

COMPTES RENDUS

DES

TRAVAUX DE CHIMIE.

PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT,
rue Racine, 28, près de l'Odéon

COMPTES RENDUS
DES
TRAVAUX DE CHIMIE,

PAR
M. CHARLES GERHARDT,
PROFESSEUR A LA FACULTÉ DES SCIENCES DE MONTPELLIER, ETC.

ANNÉE 1847.

PARIS.
VICTOR MASSON,
Libraire des Sociétés savantes près le Ministère de l'Instruction publique,
PLACE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE.

◀▶
1848

COMPTES RENDUS

DES

TRAVAUX DE CHIMIE

ANNÉE 1847.

SCHLOSSBERGER. — sur la composition de la caséine et de la fibrine.

D'après une note de M. Schlossberger (1), la caséine ne serait pas un principe unique, attendu qu'on parvient à la dédoubler, par certains solvants, en une substance non sulfurée et en une autre sulfurée. L'albumine et la fibrine ne se laissent pas ainsi dédoubler.

Le même chimiste (2) a fait une nouvelle analyse de la fibrine: Il a obtenu 52,42 carbone, 6,92 hydrogène, et 15,5 azote. Les analyses de MM. Dumas et Cahours avaient toujours donné 1 pour 100 d'azote de plus. M. Mulder avait obtenu 15,7 pour 100 d'azote.

E.-N. HORSFORD. — Détermination de l'azote contenu dans les substances alimentaires végétales.

Nous avons communiqué, il y a quelque temps (3), les résultats de MM. Schlossberger et Kemp sur la quantité d'azote contenue dans les différentes substances alimentaires. M. Horsford s'est occupé d'un travail semblable (4) sur les substances alimentaires tirées du règne végétal.

(1) *Ann. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 93.

(2) *Ibid.* p. 95.

(3) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 148.

(4) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 106.

Voici le tableau qui résume, en équivalents, la valeur nutritive de ces substances. On remarquera que toutes les déterminations sont rapportées au blé; l'analyse a constaté la présence de 2,1 à 3,4 pour 100 d'azote dans du blé, séché à 100°, de différentes provenances.

	séché à 100°	A l'état récent.
Blé.	100	100
Seigle	98,8	97,6
Mais.	115	113
Orge.	104	102
Avoine.	91	90
<i>Id.</i> sans enveloppe.	78	76,3
Avoine de Kamschatka.	110	106
Riz ordinaire	220	225
Blé sarrasin.	170	166
Pois de table de Vienne.	59,9	57,6
Pois de la campagne de Giessen.	57,7	60
Haricots de table de Vienne.	59,2	57
Grosses fèves blanches de Giessen.	58,8	57
Lentilles de Vienne.	55,5	53
Pommes de terre blanches de Giessen.	169,8	565,6
<i>Id.</i> <i>id.</i> bleues <i>id.</i>	220,8	596,3
Carottes de Giessen.	158,6	959,4
Radis rouges de Giessen.	109	501,5
Betteraves.	146	689,5
Navets jaunes.	182,7	919,4
Choux-raves.	133,8	919,4
Oignons.	224,6	210,6

KROCKER. — Détermination de la fécule contenue dans les substances alimentaires végétales.

Nous extrayons de ce travail (1) le tableau suivant :
100 parties des substances sèches renferment :

	Amidon		Gluten, albumine, etc.
	I.	II.	
Fécule de haricots pure.	99,96		—
Farine de blé n° 1.	65,21	66,16	19,16
— 2.	66,93	67,42	13,54
— 3.	57,70	57,21	21,97

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 212.

Blé Talavera.	55,92	56,29	16,54
— Whittington	53,06	51,84	17,11
— Sandomier.	53,83	52,92	17,18
Farine de seigle n° 1.	61,26	60,56	11,94
— 2.	54,84	54,12	18,71
— 3.	57,07	57,77	—
Seigle (<i>Secale cereale</i>).	45,39	44,80	17,73
— (<i>Sec. cer arundin.</i>).	47,71	47,13	15,77
Avoine.	27,93	36,90	18,00
Avoine Kamschatka.	39,55	40,17	15,26
Farine d'orge	61,63	64,18	—
Orge.	38,62	37,99	17,81
Orge Jérusalem.	42,66	42,03	14,74
Farine de blé sarrasin.	65,05	—	6,89
Blé sarrasin.	43,80	41,45	9,96
Farine de maïs.	77,74	—	13,66
Maïs.	65,88	66,80	14,68
Millet	55,51	53,76	13,22
Riz	85,78	86,63	7,40
Haricots.	37,71	37,79	28,54
Pois.	38,81	38,70	28,22
Lentilles.	39,62	40,08	—

100 parties des substances séchées à l'air, dans leur état ordinaire, renferment :

	Amidon		Gluten, albumine, etc.	Eau.
	I.	II.		
Pommes de terre.	23,20	22,80	2,37	68,94
<i>Id.</i>	18,14	17,98	2,49	74,95
<i>Id.</i>	16,48	16,09	—	76,80
	Sucre.			
	I.	II.		
Raves rouges.	10,12	10,48	3,03	81,61
Betteraves.	12,22	12,31	2,04	82,25

BOETTGER.—Réduction de l'acide chromique par l'ammoniaque et la vapeur d'autres corps hydrogénés.

Lorsqu'on dirige brusquement sur de l'acide chromique (1), bien desséché sur une brique, du gaz ammoniac également bien desséché, l'acide se réduit immédiatement *avec ignition*, en se transformant en oxyde de chrome d'un fort beau vert.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 134.

L'acide chromique se désoxyde aussi avec ignition quand on y dirige de la vapeur d'alcool, si bien que ce liquide s'enflamme; sous ce rapport, d'ailleurs, l'acide chromique est bien plus efficace encore que l'éponge de platine, et l'on peut construire avec cet acide une espèce de lampe sans flamme, où l'acide chromique continue de rougir tant qu'il y arrive de la vapeur d'alcool. Il se produit alors un liquide chargé d'aldéhyde.

D'autres substances volatiles, telles que l'essence de térébenthine, l'éther acétique, le naphte, donnent aussi, dans ces circonstances, des produits particuliers.

A - W. HOFMANN. — nouvelles anilides.

Nous avons fait connaître l'an dernier les nouvelles anilides découvertes par M. Laurent (1); en voici quelques autres dont M. Hofmann annonce l'existence dans une note (2), et sur lesquelles ce chimiste se propose de revenir dans un mémoire particulier.

Urée anilique. — L'action du gaz cyanique sur l'aniline n'est pas simple; on obtient le plus aisément l'urée anilique, en mélangeant une solution de sulfate d'aniline avec du cyanate de potasse. Au bout de quelques instants il se dépose des cristaux qui renferment



c'est-à-dire de l'urée dans laquelle une partie des éléments de l'ammoniaque est remplacée par ceux de l'aniline. Pour comprendre cette formule, représentons (NH^3-H^2) par Am et $(C^6H^7N-H^2)$ par An; on aura :

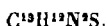
Type carbonate.	CM ³ O ³
Carbonate biamilé, amide carbonique ou urée.	CH ² { O Am ²
Carbonate amido-anilidé, amido anilide carbonique ou urée anilique.	CH ² { O An Am

L'addition d'un alcali à ce produit n'en sépare pas d'aniline; les acides n'en dégagent pas non plus d'acide cyanique ni aucun produit de décomposition de cet acide.

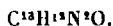
(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 300.
 (2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVII, p. 265.

Le cyanogène et le chlorure de cyanogène (1), donnent avec l'aniline une série de produits cristallisés que M. Hofmann se propose d'étudier.

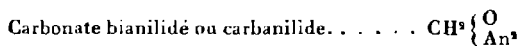
Le sulfure de carbone, mis en contact avec cet alcaloïde, dégage de l'hydrogène sulfuré et donne des paillettes renfermant :



Ce produit s'obtient aussi par la distillation sèche du sulfocyanhydrate d'aniline. Il est lentement attaqué par une solution alcoolique de potasse en donnant du sulfure de potassium ainsi que des aiguilles magnifiques renfermant :



Ce dernier corps est la véritable *carbanilide* ; M. Hofmann l'obtient aussi en mettant en contact du gaz phosgène $COCl^2$ avec de l'aniline. Avec les formules de résidu, on a, comme précédemment :



L'auteur annonce aussi des combinaisons cristallisées obtenues avec l'aniline au contact de l'essence de moutarde, du protochlorure de phosphore et du chlorure de silicium.

A.-J. JAMISON. — Décomposition des sulfocyanures de plomb et de cuivre par l'hydrogène sulfuré. •

La décomposition des sulfocyanures de plomb et de cuivre par l'hydrogène sulfuré ayant été révoquée en doute dans ces derniers temps, M. Jamison (2) a fait des expériences pour s'assurer de la vérité. Il a constaté que cette décomposition est bien réelle et complète.

A. BENSCH. — Préparation de l'acide urique par le guano

On fait bouillir le guano avec du carbonate de potasse (3), de la chaux éteinte et une quantité d'eau suffisante, pendant plusieurs heures; on sépare la lessive à l'aide d'une toile à filtrer, et on la concentre jusqu'à ce qu'elle se prenne en une bouillie épaisse,

(1) Voyez les expériences de M. Laurent.

(2) *Ann. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 264.

(3) *Ibid* p. 266.

puis on jette celle-ci encore chaude sur la toile et on l'exprime. On délaye dans l'eau la masse exprimée et on la décompose par l'acide hydrochlorique ; on lave à l'eau l'acide urique rouge qui se précipite ainsi, ensuite on le dissout dans de la potasse caustique diluée; on concentre jusqu'à ce que le liquide bouillant se prenne en une bouillie épaisse; on l'exprime fortement pendant qu'elle est chaude.

L'urate de potasse ainsi obtenu est bouilli avec deux fois son volume d'eau, pendant qu'on l'agite continuellement; on l'exprime rapidement, et l'on répète cette opération trois ou quatre fois. Dans ces circonstances, la masse se gonfle beaucoup, de sorte qu'il faut l'empêcher de roussir en la maintenant toujours en mouvement. Si une certaine portion, dissoute dans l'eau et précipitée par l'acide hydrochlorique, ne fournissait pas un produit entièrement incolore, il faudrait répéter les opérations que nous avons indiquées.

Finalement, on dissout l'urate parfaitement blanc dans de l'eau chaude additionnée d'un peu de potasse; la solution limpide, versée dans l'acide hydrochlorique, donne de l'acide urique pur.

Les eaux mères en donnent une nouvelle portion.

M. Bensch obtint ainsi, de 100 livres de guano, 2 1/4 de livre d'acide urique pur.

A. BENSCH. — Purification de l'acide hippurique.

On évapore au bain-marie de l'urine de cheval récente, le mieux celle du matin; on précipite à froid par de l'acide hydrochlorique; on recueille l'acide hippurique sur un carret, et après l'avoir bien exprimé, on y ajoute dix fois son poids d'eau bouillante et du lait de chaux en excès. On passe et l'on ajoute au liquide filtré une solution d'alun jusqu'à disparition de la réaction alcaline; ensuite on laisse refroidir à 40° c., et l'on y ajoute une solution de bicarbonate de soude jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on passe de nouveau et l'on précipite par l'acide hydrochlorique. On dissout dans l'eau bouillante l'acide hippurique précipité, après l'avoir bien lavé et exprimé; on ajoute une once de charbon animal par livre d'acide hippurique humide, et l'on filtre la solution à travers du papier.

**E. RULING, WALTHER, VERDEIL, SCHLIEPER. —
Détermination du soufre dans les matières organiques.**

Il y avait une lacune à combler dans l'histoire des matières organiques : c'est la détermination du soufre qu'elles contiennent. A l'exception de M. Mulder, aucun chimiste n'en avait encore dosé cet élément important. Plusieurs jeunes chimistes viennent de publier (1) sur ce sujet des travaux, où ils ont principalement porté leur attention sur le dosage exact du soufre contenu dans la caséine, l'albumine, la fibrine et dans d'autres substances analogues.

Voici d'abord le tableau par lequel M. Ruling résume ses résultats :

	Soufre en centièmes.
<i>Légumine</i> de pois.	0,505
<i>Id.</i> de pois, dissoute préalablement dans l'ammoniaque. . .	0,467
<i>Id.</i> de haricots.	0,557
<i>Id.</i> de haricots, dissoute d'abord dans l'ammoniaque. . . .	0,445
<i>Albumine</i> de pois.	0,79
<i>Id.</i> de pommes de terre.	0,969
<i>Gluten</i> de farine de blé.	1,134
<i>Caséine</i> de lait de vache.	1,016
<i>Id.</i> de lait de vache, dissoute dans une lessive un peu concentrée de carbonate de soude.	0,850
<i>Albumine</i> d'œufs.	1,748
<i>Id.</i> du sérum d'un mélange de sang de bœuf, artériel et veineux.	1,386
<i>Id.</i> du sérum de sang artériel de cheval.	1,303
<i>Id.</i> du sérum de sang veineux de cheval.	1,285
<i>Fibrine</i> d'un mélange de sang de bœuf, artériel et veineux. . . .	1,319
<i>Cristallin de l'œil</i> ; mélange provenant de bœuf, de veau et de cochon.	1,003
<i>Id.</i> de bœuf.	1,121
<i>Id.</i> de veau	1,233
<i>Substance du cristallin</i> ; mélange provenant de cristallins de bœuf, de veau et de cochon.	1,003
<i>Id.</i> de bœuf.	1,227

Ces expériences démontrent qu'en général la quantité de soufre est plus forte qu'on ne l'avait cru.

(1) *Annal. der Chem. und. Pharm.*, t. LVIII, p. 301, 315, 317, et 380.

Les déterminations de M. Walther portent sur la caséine, et y indiquent 0,996—0,857—0,945 pour 100 de soufre. Ces nombres sont d'accord avec ceux obtenus par M. Rüling avec la même substance.

Nous résumerons dans le tableau suivant les résultats de M. Verdeil :

	Soufre en centièmes.	
Fibrine de sang de bœuf.	1,587	1,6
Albumine du blanc d'œuf.	2,164	2,054
Caséine du lait.	0,814	0,872
Albuminose de Bouchardat (1)	1,599	1,441
Gluten de farine de seigle.	0,989	0,972
Vessie de cochon.	1,263	1,354
Cartilages.	0,676	0,627
Colle de poisson.	0,727	0,647

Enfin M. Schlieper a aussi déterminé le soufre contenu dans la gélatine ; on sait que, jusqu'à présent, cette substance avait été considérée comme non sulfurée. Ce chimiste a trouvé dans la colle de poisson 0,54—0,58 pour 100 de soufre. Il a aussi constaté 0,13—0,12 de soufre dans des os blancs dont les parties minérales étaient exemptes de sulfate, et où, par conséquent, la matière organique n'avait pas encore été convertie en gélatine. L'ivoire lui a donné de même 0,14 pour 100.

Tous ces dosages furent exécutés en faisant fondre la substance avec de la potasse et du salpêtre purs, sursaturant par l'acide hydrochlorique la solution du produit, et précipitant par le chlorure de baryum.

J. LIEBIG. — Composition de la quinoldine.

Sertürner a désigné sous le nom de *quinoldine* un produit incristallisable et alcalin qui se trouve dans les eaux mères de la préparation du sulfate de quinine. Les expériences que M. Liebig (2) a eu occasion de faire avec ce produit, prouvent que ce n'est qu'une modification isomère de la quinine, modification

(1) Obtenue en dissolvant la fibrine dans de l'acide hydrochlorique très-étendu et précipitant par de l'acétate d'ammoniaque.

(2) *Annal der Chem. und. Pharm.*, t. LVIII, p. 350.

qui jouit des mêmes vertus médicamenteuses que ce précieux fébrifuge.

M. Liebig y a trouvé : carbone, 73,14—74,33 ; hydrogène, 7,64—7,69 ; azote, 8,79. Le chloroplatinate lui a donné : carbone, 32,44 ; hydrogène, 3,86 ; platine, 26,32—26,45.

La quinoïdine donne par la potasse une grande quantité de quinoléine.

En terminant cette communication, M. Liebig cite le témoignage d'un médecin de Berlin, M. le docteur Natorp, d'après lequel cette quinoïdine, qui est bien meilleur marché que la quinine, produit des effets extrêmement avantageux dans le traitement des fièvres intermittentes.

A. SCHLIEPER. — Action de l'acide nitrique sur l'acide cholique.

L'action de l'acide nitrique sur l'acide cholique est assez violente dans la première attaque ; toutefois elle se calme peu à peu, et si l'on continue de faire bouillir le mélange jusqu'à disparition de tout acide cholique, ce qui exige plusieurs jours, on a en solution le même *acide cholestérique* que M. Redtenbacher a déjà fait connaître. L'analyse du sel d'argent a mis hors de doute la formation de cet acide.

M. Schlieper dit ne pas avoir vu se produire, par l'acide cholique, les acides volatils que M. Redtenbacher a obtenus avec l'acide choloïdique et avec la cholestérine (1).

J. JACOBSON. — Combinaison de deutosulfate et de sulfure de mercure.

Cette combinaison a été préparée pour la première fois par M. Henri Rose, en faisant passer de l'hydrogène sulfuré dans une dissolution de deutosulfate de mercure dans l'acide sulfurique. Mais elle n'avait pas encore été analysée.

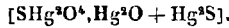
M. Jacobson (2) y a trouvé :

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 167.

(2) *Annales de Poggend.*, t. LXVIII, p. 410.

Soufre.	8,9	8,99
Mercure.	79,0	80,87
Oxygène.	12,1	10,14
	100	100

Les rapport atomiques S : Hg² : O y sont comme 2 : 3 : 5. Ce composé aurait donc la composition d'un sulfate surbasique combiné à du sulfure [SO³, 2Hg²O + Hg²S] ou bien :



Si l'on se rappelle la composition du turbith minéral et celle du sel de Brooks que nous avons fait connaître, il y a quelque temps (1), on remarque que le sel dont nous venons de donner la composition, rentre dans le même type, 1 éq. d'oxygène y étant remplacé par du soufre, comme, par exemple, dans le sulfoarséniate de potassé. On a donc :

Type sous-sulfate. . .	SM ⁶	O ⁶ = SO ³ , 3M ² O
Turbith minéral. . . .	SHg ^{6α}	O ⁶ SO ³ , 3Hg ² O
Sel de Brooks.	S(Hg ² , 2Hg ^{4α})O ⁶	SO ³ , (Hg ² O; 2Hg ⁴ O)
Sel de Jacobson. . . .	SHg ^{6α}	SO ⁵ , (2Hg ² O; Hg ² S).

TH. SCHEERER. — sur un nouveau genre d'isomorphisme.

La composition que l'auteur (2) a constatée dans deux minéraux isomorphes, l'a conduit à admettre un nouveau genre d'isomorphisme qui mérite de fixer l'attention des chimistes.

Les deux minéraux analysés par lui sont la *cordièrite* de Krageroe en Norvège, et un nouveau minéral de la même localité, auquel il donne le nom d'*aspasiolithe*. La cordièrite était entièrement incolore. Voici les résultats des analyses :

	Cordièrite.		Aspasiolithe.	
	I.	II.	I.	II.
Silice.	50,44	50,44	50,27	50,51
Alumine.	33,22	32,68	32,40	32,35
Magnésie.	12,43	13,08	8,04	7,97
Chaux.	1,08	1,17	traces	traces
Prot. de fer.	0,79	1,12	2,30	2,39
Prot. de manganèse.	traces	traces	traces	traces
Eau.	1,17	0,87	6,58	6,88
	99,13	99,36	99,61	100,10

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 37.

(2) *Annales. de Poggend.*, t. LXVIII, p. 319.

L'aspasiolithe ressemble beaucoup à la serpentine; elle est ordinairement verte, plus rarement brune ou d'un brun rouge; sa densité est de 2,764. Les fragments très-purs ne sont qu'un peu moins durs que le spath calcaire. Elle se rencontre dans le grès, en compagnie de cordiérite, de quartz, de feldspath et de mica.

Elle cristallise en prismes à base rhombe de 120° , avec les mêmes modifications que la cordiérite, si bien qu'on rencontre souvent, dans le même échantillon, des cristaux qui sont formés en partie par de la cordiérite, en partie par le nouveau minéral. Celui-ci, au reste, ne présente aucune trace de désagrégation.

La cordiérite et l'aspasiolithe sont donc isomorphes selon M. Schéerer; et, ce qu'il y a de remarquable, cette dernière renferme une certaine quantité d'eau en remplacement de la magnésie, ou, si l'on veut, de l'hydrogène à la place du magnésium. Comme M. Schéerer part de la théorie dualistique, il exprime ses résultats analytiques en cherchant le rapport de l'oxygène contenu dans la silice Si^2O^3 , l'alumine R^1O^3 et les autres oxydes R^2O . Voici les rapports que donne la cordiérite pour ces trois termes : 26,2 : 15,6 : 5,26, c'est-à-dire $[3\text{R}^2\text{O}, 2\text{Si}^2\text{O}^3 + 3(\text{R}^1\text{O}^3, \text{Si}^2\text{O}^3)]$. Or, dans l'aspasiolithe qui est isomorphe avec la cordiérite, on ne trouve plus les mêmes rapports; mais M. Schéerer écarte cette anomalie en admettant que $3\text{H}^2\text{O}$ remplacent Mg^2O . Il cherche ensuite à prouver, par de nombreux exemples puisés dans la minéralogie, qu'une semblable substitution est très-fréquente dans les silicates naturels.

Cette idée mérite d'être prise en considération; je ne pense pas cependant que les arguments donnés par l'auteur soient assez concluants pour qu'on puisse, sans autre preuve, adopter un semblable remplacement; il est probable que H^2O remplace Mg^2O , ou plutôt que H remplace Mg sans changer de forme. Si l'on admettait l'hypothèse de M. Schéerer, il faudrait aussi supposer le même mode de remplacement entre l'hydrogène et tous les métaux (K, Na, Ca, Fe, Mn, etc.) qu'on voit se substituer dans les minéraux isomorphes, c'est-à-dire qu'il faudrait toujours 3 éq. d'hydrogène pour remplacer 1 éq. d'un semblable métal.

A la suite des analyses que nous avons citées, M. Schéerer

donne de nombreux tableaux sur les silicates et autres sels hydratés naturels, dans la composition desquels il croit trouver une confirmation de son hypothèse. Il mentionne aussi, à l'appui, la composition des carbonates magnésiens et du carbonate de chaux hydraté.

J. JACOBSON. — Analyses de staurolithes de différentes localités.

Les analyses suivantes ont été faites (1) sur des staurolithes provenant : 1) d'Airolo dans les environs du mont Gotthard, D=3,661 ; 2) de Bretagne, D=3,527 ; 3) de Polewsky dans l'Oural, D=547.

	1.		2.			3.			
			Oxyg.			Oxyg.		Oxyg.	
Silice.	33,45	32,99	17,25	39,19	40,35	22,62	38,68	38,33	20,0
Alumine.	47,23	47,92	22,21	44,87	44,22	20,96	47,43	45,97	21,8
Prot. de fer.	16,51	16,65	5,0	15,09	15,77	4,72	15,06	14,6	4,54
Magnésie.	1,99	1,66		0,32			2,44	2,47	
			mang. 0,17		0,1				
	99,18	99,22	90,64	100,44		103,61	101,37		

La même note contient aussi une analyse de la cyanite du Greiner dans le Tyrol, D=3,678 : silice, 37,3 ; alumine, 62,6 ; peroxyde de fer, 1,08 ; total, 100,98. L'oxygène de la silice est à la somme de l'oxygène des deux autres oxydes comme 2 : 3. Cette analyse s'accorde avec celle donnée par M. Rosales pour la cyanite du Saint-Gotthard, et conduit à la formule $[\text{Si}^2\text{Al}^6\beta\text{O}^5]$ ou, dans la notation dualistique, $[\text{Si}^2\text{O}^2, \text{Al}^6\text{O}^3]$. Quant aux staurolithes, on remarque que les rapports varient suivant les localités.

H. ROSE. — Action de l'eau sur les chlorures.

L'auteur discute (2) la manière d'être de différents sels oxygénés sous l'influence de l'eau et d'autres agents, pour la comparer avec celle des chlorures correspondants.

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXVIII, p. 414.

(2) *Ibid.*, p. 439.

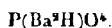
W. HEINTZ. — Dosage de l'urée.

Les personnes qui s'occupent de l'analyse de l'urine et particulièrement du dosage de l'urée, trouveront de nouveaux détails sur ce sujet dans une communication récente de M. Heintz (1). Nous avons déjà fait connaître (2) la méthode d'analyse qui fait l'objet de cette communication.

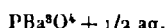
C. RAMMELSBERG. — Composition des phosphates.

La composition des phosphates artificiels et naturels a été l'objet de plusieurs communications de la part de M. Rammelsberg (3).

Phosphate de baryte. — Quand on mélange à chaud ou à froid du chlorure de baryum avec une solution de phosphate bisodique (sel dit neutre) $[P^2O^5, 2Na^2O, H^2O = P(Na^2H)O^4]$, on obtient toujours du phosphate bibarytique $[P^2O^5, 2Ba^2O, H^2O]$ ou

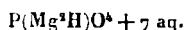


Celui-ci ne perd pas de son poids à 200°; mais si l'on ajoute préalablement de l'ammoniaque au sel de soude, il se précipite du phosphate tribarytique $[P^2O^5, 3Ba^2O + aq.]$ ou



4^{gr.},571 de ce sel perdirent, à 200°, 0^{gr.}.031, et par la calcination, 0^{gr.},137 d'eau.

Phosphate de magnésie. — Le sel qui cristallise par le mélange de solutions étendues de sulfate de magnésie et de phosphate de soude, renferme, selon M. Graham $[P^2O^5, 2Mg^2O, H^2O + 14 aq.]$ ou



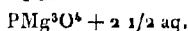
Séché à 100°, il ne renferme plus que 3 aq. Si l'on emploie des solutions concentrées, il se produit un précipité gélatineux qui, suivant M. Rammelsberg, présente la même composition que le sel précédent séché à 100°. Si l'on sépare le précipité géla-

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXVIII, p. 393.

(2) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 2

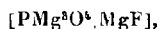
(3) *Annales de Poggend.*, t. LXIV, p. 251 et 405; LXVIII, p. 383.

tineux à l'aide du filtre et qu'on abandonne le liquide à la cristallisation, il s'y forme des cristaux de phosphate bimagnésique avec 7 éq. d'eau de cristallisation; mais si l'on chauffe ce liquide, il se trouble en déposant des flocons de sel trimagnésique [$P^2O^5, 3Mg^2O + 5 aq.$], c'est-à-dire :



En même temps l'acide phosphorique devient libre.

Ses analyses de *wagnérite* ou pleuroclase lui ont donné des nombres qui se représentent sensiblement par [$P^2O^5, 3Mg^2O + Mg^2F^2$], ou bien :



c'est-à-dire par équivalents égaux de phosphate trimagnésique et de fluorure magnésique.

Phosphate d'alumine. — M. Rammelsberg propose une nouvelle méthode pour séparer l'acide phosphorique de l'alumine. On dissout la combinaison dans une quantité convenable d'acide sulfurique étendu de son poids d'eau, puis on y ajoute du sulfate de potasse qui s'y dissout alors par l'échauffement. On mélange le liquide avec beaucoup d'alcool de 80 centièmes et l'on abandonne pendant quelques heures; il se sépare alors de l'alun et du sulfate de potasse, tandis qu'il reste de l'acide phosphorique et de l'acide sulfurique en dissolution. On filtre, on lave avec de l'alcool, on dissout le résidu dans l'eau, et l'on précipite l'alumine par l'ammoniaque.

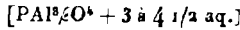
On ajoute de l'eau au liquide filtré, on évapore pour chasser l'alcool et l'on sature par de l'ammoniaque; ordinairement il se produit alors quelques milligrammes de précipité provenant d'une trace d'alumine.

Suivant M. Rammelsberg, on précipite ensuite l'acide phosphorique par du chlorure de calcium; après avoir légèrement lavé le précipité, on le redissout dans l'acide hydrochlorique; on précipite par l'alcool faible le sulfate de chaux, et par l'ammoniaque le phosphate de chaux du liquide filtré.

Comme le phosphate de chaux est soluble en présence des sels ammoniacaux, il est peut-être préférable d'effectuer la précipitation par un sel magnésien (1).

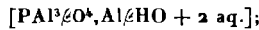
(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVI, p. 361.

Lorsqu'on ajoute à une solution d'alun du phosphate bisodique, tant qu'il se forme un précipité, il se produit un précipité gélatineux $[P^2O^5, Al^2O^3 + 6 \text{ à } 9 \text{ aq.}]$, ou



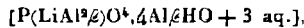
en même temps que la liqueur devient acide.

Le sel précédent étant dissous dans l'acide hydrochlorique et précipité par l'ammoniaque, on obtient un sel surbasique gélatineux dont la composition à 100° se représente par $[3P^2O^5, 4Al^2O^3 + 7 \text{ aq.}]$, ou



c'est donc du phosphate trialuminique, plus de l'hydrate d'alumine (1).

Quand on dissout le phosphate trialuminique dans la potasse caustique jusqu'à saturation et qu'on y ajoute ensuite une solution de chlorure de lithine, il se produit un précipité volumineux dans lequel on constate les rapports suivants $[P^2O^5, Li^2O, 2Al^2O^3 + 10 \text{ aq.}]$, ou



c'est-à-dire une combinaison de 1 éq. de phosphate lithico-bialuminique, plus 4 éq. d'hydrate d'alumine.

Voici maintenant les résultats de M. Rammelsberg obtenus avec quelques phosphates d'alumine naturels. Les analyses qui suivent concernent la *lazulithe* de la Fischbacher-Alpe dans le cercle de Graetz, et le *blauspath* de Krieglach en Styrie.

	Lazulithe.		Blauspath.	
Silice.	0,54	8,04	6,64	12,56
Acide phosphorique. .	40,60	44,91	38,05	44,21
Alumine.	24,76	32,10	24,12	33,93
Magnésie.	8,60	10,69	10,67	12,04
Protoxyde de fer. . . .	6,18	10,55	1,54	2,56
Chaux.	0,77	2,03	1,32	4,67
Eau.	5,36	6,03	5,30	6,48

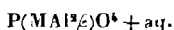
La silice est étrangère à ces minéraux, et s'y trouve à l'état de quartz; il faut donc l'en déduire.

Ces résultats démontrent que la lazulithe et le blauspath

(1) Il faut se rappeler que Al^2 représente $Al_2/3$.

appartiennent à la même espèce minérale, et ne se distinguent qu'en ce que, dans l'une, une plus grande partie de magnésie est remplacée par du protoxyde de fer qui est isomorphe avec elle.

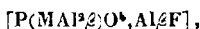
M. Rammelsberg les représente par la formule générale $[6R^2O, 2P^2O^5 + 4Al^4O^3, P^2O^5 + 6 aq.]$; mais ces rapports ne me paraissent pas exacts, et il est peut-être plus conforme à la vérité de les représenter par $[3P^2O^5, 3M^2O, 2Al^4O^3 + 6 aq.]$, ou



L'*amblygonite* d'Arnsdorf près de Penig (D 3,11) a été aussi analysé par M. Rammelsberg. Il y a trouvé :

	1.	2.	3.	4.	5.
Acide phosphorique.	48,00	47,15	„	„	„
Alumine.	36,26	38,43	34,62	36,89	„
Lithine.	6,33	7,03	„	„	„
Soude.	5,48	3,29	„	„	„
Potasse.	nondéterm.	0,43	„	„	„
Fluor.	„	„	„	„	8,11

L'auteur considère ce minéral, comme renfermant $[5R^2O, 3P^2O^5 + 5Al^4O^3, 3P^2O^5 + 2RF + Al^4F^6]$, formule aussi trop compliquée pour être vraie. Si l'on admet au contraire



on reste entièrement dans les nombres obtenus par M. Rammelsberg.

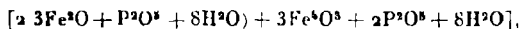
Phosphate de fer. — Quand on mélange du phosphate bisodique avec une solution de protosulfate de fer, il se produit un précipité blanc qui bleuit à l'air. Si l'on emploie environ 3 p. de protosulfate cristallisé et 4 p. de phosphate, le liquide séparé du précipité est *fort acide*; cette circonstance prouve que le précipité n'est pas le phosphate biferreux, mais le phosphate triferreux.

