

canique, pour qu'elles arrivent ainsi jusqu'à la surface; en effet, elles traversent un sol dont la surface est peu élevée au-dessus du niveau de la mer et dont la masse, ameublie par une décomposition générale, est incessamment abreuvée d'humidité et pénétrée de sels en déliquescence au milieu desquels les sulfates prédominent. On sait qu'une des deux grandes fumeroles de la solfatare a été exploitée pendant plusieurs années pour en extraire le sel ammoniac. Le célèbre géologue, M. Breislak, auteur du procédé qu'on suivait, a donné une excellente description de l'ensemble des lieux, dans ses *Voyages physiques et lithologiques dans la Campanie*, vol. II, page 69. Je ne puis qu'y renvoyer à tous égards. Si l'on veut se donner la peine de parcourir cette description, on restera convaincu que les deux foyers volcaniques, dont M. Abel Rémusat vient de nous révéler l'existence, constituent deux solfatares analogues à celle de Pouzzoles, qui offrent probablement des dimensions encore plus vastes et dans lesquelles le sel ammoniac est infiniment plus abondant.

Je terminerai en faisant remarquer que la découverte de M. Abel Rémusat porte les derniers coups à cette hypothèse qui avait pour objet d'expliquer tous les phénomènes volcaniques, par la filtration des eaux de la mer jusque dans les cavités souterraines où résident les matières incandescentes qui servent d'aliment aux éruptions; hypothèse fort ancienne, qui avait été remise en vogue par l'abbé Nollet, et qui, bien qu'elle ait été dans le principe aussi légèrement reçue que conçue, n'a pas laissé que de conser-

CHIMIE. (EXTRAITS DE JOURNAUX.)

1. *Expériences faites dans la vue de déterminer quelles sont les substances qui contiennent de l'iode; par André Fyfe, professeur de chimie. (Edimburg, philosophical Journal, n^o. 2, 1819.)*

M. FYFE a recherché l'iode dans un grand nombre de plantes marines et terrestres, dans l'eau de la mer, dans les animaux marins, etc. Il a trouvé: 1^o. que l'iode n'existe que dans les productions marines, que l'eau de la mer n'en contient pas, et que les plantes cryptogames sont les seules qui en renferment, en comprenant, avec Linné, les éponges dans cette classe de corps. L'iode n'existe pas dans les éponges au même état de combinaison que dans les autres substances. En effet, l'iode de celles-ci se dissout facilement dans l'eau, et celui des éponges, au contraire, ne s'y dissout pas du tout.

Pour constater l'existence de l'iode, M. Fyfe brûle les plantes dans lesquelles il veut le rechercher, lave les cendres avec de l'eau, filtre, évapore la liqueur à siccité, et place le résidu salin dans un tube de verre. Après avoir versé, dans ce tube, de l'acide sulfurique, il chauffe, et quand il y a de l'iode, il se dégage à l'état de vapeurs violettes.

2. *Procédé pour fixer sur la laine, la soie, le coton, le chanvre, etc., une très-belle couleur jaune minérale* (l'orpiment); par Henry Braconnot. (Annales de Chimie, tome XII, page 398.)

On fait un mélange d'une partie de soufre, deux parties d'oxide blanc d'arsenic et cinq parties de potasse du commerce; on fait fondre le tout dans un creuset à une chaleur voisine du rouge. Il en résulte une masse jaune que l'on fait dissoudre dans l'eau chaude. On filtre la liqueur pour la séparer d'un sédiment formé en grande partie d'arsenic métallique en paillettes brillantes et d'une petite quantité d'une matière floconneuse couleur chocolat, qui paraît être un sous-sulfure d'arsenic. On verse dans la liqueur filtrée et étendue d'une certaine quantité d'eau, de l'acide sulfurique affaibli qui détermine un précipité floconneux d'une superbe couleur jaune. Ce précipité lavé sur un filtre, se dissout avec une extrême facilité dans l'ammoniaque, et donne une liqueur jaunâtre dans laquelle on verse un excès d'ammoniaque pour la décolorer entièrement. C'est dans cette liqueur qu'on plonge les étoffes que l'on veut teindre. Elles en sortent incolores, mais elles prennent insensiblement une belle couleur jaune par l'évaporation de l'ammoniaque.

Cette couleur est extrêmement solide et résiste à tous les agens, excepté aux alcalis.

Les dissolutions ammoniacales s'altèrent peu-à-peu, il s'y forme de l'acide arsenieux. Au bout d'un certain temps elles déposent de petits cristaux d'arsenite d'ammoniaque, et si on y verse des

acides, il se précipite du sulfure d'arsenic mêlé de sulfure d'oxide d'arsenic d'un jaune pâle.

3. *Sur la préparation et les propriétés de l'eau oxigénée*; par M. Thenard. (Annales de Chimie, tome X, pages 114 et 335; tome XI, pages 85 et 208.)

On prend du nitrate de baryte bien pur, et sur-tout exempt d'oxides de fer et de manganèse, Deutoxide de barium. on le calcine dans une cornue de porcelaine bien blanche. On place la baryte, réduite en morceaux de la grosseur de l'extrémité du pouce, dans un tube de verre luté et assez grand pour en contenir 1 kilog. On fait légèrement rougir ce tube et l'on y introduit un courant de gaz oxigène très-sec. La baryte absorbe ce gaz et se change en deutoxide de barium, qui est blanc gris. L'opération est terminée lorsqu'il sort de l'oxigène par l'extrémité du tube.

On ajoute à 2 décilitres d'eau distillée, assez Eau oxigénée. d'acide muriatique pur et fumant pour dissoudre environ 15^{es} de baryte. La liqueur acide est versée dans un verre à pied, et le verre entouré de glace que l'on renouvelle à mesure qu'elle se fond. D'une autre part, on prend 12^{es} de deutoxide, on les humecte à peine, on les broye dans un mortier d'agate ou de verre, et on verse la pâte fine qui en résulte par portions dans la liqueur. La dissolution a lieu sans effervescence et promptement si l'on a soin d'agiter avec une baguette de verre. Alors on précipite la baryte au moyen de l'acide sulfurique pur et concentré quel'on ajoute goutte à goutte et de manière à ce qu'il y en ait un très-léger excès. On ajoute de nouveau du deutoxide de barium, puis de l'oxide sulfurique; on filtre

promptement et on lave avec très-peu d'eau. On recommence les mêmes opérations sur l'eau filtrée autant de fois qu'on le juge convenable. Avec 90 à 100 grammes de deutroxyde, on obtient de l'eau chargée de vingt-cinq à trente fois son volume d'oxygène. Pour la charger davantage, il faut, avant de recommencer les mêmes opérations, y ajouter de l'acide muriatique. Il est convenable de se borner à lui faire absorber cinquante fois son volume d'oxygène, quoiqu'on puisse lui en faire prendre par ce moyen jusqu'à cent vingt-cinq fois son volume.

On tient l'eau oxigénée dans la glace, et on la sursature de deutroxyde de barium; il s'en sépare de la silice et de l'alumine qui proviennent de la portion de ces substances, que la baryte a enlevée à la cornue de porcelaine. On jette promptement la matière sur une toile, on l'y enveloppe, et on finit par la comprimer fortement. Pour peu qu'il y ait d'oxyde de manganèse, il se dégage de l'oxygène. On ajoute à la liqueur un peu d'eau de baryte pour achever de précipiter les substances étrangères, puis l'on y verse de l'acide sulfurique.

Après quoi la liqueur étant toujours maintenue à zéro, on en précipite le plus exactement possible l'acide muriatique par le sulfate d'argent, on la filtre, on la verse dans un mortier de verre entouré de glace, et on la broye avec de la baryte éteinte et bien délayée ajoutée par doses successives, on filtre lorsqu'il y a encore une légère acidité, et on finit par précipiter les dernières portions d'acide au moyen de l'eau de baryte; mais il vaut mieux qu'elle contienne un petit excès d'acide que de baryte.

Pour concentrer l'eau ainsi préparée, on la

met dans un verre à pied, on place le verre dans une large capsule aux deux tiers pleine d'acide sulfurique concentré; on recouvre le tout d'une cloche et l'on fait le vide; on agite la liqueur de temps en temps, et elle se concentre en quelques jours.

On reconnaît qu'elle est concentrée le plus possible, lorsqu'elle donne quatre cent soixante-quinze fois son volume de gaz oxygène, en l'agitant avec l'oxyde de manganèse.

L'eau oxigénée a une saveur qui semble en même temps astringente et amère, et qui tient un peu de celle de l'émétique. Propriétés.

Elle attaque l'épiderme, la blanchit et cause de violens picotemens.

Son action sur l'oxyde d'argent est des plus violentes, chaque goutte produit une sorte d'explosion, et il se développe tant de chaleur que dans l'obscurité la matière paraît lumineuse. Les peroxides de manganèse et de cobalt, les oxydes de plomb, de platine, de palladium, d'or, etc., l'argent, le platine, l'or, l'osmium, l'iode, le palladium, le rhodium, etc., produisent des effets analogues. L'oxygène de l'eau se dégage, et quelquefois aussi celui de l'oxyde. L'arsenic, le molybdène, le tungstène, le sélénium, dégagent l'oxygène de l'eau comme l'argent, etc., mais en même temps ils sont acidifiés.

