-

naissance des propriétés des fluides élastiques par rapport à la chaleur. Enfin, je rappellerai que j'avais cité dans mon Mémoire plusieurs expériences qui prouvent que l'affinité du verre pour l'eau est telle qu'après avoir été desséché, il enlève à l'air une partie de son eau hygrométrique.

4. *Sur la température produite par la condensation de la vapeur; par M. Faraday (An. de Ch., t. XX, p. 320).*

La vapeur a la propriété d'élever certains corps à une température supérieure à la sienne propre. On sait que si l'on met un sel dans une eau qui bout à 100°, cette substance saline fera monter de plusieurs degrés le point d'ébullition de la liqueur. Le tableau suivant présente d'une manière à-peu-près exacte les points d'ébullition des dissolutions saturées de différentes substances :

Sous-carbonate de potasse.....	140°, 0 centigr.
Nitrate d'ammoniaque.....	125, 3
Tartrate de Potasse.....	116, 7
Nitre.....	115, 6
Muriate d'ammoniaque.....	114, 4
Sel commun.....	109, 0

mais la vapeur qui s'élève de ces diverses dissolutions mises en ébullition est toujours à la température de 100°. L'effet inverse a lieu également, c'est-à-dire que si l'on met un sel dans de la vapeur à 100°, celle-ci se condensera sur le sel et en élèvera la température de plusieurs degrés : c'est ce que l'on prouve aisément en plaçant dans un fort courant de vapeur la boule d'un thermomètre, placé dans une situation horizontale, et en enveloppant cette boule d'un mor-

ceau de serge ou de flanelle saupoudré d'une substance saline; on voit en peu d'instans l'instrument monter au-dessus de 100°.

Cette propriété dépend évidemment de l'attraction que les substances salines exercent sur l'eau, attraction qui détermine la condensation de la vapeur, et par conséquent un certain dégagement de calorique.

Observations du Rédacteur des Annales de Chimie.

Nous pouvons affirmer, d'après le témoignage irrécusable de l'expérience, que la température de la vapeur fournie par un liquide quelconque, sous une pression quelconque, est exactement celle de la couche liquide immédiatement en contact avec la vapeur; l'assertion de M. Faraday, contraire à cette proposition, n'est donc pas exacte. Ce savant a été induit en erreur, parce qu'il n'a pas fait l'expérience assez en grand. En effet, comme la vapeur n'a qu'une faible chaleur spécifique, comparativement à la chaleur latente à laquelle elle doit son état élastique, il arrive que lorsqu'elle ne se forme pas en abondance, elle ne peut élever le thermomètre au-delà de 100°, parce qu'elle est facilement refroidie, soit par les parois du vase duquel elle se dégage, soit par l'air, soit par le thermomètre lui-même.

L'observation qui est l'objet principal de la note de M. Faraday est connue en France depuis long-temps. MM. Desormes, Clément et Champy l'ont faite depuis douze ans, et je la connais aussi moi-même dès cette époque. Voici comment on peut l'expliquer.

Il résulte de l'affinité des sels pour l'eau qu'à égalité de température, la force élastique de sa

vapeur, en contact avec un sel, est en général plus petite que celle de l'eau pure, et par conséquent que les dissolutions salines doivent avoir leur terme d'ébullition plus élevé que celui de l'eau pure.

D'après cela, si l'on fait arriver de la vapeur à 100°, sur un sel que nous supposons aussi à 100°, sa tension diminue aussitôt, parce qu'une partie de la vapeur perd l'état de fluide élastique, et le calorique, mis en liberté par ce changement d'état, élève la température de la dissolution saline qui se forme. Une nouvelle quantité de vapeurs arrivant sur le sel, des effets semblables se produisent encore, et ainsi successivement, jusqu'à ce que la dissolution saline ait acquis la température de son ébullition et que sa vapeur ait une force élastique suffisante pour faire seule équilibre à la pression de l'atmosphère. A ce terme, si l'on continue à faire arriver de la vapeur sur le sel, il s'en condensera continuellement une petite quantité, tandis que l'autre s'échappera plus échauffée qu'elle n'est arrivée, mais aussi moins dense, et la température de la dissolution saline restera constante pendant tout ce temps. Quand enfin tout le sel sera dissous, la dissolution condensera continuellement de la vapeur et s'éloignera de plus en plus de son point de saturation, jusqu'à ce que son ébullition se fasse au même degré de chaleur que celle de l'eau pure.

On voit par ces observations que si l'on voulait dissoudre un sel par le moyen de la vapeur d'eau, on ferait nécessairement une perte considérable de vapeur, si ce n'est pour ceux qui contiendraient beaucoup d'eau de cristallisation; car de toute la vapeur arrivant dans le sel, il ne

se condenserait que la très-petite portion nécessaire pour porter sa température jusqu'à celle de la dissolution saline, etc.; mais il serait facile de parer à cet inconvénient en ajoutant au sel une quantité d'eau telle que la vapeur ne pût jamais la traverser sans s'y combiner entièrement.

5. *Mémoire sur les densités des vapeurs; par M. Cés. Despretz (An. de Ch., t. XXI, p. 143).*

On obtient de la vapeur parfaitement pure, et à la température actuelle des corps environnans, en fixant un robinet à un tube barométrique dont le diamètre est triple des tubes ordinaires, et en introduisant dans ce tube le liquide dont on veut peser la vapeur. On y adapte un ballon, dans lequel on a fait soigneusement le vide: ce ballon est bientôt rempli de vapeur; un baromètre ordinaire plonge dans le même ballon, de sorte que l'on connaît la force élastique de la vapeur pesée par la différence des hauteurs du mercure dans les deux tubes; enfin on juge si la force élastique est au *maximum*, et conséquemment si l'espace est saturé, par l'inspection d'un troisième tube de baromètre; dans ce troisième tube il y a du liquide en excès, et il n'en sera de même du tube qui fournit la vapeur au ballon, qu'autant que le mercure y sera à la même hauteur que dans le dernier.

J'ai soumis à mes recherches les vapeurs d'eau, d'éther sulfurique et de sulfure de carbone.

Un litre de vapeur de sulfure de carbone, produite à la température de son ébullition, sous la pression de 0,76, et ramenée à la température 0°, pèse 5g,4358. (1).

(1) Il résulte des expériences de MM. Biot et Arago qu'un

Un litre de vapeur d'éther sulfurique, à la pression de $0,76^m$, et ramenée par le calcul à la température 0° , pèse $38,5527$.

On sait qu'un litre de vapeur d'eau, à la pression $0,76^m$, et ramenée à la température 0° , pèse $08,812$.

En comparant les densités et les forces élastiques à différentes températures, j'ai trouvé que les densités des vapeurs, ramenées par le calcul à une température fixe, sont proportionnelles aux forces élastiques; mais il est bien essentiel d'observer que cette proportionnalité n'a lieu qu'autant qu'on tient compte de l'inégalité de la dilatation produite par les différences de température.

Pour donner une idée de l'influence de la température, j'ai calculé le tableau suivant: les forces élastiques sont celles que M. Dalton a données dans son grand travail sur les vapeurs.

TEMPÉRATURES.	FORCES élastiques.	DENSITÉS correspondantes.	DENSITÉS des parties proportionnelles aux forces élastiques.	Différences.
0°	5^{mm}	10,0	10,0	0,0
25	25	42,0	46,0	2,0
50	89	149,8	178,0	29,2
75	285	444,9	570,0	125,1
100	760	1105,4	1520,0	414,6
120	1449	1998,6	2898,0	899,4
140	2556	5089,8	4712,0	1622,2
165	5571	4453,8	7142,0	2708,8

litre d'air à 0° de température et à $0,76^m$ de pression, pèse $12,2991$.

La différence devient d'autant plus grande que la température est plus élevée; et n'est-ce pas particulièrement dans la différence produite par la dilatation qu'est une cause des avantages qu'on trouve dans les machines à haute pression?

Si, comme les expériences paraissent l'indiquer, la quantité totale de calorique contenue dans la vapeur d'eau est peu différente à diverses pressions, l'avantage des machines, dans lesquelles on emploierait la vapeur à des températures au-dessus de 100° , consiste principalement dans la dilatation de la vapeur produite par l'élévation de la température, et l'on sait, par le présent mémoire, que cet avantage n'est pas très-grand quand on se borne à quelques pressions, mais qu'il croît avec la température.

J'ai déterminé la température d'ébullition de la liqueur du chlore carboné. Je l'ai trouvée de $80,85$: sa force élastique à $120,7$ est de $0,0558$. Si avec cette dernière donnée, on calcule la température de l'ébullition d'après la loi de Dalton, on la trouve de $71^\circ,22$: nouvelle preuve que la loi en vertu de laquelle tous les liquides auraient la même force élastique à égale distance du point d'ébullition de chaque liquide, est très-loin d'être confirmée par les observations; aussi M. Dalton a-t-il reconnu lui-même l'inexactitude de cette loi.

6. *Exposé de quelques résultats obtenus par l'action combinée de la chaleur et de la compression sur certains liquides, tels que l'eau, l'alcool, l'éther sulfurique et l'essence de pétrole rectifiée; par M. le Baron Cagniard de la Tour (Ann. de Ch., t. XXXI, p. 127 et 178).*

La dilatation des liquides volatils a une li-
Tome VIII, 1^{re} livr. H

mitte au-delà de laquelle ils passent à l'état de vapeur malgré la compression, pour peu que la capacité de l'appareil permette à la matière liquide de s'étendre au-delà de son *maximum* de dilatation.

Pour constater ce fait, j'ai introduit divers liquides dans de petits tubes de verre de 3 millimètres de diamètre intérieur et de un millimètre d'épaisseur, fermés d'un bout, et qui l'ont été ensuite de l'autre au moyen de la flamme du chalumeau; puis j'ai chauffé graduellement ces tubes avec les ménagemens nécessaires. J'ai remarqué qu'à mesure que les liqueurs se sont dilatées, leur mobilité est devenue de plus en plus grande; et qu'après avoir acquis un certain volume, ils se sont tout-à-coup convertis en une vapeur tellement transparente, que les tubes semblaient être absolument vides; mais en les laissant refroidir un moment, il s'y est formé un nuage très-épais, après lequel les liqueurs ont repassé dans leur premier état.

J'ai déterminé les pressions qu'exercent l'éther et l'alcool au moment où ils se réduisent subitement en vapeurs au moyen d'un tube ou syphon dont le coude était rempli de mercure, et dont l'une des branches contenait une certaine quantité de liquide, et l'autre était remplie d'air: j'ai calculé les pressions d'après les diminutions de volume que l'air a éprouvées.

Pour déterminer le degré de chaleur, j'ai fait chauffer les tubes contenant les liquides dans un bain d'huile où était plongé un thermomètre de Réaumur à colonne de mercure.

J'ai trouvé: 1°. que l'éther est susceptible de se réduire en vapeurs dans un espace moindre que

le double de son volume primitif, à la température de 160, et qu'à cet état de vaporisation il exerce une pression de 37 à 38 atmosphères dans le tube qui le contient;

2°. que l'alcool se réduit totalement en vapeur dans un espace un peu moindre que trois fois son volume primitif, à la température de 207°, et qu'à ce degré d'expansion il exerce dans le tube qui le renferme une pression de 119 atmosphères.

L'eau chauffée dans les tubes de verre en altère tellement la transparence qu'on ne peut observer ce qui s'y passe. Il paraît, d'après cela, que, par une forte chaleur, ce liquide devient susceptible de décomposer le verre en s'emparant de son alcali; ce qui donne lieu de penser qu'on pourrait peut-être obtenir quelques autres résultats intéressans pour la chimie, en multipliant les applications de ce procédé de décomposition. Mais en ajoutant à l'eau une petite quantité de carbonate de soude, le verre se trouble beaucoup moins. Par ce moyen, j'ai pu m'assurer, quoique avec peine, à cause de la fréquente rupture des tubes, qu'à une température peu différente de celle du zinc fondant, l'eau pourrait se réduire complètement en vapeur, dans un espace à-peu près quadruple de son volume primitif.

On a remarqué que les tubes dans lesquels la matière liquide n'avait pas tout-à-fait l'espace nécessaire pour atteindre la dilatation qui précède sa réduction en vapeur, ne se brisaient pas toujours aussitôt après que le liquide paraissait avoir rempli complètement cet espace, et que l'explosion était d'autant plus tardive que l'excédant du liquide avait été moins sensible. Ne

pourrait-on pas en tirer la conséquence que les liquides deviennent très-sensiblement compressibles à une température élevée ?

Les liquides les plus volatils sont ceux qui augmentent le moins de volume avant de se rendre en vapeur dans les tubes ; ce qui semblerait indiquer que plus un liquide est déjà dilaté de sa nature, moins il a de volume à prendre pour atteindre son *maximum* d'expansion.

7. Comparaison de la quantité de chaleur dégagée par un gramme d'oxygène brûlant diverses substances ; par M. Welter (An. de Ch., t. XIX, p. 425).

(Cette quantité est mesurée par le nombre de grammes d'eau qu'elle peut échauffer de 1°.)

NOM des substances.	CHALEUR dégagée par 1 gramme de combustible.	POIDS brûlé par 1 gr. d'oxig.	ÉLÉMENTS du poids brûlé par 1 gr. d'oxygène.	CHALEUR produite par 1 gr. d'oxygène.
	Selon MM.			
Hydrogène.	Lavoisier et Laplace. 23400	0,1244	2910
Charbon...	Lavoisier et Laplace. 7226	0,3767	2722
Charbon...	Crawford. 5761	2170
Phosphore.	Lavoisier et Laplace. 7500	0,7846	5885
Ether sulfurique....	Rumford..... 8030	0,3905	{ Charbon ... 0,2541 Hydrogène, 0,0420 Élém. d'eau. 0,0944 Charbon ... 0,2553	3136
Alcool....	Rumford..... 6195	0,4873	{ Hydrogène. 0,0422 Élém. d'eau. 0,1898 Charbon ... 0,2555	3019
Huil. d'oliv.	Rumford..... 9044	0,3309	{ Hydrogène. 0,0406 Élém. d'eau. 0,0354	2993
Huil. d'oliv.	Lavoisier et Laplace. 11196	3696
Cire.....	Rumford..... 9479	0,3196	{ Charbon ... 0,2613 Hydrogène. 0,0382 Élém. d'eau. 0,0201	3029
Cire.....	Lavoisier et Laplace. 10500	3355
Bois parfaitement sec.	Rumford, nouv. exp. sur le bois et le charbon, p. 115.. 4314	0,7243	{ Charbon ... 0,3767 Hydrogène. 0,0000 Élém. d'eau. 0,3476	3093

Les données de ce tableau, qui appartiennent à plusieurs physiciens, ont été puisées dans Rumford. On admet aujourd'hui que lorsque plusieurs composés contiennent les mêmes élémens, et qu'on prend de chacun d'eux un poids tel que l'oxygène (ou un autre élément) se trouve en quantité égale dans tous, tout autre élément s'y trouvera en quantités qui auront entre elles un rapport très-simple.

L'inspection de la troisième colonne du tableau ci-joint porterait à croire qu'on peut donner plus d'extension à cette proposition, et qu'on pourrait ajouter : que quand on prend le poids que peut brûler 1 gramme d'oxygène, un élément quelconque, simple ou composé, sera contenu dans les combustibles divers en quantités qui auront entre elles un rapport très-simple.

Ainsi, le charbon (considéré comme élément) dans l'éther, l'alcool, l'huile et la cire, est au charbon dans le bois..... :: 2 : 3

L'élément d'eau (considéré comme élément) dans l'éther, l'alcool et le bois, est dans ses combustibles, respectivement..... :: 1 : 2 : 4

L'hydrogène surabondant, considéré comme élément) manque dans le bois, et se trouve en quantités égales dans les autres combustibles composés. Cette quantité est à celle de l'hydrogène, considéré comme combustible..... :: 1 : 3.

Mais ce qui paraît le plus remarquable, c'est que les quantités de chaleur qu'on voit à la quatrième colonne sembleraient vouloir se soumettre à la même loi : les nombres qui les représentent

approchant de l'égalité, et celui du phosphore est à très-peu près double des autres.

Celui du charbon fait exception; mais la combustion complète du charbon en acide carbonique paraît difficile à faire: Rumford, mécontent de ses efforts, a renoncé à ses résultats pour opter entre ceux de Crawford et ceux de MM. Lavoisier et Laplace, qui diffèrent comme les nombres 4 et 5.

