

NOMS DES FLEUVES ou Rivières.	LIEUX OU COMMENCE		LONGUEUR		Observation.
	LE FLOTTAGE.	LA NAVIGATION.	du flottage.	de la navigation.	
			mètres.	mètres.	
Sèvre Niortaise.	»	Niort (Deux-Sèvres).	»	82,800	Après le chèvement du canal du d'Angoulême, la navigation montera jusqu'à St-Simon, sur une longueur de 88,018 mètres.
Somme.	»	Amiens (Somme).	»	61,692	
Tarn.	»	Gaillac (Tarn).	»	110,000	
Taute.	»	Près Periers (Manche).	»	23,000	
Tenu.	»	Saint-Mesmes (Loire-Infér.).	»	16,000	
Terette.	»	Saint-Pierre-d'Ar- thenay (Manche).	»	6,000	
Thouet.	»	Montreuil-Bellay (Maine et Loire).	»	17,020	
Touques.	»	Lisieux (Calvados).	»	29,000	
Vendée.	»	Au-dessous de Fontenay (Vendée).	»	25,000	
Vézère.	L'Arche (Dordogne).	Montignac (Dordogne).	30,000	47,000	
Vie.	»	Corbon (Calvados).	»	2,400	
Vienne.	»	Chitré (Vienne).	»	83,709	
Vilaine.	»	Cesson (Ille et Vilaine).	»	97,448	
Viré.	»	11 kil. au-dessous de Saint-Lô (Manche).	»	18,000	
Yonne.	Armes (Nièvre).	Auxerre (Yonne).	65,000	93,000	
			1,809,712	7,490,396	

CHIMIE. (EXTRAITS DE JOURNAUX.)

1. *Sur le calorique du vide*, par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, t. XIII, p. 304.)

M. Gay-Lussac a reconnu, au moyen d'un baromètre d'une construction particulière, à cuvette mobile, et d'un thermomètre à air très-sensible, que lorsqu'on réduit ou qu'on augmente un espace vide de matière pondérable, le thermomètre plongé dans cet espace n'indique aucune variation de température. Il conclut de ce fait que le vide ne contient d'autre chaleur que celle qui le traverse instantanément sous la forme de calorique rayonnant, et que la quantité en est infiniment petite et ne peut être appréciée par les instrumens.

2. *Sur un moyen de déterminer la pesanteur spécifique des gaz*; par M. Thomson. (Annals of Philosophy.) Mars 1820.

Pour avoir la pesanteur spécifique exacte d'un gaz, il n'est pas nécessaire de faire un vide absolu dans le vase dans lequel on l'introduit pour le peser, parce que les gaz en se mélangeant ne changent pas de volume.

On prend un grand flacon de verre fermé par un bon robinet : on le pèse plein d'air ; puis on y fait à-peu-près le vide, au moyen de la machine pneumatique, et on le pèse de nouveau ; la différence α des poids est le poids de l'air enlevé.

Dans cet état, on le remplit, avec les précautions convenables, du gaz à éprouver, et on le pèse une troisième fois; la différence b des poids avec la pesée précédente, est le poids d'un volume de gaz exactement égal au volume de l'air soustrait par la machine pneumatique: la pesanteur spécifique du gaz est donc égale à $\frac{b}{a}$ et il n'est besoin de faire aucune correction relative à la température et à la pression, puisque les trois pesées peuvent se faire pour ainsi dire au même instant et par conséquent à la même température et sous la même pression; condition suffisante pour avoir exactement le rapport des poids sous un même volume, ou la pesanteur spécifique: car on sait que pour un changement quelconque de température et de pression, tous les gaz éprouvent le même changement de volume.

Si le gaz à éprouver est mélangé d'air, il faut déterminer dans quelle proportion par l'analyse. Si A représente le volume de l'air mélangé, a sa pesanteur spécifique, B le volume du gaz pur, x sa pesanteur spécifique, et enfin c la pesanteur spécifique du gaz mélangé d'air, on a

$$x = \frac{(A+B)c - Aa}{B}$$

3. *Nouvelles déterminations des proportions de l'eau et de la densité de quelques fluides élastiques; par MM. Berzélius et Dulong. (Annales de Chimie, tome XV, page 386.)*

On a déterminé la composition de l'eau de deux manières, 1°. par synthèse; 2°. en la dé-

duisant de la pesanteur spécifique des gaz oxygène et hydrogène.

Un courant de gaz hydrogène, développé par l'action de l'acide sulfurique étendu d'eau sur du zinc (1), se purifiait en passant sur des fragments de potasse caustique légèrement mouillés, et se desséchait ensuite en traversant du muriate de chaux, puis il se trouvait en contact avec de l'oxide de cuivre desséché et renfermé dans un tube qui était lié à l'appareil par deux petits tuyaux de gomme élastique: ce qui permettait d'en avoir le poids très-exactement avant et après l'expérience. Lorsque le gaz avait passé en quantité suffisante pour chasser l'air atmosphérique, on chauffait l'oxide avec une lampe à esprit de vin. On s'est assuré que l'eau qui s'est formée pendant l'opération était parfaitement pure, et on a constaté le poids de ce liquide, en le recevant tantôt dans un petit récipient, tantôt dans du muriate de chaux fondu.

La moyenne de trois résultats a donné :

Oxigène.	100	...	0,889
Hydrogène.	12,488	...	0,111

Pour prendre les pesanteurs spécifiques des gaz, on a suivi la méthode ordinaire, en ayant la précaution de peser le ballon vide immédiatement après chaque pesée du ballon plein. Il ne faut que quelques minutes pour faire le vide, et

(1) Le zinc distillé n'est pas préférable pour cet objet au zinc du commerce; il contient les mêmes impuretés; savoir, du plomb, de l'étain, du cuivre, du fer, du cadmium et du soufre; mais en faisant passer le gaz hydrogène sur de la potasse on lui enlève son odeur, et il est parfaitement pur.

pendant ce laps de temps on peut supposer, à moins de circonstances bien rares, que les conditions de l'atmosphère restent invariables. On a opéré sur les gaz desséchés et sur les gaz saturés d'humidité.

M. Dalton a prouvé qu'un gaz quelconque insoluble dans l'eau ne peut pas séjourner sur ce liquide, même pendant un laps de temps très-court, sans être souillé d'une certaine quantité du mélange gazeux que l'eau tient toujours en dissolution; ce mélange, quelque petit qu'il soit, peut influer d'une manière très-notable sur la pesanteur spécifique des gaz très-légers, comme le gaz hydrogène. On a réussi à se préserver de cet inconvénient, en recouvrant la surface de l'eau, dans les cloches, d'une couche d'huile fixe de deux ou trois centimètres d'épaisseur.

Le gaz oxygène a été extrait du chlorate de potasse et dépouillé de la petite quantité d'acide carbonique qu'il peut contenir, en le faisant passer à travers une forte dissolution de potasse caustique.

La moyenne de plusieurs expériences a donné les résultats suivans (à 0° et à 0m. 76.)

	Résultats de M. Berzélius et Dulong.	Résultats de M. Blot et Arago.
Oxygène.	1,1026	1,10359
Hydrogène.	0,0687	0,07521

En partant des proportions en poids des élémens de l'eau rapportées plus haut, et de la densité de l'oxygène 1,1026, fournie par l'expérience, on trouve, pour la pesanteur spécifique du gaz hydrogène, 0,0688, au lieu de 0,0687,

nombre obtenu directement. On ne peut pas désirer une exactitude plus grande.

MM. Berzélius et Dulong ont pris aussi la pesanteur spécifique du gaz azote et du gaz acide carbonique, et ils ont réuni dans le tableau ci-dessous, pour la commodité de ceux qui font des recherches, les densités et les proportions en poids de plusieurs composés, calculés d'après les pesanteurs spécifiques des gaz. Ces nombres doivent être préférés à ceux que l'on a obtenus par les analyses directes, qui ne comportent presque jamais le degré d'approximation que l'on peut obtenir pour les gaz.

On a extrait l'acide carbonique du marbre blanc par l'acide nitrique, et le gaz traversait une longue colonne de sous-carbonate de soude, cristallisé avant d'arriver dans la cloche.

On a obtenu l'azote, en décomposant l'ammoniaque par le chlore, et faisant passer le gaz successivement dans une liqueur acide et dans une dissolution de potasse.

Noms des substances.	Densités, Pair atmsp. = 1.	Poids de l'atome, l'ox. = 100.	Proportions en poids.
Oxigène.	1,1026	100	
Hydrogène. . . .	0,0688	6,244	
Azote.	0,976	88,518	
Vap. de carb. . .	0,4214	38,278	
Acide carbon. . .	1,524	158,218	Oxigène. 72,35. Carb. 27,65
Oxide de carb. . .	0,9727	88,218	Id. 56,68. Id. 43,32
Gaz oléfiant. . .	0,9804	88,924	Hyd. . . 14,055. Carb. 85,965
Gaz des marais. .	0,5590	50,706	Id. 24,615. Carb. 75,385
Vapeur d'eau. . .	0,620	56,244	Oxigène. 88,9. Hyd. 11,1
Oxide d'azote. . .	1,5273	158,518	Id. 36,097. Azo. 65,903
Gaz nitreux. . . .	1,001	94,259	Id. 55,069. Id. 44,931
Acide hyp. nitr. .	"	477,056	Id. 62,888. Id. 37,112
Acide nitreux. . .	3,1812	288,518	Id. 69,520. Id. 50,680
Acide nitr. sec. .	"	677,056	Id. 73,842. Id. 26,158
Acide nitr. conc. .	"	902,012	Aci. sec. 75,059. Eau. 24,941
Ammoniaque. . . .	0,5912	55,884	Hydrog. 17,287. Azo. 82,713
Sous-carb. d'am. .	"	122,993	Ac. carb. 56,190. Am. 43,810
Cyanogène.	1,8188	164,954	Carbonn. 45,339. Azo. 55,661
Aci. hyd. cyan. . .	0,9438	85,597	Carbonn. 44,65. Hyd. 5,645
Vap. d'alcool. . . .	1,6004	"	Azote. . 51,705.
Vap. d'éther. . . .	2,5809	"	Carbonn. 52,661. Hyd. 12,896
			Oxigène. 34,445.
			Carbonn. 64,513. Hyd. 15,529
			Oxigène. 21,358.

4. *Sur la combinaison du chlore avec le carbone*; par M. Faraday. (Philosophical Magazine, tome LVI, page 452.)

M. Faraday est parvenu à obtenir, au moyen du gaz oléfiant et du chlore, un composé de chlore et de carbone. Ce composé ressemble au camphre et n'est pas soluble dans l'eau.

5. *Lettre de M. Gaultier de Claubry à M. Gay-Lussac, sur les substances qui contiennent de l'iode.* (Annales de Chimie., tome XIII, page 298.)

M. Gaultier de Claubry a trouvé, contre l'opinion de M. Fife (1), que les *fucus* contiennent de l'iode, mais la proportion en est très-petite.

Il croit aussi que l'iode est dans les éponges à l'état d'hydriodate de potasse, comme dans les *fucus* et les autres plantes marines qui en renferment.

6. *Note sur la préparation du phosphore*; par M. Julien Javal. (Annales de Chimie, t. XIV, page 207.)

Lorsque l'on distille un mélange d'acide phosphorique pur et de charbon, si l'on opère sur de petites quantités, on n'obtient que des traces de phosphore: l'acide phosphorique se volatilise et se condense dans le col de la cornue.

Lorsque, dans les mêmes circonstances, on substitue un phosphate de chaux très-acide à l'acide pur, on obtient une certaine quantité de

(1) *Annales des Mines*, t. V, p. 141.

phosphore, mais en même temps beaucoup d'acide phosphorique volatilisé.

Le bi-phosphate de chaux, distillé avec du charbon, donne beaucoup de phosphore et très-peu d'acide phosphorique, parce que la volatilité de cet acide est diminuée par son affinité pour la chaux.

Il résulte de ces faits que pour préparer avec avantage du phosphore avec des os, il faut n'employer que la quantité d'acide sulfurique strictement nécessaire pour transformer ceux-ci en bi-phosphate de chaux, c'est-à-dire à-peu-près les deux tiers de leur poids.

Cependant, on peut extraire aussi beaucoup de phosphore d'un phosphate de chaux très-acide et même de l'acide phosphorique. Pour cela, il faut, ou opérer sur une grande quantité, ou recouvrir le mélange, dans la cornue, d'une couche de charbon, et avoir soin de porter au rouge la partie supérieure avant de chauffer par dessous: de cette manière, l'acide, en se volatilisant à travers du charbon rouge de feu, éprouve une décomposition complète.

7. *Moyen économique de rectifier l'alcool.*

La vessie est un filtre à travers lequel l'humidité peut passer, mais qui retient les vapeurs d'alcool.