Plusieurs matières animales peuvent dégager l'oxygène de l'eau oxigénée, sans s'oxyder elles-mêmes, du moins lorsque la liqueur est étendue d'eau distillée. La fibrine, le tissu du poumon, de la rate, des reins, sont dans ce cas. L'urée, l'albumine et la gélatine, ne produisent aucun effet.

et dans l'acide hyposulfurique :

Soufre.....	40	2 proportions	0,444
Oxigène. . .	30	5 id.	0,556
	<hr/>		<hr/>
	90		1,000

C'est en traitant le peroxide natif de manganèse que MM. Welter et Gay Lussac ont découvert le nouvel acide.

Pour le préparer, on fait passer un courant d'acide sulfureux dans de l'eau tenant en suspension du peroxide de manganèse natif (le peroxide fait par le chlore, ne fournit presque pas du nouvel acide). La combinaison s'opère sur-le-champ, et on obtient une dissolution neutre de sulfate et d'hyposulfate de manganèse. On fait rapprocher et on sépare une grande quantité de sulfate de manganèse par la cristallisation. On verse dans la liqueur de l'eau de baryte pour en précipiter l'acide sulfurique et l'oxide de manganèse; puis on y fait passer un courant d'acide carbonique pour précipiter l'excès de baryte; on chauffe pour dégager l'excès d'acide carbonique, et l'on fait cristalliser. En versant dans une dissolution d'hyposulfate de baryte, de l'acide sulfurique sans excès, on a l'acide hyposulfurique à l'état de pureté.

5. *Sur l'acide borique; par M. Robiquet.* (Journal de Pharmacie, tome V, p. 258.)

L'acide borique du commerce ne doit pas, comme on le croyait, sa forme en larges paillettes et son éclat nacré à sa combinaison avec de l'acide sulfurique, ou avec du sulfate de soude. Ces deux substances sont tout-à-fait accidentelles.

L'acide borique doit sa forme à une substance grasse qui accompagne le tinkal. L'acide du commerce devient, en effet, noir par la fusion, et ne cristallise plus en larges paillettes, même en lui ajoutant une proportion considérable d'acide sulfurique. L'albumine et plusieurs autres substances peuvent le faire cristalliser en paillettes.

On peut extraire avec grand avantage l'acide borique du tinkal, en suivant le procédé suivant :

On commence par brasser le tinkal avec le huitième de l'acide sulfurique nécessaire pour sa décomposition; après vingt-quatre heures de contact on fait la dissolution. On peut alors la clarifier et la filtrer avec la plus grande facilité, mais elle est d'une teinte jaune assez foncée. En la faisant digérer avec du charbon animal brut, on détruit la couleur et la matière grasse, et l'on obtient l'acide borique cristallisé en plaques plus ou moins épaisses et denses. Mais si l'on emploie du charbon animal purifié par l'acide muriatique, l'acide borique qu'on obtient a tous les caractères qu'on lui recherche dans le commerce.

6. *Sur la préparation de l'acide gallique; par M. Gaultier de Claubry.* (Annales de Chimie, tome X, page 235.)

M. Gaultier de Claubry a vérifié le procédé de M. Braconnot, et il le trouve très-bon (Voyez *Annales des Mines*, tome IV, page 99); mais il pense que le procédé de M. Barruel donne de l'acide plus pur. Ce procédé consiste à précipiter une dissolution de noix de galle par un excès de blanc d'oeuf, à évaporer la liqueur à siccité et à traiter la masse par l'alcool pour séparer l'excès

d'albumine. M. Gaultier a reconnu que l'on peut substituer la gélatine des os aux blancs d'œufs.

7. *Sur les moyens de séparer la chaux de la magnésie; par Richard Phillips Esq.* (Journal de l'Institution royale de Londres, tome VI, page 313.)

Procédé
de M. Phil-
lips.

Le moyen que M. Phillips préfère, consiste à ajouter du sulfate d'ammoniaque à la dissolution nitrique ou muriatique des deux terres, à évaporer à siccité et calciner pour expulser tous les sels ammoniacaux, à peser le résidu, à le faire digérer avec de l'eau saturée de sulfate de chaux et à bien laver avec la même liqueur. Le sulfate de magnésie se dissout seul; on en déduit la proportion par différence, en pesant le sulfate de chaux non dissous. On peut aussi déterminer la proportion du sulfate de magnésie: 1^o. en notant la quantité de dissolution de sulfate de chaux employée, précipitant la chaux et la magnésie contenues dans la liqueur par le sous-carbonate de soude, et comparant le poids du précipité à celui qu'aurait donné la dissolution du sulfate de chaux; 2^o. en précipitant l'acide sulfurique contenu dans la liqueur et comparant le poids du précipité à celui qu'on aurait obtenu par le même réactif dans la dissolution du sulfate de chaux. On déduit par calcul la proportion de la magnésie de celle de l'acide sulfurique combinée à cette terre.

M. Phillips a essayé presque toutes les méthodes qui ont été proposées: il les trouve défectueuses. Voici les observations qu'il a faites:

Par l'oxa-
late d'ammo-
niaque.

1^o. L'oxalate d'ammoniaque ne précipite la chaux que lorsqu'on en a ajouté une quantité plus

que suffisante pour former un sel double avec la magnésie, et quand il y a très-peu de chaux cette terre n'est pas précipitée, même par l'ébullition.

2^o. Lorsque l'on verse de l'oxalate de potasse dans la dissolution d'un sel magnésien, elle ne se trouble pas du tout; mais au bout de quelque temps il s'y fait un précipité d'oxalate de magnésie; la chaleur accélère la précipitation.

Par l'oxa-
late de po-
tasse.

La magnésie a une forte affinité pour l'acide oxalique. La terre décompose l'oxalate d'ammoniaque et en dégage l'alcali. Elle décompose même en partie l'oxalate de potasse.

L'oxalate de magnésie est très-peu soluble dans l'eau.

3^o. Le sous-carbonate d'ammoniaque ne précipite pas complètement la chaux de sa dissolution; celle-ci en retient une certaine quantité qu'on peut en précipiter, à l'état de carbonate, par l'ammoniaque.

Par le
sous-carbo-
nate d'am-
moniaque.

Le sous-carbonate d'ammoniaque dissout sensiblement le carbonate de chaux sur lequel on le fait digérer, quoique moins facilement et en moins grande quantité qu'il ne dissout le carbonate de magnésie.

4^o. Le carbonate de chaux se dissout dans une solution chargée de muriate d'ammoniaque, ainsi que le carbonate de magnésie, quoique dans une moindre proportion; il se dégage du carbonate d'ammoniaque.

Par le mu-
riate d'am-
moniaque.
(1).

5^o. Le phosphate de soude ne précipite pas complètement la chaux, et il peut précipiter de la magnésie, parce que le phosphate de magnésie est peu soluble dans l'eau.

Par le phos-
phate de
soude.

(1) *Annales des Mines*, tome II, page 92.

8. *De la magnésie dans les analyses chimiques; par M. Longchamp. (Annales de Chimie, tome XII, page 255.)*

Le sous-carbonate d'ammoniaque est un excellent réactif pour séparer la chaux de la magnésie, pourvu qu'on ait l'attention de ne pas attendre plus de quelques heures pour filtrer, sans quoi il se précipiterait de la magnésie avec la chaux.

Lorsqu'on chauffe pendant quelque temps du sulfate de magnésie jusqu'au rouge, il ne se dissout ensuite dans l'eau qu'avec une extrême lenteur; et comme il reste sous la forme blanche et pulvérulente du sulfate de chaux, il peut être aisément confondu avec lui.

La séparation de la chaux de la magnésie par l'oxalate d'ammoniaque est très-exacte, pourvu qu'on n'attende pas trop long-temps pour filtrer.

La magnésie n'est pas, à beaucoup près, complètement précipitée à froid par les carbonates alcalins; lorsqu'on fait bouillir, la portion précipitée augmente; mais il reste toujours de la magnésie dans la liqueur. Si on laisse celle-ci se refroidir en contact avec le précipité, une partie du carbonate de magnésie se redissout, et il s'en redissout d'autant plus qu'il y a un plus grand excès de carbonate alcalin.

Le carbonate de magnésie est soluble dans les nitrates, muriates et sulfates alcalins, et il s'y dissout en plus grande quantité à froid qu'à chaud.

La potasse caustique précipite complètement la magnésie de ses dissolutions dans quelque état qu'elle s'y trouve, et il est tout-à-fait superflu de chauffer pour produire cet effet.

Le sulfate de magnésie chauffé pendant plusieurs heures dans des fioles de verre à la température du plomb fondant, ne perd que les quatre cinquièmes de l'eau qu'il renferme. Pour lui enlever la totalité de son eau, qui s'élève à 0,517 ou 0,53, il faut le chauffer au blanc pendant une heure. Ce sel ainsi calciné exige au moins vingt-quatre heures pour se dissoudre dans l'eau.

A la chaleur blanche le sulfate de magnésie commence à perdre de son acide, mais en très-petite quantité.

Cent parties de sulfate de magnésie cristallisé (et desséché en le comprimant fortement) ont donné à M. Longchamp 98,2 de sulfate de baryte; d'où il conclut que cent parties de sel calciné auraient donné 208,96 de sulfate de baryte (M. Berzélius n'a trouvé que 194,30). D'après cela, le sulfate de magnésie doit être composé de :

Acide sulfurique.	0,35751	...	0,7181
Eau.....	0,53000		
Magnésie.....	0,13249	...	0,2819

Le sulfate de magnésie cristallisé, précipité par un excès de potasse caustique à l'alcool, donne 0,25 d'hydrate desséché à la température du plomb fondant. L'hydrate contient donc :

Magnésie.....	0,52997
Eau.....	0,47003

L'hydrate calciné au rouge blanc ne perd que 0,3310 à 0,3366. M. Longchamp en tire la conséquence qu'il ne peut être totalement décomposé par la chaleur, et qu'il se change seulement en un sous-hydrate qui renferme 0,20782 d'eau.