Je n'ai pris ici le ton affirmatif que pour abrégier le discours: je suis loin de regarder les approximations, dans les nombres rapportés, comme suffisantes, et les expériences comme assez nombreuses pour autoriser l'admission de la loi que je suppose. Je ne présente donc cette note que comme un essai de rapprochemens qui pourraient peut-être attirer l'attention des physiciens.

8. *Sur les facultés lumineuses et calorifiques du gaz oléfiant, du gaz extrait du charbon de terre, et du gaz que fournit la décomposition de l'huile; par M. Brande. (Transactions philosophiq.)*

On produit pendant une heure une quantité de lumière égale à celle de 10 bougies de 4 à la livre, en brûlant:

2600	pouces cubes anglais de gaz oléfiant.
4875 de gaz extrait de l'huile.
13120 de gaz tiré du charbon de terre.

Dans ses épreuves, M. Brande a brûlé les deux premiers gaz dans un appareil composé de 12 jets de $\frac{1}{6}$ de pouce disposés circulairement sur un anneau de $\frac{7}{10}$ de pouce de diamètre, et le dernier dans un appareil semblable, mais dont chaque jet avait $\frac{1}{30}$ de pouce et l'anneau $\frac{2}{10}$.

Un mélange de 3 parties de gaz oléfiant et de 1 partie de gaz hydrogène donne la même lumière que le gaz extrait de l'huile.

Un simple jet de gaz isolé donne beaucoup moins de lumière que le dixième des dix jets réunis.

Pour porter de 10° à 100° de l'eau contenue dans un vase en cuivre de 5 pouces de diamètre sur 2 $\frac{1}{2}$ pouces de profondeur, on a brûlé

870	pouces cubes anglais de gaz oléfiant.
1500 de gaz extrait de l'huile.
2190 de gaz tiré du charbon de terre.

9. *Sur la lampe à gaz hydrogène; extrait d'une lettre écrite de Saint-Petersbourg par M. Lamé, Ingénieur des Mines.*

L'appareil à gaz hydrogène de M. Gay-Lussac a donné lieu à un briquet dont l'usage est fort répandu en Allemagne et en Russie. Dans ce briquet, le zinc n'est pas soutenu par le haut comme dans l'appareil de M. Gay-Lussac; mais posé sur un support placé au fond du vase. M. le général de Bétancourt, qui a employé ses loisirs à en construire lui-même, a pris pour support un trépied de plomb, ce métal n'étant pas attaqué par l'acide sulfurique. Lorsque l'on ouvre le robinet, le gaz s'échappe et l'acide monte et submerge le zinc, qui donne naissance à de nouveau gaz; aussitôt que le liquide touche le zinc, le plomb, qui ne donnait auparavant aucun désagrément, fournit de tous côtés une grande quantité de petites bulles de gaz hydrogène, et plus que le zinc lui-même. Ce phénomène résulte évidemment

de l'action galvanique que le zinc et le plomb exercent par leur contact ; mais ce qui doit étonner, c'est l'effet prodigieux de cette pile d'un seul élément, si on le compare au faible effet des piles ordinaires.

10. *Mémoire sur la teinture de Fernambouc employée comme réactif propre à reconnaître plusieurs acides, et sur une nouvelle couleur jaune obtenue au moyen de cette substance ; par M. P.-A. de Bonsdorff (An. de Ch., t. XIX, p. 285).*

On sait que la matière colorante du bois de Fernambouc, traitée par une solution alcaline, donne une couleur violette très-belle, cette substance est propre à faire reconnaître plusieurs acides. Voici comment elle se comporte avec les principaux :

Les acides sulfurique, nitrique et muriatique, concentrés ou peu étendus d'eau, donnent au papier de Fernambouc une couleur rose clair, qui jaunit à l'air. Les mêmes acides, étendus de 20 à 30 parties d'eau, lui donnent, au bout d'une minute, une couleur jaune sale.

L'acide sulfureux le décolore.

L'acide hydriodique se comporte à-peu-près comme l'acide sulfurique.

L'acide fluorique, l'acide fluorique silicé et l'acide fluoborique concentrés colorent le papier Fernambouc en rouge clair. Les mêmes acides délayés lui font prendre à l'instant une belle couleur jaune citron, qui, dans l'espace d'une minute, se change en gris verdâtre. Les acides gazeux produisent le même effet, et ce phénomène n'a lieu avec aucun autre acide volatil.

L'acide borique pur n'agit que très-faiblement, et finit par donner au papier une teinte légèrement rougeâtre.

Les acides phosphorique, phosphatique et phosphoreux concentrés agissent comme l'acide sulfurique. Étendus de 10 à 30 parties d'eau, ils donnent, dans l'espace d'une demi-minute, une très-belle couleur jaune qui se conserve sans altération.

L'acide hypophosphorique produit d'abord le même effet ; mais la couleur jaune disparaît promptement.

L'acide arsenique concentré donne une couleur rose qui se conserve long-temps. Étendu de 10 à 30 d'eau, il donne une couleur jaune très-belle, mais qui s'affaiblit et s'éteint promptement.

L'acide arsenieux ne donne pas une réaction distincte.

L'acide acétique donne une couleur jaune ou jaunâtre qui se change peu-à-peu en une couleur rouge violâtre plus ou moins foncée. La teinte rouge n'obtient souvent toute son intensité qu'au bout de quelques heures. Si l'acide acétique contient de l'acide sulfureux, le papier est décoloré ; s'il contient de l'acide sulfurique, ne fût-ce que 0,005, le papier prend une couleur jaunâtre.

L'acide citrique donne une couleur jaune aussi belle et aussi durable que l'acide phosphorique.

L'acide tartrique, l'acide malique et l'acide oxalique donnent aussi cette couleur jaune ; mais pour peu qu'ils soient étendus d'eau, cette couleur s'affaiblit et se ternit.

L'acide succinique donne une couleur un peu jaunâtre, qui bientôt s'affaiblit.

L'acide benzoïque n'a presque pas d'action sur le papier Fernambouc.

On peut avec la teinture de bois de Fernambouc donner aux étoffes de laine et de soie une très-belle couleur jaune. Pour cela, on plonge ces étoffes dans un bain bouillant de cette teinture; on les lave, on les fait égoutter, et on les fait tremper pendant quelques minutes dans une solution bouillante et très-étendue d'acide phosphorique, de phosphate acide de chaux ou de jus de citron. Cette couleur résiste au plus fort savonnage.

Le fil et le coton ne paraissent pas susceptibles d'être teints par ce procédé. Peut-être réussirait-on en employant des mordans.

11. *Observations sur la naphthaline; par M. Kidd, professeur de chimie à Oxford (An. de Ch., t. XIX, p. 273).*

En faisant passer de la vapeur de goudron de houille à travers un tube de fer rouge de feu, on obtient dans le vaisseau condensateur un fluide aqueux d'une odeur ammoniacale et un liquide brun foncé ressemblant à du goudron. Quand on soumet ce liquide à une distillation ménagée, il en résulte deux fluides, dont l'un a l'apparence de l'huile, et l'autre celle de l'eau, et il se rassemble ensuite dans la partie supérieure de la cornue une substance blanche concrète, qui est la naphthaline.

La naphthaline est parfaitement blanche et a l'éclat argentin: elle cristallise très-aisément sous la forme de lames rhomboïdales, dont

l'angle obtus est de 100 à 105°. Elle est caractérisée par son odeur, qui est légèrement aromatique et assez semblable à celle du narcisse. Sa saveur est piquante, elle est un peu plus pesante que l'eau.

Elle s'évapore spontanément à l'air, mais lentement; elle fond à la température de 82°, et bout à 200°; elle cristallise par refroidissement: ses vapeurs, en se condensant, produisent aussi des lames cristallines.

Cette substance ne s'enflamme pas aisément; mais quand elle est enflammée, elle brûle rapidement en émettant une fumée dense et abondante, et en se divisant en particules distinctes qui retombent de tous côtés.

La naphthaline est insoluble dans l'eau froide et très-peu dans l'eau chaude... Elle est très-soluble dans l'alcool, dans l'éther, dans l'huile d'olive et de térébenthine, et plus à chaud qu'à froid.

Elle ne se combine pas avec les alcalis.

Elle est soluble dans les acides acétique et oxalique, auxquels elle communique une couleur d'œillet; elle noircit l'acide sulfurique lorsqu'on la fait bouillir dans ce liquide. Il ne se fait pas de précipité lorsqu'on sature l'acide par l'ammoniaque; elle est un peu soluble dans l'acide muriatique chaud, auquel elle communique une couleur d'œillet pourpre.

L'acide nitrique bouillant l'attaque avec dégagement de gaz nitreux, et la transforme en une autre substance, qui se dépose, par le refroidissement, en cristaux aciculaires jaunes. Cette substance s'enflamme rapidement; elle brûle avec une flamme légère, en émettant beaucoup de

fumée, et elle laisse un résidu de charbon considérable.

12. *Mémoire sur l'iodure de potassium, l'acide hydriodique, et sur un composé nouveau de carbone, d'iode et d'hydrogène; par M. Sérullas (An. de Ch., t. XX, p. 163).*

L'iodure de potassium du commerce contient des quantités variables de chlorure et de sulfate; on peut se le procurer très-pur par le procédé suivant :

Versez sur de l'iode préalablement lavé douze à quinze fois son poids d'alcool à 25°; jetez-y ensuite, par portions, de l'alliage de potassium et d'antimoine réduit chaque fois, à l'instant, en fragmens, et agitez avec un tube de verre: dès que la décoloration de la liqueur sera complète, vous décanterez dans un vase à part pour filtrer et évaporer lentement, comme cela se pratique. L'iodure ainsi préparé sera de la plus grande blancheur et d'une pureté parfaite.

L'essentiel dans ce procédé est d'avoir de l'alliage de potassium et d'antimoine très-pur. Pour cela il faut employer de l'émétique purifié par cristallisation, le griller à l'air, et le chauffer ensuite dans un creuset fermé. Si l'alliage qui en résulte donnait l'odeur d'hydrogène sulfuré en le traitant par l'eau, ce qui arrive quelquefois, il faudrait le décomposer entièrement par ce liquide; ce qui donnerait de l'antimoine métallique de la plus grande pureté (14 à 15 parties par 100 parties d'émétique), et fondre ce métal avec de la crème de tartre, en mélangeant les deux substances par porphyrisation. Lorsqu'on

opère avec soin, l'alliage renferme un cinquième de potassium.

Hydriodure de carbone.

Cette substance se présente en petites paillettes nacrées, d'un jaune de soufre, friables et douces au toucher. Elle a une odeur aromatique; lorsqu'elle est dissoute dans l'alcool, elle a une saveur sucrée; l'eau n'en dissout que très-peu; mais elle est au contraire très-soluble dans l'alcool d'où l'eau la précipite; une chaleur très-faible la décompose, il se volatilise de l'iode et un gaz qu'on n'a pas examiné, et il reste du charbon.

On obtient ce nouveau composé, en jetant par petites portions du potassium, ou de l'alliage de potassium et d'antimoine, dans de l'alcool, à 39° au moins, saturé d'iode, et jusqu'à décoloration: il se forme en même temps de l'iodure de potassium, que l'on en sépare par le moyen de l'eau, et on purifie l'hydriodure de carbone en le dissolvant dans l'alcool. On produit encore ce composé lorsque l'on fait passer simultanément de la vapeur d'eau et de l'iode sur du charbon incandescent; mais le moyen réussit difficilement.

13. *Note sur un nouveau composé, formé en mêlant une dissolution de cyanure de mercure avec une dissolution d'iodure de potassium; par M. Caillot, élève en pharmacie (An. de Ch., t. XIX, p. 220.)*

En cherchant à accuser la présence du cyanure de mercure par l'iodure de potassium, je fus très-surpris de voir se former dans le liquide une foule de cristaux blancs nacrés, au lieu d'un précipité

de deuto-iodure de mercure auquel je m'attendais.

Après avoir lavé convenablement ces cristaux, je les ai dissous dans l'eau, et j'ai fait cristalliser la dissolution. J'ai obtenu de grandes lames minces et brillantes, inaltérables à l'air, sans odeur à l'état sec, mais en ayant une analogie à celle des amandes amères quand elles sont en dissolution; solubles dans seize fois leur poids d'eau, à la température ordinaire, en exigeant beaucoup moins à chaud; solubles aussi, à la température ordinaire, dans environ 96 parties d'alcool à 34°.

Ce nouveau composé, à une température incapable de le détruire, ne perd rien de son poids ni de son éclat: il est par conséquent probable qu'il est anhydre. Chauffé plus fortement, il se décompose, et donne pour produits du cyanogène, du mercure et une vapeur jaune-verdâtre, mêlée de proto-iodure de mercure: l'iodure de potassium qui reste fixe est noirci par un peu de charbon très-divisé. Mis successivement en contact avec les acides puissans et avec les acides les plus faibles, tels que les acides benzoïque, camphorique et arsénieux, il est converti en deuto-iodure de mercure et de l'acide hydro-cyanique se dégage; cependant ce dernier acide et l'acide carbonique n'ont produit aucun effet. Avec l'acide hydro-sulfurique, il se fait un précipité noir de sulfure de mercure, et il se dégage de l'acide hydro-cyanique.

Les hydro-sulfates produisent, dans la dissolution du nouveau composé, un précipité noir, les sels de plomb un précipité jaune d'iodure de plomb, et les sels de deutoxide de mercure un précipité rouge de deuto-iodure de mercure. Le chlore et le bi-chlorure de mercure y détermi-

ment un précipité rouge soluble dans un excès de la dissolution. L'iode s'y dissout en quantité d'autant plus considérable que sa dissolution est plus concentrée. La potasse, la soude et l'ammoniaque, libres ou combinées avec un acide, n'y produisent aucune décomposition.

J'avais considéré ce composé comme formé d'une proportion de cyanure de mercure et d'une proportion d'iodure de potassium; mais ayant ajouté de l'acide sulfurique en léger excès à sa dissolution, j'ai trouvé dans le liquide surnageant le précipité abondant de deuto-iodure de mercure qui s'est formé, une petite quantité de cyanure de mercure. Il reste par conséquent à en faire l'analyse pour connaître sa véritable composition. J'ajouterai que 24 parties traitées par l'hydro-sulfate de soude ont produit à-peu-près 13 de sulfure de mercure.

14. *Sur la forme cristalline de la glace; par M. le Dr. Clarke* (Transact. de la Société de Cambridge).

Le 3 janvier 1821, la température de l'air n'étant que de $\frac{1}{2}^{\circ}$, M. Clarke aperçut à Cambridge, au-dessous d'un pont en bois, des glaçons pendans qu'atteignait constamment le brouillard formé par une chute d'eau voisine. Plusieurs de ces masses ayant été détachées, M. Clarke reconnut qu'elles se composaient en général de cristaux rhomboïdaux parfaits, ayant des angles obtus de 120° et des angles aigus de 60° ; plusieurs de ces cristaux avaient plus d'un pouce de longueur. Le 6 janvier, le thermomètre s'étant élevé jusqu'à $+3^{\circ} 19$, le dégel eut lieu, et néanmoins les cristaux, durant leur fusion, conservèrent toujours leur figure rhomboïdale; ce qui prouve que cette

figure est la forme primitive, et que les prismes hexaèdres observés par M. de Thury à Fondeurle (1) n'étaient que des cristaux secondaires.

15. *Sur l'acide hydroxantique, avec quelques-uns de ses produits et de ses combinaisons; par M. Will C. Zeise, professeur de Chimie à l'université de Copenhague (Ann. de Ch., t. XXI, p. 160).*

L'acide hydroxantique est un acide qui se forme par la réaction du carbure de soufre sur les dissolutions de potasse ou de soude dans l'alcool; il contient du soufre, du carbone et de l'hydrogène. Il est probable que les deux premiers éléments réunis jouent dans cette combinaison le même rôle que le cyanogène dans l'acide hydrocyanique, et qu'ils s'y trouvent dans un autre rapport que dans le carbure de soufre ordinaire. J'ai donné le nom de *xantogène* à ce radical, parce qu'il forme avec quelques métaux des dissolutions de couleur jaune.

Hydroxantate de potasse.

Pour préparer l'hydroxantate de potasse, on fait dissoudre de l'alcali caustique dans douze fois son poids d'alcool rectifié, et on verse dans cette dissolution du carbure de soufre, jusqu'à ce qu'elle cesse de rougir le curcuma: alors on la fait évaporer dans le vide en présence de l'acide sulfurique concentré; on décante, on lave avec un peu d'éther sulfurique, et on sèche entre des papiers.