Ce précipité bleuit très-promptement sur le filtre; après la dessiccation, il représente une poudre d'un bleu vif qui a entièrement l'aspect du vivianite (*blau eisenerz*). M. Rammelsberg a trouvé dans ce produit :

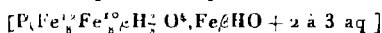
Acide phosphorique.	{ 32,55
Somme de protoxyde et de per-	{ 29,85
oxyde, à l'état de peroxyde	{ 48,5
	{ 49,97

Peroxyde seul.	26,3
	26,7
	25,6
Eau.	21,92

M. Rammelsberg base sur ces déterminations la formule



qui exige 25,06 peroxyde et 29,83 acide phosphorique. Les rapports suivants me paraissent plus exacts :

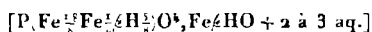


ils font du sel un sous-phosphate, c'est-à-dire une combinaison de l'hydrate ferrique avec un phosphate, dans laquelle la base est représentée par trois métaux (ferrosium, ferricum, hydrogène) dont la somme est égale à 3 éq. comme dans tous les phosphates.

Dans le *vivianite* de (a) New-Jersey (D 2,58) et de (b) Bodenmais, M. Rammelsberg a trouvé

a)	28,4	(b)	29,01
Acide phosphorique.			
Somme de protox. et de peroxyde, à l'état de peroxyde de fer.	49,74 49,36		51,21
Peroxyde seul.	12,06		11,60
Eau.	27,49		

On remarque que le *vivianite* est encore un sous-phosphate ferroso-ferrique qui donne à l'analyse la même quantité d'acide phosphorique et la même somme de peroxyde que le sel bleu artificiel dont nous venons de rapporter la composition ; mais il y a une différence dans le rapport entre le ferrosium et le ferricum, ainsi que dans la proportion de l'eau. M. Rammelsberg exprime le *vivianite* par $[6,3\text{Fe}^2\text{O} + \text{P}^2\text{O}^5 + 8\text{H}^2\text{O}] + 3\text{Fe}^4\text{O}^3 + 2\text{P}^2\text{O}^5 + 8\text{H}^2\text{O}$, mais il présume qu'il n'existe qu'une seule combinaison bleue de ce genre, combinaison qui, dans le *vivianite*, n'est peut-être pas encore complètement peroxydée. Cependant on peut très-bien faire rentrer cette combinaison dans le même type sous-phosphate (phosphate + M^2O) à laquelle appartient la combinaison bleue artificielle ; les résultats analytiques de M. Rammelsberg s'expriment alors par la formule

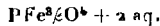


On remarquera, dans tous les cas, que les deux composés bleus

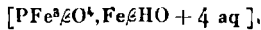
dérivent du même sel ferreux PFe^2O^4 (ils renferment le même poids de fer par rapport au phosphore), mais dans le composé artificiel il y a une quantité de ferricum double de celle qui est contenue dans le vivianite (1).

Quand on ajoute goutte à goutte du phosphate bisodique à une solution de sulfate ferreux, et qu'on filtre quand le précipité est devenu persistant, on obtient un liquide qui se trouble au contact de l'air en déposant du *phosphate triferrique*, sous la forme d'un précipité jaune blanchâtre et pulvérulent.

Le même composé s'obtient quand on ajoute du phosphate bisodique à une solution de sulfate ferrico-ammonique; en même temps le liquide devient acide. Le précipité, desséché dans le vide, renferme $[\text{P}^2\text{O}^5, \text{Fe}^4\text{O}^8 + 4 \text{ aq}]$, ou



Si l'on dissout ce sel dans très-peu d'acide hydrochlorique, qu'on sursature par de l'ammoniaque et qu'on chauffe pendant quelque temps, il se produit un sous-phosphate d'un brun clair et d'une consistance visqueuse; ce sel donne, selon M. Rammeisberg, 45,29 pour 100 de peroxyde de fer. Il lui assigne la formule $[3\text{Fe}^4\text{O}^8, 2\text{P}^2\text{O}^5 + 16 \text{ aq}]$ qu'il faut peut-être plutôt remplacer par $[3\text{P}^2\text{O}^5, 4\text{Fe}^4\text{O}^8 + 27 \text{ aq}]$, ou



le dosage de l'acide phosphorique n'ayant pas été fait. Les deux sels précédents, mis en digestion avec de la potasse caustique,

(1) Rappelons-nous que 2Fe ont le même poids que 3Fe,2 (3 fois Fe/3); or, en partant d'un sous-phosphate ($\text{PFe}^2\text{O}^4 + \text{H}^2\text{O}$) = $\text{P}(\text{Fe}^2\text{H}^2)\text{O}^5$, c'est-à-dire du phosphate triferreux plus de l'oxyde hydrique, on a :

Sous-phosphate hydro-ferreux	$\text{P}(\text{Fe}^2\text{H}^2)\text{O}^5$
— hydro-ferroso-ferrique (artificiel).	$\text{P}(\text{Fe}^{1\frac{1}{2}}\text{Fe}^{\frac{1}{2}}\text{H}^{\frac{1}{2}})\text{O}^5$
— hydro-ferroso-ferrique (vi- vianite).	$\text{P}(\text{Fe}^{\frac{1}{2}}\text{Fe}^{\frac{3}{2}}\text{H}^{\frac{1}{2}})\text{O}^5$

On voit donc que les deux sous-phosphates dérivent d'un type dans lequel entre aussi le sous-phosphate d'alumine, c'est-à-dire que la somme des équivalents de métal est égale à 5 equiv. par rapport à P et à O⁵; dans les phosphates (neutres et acides), cette somme est égale à 3 eq. par rapport à P et à O⁴.

C. G.

prennent la couleur de l'hydrate ferrique; M. Rammelsberg n'a trouvé dans le produit que 94,29 de peroxyde, et lui assigne la formule $[P^2O^5, 15Fe^2O^3]$. Mais il me semble que cela ne pouvait être qu'un produit impur.

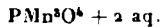
Phosphate de chaux.—M. Rammelsberg a constaté par ses expériences que le précipité qui se forme par l'addition d'un mélange de chlorure de calcium et d'ammoniaque à une solution de phosphate de soude, rendue acide par de l'acide hydrochlorique, renferme toujours $[P^2O^5, 3Ca^2O]$, ou



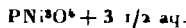
Simplement séché à l'air, il renferme encore 1 éq. d'eau. Ce sel est légèrement soluble dans les liquides renfermant un sel ammoniacal.

Mais si l'on précipite une solution de pyrophosphate de soude $P^2Na^4O^7 = [P^2O^5, 2Na^2O]$ par un mélange d'ammoniaque et de chlorure de calcium, il se précipite aussi du pyrophosphate $P^2Ca^4O^7 = [P^2O^5, 2Ca^2O]$.

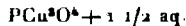
Phosphate de manganèse.—Avec le phosphate bisodique et le sulfate manganéux, on obtient, à chaud et à froid, du phosphate trimanganéux $[P^2O^5, 3Mn^2O + 4 aq.]$, ou



Phosphate de nickel.—On obtient aussi, par double décomposition avec le phosphate bisodique, le phosphate trinickéleux $[P^2O^5, 3Ni^2O + 7 aq.]$, ou

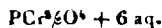


Phosphate de cuivre.—Si l'on ajoute un excès de sulfate cuivrique au phosphate bisodique, il se précipite du phosphate tricuvrique $[P^2O^5, 3Cu^2O + 3 aq.]$, ou



En modifiant les proportions des deux réactifs, M. Rammelsberg a aussi obtenu des sels avec moins de cuivre.

Phosphate de chrome.—Si l'on ajoute goutte à goutte un peu de phosphate de soude à une solution d'alun de chrome, il se produit un précipité violet foncé et cristallin qui renferme $[P^2O^5, Cr^2O^3 + 12 aq.]$, ou



Si, par contre, on verse goutte à goutte l'alun de chrome au phosphate de soude, il se produit un précipité vert et floconneux qui passe aisément au travers du filtre. Ce précipité est constitué par le même sel trichromique, mais ne contenant que 3 aq.

SVANBERG. — Nouveaux oxydes terreux dans les zircons et dans l'eudialyte.

Il résulte des recherches de M. Svanberg (1), que la zircon n'est pas un oxyde unique, mais se compose de plusieurs terres particulières dont deux au moins nouvelles, qu'il est extrêmement difficile de séparer. Ce chimiste a été conduit à reprendre l'analyse des zircons, après avoir observé que ceux qu'on rencontre dans les environs de Stockholm, présentent une densité (4,03) et une dureté bien moindres que celles des autres zircons; un examen plus approfondi lui fit alors reconnaître, dans l'oxyde de zirconium extrait de ce minéral, des propriétés particulières qu'il attribue à l'oxyde d'un métal nouveau, le *norium* (de Nore, ancien nom de la Norvège). Ce nouvel oxyde est aussi contenu dans les zircons des monts Ilmen (2).

Le même chimiste a aussi trouvé que l'eudialyte de Groenland renferme, outre l'oxyde de cérium et ses satellites (oxydes de lanthane, de didyme, etc.), deux autres oxydes terreux dont l'un a beaucoup d'analogie avec l'yttria. Toutefois, il n'émet cette opinion qu'avec réserve, attendu que les nouveaux oxydes de M. Mosander n'ont pas encore été bien caractérisés.

Nous attendrons de nouveaux renseignements avant de rendre compte de ces nouvelles combinaisons. Depuis quelques années la liste des corps simples s'est singulièrement accrue, et il est à présumer qu'une étude plus complète en réduira beaucoup le nombre; presque tous les oxydes nouveaux dont on a annoncé la découverte, appartiennent à la catégorie de ceux que les chimistes désignent sous le nom d'oxydes terreux, et l'on sait

(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXV, p. 318. — *Annal. der Chem. und. Pharm.*, t. LVI, p. 223.

(2) L'ilménium de M. Hermann (*Comptes rendus*, 1846, p. 282) ne serait-il pas le même métal que le norium? Le travail de M. Hermann est postérieur à celui de M. Svanberg. C. G.

combien il est difficile d'en effectuer l'analyse, quand ils se trouvent ensemble.

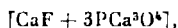
C. RAMMELSBERG. — Analyses de minéraux.

Achmite. — Des fragments de cristaux noirs (D 3,43) furent soumis à l'analyse. M. Rammelsberg (1) les trouva mélangés d'un peu de fer titané, et considère les rapports $[\text{Na}^2\text{O}, \text{Si}^3\text{O}^3 + \text{Fe}^4\text{O}^3, 2\text{Si}^3\text{O}^3]$ comme l'expression la plus probable de la composition de ce minéral. Peut-être n'est-ce qu'un silicate de la forme



Analyse : 54,13 pour 100 de silice et 34,44 pour 100 de peroxyde de fer.

Apatite. — Un bel échantillon cristallisé d'apatite de Schwarzenstein dans la Zillerthal a donné : chaux, 55,31 ; chlore, 0,07. Ces nombres iraient avec la formule $[\text{Ca}^2\text{F}^2 + 3\text{P}^3\text{O}^3, 3\text{Ca}^2\text{O}]$, ou



dans laquelle une partie du fluor serait remplacée par du chlore. Toutefois, une expérience pour doser le fluor d'après la méthode de M. Wæhler n'a donné que 0,93 pour 100, tandis que la formule précédente en exigerait 3,63.

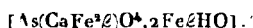
Apophyllite. — Une analyse de l'apophyllite d'Andreasberg a donné sensiblement les résultats déjà obtenus par M. Berzélius avec le même minéral d'Utö (silice, 51,33 ; chaux, 25,86 ; potasse, 4,90 ; fluor, 1,28 ; eau, non déterminée). M. Berzélius avait trouvé 16,20). M. Rammelsberg pense que le fluor remplace une partie de l'oxygène, et que l'apophyllite présente la composition $[\text{K}^2\text{O}, \text{Si}^3\text{O}^3 + 6(\text{Ca}^2\text{O}, \text{Si}^3\text{O}^3) + 15 \text{ aq.}]$. Peut-être l'apophyllite n'est-il qu'un silicate acide :



Arséniosidérite. — L'analyse de M. Dufrénoy ne conduisant pas à une expression simple, M. Rammelsberg a de nouveau analysé ce minéral (D 3,88). Il y a trouvé : acide arsénique, 39,16 (Dufrénoy, 34,26) ; peroxyde de fer, 40,00 ; chaux, 12,18

(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXVIII, p. 505.

(Dufrénoy, 8,43); eau, 8,66. Il exprime ces nombres par la formule $[2(3\text{Ca}^2\text{O} + \text{As}^2\text{O}^5) + 3(2\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{As}^2\text{O}^5) + 12\text{H}^2\text{O} + \text{Fe}^4\text{O}^3, \text{H}^2\text{O}]$ que nous traduirons par la suivante qui est bien plus simple :



On sait que les arséniate sont tribasiques AsM^3O^4 , comme les phosphates ; l'arséniosidérite représente donc un sous-arséniate $[\text{AsM}^3\text{O}^4 + 2\text{M}^2\text{O}]$, ou, si l'on veut, une combinaison d'arséniate biferrico-calcique avec 2 éq. d'hydrate ferrique.

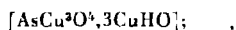
Boulangerite. — Un échantillon (D 5,75) provenant de la mine d'antimoine près de Wolfsberg a donné : soufre, 18,91 et plomb 55,15.

Ces nombres s'accordent avec les rapports déjà adoptés $[\text{Sb}^2\text{S}^3, 3\text{Pb}^2\text{S}]$. C'est donc du sulfantimonite triplombique du type SbM^2S^3 , auquel appartient aussi, par exemple, le sulfarsénite de chaux.

Epidote. — Voici deux analyses d'épidote provenant : (a) de Gutannen dans l'Oberland bernois (D 3,387 ; transparent, cristallisé, brun gris foncé) ; (b) d'Arendal (D 3,403) :

	(a)	(b)
Silice.	44,56	37,98
Alumine.	23,72	20,78
Peroxyde de fer. . . .	8,33	17,24
Chaux	24,71	23,74
Magnésie.	"	1,11
	<hr/>	<hr/>
	101,32	100,85

Arséniate de cuivre. (Strahlerz). — L'échantillon analysé provenait de Cornouailles (D 4,258). Analyse : acide arsénique, 29,71 ; acide phosphorique, 0,64 ; oxyde de cuivre, 60,00 ; eau, 7,64 ; peroxyde de fer, 0,39 ; chaux, 0,50 ; silice, 1,12. Abstraction faite des substances accidentelles, cette analyse donne



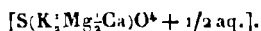
c'est un sous-arséniate du type $[\text{AsM}^3\text{O}^4 + 3\text{M}^2\text{O}]$.

Manganocalcite. — Minéral de Schemnitz, couleur de chair, de la forme de l'arragonite. M. Rammelsberg y trouve : carbonate manganoux, 67,48 ; id. calcique, 18,81 ; id. magnésien, 9,37 ; id. ferreux, 3,22.

Sulfarséniure de nickel (nickelglanz). — De Hartzgerode, D 5,61—5,65. Analyse : nickel, 30,30; fer, 6,00; arsenic, 44,01; antimoine, 0,86; soufre, 18,83. Ces nombres correspondent à la formule :



Polyhalithe. — Variété rouge d'Aussée en Styrie : sulfate calcaire, 45,43; id. magnésien, 20,59; id. potassique, 28,10; chlorure de potassium, 0,11; eau, 5,24; peroxyde de fer, 0,33; silice, 0,10. Ces résultats s'accordent entièrement avec ceux qu'avait obtenus Stromeyer avec la polyhalithe d'Ischl, savoir :



Prehnite. — M. Amelung a analysé, au laboratoire de M. Rammeisberg, le prehnite du gabbro de la vallée de Radau dans le Harz : silice, 44,74; alumine, 18,06; peroxyde de fer, 7,38; chaux, 27,06; soude, 1,03; eau, 4,13. Cette analyse correspond à la formule de Walmstedt [$2\text{Ca}^2\text{O} + \text{Si}^2\text{O}^3 + \text{M}^4\text{O}^3 + \text{Si}^2\text{O}^3 + \text{H}^2\text{O}$], c'est-à-dire



Psilomélane. — Une variété dure et mamelonnée de Heidelberg a donné : silice, 0,90; potasse, 2,62; baryte, 8,08; chaux, 0,60; magnésie, 0,21; oxyde de cobalt, 0,54; oxyde de cuivre, 0,30; protoxyde de manganèse, 70,17; oxygène, 15,16; eau et perte, 1,43. M. Rammeisberg pense que tout le manganèse ne s'y trouve pas à l'état de peroxyde, mais que le minéral est une combinaison de [$\text{R}^2\text{O} + 2\text{Mn}^2\text{O}^3$], R étant représenté par les différents métaux dont on obtient les oxydes à l'analyse.

Pyrophyllite. — Une variété blanche des environs de Spa a donné : Silice 66,14; alumine, 25,87; magnésie, 1,49; chaux, 0,39; eau, 5,59. Cette analyse ne conduit pas à une formule simple.

Schééelite. — La variété jaune et rougeâtre de Neudorf, dans le Harz, a une densité de 6,03, et renferme : acide tungstique, 78,64; chaux, 21,56.

Spath pesant. — Un échantillon provenant de Goerzig, dans une mine de lignite (?) du duché d'Anhalt-Coethen (D,4,488) contenait 15,12 pour 100 de sulfate de chaux.

Thuringite. — Minéral trouvé par M. Breithaupt près de

Saalfeld. Il se prend en gelée par l'acide hydrochlorique. Analyse : silice, 22,41 ; peroxyde de fer, 21,94 ; protoxyde de fer, 42,60 ; magnésie, 1,16 ; eau, 11,89. M. Rammelsberg donne comme formule la plus probable $[3(3\text{Fe}^2\text{O} + \text{Si}^2\text{O}^3) + 2\text{Fe}^2\text{O}^3 + \text{Si}^2\text{O}^3 + 12 \text{ aq.}]$, formule qu'on peut traduire par



Weissgültigerz. — Un bel échantillon de la mine de *Hoffnung Gottes* près de Freiberg a donné (D 5,438—5,465) :

	I.	II.
Soufre.	▪	22,53
Antimoine.	▪	▪
Plomb.	36,51	38,36
Argent.	5,92	5,76
Fer.	3,72	3,83
Zinc.	3,15	6,78
Cuivre.	0,19	0,32

M. Rammelsberg le considère comme un sulfantimoniure $[\text{Sb}^2\text{S}^3 + 4\text{R}^2\text{S}]$ dans lequel R représente Pb, Ag, Zn, Fe, Cu.

Wolfram. — Le wolfram de Zinnwald a donné à M. Rammelsberg, 76,11 pour 100 d'acide tungstique ; un autre échantillon de Harzgerode (D 7,143) a donné 75,56 acide tungstique ; protoxyde de fer, 20,17 ; protoxyde de manganèse, 3,54.

M. Kussin de Hallen a aussi analysé le wolfram de Zinnwald. Analyse : acide tungstique, 75,89 — 75,92 — 75,90 ; oxyde ferreux, 9,43—9,38—9,40 ; oxyde manganéux, 13,80—14,04—13,86.

Il est donc certain que le wolfram est du tungstate ferrosomanganéux.

Zinnkies. — Un échantillon de Zinnwald (D 4,506) a donné à l'analyse : soufre, 29,89 ; étain, 28,94 ; cuivre, 26,31 ; fer, 6,80 ; zinc, 6,93 ; plomb, 0,41. Cette analyse confirme la formule de M. Kudernatsch, d'après laquelle le zinnkies est un sulfostannate $[\text{Sn}^2\text{S}^2 + 2\text{M}^2\text{S}]$ dans lequel M représente du ferrosium, du zinc et du cuprosium.

C.-F. PLATTNER. — Analyse du sulfarséniure de cuivre.

Le sulfarséniure de cuivre (*Kupferblende*) de la mine *Prophet-*

Jonas de Freiberg a donné à M. Plattner (1) : soufre, 28,1 ; arsenic, 18,88 ; cuivre, 41,07 ; zinc, 8,89 ; fer, 2,22 ; plomb, 0,34 ; antimoine et argent, traces.

Cette composition est semblable à celle de la tennantite, avec cette différence cependant que, dans le minéral dont nous venons de donner l'analyse, le cuivre est remplacé par une certaine quantité de zinc. Ils appartiennent tous les deux à la formule $[As^2S^3 + 4M^2S]$, dans laquelle M représente du cuprosum, du zinc et du ferrosium ; cette formule est semblable à celle du weissgültigerz.

DUFLOS. — Antidote général dans les empoisonnements par les substances métalliques et cyaniques.

L'auteur a eu plusieurs fois occasion de constater l'efficacité du sulfure de fer hydraté dans les empoisonnements par les substances métalliques ; cependant cet antidote est sans effet dans les empoisonnements par le cyanure de mercure. L'addition de la magnésie détruit l'action vénéneuse de ce sel, mais ce mélange n'arrête pas les effets de l'acide prussique : il faut donc y ajouter encore du protoxyde de fer hydraté. M. Duflos recommande comme antidote général, dans les cas d'empoisonnement par les combinaisons cyaniques ou métalliques, l'emploi d'un mélange de sulfure de fer, de protoxyde de fer et de magnésie, suspendus dans l'eau (2).

H. ROSE. — Observations sur le tantale, le niobium et le pélopium.

On sait, d'après les expériences de M. Rose, que l'acide tantalique qu'on avait supposé exister dans les tantalites (colombites) de Bodenmais en Bavière, se compose de deux acides formés par deux métaux nouveaux, le niobium et le pélopium.

Ce chimiste a déjà fait connaître dans une première commu-

(1) *Philos. Magaz.*, 1846, n° 192, p. 249.

(2) *Archiv. der Pharm.*, fév. 1846. — *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVIII, p. 250.

nication (1), les principaux caractères de l'acide niobique ; la note que nous avons sous les yeux (2) donne, sur le pélopium et ses combinaisons, quelques détails que M. Rose s'est décidé à faire connaître avant d'avoir terminé son travail, attendu que la dernière communication de M. Hermann sur l'*ilménium* (3) concerne le même groupe de corps. Comme le mémoire de M. Rose ne renferme pas de documents analytiques, nous n'en extrairons que les faits les plus saillants.

L'analogie entre l'acide tantalique et les deux nouveaux acides est fort grande ; l'acide pélopique se trouve placé entre l'acide tantalique et l'acide niobique, à peu près comme la strontiane tient le milieu entre la baryte et la chaux.

Le chlorure de pélopium est jaune et fusible, comme celui de tantale, mais il s'en distingue en ce qu'il est plus volatil et plus fusible. Le chlorure de niobium est blanc, infusible, et moins volatil que les deux autres.

Quand on chauffe du chlorure de tantale avec une solution de potasse caustique, il s'y dissout en partie ; le carbonate de potasse n'en dissout rien, même à l'ébullition. Le chlorure de pélopium se dissout davantage dans la potasse caustique, et même le carbonate de potasse en dissout une quantité assez sensible. Quant au chlorure de niobium, il se dissout complètement déjà à froid dans la potasse caustique, ainsi que dans le carbonate bouillant.

Par la calcination, l'acide tantalique reste blanc ou ne prend qu'une teinte jaunâtre extrêmement faible ; l'acide pélopique jaunit davantage, mais pas autant que l'acide niobique ; toutefois, ils blanchissent tous les deux par le refroidissement.

Calciné dans une atmosphère de gaz hydrogène, l'acide tantalique reste blanc ; mais l'acide pélopique et surtout l'acide niobique noircissent, sans que toutefois la réduction soit considérable.

Quand on calcine l'acide tantalique par un feu de charbon intense, dans un courant de gaz ammoniac sec, il devient

(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXIII, p. 317.

(2) *Ibid.*, t. LXIX, p. 115.

(3) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 282.

gris, en donnant très-peu d'eau ; l'acide pélopique et l'acide niobique deviennent noirs dans ces circonstances, en donnant beaucoup d'eau. Ces trois corps se comportent d'une manière semblable sous l'influence de l'hydrogène sulfuré.

Le chlorure de tantale et celui de niobium ne sont pas noirs à froid par l'hydrogène sulfuré ; mais si l'on chauffe il se produit du sulfure et de l'acide hydrochlorique. Avec le chlorure de pélopium, cette réaction s'établit déjà à froid.

Avec le chlorure de pélopium et le gaz ammoniac, on peut obtenir le pélopium, comme c'est le cas du tantale et du niobium. Le pélopium métallique a de la ressemblance avec le tantale.

Les trois acides calcinés se dissolvent aisément dans la potasse par la fusion ; les produits sont solubles dans l'eau. Il n'en est pas de même de la soude.

Les cristaux du *niobate de soude* ont été obtenus d'une longueur d'un demi-pouce et même davantage ; ce sel est très-stable, et on peut le dissoudre et le faire recristalliser ; mais une fois qu'il a été calciné, il devient insoluble dans l'eau. Le pélopaté et le tantalaté à même base ne présentent pas cette stabilité ; leurs dissolutions ne peuvent pas être bouillies sans déposer un sel acide et insoluble.

Quand on calcine au rouge le niobate de soude, pendant qu'on y fait passer de l'hydrogène sulfuré, il se produit une masse noire, cristalline et brillante. d'où l'eau extrait du sulfhydrate de soude, en laissant le sulfure niobique sous forme cristalline.

Le pélopaté de soude éprouve la même décomposition ; mais le tantalaté reste blanc, en ne donnant que du sulfure de sodium.

La solution d'un tantalaté alcalin, rendue acide par l'acide hydrochlorique ou sulfurique, donne par l'infusion de noix de galle un précipité jaune clair ; celui qui se forme avec le pélopaté est jaune orangé, et avec le niobate, rouge orangé foncé.

Le cyanoferrure de potassium précipite en jaune les tantalates, rendus légèrement acides ; les pélopatés en rouge brunâtre, et les niobates en rouge.

Si l'on ajoute de l'acide hydrochlorique ou sulfurique à une

solution d'un niobate alcalin, et qu'on y place une lame de zinc, l'acide niobique précipité prend bientôt une belle couleur bleue, qui brunit peu à peu.

Les pélopatés alcalins ne prennent une couleur bleue au contact du zinc et de l'acide hydrochlorique qu'après l'addition de l'acide sulfurique. La couleur bleue est surtout très-belle quand on verse de l'acide sulfurique sur du chlorure de pélopium, puis qu'on y met de l'eau et du zinc.

Les tantalates alcalins ne donnent pas de coloration bleue, même par l'addition de l'acide sulfurique. Mais si l'on délaye le chlorure de tantale dans l'acide sulfurique, et qu'on y mette ensuite le zinc et l'eau, il se produit une très-belle couleur bleue. L'acide bleu devient bientôt blanc.

Au chalumeau, avec le phosphate, dans la flamme intérieure, les trois acides se distinguent de la manière suivante : l'acide niobique donne un verre bleu ; l'acide pélopique, un verre brun ; l'acide tantalique, un verre incolore.

M. H. Rose se propose de communiquer dans d'autres Mémoires les détails analytiques relatifs à ces trois acides.

C. CLAUS. — Recherches sur le ruthénium et l'iridium.

Nous avons déjà fait connaître (1) une partie des expériences de M. Claus sur un métal particulier, le *ruthénium*, que ce chimiste a découvert dans la mine de platine. Voici de nouveaux renseignements que nous extrayons d'un travail plus récent (2).

I. RUTHENIUM. — Il se trouve dans cette partie de la mine de platine, russe ou américaine, qui n'est pas soluble dans l'eau régale, en quantités qui ne dépassent pas 1 ou 1 1/2 p. c. L'osmiure d'iridium en contient de 3 à 6 p. c., ainsi que 10 p. c. de platine, 1 1/2 à 2 p. c. de rhodium, avec des traces de cuivre, de fer et de palladium.

M. Claus se sert maintenant de la méthode suivante pour extraire le ruthénium : on réduit l'osmiure en poudre très-fine dans un mortier de fer, puis on enlève par l'acide hy-

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 269.

(2) *Annal. der Chem. u. Pharm.*, t. LIX, p. 234.

drochlorique les parcelles ferrugineuses qui se sont détachées du mortier ; on mélange avec du sel marin, et l'on traite au rouge faible par du chlorure humide. On épuise par l'eau froide la masse attaquée ; on ajoute quelques gouttes d'ammoniaque à la solution concentrée, brun rouge et presque opaque, et l'on chauffe le liquide dans une capsule de porcelaine. Il se dépose alors un précipité volumineux, brun noir, composé d'un mélange d'oxyde ruthénique et d'oxyde osmique. Ce précipité ayant été lavé, on le chauffe dans une cornue avec une quantité suffisante d'acide nitrique jusqu'à ce que tout l'acide ait passé et que l'osmium se soit dégagé à l'état d'acide osmique.

On prend alors le résidu de ce traitement pour le calciner pendant une heure, dans un creuset d'argent, avec un mélange de nitre et de potasse exempte de silice ; on laisse séjourner dans l'eau froide la masse calcinée, afin qu'elle s'y dissolve. On abandonne ensuite la solution dans un flacon bouché, pendant deux heures, jusqu'à ce qu'elle se soit clarifiée ; on décante avec un siphon la solution limpide et orangée, et l'on neutralise par l'acide nitrique le liquide alcalin. Il se dépose alors de l'oxyde ruthénique d'un noir velouté, qu'on calcine dans un courant de gaz hydrogène, après l'avoir lavé et desséché.

Le ruthénium s'obtient ainsi parfaitement pur.

L'osmium d'iridium n'est attaqué qu'en partie par le traitement que nous venons d'indiquer ; il faut donc répéter l'opération trois ou quatre fois.

Le ruthénium se précipite en petits fragments anguleux, d'un éclat métallique, poreux et fort semblables à l'iridium. Son poids spécifique n'est que de 8,6 à 16° C. ; il est très-cassant, ne fond pas dans la flamme du chalumeau à gaz, et ne se dissout presque pas dans les acides ; l'eau régale n'en dissout que des traces. Il s'oxyde aisément par la calcination.

Ce métal forme quatre oxydes, dont voici les caractères. L'oxyde ruthéneux ou protoxyde de ruthénium $\text{Ru}^{\text{II}}\text{O}$ (RuO , Claus) s'obtient quand on chauffe dans un courant de gaz carbonique 2 éq. de RuCl avec un peu plus de 1 éq. de carbonate de soude, et qu'on épuise ensuite la masse par l'eau. L'oxyde

ruthéneux reste alors à l'état d'une poudre métallique, gris noir, insoluble dans des acides, et que l'hydrogène réduit à la température ordinaire. Il est anhydre, et renferme 86,6 p. de ruthénium et 13,4 oxygène. On n'en connaît pas encore l'hydrate.

Pour obtenir l'*oxyde ruthénique* Ru^4O^3 (Ru^2O^3 , Claus) à l'état anhydre, on chauffe au rouge le métal en poudre, à l'aide d'une lampe à émailleur; il prend alors une couleur noire et absorbe promptement, pour 100 parties, 18 p. d'oxygène; plus tard, l'oxydation va encore plus loin, jusqu'à ce que l'oxyde soit d'un noir bleuâtre, et renferme, pour 100 p. de ruthénium, 23 à 24 p. d'oxygène. Ce produit s'oxyde encore davantage par une calcination prolongée; toutefois on ne réussit pas à le convertir entièrement en peroxyde Ru^2O^3 .

L'hydrate ($\text{Ru}^4\text{O}^3 + 3 \text{aq.}$) s'obtient en précipitant le chlorure ruthénique par les alcalis; malgré les lavages, il retient toujours un peu d'alcali. C'est une poudre brun noir, qui se dissout dans les acides avec une couleur orangée; chauffé, il devient subitement incandescent; l'hydrogène ne le réduit pas complètement à la température ordinaire. Cet hydrate est insoluble dans les alcalis. Par le grillage du persulfure ruthénique Ru^2S^8 , on obtient une poudre bleu noir, tirant sur le vert, qui est insoluble dans les acides, et renferme 100 p. de métal pour 30,7 p. d'oxygène. Elle constitue le *peroxyde ruthénique* Ru^2O^3 (RuO^3 , Claus).

L'hydrate de peroxyde ruthénique se précipite à l'état d'un précipité brun jaunâtre et gélatineux, quand on mélange le perchloro-ruthénate de potassium $[\text{KCl}, \text{RuCl}^2]$ avec du carbonate de soude et qu'on évapore; il renferme beaucoup d'alcali, se dissout dans les acides avec une couleur jaune, et sa solution devient rosée par l'évaporation. Si on le chauffe dans une cuiller en platine, il se décompose avec détonation.