Si l'on expose à l'air sec, au soleil, ou à une douce chaleur une vessie bouchée, dans laquelle on a introduit de l'alcool à 30°, au bout de quelque temps, on trouve que l'alcool marque 40°; si ensuite on transporte la vessie dans un lieu humide, l'alcool retombe bientôt à 30°.

8. *Moyen de conserver l'infusion de violette; par M. Pagenstecher. (Journal of Science, tome X, page 456.)*

Si l'on expose pendant un quart d'heure à l'action de l'eau bouillante une infusion concentrée de violette contenue dans un flacon bien bouché, elle peut se conserver ensuite très-longtemps, pourvu que l'air n'ait pas d'accès dans le flacon.

9. *Réactif propre à faire reconnaître la présence d'une très-petite quantité de gélatine. (Journal of Science, tome X, page 454.)*

M. E. Davy annonce que le sulfate de platine produit un précipité dans une liqueur qui renferme la plus petite quantité de gélatine. Une douce chaleur accélère la formation du précipité.

10. *Sur l'altération qu'éprouve l'acide sulfurique, en agissant sur l'alcool, (Annales de Chimie, tome XIII, page 62.)*

M. Dabit a fait voir, contre l'opinion de Fourcroy et de M. Vanquelin, que, dans la préparation de l'éther sulfurique, l'action de l'acide sulfurique ne se borne pas à déterminer la formation de l'eau, mais que cet acide abandonne de l'oxygène et se change en un acide nouveau, différent de l'acide sulfureux. (*Annales de Chimie*, t. XXXIV, p. 289, t. XLIII, p. 101.)

M. Sertuérner a constaté le même fait, et il a reconnu que l'acide formé contient une ma-

tière végétale qu'il croit être l'huile douce du vin : il a, en conséquence, donné à cet acide le nom d'acide *sulfovineux*. Il croit qu'il peut se former trois acides de ce genre et différant entre eux seulement par la proportion d'huile qu'ils renferment. (*Annalen der Physik, tome LX, page 54.*)

M. Vogel a répété les expériences de M. Serturner. Il a reconnu l'existence de l'acide sulfovineux ; mais il pense qu'il n'en existe qu'un seul. Lorsqu'on mêle de l'alcool à 40° et de l'acide sulfurique concentré, à parties égales, au bout de quelque temps on trouve que le liquide contient de l'acide sulfovineux. Si l'on chauffe le mélange, cet acide se forme immédiatement, et le résidu de la distillation en contient d'autant plus, qu'il s'est plus dégagé d'éther.

En saturant le résidu de la distillation par un carbonate, on obtient un sulfovinat que l'on peut purifier par cristallisation.

Sulfovinates.

Les sulfovinates sont solubles. Ils peuvent rester long-temps exposés à l'air sans éprouver de décomposition ; on peut même faire bouillir plusieurs dissolutions de ces sels, sans qu'il se forme d'acide sulfurique ; mais les dissolutions concentrées se décomposent en sulfate, en acide sulfureux et en huile ; à la distillation, les sulfovinates donnent un gaz inflammable, de l'eau, une huile étherée jaune plus pesante que l'eau, de l'acide sulfureux et un résidu de sulfate. L'acide nitrique, aidé de la chaleur, les décompose et les change en acide sulfurique et en sulfates.

Potasse.

Le sulfovinat de potasse ressemble à l'acide borique ; il est doux au toucher, et il a une saveur sucrée.

Le sulfovinat de soude se présente en cristaux brillans et efflorescens.

Soude.

Le sulfovinat de baryte cristallise en prismes tétraédres à bases rhombes, et terminés par des pyramides à quatre faces. Il est transparent, très-soluble dans l'eau, mais insoluble dans l'alcool.

Baryte.

Le sulfovinat de chaux cristallise en tables quadrilatères à angles biselés ; il a une saveur légèrement sucrée ; il est très-soluble dans l'eau, et même déliquescent, et soluble dans l'alcool.

Chaux.

Le sulfovinat de plomb est extrêmement déliquescent et très-soluble dans l'alcool.

Plomb.

Le sulfovinat de cuivre est bleu ; il cristallise en larges tables ; il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool.

Cuivre.

On peut obtenir l'acide sulfovineux pur en décomposant le sulfovinat de plomb par l'hydrogène sulfuré, ou le sulfovinat de baryte par l'acide sulfurique sans excès.

Acide sulfovineux.

Cet acide ne peut être concentré sur le feu ; car le liquide, à peine porté à l'ébullition, contient déjà une grande quantité d'acide sulfureux ; mais placé sous le récipient d'une machine pneumatique, à côté de l'acide sulfurique, il se concentre sans se décomposer, jusqu'à atteindre une densité de 1,319. Au-delà de ce terme, il se décompose et laisse dégager du gaz sulfureux. L'acide nitrique ne le décompose pas à froid ; mais à l'aide de la chaleur, il le change en acide sulfurique avec dégagement de vapeurs nitreuses.

L'acide sulfovineux a les plus grands rapports avec l'acide hyposulfurique. (*Journal de Pharmacie, tome VI, page 1.*)

Composi-
tion.

M. Gay-Lussac a confirmé les observations de M. Vogel par de nouvelles expériences : il a fait l'analyse du sulfovinat de baryte. Il a trouvé que 100 parties de ce sel donnent, par la calcination, 54,93 de sulfate de baryte, et que 100 parties du même sel, chauffées avec un mélange de chlorate et de carbonate de potasse, et précipitées ensuite par le muriate de baryte, donnent 111,47 de sulfate de baryte, nombre qui est à-peu-près le double de 54,93 : d'où il conclut que le sulfovinat de baryte, abstraction faite de la matière végétale, a la même composition que l'hyposulfate de baryte. La matière végétale paraît jouer dans les sulfovinates le même rôle que l'eau de cristallisation ; mais elle fait prendre aux sels des formes particulières. L'acide sulfovineux est un composé d'acide hyposulfurique et d'huile.

La plupart des matières végétales et animales, sur lesquelles l'acide sulfurique concentré exerce une action à une température modérée et sans qu'il se manifeste d'acide sulfureux, étant traitées par cet acide, donnent naissance à de l'acide hyposulfurique combiné avec une matière végétale ou animale, qui paraît en général différente pour chaque espèce de corps.

11. *Recherches sur la décomposition mutuelle de l'alcool et de l'acide phosphorique pendant la formation de l'éther ; par M. Lassaigne. (Annales de Chimie, tome XIII, p. 294.)*

On a fait chauffer dans une cornue, à la température de l'ébullition, de l'acide phosphorique

pur, d'une densité de 1,5 ; puis on a introduit, goutte à goutte, dans cette cornue un poids d'alcool égal à celui de l'acide phosphorique ; on a distillé et on remis à plusieurs reprises le produit de la distillation dans la cornue. Le produit a été, dans le récipient, un liquide incolore, composé d'éther mêlé de beaucoup d'alcool, et dans la cornue un liquide visqueux, légèrement brunâtre et d'une odeur très-éthérée. On a étendu ce liquide de huit fois son volume d'eau, et on l'a sursaturé d'eau de chaux, il s'est déposé du phosphate de chaux ; on a séparé l'excès de chaux par l'acide carbonique, et on a fait rapprocher jusqu'à consistance sirupeuse : par le refroidissement, la matière s'est prise en une masse blanche, d'une saveur âcre, très-soluble dans l'eau, et même déliquescence, et composée d'une multitude d'aiguilles. Cette matière, chauffée dans un tube de verre fermé à un bout, a donné de l'eau, de l'huile douce du vin, un gaz d'une odeur d'éther acétique, du charbon et du phosphate de chaux neutre.

M. Lassaigne conclut de ces expériences que l'acide phosphorique se comporte avec l'alcool comme l'acide sulfurique, et que pendant l'éthérification il se forme de l'acide phosphovineux analogue à l'acide sulfovineux, et qui produit avec les bases des sels très-solubles, comme l'acide hypophosphoreux.

12. *Sur l'acide benzoïque ; par M. Vogel. (Gilbert, Annales.)*

M. Vogel a découvert l'acide benzoïque dans la fève de Tonquin, entre l'amande et l'écorce,

et dans le trifolium melilotus officinalis : il est en si grande quantité dans la fleur de cette plante, qu'on pourrait l'en extraire avec avantage. L'alcool le dissout immédiatement.

13. *Sur l'acide hyposulfureux, et sur les hyposulfites; par J.-F.-W. Herschell, (Annales de Chimie, tome XIV, p. 353.)*

Potasse. L'hyposulfite de potasse est très-soluble et déliquescent; il cristallise en aiguilles déliées.

Ammoniaque. L'hyposulfite d'ammoniaque se prend, par l'évaporation, en une masse aiguillée.

Strontiane. L'hyposulfite de strontiane cristallise en rhomboïdes aplatis. Il jouit de la double réfraction; il est soluble dans quatre parties d'eau froide et une et demie d'eau bouillante. On l'obtient aisément en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans la dissolution du sulfure de strontiane.

Chaux. L'hyposulfite de chaux cristallise en beaux prismes tétraédres. Il est inaltérable à l'air; mais, desséché dans le vide par l'acide sulfurique, il se recouvre d'une croûte blanche sans perdre sa forme. Il est soluble dans son poids d'eau froide; sa dissolution se décompose en soufre et en sulfate de chaux, à la température de 60°.

Il est comospé de :

Chaux.....	0,2171	1 atome.
Acide hyposulfureux....	0,3671	1 atome.
Eau.....	0,4158	6 atomes.

On l'obtient en faisant passer du gaz acide sulfureux dans une dissolution d'hydrosulfate de chaux.

L'hyposulfite de magnésie est très-soluble, mais non déliquescent. On l'obtient en faisant bouillir du sulfite de magnésie avec du soufre. Magnésie.

L'hyposulfite de cuivre peut être obtenu en faisant digérer de l'hyposulfite de chaux sur du carbonate de cuivre, ou en le versant dans du sulfate de cuivre; il est incolore; le cuivre y est à l'état de protoxide. Cuivre.

L'hyposulfite de plomb exige plus de trois mille parties d'eau pour se dissoudre. Lorsqu'on le chauffe il noircit, puis il prend feu et brûle avec une flamme faible; chauffé dans une cornue, il donne de l'acide sulfureux et se change en sulfure. Plomb.

L'hyposulfite d'argent est pulvérulent, d'un blanc de neige, d'une saveur sucrée, un peu soluble dans l'eau; il se décompose spontanément avec une grande rapidité en acide sulfureux et en sulfure. On le prépare en mêlant du nitrate d'argent avec l'hyposulfite de chaux; il se forme un précipité noir, composé de sulfure et d'hyposulfite; on dissout l'hyposulfite dans l'ammoniaque, et on le précipite de cette dissolution au moyen de l'acide nitrique affaibli. Argent.

Les hyposulfites ont une grande tendance à former des sels doubles en se combinant entre eux. Sels doubles.

Le chlorure d'argent récemment préparé et le chlorure de plomb sont solubles dans tous les hyposulfites : il se forme des hyposulfites doubles. Argent.

L'hyposulfite de potasse et d'argent est en écailles nacrées, très-peu soluble dans l'eau : il a une saveur très-sucrée.

L'hyposulfite de soude et d'argent cristallise

Tome VI, 1^{re} livr.

en touffes soyeuses; il est très-soluble; sa saveur est très-sucrée.

L'hyposulfite d'ammoniaque et d'argent a une saveur extrêmement sucrée: il est très-soluble dans l'eau et soluble dans l'alcool.

Acide
hyposulfurique.

Lorsqu'on ajoute à une dissolution d'hyposulfite de strontiane une quantité d'acide sulfurique suffisante pour précipiter toute la strontiane, on obtient un liquide acide, d'une saveur astringente et très-acide; ce liquide renferme de l'acide hyposulfureux, mais il se décompose très-promptement en acide sulfureux et en soufre.

Hydrosulfate sulfuré de chaux.

Si l'on fait bouillir, pendant une heure, vingt parties d'eau avec trois parties de chaux éteinte et une partie de soufre, et qu'on décante le liquide pendant qu'il est chaud, on obtient au bout de quelque temps des cristaux aciculaires de couleur orangée, qui desséchés dans le vide pourraient se conserver à l'air; leur saveur est acide et sulfureuse; ils sont peu solubles dans l'eau froide, mais beaucoup plus solubles dans l'eau chaude: ces cristaux sont de l'hydrosulfate sulfuré de chaux.

Ce sel a donné à l'analyse:

Chaux.....	0,4504	2 atomes.
Hydrogène bi-sulfuré..	0,2621	1 atome.
Eau.....	0,2875	4 atomes.

Lorsqu'on le décompose par l'acide hydrochlorique, il se dégage du gaz hydrogène sul-

furé, et il se dépose une quantité de soufre justement égale à celle qui est contenue dans l'hydrogène sulfuré.