Ce sel cristallise en aiguilles; il est incolore, très-brillant: il a une odeur particulière; sa saveur est d'abord très-fraîche, ensuite sulfu-

(1) *Journal des Mines*, tome XXXVIII.

reuse et piquante. Il est extrêmement soluble dans l'eau, mais il n'est pas déliquescent; il est soluble dans l'alcool; l'éther n'en dissout qu'une très-petite quantité. Il ne fait aucune effervescence avec l'acide acétique et avec les acides sulfurique et muriatique concentrés; mais les deux derniers acides, étendus de quatre à cinq parties d'eau, en séparent l'acide hydroxantique sous la forme d'une matière huileuse, transparente et plus pesante que l'eau.

La dissolution de ce sel n'est point précipitée par l'eau de baryte, le muriate et le nitrate de baryte, le muriate de chaux, le sulfate de manganèse, l'alun; elle est précipitée en blanc par le sulfate de zinc, le nitrate et l'acétate de plomb, le deutochlorure et le cyanure de mercure; en jaune par le sulfate, le muriate et le nitrate de cuivre, le chlorure d'antimoine, le nitrate de bismuth, le deutochlorure d'étain, le protochlorure de mercure et le nitrate d'argent.

Si l'on chauffe graduellement l'hydroxantate de potasse dans une cornue, au-dessus de 60°, il se fond avec une forte effervescence en produisant beaucoup de gaz, qui paraît être un mélange d'acide carbonique et d'hydrogène sulfuré, et des vapeurs oléagineuses, et il se transforme en une masse rouge de sang qui est déliquescente: en chauffant plus fortement, cette masse rouge se fond et devient noire, et il se dégage un peu de gaz et beaucoup de vapeurs oléagineuses. Les vapeurs oléagineuses se condensent en une huile limpide, jaunâtre, d'une odeur forte, et dont la saveur est sucrée et piquante, à peine soluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool. Cette matière est combustible, et brûle

avec flamme bleuâtre, en donnant lieu à beaucoup d'acide sulfureux, à de l'eau, et sans doute à de l'acide carbonique.

L'hydroxantate de potasse s'enflamme facilement lorsqu'on le chauffe au rouge : lorsqu'on l'expose à la pointe de la flamme d'une bougie, il brûle avec des étincelles extrêmement brillantes.

L'hydroxantate de soude est déliquescent.

Hydroxantate de soude.

Xantures.

Les précipités produits par les sels métalliques dans les hydroxantates alcalins paraissent être des *xantures*.

Acide hydroxantique.

L'acide hydroxantique a l'aspect d'une huile translucide, incolore. Il est liquide bien au-dessous de la température ordinaire ; il est plus pesant que l'eau, son odeur est forte ; il a une saveur acide, ensuite astringente et fortement amère ; il rougit fortement le tournesol. Par le contact de l'air, il se couvre promptement d'une croûte blanche et opaque ; il est insoluble dans l'eau ; mais lorsqu'on l'agite avec ce liquide il se décompose promptement.

Il se décompose à une température bien au-dessous de celle de l'eau bouillante, et il paraît qu'il se forme du carbure de soufre ordinaire et un gaz inflammable. Lorsqu'on l'approche d'un corps en combustion, il prend feu, et donne lieu à une forte odeur d'acide sulfureux.

Il se combine avec les bases, et il décompose les carbonates.

L'iode se décompose : il résulte de cette décomposition un liquide huileux, opaque, légèrement jaune, et une dissolution d'acide hydriodique ; ce qui prouve que le nouvel acide renferme de l'hydrogène.

Pour obtenir cet acide, on introduit de l'hy-

droxantate de potasse dans un verre long et étroit ; on y verse de l'acide sulfurique étendu de quatre à cinq fois son volume d'eau, on agite et l'on ajoute peu-à-peu au mélange 3 à 4 volumes d'eau, en ayant soin de favoriser la réunion des particules de l'acide au fond du vase ; enfin on verse dans le verre, en une seule fois, 50 à 60 volumes d'eau ; on laisse reposer et on décante.

16. *Expériences sur la combinaison de l'acide acétique et de l'alcool avec les huiles volatiles ; par M. Vauquelin (An. de Ch., t. XIX, p. 279).*

Lorsqu'on agite ensemble de l'acide acétique et de l'huile de lavande, il se forme deux composés inégaux dans leurs proportions : l'un, où il y a beaucoup d'huile, et qui surnage ; et l'autre, où il y a beaucoup d'acide et moins d'huile. L'acide acétique parfaitement pur peut être absorbé en entier par l'huile ; mais s'il contient de l'eau, il en reste une portion, dont l'huile ne peut s'emparer. Il paraît que l'huile est saturée d'acide lorsqu'elle en a absorbé la moitié de son volume.

Cette combinaison est totalement décomposée par l'eau employée en quantité suffisante.

L'huile de térébenthine se combine en toutes proportions avec l'alcool. Tant que le volume de l'alcool ne surpasse pas de beaucoup celui de l'huile, la combinaison ne se trouble pas par l'eau ; cependant si on l'agite à diverses reprises avec beaucoup d'eau, ce liquide finit par enlever tout l'alcool à l'huile.

17. *Sur la composition de l'acide oxalique ; par M. Doberëiner (An. de Ch., t. XIX, p. 83).*

M. Doberëiner avait avancé que l'acide oxa-

lique ne contient pas d'hydrogène, et qu'il est formé de volumes égaux d'oxide de carbone et d'acide carbonique combinés avec une proportion d'eau : l'expérience suivante paraît confirmer l'exactitude de son assertion.

Cinq grains d'acide oxalique desséché ont été mis en contact avec 200 grains d'acide sulfurique fumant, dans un appareil propre à recevoir les gaz sur le mercure. L'acide oxalique a disparu peu-à-peu entièrement, et a produit 9,4 pouces cubes de gaz, qui se sont trouvés composés de 4,7 pouces cubes d'acide carbonique, et de 4,7 pouces cubes d'oxide de carbone, et l'acide sulfurique est devenu moins fumant : or le poids de l'acide carbonique, réuni à celui de l'oxide de carbone, représente exactement le poids de l'acide oxalique anhydre.

Les oxalates de potasse et de soude ont donné les mêmes résultats que l'acide oxalique.

Le chlore sec est absorbé peu-à-peu par l'acide oxalique ; on obtient une substance blanche, d'apparence saline, qui, lorsqu'on y ajoute de l'eau, se change en acide hydro-chlorique et en acide carbonique.

18. *Sur l'acide particulier qui se forme lorsque l'on combine le cyanogène avec les alcalis ; par M. F. Wochler (An. de Ch., t. XX, p. 553).*

Le cyanogène se comporte avec les bases comme le chlore ; il se forme à-la-fois des hydrocyanates et des cyanates.

On obtient le cyanate de baryte en faisant passer du cyanogène dans une dissolution concen-

trée de baryte, décomposant l'hydrocyanate par un courant d'acide carbonique et faisant évaporer pour faire cristalliser. Le sel est en petites aiguilles soyeuses ; mais il est toujours coloré en brun par du charbon azoté qui se produit en même temps. On se procure les cyanates de potasse, de soude et d'ammoniaque en versant des sulfates de ces bases dans une dissolution de cyanate de baryte ; enfin en précipitant une dissolution d'argent, de plomb, de mercure ou de cuivre par un cyanate alcalin, on obtient des cyanates qui ont pour bases les oxides de ces métaux.

Les cyanates développent avec les acides puissans une odeur très-vive ressemblant à celle de l'acide acétique ; ils ne donnent pas de bleu de Prusse avec les dissolutions de fer. Chauffés avec l'oxide de cuivre, ils donnent, comme les cyanures métalliques, de l'acide carbonique et de l'azote dans le rapport de 2 à 1.

Les cyanates alcalins retiennent toujours de l'eau ; la chaleur, en les décomposant, dégage du carbonate d'ammoniaque. Le même sel se forme toutes les fois qu'on évapore leurs dissolutions. Ils paraissent éprouver cette sorte de décomposition à la faveur de l'eau.

La pile galvanique transforme le cyanate de baryte en carbonate de baryte et en ammoniaque.

Si l'on chauffe les cyanates métalliques bien desséchés dans un tube de verre, il se développe une odeur excessivement forte de vinaigre ; il ne se dégage ni eau ni ammoniaque, mais seulement de l'acide carbonique et de l'azote dans un plus grand rapport que celui de 2 à 1 ; le résidu est charbonneux.

M. Wochler qualifie d'acide cyanique l'acide qui constitue les sels qu'il a examinés, parce qu'il le croit composé de cyanogène et d'oxigène; mais comme il n'en a pas fait d'analyse rigoureuse, son opinion ne peut être considérée que comme une conjecture.

19. *De la composition des sulfures alcalins; par M. J. Berzelius (An. de Ch., t. XX, p. 34, 114 et 225).*

Berthollet est le premier chimiste qui ait fait des recherches sur la nature des sulfures alcalins. Plus tard, MM. Vauquelin (1) et Gay-Lussac (2) traitèrent le même sujet. M. Vauquelin émit l'opinion qu'il était probable que l'hépar fondu était un mélange de sulfate de potasse et de sulfure de potassium. M. Gay-Lussac fortifia l'opinion de M. Vauquelin en l'appuyant sur de nouvelles probabilités, mais jusqu'ici la question est restée indécise: elle se trouve complètement résolue par les recherches dont je vais communiquer les résultats.

Sulfures alcalins.

Le sulfate de potasse, chauffé à la chaleur rouge dans un appareil de verre, est réduit par le gaz hydrogène. D'après la quantité d'eau qui se dégage, on voit qu'il doit se former du sulfure de potassium; mais comme ce sulfure reste presque toujours mélangé de sulfate de potasse, et qu'il est altéré par le verre, qu'il attaque fortement, l'expérience laisse quelque incertitude.

(1) *Annales de Chimie*, tome XXXII, p. 324; tom. VI, page 5.

(2) *Annales de Chimie*, tome LXXVIII, p. 86; tome VI, page 321.

Le gaz hydrogène sulfuré et la vapeur de carbure de soufre réduisent le sulfate de potasse plus facilement que le gaz hydrogène; la décomposition est complète, et les sulfures qui en résultent n'attaquent pas le verre. En pesant l'eau qui se dégage et les sulfures qui se produisent, et en faisant l'analyse de ces sulfures, on acquiert la preuve qu'ils ne sont composés que de soufre et de potassium sans oxigène.

La chaux chauffée à l'incandescence dans un tube de porcelaine, est transformée en sulfure de calcium CaS^2 par le gaz hydrogène sulfuré; car 100 de chaux produisent 51,4 d'eau et 128,2 de sulfure, qui ne contient pas la plus petite trace d'acide sulfurique.

Il suit de ces expériences que *les composés, regardés jusqu'à présent comme des sulfures alcalins et terreux, sont des combinaisons de soufre avec le radical métallique de l'alcali ou de la terre.*

Puisque l'hydrogène réduit le sulfate de potasse, il est clair qu'à une température élevée le soufre peut aussi réduire la potasse en sulfure de potassium, et qu'il doit se former en même temps du sulfate de potasse et du sulfure de potassium; ce qui confirme pleinement l'opinion de M. Vauquelin.

Lorsqu'on fond du carbonate de potasse avec du soufre, on trouve que le quart de la potasse sert à former du sulfate de potasse, et que les trois autres quarts sont convertis en sulfure de potassium.

Le potassium forme avec le soufre au moins sept sulfures différens; savoir, KS^2 , KS^3 , KS^6 , KS^7 , KS^8 , KS^9 et KS^{10} .

Le sulfure KS^2 est d'un rouge de cinabre pâle; il se fond avant le degré de la chaleur rouge, et

alors il est noir et opaque; il attaque le verre et le platine. Chauffé à l'air libre, il ne s'allume pas. Il est difficile à griller; mais il devient incandescent à l'endroit où on a pu l'allumer. Il s'éteint promptement, il attire l'humidité, et se résout en un liquide jaune qui perd sa couleur lorsqu'on l'étend d'eau. Il se dissout complètement dans l'alcool; il ne s'échauffe pas avec les liquides; on l'obtient soit en réduisant le sulfate de potasse par le gaz hydrogène, soit en traitant le potassium par le soufre.

Lorsque l'on chauffe à la chaleur rouge du soufre avec une quantité moindre de carbonate de potasse qu'il n'en peut décomposer, c'est le sulfure K S^4 qui se forme: alors 100 de carbonate de potasse absorbent 43,78 de soufre, et le produit contient $\text{K S}^2 + 3 \text{K S}^4$. Ce sulfure attaque le verre et le platine.

Quand on chauffe lentement le même mélange que ci-dessus jusqu'à ce qu'il se fonde sans ébullition, on obtient le sulfure K S^6 : alors 100 de carbonate de potasse absorbent 58,22 de soufre.

Le sulfure K S^7 est transparent et d'un beau rouge orange; il résulte de la décomposition du sulfate de potasse par l'hydrogène sulfuré.

Le sulfure K S^8 est opaque, et sa couleur est moins belle que celle du sulfure précédent. Il provient de la réduction du sulfate de potasse par le carbure de soufre; il se forme encore lorsque l'on traite un mélange d'une partie de carbonate de potasse et de 2 parties de soufre par le gaz hydrogène sulfuré: tout le soufre de ce gaz se dégage, et il se produit de l'eau.

En faisant passer un courant de gaz hydrogène sulfuré ou de tout autre gaz non oxidant sur un mélange de sulfure K S^8 et de soufre tenu

en fusion à une chaleur modérée, il se produit du sulfure K S^5 .

Enfin on obtient le sulfure K S^{10} lorsqu'on chauffe le carbonate de potasse avec un excès de soufre, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. Dans ce cas, 100 de carbonate absorbent 93,9 de soufre, et le produit renferme $\text{K S}^2 + 3 \text{K S}^{10}$.

Le sous-carbonate de potasse, chauffé au brun dans un courant de gaz hydrogène sulfuré, donne un composé d'un jaune citron pâle, cristallin, à larges facettes brillantes, très-déliquescent et qui colore l'eau en jaune pâle. La dissolution, mêlée avec du muriate de cuivre en excès, ou avec plusieurs autres sels métalliques, donne des précipités qui contiennent deux atomes de métal pour un atome de potasse contenu dans l'hydrosulfure. La nature de ce composé à l'état sec est représentée par la formule $\text{K S}^2 + 2 \text{H}^2 \text{S}$, et à l'état de dissolution par la formule $\text{K} + 4 \text{H}^2 \text{S}$.

L'hydrosulfure de potasse préparé en faisant passer de l'hydrogène sulfuré en excès à travers une dissolution de potasse, et tenu pendant quelque temps en ébullition, est le sel neutre. Ce sel a exactement la même composition que le composé précédent.

Le sulfure K S^2 dissous dans l'eau donne l'hydrosulfure $\text{K} + 2 \text{H}^2 \text{S}$, qui contient moitié moins d'hydrogène sulfuré que le sel neutre.

L'hydrosulfure $\text{K} + 2 \text{H}^2 \text{S}$, en dissolution concentrée, dissout le soufre sans effervescence; lorsqu'il en est saturé, il donne la combinaison $\text{K} + \text{H}^4 \text{S}^{10}$, qui est la même que le sulfure K S^{10} fournit en se dissolvant dans l'eau.

Combinaisons de l'hydrogène sulfuré avec la potasse.

Formation de l'hépar par la voie humide.

L'hydrosulfure neutre $\text{K} + 4 \text{H}^2\text{S}$ fournit aussi la même combinaison avec le soufre : la moitié de l'hydrogène sulfuré qu'il contient se dégage.

La potasse caustique dissout très-facilement le soufre ; il se forme en même temps de l'hydrogène sulfuré et de l'acide hyposulfureux ; mais il ne se produit jamais d'acide sulfureux ni d'acide sulfurique. L'analyse fait voir que lorsque l'alcali est saturé de soufre, la dissolution contient $\text{K} \text{S}^6 + 3 \text{K} \text{H}^4 \text{S}^{10}$. Pour faire cette analyse, on traite d'abord par l'hydrate de cuivre, qui décompose tout l'hydrogène sulfuré ; puis on fait bouillir avec de l'eau régale pour changer l'acide hyposulfureux en acide sulfurique : on précipite ce dernier acide par le moyen du muriate de baryte ; on ajoute à la liqueur un excès d'acide sulfurique ; on la filtre, on l'évapore, et on calcine le résidu, qui est du sulfate de potasse pur.

Hydrosulfures de chaux.