Enfin, il déduit de son analyse du sulfate de

magnésie la composition de la magnésie, qu'il trouve être de :

Magnésiore. 0,49174

Oxigène. 0,50826

Ces résultats diffèrent beaucoup de ceux qu'ont obtenus, jusqu'à présent, la plupart des chimistes, et de ceux qui ont été présentés par M. Berzélius. M. Longchamp engage les savans à faire de nouvelles recherches à ce sujet.

9. *Premier mémoire sur la dissolubilité des sels dans l'eau ; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie , tome XI , page 296.)*

La solubilité des sels dans l'eau varie avec la température. M. Gay-Lussac a entrepris de déterminer, par l'expérience, la loi de solubilité pour un grand nombre de sels, et il représente ces lois par des courbes construites en prenant pour abscisses les degrés de température, et pour ordonnées les quantités de sels dissoutes par cent parties d'eau; de sorte qu'ayant déterminé la solubilité pour un certain nombre de degrés de température, on trouve facilement la solubilité correspondante à un degré déterminé intermédiaire.

Pour déterminer par expérience la quantité d'un sel que l'eau peut dissoudre, M. Gay-Lussac, ayant saturé l'eau de ce sel à une température déterminée, prend un matras de la capacité de 150 à 200 grammes d'eau, et dont le col a de 15 à 20 centimètres de longueur. Après l'avoir pesé vide, il le remplit au quart environ de la dissolution saline, et il le pèse de nouveau. Pour évaporer l'eau, il saisit le matras par son col avec des pinces, et il le tient sur un brasier ardent sous

un angle de 45° , en ayant l'attention de le remuer continuellement et de donner au liquide un mouvement giratoire, afin de favoriser l'ébullition et de prévenir les soubresauts qui sont fréquens pour quelques sels, dès que par l'évaporation il commence à se déposer des cristaux. Lorsque la masse saline est desséchée et qu'il ne s'en dégage plus de vapeur d'eau à une chaleur presque rouge, il souffle dans le matras avec un tube de verre adapté à l'extrémité d'un soufflet, afin d'en chasser la vapeur aqueuse, et il le pèse.

On obtient une dissolution saline parfaitement saturée, des deux manières suivantes : En faisant chauffer l'eau avec le sel, et la laissant refroidir jusqu'à la température pour laquelle on cherche la solubilité; ou bien en mettant dans de l'eau froide un grand excès de sel et en élevant graduellement la température. Dans chaque cas, il faut maintenir constante la température finale pendant deux heures au moins, et agiter fréquemment la dissolution saline pour être bien assuré de la parfaite saturation. M. Gay-Lussac a reconnu, par des expériences directes, que ces deux procédés donnent absolument le même résultat.

Par saturation, on doit entendre le terme auquel le dissolvant, toujours en contact avec le sel, et la température étant invariable, ne peut plus ni en prendre, ni en abandonner aucune portion.

Mais une dissolution saline peut abandonner du sel sans que la température change, soit en y plongeant des cristaux de ce sel, ou un corps solide hérissé d'aspérités, soit en l'agitant; elle doit être alors considérée comme sursaturée. La sursaturation n'est pas un terme fixe; la cause qui la produit n'est pas chimique, et elle est la même

que celle qui retient l'eau liquide au-dessous de la température de la congélation.

On obtient les dissolutions sursaturées en évaporant très-lentement et dans le repos une portion du dissolvant, ou, ce qui vaut mieux, en laissant refroidir par degrés insensibles les dissolutions saturées. Par l'immersion de corps solides ou par l'agitation, on détruit la sursaturation et on ramène les dissolutions à leur terme fixe de saturation. Ce terme est d'ailleurs invariable lorsque la température ne change pas, et les dissolutions restent homogènes dans toute leur étendue, quel que soit leur volume. S'il se forme des cristaux dans des vases fermés, c'est que la température a baissé; ces cristaux ne peuvent ensuite se redissoudre lorsque la température s'élève, si l'on n'agit pas, parce que la couche du liquide avec lequel ils se trouvent en contact, une fois saturée, est sans action sur eux (1).

Voici les résultats obtenus par M. Gay-Lussac :

Chlorure de potasse anhydre.	Chlorure de potassium pour 100 d'eau.	Températures.	Sel.
		0,00	29,21
		19,35	34,53
		109,60	59,26

(1) On a cru pendant quelque temps que l'eau salée, laissée en repos dans des puits profonds, s'enrichissait peu-à-peu à la partie inférieure aux dépens de la partie supérieure, et que celle-ci perdait presque tout le sel qu'elle tenait en dissolution; mais cette opinion est abandonnée maintenant. On remarque souvent, à la vérité, dans les salines, que l'eau du fond des puits ou des bassins, est plus salée que l'eau de la surface; mais cela tient à ce que ces puits ou ces bassins reçoivent des eaux à différens degrés de salure et même de l'eau douce, et que

La ligne de solubilité est une ligne droite représentée par l'équation :

$$y = 0,2738x + 29,23.$$

Températures.	Sel anhydre.	Sel cristallisé.	Chlorure de barium.
15°,64	34,86	43,50	
105,48	59,58	77,89	

La ligne de solubilité du sel anhydre est une ligne droite représentée par l'équation :

$$y = 0,2711x + 30,60.$$

Températures.	Sel.	Chlorure de sodium anhydre.
13,89	35,81	
16,90	35,88	
59,93	37,14	
109,75	40,38	

La ligne de solubilité n'est pas une ligne droite.

Températures.	Sel.	Sulfate de potasse.
12,72	10,57	
101,50	26,33	

La ligne de solubilité est une ligne droite représentée par l'équation :

$$y = 0,1741x + 8,36.$$

ces eaux, lorsqu'elles ne sont pas agitées, ne se mêlent point et prennent chacune une position relative à leur pesanteur spécifique; les plus salées tombent au fond, et l'eau douce s'élève à la partie supérieure.

P. B.

Sulfate de magnésie.	Sulfate de magnésie pour 100 d'eau.		
	Températures.	Sel anhydre.	Sel cristallisé.
	14,58	32,76	103,69
	97,03	72,30	644,44

La ligne de solubilité du sel anhydre est une ligne droite représentée par l'équation :

$$y = 0,47816x + 25,76.$$

Sulfate de soude.	Sulfate de soude pour 100 d'eau.		
	Températures.	Sel anhydre.	Sel cristallisé.
	0,00	5,02	12,17
	11,67	10,12	26,38
	17,91	16,73	48,18
	25,05	28,11	99,48
	30,75	43,05	215,77
	33,88	50,04	312,11
	42,15	48,78	291,44
	103,17	42,65	

Les lignes de solubilité sont des courbes ayant un point de rebroussement.

Nitrate de baryte anhydre.	Nitrate de baryte pour 100 d'eau.	
	Températures.	Sel.
	0,00	5,00
	14,95	8,18
	49,22	17,07
	101,65	35,18

La ligne de solubilité est une courbe un peu convexe du côté des abscisses.

Nitrate de potasse anhydre.	Nitrate de potasse pour 100 d'eau.	
	Températures.	Sel.
	0,00	13,32
	11,67	22,23
	35,13	54,82
	65,45	125,42
	97,68	236,45

La ligne de solubilité est une courbe convexe aux abscisses.

Chlorate de potasse pour 100 d'eau.		Chlorate de potasse anhydre.
Températures.	Sel.	
0,00	3,33	
15,37	6,03	
35,02	12,05	
74,89	35,40	
104,78	60,24	

La ligne de solubilité est une courbe convexe aux abscisses.

10. *Sur la préparation du sous-carbonate de potasse avec le nitre et le tartre ; par M. Guibourt. (Annales de Chimie, tome X, p. 224.)*

M. Guibourt a constaté que lorsqu'on projette le mélange de deux parties de nitre et d'une de tartre, qu'on emploie ordinairement pour préparer le carbonate de potasse, dans un creuset rouge, et que l'on fait fondre la matière, elle contient une grande quantité de cyanure de potasse, qu'on ne peut détruire qu'en laissant le sous-carbonate long-temps exposé à l'air à l'état de dissolution; mais que, lorsqu'on projette le même mélange dans une chaudière de fer dont le fond est à peine rouge, et qu'on lessive le produit de la déflagration immédiatement après le refroidissement, on a du sous-carbonate tout-à-fait exempt de nitrite et de cyanure.

11. *Analyse d'un mélange de chlorure de potassium et de chlorure de sodium (Annales de Chimie, tome XII, p. 41.)*

Le chlorure de potassium et le chlorure de sodium produisent, en se dissolvant dans l'eau,

un abaissement de température très-inégal; un mélange quelconque de ces deux sels produit un abaissement de température qui est exactement égal à la somme des abaissemens produits par la quantité de chacun des sels que renferme le mélange: d'après cela, connaissant l'abaissement de température produit par un poids déterminé d'un mélange de chlorure de potassium et de chlorure de sodium, on peut déterminer par une formule très-simple, la proportion de chacun de ces sels contenue dans le mélange.

50 grammes de chlorure de potassium, en se dissolvant dans 200^{es} d'eau, contenus dans un vase de verre pesant 185^{es}, produisent un abaissement de 11^o; la même quantité de chlorure de sodium donne seulement, dans les mêmes circonstances, un abaissement de 1^o,9. La formule pour calculer le chlorure de potassium (1), d'après ces données, est:

$$\text{Chlorure de potassium.} \dots = \frac{100 \text{ d.} - 190}{9,5}$$

d étant l'abaissement de température.