14. *Observations sur l'essai des sodes et des sels de soude du commerce; par MM. Welter et Gay-Lussac. (Annales de Chimie, t. XIII, p. 212.)*

Les sodes artificielles bien fabriquées contiennent du sulfure, du sulfite et du carbonate de soude. Elles ne contiennent presque jamais d'hyposulfite, parce que les sulfures alcalins avec grand excès de base se décomposent à l'air immédiatement en sulfites sans produire d'hyposulfites.

Le sulfure de soude est décomposé par l'acide sulfurique, comme le carbonate de soude; il fait évaluer trop haut le titre d'une soude, parce que ce sulfure n'est utile presque dans aucun art, et que souvent même il est nuisible.

La présence du sulfite de soude rend l'essai des sodes très-incertain; en effet ce sel ayant une réaction alcaline, ce n'est qu'après qu'il a absorbé une quantité d'acide sulfurique suffisante pour se changer en bi-sulfite, qu'il commence à rougir la couleur du tournesol (1).

Pour obvier aux inconvénients qui proviennent de la présence du sulfure et du sulfite de soude, MM. Welter et Gay-Lussac ont imaginé de chan-

(1) Le sulfite, en absorbant l'oxygène, se change en sulfate neutre. Le bi-sulfite, qu'on peut obtenir en faisant passer un excès de gaz acide sulfureux dans une liqueur alcaline concentrée, produit un sulfate acide en absorbant l'oxygène.

ger ces substances en sulfate neutre, avant de faire l'essai, en chauffant la soude au rouge obscur avec un peu de chlorate de potasse : ce procédé leur a parfaitement réussi.

Lorsqu'on fait l'essai d'une soude brute, il faut en dissoudre la partie alcaline avec de l'eau froide, et dans le moins de temps possible, sans quoi on aurait un résultat inexact; cela tient à ce que la soude brute est un mélange de sulfure de chaux et de carbonate de soude : si l'on fait la dissolution à froid et promptement, il ne se dissout que très-peu de sulfure de chaux; mais si on la fait à chaud, ou lentement à froid, il se dissout du sulfure de chaux, qui agit sur le carbonate de soude, le décompose et reproduit du sulfure de soude et du carbonate de chaux.

Voici les précautions qu'il convient de prendre dans l'essai : on prépare une forte infusion de tournesol, et on en verse assez dans la dissolution de soude, pour qu'elle ait une teinte bleue bien prononcée; on ajoute ensuite l'acide sulfurique par très-petites portions, et on agit continuellement; le carbonate de soude passe pour la plus grande partie à l'état de carbonate neutre, avant que le gaz acide carbonique commence à se dégager, et que la liqueur commence à prendre une teinte rouge. Lorsqu'on présume approcher du terme de saturation, on ajoute l'acide sulfurique par cinquième de degré, et l'on fait, après chaque addition, un trait sur le papier de tournesol avec une baguette de verre qu'on a trempée dans la dissolution. Ce papier n'est point altéré par l'acide carbonique, et ne prend une teinte rouge que lorsque la liqueur contient un peu d'acide sulfurique libre : alors cette liqueur

prend subitement une couleur pelure d'oignon à la place de la couleur rouge vineuse qui avait été produite par l'acide carbonique. On réitère les mêmes opérations jusqu'à ce que le dernier trait soit décidément rouge, et qu'on ait même dépassé la saturation, et on retranche ensuite du degré indiqué autant de cinquièmes de degré moins un, qu'il y a de traits rouges, et on a le véritable titre de la soude.

On peut déterminer facilement la quantité de sulfite contenue dans une soude, en faisant deux essais, l'un sur la soude dans son état naturel, et l'autre sur une égale portion après l'avoir calcinée avec du chlorate de potasse. Le double de la différence des deux titres représentera la quantité de sulfite, qu'il sera aisé d'évaluer en centièmes. En opérant de même, on parviendrait à connaître la quantité de sulfure, mais on prendrait seulement la différence des deux titres, au lieu de la doubler.

La force de l'acide d'épreuve est tout-à-fait arbitraire. M. Descroizilles fait le sien en prenant un gramme d'acide sulfurique concentré, et en l'étendant d'assez d'eau pour qu'il occupe exactement le volume d'un centilitre. L'unité de mesure est un centimètre cube. Néanmoins il eût été plus avantageux que dans le volume d'un centilitre de dissolution acide il se fût trouvé précisément un gramme d'acide réel (1).

(1) Chaque degré de l'alcalimètre de M. Descroizilles indique à très-peu-près un centième de sous-carbonate de soude sec.

15. *Mémoire sur la fabrication du strass et des pierres colorées artificielles; par M. Douault Wieland.* (Bulletin de la Société d'encouragement, tome XVIII, page 311.)

M. de Fontanieu a publié, en 1778, un mémoire sur la fabrication des fausses pierres précieuses; mais les recettes qu'il a données sont compliquées et ne réussissent pas toutes. La Société d'encouragement a désiré que ce sujet fût traité de nouveau, et M. Douault Wieland a remporté le prix qu'elle avait proposé.

Strass.

La base de toutes les fausses pierres précieuses est le *strass* ou cristal blanc. Pour faire le strass, M. Douault emploie 1°. de la silice bien pure, cristal de roche, sable ou silex; 2°. de la potasse perlasse, ou même de la potasse caustique purifiée par l'alcool; 3°. de l'acide borique cristallisé de Toscane; 4°. de l'oxide de plomb parfaitement pur, et sur-tout exempt d'oxide d'étain. Il préfère le minium à la céruse, qui donne bien un verre très-blanc, mais presque toujours troublé par des bulles; 5° enfin, de l'oxide d'arsenic très-pur.

Il opère la fusion des mélanges dans des creusets de Hesse, et il chauffe dans un four à porcelaine ou dans un four à potier; plus la fusion est tranquille et prolongée, et plus le strass acquiert de dureté et de beauté; mais en même temps plus les creusets courent le risque de se percer. Pour éviter de trop grandes pertes, il conseille de se servir du four à potier.

Il a réussi à faire de très-beau strass en employant les quatre mélanges suivans :

	1	2	3	4
Cristal de roche.	0,318	0,3170	0,3170	0,300
Sable.	0,300	0,300	0,300	0,300
Minium.	0,490	0,4855	0,4855	0,565
Céruse de Clichy.	0,564	0,564	0,564	0,564
Potasse pure.	0,170	0,105	0,1770	0,105
Borax.	0,021	0,030	0,0200	0,030
Arsenic.	0,001	0,001	0,0005	0,001
	1,000	1,000	1,0000	1,000 (1)

La topaze est très-sujette à varier dans la fonte; elle passe du blanc de strass au jaune de soufre, au violet et au rouge pourpre, suivant des circonstances qui n'ont pas été déterminées.

Topaze.

M. Douault la prépare avec les mélanges suivans :

Strass blanc.	0,95816	0,99
Verre d'antimoine.	0,04089	
Pourpre de Cassius.	0,00095	
Oxide de fer (safran de mars).	0,01	
	1,00000	1,00

Les mélanges que l'on fait pour obtenir la topaze ne donnent souvent qu'une masse opaque, translucide sur les bords, et offrant dans ses lames minces une couleur rouge. En mêlant cette matière avec 8 fois son poids de strass, et tenant le mélange en fusion pendant 30 heures dans un

Rubis.

(1) M. Langon obtient d'assez beau strass avec :

Litharge.	0,540
Sable blanc.	0,406
Tartre blanc ou potasse.	0,054
	1,000

four à potier, on a pour résultat un très-beau cristal jaunâtre. Ce cristal, refondu au chalumeau, produit le plus beau rubis d'Orient.

On peut faire un rubis moins beau et d'une teinte différente, en employant :

Strass.	0,9755
Oxide de manganèse.	0,0245
	<hr/>
	1,0000

Emeraude. L'émeraude est très-facile à fabriquer. La composition qui imite le mieux la pierre naturelle est la suivante :

Strass.	0,98745
Oxide vert de cuivre pur.	0,01200
Oxide de chrome.	0,00057
	<hr/>
	1,00000

Péridot. On peut, en augmentant la proportion d'oxide de chrome et d'oxide de cuivre, et en y mêlant de l'oxide de fer, faire varier la nuance verte, et imiter le péridot et l'émeraude foncée (1).

Saphir. Pour produire une pierre colorée d'un beau bleu-oriental, il faut employer :

Strass très-blanc.	0,9855
Oxide de cobalt très-pur.	0,0145
	<hr/>
	1,0000

(1) M. Lançon imite l'émeraude avec :

Strass.	0,9904
Acétate de cuivre.	0,0080
Péroxide de fer.	0,0016
	<hr/>
	1,0000

Cette composition doit être mise dans un creuset de Hesse soigneusement luté, et rester 30 heures au feu. Si la fonte est bien conduite, on obtient un verre très-dur et sans bullés.

On obtient des améthistes foncées avec (1) Améthiste.

Strass.	0,9870
Oxide de manganèse.	0,0078
Oxide de cobalt.	0,0050
Pourpre de Cassius.	0,0002
	<hr/>
	1,0000

On obtient l'aigue marine, en mêlant : Aigue marine.

Strass.	0,9926
Verre d'antimoine.	0,0070
Oxide de cobalt.	0,0004
	<hr/>
	1,0000

On se sert beaucoup de la pierre qui imite l'escarboucle pour les petits bijoux. Il entre dans sa composition : Grenat syrien ou escarboucle.

Strass.	0,6650
Verre d'antimoine.	0,3520
Pourpre de Cassius.	0,0025
Oxide de manganèse.	0,0025
	<hr/>
	1,0000

Dans la fabrication des pierres artificielles, il y

(1) M. Lançon prépare de plus belles améthistes en employant :

Strass.	0,9977
Oxide de manganèse.	0,0022
Oxide de cobalt.	0,0001
	<hr/>
	1,0000

a beaucoup de précautions à prendre, et de soins à observer, que l'habitude de la manipulation peut seule faire connaître. En général, les matières doivent être pulvérisées et même porphyrisées avec attention. Les mélanges ne se font bien que par une tamisation répétée. Il ne faut pas se servir du même tamis pour passer différentes compositions, quelque soin que l'on prenne de le nettoyer après l'opération. Enfin, pour obtenir des masses bien fondues, bien homogènes, sans stries, sans bulles, il faut n'employer que des substances d'une grande pureté, mélangées dans un état de ténuité extrême; choisir les meilleurs creusets; fondre à un feu gradué et bien égal au maximum de température; laisser la matière au feu pendant 24 à 50 heures, et ne faire refroidir les creusets que très-lentement.

16. *Examen de quelques composés qui résultent d'affinités très-faibles; par J. Berzélius. (Annales de Chimie, tome XIV, page 363.)*

Les substances douées d'affinités faibles se combinent entre elles dans un beaucoup plus grand nombre de proportions que celles qui sont douées d'affinités énergiques. La silice, l'acide carbonique, l'oxide de titane, etc., qui sont peu puissans, forment avec les bases des sels à des degrés de saturation très-variés. La nature nous offre une multitude de silicates et de carbonates multiples. Dans les silicates multiples, les silicates élémentaires sont souvent à des degrés de saturation différens. Les carbonates se combinent avec les hydrates en plusieurs proportions, etc.

Dans les laboratoires, on a fréquemment aussi

l'occasion d'observer des combinaisons variées, qui résultent d'affinités faibles.

Lorsque l'on mêle le sulfate d'une faible base avec le muriate de baryte, une partie de cette base se précipite avec le sulfate de baryte, dans une combinaison telle qu'elle n'en est pas séparable, même par un excès d'acide: c'est ce que l'on observe avec les sulfates de fer, de cuivre, de cobalt, etc. Lorsque l'on précipite du sulfate de magnésie par le muriate de baryte, le sulfate de baryte entraîne une certaine quantité de muriate de magnésie que l'on ne peut en séparer: il résulte de là que pour analyser exactement les sulfates, il faut précipiter la base avant l'acide.

Lorsque l'on précipite le muriate de magnésie par le carbonate de potasse, si le premier sel est en excès, le carbonate de magnésie entraîne une petite quantité; mais si le carbonate de potasse est en excès, le précipité ne contient ni acide muriatique ni potasse.

La magnésie contient souvent une petite quantité de silice combinée: pour la purifier, il faut la dissoudre dans un acide, former dans la dissolution un petit précipité, qu'on rejette, parce qu'il contient de la silice, puis achever la précipitation par un carbonate bouillant, dissoudre le précipité dans l'acide carbonique, et faire bouillir cette dissolution, pour qu'elle dépose la magnésie.

108. de magnésie ainsi purifiée ont donné 195.385 de sulfate de magnésie. Il en résulte que cette terre contient 0,38708 d'oxigène.

Si l'on mêle une dissolution de bi-carbonate de potasse avec une dissolution de muriate de

Sulfate de baryte;

Carbonate de magnésie.

Silicate de magnésie.

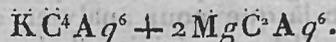
Magnésie.