Lorsqu'on fait bouillir l'hydrate de chaux avec du soufre en excès, il se forme deux combinaisons ; l'une, peu soluble, qui se dépose en partie pendant l'ébullition sous la forme d'une poudre jaune foncée, et en partie, pendant le refroidissement, en cristaux de la même couleur : c'est l'hydrosulfure $\text{Ca} \text{H}^4 \text{S}^4$; l'autre, qui reste dans la dissolution, mêlée avec de l'hyposulfite, est l'hydrosulfure $\text{Ca} \text{H}^4 \text{S}^{10}$: on obtient cette dernière à l'état de pureté en faisant bouillir du sulfure $\text{Ca} \text{S}^2$ avec un excès de soufre.

On ne peut en général préparer par la voie humide que deux combinaisons déterminées : l'une, avec 10 atomes de soufre, et l'autre avec 4 atomes. On obtient cette dernière avec le potassium et le sodium, en laissant l'hydrosulfure neutre à l'air, jusqu'à ce que la moitié de son hy-

drogène se soit brûlée pour se convertir en eau. On peut obtenir cette combinaison avec la chaux et la strontiane, comme MM. Herschell et Gay-Lussac l'ont prouvé, en faisant bouillir la terre avec le soufre et laissant refroidir la dissolution.

Il y a deux manières de se représenter la nature des dissolutions des sulfures dans l'eau, et il est impossible, quant à présent, de décider laquelle est la plus juste : 1°. ou l'eau est décomposée par le soufre lorsque le corps combustible est dissous par l'alcali, ou elle l'est par le radical de l'alcali lorsque le sulfure métallique est traité par l'eau ; 2°. ou bien le sulfure métallique se dissout dans l'eau sans en être altéré, et l'hydrogène sulfuré, que les acides chassent des dissolutions, ne se forme qu'à l'instant où le métal s'oxide à l'aide de l'acide.

Dans la première hypothèse, l'hépar est une combinaison de potasse et d'hydrogène sulfuré ; mais alors ce dernier corps ne peut pas être considéré comme principe unique ; il doit y avoir autant de degrés de sulfuration pour l'hydrogène que pour le potassium, et il serait juste de substituer aux dénominations d'hydrosulfates sulfurés celles d'*hydrosulfures*, *hydro-bisulfures*, *hydro-persulfures*.

On ne peut pas obtenir ces combinaisons à l'état isolé ; elles se divisent toujours en hydrogène sulfuré et en un corps huileux composé d'hydrogène et de soufre. Cette dernière combinaison ne subsiste que quelques instans et se décompose promptement en hydrogène sulfuré et en soufre, sur-tout si on la traite par l'eau ou par les alcalis. On peut la préparer en versant de l'hépar $\text{K} \text{S}^{10}$ en très-petites portions à-la-fois dans

de l'acide muriatique de force moyenne et tiède : elle est huileuse, jaunâtre, peu liquide ; elle se fige entièrement au bout de quelques jours, elle a une odeur particulière, désagréable, piquante, mais différente de celle de l'hydrogène sulfuré.

D'un autre côté, si l'on considère : 1°. que lorsqu'on traite le sulfure de calcium par l'eau, la portion non dissoute n'est nullement altérée ; 2°. que quand on chauffe de l'hydrate de potasse fondu avec du soufre, l'alcali est réduit sans que l'eau soit décomposée, on est porté à regarder la dernière hypothèse comme probable.

On peut conclure avec certitude des faits que j'ai rapportés que le soufre ne peut pas se combiner avec un corps oxidé, et que par conséquent il n'existe pas d'alcalis sulfurés ; mais que lorsqu'une base salifiable prend du soufre par la voie sèche, sa réduction s'opère en partie, et qu'il se forme un sulfate et un sulfure métallique ; par la voie humide, la même réduction a lieu, ou bien l'eau est décomposée, et une partie de la base s'unit à un composé de soufre et d'hydrogène, tandis que l'autre partie se combine avec l'acide hyposulfureux qui est produit en même temps.

Des combinaisons des sulfures métalliques avec les alcalis.

Les sulfures de plomb, d'argent, de cuivre, de fer, de zinc, de manganèse, etc., sont insolubles dans les alcalis ; les sulfures d'étain, d'or, d'arsenic, d'antimoine, de molybdène, de tungstène, et tous ceux qui ont des métaux électro-négatifs pour base, y sont solubles. Ces derniers sulfures, à l'exception du sulfure d'antimoine et de

de titane, sont précipités de leurs dissolutions par les acides sans dégagement d'hydrogène sulfuré : d'où il suit que si pendant la dissolution il se forme un oxide ou un acide métallique, il est réduit par l'hydrogène sulfuré, et que par conséquent il ne se produit pas d'acide hyposulfureux, qui est sans action sur ce gaz.

Il y a quatre manières de préparer les dissolutions de sulfures métalliques dans les alcalis : 1°. en faisant dissoudre les sulfures métalliques dans les alcalis caustiques ; 2°. en les faisant dissoudre dans les hydrosulfures alcalins ; 3°. en les fondant avec un sous-carbonate alcalin, et faisant dissoudre la masse fondue dans l'eau ; 4°. en faisant dissoudre les oxides métalliques dans les hydrosulfures alcalins.

L'orpiment ($A s S^3$) se dissout sans effervescence dans l'hydrosulfure de potasse $K H^4 S^2$. Il se dissout avec effervescence dans l'hydrosulfure neutre $K H^3 S^4$, qui abandonne la moitié de l'hydrogène sulfuré qu'il contient. La dissolution saturée de sulfure d'arsenic peut être représentée par la formule $K S^2 + 2 A s S^3$, ou par la formule $K + 2 H^2 A s S^4$.

Lorsqu'on traite le même sulfure par la potasse caustique, il se forme de l'arsenite de potasse et un sous-hydrosulfure, qui s'unit à deux atomes de sulfure d'arsenic. Si après avoir précipité la dissolution par le muriate de zinc, on y verse de l'acide muriatique, elle ne se trouble pas ; ce qui prouve qu'elle ne contient pas d'acide hyposulfureux.

L'acide arsenieux, en se dissolvant dans l'hydrosulfure de potasse, donne lieu à la même combinaison que ci-dessus, et à de l'arsenite de po-

Arsenic.

tasse. Cet acide se dissout également dans l'hydrosulfure d'ammoniaque; mais une partie de l'alcali devient libre, et il ne se produit pas d'arsenite, parce que l'ammoniaque n'a presque pas d'affinité pour l'acide arsenieux.

Lorsque l'on fond du sulfure d'arsenic avec un excès de sous-carbonate de potasse, il se sublime de l'arsenic métallique, et l'on obtient une masse grise qui se dissout dans l'eau, en laissant un résidu d'arsenic. La solution est d'un jaune pâle; elle contient un peu de sulfate de potasse et beaucoup d'arseniate. Les acides en précipitent un sulfure d'arsenic jaune pâle, et en dégagent de l'hydrogène sulfuré. Dans cette opération, la potasse est réduite par l'arsenic, et le potassium qui en résulte décompose une nouvelle dose de sulfure métallique pour se saturer de soufre: de là résulte la volatilisation d'arsenic métallique.

Les dissolutions alcalines saturées d'orpiment, mises en contact avec le même sulfure, le transforment en réalgar, en lui prenant du soufre et lui cédant de l'arsenic pour se convertir en sulfure $K S^{10}$.

La potasse décompose le réalgar ($As S^2$) et le change en orpiment qui se dissout, et en un sulfure particulier gris noirâtre, que la chaleur transforme en sulfure jaune et en métal.

Les terres alcalines se combinent avec l'arsenic et avec le soufre dans les mêmes proportions que la potasse; mais ces combinaisons sont peu solubles. Les dissolutions alcalines saturées de sulfure d'arsenic donnent, avec les dissolutions terreuses et métalliques, des précipités qui sont des combinaisons du métal avec le soufre et avec

l'arsenic. On peut les considérer comme des composés de sulfure d'arsenic et de différens sulfures métalliques, analogues au *mispickel*.

Le sulfure d'étain au *maximum* ($Sn S^4$), préparé par la voie humide, se dissout facilement dans l'hydrosulfure de potasse neutre; il y a dégagement d'hydrogène sulfuré; la combinaison saturée d'étain est représentée par la formule $K S^2 + Sn S^4$. Elle est insoluble dans l'alcool, et elle précipite des dissolutions terreuses et métalliques des sulfures doubles, dont la composition peut être exprimée par la formule $R S^2 + Sn S^4$.

Étain.

L'or mussif se dissout également dans l'hydrosulfure de potasse, mais lentement, et pour saturer la solution il faut la faire bouillir.

Il se dissout aussi à l'aide de la chaleur dans la potasse caustique. La combinaison qui se forme a pour formule $K Sn + 2 K Sn S^6$.

Le sulfure d'étain au *minimum* est insoluble dans les hydrosulfures.

Le sulfure de molybdène et le sulfure de tungstène se dissolvent facilement l'un et l'autre dans les hydrosulfures de potasse. La solution du molybdène est d'un rouge foncé, celle du tungstène est d'un jaune foncé. Ces mêmes sulfures se dissolvent aussi dans la potasse; cependant le sulfure de molybdène natif ne s'y dissout que très-difficilement.

Molybdène
et tungstène.

Le sulfure et l'oxide de chrome sont solubles dans la potasse et dans l'hydrosulfure de potasse.

Chrome.

Le sulfure de titane est décomposé par la potasse caustique; il se forme du titanate de potasse, qui est insoluble, et la liqueur ne contient pas de titane.

Titane.

Or, platine
et rhodium.

L'or, le platine et le rhodium sulfurés, obtenus par la voie humide, sont solubles dans l'hydrosulfure de potasse : traités par la potasse caustique, une partie est amenée à l'état métallique, et l'autre se dissout dans le sulfure de potassium formé ; il se produit en même temps de l'hypo-sulfite de potasse, parce que ces métaux ne peuvent absorber l'oxygène, que la potasse abandonne pour se sulfurer.

Oxides.

Les oxides d'étain, de molybdène et de tungstène sont solubles dans les hydrosulfures alcalins ; ce qui fournit un excellent moyen de les séparer des autres oxides métalliques.

Antimoine.

L'oxide d'antimoine, mis en digestion avec la potasse caustique ou avec l'ammoniaque, s'y combine. Une partie de la combinaison se dissout dans l'eau ; mais la plus grande partie reste à l'état de poudre cristalline : cette poudre est soluble dans l'acide muriatique affaibli.

L'oxide d'antimoine, traité par l'hydrosulfure d'ammoniaque, se dissout en partie, et l'autre partie se transforme soit en sulfure, soit en crocus.

L'acide antimonieux se dissout dans le même hydrosulfure avec dégagement d'hydrogène sulfuré et sans se décomposer.

Lorsqu'on traite le sulfure d'antimoine par l'hydrate de potasse humecté, au bout de quelques instans il s'opère une violente réaction ; la masse s'échauffe, et finit par prendre une belle couleur jaune citron. Si on la lave avec de l'eau, elle fournit une solution d'un jaune clair et un résidu pulvérulent d'un beau jaune orange : ce résidu est un mélange de deux combinaisons, l'une, formée d'oxide d'antimoine et de potasse, et l'autre, d'oxide d'antimoine avec le sulfure du

même métal (*crocus antimonii*). En le traitant par l'acide muriatique affaibli, cet acide en sépare la première combinaison et une partie de l'oxide du crocus, et il reste un crocus avec excès de sulfure : ce dernier se dissout en entier dans l'acide muriatique concentré, avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré pur, et lorsqu'on le traite par l'hydrosulfure d'ammoniaque, il brunit et se transforme peu-à-peu en sulfure pur $Sb S^3$ (kermès) sans aucun dégagement de gaz, et une portion de l'antimoine se dissout.

On obtient encore du crocus minéral par la voie humide, en traitant du sulfure d'antimoine soit par du muriate d'antimoine étendu d'eau, soit par l'acide muriatique affaibli, jusqu'à ce qu'il s'en soit dissous une partie, et en mêlant ensuite la solution avec de l'eau.

La solution du sulfure d'antimoine dans la potasse contient une combinaison de sulfure d'antimoine et de sulfure de potassium, et une petite quantité d'oxide d'antimoine combinée avec de la potasse. Elle donne avec les acides un précipité d'un brun foncé (kermès), et il se dégage une proportion d'hydrogène sulfuré correspondant à la partie indissoute d'oxide d'antimoine. Le précipité se dissout dans l'acide muriatique sans résidu et avec dégagement de gaz hydrogène sulfuré pur ; c'est par conséquent le sulfure ordinaire $Sb S^3$.

Lorsqu'on laisse une solution de sulfure d'antimoine dans la potasse exposée à l'air, elle s'altère promptement, sur-tout si elle est chaude et si elle occupe une grande surface. Quand elle contient un excès d'alcali, il se forme de l'antimonite de potasse, ce dont on acquiert la preuve

en mêlant à la liqueur du nitrate de cuivre saturé d'ammoniaque pour en précipiter le soufre et le sulfure d'antimoine, puis de l'acide muriatique, qui y produit un précipité blanc infusible et fixe d'acide antimonieux. Quand la solution est au contraire saturée de sulfure d'antimoine, le métal, l'hydrogène et le potassium absorbent en même temps l'oxygène; le soufre devenu libre se combine au potassium restant, et le sulfure d'antimoine se dépose peu-à-peu; il n'en reste plus dans la liqueur quand celle-ci contient du sulfure de potassium KS^o , parce que ce sulfure ne peut tenir en dissolution aucun sulfure métallique.

Dans l'un et l'autre cas, lorsqu'on sature la dissolution par un acide, il se forme deux précipités successifs, le premier de kermès et le dernier de soufre doré (*auratum antimonii*) d'un beau rouge. Celui-ci se dissout dans l'acide muriatique avec dépôt de soufre et dégagement d'hydrogène sulfuré: c'est le sulfure SbS^4 qui correspond à l'acide antimonieux. Ce sulfure se produit, dans le premier cas, parce que l'hydrogène sulfuré réagit sur l'acide antimonieux, et dans le second cas, parce que l'oxide d'antimoine est réduit par un hydrogène sulfuré ou un sulfure de potassium, qui contient plus de deux atomes de soufre; mais jamais le précipité ne contient d'excès de soufre. On obtient le même sulfure rouge (SbS^4) en mêlant de l'antimonite de potasse avec un hydrosulfure alcalin et un acide.

Le sulfure d'antimoine est soluble dans l'hydrosulfure de potasse neutre avec dégagement d'hydrogène sulfuré; il s'en dissout une plus grande quantité à chaud qu'à froid. La dissolu-

tion est décomposée par l'eau, et elle ne peut jamais contenir 1 atome de sulfure d'antimoine pour 1 atome de sulfure de potassium.

Lorsqu'on fait fondre une partie de sous-carbonate de potasse avec 16 parties de sulfure d'antimoine, il se forme une masse homogène, de couleur gris d'acier, ayant une cassure vitreuse et l'éclat métallique, sans aucun signe de cristallisation, insoluble dans l'eau, friable, facile à pulvériser et donnant une poudre brune foncée. Quand on emploie $2\frac{1}{2}$ de sulfure d'antimoine pour 1 de sous-carbonate de potasse, on obtient une substance brune tirant sur le rouge, bien liquide, et qui est probablement la combinaison saturée de sulfure $KS^2 + 2SbS^3$, mêlée d'un composé d'oxide d'antimoine et de potasse, avec lequel le sulfure peut se fondre en toutes proportions. Enfin lorsqu'on emploie une plus forte proportion de sous-carbonate, la combinaison est moins fusible, et il se sépare de l'antimoine métallique. La production de l'antimoine métallique provient de ce que dans ce cas il se forme de l'acide antimonieux, au moyen de quoi le potassium libre décompose du sulfure d'antimoine pour se saturer de soufre; il n'y a de soufre acidifié dans aucun cas. Il est évident que lorsqu'il se forme de cette manière de l'antimonite de potasse, ce sel n'étant que très-peu soluble dans un liquide qui contient d'autres substances, les acides doivent pouvoir précipiter de la dissolution une plus grande quantité de sulfure rouge d'antimoine après le sulfure brun, lorsque la combinaison a eu lieu par la voie sèche, que lorsqu'on a employé la voie humide; ce qui est confirmé par l'expérience.

La meilleure proportion pour préparer le ker-

mès et le soufre doré paraît être de 1 partie de sous-carbonate de potasse et $2 \frac{1}{2}$ de sulfure d'antimoine.