L'*acide ruthénique* Ru^2O^3 (RuO^3 , Claus) n'est pas connu à l'état isolé; il se trouve, en combinaison avec la potasse, dans la solution du ruthénium calciné avec la potasse et le salpêtre.

La solution du ruthénate de K se décompose avec une grande facilité; elle est d'un bel orangé, d'une saveur astringente comme le tannin, et colore en noir les matières organiques, par

suite d'une réduction de l'acide. Les acides en précipitent immédiatement un oxyde noir.

Quant aux *chlorures*, M. Claus en décrit trois.

Le *chlorure ruthéneux* RuCl s'obtient par l'action directe du chlore sur le métal, à l'état d'une masse noire et cristalline; il est insoluble dans l'eau et les acides. Cependant il paraît exister une modification soluble que M. Claus obtient en traitant le chlorure ruthénique par l'hydrogène sulfuré; il se précipite alors un sulfure noir, en même temps que le liquide prend une belle teinte d'azur. On peut chasser l'excès d'hydrogène sulfuré par un courant d'air, et l'on obtient ainsi une solution du chlorure bleu dans l'acide hydrochlorique. Ce composé se décompose aisément, et passe à l'état de chlorure ruthénique; on ne peut pas l'obtenir sous forme solide.

Le *chlorure ruthénique* Ru^2Cl^3 s'obtient en dissolvant dans l'acide hydrochlorique l'oxyde précipité du ruthénate de potasse et évaporant à siccité. Il est déliquescent et possède une saveur fort astringente comme le tannin; il se dissout dans l'eau et dans l'alcool, avec une belle couleur orangée, en laissant une combinaison surbasique insoluble. Quand on le chauffe, il devient d'un vert bleu. A l'état étendu, sa solution se décompose par l'échauffement en hydrate ruthénique et en acide hydrochlorique libre; la décomposition s'effectue aussi à la longue par repos.

Voici les réactions que présente la solution de ce chlorure. Les *alcalis caustiques et carbonatés*, ainsi que le *phosphate de soude*, y occasionnent un précipité noir d'hydrate ruthénique, insoluble dans un excès de réactif; toutefois la solution retient un peu de métal non précipité. La solution de *borax* ne détermine d'abord pas de précipitation, mais elle décolore la solution, et par l'échauffement il se précipite de l'hydrate ruthénique. Le *formiate de soude* ne réduit pas le métal, mais il décompose simplement la solution; l'*acide oxalique* agit de même. Le *ferrocyanure de potassium* décolore d'abord la solution et la rend verte plus tard. Le *cyanure de mercure* colore la solution en bleu, en précipitant un composé bleu. Le *nitrate d'argent* donne un précipité noir, qui blanchit

plus tard, en même temps que le liquide devient rosé. Le chlorure de potassium ou d'ammonium ne donne un précipité brun foncé et cristallin que dans les solutions très-concentrées. L'acide sulfureux ne décolore la solution qu'au bout d'un certain temps. L'hydrogène sulfuré détermine la coloration bleue en précipitant du sulfure. Le sulfure d'ammonium précipite la plus grande partie du ruthénium à l'état de sulfure brun noir, insoluble dans un excès.

Le troisième chlorure ou perchlorure ruthénique n'est connu qu'à l'état de combinaison avec le chlorure de potassium. Ce sel a la couleur rosée des chlorosels de rhodium.

Le chloro-ruthénate de potassium [$2\text{KCl} + \text{Ru}^2\text{Cl}^3$] a déjà été décrit dans le dernier mémoire dont nous avons rendu compte. C'est lui qui a servi à la détermination du poids atomique du ruthénium; on a trouvé ce poids égal à celui du rhodium, Il est complètement insoluble dans l'alcool de 80 centièmes, et presque insoluble dans une solution concentrée de sel ammoniac.

Le chloro-ruthénate d'ammonium [$2\text{AmCl} + \text{Ru}^2\text{Cl}^3$] s'obtient aisément en mélangeant avec de l'ammoniaque la solution de l'oxyde ruthénique dans l'acide hydrochlorique, et évaporant après avoir ajouté un peu d'acide nitrique. Il a la même forme que le sel de potassium, et laisse, par la calcination dans un courant d'hydrogène, 32,7 p. 100 de matière. Ce sel à l'état cristallisé, ainsi que celui de potassium, est assez peu soluble dans l'eau; toutefois les solutions ne cristallisent qu'avec difficulté, et seulement quand elles sont concentrées.

Le sel correspondant du sodium est déliquescent et fort soluble dans l'alcool.

La transformation du chlorure R^2Cl^3 en perchlorure Ru^2Cl^4 est très-difficile; si l'on traite le premier par de l'eau régale, il ne s'en perchlorure qu'une petite quantité. M. Claus a obtenu une fois d'une manière accidentelle un sel rosé [$2\text{KCl} + \text{Ru}^2\text{Cl}^4$].

Il est probable qu'il existe autant de sulfures que d'oxydes; toutefois la préparation de ces composés présente des difficultés. L'auteur n'accorde pas confiance aux résultats analytiques de cette partie de son travail.

Quant aux *sels oxygénés* du ruthénium, ils sont fort difficiles à préparer, et M. Claus n'a examiné jusqu'à présent qu'un *sulfate* [$\text{Ru}^2\text{O}^3 + 2\text{SO}^3$], qu'on obtient en traitant par l'acide nitrique le sulfure précipité du chlorure ruthénique par l'hydrogène sulfuré. On obtient une solution orangée qui, évaporée à siccité, fournit une masse amorphe d'un brun jaunâtre, déliquescente, d'une saveur acide et astringente. Ce produit, en poudre, a l'apparence de l'or mussif; il est fort soluble dans l'eau. Les alcalis ne le précipitent pas d'abord, mais l'évaporation du mélange détermine la précipitation d'un hydrate gélatineux brun jaunâtre, qui fait explosion quand on le chauffe. L'hydrogène sulfuré ne produit pas de coloration bleue dans la solution de ce sel.

II. *Iridium*. — Suivant les expériences de M. Claus, l'iridium, tel qu'il est connu aujourd'hui, ne serait qu'un mélange de ce métal et de ruthénium.

Ce chimiste est parvenu à préparer à l'état de pureté le *sesquichloriridate de potassium* (1). Ce sel est d'un vert-olive très-clair et, en poudre, presque blanc. A la température ordinaire, les alcalis ne déterminent aucun changement dans la solution de ce sel, mais elle se colore en indigo par un échauffement prolongé et dépose plus tard du perhydrate iridique bleu [$\text{Ir}^2\text{O}^3 + 2\text{aq}$]. La solution du chloriridate ne s'altère pas par l'évaporation avec un excès de chlorure potassique, c'est d'ailleurs le composé le plus stable parmi les combinaisons iridiques.

Le sel pur cristallise en petits prismes brillants, de la forme du pyroxène, et renfermant [$3\text{KCl} + \text{Ir}^2\text{Cl}^3 + 3\text{aq}$]. Il perd son

(1) *Annuaire de Berzélius*, 1846, 6^e année de l'édit. franç., p. 167. Pour éviter toute confusion, voici les noms que nous donnerons aux composés iridiques :

Protoxyde ou oxyde irideux.	Ir^2O .
Sesquioxyde ou oxyde iridique.	$\text{Ir}^2\text{O}^{\frac{3}{2}}$ ou Ir^4O^3 .
Bioxyde ou peroxyde iridique.	Ir^2O^3 ou IrO .
Acide iridique.	Ir^2O^3 .
Protochlorure ou chlorure irideux.	IrCl ou Ir^2Cl^2 .
Sesquichlorure ou chlorure iridique.	$\text{IrCl}^{\frac{3}{2}}$ ou Ir^4Cl^3 .
Bichlorure ou perchlorure iridique.	IrCl^3 ou Ir^2Cl^6 .
Comptes rendus 1847.	
	3

eau par la dessiccation, en devenant opaque et plus clair. Le sesquichloriridate, décrit par M. Berzélius, ne serait, selon M. Claus, qu'un chlororuthénate.

Si l'on calcine de l'iridium pur dans un creuset d'argent, pendant deux heures, avec une quantité suffisante de salpêtre, il se produit une masse vert foncé qui se dissout en partie dans l'eau avec une teinte indigo foncé (iridate potassique avec excès de base), en laissant une poudre cristalline d'un bleu foncé (iridate potassique acide). Après avoir été lavée, cette poudre est entièrement neutre et incolore, dégage beaucoup de chlore au contact de l'acide hydrochlorique, et s'y dissout sans résidu avec une couleur indigo. Cette poudre renferme : 61,79 iridium, 14,99 oxygène, 11,89 potasse et 11,33 eau. Cependant la quantité de potasse y varie jusqu'à 14 pour 100, tandis que l'iridium et l'oxygène y restent toujours dans le rapport de J^2 à O^3 .

Le chlorure bleu, obtenu par la dissolution de l'iridate de potasse acide dans l'acide hydrochlorique, est très-instable, et se colore, au bout de quelque temps, en vert de chrome; il se convertit par l'échauffement en chlorure brun rouge ordinaire Jr^2Cl^4 .

M. Claus n'est pas encore fixé sur la véritable composition du chlorure bleu.

On a considéré jusqu'à présent le sesquioxyde iridique comme le plus important et comme celui que l'iridium donnait le plus aisément; mais, d'après les expériences de M. Claus, cet oxyde ne s'obtiendrait que dans certaines circonstances. Quand on ajoute à la potasse une solution de chlorure iridique, il ne se produit pas de précipité; le liquide ne se colore en indigo que par un échauffement prolongé, en déposant de l'hydrate de peroxyde iridique [$Jr^2O^3 + 2 aq.$], en même temps que l'oxygène de l'air s'absorbe. On voit, d'après cela, que les oxydes inférieurs de l'iridium ne peuvent pas s'obtenir par voie humide, car le précipité formé dans le chlorure irideux par les alcalis passe promptement à l'état d'oxyde bleu.

L'oxyde qui s'obtient le plus facilement avec l'iridium et qui est le plus important, suivant M. Claus, c'est le peroxyde iridique Jr^2O^3 (JrO^2 , Claus), correspondant au perchlorure Jr^2Cl^4 , et qui se forme toujours quand la solution d'un chlorure d'iri-

dium quelconque est chauffée avec les alcalis ; il se dépose à l'état d'un précipité volumineux, bleu indigo, et renferme toujours 3 à 4 pour 100 d'alcali, même après avoir été longtemps lavé. Sa composition se représente par $[\text{Jr}^{\text{O}} + 2 \text{aq.}]$. Il est presque insoluble dans les acides sulfurique et nitrique étendus ; l'acide hydrochlorique le dissout avec lenteur, mais complètement, d'abord avec une couleur indigo ; cette teinte passe peu à peu au vert, et, si l'on chauffe, au brun rouge, par suite de la transformation en perchlorure brun rouge $\text{Jr}^{\text{Cl}}^{\text{O}}$ ou JCl^{O} .

Quand on broie avec le doigt du perchloriridate de potassium $[\text{KCl} + \text{JrCl}^{\text{O}}$ ou $2\text{KCl} + \text{J}^{\text{Cl}}^{\text{O}}$] délayé dans une très-petite quantité de potasse, ce sel se convertit presque entièrement en une poudre cristallisée, d'un vert clair, que l'on reconnaît au microscope pour des cristaux de sesquichloriridate potassique. La lessive de potasse ne le décompose pas ; il se dissout entièrement dans l'eau, et si on le traite par l'acide nitrique, il passe à l'état de sel perchloré.

Si l'on mélange une solution assez concentrée de perchlorure iridique avec une lessive de potasse, il se produit d'abord un précipité cerise, composé de petits cristaux de perchloriridate de potassium ; celui-ci se dissout peu à peu, en même temps que le liquide se colore en vert-olive. Par l'addition de l'alcool il se sépare alors du sesquichloriridate, sous la forme d'un précipité blanc verdâtre.

M. Claus pense que dans cette réduction du perchlorure iridique par la potasse, il se produit du chlorure et du chlorite potassique.

L'acide sulfureux, l'hydrogène sulfuré, le protochlorure d'étain, le bichlorure de mercure, le cyanoferrure de potassium, l'alcool etc., réduisent également le perchlorure iridique ; dans quelques cas, il s'élimine du métal.

Le sesquichlorure préparé par voie sèche n'est que fort peu attaqué par les alcalis.

M. Claus a essayé de produire avec le platine, par les agents réducteurs, un sesquichlore $\text{Pt}^{\text{Cl}}^{\text{O}}$, analogue à celui d'iridium ; mais il n'y a pas réussi : il n'a obtenu que le protochlorure.

D'après les faits qui viennent d'être exposés, on remarque un grand nombre de points de contact dans l'histoire de l'iridium

et du ruthénium; voici cependant comment on peut résumer les caractères qui différencient les combinaisons de ces deux métaux.

Tandis que les chlorures inférieurs de l'iridium ne sont que faiblement colorés, et d'autant plus qu'ils sont plus chlorés, les chlorures du ruthénium présentent l'inverse : le protochlorure de ruthénium est en effet noir ou d'un bleu foncé ; le sesquichlorure est orangé, et le perchlorure rosé.

Les perchlorosels de l'iridium, à base d'ammonium et de potassium, appartiennent au système isoaxique, et les sesquichlorosels au système hétéroaxique. Les perchlorosels correspondants formés par le ruthénium cristallisent en prismes, les sesquichlorosels en cubes et en octaèdres.

Les perchlorosels iridiqes sont peu solubles dans l'eau ; les sesquichlorosels sont au contraire très-solubles. D'un autre côté, le perchlorosel ruthénique est bien plus soluble que le sesquichlorosel, lequel ressemble sous ce rapport au perchlorosel iridique.

Le ruthénium a plus de tendance que l'iridium à se combiner avec l'oxygène ; aussi peut-on préparer plusieurs oxydes ruthéniques par la calcination du métal à l'air, et ces oxydes ne sont pas réduits, comme c'est le cas de ceux de l'iridium, à la température du rouge. De même les oxydes ruthéniques ne se réduisent pas avec autant de facilité que ceux de l'iridium, par le gaz hydrogène, à la température ordinaire.

TH. GRAHAM. — Composition du gaz des mines de charbon de Newcastle.

Les recherches de M. Graham (1) démontrent que le gaz qui se développe dans les mines de charbon de terre renferme, outre l'hydrogène carboné, de l'azote (4,5 à 16,5 pour 100) et de l'oxygène (1,0 à 1,3 pour 100).

(1) *Philos. Magaz.*, juin 1846, n° 189, p. 437.

R. - D. THOMSON. — Sur deux nouvelles substances animales.

L'auteur admet l'existence d'un principe particulier, la *pegmine* (de πηγμινα, coagulum), dans le sang enflammé. (Analyse : carbone, 52,07; hydrogène, 7,80—7,14; azote, 14,00—14,40; oxygène et soufre, 26,13) Ce principe se dissout en partie dans l'eau par une longue ébullition, mais peut être lavé à l'eau froide sans se décomposer. Il admet une substance semblable, la *pyropine*, dans la partie creuse de l'ivoire. (Carbone, 53,33—53,50; hydrogène, 7,52;—7,66; azote, 14,50; oxygène et soufre, 24,65.) Ce ne sont peut-être que des modifications plus ou moins impures d'albumine ou de fibrine (1).

WARREN DE LA RUE. — Nouvelle substance dans la cochenille.

Dans la réunion du 16 mars 1846 de la Société chimique de Londres, M. Warren de la Rue (2) a présenté une note sur un nouveau corps contenu dans la cochenille. Si l'on évapore au bain-marie, à consistance de sirop, l'eau mère de la cochenille dont on a séparé préalablement la matière colorante, on voit apparaître une petite quantité d'une masse grenue, semblable à de la chaux. On la recueille sur un filtre après l'avoir lavée à l'eau froide, et on la fait recristalliser dans l'eau bouillante. Le charbon animal peut servir à la purifier. On l'obtient alors en houppes volumineuses qui remplissent tout le vase; elle est entièrement incolore et d'un éclat argentin.

Ce corps se dissout dans l'ammoniaque et dans les acides. Il préexiste dans la cochenille du commerce; cependant 30 p. ne fournissent qu'une seule partie du nouveau corps, M. Warren lui assigne la formule $C^{16}H^{22}N^2O^6$; cette composition, jointe aux caractères physiques de ce corps, fait présumer à l'auteur qu'il est identique avec la substance naguère décrite par M. Liebig comme produit de l'action de la potasse sur la caséine (3).

(1) *Philos. Magaz.*, juin 1846, n° 188, p. 368.

(2) *Ibid.*, mai 1846, n° 192, p. 145.

(3) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 19

C.-PH. KOSSMANN. — Acide contenu dans la digitale.

La digitale (*Digitalis purpurea*) renferme un acide gras particulier (*acide digitoléique*), sur lequel M. Kossmann (1) a publié quelques observations; mais l'analyse n'en a pas été faite, de sorte qu'on ne peut pas savoir si c'est un corps nouveau ou un mélange de substances déjà connues.

C. W. HEMPEL. — sur les produits de la distillation sèche du cinnamate de cuivre.

Nous avons déjà plusieurs fois eu l'occasion de signaler la bonne foi avec laquelle le laboratoire de Giessen, si chatouilleux à l'endroit des questions de priorité, s'adjuge les travaux des autres chimistes, quand il les trouve à sa convenance; mais ce que le public ne sait pas peut-être, c'est que le maître de cette pépinière scientifique a frappé d'interdiction tous les journaux et recueils français qui s'avisent, depuis quelque temps, de ne plus le croire infaillible en matière de chimie. Il est expressément défendu à tous les libraires du lieu d'importer ces écrits hérétiques; et l'élève qui oserait se les procurer clandestinement, serait, sans autre forme de procès, expulsé de la nouvelle Rome chimique. Cette gallophobie est devenue contagieuse, et paraît atteindre tous les jeunes énergumènes qui viennent à Giessen faire leurs premières armes; tantôt elle se manifeste en invectives furibondes où tout le riche vocabulaire de la langue allemande est mis à contribution; tantôt seulement elle se traduit par un silence obstiné et dédaigneux à l'égard des travaux français. Ce dernier degré de la maladie est d'ailleurs fort bénin, et n'a rien qui doive nous alarmer, si tant est que nous ayons à nous inquiéter des aimables procédés de nos confrères d'outre-Rhin.

Ces observations me sont suggérées par la lecture du mémoire d'un M. Hempel, sur un sujet qui a déjà été traité par M. Émile Kopp. Lisez ce nouveau mémoire (2), et vous y trouverez la reproduction presque textuelle de tous les faits publiés par M. E.

(1) *Journ. de chimie médicale*, juin 1846.

(2) *Annal. de Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 316.

Kopp au commencement de cette année (1), mais naturellement il n'y est pas une seule fois fait mention de ce dernier.

Peut-être cependant ne faut-il pas imputer ce silence à M. Hempel : c'était plutôt au maître à savoir qu'il chargeait l'élève d'une question déjà parfaitement résolue par l'habile chimiste de Strasbourg. Le maître l'ignorant ou feignant de l'ignorer, comment l'élève pouvait-il le savoir? il lui eût fallu pour cela consulter les recueils français, qui, comme je l'ai dit, sont mis à l'index à Giessen.

SAALMULLER, FLEITMANN, HORSFORD. — Analyses de cendres végétales.

Voici la composition de quelques cendres végétales analysées à Giessen (2) :

	I. <i>Spinacea oleracea.</i>	II. <i>Lolium perenne.</i>	III. <i>Scirpus lacustris.</i>	IV. <i>Trifolium pratense.</i> (trèfle).	
		1. 2.			
Potasse.	19,34	27,94	8,23	12,42	12,16
Soude.	20,33	—	13,22	—	20,76
Chaux.	8,79	8,47	6,18	5,94	16,56
Magnésie.	6,17	13,79	—	2,09	6,26
Peroxyde de fer.	1,74	1,44	1,89	0,95	—
Acide phosphorique.	7,07	11,17	13,38	7,69	2,96
Phosphate de fer.	—	—	—	—	—
Chlorure de sodium	10,57	5,29	17,32	22,24	3,57
— de potassium.	—	8,75	—	3,19	—
Acide sulfurique.	3,67	3,52	2,56	3,90	0,80
Silice.	4,86	22,44	22,03	22,83	1,97
Acide carbonique.	7,41	1,63	—	—	22,93
Charbon, etc.	10,07	6,70	15,12	18,34	1,244
	<hr/> 100,02	<hr/> 101,18	<hr/> 99,85	<hr/> 99,59	<hr/> 99,718

L'analyse I, a été faite par M. Saalmüller (de Meiningen); la plante séchée à 100° avait donné 19,76 de cendres pour 100. L'analyse II, faite par M. Fleitmann de Schwerte, se rapporte à

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 1376. — *Journ. de Pharm. et de Chim.*, mars 1846. — *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 87.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 389.

des pieds venus dans deux lieux différents; l'un donnait 8,66, l'autre 11,40 pour 100 de cendres. L'analyse III a été exécutée par le même, sur un *Scirpus* de la Lahn. Enfin l'analyse IV est de M. Horsford (d'Albany); toutes les parties du trèfle en fleurs avaient été incinérées ensemble. Ce végétal donnait 11,17 pour 100 de cendres.

KROCKER. — De l'ammoniaque contenue dans la terre arable.

L'auteur a examiné la quantité d'ammoniaque contenue dans la terre arable (1). Cet alcali, comme on sait, joue un rôle très-important dans la nutrition végétale, et il intéressait donc l'agriculture de savoir si la terre de nos champs condensait assez d'ammoniaque pour suffire à la formation des matières végétales azotées. M. Krockher a reconnu que toutes les terres propres à la culture renferment une quantité appréciable d'ammoniaque ou de carbonate d'ammoniaque; on en trouve même dans le sable presque pur. Plus le terrain était argileux, plus il était imprégné d'humidité, plus aussi il renfermait d'ammoniaque; il y en avait d'autant moins que le terrain était plus sablonneux ou plus sec.

M. Krockher a déterminé l'ammoniaque à l'état de chloroplatinate d'après le procédé connu. Voici quelques appréciations qu'il déduit de ses résultats. Un hectare de terre renferme, sur une profondeur de 0,25 mètres, les quantités suivantes d'ammoniaque :

Terre argileuse.	de 8,000 à 10,000	kilogrammes.
Terre sablonneuse non cultivée. . .	de 3,500 à 6,000	—
Sable presque pur.	environ 2,000	—
Marne.	de 250 à 5,000	—

Il paraîtrait, d'après cela, que le fumier n'agit pas sur la végétation en vertu de l'ammoniaque qu'il lui offre, puisque celle-ci est fournie par l'atmosphère en quantité bien plus grande; mais c'est sans doute aux matières minérales qu'il renferme, que le fumier doit son efficacité.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 381.

A. SCHLIEPER. — Sur les matières colorantes du carthame.

Nous avons dit, dans nos Comptes rendus de 1845, p. 229, que les résultats obtenus par M. Preisser, dans ses recherches sur la cochenille, ne se sont pas confirmés. Nous avons le regret d'annoncer à nos lecteurs qu'il en est de même des expériences de ce chimiste sur les matières colorantes du carthame (1); c'est là du moins l'avis de M. Schlieper, qui les a répétées (2).

Le carthame renferme deux principes colorants, un rouge et un jaune. Ce dernier a la plus grande analogie avec les matières extractives, en ce qu'il s'altère au contact de l'air, en déposant une matière brune insoluble. M. Schlieper admet, dans le principe non altéré, les rapports $C^{24}H^{30}O^{15}$ et, dans le principe altéré, les rapports $C^{24}H^{24}O^{13}$. Il pense, d'après cela, que la transformation s'effectuerait par l'élimination d'une certaine quantité d'eau et l'oxydation simultanée d'une partie de l'hydrogène.

Quant à la carthamine ou matière colorante rouge, elle n'est pas non plus cristalline. On l'obtient sous la forme d'une poudre grenue, d'un vert noir, et qui ne paraît rouge qu'à l'état d'extrême division. L'auteur y a trouvé : carbone 56,88—56,92; hydrogène, 5,60—5,61, c'est-à-dire $C^{14}H^{16}O^7$. La solution est fort instable.

Comme tous ces corps ne s'obtiennent pas sous forme régulière, et ne donnent pas lieu à des métamorphoses qui permettent de vérifier les formules précédentes, nous ne nous arrêterons pas davantage sur la communication de M. Schlieper,

**A. VOELKER. — sur la coloration rouge des
protosels de manganèse.**

Plusieurs expériences conduisent l'auteur (3) à admettre que la coloration rouge des protosels de manganèse provient ordi-

(1) *Journ. de Pharm.*, 3^e série, t. V, p. 203.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LVIII, p. 357

(3) *Ibid.*, t. LIX, p. 32.

nairement d'un mélange de cobalt; quelquefois cependant elle est due à un degré d'oxydation supérieure du manganèse, mais alors elle disparaît par l'addition de l'acide sulfureux. D'ailleurs les protosels de manganèse, vus en masse, ont une teinte rose pâle qui leur appartient en propre

La plupart des manganèses naturels renferment du cobalt. Pour effectuer la séparation des deux métaux, on ajoute goutte à goutte à leur solution étendue une solution également étendue de sulfhydrate d'ammoniaque; il se précipite tout d'abord du sulfure de cobalt noir, ne contenant pas de manganèse.

A. VOELKER — sur la solubilité des oxydes hydratés de fer, de cuivre et de cobalt dans la potasse caustique.

Le même chimiste signale (1) la solubilité, dans la potasse, de l'oxyde de fer hydraté en petite quantité et surtout des hydrates de cuivre et de cobalt. Ce fait n'est pas nouveau pour les chimistes; j'ai souvent remarqué, par exemple, la solubilité de l'hydrate de cuivre, en précipitant par un excès de potasse un mélange de nitrate de plomb et de nitrate de cuivre.

A. VOELKER. — sur quelques combinaisons du sulfure de manganèse.

Une troisième note de M. Voelker (2) est consacrée à l'examen de quelques sulfosels formés par le sulfure de manganèse

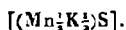
Lorsqu'on fait fondre, dans un creuset, du sulfate manganeux anhydre avec 1/5 de noir de fumée et trois fois son poids de soufre et de carbonate de potasse, d'abord à une chaleur modérée, jusqu'à expulsion de tout gaz carbonique et formation de sulfure potassique, puis en renforçant le feu de manière à le porter au rouge, on obtient, après le refroidissement, un produit d'où l'eau extrait l'excès de sulfure et laisse de gros feuillettes rouge foncé, groupés en masses cristallines. Ce produit s'obtient moins beau par l'emploi du peroxyde de manganèse naturel.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 34.

(2) *Ibid*, p. 35.

Ces feuillets sont insolubles dans l'eau, l'alcool et l'éther; à l'état humide, ils s'altèrent promptement à l'air et deviennent noirs et opaques. A l'air sec, ils se conservent, au contraire, longtemps.

Ils se dissolvent dans les acides avec dégagement de H²S. Ils renferment [3Mn²S + K²S], ou, en rapportant tout au type sulfure M²S :



On obtient une combinaison semblable avec le carbonate de soude. Ce sont des aiguilles rouge clair, renfermant Na 1/2 à la place de K 1/2, insolubles, et encore plus oxydables que le corps précédent.

Le sulfure de manganèse obtenu en précipitant par l'hydrogène sulfuré une solution neutre d'acétate manganoux, contenait 60,45—59,09 manganèse, 37,68—38,33 soufre et 2,08—2,44 eau.

En faisant passer la vapeur du sulfure de carbone sur des cristaux de manganite disposés dans un tube de porcelaine, M. Voelker a obtenu un sulfure de même forme, d'un gris foncé comme le fer.

J. REDTENBACHER. — Formation générale des acides volatils de la série homologue RO².

Les nouvelles expériences de M. Redtenbacher (1) démontrent que, dans l'oxydation de l'acide oléique par l'acide nitrique, l'acide azoléique ou œnanthylique n'est pas le seul corps volatil; le produit condensé renferme, au contraire, tous les acides de la même série homologue depuis l'acide acétique jusqu'à l'acide caprique, savoir :

Ma notation.	Notation dualistique
L'acide acétique. C ² H ⁴ O ²	C ² H ⁴ O ² , H ² O
— métacétonique. C ³ H ⁶ O ²	C ³ H ⁶ O ² , H ² O
— butyrique. C ⁴ H ⁸ O ²	C ⁴ H ⁸ O ² , H ² O
— valérianique. C ⁵ H ¹⁰ O ²	C ⁵ H ¹⁰ O ² , H ² O
— caproïque. C ⁶ H ¹² O ²	C ⁶ H ¹² O ² , H ² O
— œnanthylique. C ⁷ H ¹⁴ O ²	C ⁷ H ¹⁴ O ² , H ² O
— caprylique. C ⁸ H ¹⁶ O ²	C ⁸ H ¹⁶ O ² , H ² O
— pélargonique C ⁹ H ¹⁸ O ²	C ⁹ H ¹⁸ O ² , H ² O
— caprique. C ¹⁰ H ²⁰ O ²	C ¹⁰ H ²⁰ O ² , H ² O

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 41.

M. Redtenbacher a effectué la séparation de la plupart de ces acides par des cristallisations successives de leurs sels de baryte.

La formation de ces corps, dans la même réaction, est un fait très-remarquable, qui vient donner un nouvel appui à la théorie des homologues. Rappelons-nous aussi qu'il s'y forme en même temps des acides fixes (subérique, pimélique, adipique, etc.), appartenant à une autre série homologue ($R^{2}O^4$).

Il manquait jusqu'à présent, dans la série homologue des acides volatils, le terme $C^9H^{18}O^2$, placé entre l'acide caprique et l'acide caprylique. M. Redtenbacher a comblé cette lacune. Son *acide pélargonique* représente, en effet, ce terme homologue. Il en a obtenu le *sel de baryte en gros feuilletés*, semblables à la cholestérine; ce sel est bien moins soluble dans l'eau et l'alcool que le valérate et l'œnanthylate à même base, mais il est plus soluble que le caprate. Il ne renferme pas d'eau de cristallisation.

Le *pélargonate d'argent* constitue un précipité caillebotté, fort peu soluble dans l'eau bouillante.

Quant à l'acide pélargonique, il est onctueux et se solidifie aisément. Il est peu soluble dans l'eau, fort soluble, au contraire, dans l'alcool et l'éther.

En distillant avec de l'eau les feuilles de *Pelargonium roseum* W. K., M. Pless a recueilli un liquide acide surnagé d'une matière huileuse. L'acide volatil, transformé en sel d'argent, a donné exactement les résultats obtenus par M. Redtenbacher à l'analyse du sel précédent.

Toutes les graisses animales renferment, comme on sait, une petite quantité d'acides volatils, auxquels elles doivent leur odeur; les expériences de M. Redtenbacher permettent de croire qu'ils sont le résultat de l'oxydation des matières grasses fixes.

B. UNGER. — Sur la guanine et ses combinaisons.

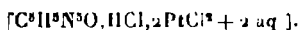
L'oxyde xanthique ou xanthine, qu'on avait cru rencontrer dans le guano (1), est un alcaloïde particulier, auquel M. Unger donne le nom de *guanine*. Nous avons déjà communiqué (2) les

(1) Voir *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 250.

(2) *Ibid.*, 1845, p. 258.

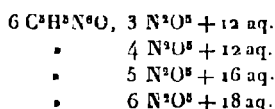
expériences que ce chimiste a publiées sur ce corps. Voici quelques autres résultats du même auteur (1).

Le *chloroplatinate* présente une composition tout à fait extraordinaire :



On y remarque, en effet, 1 équivalent de HCl pour 2 équivalents de chlorure de platine. L'eau se dégage complètement (3,5 p. c.) à 126°.

M. Unger admet aussi l'existence des *nitrate*s suivants :



Je ne pense pas que ses expériences soient assez concluantes pour autoriser l'adoption de nitrates aussi nombreux et tout à fait sans exemple.

Une autre note du même auteur (2) renferme quelques indications incomplètes sur un nouvel acide, l'*acide perurique*; qui se forme en chauffant fort légèrement (à 25°) de la guanine avec un mélange de chlorate de potasse et d'acide hydrochlorique. Cet acide cristallise en prisme raccourcis à base rhombe, ou en aigrettes incolores, sans odeur ni saveur. M. Unger y a trouvé : carbone 31,26; hydrogène, 2,60. L'azote, déterminé d'après le procédé qualitatif, est au carbone dans le rapport de 10 à 8.