Carbonate de potasse et de magnésie.

magnésie, il se forme, au bout de quelques jours, du carbonate double de potasse et de magnésie, qui se dépose sur les parois du vase, sous la forme de groupes cristallins. Ce sel est peu-à-peu décomposé par l'eau pure. Il est composé de :

Potasse.	0,1828
Magnésie.	0,1600
Acide carbonique.	0,3412
Eau.	0,3160

Il est représenté par la formule :



Dans ce sel, le bi-carbonate de potasse renferme 3 fois autant d'eau que lorsqu'il est isolé.

Magnésie
blanche.

Toutes les fois qu'un sel ayant la magnésie pour base est décomposé par un carbonate alcalin, il en résulte un carbonate de magnésie correspondant ; mais ce carbonate est immédiatement en partie décomposé par l'eau, de manière à former un sel soluble à l'aide d'un excès d'acide carbonique, et un sel avec excès de base. Ce dernier reste mélangé dans le dépôt avec le carbonate non décomposé. Si l'on fait bouillir à diverses reprises, avec une grande quantité d'eau, la décomposition est complète, et alors le dépôt est amené à l'état de sous-sel pur. On désigne ce sous-sel par le nom de *magnésie blanche*. Ces observations expliquent comment il se fait que les précipités de magnésie par les carbonates alcalins contiennent des proportions très-variées de magnésie, d'acide carbonique et d'eau, et telles qu'elles ne peuvent concorder avec aucun calcul atomique.

La magnésie blanche est composée de :

Magnésie.	0,44641
Acide carbonique.	0,55736
Eau.	0,19621

Elle résulte de la combinaison de l'hydrate de magnésie avec le carbonate de la même base, et elle est représentée par la formule :



On peut précipiter presque toute la magnésie de son sulfate ou de son muriate, en employant un grand excès d'ammoniaque. La quantité de terre précipitée croît avec la proportion d'alcali employé. Le précipité formé dans le sulfate contient :

Sous-sul-
fate de mag-
nésie.

Magnésie.	0,675
Acide sulfurique.	0,016
Eau.	0,309

On doit le considérer comme formé d'une molécule de sous-sulfate de magnésie avec eau de cristallisation, avec un grand nombre de molécules d'hydrate de magnésie.

Le précipité que l'ammoniaque produit dans le muriate de magnésie est d'une nature analogue : il contient 0,01 d'acide muriatique.

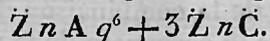
Sous-mu-
riate de ma-
gnésie.

Lorsqu'on précipite le carbonate de zinc d'une dissolution de sulfate ou de muriate de zinc, il entraîne toujours avec lui une petite quantité d'acide sulfurique ou d'acide muriatique, à moins qu'on n'emploie un excès de carbonate alcalin ; mais alors il retient un peu d'alcali. Le carbonate précipité est de même nature, soit que l'on opère à chaud, soit que l'on opère à froid, quelle que soit d'ailleurs la quantité d'eau employée. Ce carbonate, lorsqu'il est pur, contient :

Carbonate
de zinc.

Oxide de zinc. . .	0,7304
Acide carbonique. .	0,1479
Eau.	0,1217

Sa composition est représentée par la formule:



Il renferme un hydrate qui contient 3 fois autant d'eau que l'hydrate ordinaire.

17. *Analyse du sulfate de magnésie; par M. Gay-Lussac. (Annales de Chimie, t. XIII, page 308.)*

Le sulfate de magnésie pur cristallisé perd par la calcination 0,51430 terme moyen. Au rouge cerise, il se volatilise aussi un peu d'acide sulfurique, dont il faut tenir compte dans des expériences exactes.

Mêlé avec le muriate de baryte, le sulfate de magnésie cristallisé donne au plus 0,9472 de sulfate de baryte, qui correspondent à 0,32555 d'acide; d'où on conclut, par différence, que la proportion de la magnésie doit être au moins de 0,16015. En décomposant le sulfate de magnésie par la potasse, on trouve 0,15900; mais la première proportion paraît être plus exacte. D'après ces données, M. Gay-Lussac admet que le nombre équivalent de la magnésie est de 24,7129, qui se rapproche beaucoup de 24,60 que donne le docteur Wollaston; que celui du sulfate de magnésie anhydre est de 74,8294, et que le sel cristallisé renferme 7 proportions d'eau.

Il résulte aussi de ses expériences, que la magnésie calcinée au blanc n'est pas un hydrate comme M. Longchamp l'a avancé.

18. *Sur l'alun de soude. (Journal of Science, n°. 16, page 386.)*

M. Beaton a obtenu un sulfate double d'alumine et de soude, qui cristallise en octaèdres imparfaits. Le froid le décompose et en sépare du sulfate de soude. Il donne, avec les sels de potasse, de l'alun de potasse. Un échantillon, analysé dans le laboratoire de l'Institution royale, a fourni les résultats approximatifs suivans:

Alumine.	0,1000	ou Sulfate d'alumine.	0,2610
Soude.	0,0532	Bi-sulf. de soude.	0,2240
Acide sulfurique. .	0,3214		
Eau.	0,5120	Eau.	0,5120

19. *Sur la composition de l'alun ammoniacal; par M. Anatole Riffault. (Annales de Chimie, tome XIV, page 439.)*

M. Riffault a trouvé, par l'analyse, que l'alun à base d'ammoniaque a la même composition atomique que l'alun à base de potasse: il contient:

Sulfate d'ammoniaque.	0,12658	1 atome.
Sulfate d'alumine. . .	0,38816	2 atomes.
Eau.	0,48346	24 atomes.

Il donne, par une forte calcination, 0,11906 d'alumine pure, et il contient 0,36042 d'acide sulfurique et 0,03706 d'ammoniaque.

20. *Premier mémoire sur la zircone ; par M. Chevreul. (Bulletin de la Société philomaltique, année 1820.)*

L'eau régale enlève aux zircons de Ceylan du peroxyde de fer et une trace d'oxyde de titane.

Lorsqu'après avoir tenu au rouge cerise, dans un creuset d'argent, des zircons porphyrisés, mêlés avec deux fois leur poids de potasse, on lave la masse avec de l'eau : ce liquide ne dissout que l'alcali et quelques traces de silice et de zircone, et il reste une matière insoluble dans l'eau, qui est un silicate double de zircone et de potasse, mélangé d'oxyde de fer. Cette matière se dépose promptement dans une liqueur alcaline ; mais elle reste long-temps en suspension dans l'eau. Elle est soluble dans l'acide muriatique étendu ; par l'évaporation, la silice se prend en gelée, et la zircone reste en dissolution avec l'oxyde de fer.

Pour obtenir de la zircone pure, on évapore la dissolution muriatique jusqu'à consistance pâteuse ; on met cette pâte dans un cylindre de verre long, étroit, et effilé à la lampe, et on la lave avec de l'acide muriatique concentré, jusqu'à ce que cet acide n'enlève plus de fer, ce que l'on reconnaît au moyen des hydrosulfates, qui font alors, dans la liqueur, des précipités parfaitement blancs ; on dissout dans l'eau le résidu ainsi lavé ; on précipite la zircone par l'ammoniaque, et on la calcine : elle est alors parfaitement pure.

L'hydrate de zircone, desséché à l'air, est soluble dans l'acide muriatique. Le muriate de

zircone cristallise en petites aiguilles satinées, du plus beau blanc. Sa dissolution est incolore, elle ne se trouble pas par la chaleur, elle ne se décompose pas spontanément ; on peut l'évaporer à siccité à une douce chaleur, sans presque la décomposer ; s'il se sépare un peu de zircone, elle se redissout en ajoutant de l'acide muriatique. La noix de galle précipite la dissolution du muriate de zircone en jaune Isabelle : le précipité absorbe beaucoup d'eau. Le prussiate de potasse la précipite en jaune serin : le précipité est soluble dans un excès de prussiate de potasse. La gélatine la précipite.

Le muriate de zircone, chauffé au rouge, se décompose complètement.

La zircone pure est parfaitement blanche. L'hydrate, chauffé dans une capsule de verre, noircit, puis devient incandescent, comme s'il éprouvait une combustion.

L'oxyde de titane a beaucoup de rapport avec la zircone ; il est cependant aisé de l'en distinguer.

L'oxyde de titane calciné est d'un gris jaunâtre. Son hydrate est blanc et présente le même phénomène d'incandescence que l'hydrate de zircone.

Titane.

Le muriate de titane est jaune ; sa dissolution étendue d'eau se trouble par la chaleur ; l'évaporation à siccité la décompose presque entièrement ; l'acide muriatique ne dissout qu'une petite partie de l'oxyde qui s'est séparé. La chaleur rouge décompose totalement ce sel.

Le muriate de titane devient violet par le zinc métallique : il est précipité en rouge orangé très-vif par la noix de galle ; le précipité absorbe beau-

coup d'eau : il est précipité en rouge brun par le prussiate de potasse ; le précipité est un peu soluble dans un excès de prussiate de potasse. Le muriate de titane est précipité aussi par la gélatine, etc.

21. *Note sur un nouveau procédé pour obtenir la zircone pure ; par MM. Dubois et Silvéira. (Annales de Chimie, t. XIV, p. 110.)*

Ce procédé consiste à mêler les zircons réduits en poudre fine avec deux parties de potasse, et à faire rougir le mélange dans un creuset d'argent pendant une heure. On délaye ensuite la matière dans l'eau ; on verse le tout sur un filtre, et on lave complètement ; ce qui reste sur le filtre est un composé de zircone, de silice, de potasse et d'oxide de fer ; on le fait dissoudre dans l'acide muriatique, puis on évapore à siccité pour séparer la silice. On ajoute un peu d'acide muriatique et on redissout dans l'eau ; la liqueur étant filtrée, on en précipite la zircone et l'oxide de fer par l'ammoniaque. On lave bien le précipité, et on le traite par l'acide oxalique, en faisant bouillir pour que l'acide puisse dissoudre tout l'oxide de fer : la zircone reste à l'état d'oxalate entièrement insoluble. On filtre, et on lave l'oxalate jusqu'à ce que le lavage ne donne plus d'indice de fer par les réactifs ; cet oxalate est d'une couleur opaline quand il est sec.

La zircone ainsi obtenue est parfaitement pure, mais elle n'est pas attaquable par les acides. On la traite de nouveau par la potasse, comme on l'a dit précédemment, on la lave jusqu'à ce que l'eau ne donne plus de trace d'alcalinité, on la

dissout dans l'acide muriatique et on précipite la dissolution par l'ammoniaque. L'hydrate ainsi préparé et bien lavé est très-soluble dans les acides.

22. *Recherches sur la composition des prussiates ou hydrocyanates ferrugineux ; par J. Berzélius. (Annales de Chimie, tome XV, pages 144 et 225.)*

M. Berzélius tire les conséquences suivantes des nombreuses expériences qu'il rapporte dans son important mémoire :

1°. Les prussiates des radicaux très-électropositifs, c'est-à-dire des métaux alcaligènes, sont des cyanures. Ils ne décomposent pas l'eau et ne forment point d'hydrocyanates. Les bases plus faibles, par exemple, la glucine, l'ammoniaque, la plupart des oxides métalliques, au contraire, donnent des hydrocyanates, qui, lorsqu'on les expose à une température élevée, ne se transforment pas en cyanures, ou ne les forment pas sans qu'une partie du cyanogène ne soit décomposée par l'oxigène des bases, et sans qu'il ne se forme en même temps de l'acide carbonique, de l'ammoniaque et des carbures métalliques.

2°. A l'exception de l'hydrocyanate de fer et d'ammoniaque, il paraît que lorsqu'une des bases se trouve à l'état d'hydrocyanate, l'autre l'est aussi, de manière qu'il n'y a pas de combinaison d'un cyanure avec un hydrocyanate.

3°. Quand les cyanures se combinent avec une base additionnelle, il paraît que le cyanure se change en hydrocyanate, et que le tout devient

un sous-hydrocyanate : tel est probablement l'état de la combinaison du cyanure de mercure avec l'oxide de mercure.

4°. Les sels appelés *prussiates ferrugineux* sont ou des cyanures composés d'un atome de cyanure de fer et de deux atomes de cyanure de l'autre métal, ou des hydrocyanates doubles, dans lesquels le fer est à l'état de protoxide et prend la moitié autant d'oxygène que le radical de l'autre base.

5°. Les cyanures des métaux alcaligènes conservent leur cyanogène à une température élevée; mais le cyanure de fer, combiné avec eux, se décompose, donne du gaz azote et laisse du quadricarbure de fer.

6°. Les cyanures des autres métaux non réductibles, se décomposent à une température élevée. Ceux qui peuvent être entièrement privés d'eau donnent, comme le cyanure de fer, du gaz azote et se changent en un quadricarbure double. Ceux, au contraire, qui conservent leur état d'hydrocyanate jusqu'à ce que la décomposition commence, perdent une certaine quantité de leur carbone, et le carbure qui reste contient le fer en forme de quadri-carbure; mais l'autre métal se trouve à un degré inférieur, par exemple, en forme de tri-carbure ou de bi-carbure.