Quand le sulfure d'antimoine contient du plomb ou d'autres métaux, ces métaux restent soit avec l'antimoine métallique lorsqu'on opère par la voie sèche, soit avec la matière insoluble lorsqu'on opère par la voie humide.

Sulfures
métalliques
et carbonate
de potasse.

La plupart des sulfures métalliques, sur-tout ceux qui sont préparés par la voie humide, se dissolvent dans le carbonate de potasse, sans dégagement de gaz acide carbonique et sans décomposition des sulfures.

Les sulfures de molybdène, de tunstène, d'arsenic et même de fer sont dissous par l'eau lorsque après avoir été précipités d'une dissolution ils sont lavés sur un filtre, et dès que la substance précipitante a été enlevée par l'eau de lavage. Les sulfures d'arsenic et de tunstène sont dissous en jaune, le sulfure de molybdène en brun et le sulfure de fer en vert. Un acide libre s'oppose à la dissolution de ces sulfures.

Sulfure de
carbone.

J'ai démontré dans un mémoire précédent que le sulfure de carbone se combine avec les bases salifiables. Il résulte de ce qui précède qu'il se comporte comme les sulfures métalliques. Les sulfures de potassium et de calcium au minimum humectés le dissolvent très-promptement. Il décompose complètement le carbonate de potasse par la voie sèche; il se forme un double sulfure, qui, traité par l'eau, se transforme en $K S^6$ et en charbon.

Si nous observons les combinaisons des sulfures de potassium avec d'autres sulfures qui viennent d'être examinés, ainsi que le grand

nombre de doubles sulfures déjà connus qui se trouvent dans les entrailles de la terre, et si nous faisons attention que ces combinaisons s'opèrent en vertu de leurs propriétés électro-chimiques opposées, nous reconnaitrons que les sulfures métalliques doivent se combiner entre eux suivant les mêmes lois que les métaux oxidés; c'est-à-dire comme acides et bases, de sorte que, dans les combinaisons du sulfure de potassium avec les sulfures d'arsenic, d'antimoine, d'étain, etc., le sulfure de potassium est électro-positif, ou représente la base; tandis que le sulfure du métal plus électro-négatif joue le rôle d'acide. Aussi avons-nous depuis long-temps appris par les analyses que, même dans les doubles sulfures que présente le règne minéral, le soufre de l'un est ou égal à celui de l'autre, ou un multiple par un nombre entier, conformément à la règle générale pour les proportions de l'oxygène dans les combinaisons entre oxides.

De la combinaison du sélénium et du tellure avec la potasse.

Le sélénium se comporte avec les alcalis et avec les métaux comme le soufre. Il chasse l'acide carbonique des carbonates alcalins, et forme alors un mélange de séléniat de potasse et de séléniure de potassium. Si l'on précipite la dissolution par du nitrate de cuivre sursaturé d'ammoniaque, le séléniat de potasse reste dans la liqueur, et on peut en précipiter le sélénium par l'acide sulfureux. Ainsi la potasse est réduite en potassium même par un corps qui a si peu d'affinité pour l'oxygène que le sélénium, lorsque le potassium a

Sélénium.

le moyen de se combiner avec un autre corps au lieu de son oxygène.

Tellure, Le tellure se dissout aussi dans l'hydrate de potasse lorsqu'il est bouilli en poudre fine, avec une solution concentrée de cet alcali. Sa dissolution présente une couleur rose fort agréable. Il est évident qu'elle contient un mélange de tellurate de potasse et de potassium telluré; mais cette combinaison est si faible que l'eau agit sur elle comme un acide, et en précipite le tellure sous forme de poudre grise:

Il suit de ce qui précède que la combinaison qu'on obtient en faisant dissoudre le potassium telluré dans l'eau, peut tout aussi bien être du potassium telluré qui n'a pas été altéré, que de l'hydrotellure de potasse.

20. *Divers alliages de potassium, et moyen d'enflammer la poudre sous l'eau; par M. Serullas (An. de Ch., t. XXI, p. 197) (1).*

Pour allier aux divers métaux la plus grande proportion possible de potassium, il faut se servir de crème de tartre charbonnée, en la grillant sur un test jusqu'à réduction à-peu-près de la moitié de son poids, et chauffer cette matière mélangée avec une proportion convenable de métal ou d'oxyde pendant deux heures dans un fourneau tirant bien. Il est bon de recouvrir les mélanges d'une légère couche de charbon ou de noir de fumée, et il est essentiel que les creusets soient bien lutés.

Voici les proportions qui m'ont paru les

(1) Voyez deux Mémoires de M. Serullas sur le même sujet : *Annales des Mines*, tome VI, page 127 et tome VII, page 150.

meilleures pour préparer un certain nombre d'alliages :

Porphyriser ensemble 60 de crème de tartre charbonnée, 120 de bismuth et 1 de nitre. Potassium et bismuth.

Cet alliage est très-riche en potassium; dès qu'on le brise, il entre en fusion et brûle. Il peut offrir dans certaines circonstances un excellent moyen de s'assurer si un gaz est parfaitement sec. Il suffit de faire passer sous la cloche contenant le gaz, placée sur le mercure sec, un très-petit fragment de cet alliage; la moindre humidité en détermine le tournoiement.

Porphyriser ensemble 100 d'oxyde d'étain, 60 de crème de tartre charbonnée et 8 de noir de fumée. Potassium et étain.

Porphyriser ensemble 100 de litharge et 60 de crème de tartre charbonnée. L'alliage est d'un blanc argentin; il se brise facilement. Potassium et plomb.

Porphyriser ensemble 100 de crème de tartre charbonnée et 100 d'antimoine, et placer par-dessus ce mélange 100 de cuivre en limaille, mêlé lui-même avec le sixième de son poids d'antimoine. Potassium, cuivre et antimoine.

L'alliage a une teinte violette; il se divise en lames minces, brillantes, demi-ductiles; il est volatil.

On obtient cet alliage en substituant de la grenaille d'argent à la limaille de cuivre. Il est d'un gris d'acier très-éclatant, fragile, très-volatil; il contient beaucoup de potassium. Potassium, argent et antimoine.

Placer au fond du creuset 100 de fer en limaille, et mettre par-dessus 100 de crème de tartre charbonnée, mêlée avec 100 d'antimoine. L'alliage est fragile; il contient beaucoup de potassium. Potassium, fer et antimoine.

Il se volatilise toujours une certaine quantité

de potassium pendant la réduction, et il y a lieu d'espérer que l'on parviendra un jour à préparer ce métal en soumettant ses alliages à une chaleur très-forte dans un appareil convenable.

En augmentant la dose de crème de tartre dans ces divers mélanges, on obtient des pyrophores.

Charbons
fulminans.

On a des charbons fulminans en chauffant, pendant trois heures, un mélange porphyrisé soigneusement de 100 d'émétique, et de 5 de noir de fumée ou de charbon ordinaire en poudre; ou de 100 d'antimoine, 75 de crème de tartre carbonnée et de 12 de noir de fumée. On enduit les parois du creuset d'une légère couche de charbon, pour que la matière n'y adhère pas; et quand l'opération est faite, on laisse refroidir pendant six à sept heures, on retire la masse fulminante sans la briser, et on s'empresse de l'enfermer dans un vase à large ouverture. Avec le temps elle se divise d'elle-même en fragmens plus ou moins gros, et elle se conserve avec toutes ses propriétés pendant des années; si on la retirait du creuset avant qu'elle soit tout-à-fait froide, il y aurait explosion.

Ces charbons fulminans détonnent aussitôt qu'ils sont en contact avec l'eau, et il est facile, par leur moyen, d'enflammer la poudre sous ce liquide.

21. *Analyse du phosphate d'ammoniaque et de soude et du sulfate des mêmes bases; par M. Anatole Riffault (An. de Ch., t. XX, p. 430).*

Le phosphate double d'ammoniaque et de soude, tenu au rouge pendant une demi-heure, perd 0,50634 d'eau et d'ammoniaque.

0,5, décomposés par le deutocide de cuivre,

donnent 32,4 centimètres cubes de gaz azote, qui équivalent à 0,09 d'ammoniaque.

Enfin en précipitant une certaine quantité de sel par le chlorure de barium, puis séparant la baryte excédante par le carbonate d'ammoniaque, évaporant le liquide à siccité et calcinant les sels, on obtient une quantité de chlorure de sodium, qui équivaut à 0,14875 de soude.

D'après cela, le phosphate double est composé de:

Acide phosphor.	0,34491	ou phosphore de soude	0,31989
Soude.	0,14875	phosph. d'ammon.	0,26377
Ammoniaque.	0,09000		
Eau	0,41654	eau.	0,41654
	<hr/>		<hr/>
	1,00000		1,00000

Si maintenant l'on cherche, d'après la théorie, quelle doit être la composition du phosphate d'ammoniaque et de soude, on verra que les nombres qui s'en approchent le plus indiquent:

1 atome de phosphate de soude neutre.	0,31981
1 atome de phosphate d'ammon. neutre.	0,25274
10 atome d'eau.	0,42745
	<hr/>
	1,00000

D'après l'analyse que Fourcroy a faite du sel microscopique que l'on retire de l'urine, il paraît que ce sel est formé de 1 atome de sous-phosphate de soude, 1 atome de sous-phosphate d'ammoniaque et de 3 atomes d'eau: en sorte que par la calcination il doit se transformer en phosphate de soude neutre.

Le sulfate de soude et d'ammoniaque cristallise en beaux cristaux, qui ne s'effleurissent pas à l'air.

Par la calcination, il abandonne de l'ammoniaque, puis de l'acide sulfurique, et il se change en sulfate de soude neutre.

On l'a trouvé composé de

Soude.	0,18550	ou sulfate de soude	0,42239
Ammoniaque.	0,09678	sulfat. d'ammon.	0,51729
Acide sulfurique.	0,45740		
Eau.	0,26032	eau	0,26032
	<hr/>		<hr/>
	1,00000		1,00000

On voit donc que ce sel est formé de 1 atome de soude, 1 atome d'ammoniaque, 2 atomes d'acide sulfurique et 5 atomes d'eau : on trouve en effet dans cette hypothèse :

Soude.	1 at.	0,18016
Ammoniaque.	1 at.	0,09887
Acide sulfurique.	2 at.	0,46193
Eau	5 at.	0,25904
		<hr/>
		1,00000

22. *Note sur la composition du phosphate d'ammoniaque et de magnésie; par M. Anatole Riffaut (An. de Ch., t. XIX, p. 90).*

Pour avoir du phosphate d'ammoniaque et de magnésie bien pur, il faut le dessécher dans le vide; car il se décompose très-aisément : une chaleur de 60° degrés suffit pour en chasser une portion d'ammoniaque sensible à l'odorat.

Par la calcination au rouge blanc, il perd 0,52525 d'eau et d'ammoniaque.

100 parties de sulfate de magnésie donnent 93,353 de ce sel, d'où il résulte qu'il contient 0,16808 de magnésie.

Pour déterminer la proportion d'ammoniaque,

on fit un mélange de 08,500 de phosphate ammoniac-magnésien avec environ dix fois son poids d'oxide noir de cuivre; on l'introduisit dans un tube de verre fermé par un bout, sur ce mélange on mit environ deux fois son poids du même oxide, et enfin on recouvrit celui-ci d'une couche de tournure de cuivre. Le tube fut alors fermé au moyen d'un bouchon traversé par un tube recourbé qui s'engageait sous une cloche. L'appareil ainsi disposé sur un fourneau, on porta peu-à-peu la partie du tube contenant l'oxide de cuivre et la tournure jusqu'au rouge obscur : à cette époque, on commença à chauffer doucement la portion renfermant le mélange, et on éleva graduellement la température jusqu'au rouge : tout dégagement de gaz ayant alors cessé, on laissa refroidir l'appareil, et on mesura le volume gazeux obtenu; il se trouva de 44,85 centièmes cubes, qui, ramenés à la pression et à la température moyennes, représentent en poids 08,05686 de gaz azote, ou 08,06938 d'ammoniaque.

Le phosphate d'ammoniaque et de magnésie contient donc :

Acide phosphorique.	0,30667	ou sous-phosp. de magnésie.	0,32110
Magnésie.	0,16808	sous-phosp. d'ammoniaque.	0,29245
Ammoniaque.	0,13880		
Eau	0,38645	eau.	0,38645
	<hr/>		<hr/>
	1,00000		1,00000

La théorie des proportions chimiques confirme ce résultat, et elle représente ainsi la composition atomique du sel double :

Sous-phosphate de magnésie.	1 at.	0,32042
Sous-phosphate d'ammoniaque.	1 at.	0,29829
Eau	5 at.	0,38129
		<hr/>
		1,00000

Chacun de ces sous-phosphates est composé d'un atome d'acide phosphorique, uni à un atome de base, et le sel double calciné laisse pour résidu du phosphate neutre de magnésie composé de :

Magnésie.	0,35378
Acide phosphorique.	0,64622

1,00000

En mêlant ensemble deux dissolutions saturées à froid de phosphate de soude et de sulfate de magnésie, il se forme de beaux cristaux de phosphate neutre, très-efflorescent et qui contient :

Phosphate anhydre.	1 at. 0,47
Eau.	7 at. 0,53

Quand on tient quelque temps ces cristaux dans l'eau bouillante, le liquide devient acide et il se précipite du sous-phosphate de magnésie à l'état d'une poudre insoluble, retenant encore une proportion d'eau.

D'après l'analyse que j'ai faite du phosphate de baryte et du phosphate d'argent, j'ai trouvé 45,138 pour nombre équivalent de l'acide phosphorique; mais j'ai pris pour base de mon calcul le nombre 45,030, admis par M. Dulong, et qui en diffère très-peu.

23. *Sur un sulfate particulier d'alumine, par M. Phillips (An of Phil., t. IV, p. 280).*

M. Phillips, voulant préparer du sulfate d'alumine, en dissolvant dans l'acide sulfurique de l'alumine précipité de l'alun par le carbonate de soude, jusqu'à ce que l'acide refusât d'en prendre, a obtenu une dissolution saline très-dense,

qui précipitait abondamment par l'eau et même par le repos pendant un long espace de temps, et qui avait encore la singulière propriété, lorsqu'on la chauffait à 60 ou 65°, de devenir épaisse et opaque, et de reprendre peu-à-peu sa transparence à la température ordinaire. La dissolution et le précipité que l'eau y produit ont la même composition et contiennent 40,00 d'acide sur 40,87 d'alumine.

24. *Des sous-nitrates et nitrates acides; par M. Ph. Grouvelle (An. de Ch., t. XIX, p. 137).*

Le sous-nitrate de zinc préparé, soit en évaporant la dissolution de zinc presque à siccité, soit en traitant du nitrate de zinc par une petite quantité d'ammoniaque est composé de 4 atomes d'oxide et d'un atome d'acide.

Zinc.

Le sous-nitrate de fer a la même composition.

Le nitrate de bismuth cristallisé, traité par une grande quantité d'eau, se change en sous-nitrate insoluble, composé de :

Fer.
Bismuth.

Oxide 0,853-2 at.

Acide 0,147-1 at.

Et en nitrate acide, soluble, composé d'un atome d'oxide et 5 atomes d'acide.

Le protonitrate de mercure neutre, traité par l'eau, donne un sous-nitrate, composé de 2 atomes d'oxide noir et de 1 atome d'acide, et une liqueur acide que l'on doit considérer comme une dissolution de sel neutre dans l'acide nitrique.

Mercure.

Le deuto-nitrate de mercure donne un résultat analogue. Le sous-deuto-nitrate de mercure est totalement décomposé par l'eau bouillante, qui entraîne l'acide avec un peu d'oxide.

25. *Sur les oxides de manganèse; par M. P. Berthier, Ingénieur des Mines (An. de Ch., t. XX, p. 186).*

Le manganèse a quatre degrés d'oxidation, indépendamment de celui qui constitue l'acide manganésique dans le caméléon. La composition des quatre oxides a été déterminée avec une très-grande exactitude par MM. Berzelius et Arfvedson.

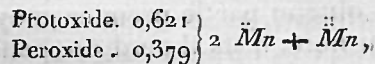
On se procure aisément le protoxide en chauffant à la chaleur blanche le carbonate ou un oxide de manganèse quelconque pur, dans un creuset brasqué de charbon. On peut opérer sur des masses assez considérables, pourvu que l'on chauffe pendant un temps suffisant; la réduction se propage jusqu'au centre des masses par voie de cémentation.