Je passe sous silence d'autres résultats qui n'établissent pas davantage la nature et la composition du nouvel acide.

I. SCHWENDLER ET E. MEISSNER. — Observations sur la cholestérine.

On obtient une combinaison de cholestérine avec de l'eau de cristallisation, en ajoutant à une solution saturée de cholestérine dans l'éther la moitié de son volume d'alcool, et abandonnant à l'évaporation spontanée. Il se dépose alors des tables

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 58.

(2) *Ibid.*, p. 69.

minces, renfermant 2,77—2,90 p. c. d'eau de cristallisation. Ces cristaux conservent leur transparence à l'air, mais il les rend laiteux et nacrés, en en expulsant l'eau de cristallisation (1).

Une nouvelle analyse de cholestérine, complétée par le gaz oxygène, a donné : carbone, 84,2 (C=75,12); hydrog. 12,0. Ce résultat diffère légèrement de celui de MM. Chevreul, Marchand et Payen, qui avaient obtenu 0,3 ou 0,5 p. c. de carbone de moins; l'hydrogène est sensiblement le même. MM. S. et M. proposent, en conséquence, de représenter la cholestérine par la formule $C^{84}H^{144}O^3$, et l'hydrate par $C^{84}H^{144}O^3 + 2 \text{ aq.}$ Ces formules sont beaucoup trop compliquées pour présenter de la vraisemblance.

Le chlore attaque la cholestérine. On obtient un produit blanc et pulvérulent, qui se ramollit entre les doigts en devenant gluant. L'analyse a donné : 48,74—50,64 carbone, 6,05—5,90 hydrogène, et 41,71—40,90 chlore. MM. S. et M. en tirent la formule $C^{84}H^{120}Cl^{23}O^3$.

La cholestérine se décompose par la distillation sèche, en donnant beaucoup de charbon et une huile épaisse, non acide, insoluble dans la potasse.

R. FRESENIUS. — sur la solubilité des précipités qu'on détermine dans l'analyse pour effectuer les dosages.

Ce travail (1) est à consulter par les chimistes qui s'occupent d'analyses; il renferme des indications fort utiles sur la solubilité des combinaisons sous la forme desquelles se dosent la plupart des corps.

TH. FLEITMANN. — Recherches sur la berbérine.

La berbérine a été extraite de l'épine-vinette par M. Buchner. Elle se présente en aiguilles jaunes; séchée à 100°, elle a donné à M. Fleitmann (3): carbone, 67,35—66,66; hydrogène, 5,67—5,68; l'azote n'a pas été déterminé. Après la dessiccation dans le vide, elle perd à 100°, 19,26 p. c. d'eau.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 107.

(2) *Ibid.*, p. 117.

(3) *Ibid.*, p. 160.

Elle se combine avec la plupart des acides en donnant des combinaisons plus ou moins solubles.

L'*hydrochlorate* cristallise en fines aiguilles jaunes qui, séchées sur l'acide sulfurique, dégagent au bain-marie 8,65 p. c. d'eau. M. Fleitmann a trouvé dans le sel séché à 110° : carbone, 62,81—62,49; hydrogène, 5,44—5,67; azote, 3,55—3,65; chlore, 9,01—8,78. Il représente les cristaux par $[C^{42}H^{36}N^2O^9, H^2Cl^2 + 5H^2O]$, ce qui ferait $C^{42}H^{36}N^2O^9$ pour la berbérine libre. Cette formule ne me paraît pas exacte, et il est plus probable que la berbérine libre renferme $C^{41}H^{35}NO^8$.

Le *sulfate* acide cristallise aussi et contient, suivant l'auteur : $[C^{42}H^{36}N^2O^9 + 2SO^3 + 2H^2O]$.

Le *chromate* acide est un précipité fort volumineux très-peu soluble, renfermant $[C^{42}H^{36}N^2O^9 + 2Cr^2O^3]$. Cette formule ne peut pas être exacte non plus; l'une des analyses a donné 0,5 p. c. d'hydrogène de plus qu'elle n'en exige. Ce fait parle beaucoup en faveur de la formule que je viens de proposer pour la berbérine libre.

Le chromate, comme la plupart des combinaisons de la berbérine, donne, par la distillation sèche, un corps jaune particulier qui n'a pas encore été examiné.

Le *nitrate* s'obtient en cristaux jaune clair contenant : $[C^{42}H^{36}N^2O^9, N^2O^3, H^2O]$, et cependant, au bain-marie, le sel ne perd pas de son poids. La formule de M. Fleitmann est donc également fautive. Analyse : carbone 60,15 — 59,64; hydrogène 4,76—46,2.

Les cristaux de *chlorate* sont jaunes et ne renferment pas non plus d'eau de cristallisation. Néanmoins, l'auteur les représente par $[C^{42}H^{36}N^2O^9, Cl^2O^5, H^2O]$.

Enfin le *chloroplatinate* est presque insoluble et ne perd pas d'eau à 100°. M. Fleitmann y a trouvé : carbone 44,44—44,35; hydrogène 3,32—3,58; platine 18,11; c'est-à-dire : $[C^{42}H^{36}N^2O^9, H^2Cl^2, 2PtCl^2]$.

Toutes ces déterminations sont donc à reprendre.

V. GORUP-BESANEZ, FR. VERDEIL, SCHLIEPER. — Recherches sur la bile.

La décomposition spontanée de la bile a été l'objet de quelques

observations de la part de M. Gorup-Besmeze (1). Le produit, putréfié était *ammoniacal* et contenait des cristaux de *sel marin*, de *phosphate ammoniaco-magnésien* et de *taurine*; de même, à l'aide de l'éther, on en a pu extraire de l'*acide margarique*. L'extrait aqueux donnait par l'acide acétique un précipité emplasitique; l'*acide choloïdique* liquide, séparé de ce précipité à l'aide du filtre, évaporé à siccité et épuisé par l'alcool fort, laissait de beaux cristaux de taurine.

L'auteur propose la putréfaction comme moyen d'obtenir ce dernier corps en plus grande quantité. On fait une solution aqueuse de bile purifiée, on y ajoute un peu de mucus intestinal qui agit alors comme ferment, et on abandonne ce mélange jusqu'à ce que la réaction, d'abord alcaline, soit devenue franchement acide; puis on précipite par l'acide acétique, on évapore à siccité le liquide filtré et on épuise par l'alcool de 90°. Une ou deux cristallisations suffisent alors pour purifier complètement le résidu de taurine.

On voit que la putréfaction de la bile donne les mêmes produits que le traitement de ce corps par l'acide hydrochlorique: acide choloïdique, taurine et ammoniacque. Quant au sel marin, au phosphate ammoniaco-magnésien et à l'acide margarique, ils préexistent dans la bile comme substances accidentelles.

Dans un autre essai, on obtint de l'*acide cholique* cristallisable (à 120°, carbone, 69:54—69,59; hydr., 9,98—10,08) en place de l'acide choloïdique, et dans un troisième, il y eut aussi de l'*acide acétique*

Dans le *mucus de la bile*, le même expérimentateur a trouvé :

Carbone.	51,68
Hydrogène.	7,06
Azote.	13,22
Oxygène.	28,04
	100,00

Ces nombres sont, à peu de chose près, les mêmes que ceux obtenus par M. Schéerer à l'analyse du mucus liquide.

Nous passerons sous silence plusieurs autres observations de

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 129.

M. Gossup sur la bile de bœuf, d'homme et de cochon, ces observations ne présentant rien de très-précis.

Mais voici un fait intéressant que nous devons à M. Verdeil (1) : c'est le moyen d'obtenir la *bile cristallisée*. On dessèche au bain-marie la bile de bœuf récente et l'on traite le résidu par environ 20 p. d'alcool absolu. De cette manière, le mucus reste à l'état insoluble, tandis que le bilate de soude se dissout avec facilité. On filtre et l'on traite par du charbon animal pour décolorer entièrement la solution ; on y ajoute de l'éther avec précaution jusqu'à ce qu'elle commence à devenir laiteuse, et on l'abandonne au repos dans un flacon bouché. La cristallisation s'établit au bout de quelque temps : le bilate se dépose alors sur les parois sous la forme de petits cristaux aciculaires réunis par groupes concentriques. On décante au bout de vingt-quatre heures ; après avoir lavé les cristaux avec de l'éther exempt d'alcool, on les dessèche sur de l'acide sulfurique.

Les cristaux obtenus renferment toujours un peu de sel marin ; on les en dépouille en les plaçant avec de l'alcool absolu dans un mélange réfrigérant. Ce sel ne s'y dissout pas dans ces circonstances.

Voici les nombres que le bilate de soude pur, séché à 100°, a donnés à l'analyse :

Carbone.	59,84	59,77	60,07
Hydrogène.	8,73	8,80	9,20
Azote.	4,11	4,33	•
Soufre.	3,78	3,89	•
Oxygène.	16,45	16,32	•
Soude.	7,09	6,89	•
	100,00	100,00	

M. Verdeil en déduit la formule $[C^{44}H^{80}N^2SO^9, Na^2O]$. Calcul : carbone, 60,35 ; hydrogène, 9,15 ; azote, 3,24 ; soufre, 3,66 ; oxygène, 16,46 ; soude, 7,15. Cette formule toutefois ne me paraît pas exacte.

Ce chimiste a aussi confirmé le dédoublement de la bile pure

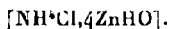
(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 311.

en taurine et en acide choloïdique, sous l'influence de l'acide hydrochlorique.

De son côté, M. Schlieper (1) a publié quelques observations sur la bile d'un *boa anaconda*.

J. ALLAN. — Nouveau sel de zinc.

Quand on dissout le chlorure de zinc dans l'ammoniaque, et qu'on y ajoute beaucoup d'alcool ou d'éther, il se dépose des cristaux nacrés renfermant (2) :



E. N. HORSFORD. — Recherches sur le sucre de gélatine.

Nous avons fait connaître l'année dernière l'intéressante découverte (3) de M. Dessaignes sur la transformation de l'acide hippurique en acide benzoïque et en sucre de gélatine, et sur les propriétés alcalines de ce dernier. Cette découverte est devenue pour M. Horsford (4) l'occasion d'un travail plus étendu sur les combinaisons du sucre de gélatine avec les acides.

M. Horsford commence par passer en revue les analyses de MM. Boussingault et Mulder, et cet examen le conduit à rejeter les formules adoptées par ces chimistes, et à les remplacer par les rapports $\text{C}^2\text{H}^2\text{NO}^2$ pour le sucre de gélatine, et $\text{C}^2(\text{H}^2\text{M})\text{NO}^2$ pour les combinaisons métalliques; mais, fidèle aux traditions du laboratoire de Giessen, ce jeune chimiste s'adjuge cette correction, comme si elle lui appartenait en propre, et oublie entièrement de rappeler qu'elle a déjà été faite bien avant lui. Et ici, nous surprenons M. Horsford en flagrant délit de... j'allais presque dire de mauvaise foi; car, dans la note de M. Dessaignes, cette correction est citée avec le nom de l'auteur, comme étant plus favorable que l'ancienne formule du sucre de gélatine à la métamorphose de l'acide hippurique; et M. Horsford, qui a lu cette note, savait parfaitement qu'en faisant passer

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. X, p. 108.

(2) *Ibid.* t. LX, p. 107.

(3) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 7'.

(4) *Annal. der Chem und Pharm.*, t. LX, p. 1.

pour sienne la correction dont je parle, il commettait un larcin scientifique; mais il n'y regardait pas de si près, puisque c'était au détriment de celui pour qui le chef du laboratoire de Giessen avait déjà eu lui-même de semblables procédés.

Mais passons. M. Horsford a opéré sur du sucre de gélatine préparé d'après la méthode de M. Dessaignes, qu'il recommande comme fort avantageuse.

Comme ce corps ne présente en aucune manière les propriétés d'un sucre, il propose de le désigner sous le nom de *glycocolle*.

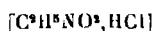
Le glycocolle a une saveur sucrée moins intense que celle du sucre de canne; il est sans odeur et sans action sur les couleurs végétales. Il se dissout dans 4,24 à 4,35 p. d'eau froide; il y est plus soluble à chaud. Il est presque insoluble dans l'éther et dans l'alcool absolu.

Bouilli avec une solution de potasse concentrée, il se colore en rouge de feu, en dégageant de l'ammoniaque; cette coloration finit cependant par disparaître si l'on continue de chauffer. La baryte et l'oxyde de plomb produisent le même effet.

Il suffit d'une très-petite quantité de glycocolle pour empêcher la précipitation du sulfate de cuivre par la potasse; la liqueur prend alors une couleur bleue. La solution du glycocolle dissout l'oxyde de cuivre, et la solution bleue dépose, par le refroidissement, de fines aiguilles. Elle réduit le protonitrate de mercure à l'état métallique.

Les analyses de M. Horsford ont donné; carbone, 32,31—31,92; hydrogène, 6,84—6,92; azote, 19,24—18,36. Ces nombres s'accordent avec les dernières déterminations de M. Laurent (1) et de M. Mulder (2).

L'hydrochlorate neutre



s'obtient en longs prismes aplatis et déliquescents, quand on fait bouillir l'acide hippurique avec de l'acide hydrochlorique. Sa saveur est acide et légèrement astringente. Il est fort soluble dans l'eau et l'alcool ordinaire, peu soluble dans l'alcool absolu.

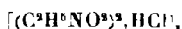
Outre cet hydrochlorate neutre, M. Horsford décrit quatre

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 331.

(2) *Ibid.*, p. 349.

sous-hydrochlorates, auxquels il donne les formules suivantes, en représentant par Gl, le glyocolle supposé anhydre $C^4H^8N^2O^3$: (a) $2Gl + H^2Cl^2, H^2O$; (b) $2Gl, H^2O + H^2Cl^2$; (c) $3Gl + 2H^2Cl^2 + 2H^2O$; (d) $3Gl + 2H^2Cl^2 + H^2O$.

Le sel (a) se produit quand on ajoute de l'acide hydrochlorique à une solution de glyocolle aqueuse, concentrée et préparée à froid, et qu'on y verse ensuite de l'alcool jusqu'à ce qu'elle se trouble légèrement. Bientôt il se produit alors des prismes transparents, à base rhombe de 87° . Ces cristaux ne sont pas déliquescents comme le sel précédent ; leur solution rougit le tournesol. Une seule analyse a donné : carbone, 27,59 ; hydrogène, 5,52 ; azote 15,57, chlore 19,58. La formule de M. Horsford est sans exemple dans les sels des alcaloïdes (1) ; et il est probable que l'analyse a été faite sur un produit qui n'était pas tout à fait pur. Au reste, le sel (b) paraît être identique au sel (a). La formule de M. Horsford équivaut à la suivante :



où il y a, par conséquent, une quantité de glyocolle double de celle qui est contenue dans le sel neutre. Les formules (c) et (d) se rapportent à des sels obtenus avec du gaz hydrochlorique et du glyocolle fondu, ou par la cristallisation dans une solution acide ; elles ne diffèrent que par les éléments d'une petite quantité d'eau. A cet égard, les expériences de M. Horsford ne me paraissent pas non plus concluantes

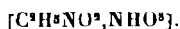
Lorsqu'on dissout le glyocolle dans l'alcool chaud, et qu'après le refroidissement on y ajoute goutte à goutte de l'acide sulfurique, il s'y forme, au bout de quelques jours, des prismes ou des tables minces et brillantes. Analyse : carbone, 22,30—22,55 ; hydrogène, 5,41—5,72 ; azote, 13,05 ; SO^3 , 37,97. M. Horsford conclut de ces nombres que ce *sulfate* $[Gl, SO^3]$ serait un analogue du sulfate d'ammoniaque anhydre. C'est là encore un fait trop extraordinaire pour qu'on puisse l'adopter sans autre preuve, et notez que la formule de M. Horsford n'exige que 3,77 d'hydrogène, c'est-à-dire presque *deux pour cent* de moins qu'il n'en a obtenu (1) !

(1) M. Horsford attribue à un dégagement d'acide sulfureux l'excès

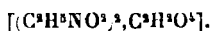
Dans une autre préparation, il obtint des prismes raccourcis qui lui donnèrent 12,37 p. c. d'azote, et ce nombre lui suffit pour calculer la formule $[Gl\ SO^3, H^2O]$, qui ne présente certainement pas plus de vraisemblance que la précédente.

Par contre, M. Horsford analyse d'une manière plus complète un *sous-sulfate*, obtenu en ajoutant un excès d'acide sulfurique à une solution de glyocolle dans l'alcool faible. Ce sel renferme, selon lui, $[3Gl, H^2O, 3SO^3, H^2O]$. Deux autres préparations ont donné des formules un peu différentes. J'avoue que tout cela est bien vague et bien douteux.

Le *nitrate* de glyocolle est l'acide nitro-saccharique de M. Braconnot. Les analyses de M. Horsford s'accordent avec la formule $[Gl, H^2O + N^2O^5, H^2O]$, c'est-à-dire dans ma notation :



L'*oxalate* s'obtient directement, sous forme de cristaux radiés, renfermant $[Gl, C^2O^3, H^2O]$, c'est-à-dire

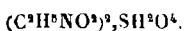


L'*acétate* s'obtient en dissolvant le glyocolle dans l'acide acétique, et ajoutant de l'alcool jusqu'à ce que la solution se trouble. Analyse: carbone, 33,33; hydrogène, 7,57. M. Horsford admet une formule $[Gl, H^2O + C^2H^6O^3, H^2O + H^2O]$ qui exige 0,6 p. c. d'hydrogène de moins qu'il n'en a trouvé.

Si l'on ajoute une solution concentrée de *bichlorure de platine*, avec excès d'acide hydrochlorique, à une solution aqueuse de glyocolle, et qu'on y verse ensuite goutte à goutte de l'alcool absolu, le liquide se trouble, et les parois se recouvrent, au

d'eau qu'il a recueillie dans la combustion. Mais il me semble que cet acide sulfureux a dû s'absorber en plus grande quantité par la potasse de l'appareil à boules, et occasionner ainsi un excédant de poids sur l'acide carbonique.

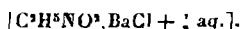
Si la composition du sulfate neutre de glyocolle est analogue à celle des autres sulfates des alcaloïdes, et cela me paraît probable, voici quelle en serait la composition :



L'analyse devrait alors donner : carbone, 19,3; hydr., 4,8. Mais les résultats de M. Horsford s'en éloignent aussi beaucoup. C. G.

bout de quelque temps, de cristaux réguliers couleur cerise. M. Horsford y ayant trouvé 33,03 p. c. de platine, pense qu'ils renferment $[Gl, Pt^2Cl^4 + 2H^2O]$. Cette formule n'offre aucune analogie avec celle des autres chloroplatinates.

Quand on dissout équivalents égaux de glyocolle et de *chlorure de barium* dans très-peu d'eau chaude, il s'y dépose, par le refroidissement, des cristaux prismatiques qui, donnent 55,35 p. 100 de chlorure barytique. M. Horsford déduit de ce nombre la formule $[Gl, Ba^2Cl^2, 2H^2O]$, c'est-à-dire

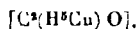


Le *chlorure de potassium* donne une combinaison semblable, qui a donné, par la combustion avec le chromate de plomb, 16,58 p. c. de carbone.

Quand on mélange une solution alcoolique et chaude d'*hydrochlorate de berbérine* avec une solution alcoolique et concentrée de glyocolle, il se dépose des aiguilles orangées, dans lesquelles on a trouvé : carbone, 60,80 ; hydrogène, 5,87 (1).

La *potasse* et la *baryte* donnent aussi des combinaisons avec le glyocolle.

La combinaison avec l'oxyde de cuivre, ou le *glyocolle cuivrique* $[Gl, Cu^2O]$,



s'obtient, soit en dissolvant de l'oxyde de cuivre hydraté dans une solution aqueuse de glyocolle, et ajoutant de l'alcool, soit en mélangeant des solutions aqueuses de glyocolle et de sulfate de cuivre avec la potasse, et ajoutant aussi de l'alcool.

Les cristaux du *glyocolle plombique* ressemblent au cyanure de mercure. La formule de M. Horsford $[Gl, Pb^2O, H^2O]$ ne peut pas être exacte, car l'analyse n'a donné que 2,1 hydrogène, et cette formule en exige 2,67. Il est donc probable que ce composé a la formule du glyocolle cuivrique.

On sait que les alcaloïdes se combinent non-seulement avec les acides, mais aussi avec les sels métalliques correspondants.

(1) Voir plus haut le travail de M. Fleitmann sur la berbérine.

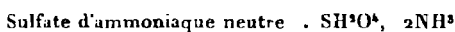
Aussi obtient-on des combinaisons du glyocolle avec le *nitrate d'argent* $[Gl, Ag^{\circ}O, N^{\circ}O^{\circ}]$, c'est-à-dire



et avec beaucoup d'autres nitrates. Ce sont ces sels qui avaient été décrits par MM. Braconnot et Boussingault, sous le nom de *nitrosaccharates*.

Le glyocolle et l'*acide benzoïque* cristallisent séparément quand on les a dissous dans le même liquide.

Quand on évapore à consistance de sirop une solution de glyocolle dans l'acide sulfurique étendu, et qu'on répète cette opération à plusieurs reprises, on finit par obtenir des cristaux qui renferment les éléments du glyocolle, de l'ammoniaque et de l'acide sulfurique $[Gl, SO^{\circ}, H^{\circ}O + N^{\circ}H^{\circ}O, SO^{\circ}, H^{\circ}O]$, c'est-à-dire du sulfate d'ammoniaque neutre, dans lequel un équivalent d'ammoniaque est remplacé par du glyocolle :



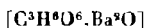
Exposée à un courant électrique, la solution du glyocolle se décompose en prenant une réaction acide au pôle positif et une réaction alcaline au pôle négatif. M. Horsford pense, en conséquence, que le glyocolle est un sel, à base d'ammoniaque, formé par un acide de même formule que l'acide fumarique (1). Les expériences qu'il a faites à cet égard, n'offrent rien de net.

Le chlore et le permanganate de potasse exercent sur la solution du glyocolle une action oxygénante. Le produit précipitait par le chlorure de barium, et donnait ainsi un sel dans lequel M. Horsford trouva : carbone, 13,08; hydrogène, 1,89; baryte, 51,65. Il n'y avait ni chlore ni azote (2).

L'acide nitrique, par une ébullition prolongée, et un mélange de chlorate de potasse et d'acide hydrochlorique, fournissent un

(1) Il est plus probable que le glyocolle est l'amide d'un acide bibasique $C^{\circ}H^{\circ}O^{\circ}$, qui serait à l'acide acétique ce que l'acide carbonique est à l'acide formique. C. G.

(2) M. Horsford en tire la formule :



qui ne présente aucune vraisemblance. En considérant que du carbone a

produit qui donne également avec la baryte un précipité blanc et cristallin.

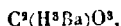
E. MILLON. — Recherches sur les combinaisons du mercure.

Le volumineux mémoire que nous avons sous les yeux (1), se compose d'une révision des parties les plus élémentaires de l'histoire du mercure, sans oublier la distillation et la purification de ce métal. Il contient aussi quelques détails sur la méthode de dosage, imaginée par MM. Erdmann et Marchand, et que M. Millon propose de compliquer, en effectuant dans un courant de gaz hydrogène la réduction du composé mercuriel par la chaux. Quatre déterminations lui ont donné pour le bichlorure : 73,87—73,81—73,83—73,87 p. 100 de mercure; partant de l'équivalent 442,64 adoptée par M. Berzélius pour le chlore, M. Millon conclut de ces nombres l'équivalent 1250=Hg² pour le mercure.

Le *deutoxyde* se présente sous deux modifications : tantôt il est jaune et amorphe, tantôt rouge et cristallin. La première modification s'obtient en mélangeant un deutose sel mercuriel avec un excès de potasse ou de soude caustique, ou bien aussi en versant un grand excès de carbonate de soude ou de potasse bien neutre sur le bichlorure ou sur l'oxychlorure de mercure. L'oxyde rouge s'obtient soit par la calcination des nitrates ou des nitrites de mercure, soit par l'oxydation directe du métal, soit enfin par l'action des alcalis caustiques ou carbonatés sur certaines modifications de l'oxychlorure. M. Millon n'a pas réussi à produire l'hydrate de M. Schaffner.

La chaleur agit sur les deux modifications exactement de la même manière; elles se décomposent toutes deux à la même température.

dû rester fixé sur la baryte dans la combustion de ce sel, on est conduit à penser qu'il renferme



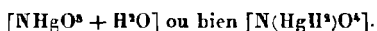
c'est-à-dire qu'il serait un sel de baryte de l'acide, dont le sucre de gélatine est l'amide.

C. G.

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XVIII. p. 333.

Il existe cependant entre elles quelques différences. Ainsi l'oxyde amorphe est aisément attaqué par une solution aqueuse d'acide oxalique et par une solution alcoolique de bichlorure de mercure, tandis que l'oxyde cristallisé résiste à ces deux agents. De même, une solution de bichromate de potasse, prise en grand excès, donne par l'ébullition avec l'oxyde jaune, un *chromate* correspondant au turbith minéral $[\text{Cr}^2\text{O}^3, 3\text{Hg}^2\text{O}]$, tandis que l'oxyde cristallisé donne dans les mêmes circonstances un *chromate* $[\text{Cr}^2\text{O}^3, 4\text{Hg}^2\text{O}]$. Je ferai remarquer toutefois que les preuves apportées par M. Millon en faveur de la différence de ces deux chromates, ne sont pas concluantes. L'analyse de l'un d'eux a donné 78,78—80,00 de mercure; celle de l'autre 82,63—83,8. Le chrome n'a pas été déterminé, et il ne dit pas comment il s'est assuré que le second chromate ne contenait pas un mélange d'oxyde.

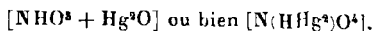
Le *deutonitrate* neutre n'était pas encore connu. M. Millon a trouvé que la liqueur sirupeuse dans laquelle les cristaux des autres nitrates se sont déposés, présente une composition constante $[\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5, 2\text{H}^2\text{O}]$, c'est-à-dire :



Lorsqu'on abandonne le nitrate sirupeux dans une atmosphère close au-dessus de l'acide sulfurique ou de la chaux, ou qu'on verse le nitrate sirupeux dans de l'acide nitrique, fumant et au maximum de concentration, il se dépose des cristaux dans lesquels M. Millon a trouvé 8,3 p. c. d'azote et des quantités de mercure oscillant entre 60,04 et 63,2 centièmes; ce qui ne l'empêche pas, cependant, de lui assigner la formule $[\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5, \frac{1}{2}\text{H}^2\text{O}]$.

Remarquez que ce sel est déliquescent et qu'on ne peut le sécher autrement qu'en le plaçant sur une brique et sur de l'acide sulfurique. Il est donc à présumer que le demi-atome d'eau y est accidentel, et que ce sel représente le deutonitrate neutre à l'état sec.

Une nouvelle analyse du *sous-deutonitrate*, obtenu en faisant dissoudre à refus du deutoxyde dans l'acide nitrique étendu, a donné 71,64—70,14 mercure, et 5,0 azote. Ces résultats s'accordent avec la formule $[2\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5, \text{H}^2\text{O}]$, c'est-à-dire :



Les sels précédents sont décomposés par l'eau. Selon M. Millon, il se forme un produit *blanc* insoluble (1). Il l'obtient aussi en chauffant ces sels jusqu'à ce qu'ils se prennent en une masse blanche. Il y a trouvé 77,61—77,77 mercure, et 3,51 azote; il représente ces résultats par $[3\text{Hg}^2\text{O}, \text{N}^2\text{O}^5, \text{H}^2\text{O}]$. Par la dessiccation à 120° ce produit perd 2,68 p. c. d'eau acide.

Nous avons déjà dit plus haut comment se formeraient, selon M. Millon, les deux *chromates* mercuriques.

L'*iodate* est cristallin et renferme $[\text{J}^2\text{O}^5, \text{Hg}^2\text{O}]$; il présente toujours cette composition.

M. Millon admet l'existence de deux *carbonates* mercuriques: $[\text{CO}^2, 3\text{Hg}^2\text{O}]$ et $\text{CO}^2, 4\text{Hg}^2\text{O}$, qui se formeraient suivant qu'on précipite par un bicarbonate ou par un carbonate alcalin. Il a trouvé dans l'un 86,35—86,25, et dans l'autre 87,63—87,91 p. c. de mercure.

Ces résultats ne me paraissent pas plus concluants que ceux relatifs aux chromates, surtout si l'on considère que M. Millon a obtenu jusqu'à 3 p. c. de différence sur le mercure dans l'analyse d'un seul et même sel (nitrate neutre).

Ce chimiste est aussi disposé à admettre une foule d'*oxalates* mercuriques; cependant il ne donne que l'analyse d'un sel, obtenu en versant de l'acétate mercurique, en solution acidulée, dans du bioxalate de potasse dissous. Ce sel contenait: carbone 8,51—8,90, et mercure 67,32—68,07, d'où M. Milon conclut la composition $[\text{C}^2\text{O}^3, 2\text{Hg}^2\text{O} + (\text{C}^2\text{O}^3, \text{H}^2\text{O})]$. Il y admet de l'eau, sans même s'être assuré de la présence de ce corps, et le carbone calculé est *plus faible* (1) que le carbone trouvé à l'analyse. Il est probable que cet oxalate a la composition de tous les oxalates neutres et secs, savoir: $(\text{C}^2\text{O}^3, \text{Hg}^2\text{O})$, ou bien



(1) Cette indication de M. Millon ne se rapporterait-elle pas plutôt aux protonitrates? D'accord avec d'autres chimistes, j'ai toujours obtenu un sous-sel jaune orangé avec l'eau et le deuto-nitrate de mercure, et même je l'ai obtenu une fois en mamelons cristallins. C. G.

(1) Il y a une erreur de calcul ou d'impression dans les nombres théoriques donnés par M. Millon: ils portent 8,88 carbone, tandis que le calcul ne donne avec la formule de M. Millon, que 8,08. L'analyse avait donné 8,51—8,90. C. G.

L'auteur n'a pas été plus heureux dans l'appréciation de la formule de l'*acétate mercurique*; bien que ce sel ne perde pas d'eau par la dessiccation jusqu'à 180°, et qu'au delà de cette température il se décompose, M. Milon n'hésite pas à le représenter par la formule $[C^4H^6O^3, 2Hg^2O + C^4H^6O^3, H^2O]$. Analyse : carbone, 14,40; mercure, 61,02—61,59.

Il me semble que M. Millon a une certaine tendance à compliquer, à embarrasser les questions les plus simples; car de légères différences dans l'analyse d'un seul et même corps, obtenu dans des conditions un peu différentes, suffisent pour lui faire admettre autant de combinaisons nouvelles. C'est dans le même esprit qu'ont été faites ses expériences sur l'*oxychlorure mercurique*. Selon qu'on précipite le bichlorure par du carbonate ou par du bicarbonate alcalin, employé en excès ou sans excès, on obtient soit de l'oxyde mercurique amorphe ou cristallin, soit de l'oxychlorure amorphe ou cristallin. Mais M. Millon sait si bien dominer les circonstances, qu'il saisit parfaitement le moment où l'oxychlorure est $[Hg^2Cl^2, 4Hg^2O]$, puis $[Hg^2Cl^2, 3Hg^2O]$ dans un autre cas, et enfin $[Hg^2Cl^2, 2Hg^2O]$.

Tout autre chimiste n'oserait pas se prononcer sur la pureté de semblables précipités, d'autant plus que le mercure contenu dans ces trois oxychlorures est sensiblement le même, c'est-à-dire que les dosages n'ont souvent pas varié d'un pour cent de l'un à l'autre. Voici d'ailleurs à quoi se réduit la formation de ces trois prétendus oxychlorures. Lorsqu'on verse goutte à goutte du sublimé dans une solution de carbonate alcalin neutre, il se précipite de l'oxyde jaune amorphe; si l'on ajoute, au contraire, un excès de sublimé, et qu'on porte à l'ébullition, on a de l'oxychlorure brun-noir. Il est évident, selon moi, qu'on devra obtenir un mélange d'oxyde et d'oxychlorure en se plaçant dans les circonstances intermédiaires, et le produit, suivant qu'il sera amorphe ou cristallin, présentera toutes les nuances du rouge, du violet, du brun, observées par M. Millon.