Ce procédé donne des résultats très-exacts, si l'on emploie un thermomètre très-sensible, qui marque des dixièmes de degrés, si l'on a soin de réduire en poudre très-fine le mélange des deux chlorures et de tenir le vase par le col seulement, pour que la chaleur de la main ne puisse pas influencer sur la température de l'eau. Voici au reste la manière d'opérer:

Ayant pesé exactement 200^{es} d'eau dans le vase où doit se faire la dissolution, on y plonge le thermomètre pour en connaître la tempéra-

(1) En centièmes du mélange.

ture; on y verse ensuite promptement 50^{es} du mélange, et pendant que le thermomètre est suspendu dans le liquide, avec la main gauche, on tient le col du vase avec la main droite en lui imprimant un mouvement giratoire très-rapide, pour accélérer la dissolution; pendant qu'elle s'opère, le thermomètre baisse rapidement: on suit sa marche avec attention, et on observe le degré le plus bas auquel il s'arrête.

Ce moyen peut servir pour tous les corps produisant très-inégalement du froid en se dissolvant soit dans l'eau, soit dans tout autre liquide, par exemple pour le nitre et le sel marin.

12. *Remarque sur la décomposition des chlorures d'oxide par le nitrate d'argent.* (Annales de Chimie, tom. XI, p. 108.)

Le nitrate d'argent est un réactif infidèle pour doser le chlore que renferment les chlorures d'oxide, parce qu'il se forme en même temps du chlorure et du chlorate d'argent, et que le premier seul se précipite.

Si l'on verse du nitrate d'argent dans du chlorure de chaux jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité, qu'on fasse évaporer le liquide surnageant, et qu'on dessèche le nitrate à une douce chaleur, il se dégage de l'oxigène, et en lavant avec de l'eau acidulée d'acide nitrique, on obtient une nouvelle dose de chlorure d'argent.

On peut concevoir que le chlorure que l'on traite par le nitrate d'argent, produit d'abord du chlorure d'oxide d'argent; mais que ce chlorure se transforme presque aussitôt en chlorate d'oxide et en chlorure métallique, à cause de l'insolubi-

lité de ce dernier composé, comme le chlorure de potasse se change par la cristallisation en chlorate de potasse et en chlorure de potassium.

13. *Note sur la poudre à tirer; par MM. Colin et Tallefert. (Annales de Chimie, tome XII, page 387.)*

Il existe pour la poudre deux espèces de combustion, que l'on peut désigner sous les noms de *détonation vive* et *détonation lente*; les gaz qui résultent de la première ne renferment que de l'acide carbonique, de l'azote et un peu d'oxide de carbone: ceux qui proviennent de la seconde contiennent environ 0,43 d'acide carbonique, 0,41 d'azote et 0,15 de deutoxide d'azote.

Le résidu de la détonation est du sulfure de potasse mêlé de sulfate de potasse et d'un peu de charbon: lorsqu'on le distille, le charbon réagit sur le sulfate et il se dégage de l'acide carbonique.

Il y a détonation vive toutes les fois que l'on chauffe de la poudre sèche. Il y a détonation lente lorsque l'on chauffe de la poudre humectée ou mélangée avec un corps quelconque, susceptible d'absorber la chaleur sans agir chimiquement, par exemple, du cristal de roche en poudre.

MM. Colin et Tallefert ont constaté ces faits en faisant détoner de la poudre par doses successives de 2 décigrammes dans des tubes de verre de 6 à 8 millimètres de diamètre intérieur, et de $\frac{1}{2}$ à un millimètre d'épaisseur, et en recueillant les gaz sur le mercure. Ces expériences exigent de grandes précautions pour n'être

pas dangereuses; les auteurs du mémoire n'ont rien négligé pour les faire connaître.

On fait l'analyse de la poudre avec beaucoup de facilité dans l'instrument imaginé par MM. Gay-Lussac et Thenard, pour analyser les matières végétales et animales.

14. *Observations sur l'analyse du chyazate ferrugineux de potasse (prussiate triple de potasse et de fer).*

15. *Sur le ferro-chyazate de potasse, et sur le poids atomique du fer; par M. Porrett. (Annals of philosophy, tome XIV, p. 14.)*

M. Porrett a reconnu qu'on pouvait décomposer le prussiate triple de potasse et de fer par l'acide tartrique; en faisant dissoudre 58 parties de cet acide cristallisé dans l'esprit-de-vin, et versant la dissolution dans une fiole contenant 50 parties de prussiate dissous dans l'eau chaude, la potasse est précipitée à l'état de tartrate acide, et la liqueur alcoolique contient l'acide chyazique ferrugineux, qui peut être obtenu en petits cristaux, généralement ressemblant au cube, par l'évaporation spontanée.

L'oxide de cuivre décompose totalement le prussiate de potasse ferrugineux; les produits sont de l'acide carbonique, de l'azote et de l'oxide de fer.

En combinant ces deux moyens d'analyse, M. Porrett avait trouvé le prussiate ferrugineux composé de:

Potasse.	0,3348
Acide.	0,5093
Eau.	0,1359
	<hr/>
	0,9800

et son acide de :

Carbone.	30,16	...	4 atomes.
Azote.	17,54	...	1
Fer métallique.	34,50	...	1
Hydrogène.	2,64	...	2
	<hr/>		
	84,84		

Mais il s'est aperçu que ce résultat n'était pas exact, et il a recommencé son analyse par un autre procédé.

Pour doser le fer et la potasse, il a chauffé le sel dans un creuset de platine avec du nitrate d'ammoniaque; la combustion a été vive, et il est resté de l'oxide rouge de fer et du nitrite de potasse. Il a enlevé ce sel par l'eau, et il l'a transformé en nitrate.

Pour évaluer l'azote et le carbone, il a traité une partie du prussiate par trente-cinq fois son poids d'oxide de cuivre. Il a remarqué que cette proportion est celle qui donne le maximum d'acide carbonique. Il pense que cela provient de ce que l'oxide contient une petite quantité de silice qui sépare de la potasse l'acide carbonique qu'elle absorbe, et que dans des analyses semblables il serait convenable d'ajouter une certaine quantité de silice.

Il a évalué la proportion d'hydrogène d'après la quantité d'oxide de cuivre réduit, et il a connu cette quantité en traitant le résidu par l'acide sulfurique affaibli qui, selon lui, ne peut dissoudre que l'oxide de cuivre non attaqué.

Quant à l'eau de cristallisation, il l'a trouvée la même que dans ses premières expériences; c'est-à-dire, de 0,13.

Il résulte de son travail que le prussiate triple de potasse et de fer est composé de :

Potasse.	0,4168
Acide ferro- chyazique. {	Fer. 0,1260
	Carbone. 0,2264
	Azote. 0,1332
	Hydrogène. 0,0080
Eau.	0,1300
	<hr/>
	1,0404

et que par conséquent l'acide ferro-chyazique contient :

Carbone.	30,00	...	4 atomes.
Azote.	17,50	...	1
Fer	17,50	...	1
Hydrogène.	1,25	...	1
	<hr/>		
	66,25		

et il en conclut que le poids de l'atome du fer doit être de 17,50 et non de 3,35 comme l'admettent plusieurs chimistes.

16. *Nouvelles recherches sur la nature du bleu de Prusse; par M. Robiquet. (Annales de Chimie, tome XII, p. 277.)*

Le prussiate blanc obtenu en précipitant les dissolutions de fer au minimum par le prussiate de potasse ferrugineux, contient de la potasse comme principe essentiel; il est un peu soluble dans l'eau pure, l'air le décompose promptement et le bleuit, et alors la potasse peut en être séparée par l'eau.

Le prussiate bleu, mis pendant plusieurs jours

en contact avec l'hydrogène sulfuré, devient d'un gris jaunâtre, et il se forme dans la liqueur de petits cristaux grenus, brillans et d'un assez beau jaune, qui ne sont autre chose que du proto-prussiate de fer, lequel est un peu soluble dans l'eau; le contact de l'air le fait devenir aussitôt d'un très-beau bleu.

Le bleu de Prusse, mis en contact à froid avec l'acide sulfurique concentré, devient d'un blanc parfait, sans qu'il se dégage aucun gaz et que l'acide dissolve rien. L'eau rétablit sur-le-champ la couleur bleue.

L'acide muriatique le plus concentré possible et employé en grande quantité à froid, fait passer la couleur du bleu de Prusse au vert, puis au jaune; l'eau reproduit la couleur bleue. Cependant si on laisse l'acide agir pendant plusieurs heures, le prussiate est décomposé et la liqueur ne contient que du tritoxide de fer; si l'on a opéré avec les précautions convenables, en laissant ce dépôt se former dans un vase très-étroit et le lavant à plusieurs reprises, par décantation, avec de l'acide muriatique concentré, puis le faisant sécher, et enfin en le traitant par l'alcool qui le dissout, on peut, par évaporation spontanée, l'obtenir en petits grains cristallins, blancs, prenant à l'air une légère teinte blenâtre, sans odeur, d'une saveur franche. Leur solution dans l'eau donne du bleu de Prusse avec les sels de tritoxide de fer, et du prussiate de potasse ferrugineux avec la potasse. Cette substance est donc l'acide qui, combiné avec les bases, forme ce qu'on appelle les prussiates triples, ou l'acide chyazique ferruré de M. Porrett.