7°. Les métaux réductible par la chaleur seule perdent le cyanogène sans retenir le carbone; mais il est probable que quelques-uns d'entre eux peuvent, à une température plus élevée, partager le carbone avec le carbure de fer.

8°. La plupart de ces carbures métalliques sont pyrophoriques et s'enflamment lorsqu'on les ex-

pose à l'air, avant qu'ils soient tout-à-fait refroidis. Quand on les chauffe au rouge naissant en vase clos, ils entrent en ignition. Ce phénomène, analogue à celui que présentent la gadolinite, l'hydrate de zircone, ainsi que les oxides de chrome, de fer et de rhodium, paraît provenir d'une combinaison plus intime qui s'établit entre les métaux et le carbone.

9°. Les combinaisons de l'acide sulfurique avec les hydrocyanates sont des sels acides doubles, dans lesquels deux bases sont combinées à-la-fois avec un excès de deux acides.

Les bornes que nous devons donner à cet article ne nous permettant pas d'entrer dans le détail de tous les faits qui ont conduit M. Berzélius à ces résultats, nous allons nous contenter de présenter un exposé succinct des propriétés principales des prussiates qu'il a examinés.

On purifie le *cyanure de potassium et de fer*, Cyanure de potassium et de fer. ou *prussiate de potasse ferrugineux*, en le chauffant sans le contact de l'air jusqu'à le fondre, et en le faisant cristalliser ensuite une ou deux fois, après l'avoir précipité par l'alcool de sa dissolution dans l'eau concentrée et saturée par l'acide acétique. Les cristaux sont d'un jaune faible, mais pur; ils ne s'effleurissent pas à l'air. A la température de 60° cent., ils abandonnent 0,124 à 0,129 d'eau; à la température de l'eau bouillante, ils ne perdent plus rien. Dans le vide, et en contact de l'acide sulfurique concentré, ils laissent échapper toute leur eau à la température de 13°.

On peut tenir le cyanure de potassium et de fer fondu sans le décomposer. Chauffé en vases

clos, à la chaleur rouge, il donne de l'azote, et il reste un mélange de quadri-carbure de fer et de cyanure de potassium : ce cyanure peut être séparé par l'eau : en se dissolvant, il se change en hydrocyanate.

Le cyanure de potassium et de fer est totalement décomposé lorsqu'on le calcine avec de l'acide nitrique. En lavant le résidu avec de l'eau, on obtient tout le fer à l'état de tritoxide.

L'acide sulfurique employé à froid le dissout; le liquide est incolore, il devient pulpeux au bout de quelques jours, et laisse déposer de petits cristaux annulaires de sel double. Ces cristaux sont décomposés par l'acool, etc. L'acide sulfurique concentré le décompose à l'aide de la chaleur; il se dégage de l'acide sulfureux et de l'acide hydrocyanique, et il reste un mélange de sulfate de fer et de sulfate de potasse.

A la température nécessaire pour le fondre, le gaz hydrogène sulfuré le transforme en hydrocyanate sulfuré de potasse et en sulfure de fer. Il ne se dégage pas la moindre trace d'eau, ce qui prouve qu'il ne contient pas d'oxygène. Il est décomposé par l'hydrate de deutoxide de mercure : tout le fer se dépose à l'état de tritoxide, et on peut obtenir cet oxide parfaitement pur, en le calcinant, pour en séparer le deutoxide de mercure mélangé.

Lorsqu'on chauffe le sel anhydre avec 30 fois son poids de deutoxide de cuivre dans un appareil convenable, il donne du gaz acide carbonique et du gaz azote, dans le rapport de 3 à 2 en volume, sans trace d'humidité; et le résidu contient de l'oxide de fer et de la potasse com-

binée en partie avec de l'acide carbonique et en partie avec du deutoxide de cuivre (1).

Le cyanure de potassium et de fer cristallisé est composé de :

Fer. . . .	0,1285
Potassium. . .	0,3711
Cyanogène. . .	0,3722
Eau.	0,1228

La formule :



représente cette composition (2).

On prépare le *cyanure de barium et de fer*, ou *prussiate de baryte*, en traitant le bleu de Prusse par l'eau de baryte : on le purifie par voie de cristallisation. Il cristallise en petits cristaux jaunâtres et transparens qui se conservent à l'air. Ils effleurissent à la température de 40°, et perdent 0,1658 d'eau; mais ils retiennent une *portion* de ce liquide, que l'on ne peut en dégager que par une chaleur assez forte.

Ce sel est plus facilement décomposé par la chaleur en vases clos que le prussiate de potasse; il donne du gaz azote et laisse un résidu de qua-

Cyanure de
barium et de
fer.

(1) M. Berzélius a constaté, par une expérience directe, que le deutoxide de cuivre décompose en partie le sous-carbonate de potasse, et qu'il se forme une combinaison double que l'eau décompose entièrement : il en est de même avec l'hydrate de potasse et avec le carbonate de baryte.

(2) M. Berzélius admet que le prussiate de potasse ferrugineux cristallisé est un cyanure et non un hydrocyanate, parce qu'il pense qu'il est à présumer que tout corps qui exhale des vapeurs aqueuses dans le vide doit contenir de l'eau toute formée et qu'il la retient par une affinité très-faible.

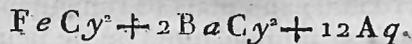
dricarbonure de fer et de cyanure de barium ; le cyanure , en se dissolvant dans l'eau , se change en hydrocyanate : la dissolution a la propriété de devenir d'un beau rouge pourpre sans se troubler, lorsqu'on la mêle avec un sel de fer.

Le prussiate de baryte s'enflamme lorsqu'on le chauffe à la chaleur rouge avec le contact de l'air, et produit un mélange d'oxide rouge de fer et de carbonate de baryte.

Il se dissout dans l'acide sulfurique : la liqueur cristallise ; les cristaux sont décomposés par l'eau et par l'alcool, qui en séparent du sulfate de baryte.

Chauffé avec du deutoxide de cuivre, le prussiate de baryte donne un peu d'eau, de l'acide carbonique et du gaz azote et un mélange d'oxide de fer et de baryte combinée en partie avec l'acide carbonique et en partie avec l'oxide de cuivre.

Sa composition est représentée par la formule :

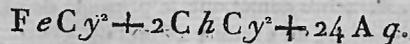


Cyanure de calcium et de fer.

Le cyanure de calcium et de fer, ou prussiate de chaux, est très-soluble. Ses cristaux sont grands et d'un jaune pâle. A la chaleur d'un bain de sable, ils perdent 0,396 d'eau sans se déformer ; mais ils retiennent une proportion de ce liquide comme le prussiate de baryte.

Le prussiate de chaux éprouve, par la chaleur, en vases clos et en vases ouverts, la même décomposition que le prussiate de baryte.

La formule qui représente sa composition est :

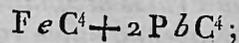


Cyanure de plomb et de fer.

On obtient le cyanure de plomb et de fer, ou prussiate de plomb, bien pur, en versant un

excès de prussiate de potasse dans du nitrate de plomb. Il est blanc un peu jaunâtre ; il commence à effleurir presque aussitôt après sa dessiccation.

Lorsqu'il est bien sec, il ne donne, par la distillation à une chaleur rouge, que du gaz azote, et il reste dans la cornue un carbure double, dont la composition est exprimée par la formule :



Mais s'il est humide, il se dégage de l'hydrocyanate d'ammoniaque avant l'azote, et le résidu est moins carburé.

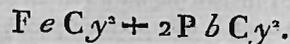
Au contact de l'air, il brûle, à la chaleur rouge. Il se combine avec chaleur avec l'acide sulfurique ; mais la combinaison est à-peu-près insoluble.

Le gaz acide hydrosulfurique ne l'altère pas à froid ; mais à l'aide de la chaleur, ce gaz le transforme en un mélange de sulfure de plomb et de sulfure de fer au *minimum*, et il ne se dégage que de l'acide hydrocyanique sans eau.

Ce cyanure est composé de :

Fer. . .	0,0868
Plomb. . .	0,6618
Carbone..	0,1155
Azote. . .	0,1359

Sa formule est :



Pour avoir le prussiate d'ammoniaque pur, il faut traiter le prussiate de plomb par l'ammoniaque caustique et évaporer la liqueur dans le vide. Il est d'un jaune grisâtre ; lorsqu'on le des-

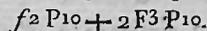
Hydrocyanate d'ammoniaque et de fer.

sèche à l'air il verdit, parce qu'il se forme un peu de bleu de Prusse. Par la distillation en vases clos, il donne un mélange d'eau et d'hydrocyanate d'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne reste plus que du cyanure de fer de couleur jaune; puis celui-ci se décompose à son tour; il se dégage du gaz azote et il reste un quadricarbone de fer.

Bleu de Prusse.

Il y a deux bleus de Prusse différens: le premier, le bleu de Prusse ordinaire, s'obtient lorsqu'on précipite un sel d'oxide rouge de fer par le prussiate de potasse ferrugineux; c'est un sel neutre qui paraît être composé de trois atomes d'hydrocyanate de protoxide de fer et de quatre atomes d'hydrocyanate de péroxide du même métal. Le second bleu de Prusse résulte de la décomposition du précipité blanc que le prussiate de potasse ferrugineux forme dans les sels de protoxide de fer: on sait que ce précipité blanc contient de la potasse; lorsqu'on le laisse exposé à l'air, il bleuit promptement, et on peut alors en séparer la potasse par le lavage: c'est la matière bleue ainsi lavée qui constitue le second bleu de Prusse. Ce sel est avec excès de base; M. Berzélius croit qu'il est composé d'un atome de sous-hydrocyanate de protoxide de fer et de deux atomes de sous-hydrocyanate de péroxide (1).

(1) Le second bleu de Prusse paraît être analogue au phosphate bleu et à l'arseniate vert de fer. Le phosphate de protoxide est blanc; mais il bleuit à l'air en se changeant en un sous-sel double, dont la composition paraît être:



L'arseniate de protoxide est blanc, mais il devient vert à l'air en se changeant en un sous-sel double dont la composition paraît être:



Le bleu de Prusse ordinaire est insoluble dans l'eau; mais il retient ce liquide avec une grande force; l'acide sulfurique ne peut le lui enlever dans le vide.

Il donne, à la distillation, de l'eau pure, puis de l'hydrocyanate et du carbonate d'ammoniaque constamment accompagnés d'humidité. Le résidu est du tricarbure de fer.

Lorsqu'il a été desséché, il est très-combustible; il brûle comme de l'amadou avec dégagement de carbonate d'ammoniaque, et il laisse de l'oxide rouge de fer sans mélange de potasse.

Avec l'acide sulfurique, il s'échauffe et devient blanc et comme de l'empois, sans se dissoudre. La combinaison est instantanément décomposée par l'eau privée d'air; l'acide sulfurique se dissout, et le bleu de Prusse est régénéré. Chauffé avec de l'oxide de cuivre, il donne de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote.

En le faisant digérer avec de la potasse ou du bicarbonate de potasse, tout l'oxide rouge se sépare, et le protoxide se dissout avec l'acide hydrocyanique: on peut obtenir la proportion du protoxide; 1°. en traitant le liquide par le sublimé corrosif, dans le cas où la décomposition a été opérée par la potasse; 2°. et dans le cas où

Ces quatre sels existent dans la nature. L'arseniate neutre a été trouvé nouvellement en Saxe; on l'a appelé *scorodite*: il contient de l'eau, et il a la couleur du sulfate de protoxide de fer; l'autre est connu depuis long-temps, c'est l'arseniate cubique. Le sous-phosphate et le sous-arseniate doubles, traités par la potasse, donnent une substance noire comme du charbon, qui ne contient point d'eau et qui se conserve mieux pendant qu'on la lave, que ne ferait le protoxide de fer: c'est du deutoxide anhydre.

l'on s'est servi du bicarbonate, en saturant la dissolution d'acide nitrique, évaporant à siccité, calcinant les sels et lavant le résidu avec de l'eau. On trouve, par ces deux procédés, que la quantité de tritoxide contenue dans le bleu de Prusse est à la quantité de tritoxide qui provient du protoxide :: 391372 : 293529; c'est-à-dire dans le rapport de quatre atomes à trois atomes.