Pour ma part, je crois donc, malgré les longues descriptions de l'auteur, qu'il n'existe qu'un seul oxychlorure, celui qu'on obtient cristallisé, soit en paillettes rhomboïdales, brunes ou violettes, soit en paillettes indéterminables de l'aspect de l'or musif, quand on fait bouillir les autres précipités avec une grande

quantité d'eau. C'est que cet oxychlorure est soluble, et cristallise alors dans la liqueur refroidie; il se produit aussi toutes les fois qu'un excès de sublimé est mis en présence du carbonate.

Cet oxychlorure est d'ailleurs connu depuis longtemps, et les expériences de M. Millon ne font que confirmer les résultats des autres chimistes, et notamment ceux de M. Soubeiran.

M. Millon, toutefois, propose de remplacer la formule $[\text{Hg}^2\text{Cl}^2, 3\text{Hg}^2\text{O}]$ par $[\text{Hg}^2\text{Cl}^2, 4\text{Hg}^2\text{O}]$. Cette correction me paraît exacte; cependant le chimiste du Val-de-Grâce oublie de mentionner qu'elle a déjà été proposée depuis longtemps par M. Thaulow (1).

Mais voici un fait nouveau qui appartient à M. Millon : le bichlorure de mercure n'est pas précipité par le *bichromate de potasse*; les deux sels, dissous ensemble à chaud, donnent de belles étoiles rouges et friables, renfermant $[\text{Cr}^2\text{O}^3]^2, \text{K}^2\text{O} + \text{Hg}^2\text{Cl}^2]$. L'éther en extrait tout le sublimé corrosif.

Passons aux *combinaisons ammoniacales* du mercure.

On connaît depuis longtemps, sous le nom d'*azoture de mercure*, Hg^2N , un composé puce foncé, qu'on obtient en exposant l'oxyde de mercure sec à l'action du gaz ammoniac. Ce composé renferme tous les éléments des deux corps réagissants, moins ceux de l'eau, qui s'en sépare au moment de la réaction; mais si l'on y ramène les éléments de l'eau dans les circonstances convenables, l'azoture de mercure régénère de l'ammoniaque et de l'oxyde de mercure, et sous ce rapport, il se comporte donc comme toutes les amides. Ainsi, par exemple, au contact des acides, il donne toujours un sel mercurique et un sel ammoniacal. M. Plantamour a depuis longtemps publié ces faits (2).

M. Millon a fait réagir à l'état humide l'ammoniaque et l'oxyde de mercure. Il a ainsi obtenu un composé qui, sans être identique à celui de M. Plantamour, en est cependant fort rapproché. Ce nouveau composé constituerait, selon M. Millon, une base particulière formée d'oxyde de mercure, d'ammoniaque et d'eau; elle aurait, entre autres, la propriété d'expulser

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXI, p. 370.

(2) *Annal. der Pharm.*, t. XL, p. 115.

l'ammoniaque des sels ammoniacaux. On va voir que sous ce rapport, son raisonnement n'est pas à l'abri de la critique.

Le produit séché dans l'air sec, dans une atmosphère de chaux, contenait : 85,19—85,85 mercure et 3,18—3,45 azote, nombres d'où M. Millon déduit la formule $[4\text{Hg}^{\text{O}}, \text{N}^{\text{O}}, 2\text{H}^{\text{O}}]$, qui cadre assez bien avec les analyses. Desséché à 130° , il éprouva une perte de 5,53—6,10 et renfermait alors : mercure, 90,57—90,24; azote, 2,90—2,76, c'est-à-dire, selon M. Millon, la formule précédente moins 3H^{O} . Ainsi, le mercure et l'azote seraient restés dans le même rapport; mais il me semble que l'auteur fait erreur, et que les formules ou les dosages doivent être inexacts, car, si la substance ne perd, par la dessiccation, que de l'eau, comment se fait-il que la matière desséchée donne moins d'azote à l'analyse, tandisqu'elle devrait, au contraire, en fournir davantage?

M. Millon a déterminé l'azote à l'état de gaz; pour une matière qui en renferme si peu, le procédé allemand par la chaux sodée eût été peut-être plus avantageux. Les formules $[\text{Hg}^{\text{O}}\text{NH}^{\text{O}} + \text{aq.}]$ (mercure, 85,7; azote, 4,0; perte par la dessiccation, 5,1 p. c.) et $[\text{Hg}^{\text{O}}\text{NH}^{\text{O}}]$ (mercure, 90,3; azote 4,2) ne seraient pas fort éloignées de ses résultats, et ne se distingueraient de la formule de M. Plantamour que par les éléments de l'eau. Probablement la dessiccation avait eu pour effet d'expulser aussi une petite quantité d'ammoniaque, ce qui expliquerait la légère perte d'azote dans les dosages de M. Millon. Les deux formules que je viens de donner me paraissent préférables aux siennes.

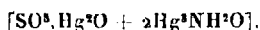
D'ailleurs, la plupart des propriétés attribuées par ce chimiste à son *oxyde ammonio-mercurique* se confondent avec celles de l'azoture de mercure; ainsi, ils se dissolvent tous deux dans les acides en donnant un sel mercurique et un sel ammoniacal. L'azoture explosionne vivement par la chaleur; l'oxyde ammonio-mercurique, projeté sur des charbons ardents, produit un bruit assez fort, mais ce phénomène n'est pas constant. L'oxyde ammonio-mercurique est jaune ou rouge, et brunit par la dessiccation; nous avons dit que l'azoture est d'un puce foncé.

Mais voici un autre fait indiqué par M. Millon, et qu'il me paraît avoir mal apprécié. L'oxyde ammonio-mercurique se

dissout dans une dissolution chaude de nitrate d'ammoniaque et donne lieu à un abondant dégagement d'ammoniaque; la réaction est la même avec une solution de sel ammoniac. M. Millon en conclut que l'oxyde ammonio-mercurique est une base puissante capable de déplacer l'ammoniaque de ses combinaisons; mais qu'est-ce qui lui prouve que cette ammoniaque provenait du nitrate ou du chlorhydrate plutôt que de l'oxyde ammonio-mercurique lui-même? En faisant agir sur ces deux sels simplement de l'oxyde de mercure n'eût-il pas également observé un dégagement d'ammoniaque? Ce déplacement ne peut donc pas se démontrer directement; au reste, j'admets volontiers que l'oxyde ammonio-mercurique est un alcaloïde semblable à l'ammoniaque; on sait que les alcaloïdes s'unissent directement aux sels métalliques, et la composition de certains *deutosels de mercure ammoniacaux* parle extrêmement en faveur de l'opinion de M. Millon. Seulement, je le répète, la formule qu'il attribue à l'oxyde ammonio-mercurique ne me paraît pas exacte. Ce composé rentre aussi dans la catégorie des amides; il existe entre lui (mercuramide) et l'azoture de mercure le même rapport qu'entre la benzamide et le benzonitrile.

M. Millon trouve exacte la composition du *turbith ammoniacal* (1), indiquée par M. Kane $[\text{SO}^3, 3\text{Hg}^2\text{O} + \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4]$. Cependant, il est des circonstances où l'on obtient un turbith ne contenant que 60,06—59,28 mercure et 25,68—28,64 SO^3 ; d'autres fois on y trouve 73,04 et même 79,20 mercure et 14,87, ou 12,41 SO^3 . M. Millon obtient ces produits en dissolvant dans l'ammoniaque tout le sulfate de mercure qu'elle peut dissoudre, et abandonnant ensuite dans une atmosphère close et sèche, saturée de gaz ammoniac. Je ne pense pas que les formules déduites de ses résultats s'appliquent à des composés définis, si ce n'est peut-être la première qui représente 1 éq. de

(1) L'amidure de mercure $\text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4$ n'étant pas connu, on pourrait tout aussi bien représenter le turbith ammoniacal par du sulfate mercurique plus 2 équiv. d'oxyde ammonio-mercurique (mercuramide) avec la formule que j'ai proposée :



Cette composition est semblable à celle du sulfate mercurique biammoniacal.

C. G.

sulfate mercurique, plus 2 éq. d'ammoniaque [$\text{SO}^3, \text{Hg}^2\text{O}, 2\text{NH}^3$]; les autres produits peuvent fort bien n'être que des mélanges de ce dernier sel avec le turbith déjà connu.

Quand on fait passer un courant de gaz carbonique dans de l'eau tenant en suspension l'oxyde ammonio-mercurique, on obtient une poudre jaune, dans laquelle M. Millon a trouvé : mercure, 85,50—84,61; azote, 3,05. Il la représente (1) par [$\text{CO}^2, 3\text{Hg}^2\text{O} + \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4 + \text{aq.}$].

Un semblable produit s'obtient en faisant digérer l'oxalate mercurique, obtenu par double décomposition, avec un excès d'ammoniaque caustique. C'est une poudre jaune et amorphe, qui fait explosion quand on la chauffe. M. Millon y a trouvé : mercure, 84,00—84,86; azote, 3,05—3,10. Formule (2) : [$\text{C}^2\text{O}^3, 3\text{Hg}^2\text{O}, \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4$].

Enfin l'iodate mercurique donne un produit semblable (analyse : mercure, 39,64—39,66; azote, 4,50), pour lequel M. Millon calcule la formule fort compliquée [$\text{J}^2\text{O}^5, 3\text{Hg}^2\text{O} + \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4 + 2(\text{J}^2\text{O}^5, \text{N}^2\text{H}^4\text{O})$].

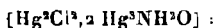
Lorsqu'on précipite le bichlorure de mercure par l'ammoniaque, le précipité blanc varie dans sa composition suivant la durée des lavages; cependant si on lave à l'eau chaude, le produit offre une composition constante et renferme : 85,58—86,08 mercure; 7,59—7,93 chlore et 3,40—3,00 azote; ces résultats sont d'accord avec ceux déjà obtenus par M. Kane (3) [$\text{Hg}^2\text{Cl}^2, \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4, 2\text{Hg}^2\text{O} = \text{Hg}^4\text{ClNH}^2\text{O}$].

Quand on verse peu à peu l'ammoniaque caustique dans une solution aqueuse de bichlorure de mercure, en ayant soin de maintenir ce dernier en grand excès jusqu'à la fin de la réaction, le précipité blanc renferme 75,45—76,04 mercure et 21,53

(1) Ce produit peut, comme le sulfate, se représenter par 1 éq. de carbonate mercurique neutre plus 2 éq. de mercuramide. C. G.

(2) Même observation que précédemment.

(3) Cette formule équivaut aussi à une combinaison de bichlorure de mercure avec la mercuramide :



On trouve donc plutôt dans certaines combinaisons mercurielles le groupement $\text{Hg}^2\text{NH}^2\text{O}$ et non pas celui qu'adopte M. Millon. C. G.

chlore, c'est-à-dire $[3\text{Hg}^2\text{Cl}^2 + \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4]$; c'est, si l'on veut, le corps précédent dans lequel l'oxyde mercurique est remplacé par du chlorure.

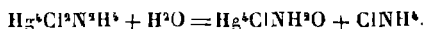
Le précipité qui se produit, en introduisant du bichlorure dans un excès d'ammoniaque et lavant à l'eau froide, est le *chloramidure mercurique* de M. Kane $[\text{Hg}^2\text{Cl}^2, \text{Hg}^2\text{N}^2\text{H}^4]$. Les résultats de M. Millon s'accordent parfaitement avec ceux du chimiste anglais.

M. Millon cite encore la composition de deux autres précipités blancs, qui, à en juger par la préparation, ne me paraissent être autre chose que des mélanges de ce dernier précipité blanc avec le premier.

Dans mon opinion, l'action de l'ammoniaque sur le bichlorure de mercure est entièrement semblable à celle de cet alcaloïde sur beaucoup de corps chlorés organiques : l'hydrogène de l'ammoniaque se porte sur une partie du chlore, pour former HCl, tandis que les éléments restants demeurent en combinaison ; en représentant ce résidu $[\text{NH}^3 - \text{H}]$ par Am, on a :

- 2 éq. de bichlorure de mercure. Hg^4Cl^4
 A. Précipité blanc, par ammoniaque en excès
 (Chloramidure de M. Kane). $\text{Hg}^4(\text{Cl}^2\text{Am}^2)$
 B. Précipité blanc par bichlorure en excès. . . . $\text{Hg}^4(\text{Cl}^3\text{Am})$.

Si on lave à l'eau chaude, le précipité blanc A fixe H^2O et élimine du sel ammoniac ; comme c'est le cas de beaucoup d'amides chlorées, on obtient alors une amide oxygénée ; or :



Je passerai sous silence les considérations théoriques dont M. Millon fait suivre les expériences précédentes ; cependant, si je ne partage pas ses vues à l'égard de la constitution de ces composés, je dois dire qu'il a fixé l'attention des chimistes sur un fait important, sur le rôle de l'oxyde ammonio-mercurique comme groupe unique. Il le compare aux oxydes basiques : il me semble plus exact de l'assimiler à l'ammoniaque et aux alcaloïdes organiques.

F. LADE. — sur la glycyrrhizine.

La glycyrrhizine (1) constitue une poudre jaune, brunâtre, peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante, fort soluble dans l'alcool absolu, insoluble dans l'éther. La solution aqueuse est fort acide.

Elle se combine avec les bases. Avec l'acétate de plomb, elle donne un précipité jaune et floconneux; elle précipite en blanc le nitrate d'argent. De même elle se combine avec la chaux et la baryte.

Sa solution dans les alcalis est précipitée par les acides.

Elle renferme : carbone, 61,26—60,61; hydrogène, 7,39—7,09. M. Lade calcule de ces nombres la formule $C^{36}H^{48}O^{14}$ ou $C^{18}H^{24}O^7$.

Deux combinaisons plombiques ont donné, l'une $[C^{36}H^{44}O^{12} + 2Pb^2O]$, l'autre $[C^{36}H^{44}O^{12} + Pb^2O, H^2O]$, c'est-à-dire dans la notation des types :

Glycyrrhizine. . . . $C^{18}H^{24}O^7$
Sel biplombique. . . $C^{18}(H^{22}Pb)^2O^7$
Sel uniplombique. . . $C^{18}(H^{22}Pb)O^7$.

Quand on la dissout dans l'acide nitrique, et qu'on y verse ensuite de l'eau, il se précipite un corps blanc et caillebotté renfermant $C^{36}H^{46}O^7$. Ce corps est fort peu soluble dans l'eau, toutefois il présente de l'amertume. L'alcool et l'éther le dissolvent. L'acide nitrique concentré ne l'altère pas même par une ébullition prolongée. Sa solution aqueuse ou alcaline précipite un grand nombre de solutions métalliques.

II. SCHWARZ. — sur l'acide de l'huile de palme.

On sait que l'acide gras solide qu'on obtient par la saponification de l'huile de palme, est identique à l'acide éthérique $C^{16}H^{32}O^2$ ou $C^{8}H^{16}O$.

Lorsqu'on le maintient en fusion à l'air, il s'altère légère-

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t IX, p. 224.
Comptes rendus 1847.

ment, et M. Schwarz (1) admet que l'oxygène de l'air lui enlève dans ces circonstances du carbone et de l'hydrogène, de manière à le transformer en un acide $C^{31}H^{62}O^4$ (*acide palmitonique*). Je ne pense pas que, sous ce rapport, les preuves fournies par l'auteur soient assez concluantes.

MULDER. — Sur les combinaisons protéiques.

Le savant professeur d'Utrecht a fait paraître une brochure (2) qui traite de différents points de l'histoire des combinaisons protéiques, et répond aux attaques dirigées contre lui par M. Liebig. Dans cet écrit, rédigé avec beaucoup de mesure, M. Mulder fait ressortir tout ce qu'il y a de regrettable dans la conduite du chimiste de Giessen envers ceux qui osent professer une autre opinion que lui en matière de science; il nous apprend aussi comment M. Liebig a su s'emparer de cette idée, capitale en chimie physiologique, du rôle des végétaux dans la préparation des substances destinées à former le sang des animaux, tandis que lui, M. Mulder, l'avait le premier émise depuis longtemps.

Sous ce rapport, d'ailleurs, je l'avoue volontiers, j'avais moi-même partagé l'erreur des chimistes qui aujourd'hui encore, attribuent cette idée à M. Liebig; c'est que M. Liebig se l'est si bien appropriée dans les deux volumes de chimie physiologique (3), qu'à l'époque où j'en fis traduction, je ne pouvais pas soupçonner qu'elle appartenait à M. Mulder, et je me doutais d'autant moins de la vérité que M. Liebig était allé jusqu'à accuser M. Dumas de lui avoir ravi cette même idée. Je dois donc à la vérité de rétablir ici les droits de M. Mulder, en citant textuellement le passage qui les lui assure, et que M. Mulder rappelle dans sa brochure. Voici comment il s'exprime p. 112 du *Bulle-*

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LX, p. 58.

(2) L'édition allemande que nous avons sous les yeux, est intitulée : *Liebig's Frage sittlich und wissenschaftlich geprüft* (la question de Liebig examinée au point de vue de la morale et de la science.)

(3) *Chimie appliquée à la physiologie végétale et à l'agriculture, et Chimie appliquée à la physiologie animale et à la pathologie*. Paris, chez V. Masson.

tin de Néerlande paru le 30 juillet 1838. « Il paraît donc que les animaux tirent leurs principes constituants les plus essentiels immédiatement du règne végétal. Il se peut que l'albumine végétale contienne le soufre et le phosphore dans une autre proportion que l'albumine animale, la fibrine, etc., mais le corps organique est la protéine même.

« Les herbivores ne sont donc, sous ce point de vue, pas différents des animaux herbivores : tous deux sont nourris par la protéine, par le même corps organique qui est un principe principal dans leur économie.

» Le pouvoir nutritif du pain et des autres aliments qui contiennent de la protéine, est donc bien facile à concevoir. Ils fournissent, sans que la digestion y opère quelque changement, immédiatement une des parties les plus essentielles du corps animal. »

M. Mulder fait remarquer, à la même occasion, qu'il avait adressé lui-même à M. Liebig le numéro du Bulletin contenant ce passage, ce qui n'a pas empêché M. Liebig d'annoncer en 1841, la découverte du rôle des plantes dans la nutrition animale, comme ayant été faite par lui.

Il est inutile de rappeler au lecteur que c'est à M. Mulder qu'on doit les premières nouvelles recherches sur les substances organisatrices, l'albumine, la fibrine, la caséine; et que c'est lui qui, après MM. Gay-Lussac et Thénard, a le premier publié sur ces matières des expériences à la hauteur de la science actuelle. Les travaux postérieurs de M. Schérer n'ont fait que confirmer ses résultats.

Quant à la protéine dont M. Łaskowski, élève de M. Liebig, a contesté l'existence (1) comme principe entièrement exempt de soufre, M. Mulder réfute victorieusement, par de nouveaux arguments, les assertions de ce jeune chimiste. L'espace me manque pour reproduire ici toute cette discussion. Toutefois, si la lecture des observations de M. Mulder me fait pencher aujourd'hui en faveur de son opinion à l'égard de cette substance, je suis loin d'adopter comme établie l'existence de tous ces oxydes particuliers qui dériveraient de la protéine, selon le

(1) *Comptes rendus de travaux de chimie*, 1846, p. 280.

chimiste hollandais. Les produits qu'on obtient avec les substances animales, sous l'influence de la potasse et des autres agents, portent si peu les caractères de substances bien définies, qu'il me semble difficile d'avoir une entière confiance dans les résultats de M. Mulder, quelque consciencieuses que soient ses analyses. Son *hydrate de protéine*, son *hydrate de protoxyde protéique*, son *bioxyde de protéine*, etc., tous ces corps ont une composition et des propriétés tellement rapprochées que les différences pourraient bien tenir à des mélanges. Notez qu'outre l'analyse élémentaire, on n'a presque aucun moyen de s'assurer de la pureté de ces substances.

Je n'insisterai pas davantage sur ces faits que le lecteur pourra mieux apprécier par lui-même dans la brochure de M. Mulder (1).

POGGIALE. — Nouvelles combinaisons du cyanure de mercure.

Quand on ajoute du cyanure de mercure à la dissolution de certains chlorures métalliques, on obtient par l'évaporation, des cristaux qui renferment à la fois les deux sels (2).

Voici les formules données par M. Poggiale à différents composés de ce genre :

Aiguilles prismatiques. $[\text{NH}^4\text{Cl}, (\text{CHgN})^2]$
Lames triangulaires. $[(\text{NH}^4\text{Cl})^2, \text{CHgN}]$

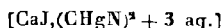
(1) La manière loyale dont M. Mulder s'exprime à l'égard de la diatribe publiée, l'année dernière, par M. Liebig contre M. Laurent et moi, me prouve que je me méprenais sur les intentions de M. Mulder, quand je lui reprochai (*Comptes rendus de l'Académie*, 14 décembre, 1846, t. XXIII, p. 1, 115). de ne pas m'avoir cité, à propos de la correction de la formule du sucre de gélatine. Je suis sûr maintenant que M. Mulder n'avait pas eu connaissance de ma correction; qu'il veuille bien recevoir ici l'expression de mes regrets. Sans doute, M. Mulder ne connaît aussi que par M. Liebig, les quelques mots que j'ai cru devoir répondre aux attaques de M. Berzélius (*Comptes rendus des trav. de chimie*, février 1845): s'il avait pris la peine de les lire lui-même, il aurait vu que je n'ai fait qu'user du droit de légitime défense, contre les invectives échappées à la plume de M. Berzélius. C. G.

(2) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXIII, p. 762.

Aiguilles transparentes.	[NaCl, CHgN]
Prismes quadrangulaires.	[BaCl, CHgN + 2 aq.]
Prismes soyeux.	[SrCl, (CHgN) ² + 3 aq.]
Aiguilles prismatiques.	[CaCl, (CHgN) ² + 3 aq.]
Aiguilles prismatiques.	[MgCl, (CHgN) ² + aq.]
Tables quadrilatères.	[MnCl, CHgN + 1 ½ aq.]
Prismes droits quadrangulaires.	[ZnCl, (CHgN) ² + 3 aq.]
Sel déliquescent, bleu verdâtre.	[NiCl, CHgN + 3 aq.]
Groupes mamelonnés, jaune rougeâtre.	[(CoCl) ² , CHgN + 2 aq.]
Pyramides quadrangulaires.	[Hg ² Cl ² , (CHgN) ²]

Le bichlorure d'étain paraît aussi se combiner avec le cyanure mercurique, mais le produit cristallise d'une manière confuse. Le protochlorure d'étain, au contraire, décompose instantanément ce cyanure, et produit un précipité gris, formé de mercure et d'oxyde d'étain, en même temps que de l'acide cyanhydrique se dégage de la liqueur avec une véritable effervescence.

A la suite de ces résultats, M. Poggiale mentionne une nouvelle combinaison du cyanure mercurique avec l'iodure de calcium,



en belles houppes soyeuses; et une combinaison de mercure et de formiate d'ammoniaque, à laquelle il attribue la formule $[\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^3, 2\text{NH}^3, 2\text{CHgN}]$. Cette dernière composition ne me paraît pas exacte. Il est possible toutefois qu'il y ait dans cette formule une faute d'impression, et que M. Poggiale ait voulu dire $\text{C}^2\text{H}^4\text{O}^4$, ce qui ferait alors, dans notre notation :



Enfin, M. Poggiale a aussi analysé la combinaison du cyanure de mercure et du chromate de potasse. Ce sel cristallise en aiguilles lamelleuses et renferme $[4\text{CHgN}; \text{K}^2\text{O}, \text{Cr}^2\text{O}^3]$.

FAVRE ET SILBERMANN. — Chaleur produite par les combinaisons chimiques.

MM. Favre et Silbermann continuent leurs communications sur la chaleur produite pendant les combinaisons chimiques (1).

VII. Chaleurs spécifiques et chaleurs latentes. — Les auteurs

(1) Voir Comptes rendus des trav. de chimie, 1846. p. 255.

décrivent (1) l'appareil dont ils se sont servis dans deux nouvelles séries de recherches, l'une sur la chaleur spécifique des substances employées, l'autre sur leur chaleur latente.

VIII. *Oxydes de l'azote*.—Ils ont constaté (2) que le charbon, en brûlant dans le protoxyde d'azote, donne 10841 calories, moyenne de six expériences, tandis que dans l'oxygène il n'en donne que 8080.

Ce fait est très-remarquable et prouve à combien d'erreurs on s'expose en prenant pour base, comme on le fait habituellement, dans les calculs de chaleur animale, la quantité de chaleur dégagée par le charbon ou par l'hydrogène brûlant librement dans l'oxygène.

MM. Favre et Silbermann expliquent la production de cet excédant de 3000 calories, par la circonstance que l'oxygène, contenu dans le protoxyde d'azote, y est sous forme condensée (en effet, 2 volumes de ce protoxyde contiennent 1 vol. d'oxygène et 2 vol. d'azote); la molécule d'oxygène libre occupant donc un volume plus considérable qu'un volume d'oxygène en combinaison, doit absorber une certaine quantité de chaleur pour prendre cet état; en brûlant un corps par l'oxygène libre, on obtiendra donc moins de chaleur qu'en le brûlant par la même quantité d'oxygène en combinaison, et cette perte sera représentée par la quantité de chaleur nécessaire pour convertir l'oxygène condensé en oxygène libre. Voilà, ce me semble, tout le sens de l'explication de MM. Favre et Silbermann, dégagée des hypothèses dont ils l'ont accompagnée.

La note que nous avons sous les yeux, donne aussi quelques indications sur la manière dont le protoxyde d'azote, le deutoxyde et l'acide hypoazotique se comportent sous l'influence de la chaleur. 2 vol. de *protoxyde* se décomposent exactement, ainsi qu'on le savait déjà, en 1 vol. d'oxygène et 2 vol. d'azote. Le *deutoxyde* chauffé dans les mêmes conditions ne subit aucune altération; l'*acide hypoazotique* est dans le même cas.

La déflagration du *nitrate d'ammoniaque* a fourni une eau

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 1141.

(2) *Ibid.*, t. XXIII, p. 199.

rendue très-acide par l'acide azotique, du deutoxyde d'azote et de l'azote, en rapports variables.

IX. Carbures d'hydrogène et dérivés. — Dans une autre communication (1), MM. Favre et Silbermann font connaître les chaleurs spécifiques et les chaleurs latentes des carbures d'hydrogène et de leurs dérivés, dont ils ont déjà publié les chaleurs de combustion (2).

L'appareil qu'ils ont employé, leur a donné, pour la chaleur latente de la vapeur aqueuse, les nombres 535,77 — 541,77 — 532,39, résultats fort rapprochés du chiffre 536 déterminé par M. Regnault. Cette coïncidence permet d'avoir confiance dans les résultats suivants.

Hydrogènes bicarbonés.

bouillant à	Chaleur spécifique	Chaleur latente.
205°	0,49385	59,90
250	0 49680	59,70

« Ainsi, ces corps ont la même chaleur spécifique et la même chaleur latente; ce n'est que la différence des points d'ébullition qui apporte des changements dans la chaleur totale. Ces valeurs ne sont donc pas, ici du moins, en raison inverse des poids atomiques, puisqu'elles sont les mêmes pour des formules bien différentes. »

Alcools.

Esprit de bois.	0,67127	263,86
Esprit de vin.	0,64490	208,31
Huile de pommes de terre.	0,58728	121,37
Éthal.	0,51600	58,44

Éthers.

Ordinaire.	0,50342	91,11
Valérique.	0,52117	69,40

Acides.

Formique.	0,60401	120,72
Acétique.	0,50822	101,91
Butyrique.	0,41420	114,67
Valérique.	0,47857	103,52

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 411.

(2) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 257.

Ethers composés.

Éther acétique.	0,48344	105,80
Butyrate de méthylène.	0,46176	87,33

Huiles essentielles de la formule C¹⁰H¹⁶.

Essence de thérébenthine.	0,46727	68,73
Térébène.	0,52409	67,21
Essence de citron.	0,50233	70,02.

C.-C. PERSON. — sur la loi qui règle la chaleur latente de vaporisation.

A l'occasion de la communication précédente, M. Person (1) fait observer que les déterminations de MM. Favre et Silbermann s'accordent, en général, avec une loi énoncée par lui en 1843, et d'après laquelle la chaleur latente de vaporisation serait la même pour les substances bouillant à la même température, et que pour les autres elle suivrait l'ordre des températures d'ébullition. Il existe toutefois, à cet égard, plusieurs anomalies que M. Person cherche à écarter par quelques raisons spécieuses.

MAUMENÉ. — sur les équivalents du chlore, de l'argent et du potassium.

L'auteur (2) déduit, d'une série d'expériences, les nombres suivants que je me bornerai à citer :

Chlore.	443,75	ou	6,25 × 71
Potassium.	487,50		6,25 × 78
Argent.	1350,00		6,25 × 215

Il ne paraît pas connaître la réponse (3) que j'ai faite aux observations de M. Marignac, relativement au poids atomique du chlore; du moins, il ne me fait pas l'honneur de tenir compte de mes arguments, et n'enregistre dans son mémoire que les faits en apparence contraires à ma manière de voir.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 524.

(2) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 80.

(3) *Comptes rendus des trav. de chimie.*, 1846, p. 91.

MAUMENÉ. — Action réciproque des métaux et de l'acide sulfurique concentré.

Lorsqu'on chauffe du cuivre avec de l'acide sulfurique concentré, il se forme, comme toujours, du sulfate et du gaz sulfureux, mais il se produit en même temps une matière brune ou noire qui a fixé l'attention de M. Maumené (1). Dans les premiers moments de la réaction, cette poudre est brune, et constitue du *protosulfure de cuivre* ($\text{Cu}^{\text{I}}\text{S}$); ce dépôt devient bientôt noir, et présente, suivant la durée de la réaction, une composition variable. D'abord il renferme les éléments du protosulfure et du bioxyde [$\text{Cu}^{\text{I}}\text{O}, 2\text{Cu}^{\text{I}}\text{S}$]; puis il perd du cuivre et renferme [$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}, 2\text{Cu}^{\text{II}}\text{S}$]; le produit final est, en général, formé de bisulfure et de bioxyde par équivalents égaux [$\text{Cu}^{\text{II}}\text{O}, \text{Cu}^{\text{II}}\text{S}$].

Le plomb se comporte à peu près comme le cuivre. Le bismuth, l'étain, l'antimoine, l'arsenic, ne donnent aucune trace de sulfure, mais, vers la fin de l'opération, on observe toujours une petite quantité de soufre qui se condense.

J. LIEBIG ET F. WOELLER. — Action de l'acide cyanique sur l'alcool et sur l'aldéhyde.

L'*éther cyanique* (bicyanurate d'oxyde d'éthyle L.; cyanuralcool normal G.), considéré comme l'éther de l'acide cyanique ou de l'acide cyanurique, présentait une composition extraordinaire qui ne s'accordait pas avec celle des autres éthers. MM. Liebig et Woehler viennent de faire disparaître cette anomalie en démontrant que cet éther dérive d'un acide particulier qu'on peut isoler, et auquel ils donnent le nom d'*acide allophanique* (2).

En effet, si l'on dissout dans l'eau de baryte cet éther ou son homologue, la combinaison méthylique, la solution dépose peu à peu des mamelons durs et cristallins en même temps qu'elle se charge d'alcool (3). La réaction s'effectue le mieux quand on

(1) *Ann. de Chimie et de Phys.*, t. XVIII, p. 311.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 291.

(3) M. Laurent me fait observer avec raison que les cristaux obtenus par M. Schlieper en dirigeant les vapeurs cyaniques dans l'huile de

broie l'éther avec de l'eau de baryte et avec de l'hydrate barytique cristallisé. Il faut éviter l'emploi de la chaleur. On filtre le mélange et on l'abandonne pendant plusieurs jours dans un vase fermé.

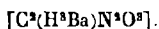
Le sel ainsi obtenu présente une réaction alcaline ; il se dissout dans l'eau d'une manière complète, mais avec difficulté. Si l'on chauffe la solution, elle se trouble déjà au-dessous de 100°, et dépose toute la baryte à l'état de carbonate ; en même temps il se développe du gaz carbonique avec effervescence, et le liquide retient de l'urée entièrement pure.

Soumis à la distillation sèche, le sel dégage du carbonate d'ammoniaque ($\text{CO}_2, 2\text{NH}_3$), sans aucune trace d'eau, en laissant un résidu fondu de cyanate barytique.

Si l'on verse un acide sur le sel, il développe du gaz carbonique avec beaucoup d'effervescence, sans la moindre odeur d'acide cyanique ; la solution ne renferme pas une trace d'ammoniaque, mais il s'y trouve de l'urée.

La solution de ce sel de baryte n'est précipitée ni par le nitrate d'argent ni par l'acétate de plomb neutre. Toutefois, au bout d'une demi-heure, la solution, mélangée avec le sel de plomb, dépose un précipité blanc de carbonate pur.