M. Robiquet a analysé cet acide en le chauffé

fant dans un tube à l'appareil pneumatique, successivement à la température du mercure bouillant et de la chaleur rouge; la première opération ne lui a fourni que de l'acide prussique pur, sans dégagement d'aucun gaz, et la seconde lui a donné un peu d'acide prussique et des gaz hydrogène et azote dans le rapport de 1 à 2 en volume (le même que dans le cyanogène), et sans la moindre trace d'acide carbonique. Le résidu est un mélange de fer métallique et de charbon, et l'on sépare aisément ces deux substances l'une de l'autre par l'acide sulfurique faible.

M. Robiquet pense que les résultats analytiques de M. Porrett ne sont pas exacts, et il conclut de ses expériences, que l'acide du bleu de Prusse et des prussiates triples en général, est une combinaison de fer, de cyanogène et d'acide prussique; et que le bleu de Prusse et les prussiates triples sont formés d'un cyanure et d'un hydrocyanate.

Enfin, qu'il est assez probable que le bleu de Prusse doit sa belle couleur à une certaine quantité d'eau.

17. *Sur l'oxidation du fer sans le concours de l'air et de l'eau.* (Annales de Chimie, t. XI, page 40.)

Le fer ne décompose pas l'eau à la température ordinaire, quand ils sont l'un et l'autre parfaitement purs. La décomposition ne commence à avoir lieu qu'à la température de 50 à 60°; mais l'oxidation une fois commencée par une cause quelconque, peut continuer par l'action seule de l'eau; le fer et son oxide doi-

vent être considérés comme deux corps hétérogènes d'énergies électriques différentes, et pouvant, par leur concours, déterminer la décomposition de l'eau, de la même manière qu'un élément de cuivre et de zinc dans la pile voltaïque.

Voici sur quels faits ces principes sont fondés :

M. Hall a plongé des feuilles de fer bien décapées dans de l'eau purgée d'air et à la température ordinaire ; au bout de plusieurs jours, elles avaient conservé tout leur éclat. Il a observé qu'un morceau de tôle couvert de mousseline humide n'éprouve pas le moindre changement dans un gaz qui ne contient pas d'oxygène, ou dans l'eau en contact avec un gaz de cette nature.

Au contraire, d'après les expériences de M. Hall, le fer se rouille promptement dans l'eau qui contient de l'air, dans l'air humide ou dans l'eau en contact avec de l'air. Dans ces trois cas l'oxide qui se forme est rouge ; cet oxide ne change pas de couleur lorsque, après l'avoir enlevé de la tôle, on le plonge dans de l'eau purgée d'air ; mais si dans la même circonstance on le laisse adhérent à la tôle, il devient bientôt d'un vert obscur, parce qu'il est ramené au minimum d'oxidation par l'hydrogène qui provient de la décomposition de l'eau.

M. Guibourt a mis de la limaille de fer dans de l'eau purgée d'air, il ne s'est dégagé d'oxygène ni à la température ordinaire ni à la température de 25° ; le dégagement n'a commencé à avoir lieu qu'à 50 ou 60°.

Il a mis de la limaille de fer sur du mercure avec de l'eau bien bouillie, et il y a eu un dégagement très-notable de gaz hydrogène.

Il a placé dans un pot 6 kilogrammes de limaille qu'il a recouverte d'eau ; dès le premier jour il a senti l'odeur de l'hydrogène ; il a chauffé à 25°, le dégagement de gaz est devenu plus abondant ; il a ramené la température à 12°, le dégagement a continué, mais plus faiblement : il a enlevé l'eau, et bientôt la masse s'est considérablement échauffée par le contact de l'air ; il a de nouveau recouvert la limaille d'eau, elle s'est refroidie, mais elle a continué à fournir beaucoup de gaz hydrogène.

18. *Note relative à quelques observations sur les sels cuivreux, où l'on fait connaître une nouvelle variété de carbonate de cuivre artificiel qui a ses analogues dans la nature ; par MM. Colin et Taillefert. (Annales de Chimie, tome XII, p. 62.)*

Lorsqu'on précipite à froid les dissolutions de deutoxide de cuivre par un carbonate alcalin, il se précipite un carbonate bleu, susceptible de se dissoudre dans un excès du précipitant et de former avec lui un sel double que l'on peut obtenir cristallisé. Si l'on fait le précipité à chaud, on obtient un carbonate vert.

En chauffant le carbonate bleu dans un tube, il perd de l'eau et devient vert ; en le chauffant plus fortement, il perd encore de l'eau et devient brun ; une plus forte chaleur en expulse l'acide carbonique. En faisant bouillir dans l'eau les carbonates bleus et verts, ils deviennent bruns sans qu'il se dégage d'acide carbonique. La substance brune est un carbonate de deutoxide de cuivre anhydre analogue à celui que M. Thompson a trouvé dans la nature.

Lorsqu'on traite le deutocide de cuivre par l'acide muriatique, on obtient une dissolution brune opaque; en y ajoutant de l'eau, elle devient d'un vert d'émeraude.

Lorsqu'on agite le muriate de deutocide dans un vase bouché avec de la limaille de cuivre en excès, il devient d'abord brun et opaque, puis incolore et transparent. La liqueur précipite en blanc par l'eau froide et en orange par l'eau chaude; elle renferme du muriate de protoxide.

L'ammoniure de deutocide est aussi complètement décoloré par le cuivre en limailles; la liqueur décolorée redevient bleue par son exposition à l'air.

Le muriate incolore de protoxide de cuivre mêlé avec un excès de sous-carbonate de soude sans le contact de l'air, donne un précipité orange; ce précipité est un carbonate de protoxide; il se conserve sans altération lorsqu'il est privé du contact de l'air: lorsqu'on le met dans des vases ouverts, il brunit peu-à-peu. L'acide sulfurique le dissout avec effervescence, il en résulte une dissolution bleue, et il se sépare du cuivre métallique, etc.

19. *Nouveaux détails sur le Cadmium; par M. Stromeyer. (Annales de Chimie, t. XI, page 76.)*

M. Stromeyer a communiqué à la Société royale de Gottingue, dans sa séance du 10 septembre 1818, la première partie de ses recherches sur le nouveau métal qu'il a découvert dans le zinc et ses oxides, et auquel il a donné le nom de *cadmium*. Secondé par deux de ses

élèves, M. Mahner de Brunsvick, et M. Siemens de Hambourg, il a non-seulement constaté ses premiers résultats (1), mais il a pu donner à ses recherches la plus grande étendue et y porter beaucoup d'exactitude. Il annonce avoir mieux fait connaître les circonstances qui ont conduit à la découverte du cadmium, et par-là avoir montré la part qu'y ont eue M. Hermann de Schoenebeck, et le Dr. Roloff de Magdebourg. Il donne aussi les noms des espèces de zinc, de ses oxides ou de ses mines qui contiennent le cadmium. Parmi ces dernières, M. Stromeyer l'a seulement rencontré dans quelques blendes, et en très-petite quantité, excepté dans quelques variétés de la blende rayonnée de Przi-gram en Hongrie, qui en contiennent de 2 à 3 pour 100: enfin, il donne le procédé pour obtenir le cadmium à l'état de pureté.

D'après ce procédé, on commence par dissoudre dans l'acide sulfurique les substances qui contiennent le cadmium, et on fait passer dans la dissolution, contenant un excès d'acide suffisant, un courant d'acide hydrosulfurique: le précipité qui se forme est recueilli et bien lavé; on le dissout dans l'acide hydrochlorique concentré, et on dégage par l'évaporation l'acide surabondant. On dissout le résidu dans l'eau, et on le précipite par le carbonate d'ammoniaque, dont on met un excès pour redissoudre le zinc et le cuivre qui auraient pu être précipités par l'acide hydrosulfurique. Le carbonate de cadmium étant bien lavé, on le chauffe pour enle-

(1) Voyez la première annonce de ce métal, *Annales des Mines*, tome III, page 255.

ver l'acide carbonique, et on réduit l'oxide qui reste en l'exposant à une légère chaleur rouge, dans une retorte de verre ou de terre, après l'avoir mêlé avec du noir de fumée.

La couleur du cadmium est d'un très-beau blanc tirant légèrement au gris bleuâtre et approchant beaucoup de celle de l'étain. Comme ce dernier métal, il est très-éclatant et prend un très-beau poli; sa texture est parfaitement compacte et sa cassure crochue. Il cristallise facilement en octaèdres, et présente à sa surface, par le refroidissement, l'apparence de feuilles de fougère. Il est mou, très-flexible, et se laisse limer très-facilement ou couper avec le couteau. Il tache assez fortement: cependant il est plus dur que l'étain, et il le surpasse en ténacité. Il est aussi très-ductile, et on peut le réduire en fils et en feuilles très-minces: néanmoins il s'écaille çà et là par une percussion soutenue. Sa densité, sans être écroui, est de 8,6040, à la température de 16°,5; écroui, elle est de 8,6944. Il fond avant de rougir, et ne se volatilise pas beaucoup plus tard que le mercure. Sa vapeur n'a pas d'odeur remarquable; elle se condense aussi facilement que celle du mercure, en gouttes qui, en se figeant, présentent à leur surface une apparence non équivoque de cristallisation.

Le cadmium est aussi permanent à l'air que l'étain. Chauffé en contact avec l'air, il brûle avec la même facilité que ce dernier métal, et se change en un oxide d'un jaune brunâtre, qui paraît ordinairement sous la forme d'une fumée de la même couleur, mais qui est très-fixe. L'acide nitrique le dissout facilement à froid:

l'acide sulfurique étendu, l'acide muriatique et même l'acide acétique, l'attaquent avec dégagement d'hydrogène; mais leur action est très-faible, sur-tout celle de l'acide acétique, lors même qu'on la favorise par la chaleur. Les dissolutions sont incolores et ne sont point précipitées par l'eau.