Le bleu de Prusse est totalement décomposé en quelques jours par l'eau saturée d'acide hydrosulfurique; il se forme un sous-hydrocyanate de protoxide, qui est blanc et insoluble dans l'eau, et un surhydrocyanate qui reste dans la liqueur et la rend acide. Ce sur-hydrocyanate est l'acide hydrochysique ferruré de M. Porrett (1); mais par ce moyen, ainsi que par ceux que ce chimiste a indiqués pour le préparer, on ne l'obtient pas parfaitement pur. Pour l'avoir dans cet état, M. Berzélius décompose le prussiate de plomb humide par l'hydrogène sulfuré, et il évapore le liquide dans le vide; le surhydrocyanate reste sous la forme d'une substance opaque, d'un blanc de lait et soluble dans l'eau; la dissolution est inodore; elle a une saveur acide, puis astringente: par évaporation lente, elle donne de petits cristaux transparens; par l'ébullition, elle dépose une matière blanche, qui paraît être un hydrocyanate anhydre, tandis que dans les cristaux il y a de l'eau qui semble jouer, dans cette combinaison, le même rôle que la seconde base dans les prussiates doubles. La dissolution de surhydrocyanate exposée à l'air laisse déposer

(1) Voyez *Annales des Mines*, tome II, page 88, et tome V, page 165.

une matière bleue, qui paraît être de la même nature que le bleu de Prusse de la seconde espèce.

Le bleu de Prusse de la seconde espèce est soluble dans l'eau pure, mais non dans l'eau qui contient une certaine proportion d'un autre sel quelconque; aussi les sels le précipitent de sa dissolution dans l'eau; l'acide muriatique l'en précipite aussi. Ce prussiate, séparé de l'eau par évaporation, prend l'aspect d'une substance extractive, et est susceptible de se dissoudre de nouveau dans l'eau. « Cette propriété d'une substance qui, sous d'autres rapports, est si insoluble, paraît être de la même nature que la solubilité des oxides d'étain et de titane, et de la silice, qui sont évidemment d'une autre nature que la solubilité, par exemple, des sels. »

Le bleu de Prusse de la seconde espèce noircit par l'hydrogène sulfuré et ne donne pas de liqueur acide.

Le prussiate de potasse ferrugineux forme, dans les dissolutions de cobalt, un précipité vert d'hydrocyanate anhydre, ou peut-être de cyanure: ce précipité, en absorbant de l'eau, devient promptement d'un gris rougeâtre; lorsqu'on le distille, il redevient d'abord vert en perdant de l'eau, puis il se convertit en carbure double avec dégagement d'hydrocyanate et de carbonate d'ammoniaque.

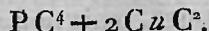
Il donne, avec l'acide sulfurique, une dissolution rouge qui, au bout de quelque temps, laisse déposer de petits cristaux rosés que l'eau verdit d'abord et fait passer ensuite au gris rougeâtre.

L'hydrocyanate de fer et de deutoxide de cuivre est brun. Il donne, à la distillation, beaucoup d'eau, de l'hydrocyanate et du carbonate

Hydrocyanate de fer et de cobalt.

Hydrocyanate de fer et de cuivre.

d'ammoniaque et de l'azote, et un carbure double dont la composition est exprimée par la formule :



L'acide sulfurique s'y combine et le fait devenir blanc jaunâtre sans le dissoudre : l'eau décompose complètement cette combinaison.

Cyanure de mercure. Le cyanure de mercure donne, à la distillation, un mélange de cyanogène et d'azote, et un carbure de mercure, qu'une chaleur plus forte peut décomposer en volatilisant le mercure. L'acide sulfurique le convertit en une matière semblable à l'empois et soluble dans l'eau.

Hydrocyanate de fer et de mercure. Le prussiate de potasse ferrugineux forme, dans les dissolutions de sublimé corrosif, un précipité blanc d'hydrocyanate de fer et de deutocide de mercure : ce sel se décompose par l'ébullition, il s'en sépare du cyanure de mercure; l'air le décompose promptement aussi, en faisant passer l'hydrocyanate de fer à l'état de bleu de Prusse.

Cyanure de fer et d'argent. Le cyanure de fer et d'argent est blanc; il bleuit en se desséchant. Par la distillation, il donne du cyanogène et de l'azote et un quadricarbure de fer mélangé d'argent métallique, qu'on peut en séparer au moyen du mercure.

L'acide sulfurique le dissout en le décomposant en partie.

Modification du cyanogène. Il y a une modification du cyanogène, dont la nature n'est pas connue, qui produit, avec les alcalis et les terres alcalines, des sels véritables, et dont il est assez difficile d'éviter le mélange lorsqu'on prépare les prussiates avec le bleu de Prusse, sur-tout lorsque celui-ci n'a pas été préalablement traité par l'acide sulfurique ou par l'acide muriatique.

23. *Sur le prussiate d'ammoniaque ; par M. Brandenburgh.* (Journal of Science, n°. 18.)

M. Brandenburgh trouve que le prussiate d'ammoniaque est un réactif plus sensible que le prussiate de potasse pour faire reconnaître la présence des métaux, entre autres du cuivre et du fer.

Pour préparer ce sel, on verse six parties d'ammoniaque sur du bleu de Prusse ; on conserve le mélange dans un vase bien bouché pendant quelques jours, et on agite de temps en temps. Si le résidu devient tout-à-fait brun, on y ajoute une nouvelle dose de bleu de Prusse, et on réitère la même opération jusqu'à ce que les dernières portions ajoutées n'éprouvent aucune altération, puis on filtre.

24. *Observations physico-chimiques sur les combinaisons du potassium et du sodium avec les autres métaux ; par M. G. S. Serullas.* (Journal de Physique, 1820, p. 123 et 170.)

Les métaux très-fusibles, chauffés avec le tartrate de potasse ou de soude, sont susceptibles de produire des alliages plus ou moins riches en potassium ou en sodium, ainsi que M. Vauquelin l'a fait voir le premier (1).

On obtient un alliage d'antimoine et de potassium très-chargé de potassium, en chauffant, à une haute température, un mélange de ^{Antimoine} et ^{potassium.} potassium.

(1) Voyez *Annales des Mines*, t. IV, p. 116.

crème de tartre et de régule d'antimoine à parties égales : il faut bien broyer le mélange, le chauffer d'abord lentement et graduellement, puis l'exposer à la forte chaleur d'un feu de forge pendant plusieurs heures. Pour l'avoir bien pur, il faut traiter d'abord l'antimoine par l'acide muriatique pour en séparer le sulfure d'antimoine, dont il est presque toujours mélangé (1).

L'alliage d'antimoine et de potassium est d'un gris noirâtre, plus poreux, moins dur et moins cassant que l'antimoine; il est aussi infiniment moins volatil. Lorsqu'on le brise il s'en échappe des étincelles. Si on le laisse exposé à l'air, il s'échauffe et il embrase le papier, le bois, et tous les corps combustibles avec lesquels on le met en contact. Il décompose l'eau avec beaucoup d'énergie; le liquide acquiert une grande causticité et il se dégage du gaz hydrogène. L'alliage décompose l'alcool de la même manière: à la température ordinaire, le mercure en sépare le potassium sans dissoudre l'antimoine.

Cet alliage, ainsi que les autres alliages de potassium obtenus par le même procédé, paraît contenir du carbone.

Les petits fragmens placés sur le mercure prennent un mouvement de rotation rapide, et semblable à celui qu'on observe dans les morceaux de camphre placés sur l'eau. Le mouve-

(1) L'antimoine du commerce contient aussi quelquefois de l'arsenic et donne avec l'acide muriatique du gaz hydrogène un peu arsenié. M. Scrullas observe que la présence de l'arsenic dans l'antimoine doit fixer l'attention quand il s'agit des usages de ce métal en pharmacie.

ment est beaucoup plus rapide encore si on recouvre le mercure d'une couche d'eau. Le mouvement continue dans le vide lorsqu'il y a de l'eau; il cesse au contraire quand le bain de mercure est sec, l'introduction de l'air dans le récipient de la machine le rétablit aussitôt. C'est évidemment le dégagement du gaz hydrogène qui est la cause de ce mouvement. D'après cela on peut croire avec M. Bénédicte Prévost que le mouvement du camphre sur l'eau est produit par une effluve continuelle de sa propre substance.

On obtient l'alliage de bismuth et de potassium comme celui d'antimoine: il est cassant et se comporte comme le dernier avec l'eau, etc. Bismuth et potassium.

Le meilleur moyen de préparer l'alliage de plomb et de potassium consiste à chauffer très-fortement et avec les précautions convenables un amalgame de mercure avec du tartre: il contient beaucoup moins de potassium que les deux alliages précédens; il ne s'échauffe pas à l'air et ne décompose l'eau que lentement; les fragmens tournent sur le mercure sec, et beaucoup plus vite sur le mercure mouillé; le potassium s'oxide, et le plomb se dissout dans le mercure. Plomb et potassium.

L'étain prend un peu plus de potassium que le plomb lorsqu'on le chauffe fortement avec du tartre. L'alliage a les mêmes propriétés que l'alliage de plomb. Etain et potassium.

Le cuivre ne peut, non plus que l'argent, s'allier au potassium par le moyen du tartre. L'alliage qu'on a tenté de faire avec le zinc n'a pas réussi, sans doute à cause de la volatilité de ce métal. Cuivre, argent. Zinc.

Alliages de sodium.

On obtient des alliages de divers métaux et de sodium en substituant le tartrate de soude au tartrate de potasse.

Alliages de barium et de magnésie.

On a essayé de faire des alliages de barium et de magnésium avec le tartrate de baryte et le tartrate de magnésie ; mais il ne s'est pas réduit un atome de baryte ni de magnésie.

Pyrophores.

La matière carbonneuse qui recouvre les alliages de potassium préparés par le moyen du tartre, décompose l'eau, et elle est pyrophorique comme le pyrophore de Homberg, et comme le résidu de la calcination en vases clos de la plupart des sels terreux à acide végétal. M. Serullas n'hésite pas à attribuer l'inflammation de tous ces pyrophores à la présence du potassium et du sodium. Davy et Coxe avaient déjà exprimé la même opinion relativement au pyrophore de Homberg.

« D'après cela, dit M. Serullas, ne pourrait-on pas encore raisonnablement attribuer l'inflammation spontanée, dont on a plusieurs exemples, des masses de charbon nouvellement préparé à quelques portions de potassium formé pendant la carbonisation. Si l'existence du potassium dans les charbons était démontrée, l'eau ajoutée dans le battage de celui destiné à la confection de la poudre à canon, y jouerait un rôle bien autrement important que celui qu'on lui assigne, puisqu'elle déterminerait l'oxidation du potassium, dont la présence, épouvantable dans ce cas, ne laisserait pas de doute sur la cause des explosions qui ont quelquefois lieu pendant le mélange des matériaux de la poudre. »

25. *Note sur la combinaison du soufre avec le chrome, et sur un nouveau procédé pour obtenir l'oxide de ce métal; par M. J.-L. Lassaigne. (Annales de Chimie, tome XIV, p. 299.)*

Le soufre est sans action sur l'oxide de chrome, mais il décompose le chlorure et on peut obtenir aisément par ce moyen le sulfure de chrome. Pour cela on chauffe graduellement jusqu'au rouge blanc, dans un tube de verre recourbé un mélange à parties égales de chlorure de chrome sec et de fleurs de soufre ; il se dégage d'abord un peu d'acide hydrosulfurique et d'acide muriatique, puis du soufre, et enfin des vapeurs épaisses de chlorure de soufre.

Le sulfure de chrome qui reste au fond du tube est gris noirâtre, onctueux au toucher, friable ; il tache les corps en gris métalloïde comme la plombagine ; lorsqu'on le chauffe à l'air il brûle comme du pyrophore, et se transforme en oxide pur. Il est inattaquable par l'acide nitrique ; mais il se dissout aisément dans l'eau régale qui acidifie le soufre.

Il est composé de :

Chrome . . .	0,9046	...	100
Soufre . . .	0,0954	...	10,54

C'est par conséquent un sous-sulfure.

On prépare économiquement de l'oxide de chrome d'un beau vert, en chauffant au rouge, dans un creuset de terre fermé, un mélange à parties égales de chromate de potasse et de fleurs de soufre, et en lessivant la masse verdâtre qui en

résulte, pour dissoudre le sulfate et le sulfure de potasse qui se forment pendant l'opération.

Il n'est pas nécessaire que le chromate de potasse soit pur : il peut sans inconvénient se trouver mélangé de nitre et de sulfate de potasse.

26. *Description du chromate et du bi-chromate de potasse ; par M. Thomas Thomson.* (Annals of Philosophy, tome X, p. 453.)

On sépare le chromate de potasse du nitre en faisant cristalliser celui-ci par le refroidissement.

Le chromate de potasse neutre cristallise en prismes déliés ou en larges prismes à quatre pans, dont les angles sont de 110° et 70° . Les cristaux sont inaltérables à l'air ; leur couleur est le jaune citron avec une légère teinte d'orange. Ils communiquent une couleur sensible à 40,000 fois leur poids d'eau ; leur saveur est fraîche, amère et très-désagréable. Ils sont solubles dans à-peu-près le double de leur poids d'eau à 15° , insolubles dans l'alcool. Leur pesanteur spécifique est de 2,6115. Ils peuvent être chauffés à la température de 226° sans éprouver d'altération ; à la chaleur rouge, ils perdent 0,32 d'eau sans se fondre ; ils exigent la haute température d'un fourneau à vent pour se fondre ; la matière fondue est verte et paraît contenir de l'oxide de chrome.