L'oxide rouge résulte de la calcination du deutoxide ou du peroxide: sa nuance varie selon le degré d'agrégation de l'oxide qui a servi à le préparer: lorsque celui-ci est dense, comme le peroxide natif, l'oxide rouge a une couleur foncée presque noire: lorsque l'oxide est au contraire très-divisé, tel que celui que l'on obtient par le moyen du chlore, l'oxide rouge a une couleur claire qui diffère peu de celle du peroxide de fer le plus brillant.

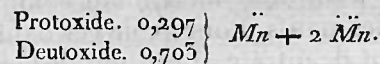
105 de cet oxide ayant été chauffés dans un creuset brasqué de charbon, à la plus haute température que puisse produire une forge d'essai pendant quatre heures, se sont complètement réduits, et ont donné un culot de manganèse métallique du poids de 7^g,34: ce culot était compacte dans sa plus grande partie et un peu sco-

forme à sa surface, très-cassant, et susceptible même d'être réduit en poudre sous le pilon, à cassure grenue et éclatante, et d'un gris beaucoup plus blanc que la fonte de fer. La perte 2,66 indique la proportion de l'oxigène: elle est un peu plus faible que celle qu'a trouvée M. Berzelius, probablement parce que le manganèse retient une petite quantité de carbone en combinaison comme le fer, etc.

L'acide nitrique concentré et bouillant agit promptement sur l'oxide rouge de manganèse; il le brunit d'abord, et si l'on fait bouillir pendant quelque temps, le résidu devient d'un noir parfait. Ce résidu n'est point du deutoxide, mais du peroxide, ainsi que M. Gay-Lussac l'avait observé; car, après avoir été bien desséché, il perd, par une forte calcination, 0,10 à 0,12 de son poids, tandis que le deutoxide ne perdrait que 0,033. La proportion qu'on en obtient est telle qu'elle produit par la calcination une quantité d'oxide rouge égale aux 0,35 de l'oxide employé. Il me semble, d'après cela, qu'il est beaucoup plus naturel de considérer l'oxide rouge comme composé de deux atomes de protoxide et d'un atome de peroxide, ou de:



que de le regarder comme formé d'un atome de protoxide et de deux atomes de deutoxide, ou de:



Je suis d'autant plus porté à préférer la première supposition que le peroxide a déjà été

trouvé jouant le rôle d'acide dans les minerais de manganèse barytiques, et qu'il est conforme à l'analogie que cet oxide ait plus de tendance à jouer ce rôle que le deutoxide. Au surplus, on peut représenter la composition de l'oxide rouge par la formule $Mn \frac{2}{3}$, qui est indépendante de toute hypothèse.

Il est assez difficile d'obtenir soit le deutoxide, soit le peroxide parfaitement pur : l'un de ces oxides est presque toujours mélangé avec une petite proportion de l'autre; mais ils existent isolément parmi les minéraux.

Pour obtenir le deutoxide, il faut chauffer le nitrate de manganèse au rouge sombre pendant un temps assez long pour décomposer tout le peroxide, et maintenir la température à ce degré, afin que le deutoxide ne puisse pas se décomposer lui-même. L'acide nitrique concentré attaque assez facilement cet oxide, et le change en protoxide, qui se dissout, et en peroxide qui forme un résidu.

Il y a deux manières de préparer le peroxide : 1°. en traitant l'oxide rouge par l'acide nitrique concentré et bouillant, comme il a été dit plus haut; 2°. en décomposant le nitrate par la chaleur. L'oxide obtenu par le premier moyen est d'un très-beau noir; mais il perd un peu d'oxigène lorsqu'on le dessèche trop fortement.

Le nitrate de manganèse, chauffé graduellement jusqu'au rouge naissant, donne un oxide tenace, dur, d'un noir métalloïde comme certains peroxides natifs. Pour avoir cet oxide bien pur et exempt de nitrate, il est bon de le broyer, de le laver avec de l'acide nitrique concentré à chaud et de le calciner de nouveau avec précau-

tion en l'agitant continuellement. Il perd par la calcination 0,118 à 0,120 d'oxigène, en se transformant en oxide rouge. Il abandonne déjà de l'oxigène à la chaleur rouge sombre, et lorsqu'on le tient exposé à cette température pendant un temps suffisant, il finit par se transformer en totalité en deutoxide. Le peroxide natif se comporte absolument de la même manière dans les mêmes circonstances. Du peroxide cristallisé d'Allemagne, et perdant 0,12 à 0,13 de son poids par une forte calcination, ayant été chauffé pendant une demi-heure au rouge sombre, n'a plus perdu ensuite par la calcination que 0,06 : il était devenu brun sans avoir perdu de son éclat métallique; il n'était qu'en partie changé en deutoxide.

L'acide nitrique, même concentré, est sans action à froid sur le peroxide de manganèse; mais à la chaleur de l'ébullition, il en dissout une petite quantité, qu'il ramène à l'état de protoxide avec dégagement de gaz oxigène. Après une heure d'ébullition, la portion dissoute s'élève au plus aux 0,06 de l'oxide employé.

L'oxide rouge, le deutoxide et le peroxide de manganèse sont très-facilement ramenés à l'état de protoxide par le charbon; il suffit pour cela de les chauffer dans un creuset brasqué à la chaleur blanche. En opérant sur un oxide en morceaux, on peut facilement déterminer la quantité d'oxigène qui se dégage. J'ai fait cette expérience sur du peroxide métalloïde de Crettnich : un morceau de ce minéral, pesant 20g, et que je savais contenir, 1g de gangue pierreuse, 0g,2 d'eau, et par conséquent 18g,80 de peroxide pur, ayant été chauffé dans un creuset brasqué, s'est réduit à 15g,38, et s'est transformé entièrement en pro-

toxide sans se désagréger : en retranchant de la perte 3g,62, les 0g,2 d'eau, il reste, 3g,42 d'oxygène qui proviennent de 18,80 de peroxide; ce qui équivaut à 0,1802 : or, d'après les expériences de M. Berzelius, cette quantité d'oxygène devrait être de 0,1799. Il est impossible d'obtenir deux résultats plus rapprochés.

Ainsi le peroxide perd 0,18 d'oxygène en se transformant en protoxide, et 0,12 en se transformant en oxide rouge, et l'oxide rouge contient 0,734 au plus de métal. Ces données suffisent pour déterminer la composition des trois oxides, et font voir que cette composition est exactement telle que MM. Berzelius et Arfvedson l'ont déterminée. Je n'ai fait aucune expérience sur le deutoxide.

Lorsque l'on fait passer un courant de chlore à travers de l'eau qui tient en suspension du carbonate de manganèse récemment précipité ou même simplement pulvérulent, ce carbonate brunit promptement, l'acide carbonique s'en dégage, et il se forme du muriate de manganèse et un hydrate ayant pour base un oxide supérieur au protoxide. Si l'on fait passer dans la liqueur un tel excès de chlore qu'après vingt-quatre heures de repos elle en contienne encore de libre, l'hydrate formé est à base de peroxide : si, au contraire, on n'emploie pas assez de chlore pour faire disparaître tout le carbonate, il peut ne se former que de l'hydrate de deutoxide; mais le plus souvent on obtient un mélange des deux hydrates, parce qu'il arrive que le chlore agit sur le deutoxide avant d'avoir pu pénétrer jusqu'au centre des petits grains de carbonate pour en opérer la décomposition.

On sépare aisément le carbonate de manganèse qui peut rester mélangé avec l'un ou l'autre hydrate au moyen de l'acide acétique ou de l'acide nitrique affaibli, qui n'attaquent aucunement ces hydrates à froid.

Les deux hydrates ont le même aspect : ils se présentent sous la forme d'une poudre volumineuse, très-légère, remplie de petites paillettes brillantes. Cette poudre, égouttée sur un filtre, retient une très-grande quantité d'eau. Par la dessiccation au bain-marie, elle ne diminue pas de volume et ne s'agglomère pas : elle est d'un brun foncé et très-tachante.

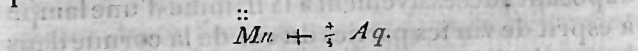
Pour en faire l'analyse, j'en ai d'abord fortement calciné une certaine quantité, ce qui m'a donné la proportion d'oxide rouge produit et la proportion de l'eau et de l'oxygène dégagés; puis j'en ai distillé une autre portion dans une petite cornue de verre, que j'ai chauffée graduellement jusqu'au rouge naissant, et à laquelle j'avais adapté un tube de verre très-léger et bien sec. J'ai forcé toute l'eau à se condenser dans ce tube, en exposant successivement à la flamme d'une lampe à esprit de vin les parties du col de la cornue dans lesquelles j'apercevais des gouttelettes de liquide. Le tube ayant été exactement pesé d'avance, il n'a fallu qu'en prendre de nouveau le poids après l'opération, pour avoir la proportion exacte de l'eau. Pour vérification, j'ai recueilli le résidu de la distillation, je l'ai pesé et je l'ai amené à l'état d'oxide rouge par une calcination convenable. J'ai trouvé que pendant la distillation il se dégage du quart au tiers de la quantité d'oxygène que l'oxide peut perdre pour se transformer en oxide rouge. Le gaz oxygène commence à se dégager en

même temps que l'eau, même à la chaleur sombre : on peut s'en assurer en chauffant à cette température une certaine quantité d'hydrate dans un tube étroit ; l'eau commence à peine à se déposer sur les parois du tube que celui-ci se trouve rempli de gaz oxigène.

L'hydrate préparé avec un excès de chlore et bien desséché dans une étuve chauffée par de la vapeur d'eau, m'a donné, pour résultat moyen d'un grand nombre d'expériences :

Oxide rouge....	0,77
Oxigène.....	0,11
Eau.....	0,12

Or, d'après M. Berzelius, 0,770 d'oxide rouge et 0,106 d'oxigène forment du peroxide; l'hydrate analysé est donc un hydrate de peroxide; mais cet hydrate ne contient pas l'eau dans un rapport atomique très-simple : effectivement on trouve que l'eau renferme une quantité d'oxigène égale à celle qui se dégage par la calcination : or, cette quantité est le tiers de celle que contient le peroxide. La formule de l'hydrate est donc :



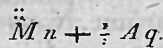
Les hydrates préparés avec une quantité de chlore insuffisante pour les amener à l'état d'hydrate de peroxide, et purgés de carbonate de manganèse au moyen de l'acide nitrique faible, m'ont tous donné à-peu-près 0,12 d'eau, et de 0,04 à 0,8 d'oxigène : ce sont donc des mélanges, ainsi que je l'ai annoncé plus haut. L'hydrate de deutoxide pur ne devrait donner qu'environ 0,03 de ce gaz.

Lorsqu'on fait bouillir de l'acide nitrique un peu concentré sur de l'hydrate de deutoxide ou

sur de l'hydrate de peroxide de manganèse, il s'en dissout une partie avec dégagement d'oxigène, et il se forme un hydrate de peroxide qui contient moins d'eau que celui qui est produit immédiatement par le chlore. Ce nouvel hydrate, bien lavé et desséché à l'étuve, est en morceaux compactes, tenaces, faisant pâte sous le pilon, à cassure terreuse et d'un noir un peu brun. Je l'ai trouvé composé de :

Oxide rouge....	0,846
Oxigène.....	0,115
Eau.....	0,045

Il paraît donc contenir trois fois moins d'eau que le premier ; cependant l'analyse s'approche également de la composition qui est exprimée par la formule :



26. *Nouveau moyen de préserver de la rouille tous les ustensiles de fer et d'acier ; par Arthur Aikin.*

On fait fondre du caoutchouc dans un vase fermé; il se fond à-peu-près à la même température que le plomb. Lorsqu'il est fluide, on le remue avec un agitateur horizontal, dont le manche s'élève au-dessus du couvercle pour empêcher qu'il ne brûle au fond. On l'étend sur le fer ou sur l'acier comme un vernis : après qu'on l'a laissé convenablement sécher, il est ferme et ne s'altère plus à l'humidité. On peut l'enlever aisément en se servant d'un pinceau très-doux, trempé dans de l'huile de térébenthine chaude.

M. Perkins a perfectionné ce procédé en dissolvant le caoutchouc dans de l'huile de thérébenthine.

27. *Sur la cristallisation du carbure de fer.*

Le D^r. Clarke a vu à Borrowdale des morceaux de carbure de fer polyédriques, qui le portent à croire que la forme de cette substance est le prisme oblique à base rhomboïdale, et que le grand angle de la base est de 118° .

28. *Sur les alliages de l'acier; par MM. Stodart et Faraday (An. de Ch., t. XXI, p. 62).*

Nous avons préparé en grand, pour les employer dans les arts, les alliages de l'acier avec l'argent et avec le platine, et nous avons essayé de nouvelles combinaisons dans le laboratoire; savoir, de l'acier avec le palladium, le rhodium, l'osmium et le chrome. Nous avons l'intention d'allier aussi le titane avec l'acier; mais « nous n'avons pas encore trouvé un creuset capable de résister à la haute température nécessaire pour réduire complètement l'oxide de titane, ou plutôt nous sommes disposés à demander si on a jamais réduit ainsi ce métal. »

La meilleure proportion pour combiner l'argent avec l'acier est de $\frac{1}{500}$, et pour les autres métaux de $\frac{1}{100}$. L'alliage d'argent est plus dur que le meilleur acier fondu; l'alliage de platine est moins dur que l'alliage d'argent, mais il a beaucoup plus de corps. Les alliages de rhodium, de palladium sont aussi très-bons. Parties égales d'acier et de rhodium donnent un alliage fusible, qui prend un poli de la plus rare beauté et qui ne se ternit pas à l'air; il serait très-propre à faire des miroirs. L'acier allié avec 0,01 à 0,03 de chrome est extrêmement dur, aussi malléable

que le fer, et donne un très-beau damassé, que la chaleur seule rétablit lorsqu'on l'a fait disparaître en polissant l'acier.

Ces divers alliages ne sont pas également attaqués par les acides. Voici l'ordre dans lequel ils le sont le moins par l'acide sulfurique: l'acier, l'alliage de chrome, ceux d'argent, d'or, de nickel, de rhodium, d'iridium, d'osmium, de palladium et de platine. Avec l'acier, l'action de l'acide est à peine perceptible. L'alliage d'argent ne donne que très-peu de gaz. L'alliage de platine se dissout avec une grande rapidité; il se dissout également bien dans l'acide acétique et même dans les acides oxalique et tartrique.

Les alliages durcis par la trempe donnent, lorsqu'on les soumet à l'action de l'acide sulfurique affaibli, une poudre carbonacée métallique noire, et les mêmes alliages non trempés se recouvrent d'une couche épaisse d'une substance métallique grise, tendre, douce au toucher, qui ressemble à la plombagine. L'eau n'altère pas cette dernière matière; mais l'air la décolore et oxide le fer: lorsqu'on la fait bouillir dans l'acide, elle est réduite au même état que la poudre obtenue des alliages durs. La poudre noire s'enflamme à l'air à la température de 150 à 200° , et brûle, comme le pyrophore, avec beaucoup de fumée, ou avec flamme, si on l'allume. Le résidu est de l'oxide de fer mêlé au métal allié: ces mêmes poudres, traitées par l'acide nitrique, laissent des résidus noirs qui détonnent par la chaleur.

Pour analyser ces différens alliages, on les dissout dans l'acide sulfurique affaibli: il reste un sédiment noir composé d'hydrogène, de carbone, de fer, et du métal allié; on grille ce sédiment, et

ou traite le résidu par l'acide muriatique. Il reste un mélange ou une combinaison du métal allié avec un peu de fer, dont on fait l'analyse par les moyens connus.

C'est un fait remarquable que, lorsqu'on emploie le fer au lieu de l'acier avec les différens métaux dont nous avons fait mention, les alliages sont beaucoup moins sujets à l'oxidation : ces combinaisons prennent de la dureté à la trempe. Il n'est pas improbable qu'il y ait d'autres corps que le charbon qui puissent donner au fer les propriétés de l'acier; cependant nous ne sommes pas d'accord avec M. Boussingault, relativement au rôle qu'il fait jouer à la silice ou à sa base.

29. *Sur l'amalgamation du cobalt* (Journ. de Phys., t. LXXXIV, p. 167).

On sait que l'arsenic peut s'amalgamer; mais je ne crois pas que l'on ait observé à quel point ce métal peut influer sur l'union d'autres métaux avec le mercure, et entre autres, du cobalt, du nickel et du fer, que jusqu'ici on n'a pu amalgamer à l'état de pureté.