Le cadmium ne forme qu'un seul oxide; 100 parties de métal se combinent avec 14,352 d'oxigène: d'après cela, le nombre équivalent du cadmium est 69,677, et celui de l'oxide $69,677 + 10 = 79,677$. La couleur de l'oxide varie suivant les circonstances dans lesquelles il s'est formé: elle est d'un jaune brunâtre, d'un brun clair, d'un brun foncé ou même noirâtre. Il est tout-à-fait fixe et infusible à la plus forte chaleur blanche, et ne perd point son oxigène. Mêlé avec du charbon, il se réduit avant la chaleur rouge avec une extrême rapidité. Il se dissout facilement dans le borax sans le colorer, et donne un globule vitreux transparent. Il est insoluble dans l'eau; mais, dans quelques circonstances, il forme un hydrate incolore qui attire bientôt l'acide carbonique de l'air, et qui abandonne facilement son eau par l'action de la chaleur.

Les alcalis fixes ne dissolvent pas l'oxide de cadmium d'une manière remarquable; mais ils favorisent sa combinaison avec l'eau. L'ammoniaque le dissout, au contraire, facilement; il blanchit d'abord et se change en hydrate. En faisant évaporer l'ammoniaque, il se précipite à l'état d'un hydrate très-gélatineux.

Avec les acides, l'oxide de cadmium se comporte comme une base saturante; il forme des

sels qui sont presque tous incolores, possèdent une saveur acerbe métallique, sont en partie très-solubles dans l'eau et cristallisables, et ont les caractères suivans :

1°. Les alcalis fixes en précipitent l'oxide à l'état d'hydrate blanc : ajoutés en excès, ils ne redissolvent point le précipité, comme cela a lieu avec l'oxide de zinc.

2°. L'ammoniaque en précipite également l'oxide en blanc, et sans doute à l'état d'hydrate ; mais un excès de cet alcali dissout aussitôt le précipité.

3°. Les carbonates alcalins produisent un précipité blanc qui est un carbonate anhydre : le zinc donne, au contraire, dans les mêmes circonstances, un carbonate hydraté. Le précipité formé par le carbonate d'ammoniaque n'est pas soluble dans un excès de ce dernier : le zinc se comporte d'une manière tout-à-fait différente.

4°. Le phosphate de soude donne un précipité blanc pulvérulent : celui formé par le même sel dans les dissolutions de zinc, est, au contraire, en belles paillettes cristallines.

5°. L'acide hydrosulfurique et les hydrosulfates précipitent le cadmium en jaune ou en orange. Ce précipité se rapproche un peu, par sa couleur, de l'orpiment, avec lequel on pourrait le confondre sans une attention convenable ; mais il s'en distingue en ce qu'il est plus pulvérulent et qu'il se précipite plus promptement ; il s'en éloigne sur-tout par sa facile dissolubilité dans l'acide hydrochlorique concentré et par sa fixité.

6°. Le prussiate triple de potasse et de fer

précipite les dissolutions de cadmium en blanc.

7°. La noix de galle n'y produit aucun changement.

8°. Le zinc en précipite le cadmium à l'état métallique, sous la forme de feuilles dendritiques qui s'attachent au zinc.

Voici les sels dont M. Stromeyer a fait un examen particulier :

Le carbonate de cadmium est pulvérulent et insoluble dans l'eau : il perd facilement son acide par le moyen de la chaleur. Il est composé de 100 d'acide et de 292,88 d'oxide.

Le sulfate cristallise en gros prismes droits, rectangulaires, transparens, ressemblant à ceux du sulfate de zinc, et très-solubles dans l'eau. Il est très-efflorescent à l'air, et perd facilement son eau de cristallisation à une douce température. Il ne se décompose que difficilement au feu, et peut être exposé à une faible chaleur rouge sans éprouver le moindre changement. A une température plus élevée, il abandonne de l'acide, et se change en un sous-sulfate qui cristallise en paillettes et qui se dissout difficilement dans l'eau. Le sulfate neutre est composé de 100 d'acide et de 161,120 d'oxide. 100 parties de ce sel prennent 34,26 d'eau de cristallisation.

Le nitrate de cadmium cristallise en prismes ou aiguilles ordinairement groupés en rayons : il est déliquescent. 100 parties d'acide prennent 117,58 d'oxide, et 100 parties de nitrate sec 28,31 d'eau de cristallisation.

Le chlorure de cadmium cristallise en petits prismes rectangulaires, parfaitement transparens, qui s'effleurissent facilement par la cha-

leur, et qui sont très-solubles. Il se fond avant la chaleur rouge, après avoir perdu son eau de cristallisation, et se prend par le refroidissement en une masse feuilletée, transparente, d'un éclat un peu métallique et nacré, mais qui, à l'air, perd bientôt sa transparence et son éclat, et tombe en une poussière blanche. A une chaleur plus élevée, le chlorure de cadmium se sublime en petites lames micacées qui ont le même éclat et la même transparence que le chlorure fondu, et qui s'altèrent également à l'air. 100 de chlorure fondu contiennent 61,39 de cadmium et 38,61 de chlore.

Le phosphate de cadmium est pulvérulent, insoluble dans l'eau, et se fond, avant la chaleur d'un rouge blanc, en un corps transparent, vitreux. 100 d'acide phosphorique saturé 225,49 d'oxide de cadmium.

Le borate de cadmium obtenu en précipitant une dissolution de sulfate neutre de cadmium par le borax, est à peine soluble dans l'eau. A l'état sec, il est composé, sur 100 parties, de 72,12 d'oxide et de 27,88 d'acide.

L'acétate de cadmium cristallise en petits prismes ordinairement disposés en étoiles, qui sont assez permanens à l'air et très-solubles dans l'eau.

Le tartrate de cadmium cristallise en petites aiguilles molles comme de la laine et à peine solubles dans l'eau. L'oxalate est pulvérulent et insoluble.

Le citrate forme une poussière cristalline, très-peu soluble.

Le cadmium ne se combine avec le soufre que dans une seule proportion, comme avec

l'oxygène. 100 parties de cadmium prennent 28,172 de soufre. Ce sulfure a une couleur jaune tirant à l'orange; sa poussière est d'un très-beau jaune orangé. En le faisant chauffer, il prend d'abord une couleur brune, et ensuite une couleur cramoisi; mais il la perd par le refroidissement. Il est très-fixe au feu: ce n'est qu'à la chaleur d'un rouge blanc qu'il commence à fondre; il cristallise ensuite par le refroidissement en lames transparentes micacées de la plus belle couleur jaune de citron. Il se dissout, même à froid, dans l'acide hydrochlorique concentré, avec dégagement d'acide hydrosulfurique; mais il n'est attaqué que très-difficilement, même avec le secours de la chaleur, si l'acide est délayé.

On ne forme que difficilement le sulfure de cadmium en fondant le soufre avec le métal: on l'obtient beaucoup mieux en faisant chauffer un mélange de soufre et d'oxide de cadmium, ou en précipitant un sel de cadmium par l'acide hydrosulfurique.

Ce sulfure, par la beauté et la fixité de sa couleur, ainsi que par la propriété qu'elle possède de bien s'unir aux autres couleurs, et sur-tout au bleu, promet d'être d'un emploi très-avantageux dans la peinture: quelques essais tentés dans ce but ont donné les meilleurs résultats.

Le phosphore de cadmium obtenu en combinant le métal avec le phosphore a une couleur grise, d'un éclat faiblement métallique: il est très-aigre, extraordinairement réfractaire; mis sur un charbon ardent, il brûle avec une

flamme phosphorique très-belle et se change en phosphate : l'acide hydrochlorique le décompose avec dégagement d'hydrogène phosphuré.

L'iode se combine avec le cadmium aussi bien par la voie sèche que par la voie humide : on obtient de grandes et belles tables hexaèdres. Ces cristaux sont incolores, transparens, inaltérables à l'air ; leur éclat est métallique, tirant au nacré. Ils se fondent avec une extrême facilité, et reprennent par le refroidissement leur forme primitive. Exposés à une chaleur plus élevée, ils se décomposent et laissent dégager de l'iode : l'eau et l'alcool les dissolvent facilement. Ils sont composés de 100 parties de cadmium et de 227,43 d'iode.

Le cadmium s'unit facilement avec la plupart des métaux lorsqu'on le chauffe avec eux sans le contact de l'air, pour éviter son oxidation. Ses alliages sont la plupart aigres et sans couleur ; cependant jusqu'à présent on n'en a fait qu'un petit nombre avec exactitude.

L'alliage de cuivre et de cadmium est d'une couleur blanche tirant un peu au jaune clair ; son tissu est à très-petites lames ; il est très-aigre, et, dans la proportion de $\frac{1}{100}$, le cadmium communique encore beaucoup d'aigreur au cuivre. Exposé à une chaleur suffisante pour fondre le cuivre, l'alliage se décompose, et le cadmium se volatilise entièrement. On n'a pas, d'après cela, à craindre que, dans la fabrication du laiton, le cadmium qui pourrait être contenu dans le zinc cause aucun dommage ; on explique aussi pourquoi la tutie contient ordinairement

de l'oxide de cadmium. Cet alliage était composé de 100 parties de cuivre et de 84,2 de cadmium.

L'alliage de platine et de cadmium ressemble beaucoup extérieurement au cobalt arsenical ; sa couleur est très-blanche, presque d'un blanc d'argent ; son tissu est extraordinairement fin, et il est très-aigre et difficile à fondre.