Le chromate de potasse, mélangé à divers sels et réactifs, donne les résultats suivans :

L'alcool le précipite en petits cristaux ;

La teinture de noix de galle y forme un pré-

cipité abondant brun chocolat, qui devient rouge foncé par la dessiccation ;

Le prussiate de potasse ne le précipite pas ;

Le nitrate de baryte le précipite en jaune clair ;

Le muriate de strontiane le précipite en jaune plus foncé ;

Le nitrate de chaux le précipite légèrement en jaune, le précipité s'attache aux vases ;

L'eau de chaux, le sulfate de magnésie ne le précipitent pas ;

L'alun et le muriate d'alumine le précipitent en blanc ;

Le muriate de manganèse donne, au bout de vingt-quatre heures, un sédiment noir ;

Le pernitrate de fer ne le précipite pas ;

Le protosulfate de fer le précipite en brun ;

Les sulfates de cobalt et de nickel ne le précipitent pas ;

Le sulfate de cuivre le précipite en rouge brun ;

Le muriate acide d'antimoine lui communique une très-belle couleur verte ;

Le muriate d'étain donne un précipité floconneux abondant, d'un brun jaunâtre, noir quand il est sec ;

Le sulfate de zinc ne le précipite pas ;

Le nitrate de bismuth le précipite en jaune lorsqu'on l'étend d'eau ;

Le nitrate de mercure le précipite en rouge ;

Le nitrate de plomb le précipite en jaune ; le précipité est jaune verdâtre quand la dissolution est très-étendue ; il est même sensible dans une dissolution qui ne renferme que $\frac{1}{40,000}$ de chromate de potasse ;

Le nitrate d'argent le précipite en rouge foncé. Le précipité est encore sensible dans une dissolution qui ne renferme que $\frac{1}{20,000}$ de chromate de potasse ;

Le muriate d'or ne le trouble pas ;

Le muriate de platine le précipite en rouge foncé.

Pour analyser le chromate de potasse, on l'a chauffé au rouge, et on a apprécié la perte de poids, puis on l'a redissous dans l'eau, et on en a précipité l'acide chromique par le nitrate de plomb : on a admis que le chromate de plomb chauffé à 226° contient 0,317 d'acide chromique, et on a eu pour résultat :

Potasse.	0,48	...	100
Acide chromique. . .	0,52	...	108,33

En versant dans une dissolution saturée de chromate de potasse de l'acide sulfurique en quantité suffisante pour que la liqueur ait une légère saveur acide, il s'en sépare après vingt-quatre heures de petites aiguilles de bi-chromate de potasse.

Le bi-chromate a une couleur rouge orangée très-intense ; il cristallise en larges tables rectangulaires à bords aigus ; il est inaltérable à l'air ; sa saveur est fraîche, amère et métallique ; il exige plus de dix fois son poids d'eau à 17° pour se dissoudre ; il est insoluble dans l'alcool. Sa pesanteur spécifique est de 1,801. Il est fusible à la chaleur rouge en un liquide transparent rouge, qui, par refroidissement, se concrète en une masse demi-transparente, sans perte de poids.

Il se comporte avec les divers réactifs comme le chromate neutre, et il est composé de :

Potasse.	0,31579	...	100
Acide chromique. . .	0,68421	...	216,98

27. Sur l'oxalate de potasse et de manganèse ; par M. Van Mons. (Journal of Science, no. 18, p. 409.)

Lorsqu'on triture ensemble de l'oxalate acide de potasse et du peroxyde de manganèse, il se dégage beaucoup de gaz acide carbonique : si ensuite on ajoute de l'eau, on obtient une liqueur neutre d'une très-belle couleur rouge qui renferme de l'oxalate double de potasse et de deutroxyde de manganèse. Cette liqueur perd spontanément sa couleur ; lorsqu'elle est tout-à-fait décolorée, elle ne contient plus que du protoxyde de manganèse, qui forme avec la potasse et l'acide oxalique un autre sel double.

28. Sur les oxides de mercure ; par M. Donovan. (Thomson, Annals, t. XIV, p. 246.)

M. Donovan a trouvé, par des expériences répétées, que les oxides de mercure sont composés comme il suit :

	Protoxyde.		Deutoxyde.
Mercure.	0,9604	...	0,9275
Oxigène.	0,0396	...	0,0725

Le protoxyde, exposé à une chaleur modérée, se change en mercure et en deutoxyde.

Le deutoxyde supporte la chaleur rouge naissante sans se décomposer. Une chaleur plus

forte le décompose totalement sans le faire passer par l'état de protoxide.

29. *Sur la volatilité de l'oxide de plomb; par Thomson. (Thomson, Annals.)*

Le docteur Thomson annonce que la volatilité de l'oxide de plomb est telle qu'elle commence à avoir lieu à la chaleur rouge, et que dans les ateliers où l'on convertit le plomb en litharge, et où l'on revivifie ensuite celle-ci, on éprouve, par la seule volatilisation de l'oxide de plomb, une perte de 10 pour 100 (1).

30. *Sur un nouvel acétate de plomb; par le docteur Thomson. (Thomson, Annals, t. XIV, p. 382.)*

Ce sel a été obtenu dans une manufacture de Glasgow. Il cristallise en prismes rhomboïdaux aplatis, terminés par des sommets dièdres; les angles du prisme sont de 106° et 74° ; les cristaux sont translucides, inaltérables à l'air; leur pesanteur spécifique est de 2,575; leur saveur est sucrée: ils se dissolvent dans un peu moins de trois fois leur poids d'eau.

Le docteur Thomson a trouvé ce sel composé de :

(1) L'observation du docteur Thomson ne me paraît pas exacte; je crois que l'oxide de plomb est à-peu-près fixe. Le plomb est volatil, mais non pas assez pour occasionner dans les opérations métallurgiques une perte aussi grande que celle qu'indique M. Thomson. (Voyez *Annales des Mines*, t. V, p. 333.) P. B.

Protoxide de plomb....	0,59	...	5 atomes.
Acide acétique.....	0,22	...	4 atomes.
Eau.....	0,19	...	19 atomes.

31. *De l'application du chromate de plomb sur les étoffes; par M. J.-N. Lassaigue. (Annales de Chimie, tome XV, page 76.)*

Après avoir fait plonger pendant un quart-d'heure des écheveaux de soie décreusée dans une solution faible de sous-acétate de plomb, on les a retirés et lavés à grande eau; puis on les a trempés dans une dissolution faible de chromate de potasse neutre; au bout de 10 minutes, ils ont acquis leur *maximum* de coloration: on les a lavés et fait sécher.

Le même procédé peut s'appliquer à la laine, au coton et au lin; mais il est préférable de faire tremper ces différens tissus dans une solution de sous-acétate de plomb élevée à une température de 55 à 60° .

En variant les proportions de sous-acétate de plomb et de chromate de potasse, on peut obtenir toutes les nuances depuis le jaune clair jusqu'au jaune doré foncé.

Ces couleurs sont inaltérables à l'air, mais elles sont en partie décomposées par l'eau de savon; il est probable, à cause de cela, qu'elles ne pourront être employées qu'à teindre la soie.

32. *Note sur le même sujet; par M. P. Berthier.*

Le chromate de plomb s'applique effectivement très-bien sur les étoffes, j'en ai fait plu-

sieurs fois l'expérience. Voici ce que j'ai remarqué.

Avec le sous-acétate de plomb et le chromate de potasse neutre, on n'obtient qu'une couleur orange peu agréable; mais si l'on plonge les étoffes ainsi teintes dans l'acide acétique, elles acquièrent presque aussitôt une couleur jaune citron fort belle et très-éclatante. En substituant l'acétate neutre de plomb au sous-acétate, on a immédiatement, avec le chromate de potasse, une belle couleur bouton d'or; mais l'acide acétique ne peut amener cette couleur à la teinte citron que donne le sous-acétate.

Ces couleurs sont absolument inaltérables par le savon à froid; à la chaleur de l'ébullition, elles s'affaiblissent un peu sans changer de nuance, et le vinaigre leur rend tout leur éclat.

L'ammoniaque les fait passer à l'orangé plus ou moins rougeâtre, l'acide acétique les ramène ensuite à leur teinte primitive (1).

Les étoffes teintes par le chromate de plomb sont immédiatement et complètement décolorées par le sous-carbonate de soude ou de potasse et par l'acide muriatique, même à froid.

Les vapeurs hydrosulfureuses doivent altérer beaucoup ces couleurs; car le gaz hydro-

(1) En traitant le chromate de plomb par l'ammoniaque concentré on peut le faire passer par une multitude de nuances depuis l'orangé jusqu'au rouge vif du plus beau minium: l'ammoniaque ne dissout que de l'acide chromique. L'acide nitrique ou l'acide acétique enlève de l'oxide de plomb au chromate rouge et le ramène à l'état de chromate jaune clair. En réitérant ce traitement alternatif, on peut décomposer totalement le chromate de plomb et se procurer du chromate d'ammoniaque pur.

gène pur lui-même les fait passer au brun marron.

33. *Lettre de M. Samuel Lucas à M. Dalton, sur l'oxidation de l'argent et du cuivre.* (Annales de Chimie, tome XIII, page 402.)

Sur l'oxidation de l'argent pendant sa fusion; par M. Chevillot. (Annales de Chimie, tome XIII, page 199).

M. Samuel Lucas annonce que l'argent pur, dans l'état de fusion, a la propriété d'absorber l'oxigène de l'air et même de certains nitrates; l'oxigène absorbé se sépare de l'argent pendant le refroidissement de ce métal, en le faisant bouillir et ce qu'on appelle *végéter*. Les corps très-combustibles, tels que le charbon, le lui enlèvent totalement, même pendant qu'il est en fusion.

Le cuivre pur se comporte comme l'argent: de là vient que le cuivre, tenu pendant long-temps en fusion avec le contact de l'air, produit de violentes détonations lorsqu'on le jette dans l'eau, tandis que lorsqu'on recouvre le bain de charbon pendant une demi-heure, le métal se solidifie tranquillement en tombant dans ce liquide.

M. Chevillot a constaté l'exactitude des observations de M. Samuel Lucas et il les a étendues. Il a fondu de l'argent à divers titres, de l'or, de l'antimoine, du plomb, du bismuth et du cuivre; il a fait chauffer à la chaleur blanche de la strontiane, du deutoxide d'étain, du deutoxide de fer, des coupelles lessivées et des coupelles non lessivées; il a plongé rapidement chacune de ces substances sous des cloches pleines d'eau, et il a

examiné les gaz qui se sont dégagés. Il a reconnu que l'argent pur est le seul métal qui jouisse de la propriété d'absorber de l'oxigène pendant sa fusion, et de le laisser ensuite dégager par l'eau; qu'une très-petite quantité de cuivre suffit pour lui faire perdre cette propriété; que les coupelles laissent aussi dégager du gaz oxigène par l'eau, après qu'elles ont été chauffées, et que la proportion de ce gaz est d'autant plus grande que les coupelles renferment plus de carbonate de soude.

34. *Sur la préparation du nitrate d'argent pur; par M. Brandenburgh.*

On dissout dans l'acide nitrique l'alliage ordinaire d'argent et de cuivre; on évapore à siccité et l'on fait chauffer les sels dans une cuiller de fer, jusqu'à ce qu'ils cessent de bouillir: on en prend alors une petite portion que l'on dissout dans l'eau, pour voir, au moyen de l'ammoniaque, s'il reste du nitrate de cuivre: s'il en reste, on chauffe encore quelques secondes et l'on fait un nouvel essai: aussitôt que tout le nitrate de cuivre est décomposé, on coule sur une plaque huilée; on délaye la matière dans l'eau, et l'on filtre pour séparer le deutoxide de cuivre, devenu libre par la décomposition du nitrate de cuivre.

35. *Procédé pour décomposer le chlorure d'argent par la voie humide. (Annales de Chimie, volume XIV, page 319.)*

Prenez un vase de zinc ou une petite marmite de fonte de fer; mettez y le chlorure en poudre

ou en morceaux, et recouvrez-le de deux à trois centimètres d'eau. En supposant que le zinc ou la fonte soient bien décapés, la décomposition du chlorure s'opérera elle-même en peu de temps; mais s'il n'en est pas ainsi, elle pourrait être très-lente, et dans ce cas, il conviendrait d'ajouter un peu d'acide hydrochlorique ou d'acide sulfurique. Cette addition est au reste nécessaire pour laver l'argent et l'avoir pur. L'opération est prompte et très-curieuse à voir. La réduction pénètre de la surface au centre. La température s'élève beaucoup, si l'on opère un peu en grand, et elle contribue à accélérer l'opération. On peut y suppléer, quand elle est trop faible, par une chaleur artificielle.