Voulant soumettre à l'amalgamation un morceau de cobalt gris argentifère, mêlé de kupfernichel, j'en pulvérisai 17 onces, et j'y ajoutai peu-à-peu du mercure en broyant dans un mortier de fer. Après avoir employé 18 onces de mercure, je vis la *pella* se former; je lavai l'amalgame, et j'obtins 22 onces de *pina* ou d'amalgame sec; le fond du mortier ainsi que le pilon étaient alliés avec une grande quantité de mercure.

Je séparerai le mercure de mon amalgame par

la chaleur, et il resta une masse métallique pesant 10 onces $\frac{1}{2}$: elle était d'un beau blanc argentin, elle répandait une très-forte odeur d'ail par le grillage, et elle contenait principalement du cobalt et du nickel.

Un cobalt gris, mêlé de kupfernichel et de quartz d'Allemon, et contenant tout au plus 0,02 d'argent, m'a présenté absolument le même phénomène.

30. *Expériences sur les combinaisons du nickel avec l'oxigène et les corps combustibles non métalliques; par M. S.-L. Lassaing* (An. de Ch., t. XXI, p. 255).

Pour déterminer la composition du protoxide de nickel, j'ai pris un gramme de nickel pur et purgé de cobalt par le procédé de M. Laugier, je l'ai dissous dans l'acide nitrique; j'ai évaporé la dissolution, et j'ai calciné le résidu dans un creuset de platine pesé d'avance; j'ai trouvé l'oxide formé de :

Nickel.	0,8555	100
Oxigène.	0,1667	20

Protoxide-

D'après cela, un atome de nickel pèse 5.

On obtient le deutoxide en faisant passer un courant de chlore à travers de l'eau tenant en suspension de l'hydrate de protoxide: cet oxide, parfaitement sec, abandonne 0,142 d'oxigène; c'est-à-dire presque exactement la moitié de ce qu'il en contient: d'après cela, il est composé de:

Nickel.	0,718	100
Oxigène.	0,282	39,44

Deutoxide.

Le sulfure préparé directement a l'aspect de la pyrite martiale, et il est très-cassant. Il est

Sulfure.

inattaquable par les acides sulfurique et muriatique: je l'ai analysé en le calcinant avec le nitre, et j'y ai trouvé :

Nickel.	0,707	100
Soufre.	0,293	41,3

Il contient probablement un atome de chaque élément.

Chlorure. Le protochlorure de nickel est vert-jaunâtre; il est composé de :

Nickel.	0,526	100
Chlore.	0,474	90

Lorsqu'on le chauffe dans une cornue, il se décompose en deux parties: l'une, d'une couleur verte olivâtre, reste au fond de la cornue; l'autre, cristallisée en petites paillettes légères, brillantes, d'un jaune d'or, se sublime et s'attache à la voûte: cette dernière est insoluble dans l'eau, et indécomposable par l'acide sulfurique; elle est formée de :

Nickel.	0,533	100
Chlore.	0,667	200

Le deutochlorure, composé de 1 atome de métal et 2 atomes de chlore, contiendrait :

Nickel.	100
Chlore	180

Iodure. L'iodure s'obtient facilement en chauffant dans un tube le nickel avec l'iode: il se produit une substance brune, fusible, soluble dans l'eau, qu'elle colore en vert léger, et qui consiste en

Nickel.	0,288	100
Iode.	0,762	320

Ou un atome de chaque élément.

31. *Sur une très-belle couleur verte par M. Henry Braconnot (An. de Ch., t. XXI, p. 53).*

M. Noël, manufacturier de papiers peints, à Nancy, emploie une couleur verte superbe, qu'il n'a pu se procurer jusqu'à présent qu'en la faisant venir de Schweinfurt. J'ai reconnu que cette couleur est un composé triple d'oxide de cuivre, d'acide arsénieux et d'acide acétique, et je suis parvenu à l'imiter en suivant le procédé que je vais décrire.

Je fais dissoudre dans une petite quantité d'eau chaude six parties de sulfate de cuivre; d'une autre part, je fais bouillir dans l'eau huit parties d'oxide d'arsenic avec huit parties de potasse du commerce, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. Je mêle peu-à-peu de cette dissolution chaude avec la première, en agitant continuellement, jusqu'à ce que l'effervescence ait entièrement cessé: il se forme un précipité jaune verdâtre sale fort abondant; j'y ajoute une quantité d'acide acétique, telle qu'il y en ait un léger excès sensible à l'odorat: peu-à-peu le précipité diminue de volume, et au bout de quelques heures, il se dépose spontanément au fond de la liqueur, entièrement décolorée, une poudre d'une contexture légèrement cristalline et d'un très-beau vert; je lave cette poudre avec une grande quantité d'eau bouillante, etc. Il m'a semblé que lorsqu'on ajoute au mélange, avant que le beau vert se soit manifesté, une petite quantité de ce dernier, il en favorise la production plus promptement.

32. *Couleur verte, découverte par M. Villich* (Bulletin de la Société d'Encouragement, t. XXI, p. 294).

En ajoutant à une décoction de tabac une dissolution de sulfate de cuivre, et en précipitant celle-ci par la potasse, on obtient, suivant M. le docteur Villich, un précipité qui, étant séché, est de couleur vert clair, et qui, mêlé avec de l'huile de lin, prend une teinte vert-émeraude fort belle: cette couleur résiste à l'action de l'eau, de l'alcool et de l'éther.

33. *Moyen de se procurer le cadmium en plus grande quantité qu'on ne l'a obtenu jusqu'à présent; par M. W. Herapath* (Annals of Philos.).

Dans les environs de Bristol, on réduit l'oxide de zinc par une espèce de distillation, en l'introduisant avec du charbon dans un pot couvert à sa partie supérieure, mais muni d'un tube qui traverse son fond et qui pénètre dans la voûte placée sous le fourneau: immédiatement au-dessous de cette voûte, se trouve un vase rempli d'eau, et un tube mobile, qui se réunit au premier, vient aboutir tout près de la surface de l'eau.

Les ouvriers ne réunissent les deux tubes que lorsqu'ils ne remarquent plus de fumée brune, et qu'elle est remplacée par une flamme bleue. La fumée est due à la combustion du cadmium: l'oxide qui en provient s'attache à la partie supérieure de la voûte, mais en plus grande quantité immédiatement au-dessus de l'orifice par lequel il s'échappe; il est mêlé avec de la suie, du sulfure de cadmium et de l'oxide de zinc: ce su-

blimé renferme jusqu'à 0,20 de cadmium. Je ne doute pas que si l'on plaçait le premier tube mobile immédiatement après avoir chargé les pots, et que l'on mit à part les premières livres de zinc, on en extrairait beaucoup de cadmium. Le cadmium fondu a une densité de 8,677.

34. *Manière de découvrir de très-petites quantités de mercure; par James Smithson* (Annals of Philosophy).

Tous les oxides et les composés salins de mercure, mis sur l'or dans une goutte d'acide muriatique avec un morceau d'étain, fournissent promptement un amalgame d'or.

On peut essayer ainsi une particule de sublimé corrosif, ou une seule goutte de sa dissolution, et dans ce cas l'addition de l'acide muriatique est inutile.

35. *Sur le parti qu'on pourrait tirer du sulfate de plomb dans les arts; par M. P. Berthier, ingénieur des Mines* (An. de Ch., t. XX, p. 275).

Depuis long-temps on prépare l'acétate d'alumine dont on fait usage dans les fabriques d'indienne, en mêlant ensemble de l'alun et de l'acétate de plomb. De ce mélange il résulte en même temps du sulfate de plomb très-pur; mais jusqu'ici on n'a tiré aucun parti de ce sel: les fabricans les plus instruits se sont contentés de le mettre en réserve, prévoyant bien que tôt ou tard il aurait de la valeur, et quelques-uns en possèdent maintenant des amas considérables. Je me propose, dans cet article, de faire connaître plusieurs moyens d'utiliser cette matière.

On pourrait réduire le sulfate de plomb, soit en plomb, soit en oxide de plomb purs; on pourrait l'employer dans les usines où l'on a de la galène à traiter pour désulfurer cette substance; on pourrait aussi le substituer à l'alquifoux pour vernisser les poteries communes, ou au minium pour faire le verre dont on recouvre la faïence blanche dite *terre de pipe*, et même pour préparer le plus beau cristal; enfin il serait possible de recueillir le gaz acide sulfureux qui résulte presque toujours de sa décomposition, et de convertir ce gaz en acide sulfurique.

On se fera une idée de la valeur qu'aurait le sulfate de plomb relativement à ces différens usages en faisant attention à sa composition; il contient :

	plomb 0,6829	} oxide de plomb. 0,7356
	oxig. 0,0527	
0,2110	oxig. 0,0527	} oxigène 0,0527
	oxig. 0,1054	
	soufre 0,1061	} sulfureux 0,2115
		} acide sulfurique. 0,6442

D'après le prix actuel des marchandises, on voit que 100 kil. de ce sel renferment pour 48 fr. de plomb, pour 50 fr. d'oxide de plomb, pour 4 fr. 25 cent. de soufre, et pour 13 fr. d'acide sulfurique.

Réduction de sulfate de plomb en plomb.

Lorsqu'on chauffe à la simple chaleur rouge, soit du sulfate de plomb pur dans un creuset brasqué, soit du sulfate de plomb mélangé d'une quantité suffisante de charbon en poudre dans un creuset nu ou dans une cornue de terre, il se réduit totalement : la moitié de l'acide sulfurique qu'il contient se transforme en acide sulfureux, et le plomb forme un sous-sulfure avec le soufre qui

provient de l'autre moitié. L'acide sulfureux entraîne avec lui une certaine quantité de sous-sulfure à l'état de vapeur; mais cette quantité est très-petite et s'élève à peine aux deux centièmes du poids du culot. Lorsque, dans les mêmes circonstances, on élève la température au-dessus de la chaleur rouge, le sous-sulfure se décompose lui-même et se change en un autre sulfure qui se volatilise, et en plomb qui reste mélangé au sous-sulfure non décomposé. La perte de plomb par volatilisation est d'autant plus grande que l'on chauffe plus fortement et pendant plus long-temps. Les expériences suivantes justifient ces assertions.

100 gr. de sulfate de plomb mêlés de 9 gr. de charbon ont été chauffés dans une cornue de terre, au bec de laquelle on avait adapté un tube de verre plongeant dans un flacon rempli d'eau; le dégagement de gaz a duré une demi-heure : au bout de ce temps, on a démonté l'appareil, et on a trouvé au fond de la cornue une masse scoriforme de sous-sulfure de plomb qui retenait encore environ un demi-centième de son poids de sulfate. L'eau ne contenait que de l'acide sulfureux; le tube de verre était tapissé d'une couche mince de sulfure de plomb grenu et cristallin.

10 gr. de sulfate de plomb chauffés dans un creuset brasqué au fourneau de calcination pendant un quart d'heure, ont produit une masse métallique scoriforme pesant 7g,1, et composée de 0g,4 de soufre et 6g,7 de plomb. Le sulfate de plomb ne contenant que 0,683 de métal, on voit qu'il ne s'en est volatilisé que fort peu pendant l'opération.

10 gr. de sulfate de plomb traités de la même

manière, mais chauffés pendant une demi-heure au fourneau de calcination muni d'un tuyau d'aspiration, ont donné un culot pesant 6^g,3.

Enfin, dans une troisième expérience, le creuset étant resté au feu pendant trois quarts d'heure, on a obtenu un culot demi ductile pesant seulement 5^g,3.

D'après ces expériences on voit qu'en chauffant au four à réverbère, à une chaleur modérée, du sulfate de plomb mélangé de charbon dans la proportion d'un dixième de son poids au moins, on le réduirait en sous-sulfure sans éprouver de perte notable. Cette opération, facile à exécuter, coûterait fort peu. En traitant ensuite le sous-sulfure par l'un des procédés que l'on applique à la galène, on en extrairait le plomb très-aisément.

Mais il y a un moyen plus simple encore et en même temps plus économique de réduire le sulfate de plomb en plomb métallique pur.

On sait, par les expériences de M. Guényveau, que le sulfate et le sulfure de plomb se décomposent réciproquement, et M. Puvis a fait voir que lorsqu'on mélange ces deux substances dans une proportion convenable, il en résulte du plomb pur. Le sulfate et le sous-sulfure réagissent l'un sur l'autre de la même manière, et peuvent aussi produire du plomb pur; c'est ce que prouve l'expérience suivante: 20 gr. de sulfate et 29 gr. de sous-sulfure ayant été chauffés jusqu'à la chaleur blanche dans une cornue de terre, il s'en est dégagé une quantité considérable d'acide sulfureux de la plus grande pureté, et il est resté au fond de la cornue un culot de plomb ductile pesant 38 gr., et recouvert d'une couche mince d'oxide vitrifié: le mélange contenant 40 gr. de métal, on

voit qu'il n'en est resté que la vingtième partie à l'état d'oxide. Maintenant si l'on chauffe du sulfate de plomb avec une quantité de charbon insuffisante pour le réduire tout entier en sulfure, le sulfure formé ne tardera pas à réagir sur le sulfate non décomposé: or, si l'on fait en sorte que ces deux substances se trouvent, après l'action du charbon, dans le rapport de 29 à 20, le produit définitif de l'opération devra être du plomb pur. C'est effectivement ce qui arrive lorsque l'on mêle au sulfure de plomb les 0,06 de son poids de charbon (1). J'ai fait l'expérience sur 100 gr. de sulfate, et j'ai obtenu un culot métallique pesant 63 gr., recouvert par une légère couche d'oxide fondu. La réduction n'a pas été tout-à-fait complète, parce qu'une portion du sous-sulfure s'est soustraite à l'action de l'oxide en se mêlant au plomb; aussi celui-ci était-il un peu aigre: mais on l'a rendu parfaitement ductile en le fondant avec 0,02 à 0,03 de son poids de limaille de fer; ce qui prouve qu'il retenait encore environ 0,01 de soufre.

Cette opération se ferait fort bien en grand dans un fourneau à réverbère, et elle serait peu dispendieuse: on laisserait reposer le plomb en fusion pendant quelque temps dans les bassins de réception; il s'en séparerait une matre que l'on désulfurerait en la chauffant avec du sulfate, et l'on fondrait au fourneau à manche les scories que l'on retirerait du fourneau à réverbère. Je crois que le meilleur parti que l'on puisse tirer

(1) Cette proportion de charbon est celle qui est nécessaire pour réduire l'oxide de plomb et pour convertir l'acide sulfurique en acide sulfureux. En ajoutant moitié en sus, on décompose totalement l'acide sulfureux et on obtient un sulfure.

du sulfate de plomb serait de le traiter par ce procédé. On en retirerait aisément, et avec peu de dépense, 0,65 à 0,66 de plomb, et ce plomb serait certainement très-recherché à cause de sa grande pureté : effectivement il ne contiendrait qu'une trace insignifiante d'argent, et il ne renfermerait pas un atôme de cuivre, de zinc, ni d'antimoine, métaux qui par leur mélange altèrent souvent la ductilité des plombs du commerce.

Conversion du sulfate de plomb en oxide.

Le sulfate de plomb se convertit en oxide pur lorsqu'on le chauffe à la chaleur blanche, après l'avoir mélangé avec une proportion de charbon seulement suffisante pour transformer l'acide sulfurique qu'il contient en acide sulfureux, ou pour former une quantité de sous-sulfure moitié moindre que celle qui se produit quand on réduit le sulfate en plomb. J'ai trouvé par l'expérience que la proportion de charbon qu'il faut employer est de 0,03. L'oxide que j'ai obtenu par ce moyen était parfaitement homogène, compacte, vitreux, transparent et d'un beau jaune de résine. Ainsi, à l'aide du charbon seul, on peut à volonté convertir le sulfate de plomb en sous-sulfure, en plomb ou en oxide pur.

Le plomb métallique décompose facilement aussi l'acide sulfurique que contient le sulfate de plomb, et change par conséquent celui-ci en oxide, en s'oxidant lui-même. On trouve par le calcul que la proportion de plomb à employer doit être les 0,68 du poids du sulfate : en employant cette proportion, j'ai effectivement obtenu un oxide très-pur, et il n'est resté au fond du creuset qu'un

très-petit grain de plomb métallique. Si l'on se servait de plomb argentifère, l'argent resterait avec la petite portion de plomb non oxidé, et l'opération équivaldrait à un affinage.

Pour réduire le sulfate de plomb en oxide, on pourrait encore substituer au plomb soit de la galène, soit du sous-sulfure. L'addition de 75,3 de sous-sulfure à 10 gr. de sulfate m'a parfaitement réussi, ainsi que le calcul le faisait présumer.