100 parties de platine, chauffées avec du cadmium jusqu'à ce que l'excès de ce dernier métal fût volatilisé, en ont retenu 117,3.

Le cadmium s'unit au mercure avec la plus grande facilité, même à froid. La couleur de l'amalgame est d'un très-beau blanc d'argent ; son tissu est grenu et cristallisé ; les cristaux sont des octaèdres ; il est dur et très-fragile ; sa densité est plus grande que celle du mercure : la chaleur de 75° suffit pour le fondre. Il est composé de 100 de mercure et de 27,78 de cadmium.

Les résultats des analyses précédentes se fondent tous sur des expériences directes, et non sur des calculs ; ils sont presque tous la moyenne de plusieurs expériences différant peu entre elles. On trouvera, au reste, en les comparant, que non-seulement ils s'accordent très-bien entre eux, mais aussi qu'ils correspondent aux équivalens adoptés pour les élémens des composés. Néanmoins M. Stromeyer se propose de leur donner encore plus de précision, parce qu'il pense, et avec raison, que pour que les équivalens puissent servir, en général, à corriger avec avantage pour la science les résultats des analyses, il faut qu'ils aient la plus grande précision.

20. *Vodanium*, nouveau métal découvert par M. Lampadius. (Annales de Chimie, tome XI, page 201.)

M. Lampadius a découvert ce métal dans un minéral de Topschan, en Hongrie, que l'on croyait être un minéral de cobalt. Ce minéral est d'un blanc d'étain très-sombre, qui, en se ternissant, devient gris et brun à la surface; il est en masse; sa cassure est inégale, grenue; il est demi-dur, aigre, peu difficile à casser; sa pesanteur spécifique est de 5,192; il est composé de 0,20 de vodanium uni à du nickel, du fer, du soufre et de l'arsenic.

Le vodanium a une couleur d'un jaune de bronze; sa pesanteur spécifique est de 11,470.

Il est malléable, très-attirable à l'aimant; sa cassure est crochue.

A l'air froid il conserve son éclat, mais par la chaleur il se change en un oxide noir.

Ses dissolutions dans les acides sont blanches, tirant un peu au jaune de vin; ses carbonates et ses hydrates sont également blancs. Le précipité obtenu par l'ammoniaque est d'un bleu d'indigo pâle. Les phosphates et les arseniates alcalins ne produisent point de précipités dans ses dissolutions saturées. Il en est de même de l'infusion de noix de galle; le zinc précipite de sa dissolution muriatique une poudre noire métallique. Le précipité produit par le prussiate triple de potasse, est d'un gris de perle.

L'acide nitrique dissout également bien le métal et son oxide; la dissolution cristallise en aiguilles blanches déliquescentes.

21. *Des phénomènes que présentent quelques métaux lorsqu'on les soumet à la coupellation, soit seuls, soit alliés entre eux; par M. Chaudet, essayeur des monnaies.* (Annales de Chimie, tome XII, page 342.)

L'étain pur se fond, se couvre d'une couche d'oxide gris noirâtre, lequel, en s'oxigénant davantage, laisse dégager, si la température est élevée, une légère vapeur d'oxide d'étain, manifeste dans quelques-unes de ses parties des points incandescens, finit par augmenter beaucoup de volume, présente sur toute sa surface une véritable combustion, laquelle ne tarde pas à cesser. L'oxide reste assez uniformément rouge; en se refroidissant il devient d'abord d'un jaune citron, puis parfaitement blanc.

L'antimoine noircit légèrement, laisse dégager un peu de vapeur, se fond ensuite en reprenant son éclat métallique, dégage une vapeur blanche et épaisse, se vaporise complètement et laisse la surface de la coupelle colorée en jaune citron; couleur qui disparaît en entier par le refroidissement et ne laisse que quelques traits jaunâtres et quelques auréoles d'un rose extrêmement pâle, dans les parties où il touchait le vase.

Le zinc se ramollit, devient noir, s'enflamme en répandant une fumée blanche et épaisse et une lumière très-vive. L'oxide s'élève en dôme au-dessus du vase qui le contient; il paraît verdâtre, mais par le refroidissement, il devient d'un blanc éclatant.

Le bismuth pur se fond, se recouvre d'oxide fondu que la coupelle absorbe, et répand une

Étain.

Antimoine.

Zinc.

Bismuth.

légère vapeur qui serpente autour du vase. La coupelle, lorsqu'elle est froide, est colorée en un beau jaune orange semé de quelques taches vert-pré.

Plomb. Le plomb présente les mêmes phénomènes que le bismuth; mais la coupelle reste colorée en jaune citron, et cette couleur pâlit peu-à-peu à l'air.

Cuivre. Le cuivre fond si le fourneau est assez chaud, et se couvre d'une couche d'oxide d'un noir foncé; dès qu'il est froid, il laisse apercevoir quelquefois sur la coupelle des taches roses de protoxide de cuivre.

Étain et antimoine. L'étain qui contient de l'antimoine donne un oxide blanc parsemé de taches grises noirâtres; un quart de centième d'antimoine suffit pour produire cet effet. Lorsque l'antimoine contient de l'étain, après l'entière vaporisation du premier métal, la coupelle reste tachée circulairement de gris de diverses nuances, le centre est noir et contient quelquefois des fragmens d'une substance d'un brun rougeâtre.

Étain et zinc. Lorsque le zinc uni à l'étain forme le quart de l'alliage, on le reconnaît à la coupellation par la combustion du zinc et par la légèreté d'une partie de l'oxide, et lorsqu'il n'y est même que dans la proportion d'un cinquième, il s'oppose à la production des points incandescens qui se manifestent toujours sur l'étain pur, et colore plus ou moins fortement, suivant sa proportion, l'oxide de ce métal.

Étain et bismuth. Le bismuth allié à l'étain, même dans la proportion de 5 pour 100, donne à l'oxide de ce métal une couleur grise mêlée de jaune, et seulement grise lorsqu'il n'y en a qu'un centième.

On peut reconnaître moins de 5 pour 100 de plomb dans l'étain, par la couleur de rouille qu'il donne à l'oxide de ce dernier métal, et moins d'un centième d'étain dans le plomb, parce que ce dernier porté à la coupelle, se fond sans se découvrir, reste terne et laisse apercevoir à la surface du bain de petites quantités d'oxide d'étain.

Quand la température est très-élevée, on peut, par la couleur que prend la coupelle dans laquelle on a soumis des alliages d'étain et de cuivre, reconnaître quelques centièmes de ce dernier.

22. *Recherches sur la composition des corps inorganiques; par J. Berzélius. (Annales de Chimie, tome II, p. 58, 115, 225.)*

Dans ces recherches, M. Berzélius a eu pour objet de déterminer avec toute la précision possible la composition d'un grand nombre de combinaisons; nous nous bornerons à rapporter ses résultats.

On sait que l'oximuriate de potasse exposé au feu, perd six fois la quantité d'oxigène contenu dans la potasse muriate; au moment où l'oximuriate commence à se décomposer, l'oxigène entraîne une portion de ce sel sous forme de fumée blanche. En évitant cette perte au moyen d'un appareil convenable, M. Berzélius a trouvé que l'oximuriate donne, terme moyen, 0,3915 d'oxigène à la chaleur rouge.

D'un autre côté 100 de muriate de potasse donnent 192,4 de muriate d'argent, et 100 d'argent donnent 152,75 de muriate d'argent; d'après cela :

Oxide d'argent.

L'oxide d'argent est composé de :

Argent.	0,95112	... 100
Oxigène.	0,06888	... 7,5986

Muriate d'argent.

Le muriate d'argent est composé de :

Acide muriatique.	0,190966	... 100
Oxide d'argent.	0,809034	... 423,653

Muriate de potasse.

Le muriate de potasse est composé de :

Acide muriatique.	0,36743	... 100
Potasse.	0,63257	... 174,882

Potasse.

La potasse est composée de :

Potassium.	0,830484	... 100
Oxigène.	0,169516	... 20,402

La capacité de saturation de l'acide muriatique, est de 29,184.

Oxide de plomb.

L'oxide de plomb pur, réduit par le gaz hydrogène dans un appareil pesé, produit :

100 de plomb pour 107,7228 d'oxide.

Nitrate de plomb.

100 de nitrate de plomb sec, donnent par la calcination 67,31 d'oxide, ce qui suppose que cet oxide est composé de :

Plomb.	100
Oxigène.	7,7448

Muriate de plomb.

100 de muriate de plomb fondu et pur, donnent 103,35 de muriate d'argent ; le muriate de plomb est donc composé de :

Acide muriatique.	0,1974	... 100
Oxide de plomb.	0,8026	... 406,585

D'après cela l'oxide de plomb doit contenir :

Plomb.	100
Oxigène.	7,7516

Carbonate de plomb.

Le carbonate de plomb préparé en précipitant le nitrate de plomb, soit par le carbonate de soude, soit par le carbonate d'ammoniaque, produit par la distillation :

Acide carbonique.	0,16442	... 100
Oxide de plomb.	0,83333	... 506,823
Eau.	0,00225	

Cela suppose que 100 de plomb prennent 7,7218 d'oxigène.

La composition de l'oxide de plomb qui paraît être la plus vraisemblable, est celle de :

Plomb.	0,92829	... 100
Oxigène.	0,07171	... 7,725

100 de plomb donnent 146,44 de sulfate de plomb ;

D'après cela l'acide sulfurique doit être composé de :

Soufre.	0,401395	... 100
Oxigène.	0,598605	... 148,49

et l'acide sulfureux doit être composé de :

Soufre.	0,5014	... 100
Oxigène.	0,4986	... 98,954

D'après la pesanteur spécifique de l'acide sulfureux, que M. Berzélius a trouvée être de 1,31, cet acide devrait contenir :

Soufre.	0,5088	... 100
Oxigène.	0,4912	... 96,52

On ignore à quoi tient cette différence dans les résultats.