L'analyse a donné à MM. Liebig et Wöhler des nombres qui s'accordent parfaitement avec la formule $[\text{C}^2\text{H}^6\text{N}^2\text{O}^5, \text{Ba}^2\text{O}]$, ou, dans notre notation :



L'acide allophanique renferme donc $\text{C}^2\text{H}^4\text{N}^2\text{O}^3$ (1).

Si l'on broie l'allophanate barytique à la température ordinaire avec une solution de sulfate de soude, il se produit de l'allophanate sodique. On obtient celui-ci en petits prismes,

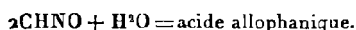
pommes de terre (*Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 345) représentent un autre homologue de l'éther allophanique ; la formule de M. Schlieper est donc à diviser par 3, de manière à devenir $\text{C}^7\text{H}^{14}\text{N}^8\text{O}^3$. C. G.

(1) L'acide allophanique représente l'espèce normale du genre thio-carbamate (*Précis*, t. I, p. 385) dont on obtient l'espèce sulfurée par l'action de l'ammoniaque sur le sulfure de carbone C. G.

si l'on verse de l'alcool dans la solution séparée du sulfate barytique à l'aide du filtre. La solution est alcaline et n'est pas précipitée par le chlorure barytique; mais, par l'échauffement, le mélange dépose du carbonate de baryte. Abandonnée avec de l'acide nitrique, l'allophanate sodique développe du gaz carbonique, et dépose des paillettes de nitrate d'urée.

On peut d'ailleurs obtenir aussi les allophanates de soude et de potasse, en dissolvant l'éther cyanique dans une solution alcoolique de soude ou de potasse.

Si l'on compare la formule de l'acide allophanique avec celle de l'acide cyanique, on remarque que celui-ci n'en diffère que par les éléments de l'eau qu'il renferme en moins :



Les vapeurs cyaniques agissent aussi sur l'aldéhyde. Si on les dirige sur de l'aldéhyde anhydre (il n'en faut employer que quelques grammes, et refroidir avec de la glace pour éviter les projections), la masse entre bientôt en ébullition en dégageant du gaz carbonique, et se concrète en une matière tenace, qui a toute l'apparence du borax calciné; souvent aussi on obtient une masse sirupeuse, où se produisent peu à peu des croûtes cristallines. Ce produit renferme du cyamélide, de l'aldéhydate d'ammoniaque, un nouvel acide, et peut-être encore d'autres produits accidentels.

MM. Woehler et Liebig appellent le nouvel acide *acide trigénique*. On dissout le produit dans l'acide hydrochlorique moyennement concentré, et l'on fait bouillir tant qu'il se développe encore des vapeurs d'aldéhyde; puis on filtre. L'acide trigénique cristallise en petits prismes par le refroidissement. S'il est jaune, on le purifie par le charbon animal.

Cet acide est à peine soluble dans l'alcool, peu soluble dans l'eau. Il fond par la distillation sèche et se charbonne en émettant des vapeurs alcalines qui ont entièrement l'odeur de la *quinoléine*. Quelques réactions que les auteurs ont faites avec le produit condensé, les conduisent à admettre que la quinoléine se produit effectivement dans cette réaction. Il passe aussi de de l'*acide cyanurique*. Au reste, ils ne rendent pas compte de la manière dont ces différents produits prennent naissance.

L'analyse a donné pour l'acide trigénique la composition $[\text{C}^3\text{H}^{12}\text{N}^6\text{O}^3, \text{H}^2\text{O}]$, ou



La solution de cet acide n'est point précipitée par le nitrate d'argent neutre ; mais si l'on ajoute de l'ammoniaque au mélange, il se précipite du *trigénate d'argent* $[\text{C}^3\text{H}^{12}\text{N}^6\text{O}^3, \text{Ag}^3\text{O}]$, ou



Ce sel est pulvérulent et prend à la lumière une teinte violacée. Examiné au microscope, il se trouve composé de petites sphères cristallisées. Il se dissout dans l'eau bouillante, et s'y dépose, par le refroidissement, à l'état pulvérulent. Il perd de l'eau entre 120° et 130° , et devient d'un brun clair. Il fond à quelques degrés au-dessus de 160° , en noircissant et en dégagant une vapeur épaisse qui a l'odeur de la quinquina.

L'acétone paraît éprouver, de la part des vapeurs cyaniques, une action semblable à celle qu'elles exercent sur l'alcool et sur l'aldéhyde.

A. JAMIESON. — sur la composition du sulfocyanogène et sur quelques nouveaux sels sulfurés.

Je m'attendais à trouver dans ce travail, exécuté sous la direction de M. Liebig, une réponse de ce chimiste aux faits scientifiques que M. Laurent et moi avons opposés à ses personnalités (1), et qui étaient venus détruire, d'une manière si complète, tout ce que M. Liebig avait publié sur le mellon et sur les autres radicaux organiques. Mais mon espoir a été déçu : les expériences dont M. Liebig nous avait tant *menacés*, se réduisent à une analyse défectueuse du sulfocyanogène, et à la description de quelques sels nouveaux, étrangers à la question.

Qu'on ne croie pas cependant que M. Liebig cesse pour cela d'enseigner à Giessen la théorie du mellon. Nous avons eu beau démontrer que ce mellon n'existe pas, et qu'on a désigné sous ce nom un corps ternaire renfermant 3 équivalents d'hydrogène, cela n'empêche pas M. Liebig et ses élèves de découvrir l'acide

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 236. — Le mémoire complet est inséré dans les *Ann. de Chim. et de Phys.* t. XIX, p. 85.

sulfomellonique qui se dédouble exactement, par la chaleur, en mellon C^3N^4 et en hydrogène sulfuré.

Mais n'anticipons pas sur les faits, et examinons les expériences dans l'ordre où elles ont été présentées.

M. Jamieson fit bouillir avec de l'eau le corps jaune connu sous le nom de *sulfocyanogène*; il constata ainsi un léger dégagement d'hydrogène sulfuré, et obtint un résidu jaune et pulvérulent en même temps que l'eau se chargeait d'un peu d'acide sulfocyanhydrique et d'un autre corps sulfuré. L'analyse de la poudre jaune lui donna 19,20 — 19,24 carbone, 1,56 — 1,60 hydrogène, 50,88 soufre; l'azote, déterminé d'après le procédé qualitatif, se trouvait être au carbone dans le rapport de 1 : 1. M. Jamieson conclut de ces données la formule $C^4H^4N^4S^4O$.

Nous avons déjà fait remarquer, dans notre mémoire, que le sulfocyanogène pur renferme $C^3HN^3S^3$; il est aisé de voir que les résultats de M. Jamieson ne diffèrent des nôtres que par une petite quantité d'eau. Probablement ce chimiste n'avait pas assez séché sa matière; au reste, l'ébullition prolongée avec l'eau a pu aussi l'altérer, comme l'indique la formation en petite quantité, des substances que nous avons nommées.

Ce qui confirme d'ailleurs notre formule $C^3HN^3S^3$, c'est la manière dont le sulfocyanogène se comporte avec une dissolution d'hydrosulfate de potasse. Selon M. Jamieson, le sulfocyanogène s'y dissout aisément avec dégagement d'hydrogène sulfuré; le liquide se charge de *sulfocyanure, de carbonate et de polysulfure de potassium*, et si l'on neutralise par l'acide acétique, il se produit un abondant dépôt blanc, qui se compose d'un mélange de soufre et d'*acide sulfomellonique*. On lave bien le précipité et on le traite à froid par l'ammoniaque aqueuse qui dissout l'acide en laissant le soufre; on abandonne le liquide filtré dans un lieu chaud, puis on le fait bouillir avec du noir animal jusqu'à ce que le précipité qu'y forment les acides minéraux, soit entièrement blanc.

Cet acide est à peine soluble dans l'eau froide, ainsi que dans l'alcool et l'éther; l'eau bouillante le dissout en petite quantité et le dépose sous forme d'aiguilles très-petites. Il est sans saveur, mais sa solution rougit le tournesol.

M. Jamieson y a trouvé : carbone, 22,60—22,51, hydr., 2,67

— 2,68; azote, 35,15—35,02; soufre, 39,99—39,88. Ces nombres s'accordent parfaitement avec la formule



Cet acide commence à se décomposer entre 140 et 150°; à une température plus élevée, il se décompose, selon M. Jamieson, en hydrogène sulfuré et en mellon. Ce fait ne peut pas être exact, puisque le mellon renferme de l'hydrogène.

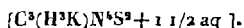
Chauffé avec de l'acide hydrochlorique ou sulfurique, il dégage de l'hydrogène sulfuré, et donne de l'acide cyanurique; l'acide nitrique produit le même effet. On voit que la réaction est celle-ci :



Quand on fait passer du chlore dans la solution du sel de potasse de cet acide, il se forme un précipité que M. Jamieson soupçonne être le *sulfure de mellon*. Il ne l'a d'ailleurs pas examiné davantage.

L'auteur explique la formation de ce nouvel acide (1) en partant d'un sulfure de cyanogène $C^3N^3S^3$ ou C^2N^2S ; mais nous avons prouvé, M. Laurent et moi, qu'une semblable composition est inexacte et que le prétendu sulfure de cyanogène renferme $C^3N^3HS^3$. Au reste, M. Jamieson ne tient pas compte, dans l'appréciation de cette métamorphose, de la formation simultanée du sulfocyanure potassique qui, selon lui, se produit en grande quantité (2).

En saturant l'acide sulfurique à chaud par une lessive assez convenable de potasse et filtrant, on a obtenu des prismes incolores et brillants de *sulfomellonure potassique*. Ce sel est fort soluble dans l'eau et l'acool. Il renferme :



Le sel desséché se décompose, à une chaleur plus élevée, en hy-

(1) Il représente évidemment l'*ammélide sulfuré*.

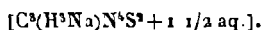
C. G.

(2) Avec notre formule du sulfocyanogène $C^3N^3HS^3$ la réaction s'explique fort bien, puisque 2 éq. de sulfocyanogène, plus 2 éq. d'eau, équivalent à 1 éq. d'acide sulfomellonique + 2 éq. d'acide sulfocyanhydrique + 1 éq. $CO^2 + S^2$.

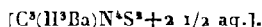
C. G.

drosulfate d'ammoniaque et acide prussique, en donnant un résidu soluble dans l'eau et dont l'acide hydrochlorique sépare un précipité gélatineux.

Le *sulfomellonure sodique* cristallise en larges tables translucides et d'un aspect gras, ou en paillettes nacrées semblables à la cholestérine. Il renferme la même eau de cristallisation que le sel potassique :

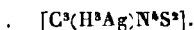


Obtenu par le carbonate barytique et l'acide sulfomellonique, le *sulfomellonure barytique* donne des aiguilles incolores, d'un fort bel éclat adamantin, fort soluble dans l'eau, et contenant :



Le *sel strontique* contient 2 éq. d'eau de cristallisation. Le *sel calcique* en renferme 1 éq., et s'obtient en cristaux brillants de la forme de l'axinite. Le *sel magnésien* s'obtient en aiguilles fort solubles dans l'eau, et contenant 3 éq. d'eau de cristallisation.

Quand on ajoute du nitrate d'argent à une solution ammoniacale d'acide sulfomellonique, il se produit des flocons blancs, volumineux, entièrement insolubles dans l'eau : le précipité ne noircit pas à la lumière et supporte une température de 100° sans se décomposer. Il renferme :



Sa composition est donc analogue à celle de l'ammélide argentique; c'est celle du dernier sel, l'oxygène étant remplacé par du soufre.

A. CHEVALLIER. — Effets des émanations arsenicales.

L'auteur (1) discute les maladies auxquelles sont sujets les ouvriers qui préparent le vert arsenical ou qui emploient ce produit dans la fabrication des papiers peints.

RAEWSY. — Composés platiniques dérivés du sel vert de Magnus.

Une note (2) relative aux réactions du sel vert de Magnus

(1) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XXIII, p. 517.

(2) *Ibid.*, t. XXIII, p. 353.

(combinaison d'équivalents égaux de protochlorure de platine et d'ammoniaque NH^3PtCl) donne quelques indications nouvelles sur ce composé intéressant. Elle confirme aussi la composition du sel nitrique de M. Gros [$\text{N}^2\text{O}^5, 2\text{N}^3\text{H}^6, \text{Pt}^2\text{Cl}^2, \text{O}$]. Si l'on fait agir un grand excès d'acide nitrique sur le sel vert, il se produit, selon M. Raewski, un autre sel nitrique renfermant [$\text{N}^2\text{O}^5, 2\text{N}^3\text{H}^6, \text{Pt}^2\text{Cl}, \text{O}_2$]. Ce dernier appartiendrait à une nouvelle série de combinaisons, différentes de celles qui ont été décrites par MM. Gros et Reiset. N'ayant pas à ma disposition les détails de ces expériences, j'ignore jusqu'à quel point les assertions de l'auteur sont exactes.

BECQUEREL. — Décomposition des sels de potasse et de soude par le concours simultané du fer ou de la fonte, de l'eau et de l'air.

On sait que les actions combinées de l'air, de l'eau et du sulfate de soude sur un morceau de fer qui plonge entièrement dans la solution, suffit pour décomposer le sulfate; il se forme du protosulfate de fer qui est immédiatement décomposé par la soude mise à nu, et le précipité passe peu à peu à l'état de peroxyde hydraté (1), mais il n'en est pas de même quand le fer n'est plongé qu'en partie: il se produit alors du protosulfate qui reste en dissolution, tandis que la soude sort de celle-ci pour se placer sur la partie non immergée du métal, où elle attire l'acide carbonique de l'air et forme, très-près du liquide, des houppes soyeuses de carbonate.

M. Becquerel considère ce phénomène comme purement électro-chimique, la partie non immergée du métal étant le pôle positif, et l'autre le pôle négatif d'un couple voltaïque. Comme la soude sort ainsi du liquide sans réagir sur le sel ferreux, ce physicien admet qu'il y a là un véritable effet de transport électrique.

M. Becquerel a aussi examiné la question de savoir si cette formation du carbonate de soude ne pourrait pas s'utiliser comme procédé industriel. Les résultats auxquels il est arrivé

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 1065.

lui font penser que ce procédé ne saurait être l'objet d'une exploitation en grand; que cependant on pourrait l'employer avec succès sur le bord de la mer et presque sans frais pour des besoins personnels ou pour de petites exploitations, puisqu'il n'exige que des morceaux de vieille fonte, des bassins et un abri.

MALAGUTI. — sur l'amidon normal des toiles de chanvre.

M. Malaguti (1) a constaté que les fils de chanvre renferment souvent une petite quantité d'amidon normal, de sorte que les toiles qui en ont été fabriquées peuvent bleuir par l'iode, sans avoir été collées avec de l'amidon. Il a reconnu, par un grand nombre d'expériences, que les toiles naturellement amy lacées abandonnent à l'eau bouillante 1 milligr. environ d'amidon par centimètre carré, tandis que les toiles collées à l'amidon en cèdent 3^{mill.},50. Un moyen technique de distinguer les toiles, sous ce rapport, consiste dans l'emploi successif du charbon animal et de l'iode; c'est que le charbon peut absorber environ neuf millièmes de son poids d'amidon dissous.

KUHLMANN. — Expériences concernant la théorie des engrais.

Les nouvelles expériences auxquelles s'est livré M. Kuhlmann (2), se rapportent à plusieurs questions d'agriculture fort importantes.

L'activité imprimée à la végétation par les engrais azotés est-elle proportionnelle à leur teneur en azote? M. Kuhlmann pense que cette proportionnalité peut être admise quand il s'agit de matières azotées qui ne renferment pas de matières minérales, et que, d'ailleurs, les aliments minéraux nécessaires aux plantes sont suffisamment abondants dans le sol. Ensuite, les conditions d'humidité et de chaleur influent aussi sur l'efficacité

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 168.

(2) *Annal. de Chim. et de Phys.* t. XXIII, p. 135.

des engrais azotés; de même, il faut tenir compte de leur décomposition plus ou moins prompte.

Le nitrate de soude paraît devoir la plus grande partie de son action, comme engrais, à l'azote qu'il renferme.

L'influence des phosphates et des substances salines en général qui entrent dans la composition des cendres végétales, est lente et difficile à constater par les résultats d'une seule récolte; M. Kuhlmann pense qu'elle se répartit sur un plus grand nombre d'années, et se trouve dominée davantage par les circonstances atmosphériques.

Il a voulu s'assurer si des matières organiques non azotées, employées comme engrais, augmentaient les récoltes. Le sucre de fécule, les tourteaux imprégnés d'huile, n'en ont aucunement modifié le rapport.

Enfin, M. Kuhlmann a cherché aussi quelle pouvait être la limite de l'efficacité de ces sels quant à la durée. Il a reconnu, en ce qui concerne les sels azotés, soit les nitrates, soit les sels ammoniacaux, que leur influence sur la végétation ne dépasse pas sensiblement la durée d'une année, si on les emploie à peu près dans la proportion de 250 kilogrammes par hectare.

M. Kuhlmann termine son mémoire par quelques considérations économiques sur la question de savoir si, dans les conditions actuelles de prix, l'emploi comme engrais des nitrates ou des sels ammoniacaux présente quelque avantage.

CH. DAUBENY. — Expériences concernant les assolements.

Une longue série de recherches a été faite par M. Daubeny sur les assolements et sur les quantités de principes minéraux enlevés au sol par les plantes, dans différentes circonstances (1).

Voici comment on peut en résumer les résultats.

La diminution des récoltes doit être attribuée à l'insuffisance des principes nutritifs organiques, comme à celle des substances

(1) *Philos. Transact.*, part II, p. 179—252, et en extrait dans *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX, p. 83

minérales nécessaires aux plantes. Toutefois les matières organiques n'entrent pas comme telles dans la composition des parties végétales; ces matières se décomposent, et en offrant ainsi aux plantes d'abondantes provisions d'acide carbonique et d'ammoniaque, elles les rendent aptes à puiser dans le sol une plus grande quantité de substances minérales nutritives. C'est probablement à cette circonstance qu'il faut attribuer les avantages que présente, dans les assolements, la culture des légumineuses ou d'autres plantes qui produisent plus de substance organique que les céréales, et contribuent ainsi à fertiliser le sol par les parties décomposables qu'elles y laissent.

Lorsqu'un engrais améliore un terrain, comme c'est le cas des os, du guano, etc., qui doivent leur efficacité aux phosphates, il ne faut pas en conclure que le terrain renferme ces principes minéraux en petite quantité; car ils pourraient s'y trouver en abondance, mais sous une forme impropre à l'assimilation. Dans ce dernier cas, l'agriculteur a plusieurs moyens d'amender le sol : il peut y ajouter les mêmes principes sous une forme qui en permette l'absorption immédiate par les plantes; il peut laisser la terre en jachère, afin que, dans cet intervalle, les principes minéraux se désagrègent et se décomposent davantage, jusqu'à ce qu'ils aient acquis eux-mêmes cette forme; il peut, par des moyens mécaniques, favoriser l'action de l'air et de l'humidité, et faciliter ainsi la désagrégation du sol.

Les faits précédents démontrent que, dans la préparation des engrais, soit minéraux soit organiques, il faut surtout viser à rendre solubles les parties destinées à l'assimilation végétale

On a admis que les plantes possédaient la faculté de remplacer les alcalis ou les parties terreuses par certains autres principes, quand les premiers manquaient dans le sol. Cette substitution, dit M. Daubeny, ne s'effectue pas toujours d'après les éléments chimiques. Ainsi, l'analyse des cendres d'une même plante, provenant de trois récoltes, a donné chaque fois une somme de bases minérales qui était sensiblement la même, tandis que les proportions en étaient souvent fort différentes. Cette circonstance s'est surtout présentée pour la chaux et la magnésie, la première étant souvent remplacée par un excès de

l'autre; de même, la seconde s'est quelquefois trouvée substituée à la potasse en quantités non équivalentes. Sous ce rapport, d'ailleurs, on n'a observé aucune relation fixe. Ensuite, M. Daubeny a remarqué que l'eau chargée d'acide carbonique extrait en général des différents terrains plus de soude que de potasse; et cependant c'est surtout la potasse qu'on trouve dans les cendres des plantes, ce qui semble assigner à cette dernière un rôle plus important dans l'économie végétale.

Voici encore un autre fait non moins digne d'attention. La soude paraît se trouver sous forme de carbonate dans beaucoup de terrains; on n'en trouve, au contraire, que des traces à l'état de chlorure. Néanmoins beaucoup de cendres végétales ne renferment qu'une proportion de soude égale à celle qu'il faudrait pour former du chlorure avec le chlore contenu dans les mêmes cendres. On est conduit à penser, d'après cela, que le sel marin doit son efficacité principalement au chlore. Au reste, la solution définitive de toutes ces questions exige encore de nombreuses expériences, car nous sommes bien loin de connaître la constitution normale des plantes cultivées.

H. BRACONNOT. — Action délétère exercée sur la végétation par certaines substances.

Plusieurs expériences rapportées par l'auteur (1) semblent indiquer que certains acides très-étendus (oxalique, tartrique, bitartrate de potasse, vinaigre, sulfurique, hydrochlorique) exercent sur la végétation une action pernicieuse. Suivant le même savant, l'urine étendue de beaucoup d'eau lui serait aussi défavorable. Je me borne à appeler l'attention des agronomes sur les faits singuliers signalés par M. Braconnot.

BOUSSINGAULT. — Influence du sel, ajouté à la ration, sur le développement du bétail.

Les expériences consignées dans ce mémoire (2) ne sont pas favorables à l'opinion des agronomes qui considèrent le sel

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 157.

(2) *Ibid.*, t. XIX, p. 117.

comme indispensable à l'élève du bétail ; elles démontrent, au contraire, la nullité d'action de ce corps, ajouté à la ration, sur la production du poids vivant.

BOUSSINGAULT. — Expériences statiques sur la digestion.

On sait que la digestion se compose de deux ordres de phénomènes ; elle remplace les matériaux du sang incessamment détruits par la respiration, en même temps qu'elle restitue ou qu'elle ajoute de nouvelles parties à l'organisme. Les produits de la digestion doivent donc suffire, d'une part, à la combustion respiratoire, et de l'autre à l'assimilation. M. Boussingault (1) a voulu comparer directement par l'expérience le poids de la matière alimentaire ingérée avec le poids de la matière digérée ou en voie de digestion, afin d'en conclure, par différence, celui de la matière assimilée dans l'organisme ou éliminée par les voies respiratoires.

Les observations ont été faites sur des canards. Elles font voir que l'albumine, la fibrine, le caséum, bien qu'absorbés en proportion considérable par les voies digestives, ne fournissent pas assez d'éléments combustibles à l'organisme ; quand elles sont données seules, ces substances deviennent donc des aliments insuffisants. Pour qu'elles nourrissent complètement, il faut qu'elles soient unies à des matières qui, une fois parvenues dans le sang, y brûlent en totalité, sans se transformer en corps qui sont aussitôt expulsés, comme cela arrive à l'urée et à l'acide urique. Aussi ces substances alimentaires essentiellement combustibles, telles que l'amidon, le sucre, les acides organiques, et peut-être aussi la gélatine, entrent-elles toujours pour une proportion plus ou moins forte dans la constitution des aliments substantiels. Bien entendu, les aliments de respiration ne pourraient pas non plus être substitués en totalité aux substances albuminoïdes ; il faut au contraire que ces deux genres d'aliments se trouvent toujours ensemble.

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 444.

J. DUMAS, LASSAIGNE, LIEBIG. — sur le transport du phosphate de chaux dans les êtres organisés.

Selon M. Dumas (1), l'acide carbonique est le dissolvant qui fait pénétrer dans les plantes le phosphate calcaire. Des lames d'ivoire, enfermées dans des bouteilles d'eau de Seltz, s'y sont ramollies dans vingt-quatre heures tout comme dans l'acide hydrochlorique dilué. Cette action explique le rôle de l'émail des dents, destiné, par le fluorure de calcium qu'il renferme, à en protéger la substance osseuse contre l'action de l'acide carbonique dégagé du poumon et dissous par la salive.

Suivant les expériences de M. Lassaigue (2), l'eau saturée de gaz acide carbonique à 10°, et à la pression ordinaire, dissout 0,00070 de son poids de sous-phosphate calcaire pur. L'eau chargée de bicarbonate de chaux en dissout aussi des quantités très-faibles.

M. Liebig (3) rappelle qu'il a déjà lui-même admis ce rôle de l'acide carbonique dans l'économie des plantes.

Au reste, la solubilité du phosphate calcaire dans l'eau chargée d'acide carbonique a déjà été remarquée depuis longtemps par MM. Berzélius et Thénard.

LASSAIGNE. — Expériences sur l'air confiné dans les écuries.

La proportion de l'acide carbonique exhalé par le cheval en une heure forme, selon M. Lassaigue (4), environ le tiers du volume du corps, ou 219^{me},72; elle est à celle exhalée par l'homme dans le même temps comme 12,3 : 1. L'air limité des écuries où sont renfermés des chevaux contient, à différentes hauteurs, la même proportion d'acide carbonique. L'auteur insiste dans son travail sur plusieurs mesures qui intéressent sous ce rapport l'hygiène du cheval.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XXIII, p. 1018.

(2) *Ibid.*, p. 1017.

(3) *Annal. der Chem. und. Pharm.*, t. LXI, p. 128.

(4) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 1108.

A. DAUBREE. — sur la distribution de l'or dans le lit du Rhin.

Le gravier le plus habituellement exploitable est celui qui se trouve déposé à quelque distance à l'aval d'une rive ou d'une île de gravier que le courant corrode, et qui est le produit de cette corrosion. C'est seulement à l'amont de ces bancs, au milieu du gros gravier et sur une épaisseur très-faible, rarement supérieure à 15 centimètres, que l'or est concentré. Les paillettes sont toujours accompagnées de fer titané. En dehors du lit actuel, on trouve encore l'or dans les anciens dépôts du fleuve qui forme une zone de quatre à six kilomètres de largeur. Le sable qu'on exploite, a habituellement une richesse de treize à quinze cent millièmes. Les paillettes sont toujours très-minces, car il en faut dix-sept à vingt-deux pour faire le milligramme. Quoique la teneur du lit du Rhin soit comparativement assez faible, la quantité totale d'or dans ce gravier est considérable; M. Daubrée l'évalue à 52,000 kilogrammes pour toute la plaine du Rhin entre Bâle et Manheim (1).

C.-C. PERSON. — sur la fusion des alliages.

Il faut distinguer parmi les alliages ceux qui se décomposent en se solidifiant de ceux qui sont stables et qui restent parfaitement liquides, comme des métaux purs, jusqu'à leur point de solidification. Pour les premiers, il est difficile de déterminer la chaleur de fusion. Suivant M. Person (2), on peut assigner d'avance la chaleur nécessaire à la fusion d'un alliage stable, quand on connaît celle qu'exige chacun des métaux composants; on la trouve à l'aide de la formule

$$(160 + t)l = 1.$$

Dans cette formule, t est la température quelconque où la fusion s'effectue; l est la dépense de chaleur nécessaire pour produire la fusion, c'est un certain nombre de calories variable

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXII, p. 639

(2) *Ibid.*, t. XXIII, p. 629.

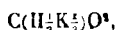
avec t ; enfin d est la différence $C - c$ des chaleurs spécifiques à l'état liquide et à l'état solide.

BINEAU. — Sur les biformiates de potasse et de soude.

M. Bineau (1) a constaté dans l'acide formique cette aptitude à former des sels acides qui se fait bien remarquer dans leurs homologues des ordres les plus élevés.

Il obtint le *biformiate potassique* en faisant dissoudre du formiate neutre dans de l'acide formique très-concentré et chaud. Des aiguilles cristallines se déposèrent pendant le refroidissement. Elles furent débarrassées du liquide adhérent par la pression plusieurs fois répétée entre des feuilles de papier buvard.

L'analyse y indiqua les rapports



ou bien $[C^2H^2O^3, H^2O + C^2H^2O^3, K^2O]$. Ce sel cristallise facilement, n'a pas d'odeur, possède une saveur fortement acide, tombe rapidement en déliquescence à l'air, se dissout abondamment dans l'acide formique, dans l'alcool et dans l'eau. La dissolution aqueuse de ce sel, surtout quand elle est fort étendue, abandonne une portion de l'acide par l'évaporation au bain-marie.

Le *biformiate sodique* s'obtient de la même manière en cristaux confus, d'une saveur très-acide, d'une grande solubilité, d'une tendance extrême à la déliquescence. Non-seulement il se trouve, pour la majeure partie, ramené à l'état de sel neutre quand on le dissout dans une grande quantité d'eau et qu'on évapore la solution, mais, de plus, la seule expression des cristaux suffit pour leur enlever une partie de leur acide et pour les faire effleurir.

BINEAU. — Recherches sur les relations des densités de vapeurs avec les équivalents chimiques.

Les expériences rapportées dans ce mémoire concernent prin-

(1) *L'Institut*, n° 665, 30 sept. 1846, p. 326.

cipelement l'acide acétique, l'acide formique et l'acide sulfurique (1).

M. Bineau a déterminé avec une grande précision la pesanteur spécifique de la *vapeur acétique* à une température peu élevée. Il a reconnu que la différence de dilatabilité par la chaleur qui existe entre la vapeur acétique et l'air, et que M. Cahours avait mise dans tout son jour pour l'intervalle de température compris entre 125 et 250°, que cette différence est bien plus prononcée encore aux températures modérées ; car alors, pour une même variation thermométrique, la vapeur acétique, même sous des pressions éloignées de celles qui détermineraient sa liquéfaction, se dilate ou se contracte deux fois à deux fois et demie autant que l'air. Ensuite, la vapeur acétique froide est loin d'obéir à la loi de Mariotte ; car sa densité, par rapport à l'air dans les mêmes conditions, augmente notablement à mesure que la pression devient plus forte, la température restant d'ailleurs constante.

M. Bineau avait trouvé, par des expériences antérieures (2), que le poids spécifique de la *vapeur formique* était de 2,13 à 115 ou 118 degrés sous la pression de 0^m,657, ou bien à une température un peu moindre sous une pression un peu plus faible. Les recherches de M. Cahours sur l'acide acétique ont amené ce savant à présumer, par analogie, qu'à un degré de chaleur élevé, la vapeur de l'acide formique, comme celle de l'acide acétique, correspondrait à $\frac{\text{CH}^2\text{O}^2}{2}$. M. Bineau

démontre par de nombreuses expériences la justesse de cette prévision. A 184° et 750^{mm} la densité de la vapeur formique est de 1,68 ; à 216° et 690^{mm} elle a été trouvée égale à 1,61.

La dilatation de l'*acide sulfurique* gazéifié n'est pas moins anormale que celle des vapeurs acétique et formique. Ainsi on a trouvé :

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XVIII, p. 226.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XIX, p. 798.

Températures	densités	pressions atmosphériques.
332°	2,50	752
345	2,24	745
365	2,12	745
416	1,69	746
498	1,68	748

En supposant que SO^3 s'unit directement à H^2O sans condensation, on arriverait à une densité de 1,64. La formule SH^2O^3 correspond donc à 4 volumes.

Ces expériences sont d'une haute importance pour la théorie chimique, et démontrent la nécessité de modifier nos idées sur la valeur de l'équivalent des acides considérés comme bibasiques (1).

(1) Lorsque je proposai de modifier les équivalents chimiques, dans le but de les rendre comparables, mon idée dominante était de prendre toujours pour équivalent le poids d'un même volume de tout corps, simple ou composé.

La question se simplifierait beaucoup, si tous les corps affectaient le même état, s'ils étaient tous ou solides ou liquides ou gazeux, et que, de plus, leur volume ne fût pas assujéti à certaines conditions de chaleur et de pression. Mais malheureusement il n'en est pas ainsi, et l'on est obligé de choisir, parmi les différents volumes que le même poids d'un corps peut présenter, celui où les molécules se trouvent dans l'état de plus grande division possible. Nous pouvons, jusqu'à un certain point, atteindre cette limite dans les gaz, ainsi que dans les corps liquides et solides, susceptibles d'être gazéifiés; cependant lorsque la température d'ébullition de ces derniers est fort élevée, comme c'est par exemple le cas du soufre et du phosphore, nos instruments ne nous permettent pas d'arriver à cet état d'extrême division. Il faudrait pouvoir prendre la densité de vapeur de ces corps à des températures excessivement élevées.