Extraction de l'acide sulfureux.

Il serait possible d'opérer en grand la décomposition du sulfate de plomb dans des vases clos, tels que des tuyaux de terre ou même des tuyaux de fonte, et par conséquent de recueillir le gaz acide sulfureux qui résulte de cette décomposition : en faisant passer ce gaz dans des chambres de plomb remplies de vapeur nitreuse, on le convertirait en acide sulfurique. Si l'on employait le charbon pour réduire le sulfate de plomb, l'acide sulfureux qui se dégagerait serait mêlé d'un poids presque égal au sien d'acide carbonique et les chambres se trouveraient promptement pleines de gaz. Pour éviter cet inconvénient, il faudrait réduire d'abord deux parties de sulfate de plomb en sous-sulfure par le moyen du charbon dans un fourneau à réverbère, et chauffer ensuite ce sous-sulfure dans des tuyaux avec une partie de sulfate de plomb. En suivant cette méthode, on extrairait en définitive du sulfate de plomb les deux tiers de l'acide sulfureux qu'il est susceptible de produire.

Pour retirer la totalité de cet acide à l'état de pureté, il faudrait décomposer le sulfate de plomb par le plomb, par la galène ou par la ferraille

employée dans la proportion de 0,15; mais je dois faire observer que le soufre est maintenant à si bas prix, qu'il est douteux que l'on puisse extraire avec profit l'acide sulfureux du sulfate de plomb, au moins par ces procédés.

Traitement de la galène par le sulfate de plomb.

Dans une usine où l'on aurait à traiter à-la-fois de la galène et du sulfate de plomb, il y aurait beaucoup d'avantage à mélanger ensemble ces deux substances, parce que l'on économiserait par-là tous les frais du grillage de la galène. Pour que la réduction et la désulfuration fussent complètes, il faudrait que le mélange se composât de 79 de galène sur 100 de sulfate de plomb, il en résulterait environ 137 de plomb métallique. Si la galène était argentifère, il conviendrait d'en mettre une proportion moindre dans le mélange, par exemple, 50 pour 100 de sulfate, afin d'enrichir le plomb d'œuvre et d'en diminuer la quantité. De quelque manière que ces mélanges soient faits, ils devraient être traités au fourneau à réverbère absolument de la même manière que la galène pure. (*Voyez, à ce sujet, le Mémoire de M. l'Ingénieur Puvis, Ann. des Min., t. II, p. 301.*)

Décomposition du sulfate de plomb par la silice.

Le sulfate de plomb est indécomposable par la chaleur seule; mais il y avait lieu de supposer qu'il serait facilement décomposé par la silice et par toutes les substances susceptibles de se vitrifier avec l'oxide de plomb. L'expérience a confirmé cette supposition.

J'ai mêlé 16 gr. de cristal de roche réduit en poudre impalpable, avec 11 gr. de sulfate de plomb; j'ai placé le mélange dans un petit creuset de Hesse exactement pesé, et j'ai renfermé celui-ci dans un autre creuset bien luté. J'ai chauffé le tout pendant une heure, en graduant la température jusqu'à la porter à 60° pyrométriques. Le petit creuset ayant été pesé de nouveau, j'ai trouvé que son poids avait diminué de 38,3 : or, cette perte correspond à-peu-près aux 28,9 d'acide sulfurique que contenaient les 11 gr. de sulfate de plomb employés : ce sel avait donc abandonné tout son acide. La matière qui restait dans le creuset formait un émail spongieux, translucide et d'un très-beau blanc. J'ai répété l'expérience avec des proportions variées de quartz et de sulfate de plomb, il y a toujours eu décomposition. Avec 4 de quartz et 12 de sulfate, 4 de quartz et 6 de sulfate, j'ai obtenu des verres compactes, parfaitement transparens, d'un jaune de miel ou d'un jaune de soufre. Avec 4 de quartz et 3 de sulfate, je n'ai obtenu qu'un émail spongieux, même à la température de 150° pyrométriques. Il y a eu encore décomposition du sulfate de plomb, et vitrification à la température de 60°, en employant parties égales de ce sel et d'un mélange d'argile et de chaux fusible seulement à la température de 150°.

Ces expériences donnant lieu de présumer que le sulfate de plomb serait propre à remplacer les diverses matières plombeuses que l'on emploie comme fondans, j'ai essayé de le substituer à l'alquifoux pour vernisser les poteries communes, et au minium pour préparer le cristal.

Substitution du sulfate de plomb à l'alquifoux.

J'ai enduit quelques petits creusets de Hesse d'une couche mince de sulfate de plomb délayé dans de l'eau ; j'ai renfermé ces creusets dans des étuis, et je les ai chauffés à la chaleur blanche : ils se sont tous trouvés recouverts d'un verre jaunâtre, transparent et brillant comme ils l'auraient été si l'on se fût servi d'un alquifoux de première qualité. L'alquifoux de première qualité est de la galène pure ; sa valeur serait à celle du sulfate de plomb :: 15 : 10. Mais l'alquifoux ordinaire contenant, outre la galène, divers minerais de plomb moins riches, tels que du carbonate, et des matières pierreuses en assez grande proportion, le sulfate de plomb aurait au moins autant de valeur.

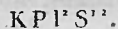
Substitution du sulfate de plomb au minium pour préparer le cristal.

Le verre auquel on donne le nom de *cristal* est essentiellement composé de silice, de potasse ou de soude et d'oxide de plomb : on y fait entrer une proportion plus ou moins grande d'oxide de plomb, selon l'usage auquel on le destine. Celui qu'on emploie pour les objets de luxe contient :

Silice.....	0,61,
Oxide de plomb.....	0,35,
Potasse.....	0,06 (1).

Jusqu'ici on ne s'est servi que du minium pour

(1) C'est le résultat qu'a donné l'analyse qu'on a faite du cristal de Vonèche. Il est remarquable que ce résultat soit presque identique avec celui qu'exprime la formule très-simple



préparer cette matière. Cet oxide, outre qu'il coûte fort cher (100 à 120 fr. le quint. mét.), a l'inconvénient de contenir souvent un peu d'oxide de cuivre, qui donne au verre une teinte bleue. Le sulfate de plomb n'aurait pas cet inconvénient, puisqu'il est toujours parfaitement pur ; et comme il ne vaut que 10 à 12 fr. le quint. mét., on trouverait en même temps une grande économie à le substituer au minium. Cette substitution réussit parfaitement en petit, et je suis convaincu qu'elle réussirait également en grand pour la préparation des verres communs, et de ceux que l'on emploie pour couvrir les faïences à pâte blanche ; mais comme je n'oserais garantir le succès quant au cristal de première qualité, parce qu'on exige que cette substance ait une compacité et une limpidité parfaite, et que je ne saurais affirmer que le sulfate de plomb ne nuira en rien à ces qualités, j'engage les manufacturiers à en faire l'essai : en attendant, je vais rapporter ici le résultat des expériences de laboratoire que j'ai pu faire à ce sujet.

J'ai chauffé à la température de 60° pyrométriques, dans un creuset de terre exactement pesé, un mélange de :

Cristal de roche en poudre..	12 gr.
Sulfate de plomb.....	9
Carbonate de potasse calciné.	2

Après l'expérience, le poids du creuset avait diminué de 28,7 : cette perte correspond presque exactement au poids de l'acide sulfurique contenu dans le sulfate de plomb, et de l'acide carbonique contenu dans le carbonate de potasse. La matière formait un émail vitreux, boursoufflé, translucide et d'un blanc de lait. La chaleur n'a

vait pas été assez forte pour opérer la vitrification; mais la décomposition du sulfate de plomb avait été complète.

Un mélange analogue composé de :

Cristal de roche en poudre. . .	72 gr.
Sulfate de plomb.	50
Carbonate de potasse calciné. .	15

ayant été chauffé à la température de 130°, a donné un verre transparent, mais légèrement grisâtre et un peu bulleux.

Dans une troisième expérience, j'ai obtenu un verre limpide, mais il n'était pas encore tout-à-fait exempt de bulles.

La difficulté d'obtenir du cristal sans bulles vient de ce qu'au moment où il entre en fusion il éprouve un bouillonnement qui le boursouffle considérablement, et qui est tel qu'il soulève quelquefois la matière jusque par-dessus le bord du creuset. Ce bouillonnement étant occasionné principalement par le gaz sulfureux et par le gaz oxygène qui se dégagent du sulfate de plomb pendant que ce sel se décompose, il m'a paru qu'on pourrait le diminuer beaucoup, et par conséquent qu'on éviterait tous les inconvénients qui en résultent, en préparant d'abord du silicate de plomb avec du sable siliceux réduit en farine et du sulfate de plomb, et en fondant ensuite ce silicate avec du carbonate de potasse. Les expériences précédentes prouvent qu'en employant, pour préparer le silicate de plomb, les proportions relatives de silice et de sulfate de plomb qui entrent dans le cristal (environ 100 de silice pour 75 de sulfate), on n'obtiendrait qu'un émail scoriforme ou spongieux qui n'éprouverait pas une fusion complète : cela serait avantageux en ce que cet

émail ne pourrait endommager la sole des fourneaux, à laquelle il adhérerait à peine, et en ce qu'il serait plus facile à écraser et à broyer qu'un verre compacte. J'ai fait l'essai en employant 100 gr. de sable d'Aumont broyé et 75 gr. de sulfate de plomb, et en fondant le silicate qui en est résulté, après l'avoir porphyrisé, avec 18 gr. de carbonate de potasse, et j'ai eu effectivement un verre transparent et parfaitement compacte; mais il avait une légère teinte verdâtre: j'attribue cette couleur à quelques fragmens d'argile qui s'étaient détachés du couvercle du creuset.

Extraction de l'acide sulfureux.

Si l'on opérât la décomposition du sulfate de plomb par la silice dans des tuyaux de terre, ce qui ne présenterait aucune difficulté, en ne chauffant pas la matière jusqu'à la fondre, on pourrait, en faisant passer dans une chambre de plomb, qui contiendrait une certaine quantité de gaz nitreux, le gaz acide sulfureux et l'oxygène qui se dégageraient, régénérer immédiatement l'acide sulfurique : il suffirait pour cela d'introduire de temps en temps une certaine quantité de vapeur d'eau dans cette chambre. Comme d'ailleurs il serait inutile d'y faire entrer de l'air atmosphérique, la chambre ne se remplirait pas d'azote, ainsi que cela a lieu dans le procédé ordinaire; il ne serait donc jamais nécessaire de l'ouvrir, et par conséquent la même vapeur nitreuse servirait pendant un temps presque indéfini. Ainsi, par ce moyen, on ferait une sorte d'analyse du sulfate de plomb en introduisant sa base dans une combinaison à laquelle elle

donnerait une grande valeur, et en n'employant d'autre agent qu'un peu de nitre pour en extraire l'acide sulfurique.

Décomposition du sulfate de plomb par le carbonate d'ammoniaque.

Pour ne rien omettre de ce qui est relatif au sujet que je traite, j'indiquerai encore, en terminant, deux moyens de tirer partie du sulfate de plomb : le premier consiste à décomposer ce sel par le carbonate d'ammoniaque impur que l'on obtient immédiatement de la distillation des matières animales, à le transformer ainsi en carbonate, et à réduire ce carbonate au fourneau à manche ou au fourneau à réverbère. Ce moyen a été employé par M. Payen : il est fort bon ; mais il est évident qu'on ne peut l'employer que dans une fabrique de sel ammoniac (1).

Décomposition du sulfate de plomb par le carbonate de potasse.

Le second moyen aurait pour but de transformer le sulfate de plomb en carbonate de plomb pur propre à servir dans la peinture, c'est-à-dire, en céruse. Il a été proposé il y a déjà long-temps ; mais j'ignore si l'essai en a été fait en grand. Pour

(1) M. Payen dit (*Annales de Chimie*, t. 21, p. 36) qu'il a traité par ce moyen 30,000 kil. de sulfate de plomb dans sa fabrique de sel ammoniac et que les frais de l'opération s'élevaient à 3 fr. par 100 kil. ; mais qu'il a été obligé d'abandonner ce procédé, parce qu'il n'a pas pu tirer un parti avantageux du carbonate de plomb en le réduisant en oxide ou en plomb métallique. Il y a lieu de croire que M. Payen n'a employé ni les fourneaux ni les moyens convenables pour faire cette réduction, car on regarde en général cette opération comme si facile, que dans les grandes usines on la confie aux ouvriers les moins exercés.

opérer cette transformation, on ferait bouillir le sulfate de plomb avec du carbonate de potasse ; puis on laverait et on évaporerait les liqueurs pour en extraire le sulfate de potasse, que l'on vendrait aux fabricans d'alun. Ce moyen ne pourrait être avantageux qu'autant qu'il en résulterait de la céruse aussi légère et d'un grain aussi fin que celle que l'on fabrique en décomposant l'acétate de plomb par l'acide carbonique : or, cela est très-douteux ; d'ailleurs le sulfate de potasse étant tombé à vil prix depuis qu'on en obtient une si grande quantité dans les fabriques d'acide nitrique et d'acide sulfurique, son produit serait loin de compenser la consommation du carbonate de potasse.

36. *Observations sur le chlorure d'or et de sodium ; par M. Figuier, pharmacien (An. de Ch., t. XIX, p. 177).*

Si l'on ajoute 2 gros de chlorure de sodium à une dissolution d'une once d'or dans l'eau régale, et si l'on rapproche la liqueur au point de ne peser que 4 onces, elle donne par le refroidissement des cristaux très-réguliers, ayant la forme d'un prisme quadrangulaire allongé, d'une belle couleur jaune orangée. Ces cristaux jouissent des propriétés d'un véritable sel triple, et il est impossible de les considérer comme un simple mélange de chlorure d'or et de chlorure de sodium. Ils sont inaltérables à l'air ; ils ne sont pas décomposables par l'eau. Exposés à l'action du feu, ils abandonnent d'abord de l'eau, et bientôt ils se fondent. A une chaleur rouge, ils commencent à

abandonner une petite quantité de chlore, et il faut la soutenir pendant quelque temps pour que le chlorure d'or soit décomposé.

En les analysant par le procédé de M. Javal, c'est-à-dire en déterminant: 1°. la quantité d'or, en précipitant ce métal par l'hydrogène sulfuré; 2°. la quantité de chlorure de sodium, en évaporant à siccité la liqueur qui surnage le sulfure d'or, et calcinant le résidu; 3°. enfin la quantité de chlore par le moyen du nitrate d'argent, j'ai trouvé le sel triple composé de :

Chlorure d'or.	0,695
Chlorure de sodium.	0,141
Eau.	0,166
	1,000

Ce résultat prouve évidemment qu'il est formé de 1 atome de chlorure d'or, 1 atome de chlorure de sodium et de 8 atomes d'eau, ou de :

Chlorure d'or.	0,700
Chlorure de sodium.	0,154
Eau.	0,166
	1,000

EXTRAIT

D'une note de M. DE PRONY sur un moyen de mesurer l'effet dynamique des machines de rotation, publiée en 1821; par M. HACHETTE.

M. de Prony a exposé dans cette note le moyen qu'il a employé pour mesurer un effet dynamique partiel de l'arbre tournant d'une machine à vapeur, établie, à Paris, dans le bâtiment des eaux du Gros-Caillou. Le balancier de cette machine communique le mouvement à un arbre horizontal, lequel le transmet à des pompes qui élèvent l'eau au sommet d'une tour, à 36 mètres au-dessus de son niveau. Des expériences faites en janvier 1819, sous la direction de M. Girard, de l'Académie royale des Sciences, avaient constaté qu'en une demi-heure ces pompes élevaient 50 mètres cubes d'eau, et que l'arbre qui les mettait en mouvement, faisait seize à dix-sept révolutions par minute. L'effet dynamique utile, qu'on obtient dans ce cas de la machine à vapeur, est par heure de 100 mètr. cubes d'eau, élevés à 36 mètr., ou de 3600 unités dynamiques (chacune de 1000 kilogrammes élevés à 1 mètre). On brûlait par heure 38 kilogrammes de charbon de terre, et par conséquent 2,6 kilogrammes par force de cheval *vapeur* de 250 unités dynamiques. M. de Prony a eu l'intention de reconnaître si la machine à vapeur était capable d'un plus grand effet dynamique, et pour résoudre cette question, il a fait usage d'un frein (*fig. 1. Pl. I.*) semblable à celui que j'ai décrit dans mon *Traité des machines*, édition de 1819, pag. 33, et qui est repré-