100 de muriate de baryte cristallisé et privé d'eau, donnent 138,07 de muriate d'argent et 112,17 de sulfate de baryte ; il en résulte que le muriate de baryte est composé de :

Acide muriatique.	0,2657	... 100
Baryte.	0,7353	... 279,226

Que le sulfate de baryte est composé de :

Acide sulfurique.	0,34337	... 100
Baryte.	0,65663	... 191,07

Baryte. et que la baryte est composée de :

Barium.	0,89549	...	100
Oxigène.	0,10451	...	11,65

Phosphates. L'acide phosphorique a une grande tendance à former avec la chaux le sous-phosphate qui se trouve dans les os; ce phosphate se mêle souvent au phosphate neutre; de là ces anomalies qu'on a remarquées dans la composition des phosphates de chaux. (*Annales des Mines*, tom. II, p. 83.)

En faisant digérer de l'ammoniaque sur le phosphate neutre de baryte, on obtient un sous-phosphate composé de :

Acide phosphorique.	0,2707	...	100
Baryte.	0,7293	...	269,3

Les sous-multiples des bases dans les différents phosphates de baryte et de chaux, la quantité d'acide restant la même, sont comme il suit :

	de baryte.		de chaux.
Dans le biphosphate.	1	...	1
le phosphate acide préparé par l'alcool.	1 1/2	...	1 1/3
le phosphate neutre.	2	...	2
le premier sous-phosphate.	2 1/2	...	2 2/3
le second sous-phosphate.	3	...	3

La quantité de base étant la même, les multiples de l'acide sont :

	de baryte.		de chaux.
Dans le second sous-phosphate.	1,0	...	1,000
le premier sous-phosphate.	1,2	...	1,125
le phosphate neutre.	1,5	...	1,500
le phosphate acide préparé par l'alcool.	2,0	...	2,250
le biphosphate.	3,0	...	3,000

Acide borique.

L'acide borique cristallisé et pur perd 0,221

d'eau à la chaleur d'un bain de sable, 0,35 à la chaleur rouge et 0,44 lorsqu'on le combine avec une base, par exemple avec l'oxide de plomb.

Le borate d'ammoniaque cristallisé, décomposé par la chaux, a été trouvé composé de :

Ammoniaque.	0,3795	...	100
Acide borique.	0,3031	...	79,895
Eau.	0,3173		

Borate d'ammoniaque.

D'après cela, la capacité de saturation de l'acide borique est de 37,085.

D'après la composition du borate de magnésie natif, elle est de 18,54, à-peu-près moitié de 37,085.

Le borax fait dans les sels de baryte des précipités, qui sont des mélanges de borate et de biborate.

D'après sa capacité de saturation, l'acide borique doit contenir :

Bore.	0,2583	...	100
Oxigène.	0,7417		287,10

Lorsqu'on tient le fluat d'argent en fusion, il laisse continuellement dégager de l'acide fluorique et du gaz oxigène, et il se sépare de l'argent métallique.

Le fluat d'argent fondu, indépendamment de l'agent métallique dont il est mélangé, donne 112,57 de muriate d'argent pour 100 de fluat.

Le fluat de soude forme dans les dissolutions de muriate de baryte un précipité peu soluble dans l'eau, qui est composé de baryte, d'acide fluorique et d'acide muriatique.

Lorsque le fluat de chaux contient de la silice, il fait effervescence à froid avec l'acide sulfurique concentré; mais lorsqu'il est pur, il augmente de volume, devient gélatineux et demi-transparent, et le dégagement de l'acide sul-

Fluat de chaux.

furique ne commence qu'à un certain degré de chaleur.

100 de fluat de chaux produisent 173,68 de sulfate de chaux calciné ; d'après cela :

Fluat de chaux.

Le fluat de chaux est composé de :

Acide fluorique.	0,27865	...	100
Chaux.	0,72137	...	258,9

La capacité de saturation de l'acide est de

Acide fluo-rique.

72,7815, et l'acide fluorique est composé de :

Fluor..	0,2722	...	100
Oxigène.	0,7278	...	262,84

Acide arsenieux.

L'acide arsenieux est changé en sulfure par le soufre, et il se dégage de l'acide sulfureux ; d'après le poids de l'acide sulfureux dégagé, on trouve que l'acide arsenieux contient :

Arsenic.	0,3414	...	100
Oxigène.	0,6586	...	192,91

100 d'arseniate de plomb neutre donnent 89,53 de sulfate de plomb.

Arseniate de plomb.

L'arseniate est donc composé de :

Acide arsenique.	0,2525	...	100
Oxide de plomb.	0,7475	...	296,24

Arseniate de baryte.

L'arseniate de baryte neutre, obtenu en précipitant un sel de baryte par l'arseniate de soude neutre, est en petites lames cristallines ; il donne 86,93 de sulfate de plomb, et il est par conséquent composé de :

Acide arsenique.. . . .	0,4924	...	100
Baryte.	0,5706	...	152,88

Cet arseniate traité humide par l'ammoniaque donne un sous-arseniate qui produit 101,4 de sulfate de baryte, et qui est par conséquent composé de :

Sous-arseniate de baryte.

Acide arsenique.	0,5344	...	100
Baryte.	0,6656	...	199,04

Les arsenites perdent toujours un peu de leur acide par la chaleur. Arsenites.

L'arsenite de plomb, préparé en précipitant le nitrate de plomb par l'arsenite d'ammoniaque, et fondu dans une cornue de verre, a été trouvé composé de : Arsenite de plomb.

Acide arsenieux.	0,47556	...	100
Oxide de plomb.	0,52644	...	101,17

On obtient un sous-arsenite en précipitant l'arsenite d'ammoniaque par le sous-nitrate de plomb.

100 de ce sel donnent 93,2 de sulfate de plomb, il contient par conséquent :

Acide arsenieux.	0,313	...	100
Oxide de plomb.	0,687	...	219,5

Sous-arsenite de plomb.

Il paraît suivre de ces faits, que la capacité de saturation de l'acide arsenique est 13,886, et que dans les sous-arseniates l'acide est combiné avec une fois et demie autant de base, que dans les arseniates neutres. La capacité de saturation de l'acide arsenieux est 7,972, et dans les sous-arsenites, l'acide est combiné avec deux fois autant de base que dans les arsenites neutres. Les quantités d'oxigène dans ces deux acides sont comme 5 : 3, et ces acides sont composés de :

	acide arsenique.		acide arsenieux.	
Arsenic.	0,65283	.. 100	0,7581	.. 100
Oxigène..	0,34717	.. 53,179	0,2419	.. 31,907

Acides arsenique et arsenieux.

Lorsqu'on fait bouillir l'arsenite d'ammoniaque pour chasser l'excès d'alkali, il se dépose par le refroidissement des cristaux octaédres d'acide arsenieux ne contenant ni eau ni acide. Arsenite d'ammoniaque.

Il y a deux principaux sulfures d'arsenic ; Sulfures.

Réalgar. l'un (le *Réalgar*) est rouge et contient :

Arsenic.	0,70	...	100
Soufre.	0,30	...	42,90

Orpiment. L'autre (*l'Orpiment*) est jaune et contient :

Arsenic.	0,61	...	100
Soufre.	0,39	...	64,33

Sulfure intermédiaire. M. Laugier a obtenu un sulfure qui contient :

Arsenic.	0,583	...	100
Soufre.	0,417	...	71,26

Ce sulfure paraît être formé d'un atome de réalgar et de deux atomes du sulfure qui résulterait de la décomposition de l'acide arsenique par l'hydrogène sulfuré, sulfure qui devrait être composé de :

Arsenic.	0,483	...	100
Soufre.	0,517	...	106,91

En outre, le soufre et les sulfures d'arsenic s'unissent ensemble en toutes proportions par fusion. On peut faire absorber à l'orpiment 7 fois son poids de soufre, et en le soumettant à la distillation, il perd du soufre contenant une proportion de plus en plus grande d'arsenic, et le dernier produit est du sulfure rouge; on ne peut donc pas séparer le soufre d'un sulfure par la chaleur.

Oxide d'arsenic. Il paraît certain qu'il existe un oxide d'arsenic; cet oxide est noir, et les acides le transforment en métal et en acide arsenieux.

SUR LES

BATEAUX A VAPEUR;

PAR M. CLAPEYRON,

Élève ingénieur au Corps royal des Mines.

UN spectateur placé sur un bateau qui se meut contre un courant, se croit en repos, et l'eau lui semble animée d'une vitesse égale à celle du bateau, plus celle qu'elle possède réellement pour un observateur placé sur le rivage, en sorte qu'à ses yeux, une machine à vapeur, destinée à faire mouvoir le bateau, n'a pour but que de produire une pression égale et opposée à celle que le courant exerce contre lui.

Dans les circonstances ordinaires, lorsqu'on se trouve sur un terrain résistant, une force morte suffit pour produire cette pression constante; mais le cas dont nous parlons est tout autre. Les fluides qui entourent le bateau, cédant au plus léger effort, le seul moyen qui reste pour se la procurer, est de communiquer aux fluides une force vive dans un sens opposé à celui dans lequel doit agir cette pression.

Ici se présente une question importante, c'est de déterminer, dans chaque cas, la quantité de force vive qu'il faut dépenser pour se procurer une pression donnée pendant un temps donné.

Tome V. 2^e. livr.