Si nous appelons *molécule* le groupe d'un certain nombre d'atomes inséçables maintenus ensemble par l'attraction inhérente à la matière, il est évident qu'en poussant la division d'un corps, par la chaleur, par exemple, jusqu'à la dernière limite du possible, nous pourrions apprécier, par la comparaison des poids spécifiques, quel sera le poids relatif de sa molécule. Une molécule est toujours un *groupe* d'atomes; une molécule peut s'isoler, mais un atome ne reste jamais seul, il est au moins associé à un autre atome; une molécule peut se scinder en deux ou en plusieurs autres plus simples, mais la molécule la plus simple, la *molécule ultime*, renfermera toujours au moins deux atomes. Ces atomes sont ou de qualité semblable ou de qualité différente; une molécule d'oxygène

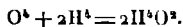
**REGNAULT. — Recherches sur la compressibilité
des fluides élastiques.**

On regarde généralement la loi de Mariotte comme vérifiée directement jusqu'à 27 atmosphères, et l'on pense que cette loi

est composée d'atomes similaires, elle en renferme deux au moins; une molécule d'oxyde de carbone se compose d'atomes dissemblables, elle contient au moins un atome d'oxygène et un atome de carbone. La molécule d'oxygène est donc OO , la molécule d'oxyde carbonique est CO . Dans les décompositions chimiques les atomes dissemblables s'échangent.

En déterminant la pesanteur spécifique des gaz simples ou composés, dilatés jusqu'à la dernière limite, nous prenons le poids de leur molécule la plus simple; en prenant la pesanteur spécifique des mêmes corps à l'état liquide ou solide, ou à l'état de vapeur non dilatée jusqu'à la dernière limite, nous prenons le poids d'une certaine somme de semblables molécules simples.

Il se peut donc très-bien que la densité de la vapeur de soufre, par exemple, ne représente pas le poids de la molécule ultime, mais qu'elle s'applique à un agrégat de semblables molécules. Ainsi, la molécule ultime d'oxygène étant exprimée, je suppose, par O^4 , celle du soufre serait aussi S^4 ; mais nos instruments ne nous ont permis jusqu'à présent que de peser un agrégat de trois semblables molécules S^3 ou $3 S^4$. Cet agrégat constitue-t-il une seule molécule complexe (polymère), ou un assemblage de trois molécules non combinées? c'est ce que l'expérience n'a pas encore décidé pour le soufre. Quoi qu'il en soit, on peut toujours prendre pour équivalent le poids de la molécule ultime tant des corps simples que des corps composés; si O^4 par exemple représente la molécule ultime de l'oxygène, H^4 celle de l'hydrogène, la formation de l'eau dont la molécule ultime est H^2O^2 dans la même notation, devra se représenter par



Une molécule d'oxygène et deux molécules d'hydrogène donnent deux molécules d'eau; ou, ce qui revient au même, 4 volumes d'oxygène et 2 volumes d'hydrogène forment 2 volumes de vapeur d'eau. Volume devient alors synonyme avec molécule. Cela revient à dire qu'en prenant pour unité de comparaison 4 volumes de gaz, il faut représenter l'équivalent de l'hydrogène par H^4 , celui de l'eau par H^2O^2 etc.

En adoptant 2 volumes comme je le fais habituellement, il est évident qu'on aurait O^2, H^2, H^2O etc. Cependant comme rien ne nous dit que le nombre des atomes dans la molécule ultime d'un corps simple est 2, 3, 4

peut être étendue, sans erreur notable, beaucoup au-dessus de cette limite. Suivant M. Pouillet (1), l'oxygène, l'azote, l'hydrogène, le bioxyde d'azote et l'oxyde de carbone suivent la même loi de compression que l'air atmosphérique; les gaz coercibles, tels que le gaz sulfureux, l'ammoniaque, l'acide carbonique et le protoxyde d'azote, commencent à être notablement plus com-

plutôt qu'un autre, comme l'expérience ne donne que de *simples rapports*, mais jamais des nombres absolus, il peut arriver qu'en poursuivant rigoureusement la même notation, on obtienne pour certains corps des nombres fractionnaires. Ainsi, par exemple, si on écrit l'acide hydrochlorique $\text{HCl} = 2$ volumes, l'ammoniaque $\text{NH}^3 = 2$ volumes, le sel ammoniac $[\text{NH}^3 + \text{HCl}]$ représente 4 volumes; une notation rigoureuse devra donc écrire ce sel : $\text{N}^1_2\text{H}^2\text{Cl}^2_2$ ou $\frac{\text{NH}^3\text{Cl}}{2}$. De même, l'anhydride sulfurique $\text{SO}^3 = 2$ volumes, s'unissant à $\text{H}^2\text{O} = 2$ volumes, pour former l'acide sulfurique $\text{SH}^2\text{O}^4 = 4$ volumes, d'après les expériences de M. Bineau, il faut écrire cet acide $\text{S}^2_2\text{H}^2\text{O}^4$ ou $\frac{\text{SH}^2\text{O}^4}{2}$.

Je serais même porté à dédoubler l'équivalent du soufre et à le mettre égal à celui de l'oxygène; on aurait alors S^2O^3 gaz sulfureux, S^2O^3 anhydride sulfurique, SH^2O^3 acide sulfurique. Il faut songer que les chromates et les sulfates sont isomorphes; et dans ma notation l'oxyde chromique devient Cr^4O^3 , l'anhydride chromique Cr^2O^3 . D'ailleurs, écrire l'hydrogène sulfuré H^2S^2 et l'eau H^2O ne serait pas bien extraordinaire, car il y a une différence énorme entre les oxydes et les sulfures correspondants. Voyez par exemple, parmi les corps organiques, quand les corps oxygénés sont neutres (alcool), les corps sulfurés correspondants (mercaptan) manifestent des propriétés acides bien tranchées.

La densité de vapeur de l'acide sulfurique et les observations de M. Bineau sur les formiates acides démontrent combien nos idées sur les acides sont encore incomplètes. On ne peut nier qu'il n'y ait une différence très-grande entre les acides dits monobasiques et ceux qui sont bibasiques, comme l'acide sulfurique; cependant cette différence ne tient pas, comme on le voit, à ce que, dans les acides monobasiques, il n'y aurait, par exemple, qu'une seule molécule d'hydrogène pouvant être échangée pour du métal. J'avais pensé jusqu'à présent qu'il en était ainsi, mais les expériences de M. Bineau ébranlent fortement cette opinion.

Appliquées aux acides organiques, les conséquences qui découlent de ces expériences, sont très-graves, et nous obligent à modifier nos idées sur la basicité des acides. C. G.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 787.

pressibles que l'air atmosphérique, dès que leur volume est réduit au $1/3$ ou au $1/4$; les gaz hydrogène protocarboné et bicarboné qui ne se liquéfient pas sous la pression de 100 atmosphères à une température de 8 ou 10°, ont néanmoins une compressibilité sensiblement plus grande que celle de l'air.

Comme la loi de contraction des gaz est une loi fondamentale qui domine presque tous les phénomènes de la chaleur, M. Regnault a voulu, par de nouvelles expériences très-précises, s'assurer de l'entière vérité du principe de Mariotte. Ses expériences concernent l'air atmosphérique, le gaz azote, le gaz acide carbonique et le gaz hydrogène.

Quant à l'air atmosphérique, M. Regnault est amené à conclure qu'il ne suit pas rigoureusement la loi de Mariotte, et qu'il se comprime réellement un peu plus que cela ne devrait avoir lieu d'après cette loi. Les écarts sont d'ailleurs assez considérables, pour pouvoir être mesurés avec certitude; ainsi on a trouvé, dans plusieurs expériences, une différence de 114 millimètres entre la force élastique observée et celle qu'on déduirait de la loi de Mariotte.

L'air n'étant pas un gaz simple, mais un mélange de deux gaz, on pouvait être porté à attribuer à cette circonstance les écarts précédents. M. Regnault a donc aussi expérimenté avec le gaz azote pur. Mais les mêmes anomalies se sont présentées.

Les différences ont été plus considérables avec le gaz acide carbonique; selon M. Regnault, la loi de Mariotte ne peut pas même être considérée comme une loi approchée, lorsqu'on observe ce gaz sous des pressions un peu considérables.

Le gaz hydrogène ne la suit pas mieux que l'air atmosphérique; mais, ce qui est très-remarquable, il s'en écarte en sens contraire. Ainsi, tandis que l'air atmosphérique et tous les gaz étudiés jusqu'ici se compriment plus que cela ne devrait être, d'après la loi de Mariotte, le gaz hydrogène éprouve une compression moindre que celle qui serait donnée par cette loi, et sa compressibilité diminue à mesure que la pression augmente.

M. Regnault ajoute: « Nous sommes habitués à regarder la loi de Mariotte comme l'expression mécanique de l'état gazeux parfait. Lorsqu'un gaz ne suit pas rigoureusement cette loi, et que sa compressibilité est plus grande qu'elle ne devrait l'être,

nous considérons le gaz comme un *fluide élastique imparfait*. C'est ce qui avait déjà été reconnu pour un grand nombre de gaz ; mes expériences montrent que cette circonstance se présente même pour l'air et pour le gaz azote. Pour tous ces gaz, la loi de Mariotte doit être considérée comme une *loi limite* qui n'est rigoureusement observée que quand les gaz sont infiniment dilatés, et dont ils s'écartent d'autant plus qu'on les observe dans un état de plus grande condensation.

» Ces considérations se trouvent profondément modifiées par mes expériences sur le gaz hydrogène. Si la loi de Mariotte était l'expression mathématique de l'état gazeux parfait, le gaz hydrogène constituerait un *fluide élastique plus que parfait*. Ce fluide suivrait encore la loi de Mariotte à la limite, c'est-à-dire lorsqu'il serait extrêmement dilaté ; mais il opposerait une résistance élastique d'autant plus grande, que son état de condensation serait devenu plus considérable. » Et plus loin : « Je pense qu'il existe, pour chaque gaz pris dans un état de condensation déterminé, une température à laquelle il suit sensiblement la loi de Mariotte pour des variations restreintes de pression. Au-dessous de cette température, le gaz, toujours dans le même état de condensation, s'écartera de la loi de Mariotte, en présentant une compressibilité plus grande que celle déterminée par cette loi ; c'est ce que nous reconnaissons, à la température ordinaire, pour l'air, l'azote, l'acide carbonique, etc. Au contraire, au-dessus de cette température, le gaz, pris toujours dans le même état de condensation, présentera une compressibilité plus faible que celle qu'on déduit de la loi. Le gaz se trouvera alors dans le cas qui est réalisé par le gaz hydrogène à la température ordinaire. »

**WALCHNER, O. HENRY ET CHEVALLIER, FIGUIER. —
Présence du cuivre et de l'arsenic dans les minerais
de fer, dans les dépôts des sources minérales, etc.**

M. Walchner (1) a constaté que les minerais de fer, si répandus à la surface du globe, renferment toujours du cuivre et de

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 612.

l'arsenic. Ces deux métaux existent même en si grande quantité dans certains minéraux que ceux-ci donnent un mauvais fer.

Ayant observé la présence de ces métaux dans l'hydrate naturel de peroxyde de fer, dans le fer spathique, ainsi que dans les minerais oolithiques et pisiformes des terrains jurassiques, minerais que M. Walchner considère comme des dépôts formés par d'anciennes sources ferrugineuses, ce savant a été conduit à analyser les fers limoneux des dépôts actuels, ainsi que les ocres des sources acidules.

Il a trouvé de l'arsenic et du cuivre dans les ocres des eaux acidules ferrugineuses de la Forêt noire (Griesbach, Rippoldsau, Teinach, Rothenfels, Cannstadt), dans ceux des eaux thermales de Wiesbaden, des eaux acidules de Schwalbach, d'Ems, de Pyrmont, de Lamscheid et de la vallée Brohl près d'Andernach. Il a aussi trouvé de l'antimoine dans les dépôts des eaux thermales de Wiesbaden.

Au reste, le cuivre et l'arsenic se trouvent dans ces dépôts en quantités si minimes que la proportion ne s'en élève qu'à des millièmes.

L'analyse des terres labourables de Wiesloch et Nussloch près d'Heidelberg qui sont assez riches en fer, a donné des preuves incontestables de la présence des mêmes métaux (l'arsenic à l'état de sous-arséniate de peroxyde, insoluble dans l'eau). Ensuite M. Walchner en a trouvé dans un grand nombre d'argiles, de limons, de marnes, et même dans des fers météoriques.

M. M. O. Henry et Chevallier (1) font remarquer qu'ils ont confirmé (2) par de nouvelles analyses, la présence de l'arsenic dans certaines eaux minérales d'Algérie, présence qui avait été annoncée par M. Trippier (3).

A la suite de la communication de M. Walchner, M. Figuier présente une note (4) qui confirme la présence de l'arsenic dans les dépôts de l'eau minérale de Wiesbaden.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 682.

(2) *Journ. de Chimie médic.* 1845, 3^e série, t. I, p. 413.

(3) *Ibid.*, 2^e série, t. VI, p. 278.

(4) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 818.

DUMAS ET CHEVREUL. — sur la conversion de l'hydrogène sulfuré en acide sulfurique.

M. Dumas (1) cite plusieurs faits à l'appui de la conversion prompte de l'hydrogène sulfuré en acide sulfurique sous l'influence d'un corps poreux et d'une température peu élevée. M. Chevreul rappelle (2) à cette occasion ses anciennes expériences sur la conversion des sulfates solubles en sulfures sous l'influence des matières organiques, conversion que Leveillard avait reconnue dès 1778; il discute aussi (3) plusieurs réactions chimiques qui, sous ce rapport, intéressent l'hygiène publique des cités populeuses.

A. CAILLIOT. — De l'action de l'acide nitrique sur l'essence de térébenthine.

M. Cailliot (4) annonce quelques résultats nouveaux qui concernent l'action de l'acide nitrique sur l'essence de térébenthine. Il indique la formation de trois acides particuliers: l'un, renfermant $C^8H^6O^4$, isomère de l'acide phtalique de M. Laurent, et donnant, comme ce dernier, par la chaux, du benzène et du carbonate; l'autre, $C^{14}H^{14}O^4$, volatil sans décomposition et fusible à 169° ; le troisième, $C^6H^8O^5$, non cristallin, jaune orangé, très-déliquescent, soluble en toute proportion dans l'eau, l'alcool et l'éther. M. Cailliot décrit aussi trois matières résineuses.

J'attends la publication du mémoire complet pour examiner ces résultats; je ferai seulement remarquer aujourd'hui que la composition du second acide $C^{14}H^{14}O^4$, ne présente aucune vraisemblance, si tant est que ce soit un acide volatil et monobasique comme l'acide benzoïque. Si le carbone est exact, l'hydrogène ne saurait l'être; il faudrait qu'il fût H^{13} ou H^{16} , pour correspondre à une formule représentée par 4 volumes.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 774.

(2) *Ibid.*, p. 779.

(3) *Ibid.*, p. 886.

(4) *Ibid.*, p. 920.

**SCHOENBEIN, PELOUZE, PÉLIGOT, ETC. — sur le
coton-poudre.**

M. Schoenbein (1) a eu l'heureuse idée de substituer à la poudre à canon le produit de l'action de l'acide nitrique sur le coton, pour l'explosion des armes à feu. On sait que M. Pelouze a depuis longtemps proposé la *xyloïdine* de Braconnot pour plusieurs applications dans l'artillerie. Cette xyloïdine n'est autre chose que de l'amidon ou du ligneux dans lequel un certain nombre d'équivalents d'hydrogène est remplacé par de la vapeur nitreuse; c'est une de ces substances nitrogénées comme la chimie organique en compte beaucoup, et qui toutes font explosion sous l'influence de la chaleur. Au point de vue chimique, l'invention du coton-poudre n'offre donc rien de nouveau; il est possible toutefois que les arts pyrotechniques en tirent un parti avantageux.

La proposition de M. Schoenbein a occasionné une foule d'essais et d'expériences, et, depuis quelques mois, les comptes rendus de l'Académie sont remplis de communications sur ce sujet. Nous ne ferons connaître ici que les résultats ayant un certain caractère scientifique.

D'abord M. Pelouze a rappelé dans une note (2) l'historique de la découverte de la xyloïdine. MM. Otto, Knop et Bley ont donné quelques indications sur la préparation du coton fulminant (3). Parties égales d'acide sulfurique concentré et d'acide nitrique fumant du commerce paraissent donner un produit fulminant des plus énergiques; on y plonge le coton pendant quelques minutes, puis on le lave immédiatement à l'eau froide.

MM. Pelouze, Morin et Séguier ont communiqué plusieurs détails sur les effets balistiques du coton-poudre (4). Les Comptes rendus renferment aussi le résumé des expériences

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 612 et 678.

(2) *Ibid.*, p. 809.

(3) *Ibid.*, p. 807.

(4) *Ibid.*, p. 861 et 862.

Comptes rendus 1847.

faites à la direction des poudres et salpêtres de Paris, sur la manière de le préparer et sur ses propriétés physiques et balistiques (1).

Il résulte des nouvelles analyses de M. Pelouze (2) que la xyloïdine de M. Braconnot, et la matière que le premier chimiste a obtenue en imprégnant d'acide nitrique concentré les diverses matières ligneuses, ne sont pas chimiquement identiques, comme on l'avait cru.

M. Pelouze propose de conserver le nom de xyloïdine à la matière pulvérulente et amorphe qu'on obtient en précipitant par l'eau la dissolution de l'amidon faite à froid, ou celle de la cellulose opérée à une température plus élevée, et de désigner sous le nom de *pyroxyline* le produit de l'action de l'acide nitrique concentré sur le coton, le papier et les matières ligneuses, alors que cette action a lieu sans avoir amené la dissolution de la cellulose.

Ces deux matières présentent les différences que voici : la xyloïdine est fort soluble dans l'acide nitrique, la dissolution se détruit rapidement par le repos en produisant un acide déliquescant (3); la pyroxyline ne se dissout pas dans un excès même considérable d'acide nitrique. La xyloïdine laisse beaucoup de charbon après la détonation; la pyroxyline se comporte tout différemment, celle-ci détone d'ailleurs bien plus violemment.

Il ne se dégage aucun gaz dans la préparation du coton-poudre, et aucune autre matière carbonée ne s'y forme.

M. Pelouze a obtenu à l'analyse (4) de la pyroxyline : carbone, 25,2—25,8; hydrogène, 2,9—3,2; azote, 12,6—13,0. Il représente ces résultats par les rapports $[C^{12}H^{34}N^{10}O^{42}]$, ou bien $C^{12}H^{17}N^5O^{21}$.

Nous verrons tout à l'heure que M. Péligot a été conduit à un autre résultat.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 874.

(2) *Ibid.*, p. 892.

(3) C'est probablement l'acide saccharique $C^6H^{10}O^8$.

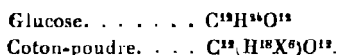
C. G.

(4) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 2.

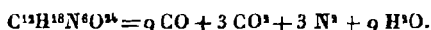
M. Pelouze propose le coton-poudre pour la fabrication des amorces fulminantes (1).

MM. Piobert, Payen, Séguier et Clerget, Combes et Flan-
din, etc., communiquent aussi quelques essais sur le coton-
poudre (2).

De son côté, M. Péligot (3) a publié quelques analyses de
ce produit. Il a obtenu, dans trois essais différents, les résultats
que voici : carbone, 22,3 — 22,5 — 23,2 ; eau, 25,5 — 23,8 — 26,4 ;
donc ac. azot. supposé anhydre N^2O^6 , 52,2 — 52,7 — 50,4. On
en conclut la formule $[C^{12}H^{18}N^6O^{24}]$, ou bien $[C^{12}H^{18}O^9, 3N^2O^6]$.
On sait que les acides transforment le ligneux $C^{12}H^{20}O^{10}$ en glu-
cose $C^{12}H^{24}O^{12}$; or la pyroxyline représente ce glucose, dans le-
quel H^6 sont remplacés par de la vapeur nitreuse $NO^2 = X$:



On voit, par cette composition, que le coton-poudre bien pré-
paré doit brûler sans résidu, puisqu'il renferme assez d'oxygène
pour ne donner que des produits gazeux en se décomposant par
la chaleur :



MM. Fordos et Gélis (4) annoncent que cette combustion
donne naissance à du bioxyde d'azote, ainsi qu'à un composé
cyanique précipitant abondamment le nitrate d'argent.

Suivant M. Richier (5), la pyroxyline est entièrement soluble
dans les éthers acétiques de l'alcool et de l'esprit de bois. Cette
propriété peut servir à constater la pureté de ce produit avant
qu'on le soumette à l'analyse. Les analyses de M. Pelouze ont été
faites sur des produits préalablement éprouvés par l'éther, et
semblent donc se rapporter à un produit plus pur que celui sur
lequel M. Péligot a opéré.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 902.

(2) *Ibid.*, p. 903, 905, 906, 940, 980, 999, 1087, 1088, 1090, 1117,
1096, 1157.

(3) *Ibid.*, p. 1085.

(4) *Ibid.*, p. 982.

(5) *Ibid.*, t. XXIV, p. 4.

Plusieurs notes de MM. Vankerckoff (1), de Vry (2), Bonjean (3), renferment d'autres indications sur les propriétés du coton-poudre.

LOUYET, QUET ET COLIN. — Recherches sur le fluor et les fluorures.

M. Louyet (4) a repris les expériences de MM. G. Knox et Th. Knox sur les moyens d'isoler le fluor. La plupart de ses expériences ont été faites dans des appareils en spath fluor que ces savants avaient mis à sa disposition.

Il a isolé le fluor en décomposant les fluorures, soit par le chlore sec, soit par l'iode préalablement fondu. C'est un gaz incolore, odorant, ne blanchissant pas les couleurs végétales, décomposant l'eau à la température ordinaire, et presque sans action sur le verre. Il agit sur presque tous les métaux, mais il n'attaque ni l'or ni le platine, à moins d'être à l'état naissant.

Le fluorure d'argent est un sel éminemment déliquescent, entièrement décomposable par la chaleur, et contenant de l'eau combinée qui ne peut être expulsée qu'en le décomposant. Il donne ainsi toujours des vapeurs acides.

En traitant le bioxyde de mercure par l'acide hydrofluorique, on obtient une liqueur qui donne, par l'évaporation, un sel jaunâtre et cristallin : celui-ci dégage de l'acide par l'échauffement, en laissant un oxyfluorure de mercure.

L'acide sulfurique ne décompose pas entièrement le fluorure de plomb; il se produit, selon M. Louyet, un corps $[\text{SO}^3, \text{Pb}^2\text{O} + 2\text{Pb}^2\text{F}^2]$, sur lequel l'acide n'a plus d'action.

M. Louyet a aussi repris la détermination du poids atomique du fluor. 100 p. de fluorure calcique naturel très-pur ont donné 173,5 de sulfate de chaux, et 100 p. de fluorure artificiel en ont fourni 173,4. Ces nombres, dit-il, représentent chacun la moyenne de trois expériences. Selon M. Berzelius, 100 p. de spath fluor le plus pur donnent 173,63 de sulfate de chaux.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 1140.

(2) *Ibid.*, t. XXIV, p. 19.

(3) *Ibid.*, t. XXIV, p. 22.

(4) *Ibid.*, t. XXII, p. 960.

M. Louyet conclut de ses expériences l'équivalent $F^2 = 239,81$, ou 19,18 fois l'équivalent de l'hydrogène. Si l'on prenait pour base les analyses du fluorure du plomb, on arriverait au nombre $248,48 = F^2$. M. Louyet se propose d'examiner, dans un autre travail, la cause de ces différences. Il insiste, en terminant, sur la nécessité de prendre les plus grandes précautions pour se préserver de l'atteinte dangereuse des vapeurs d'acide fluorhydrique.

MM. Quet et Colin (1) ont aussi envoyé à l'Académie une communication sur les moyens d'isoler le fluor; mais la commission chargée d'examiner ce travail a déclaré, par l'organe de M. Thénard, qu'il était très-probable que le gaz, présenté par ces chimistes comme du fluor, contenait plus ou moins de vapeurs nitreuses. M. Louyet lui-même avait déjà obtenu un semblable mélange (2).

CHEVREUL. — Recherches sur la teinture.

Le mémoire de l'illustre chimiste (3) renferme plusieurs indications pratiques sur le fixage des matières colorantes, sur le mordantage, etc.

C.-F. PLATTNER, BREITHAUP. — Minéraux nouveaux.

Les *Annales de Poggendorff*, t. LXIX, p. 429 et 443, renferment un mémoire de M. Breithaupt et un autre de M. Plattner sur les minéraux suivants :

Mangano-calcite (faseriger Braunspath de Werner). — Il présente les mêmes clivages que l'aragonite; dureté, 5,25 à 6,0; densité, 3,037. Il se compose de carbonate calcique avec des quantités assez notables de carbonate manganoux. Couleur de chair, éclat vitreux; en rognons fibreux. Se rencontre à Schemnitz, en Hongrie, accompagné de quartz, de blende zincique, de galène, de pyrite cuivreuse, etc.

Plinian. — Se rencontre à Ehrenfriedersdorf, en Saxe, et dans le cristal de roche du Saint-Gothard. Éclat métallique, couleur

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 1067.

(2) *Ibid.*, p. 1118.

(3) *Ibid.*, p. 954.

de l'étain, comme le mispikel; dureté, 7,25 à 8; densité, 6,272 à 6,467. Composition déterminée par M. Plattner : 20,07 soufre, 34,46 fer, 45,46 arsenic. Il a donc la composition du mispikel ou *sulfarséniure ferreux* ($\text{Fe}^2\text{S}^2, \text{Fe}^2\text{As}^2$), c'est-à-dire



mais c'en est une modification *dimorphe*. M. Breithaupt en donne la description cristallographique.

Stannite. — Blanc jaunâtre, aspect gras et même adamantin; dureté, 8,75, c'est-à-dire presque celle du quartz; densité, 3,533 à 3,558. Infusible au chalumeau. Se trouve en Cornouailles et renferme, outre 36,5 p. cent d'anhydride stannique, de la silice et de l'alumine.

Castor et Pollux. — M. Breithaupt donne ce nom à deux silicates qu'on rencontre dans les granites de l'île d'Elbe.

Le premier est incolore, transparent, d'un éclat vitreux; dureté, 8,25 à 8,50; densité, 2,382 à 2,401. L'autre présente sensiblement les mêmes caractères physiques, mais il est plus dense : 2,868 à 2,892. M. Plattner y a trouvé :

Castor.			
			Oxygène.
Silice.	77,90	— 78,13	40,527
Alumine.	18,84	— 18,50 — 19,23	8,806
Peroxyde de fer, avec traces de magnésie.	0,62	— 0,63 — 0,60	0,188
Lithine, avec traces de potasse et de soude.			2,76
			1,522
			} 8,994
Pollux.			
			Oxygène.
Silice.	46,200		24,001
Alumine.	16,394		7,656
Peroxyde de fer.	0,862		0,264
Potasse.	16,506		2,798
Soude, avec traces de lithine.	10,470		2,678
Eau.	2,321		2,063
			} 7,920

M. Plattner donne pour le Castor la formule $[\text{Li}^2\text{O}, \text{Si}^2\text{O}^3 + 2(\text{Al}^1\text{O}^3, 3\text{Si}^3\text{O}^3)]$; pour le Pollux $[3(\text{K}^2\text{O}, \text{Si}^3\text{O}^3) + 3(\text{Na}^2, \text{Si}^3\text{O}^3) + 3(\text{Al}^1\text{O}^3, \text{Si}^3\text{O}^3) + 2\text{H}^2\text{O}]$.

Le mémoire de M. Breithaupt contient en outre quelques in-

dications minéralogiques sur le pléonaste de Bodenmais en Bavière (*spinellus superius*), et sur un nouveau minéral, le *zygadite*, de l'aspect du stilbite, mais plus dur et plus dense. Une analyse qualitative a démontré dans le zygadite la présence de l'alumine, de la silice et de la lithine.

T. SCHÉERER. — sur le poids atomique de la magnésie.

Nous avons communiqué, page 11 des *Comptes rendus* de cette année, l'hypothèse de M. Schéerer sur un nouveau genre d'isomorphisme d'après lequel $3\text{H}^2\text{O}$ remplaceraient Mg^2O , dans certains minéraux ayant la même forme cristalline.

Pour pouvoir baser ses calculs sur des nombres assez rigoureux, ce chimiste a soumis à une nouvelle détermination le poids atomique de la magnésie. Il décomposa la solution d'un poids donné de sulfate magnésien, bien pur et anhydre, par une solution de chlorure de baryum, et pesa le sulfate de baryte produit : quatre expériences lui donnèrent pour 100 p. de sulfate de Mg (en calculant avec 500,75 pour SO^3 et 955,29 pour Ba^2O) :

			Poids atomique de la magnésie.
I.	66,573 SO^3 combinés avec	33,427 Mg^2O	251,43
II.	66,608 " " "	33,392 " "	251,04
III.	66,639 " " "	33,361 " "	250,69
IV.	66,592 " " "	33,408 " "	251,22

Deux autres expériences donnèrent 250,82 et 250,64 pour le poids atomique de la magnésie. Moyenne des six expériences, 250,97.

Je ferai observer, toutefois, qu'en se basant sur les nouveaux poids atomiques $\text{S} = 200$, $\text{Ba}^2 = 850$ (Salvetat), on obtiendrait pour le poids atomique de la magnésie un nombre un peu plus faible, c'est-à-dire sensiblement 250, ce qui ferait pour $\text{Mg}^2 = 150$ ou 12 fois l'équivalent de l'hydrogène (1).

(1) M. Favre (*Ann. de Chim. et de Phys.*, 3^e série, t. X, p. 476) a obtenu à l'analyse du carbonate ammonico-magnésique cristallisé :

Magnésie, 15,92 — 15,77 — 15,8.

Le poids atomique $\text{Mg}^2 = 150$ donnerait (avec $\text{N} = 87,5$, $\text{C} = 75$, $\text{H} = 6,25$) : magnésie, 15,86. C. G.

M. Schéerer passe ensuite en revue la composition d'un grand nombre de silicates magnésiens, dont il calcule la composition à l'aide de son nouveau poids atomique.

PLANTAMOUR. — Action du chlore sur l'acide citrique.

M. Cahours a publié l'an passé quelques résultats relatifs à l'action du brome sur le citrate potassique (1). Voici des expériences de M. Plantamour (2) qui concernent l'action du chlore sur l'acide citrique et sur le citrate sodique.

Le chlore gazeux n'est absorbé que fort lentement par une solution concentrée d'*acide citrique*, mais la lumière solaire directe accélère un peu l'absorption. Il ne se dégage pas d'acide carbonique. La solution met en liberté une huile pesante (densité, 1,75 à 10°), bouillant entre 200° et 201°, et produisant sur le papier une tache grasse qui disparaît au bout de quelques heures; sa saveur est douceâtre et brûlante, son odeur est fort irritante. M. Plantamour assigne à cette huile la composition $C^8Cl^{16}O^3$ (les détails analytiques ne sont pas indiqués); agitée avec de l'eau et refroidie à + 6°, elle se prend en cristaux ($C^8Cl^{16}O^3 + 3H^2O$), fusibles à + 15° et laissant échapper toute l'eau à cette température. La volatilité de l'huile rend peu probable la formule de M. Plantamour.

L'action du chlore sur le *citrate sodique* est différente; elle est assez lente, même à la lumière solaire, et il se dégage de l'acide carbonique. Le liquide se trouble et dépose une huile âcre qui est un mélange de plusieurs corps; en même temps il dépose des aiguilles d'un citrate de soude acide (*bicitrate*). Le produit huileux n'a pas encore été complètement étudié; M. Plantamour en a séparé une matière (bouillant à 190°) qu'il représente par $C^8Cl^8O^3$. Une solution alcoolique produit avec cette dernière, ainsi qu'avec la première huile $C^8Cl^{16}O^3$, du chlorure potassique, et des écailles satinées d'un sel chloré potassique renfermant ($C^4Cl^8O^3, K^2O$). M. Plantamour appelle l'acide correspondant *acide bichloroxalique*.

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 58.

(2) *Rapport annuel de M. Berzelius*, 7^e année, édit française, p. 243.