On peut réduire aussi le chlorure d'argent, en le chauffant avec un mélange de chaux et de charbon dans les proportions suivantes:

Chlorure d'argent.	100,0
Chaux vive sèche.	19,8
Charbon.	4,2

Mais pour que la décomposition ait lieu sans perte, il est nécessaire que le chlorure d'argent soit en poudre.

36. *Faits pour servir à l'histoire de l'or; par M. Pelletier. (Annales de Chimie, tome XV, pages 5 et 113.)*

Les faits contenus dans ce mémoire tendent à prouver, 1°. « que l'or doit être considéré comme un métal électro-négatif, c'est-à-dire comme donnant lieu à des oxides qui ont plus de tendance à faire fonctions d'acide que fonctions de base; » 2°. « Que les oxides d'or ne peuvent former,

avec les acides, de véritables combinaisons salines; »

3°. « Que le peroxyde d'or peut s'unir aux alcalis et à d'autres oxides métalliques, en formant des combinaisons qui jouissent de propriétés particulières. »

Oxides d'or. Le protoxyde d'or passe presque instantanément à l'état de peroxyde en abandonnant de l'or métallique.

Le peroxyde d'or est noir, son hydrate est d'un jaune rougeâtre.

Si l'on excepte l'acide nitrique et l'acide sulfurique, aucun acide dont l'oxygène est le principe acidifiant ne peut dissoudre le peroxyde d'or, ou s'y combiner.

L'acide nitrique étendu de deux parties d'eau ne dissout point l'oxyde d'or. L'acide nitrique concentré le dissout en quantité notable, surtout à l'aide de la chaleur. La dissolution est d'un brun jaunâtre; si on la rapproche, elle laisse déposer de l'oxyde d'or; si on l'évapore jusqu'à siccité, elle laisse un mélange d'or métallique et de peroxyde. L'eau précipite entièrement l'oxyde d'or de sa dissolution nitrique.

L'acide sulfurique agit comme l'acide nitrique, mais il dissout moins d'or. Si l'on ajoute de l'eau à la dissolution, l'or s'en précipite aussitôt presque entièrement à l'état métallique.

Les autres acides oxygénés ne peuvent dissoudre l'oxyde d'or.

L'acide hydrochlorique dissout l'oxyde d'or en le transformant en chlorure.

L'acide hydriodique le transforme facilement en iodure.

L'acide acétique très-concentré dissout une

petite quantité d'oxyde d'or: l'eau précipite la portion dissoute; l'acide acétique étendu et tous les acides végétaux réduisent l'oxyde d'or. Il y a dégagement d'acide carbonique avec l'acide oxalique seulement.

L'oxyde d'or récemment préparé, et son hydrate, sont solubles dans les alcalis caustiques; l'oxyde et l'hydrate, à l'état naissant, se combinent aussi avec la baryte, avec la magnésie et avec un grand nombre d'oxides métalliques.

L'oxyde d'or est sensiblement soluble dans les hydrochlorates de potasse, de soude et de baryte.

Le meilleur procédé à suivre pour obtenir le peroxyde d'or et son hydrate bien purs, consiste à faire chauffer de la magnésie ou de l'oxyde de zinc avec une solution de chlorure d'or, et à laver le précipité avec de l'acide nitrique, pour enlever la magnésie ou l'oxyde de zinc qu'il retient; en employant l'acide nitrique un peu concentré, on a le peroxyde; en employant l'acide nitrique étendu, on a l'hydrate.

D'après la composition du sous-iodure d'or, M. Pelletier conclut que les oxides d'or contiennent:

Le protoxyde,

Or.....	0,96761	...	100
Oxygène... ..	0,03239	...	3,3495

Le peroxyde,

Or.....	0,90867	...	100
Oxygène... ..	0,09133	...	10,05

Et que le poids de l'atome de l'or est de 2993.

En évaporant la dissolution d'or dans l'eau régale, la combinaison, d'abord d'un jaune d'or, prend une couleur rouge foncée, au moment où

toute l'eau qu'elle contient est évaporée ; la matière se prend alors par le refroidissement en une masse solide d'un rouge brun très-foncé, très-fusible et soluble dans l'eau, qu'elle colore en jaune rougeâtre ; c'est le chlorure d'or anhydre. Si l'on chauffe ce chlorure avec précaution, il devient d'un jaune citron, abandonne du chlore, et se change en sous-chlorure. Le sous-chlorure est aisément décomposé et complètement réduit par une chaleur peu élevée. L'eau le décompose aussi et le transforme en or métallique et en chlorure.

Les acides saturés d'oxygène agissent sur le sous-chlorure d'or à-peu-près comme l'eau ; ils le transforment en chlorure et en or métallique. La décomposition est facilitée par la chaleur et elle est d'autant plus prompte que l'acide est plus étendu, et qu'il retient moins fortement l'eau.

Lorsque l'on chauffe une dissolution de chlorure d'or avec de l'acide sulfurique, de l'acide phosphorique ou de l'acide arsénique, au moment où la température approche de 150° , il se dégage du chlore et il se précipite du sous-chlorure d'or presque toujours mélangé d'or métallique. Ces acides n'agissent que comme corps intermédiaires pour la transmission du calorique. Aussi, les acides qui se vaporisent à la même température que l'eau n'agissent-ils sur le chlorure d'or que comme l'eau pure.

L'acide acétique ne réduit pas le chlorure d'or ; les acétates le réduisent, mais très-lentement ; l'acide citrique et l'acide tartrique se comportent comme l'acide acétique ; les citrates et les tartrates se comportent comme les acétates.

L'acide oxalique réduit le chlorure d'or en

quelques jours ; l'oxalate acide de potasse le réduit en moins de 24 heures ; les oxalates neutres le réduisent au bout de quelques heures : dans toutes ces réductions par l'acide oxalique et les oxalates, il se dégage de l'acide carbonique. On conçoit que les sels végétaux doivent avoir plus d'efficacité que les acides pour réduire le chlorure d'or, parce que « le chlore est enlevé à l'or par la » base qui s'y combine à la faveur d'une partie » de l'hydrogène de l'acide végétal, hydrogène » qui sert à réduire la base, s'il se forme un » chlorure alcalin, ou à élever le chlore à l'état » d'acide hydrochlorique s'il se forme un hydrochlorate. »

La plupart des sels sont sans action sur le chlorure d'or ; le sulfate et le nitrate d'argent le décomposent instantanément ; il se fait un précipité jaune brunâtre, et la liqueur ne retient que de l'acide sulfurique ou de l'acide nitrique libre, si l'on n'a pas employé un excès de sel d'argent. Le précipité est un mélange de chlorure d'argent et de peroxyde d'or : on peut séparer le peroxyde du chlorure d'argent, au moyen de l'acide hydrochlorique qui dissout très-promptement le peroxyde.

Lorsque l'on verse dans une dissolution de chlorure d'or de la potasse sans excès, il se fait un précipité rouge floconneux, qui est de l'hydrate d'oxide d'or mélangé de chlorure d'or et de chlorure de potassium : on peut en séparer les chlorures au moyen des lavages à l'eau pure et de l'acide nitrique un peu étendu. Le précipité ainsi purifié est brun marron : desséché à la température de l'eau bouillante, il devient noir et se déshydrate.

Lorsqu'on met un grand excès de potasse dans une dissolution de chlorure d'or, il se fait un précipité pulvérulent noirâtre, d'autant moins abondant qu'on emploie plus d'alcali, et qui, dans tous les cas, ne s'élève jamais au dixième de la quantité d'or dissoute. Ce précipité est de l'oxide d'or déshydraté et retenant de la potasse. La liqueur est à peine colorée en jaune verdâtre; elle retient la plus grande partie de l'or à l'état d'*aurate de potasse*.

La soude se comporte avec le chlorure d'or comme la potasse.

Le précipité obtenu par la baryte dans le chlorure d'or est toujours plus abondant que celui fourni par la potasse; mais ce précipité retient toujours de la baryte et du chlore, dont il est difficile de le débarrasser complètement, même par l'acide nitrique concentré; quand la baryte a été employée en excès, la liqueur est incolore et contient beaucoup d'*aurate de baryte*.

Lorsqu'on fait chauffer de la magnésie, employée sans excès, dans une dissolution de chlorure d'or, il se fait un précipité d'hydrate d'or, imprégné de chlorures d'or et de magnésie. La liqueur est d'un jaune brunâtre et contient du chlorure d'or. Quand, au contraire, on met un excès de magnésie, le précipité est de l'*aurate de magnésie* mêlé de magnésie, et la liqueur incolore contient de l'*aurate de magnésie*.

Ainsi, les bases salifiables oxident l'or pour s'emparer du chlore auquel il est combiné, et si elles sont en quantité suffisante, elles s'unissent avec l'oxide d'or formé.

Proto-iodure d'or. L'iode n'a pas d'action très-sensible sur l'or, il ternit à peine l'éclat de sa surface. L'acide hy-

driodique n'en a aucune, mais l'acide hydriodique induré le dissout. On obtient l'iodure d'or 1°. en faisant bouillir ce métal avec de l'acide hydriodique, auquel on ajoute peu à peu de l'acide nitrique jusqu'à en mettre un excès et évaporant à siccité; 2°. en traitant l'oxide d'or par l'acide hydriodique; 3°. en ajoutant de l'hydrhydrate de potasse à une solution de chlorure d'or.

L'iodure d'or est d'un jaune verdâtre, réductible à la température de 150°, insoluble dans l'eau froide, à peine soluble dans l'eau bouillante, soluble dans l'acide hydriodique ioduré, indécomposable à froid par les acides nitrique, sulfurique et hydrochlorique, complètement réduit par ces mêmes acides à l'aide de la chaleur. Les alcalis en solution le décomposent instantanément; l'or reste à l'état métallique, et il se forme des iodates et des hydriodates alcalins.

L'iodure d'or est composé de :

Or.....	0,66	...	100	...	194,1176
Iode.....	0,34	...	51,515	...	100

Les dissolutions d'*aurate* sont à-peu-près incolores.

Aurates.

Les aurates alcalins et l'*aurate de baryte* sont très-solubles dans l'eau; ils ont la réaction alcaline.

Les aurates sont décomposés par l'acide hydrochlorique; il se forme du chlorure d'or; le même effet a lieu avec tous les autres acides, même les plus faibles, lorsque l'on mêle à l'*aurate* un chlorure ou un hydrochlorate.

Les acides oxigénés forment, dans les dissolutions pures d'*aurates*, un précipité floconneux,

qui passe au violet et même au noir, selon que les dissolutions sont plus ou moins concentrées.

Lorsqu'on évapore à l'air libre les dissolutions d'aurate de baryte, il se précipite une poudre violette, qui est un mélange d'oxide d'or et de carbonate de baryte.

L'aurate de magnésie est peu soluble dans l'eau et sensiblement plus soluble dans l'eau chargée d'hydrochlorate de magnésie. Il est aisément décomposé par l'acide nitrique, même lorsqu'il est à l'état solide; il donne de l'oxide ou de l'hydrate d'or très-purs, selon que l'acide est plus ou moins concentré.

Sels doubles
d'or.

Les prétendus sels doubles d'or ne sont que des mélanges de chlorure d'or avec d'autres sels.

57. *Composé de platine; par M. Edmond Davy.* (Bulletin de la Société philomatique, 1820, page 54.)

En faisant bouillir le sulfate de platine dans l'alcool, on obtient un précipité noir insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air, insoluble dans les acides nitrique, sulfurique et phosphorique, soluble lentement dans l'acide muriatique. Chauffé, il se réduit avec une légère explosion; trempé dans l'ammoniaque, il acquiert la propriété d'être fulminant. Cette matière fulminante est immédiatement décomposée par l'alcool, et avec un dégagement de chaleur très-considérable; d'après cette propriété, M. Davy recommande ce composé comme très-propre à procurer instantanément de la lumière.

CAUSES DE LA PRÉSENCE

DU SULFATE DE CHAUX.

DANS LE VOISINAGE DES DÉPÔTS DE SEL GEMME;

PAR C.-J.-A. MATHIEU DE DOMBASLE.

ON a remarqué depuis long-temps que des couches de *chaux sulfatée* accompagnent toujours les dépôts de *sel gemme*; plusieurs naturalistes ont recherché quelles pouvaient être les causes de cette réunion, il n'est pas à ma connaissance qu'on ait donné à cette question une réponse satisfaisante. Il me semble cependant qu'il y a, en géologie, peu de faits plus faciles à expliquer que celui-ci. Pour le comprendre, il est nécessaire de se faire une idée de la distribution générale des sels solubles, dans les eaux qui existent à la surface du globe.

Sans rechercher quelles sont les causes qui introduisent des sels de diverses natures dans les filets d'eau qui sortent du sein de la terre et qui forment les sources, nous savons que ces sels y sont fort variés, par leur nature et par leur quantité. Comme ils sont susceptibles d'être décomposés les uns par les autres, par voie de double affinité (1), il peut se présenter de nouvelles

(1) Dans tout ceci, je considérerai les doubles décomposi-