La liqueur où s'est déposé l'huile, après le traitement du citrate de soude par le chlore, renferme encore d'autres produits. Quand on la concentre par la distillation, il passe un liquide acide et un peu d'huile. On arrête la distillation quand le produit n'est plus acide; en saturant par du carbonate de soude, on obtient d'abord des cristaux de chlorure, puis un sel de soude organique. Ce dernier, précipité par le nitrate d'argent, a donné un sel ($C^4H^4O^3, Ag^2O$), isomère du succinate à même base. M. Plantamour appelle l'acide correspondant *acide élarlozallique*.

Nous attendrons de nouveaux renseignements pour discuter les résultats précédents, qui jusqu'à présent manquent de tout contrôle.

LAURENT, BERZELIUS. — Sur l'isomérisme.

Il existe des corps renfermant les mêmes éléments dans les mêmes proportions, et présentant la même forme cristalline, et cependant l'ordre relatif de ces éléments n'est pas le même (1). Ainsi, il existe :

un hydrobromate de cinchonine chlorée : $C^{19}(H^{30}Cl^8)N^2O, H^2Br^2$,
un hydrochlorate de cinchonine bromée : $C^{19}(H^{30}Br^2)N^2O, H^2Cl^2$.

Ces deux sels ont la même composition et sont isomorphes. Cependant, malgré leur grande ressemblance, ils ne sont pas identiques, comme il est facile de s'en assurer à l'aide de la potasse. En effet, cet alcali, versé dans l'un des deux sels, en précipite de la cinchonine bromée et se change en chlorure, tandis que, dans l'autre sel, elle précipite de la cinchonine chlorée en formant du bromure.

Ce fait important, signalé par M. Laurent, est sans contredit l'un de ceux qui démontrent, de la manière la plus évidente, la fausseté des théories dualistiques, telles qu'on les a voulu appliquer à la chimie organique.

Voici comment M. Laurent termine ses considérations sur ce point : « Si les partisans des théories électro-chimiques ne trouvent pas que j'aie apporté assez de preuves à l'appui de ma

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XX, p. 1587; t. XXIII, p. 811.

thèse, je les prierai de vouloir bien m'indiquer quelles sont les expériences qu'il faudrait encore tenter pour leur persuader qu'ils sont dans l'erreur ; quant à moi, je ne sais plus quelle preuve ils faudrait leur donner, etc. »

La réponse de M. Berzelius est curieuse : « M. Laurent demande que les preuves soient des faits. Ne s'est-il pas aperçu que les opinions ne diffèrent pas sur les faits qui peuvent être démontrés, mais sur le point de vue rationnel auquel on les envisage ? Or, ce dernier demande de la sagacité dans la conception et des idées claires, ce dont on n'a le droit d'exiger de personne plus que la nature ne lui a accordé. » (Sic.)

Voilà comment M. Berzelius discute !

L. GMELIN. — **Traité de Chimie.**

La première livraison du 4^e volume de cet ouvrage précieux (4^e édition) vient enfin de paraître (octobre 1846, Heidelberg, chez Winter) ; elle commence la chimie organique. C'est avec une très-vive satisfaction que j'y vois le chimiste allemand se déclarer d'une manière si prononcée en faveur des idées nouvelles que nous défendons, M. Laurent et moi, contre la théorie dualistique. L'adhésion d'un chimiste si éminent nous dédommage amplement des attaques inqualifiables de quelques hommes ; elle est déjà pour nous la plus douce récompense, elle sera pour nous le plus puissant encouragement à persévérer dans nos efforts.

BERZELIUS. — **Opinion sur les nouvelles théories de chimie organique.**

Puisque je cite M. Gmelin qui est pour nous, je ne puis pas me dispenser de faire aussi connaître au lecteur l'opinion de M. Berzelius qui est loin de l'être. En parlant des théories organiques, il dit (1) : « Les chimistes qui ont été le plus loin sous ce rapport sont MM. Gerhardt et Laurent ; mais ils tordent et réforment les notions scientifiques d'une manière si différente (c'est-à-dire de celle de M. Berzelius), que leurs efforts doivent

(1) *Rapport annuel*, 7^e année de l'édit. française, p. 226.

indubitablement faire naître peu à peu la conviction qu'ils ne sont pas dans la bonne voie. En attendant, la déduction *ab absurdo* n'est pas le raisonnement auquel il convient le mieux d'avoir recours, quand on peut faire autrement. Laissons par conséquent les enthousiastes aller leur chemin tant qu'ils le pourront, et suivons nous-même une voie plus raisonnable. »

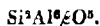
Plus loin, nous *tordons et nous faussons* la science d'une manière étrange, etc. M. Berzelius ne peut pas une seule fois citer mon nom ou celui de M. Laurent, sans nous donner un coup de boutoir. J'ai eu le tort, dans le temps, de prendre au sérieux ces procédés et de m'en fâcher (1), ce qui m'a valu de graves reproches de la part de plusieurs personnes; encore une fois, je conviens de mon tort, et, à l'avenir, si j'étais encore tenté de m'en offusquer, je me rappellerai les immenses services rendus à la science par M. Berzelius, pour ne lui répondre que par l'expression de mon plus profond respect.

C. KERSTEN. — Analyse de quelques minéraux de Saxe (2).

L'*andalusite* du Tribischthal, près de Munzig, s'est trouvé contenir :

Silice.	37,51
Alumine.	60,01
Peroxyde de fer.	1,49
Chaux.	0,48
• Magnésie.	0,46
Oxyde de manganèse.	traces
	99,95

Cette composition correspond à la formule $[3Al^4O^3, 2Si^2O^3]$, c'est-à-dire à celle d'un silicate sexbasique du type $Si^2M^6O^5$, auquel appartient aussi la cyanite



Le *manganspath* de la mine Alte Hoffnung, près de Voigtsberg, a donné :

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845, p. 63.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVII, p. 162.

81,42	carbonate	manganeux
10,41	—	calcique.
4,28	—	magnésique
3,10	—	ferreux.
0,33	eau.	
<hr/>		
99,54		

Ce composé rentre donc dans le type carbonate $CM^2O^3 = CO^2, M^2O$, dans lequel M représente des proportions variables de Mn, Ca, Mg, Fe, dont la somme est égale à 2 équivalents. (Voyez p. 22 des *Comptes rendus* de cette année, l'analyse du manganocalcite de Scheemnitz.)

Voici une analyse de stéatite ou *speckstein* de la mine Alte Hoffnung Gottes, près Voigtsberg; le minéral avait une densité de 2,795, et était imprégné d'un peu de sel marin et de sulfate de chaux, qu'on pouvait extraire par l'eau bouillante :

Silice	66,02
Magnésie	31,94
Protoxyde de fer	0,81
Soude avec un peu de potasse	0,75
Perte par la calcination	0,20
<hr/>	
	99,72

Chauffé au rouge, ce minéral n'a perdu que 0,20 p. cent (1).

Cette analyse est suivie de quelques indications sur des pseudomorphoses de la serpentine dans la forme du grenat.

Une analyse du *rutile* noir de Freiberg a donné : 96,75 oxyde titanique et 2,40 peroxyde de fer et fer magnétique.

Enfin le mémoire de M. Kersten est terminé par quelques analyses de minéraux *feldspathiques* provenant du gneiss des environs de Freiberg. L'un (a) est parfaitement blanc et d'une densité de 2,510—2,554; l'autre (b) est d'un vert jaunâtre, D 2,634—2,653, plus faible que l'oligoclase; le troisième (c) en cristaux microscopiques, d'un éclat vitreux, plus fusible que l'oligoclase D 2,530.

(1) Voir les analyses de MM. Delesse et Marignac, *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 253

	(a)	(b)	(c)
Silice.	65,52	62,97	67,92
Alumine.	17,61	23,48	18,50
Peroxyde de fer.	0,80	0,51	0,50
Chaux.	0,94	2,83	0,85
Potasse.	12,98	2,42	2,55
Soude.	1,70	7,24	8,01
Magnésie.	traces	0,24	0,42
Peroxyde de manganèse.	traces	traces	traces
	<hr/> 99,55	<hr/> 99,69	<hr/> 98,75

L'analyse (b) correspond à $[R^2O, Si^3O^3 + R^4O^3, Si^6O^6]$, qui est la composition de l'oligoclase; l'analyse (c) correspond à $[R^2O, Si^3O^3 + R^4O^3, Si^3O^3]$, formule de la péricline.

NILS NORDENSKIÖLD, JEWREINOFF. — Diphanite, nouveau minéral de l'Oural.

On rencontre, dans un micaschiste brun des mines d'émeraude de l'Oural, non loin de Catharinenburg, un minéral en cristaux prismatiques, bleuâtres et transparents ou micacés et blancs, que M. Nordenskiöld appelle *diphanite* (1).

Ce minéral cristallise en prismes hexagones réguliers, clivables perpendiculairement à l'axe principal, et appartenant conséquemment au système rhomboédrique. Vu de côté, il paraît bleuâtre, d'un éclat vitreux et transparent; vu dans le sens du plan de clivage, il est blanc, nacré et opaque. C'est pour rappeler ce caractère que l'auteur lui a donné le nom cité. Dureté, 5,0 à 5,5; densité, 3,04 à 3,07.

Suivant l'analyse de M. le lieutenant-colonel Jewreinoff, ce minéral renferme :

	Oxygène.	Oxygène.		
Silice.	34,02	17,66	15	
Alumine.	43,33	20,23	18	
Chaux.	13,11	3,66(16) } 0,68(3) } 0,23(1) }	4,58	4
Protoxyde de fer.	3,02			
Protoxyde de mangan.	1,05			
Eau.	5,34	4,75	4	
	<hr/> 99,87			

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX, p. 114.

M. Nordenskiöld en déduit la formule $[4R^2O, 2Si^2O^3 + 6Al^2O^3, 3Si^2O^3 + 4H^2O]$.

V. HEINRICH. — Analyse de l'eau minérale de Busco, près de Cracovie.

1,000 litres de cette eau minérale renferment 66 litres des gaz suivants (1):

Hydrogène sulfuré.	38,00
Acide carbonique.	20,00
Oxygène.	1,75
Azote.	6,25
	66,00

61103,95 p. contiennent 1000 p. de substances solides, savoir :

Chlorure de sodium.	690,000
— de magnésium.	40,462
Iodure de magnésium.	2,950
Sulfate de chaux.	83,841
— de magnésie.	179,015
Carbonate de chaux.	6,526
— de magnésie.	3,022
Matière extractive.	2,080
Perte.	2,104
	1000,000

H. BLEY. — Produit de l'action de la chaleur sur le nitrate de plomb.

La matière rouge jaunâtre qui se produit, par la calcination prolongée du nitrate de plomb, en vase clos, sur la lampe à alcool, serait, suivant l'auteur (2), un composé particulier d'azote et d'oxyde de plomb. Délayée dans l'acide azotique ou acétique, elle s'y dissout en développant du gaz azote. Trois dosages ont donné: Pb^2O 94,66—94,01—96,36, ainsi que de très-légères quantités de minium. Ces données sont trop incomplètes pour qu'on en tire une conclusion.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVIII, p. 385.

(2) *Ibid.*, XXXIX, p. 23.

H. BLEY. — Examen des précipités formés par les alcalis caustiques et carbonatés dans la solution du sulfate d'alumine et dans celle de l'alun.

Quand on précipite à froid la solution de l'alun ou du sulfate d'alumine par une quantité insuffisante d'alcali caustique ou carbonaté, ou par un excès d'ammoniaque caustique, on obtient du *sous-sulfate d'alumine*. M. Berzelius assigne au précipité formé par l'ammoniaque dans le sulfate neutre d'alumine, la formule $[Al^3O^3, SO^3 + 9H^2O]$. Selon M. Bley (1), on n'obtient que des mélanges, suivant les proportions du réactif, quel que soit le sel employé, qu'on précipite à chaud ou à froid. Les dosages de l'alumine oscillaient entre 29,05 et 54,67 p. 100; ceux de SO^3 variaient également d'une manière considérable.

W. KNOP. — Séparation de l'alumine d'avec le peroxyde de fer.

On sait qu'en séparant l'alumine d'avec le peroxyde de fer par la potasse bouillante qui dissout la première, celle-ci retient toujours un peu de fer. M. Knop (2) propose, en conséquence, de précipiter les deux corps par le sulfhydrate d'ammoniaque, ainsi que l'ont indiqué MM. Malaguti et Durocher, de laver avec de l'eau additionnée d'un peu de sulfhydrate, et d'effectuer la séparation de ces oxydes par la potasse à laquelle on a ajouté quelques gouttes de sulfhydrate. L'alumine qu'on obtient alors est parfaitement blanche.

LYON PLAYFAIR. — Sur l'acide palmique de l'huile de ricin.

On sait par M. Boudet que l'huile de ricin est solidifiée par l'acide hyponitrique, en produisant un glycéride particulier, la *palmine*, qui donne, par la saponification, l'*acide palmique* (non à confondre avec l'acide palmitique ou éthalique de l'huile de palme).

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX, p. 1.

(2) *Ibid.*, p. 58.

D'après M. Playfair (1), cet acide fond à 113° ou 114° F. Cristallisé dans l'alcool, il renferme : carbone, 73,89—73,61; hydrogène, 11,86—11,84. On le fit bouillir avec du carbonate de potasse pur, on dessécha et l'on reprit par l'alcool pour précipiter avec du nitrate d'argent.

Le sel d'argent contenait : carbone, 51,64—52,64, 52,66; hydrogène, 8,12—8,23—8,52; argent, 27,14—27,69.

L'auteur calcule de ces résultats la formule $[C^{24}H^{64}O^8, Ag_2O]$ pour le sel d'argent, qui exige : carbone, 52,0; hydrogène, 8,16; argent, 27,5. On remarque que le carbone obtenu dans deux analyses est plus fort de 0,6 p. 100 que le carbone calculé.

Par une nouvelle cristallisation, l'acide ne fondait plus qu'à 111°,5 F. Il renfermait alors : carbone, 71,68—71,26—71,65; hydrogène, 11,53—11,44—11,52; et le sel d'argent : carbone, 52,33; hydrogène, 8,28; argent, 27,69. Le sel de baryte contenait : carbone, 58,04; hydrogène, 9,10; baryte, 21,45. Dans l'éther on a trouvé : carbone, 72,51—72,27—72,93; hydrogène, 12,22—12,05—12,13.

M. Playfair calcule de ces dernières analyses, qui se rapportent évidemment à un produit plus pur, la formule $C^{24}H^{64}O^8$ pour l'acide libre. Mais je ferai remarquer que si l'acide palmique est, comme il paraît, un acide monobasique, cette formule dédoublée ferait $C^{12}H^{32}O^4$, où l'on remarque un nombre impair d'atomes d'hydrogène. La composition $C^{17}H^{33}O^5$ me paraît préférable (2).

La *palmine* s'obtient en grains opalins, sans apparence de cristallisation, et fondant à 109° F. ou 43° C. M. Playfair y a trouvé : carbone, 73,84—73,06; hydrogène, 11,43—11,56. Formule : $C^{37}H^{63}O^6$. Je pense qu'il en faudrait représenter 2 atomes d'hydrogène, et alors elle irait avec la formule spéciale que j'ai appliquée aux glycérides (3).

(1) *Philos. Magaz.*, déc. 1846, vol. XXIX, p. 475.

(2) Elle exige pour l'acide : carbone, 71,8; hydrogène, 11,3, ce qui s'accorde fort bien avec les déterminations de l'auteur. C. G.

(3) *Précis de chimie organique*, t. I, p. 176.

J.-J. GRIFFIN. — Sur la composition des solutions aqueuses des acides et des alcalis.

Je me borne à citer ce travail (1), qui renferme de nombreuses déterminations du poids spécifique de plusieurs acides, alcalis, et sels, en solution aqueuse. Elles comprennent l'acide sulfurique, l'acide hydrochlorique, l'acide nitrique, l'acide acétique, la potasse, le carbonate de potasse, la soude, le carbonate de soude, l'ammoniaque, le sel ammoniac, le sucre et le sulfate de magnésic. L'auteur y rattache des considérations sur le volume atomique des différentes solutions.

CASORIA. — Reconnaître si l'alcool est absolu.

M. Casoria (2) emploie le sulfate de cuivre anhydre pour reconnaître si l'alcool est exempt d'eau. Ce sel reste blanc si on l'abandonne avec de l'alcool anhydre dans un flacon bouché ; il devient bleu si l'alcool renferme de l'eau.

ARTHUR CONNELL. — Sur la nature de l'acide lampique.

M. Connell présente quelques observations (3) pour démontrer que l'acide lampique n'est qu'un mélange d'aldéhyde, d'acide formique et d'acide acétique, et qu'il ne renferme pas le prétendu *acide aldéhydique* de M. Liebig (4).

DELESSE. — Nouvel hydro-carbonate naturel.

Dans les mines de cuivre de Loktefskoï, dans les monts Altai, à Chessy près de Lyon, à Temperino en Toscane, et dans plusieurs autres localités, on rencontre un minéral en aiguilles radiées, bleuâtre, d'une pesanteur spécifique de 3,320. M. Delesse (5) lui donne le nom de *buratite*. L'analyse chimique y

(1) *Philos. Magaz.*, oct. et déc. 1846, v. XXIX, p. 289 et 444.

(2) *Journ. de chimie médicale*, juillet 1846.

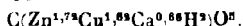
(3) *Philos. Magaz.*, novembre 1846, vol. XXIX, p. 353.

(4) J'ai déjà émis la même opinion, p. 342, t. I, de mon *Précis*. C. G.

(5) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 767.

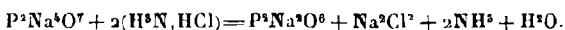
constate : acide carbonique, 21,45 ; oxyde zincique, 32,02 ; chaux, 8,62 ; oxyde cuivrique, 29,46 ; eau 8,45.

Ces nombres correspondent à la composition d'un sous-carbonate hydraté du type $\text{CO}^2, \text{M}^2\text{O} + \text{M}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O} = \text{CM}^2\text{O}^3, 2\text{MHO} = \text{C}(\text{M}^2\text{H}^2)\text{O}^5$, dans lequel M représente du zinc, du cuivre, du calcium d'après les rapports suivants :



JAMIESON. — Nouveau mode de formation du métaphosphate sodique.

Quand on calcine (1) un mélange de sel ammoniac et de pyrophosphate de soude $[\text{P}^2\text{O}^5, \text{Na}^2\text{O}]$ préparé par la calcination du phosphate bisodique ordinaire, il se développe de l'ammoniaque. La masse fondue, dissoute dans l'eau, est acide, et se compose d'un mélange de métaphosphate sodique, $[\text{P}^2\text{O}^5, \text{Na}^2\text{O}]$ et de sel marin :



En épuisant le résidu par de l'alcool bouillant étendu de son volume d'eau, on dissout le sel marin et on laisse le métaphosphate à l'état insoluble ; celui-ci a été séché et fondu. Il se présentait alors sous la forme d'un verre limpide et déliquescent. On le fit dissoudre dans l'eau et on précipita par l'acétate de plomb ; le liquide filtré fut additionné d'acide sulfurique, et le sulfate de soude obtenu fut pesé. Ce dosage donna 29,9 et 30,1 p. 100 de Na^2O . Le calcul exige 30,4. — Quand on chauffe une solution de pyrophosphate de soude avec du sel ammoniac, il se développe également de l'ammoniaque.

O.-B. RÜHN. — Analyses de minéraux (2).

Dolomies de différentes localités :

	a) Tharandite.	b) de Dobraburg en Tyrol.	c) Braunsbach de Schnéeberg.	
$\text{CO}^2, \text{Ca}^2\text{O}$	54,76	Ca^2O	30,65	29,48
$\text{CO}^2, \text{Mg}^2\text{O}$	42,10	Mg^2O	21,46	17,31
$\text{CO}^2, \text{Fe}^2\text{O}$	4,19	Fe^2O	2,25	7,70
		Mn^2O	»	0,21
		CO^2	46,91	44,42
	101,05			
			101,37	99,12

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 350.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 363.

d) de Kolosoruck près de Bilin.)		e) Différentes localités de Bohême.	
CO ² , Ca ² O.	85,84	61,30	77,63
CO ² , Mg ² O.	10,39	32,20	18,77
CO ² , Fe ² O.	5,53	6,27	3,67
	101,76		

Kérolithe de Silésie :

Mg ² O.	29,84	30,16	30,6	31,26
Si ² O ²	47,34	49,70	47,5	46,96
H ² O.	21,04	19,09	20,0	21,22

On en déduit la formule [Mg²O + Si²O² + 1 1/2H²O].

Métaxite.— Les analyses de M. Kühn et de ses élèves s'accordent sensiblement avec celles de M. Delesse :

Mg ² O.	41,65	42,02	•	41,00	40,60
Fe ² O.	4,16	3,71	3,24	2,20	2,34
Si ² O ²	42,39	41,10	41,31	43,48	44,48
H ² O.	12,75	13,77	13,08	12,95	12,35

Les rapports qu'on en déduit sont : [1 1/2Mg²O (+ Fe²O) + Si²O² + H²O].

Deux échantillons de *gehlenite* ont donné :

Ca ² O.	36,97	36,55
Mg ² O.	2,99	1,41
Fe ² O.	•	7,25
Fe ³ O ³	7,30	•
Al ² O ³	17,79	19,00
Si ² O ²	30,47	29,52
H ² O.	3,62	5,55
	99,14	99,28

M. Kühn en déduit les formules : [4(2Ca²O + Si²O²) + (2Al²O³ + Si²O²) + 2H²O et 3H²O].

Épidote. Les analyses ont été faites sur des échantillons provenant des localités suivantes : (a) zoïsité de Zwiesel, (b) pistazite d'Arendal, (c) pistazite de Penig, (d) pistazite de Geyer, (e) pistazite du Dauphiné :

	(a)	(b)		(c)	(d)	(e)	
Ca ² O . .	22,67	23,07	23,74	22,86	21,95	30,00	22,15
Mg ² O . .	0,73	0,53	1,11	2,38	0,27	2,76	0,30
Fe ² O ³ . .	6,19	16,72	17,24	14,29	17,42 (Fe ² O)	12,10 (Fe ² O)	16,61
Al ² O ³ . .	29,18	21,72	20,78	22,24	21,98	14,47	21,61
Si ² O ³ . .	40,62	36,68	37,98	36,14	38,64	40,57	39,85
Perte par la calc.	0,42	1,47	2,2	Mn ² O ₂ ,12	.	.	.
	99,81	100,00	100,85	100,03	100,26	99,90	100,52

Voici les formules, extrêmement compliquées, que M. Kühn propose d'appliquer aux minéraux précédents :

- (a) $2(2\text{Ca}^2\text{O} + \text{Si}^2\text{O}^3) + 2(\text{Al}^2\text{O}^3 + 1\frac{1}{2}\text{Si}^2\text{O}^3) + (\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{Si}^2\text{O}^3)$
- (b) $6(2\text{Ca}^2\text{O} + \text{Si}^2\text{O}^3) + 3(\text{Al}^2\text{O}^3 + 1\frac{1}{2}\text{Si}^2\text{O}^3) + (\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{Si}^2\text{O}^3)$
- (c) $6(2\text{Ca}^2\text{O} + \text{Si}^2\text{O}^3) + 4(\text{Al}^2\text{O}^3 + 1\frac{1}{2}\text{Si}^2\text{O}^3) + (\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{Si}^2\text{O}^3)$
- (d) et (e) $3(3\text{Ca}^2\text{O} + \text{Si}^2\text{O}^3) + 2(\text{Al}^2\text{O}^3 + 1\frac{1}{2}\text{Si}^2\text{O}^3) + (\text{Al}^2\text{O}^3 + \text{Si}^2\text{O}^3)$

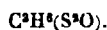
Ces formules se simplifient considérablement dans notre notation : elles rentrent toutes dans la formule générale $\text{Si}^2\text{M}^4\text{O}^6$, dans laquelle M⁴ représente Al, Ca, Fe, en proportions variables, mais de manière à former toujours une somme d'équivalents égale à 4 par rapport à Si² et à O⁶.

A. CAHOURS. — Combinaisons sulfurées dérivées de l'esprit de bois.

Les résultats que nous avons annoncés dans les *Comptes rendus* de l'année dernière (p. 185) ont été publiés *in extenso* dans les *Ann. de chim. et phys.*, t. XVIII, p. 257.

Voici quelques autres faits (1) qui se rattachent à ce travail. On sait que M. Zeise a obtenu l'éther sulfocarbonique (2) en faisant agir de l'iode sur le xanthate de potasse. M. Cahours a obtenu l'homologue (carbométhol bisulfuré G.) de cet éther en suivant la même méthode.

Cet homologue (sulfocarbonate d'oxyde de méthyle) renferme [C²H⁶O, CS²], ou bien

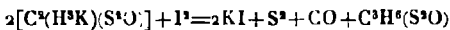


(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 821. — *Annal. de chim. et de phys.*, t. XIX, p. 158.

(2) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 56.

Sa vapeur pèse 4,266 = 2 volumes. C'est un liquide très-mobile, légèrement jaunâtre, d'une odeur très-forte et persistante, un peu aromatique. Il bout vers 170 à 172° (1). Sa densité à l'état liquide est de 1,143 à 15°. Mis en présence d'une dissolution alcoolique de potasse, il donne du méthol sulfuré (mercaptan méthylique) qui reste en dissolution, et du carbonate potassique qui se précipite.

La formation du carbométhol bisulfuré s'explique par l'égalité suivante :



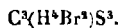
Le dégagement de CO a été observé par M. Cahours.

En chauffant dans un appareil distillatoire un mélange de dissolutions concentrées de sulfométhylate calcique et de sulfocarbonate de sulfure de potassium, ce chimiste a obtenu une huile pesante qui n'était autre chose que le carbométhol trisulfuré (sulfocarbonate de sulfure de méthyle), c'est-à-dire l'éther précédent, où l'oxygène est remplacé par du soufre $[\text{C}^{\text{H}}\text{S}^{\text{S}}, \text{CS}^{\text{S}}]$, ou bien



Densité de vapeur, 4,652 = 2 volumes. Liquide jaune, d'une odeur forte et pénétrante; il se dissout à peine dans l'eau; l'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions. Il bout vers 200 à 205°. Sa densité est de 1,159 à 18°.

Le brome le convertit en un composé cristallisable contenant :



Dans une autre communication (2), M. Cahours fait connaître les résultats de ses recherches relatives à l'action finale du chlore sur quelques éthers dérivés de l'esprit de bois.

Sous l'influence de la radiation solaire, l'*oxaméthol normal*

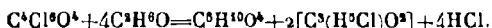
(1) Le point d'ébullition de l'éther sulfocarbonique de M. Zeise est entre 210 et 212°, c'est-à-dire de 40° plus élevé que le point d'ébullition de l'homologue méthylique, renfermant deux fois CH^{S} en moins. Ce fait est d'accord avec la loi d'ébullition de M. H. Kopp, ainsi qu'avec mes propres déterminations. (*Comptes rendus des trav. de chim.*, 1845, p. 77. et 1846, p. 70.) C. G.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 1070.

(éther oxalométhylque) donne des lames nacrées renfermant $[C^2O^3, C^2Cl^6O]$, c'est-à-dire

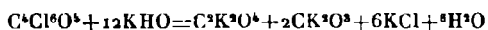


Ce corps a une odeur très-forte qui rappelle celle du phosgène. Tous les liquides l'altèrent profondément. L'alcool le convertit en éther oxalique (oxalcool normal) et en éther chloroxycarbonique (formalcool chloré), avec production de HCl :

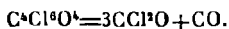


L'esprit de bois et l'huile, de pommes de terre se comportent d'une manière toute semblable.

Le gaz ammoniac sec le décompose, avec développement de chaleur, en produisant du sel ammoniac et de la carbamide ; il se forme en même temps une matière brune analogue au paracyanogène. Une dissolution concentrée de potasse caustique le convertit rapidement en oxalate, carbonate et chlorure :



A 350°, il se décompose entièrement en donnant une quantité considérable de phosgène, et de l'oxyde de carbone :



Le *formométhol normal* (formiate de méthylène), sous l'influence de la radiation solaire, donne, par le chlore, un liquide incolore, limpide, d'une densité de 1,724 à 10°. Son odeur forte et piquante se rapproche de celle du phosgène. Ce produit renferme $[C^2Cl^4O^3, C^2Cl^6O]$, c'est-à-dire



Dirigé à travers un tube chauffé à 340 ou 350°, il se décompose en se transformant presque entièrement en phosgène :



Avec l'alcool, il donne de l'éther chloroxycarbonique. Une dissolution de potasse, même concentrée, l'attaque avec une extrême lenteur. L'ammoniaque liquide donne de la chloracétamide et du sel ammoniac.

On voit, d'après cela, que les éthers perchlorés dérivés de

l'esprit de bois se comportent comme leurs homologues de l'alcool. (Voir le travail de M. Malaguti) (1).

Le gaz *phosgène* est évidemment l'homologue de l'aldéhyde chloré.

J. DESAINS. — Action de l'iode sur le xanthate de potasse, etc.

L'auteur rappelle (2), qu'il s'est occupé de l'action de l'iode sur la xanthate de potasse, et que le produit immédiat est cristallisable et renferme $[C^2S^2, C^2H^{10}O^2] = C^6H^{10}S^4O^2$; que celui-ci se décompose à 160°, en donnant à la distillation l'éther sulfo-carbonique $C^2H^{10}S^2O$ de M. Zeise. Les homologues de l'esprit de bois et de l'huile de pommes de terre donneraient d'abord un produit semblable.

J.-E. BOWMAN. — sur l'éther borique.

Nous avons fait connaître l'année dernière (p. 202) les résultats de MM. Ebelmen et Bouquet sur les éthers boriques. L'un d'eux s'obtient par le chlorure borique et l'alcool. M. Bowman (3) lui a trouvé la composition et les propriétés déjà observées par ces chimistes.

LEVOL. — Réduction prompte du chlorure d'argent.

Quand on fait bouillir (4) le chlorure d'argent avec une solution de potasse renfermant un peu de sucre, le métal se réduit peu à peu avec dégagement de CO^2 .

VOELKER. — Mannite dans la racine de chiendent.

M. Voelker (5) a mis hors de doute, par l'analyse, la présence de la mannite dans la racine de chiendent (*Triticum repens*).

(1) *Comptes rendus des trav. de chim.*, 1846, p. 98.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 1089.

(3) *Philos. Magaz.*, décembre 1846, supplém., n° 197, p. 546.

(4) *Journ. de chim. médic.*, novembre 1846.

(5) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 380.

F. WEPPEN. — Action du charbon sur les sels métalliques.

Une note de M. Weppen (1) contient quelques indications incomplètes sur la manière dont le charbon se comporte avec les sels métalliques et avec quelques substances végétales.

MITSCHERLICH, BIOT. — sur le sucre de fécule et sur le chlorate de soude.

M. Mitscherlich (2) a obtenu le sucre de fécule en cristaux définis, transparents, limpides, ayant des faces bien nettes, et exerçant la double réfraction.

Il a aussi obtenu le chlorate de soude en cristaux définis appartenant au système régulier.

M. Biot, en communiquant les observations de M. Mitscherlich, y joint plusieurs remarques intéressantes sur les caractères optiques de ces cristaux.

E. KOPP. — Action de l'hydrogène sulfuré sur l'éther nitreux et sur l'éther nitrique.

Dans un mémoire (3) où M. Émile Kopp discute avec soin la formation artificielle des alcaloïdes organiques, ce chimiste fait connaître plusieurs expériences relatives à la réduction, par l'hydrogène sulfuré, de l'éther nitreux et de l'éther nitrique.

L'éther nitreux fut préparé d'après le procédé décrit par M. Kopp il y a quelques années (4), et qui consiste à faire réagir volumes égaux d'alcool et d'acide nitrique en présence de limaille ou de fragments de cuivre. L'action ne devient jamais tumultueuse, lors même qu'on opère sur de fortes quantités de matière, et elle s'accomplit presque entièrement sans le secours de chaleur extérieure. La vapeur d'éther nitreux traverse un flacon rempli d'eau pour la laver, puis un long tube

(1) *Annal. der Chem. und. Pharm.*, t. LIX, p. 354.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XXIII, p. 909.

(3) *Revue scientifique*, t. XXVII, p. 273, décembre 1845

(4) Thèse soutenue devant la Faculté des sciences de Strasbourg.

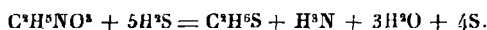
à chlorure calcique qui sert à la dessécher ; elle est enfin condensée dans un petit ballon refroidi par un bon mélange réfrigérant. Le produit ainsi obtenu est parfaitement pur et exempt d'aldéhyde, comme on peut s'en assurer en le traitant par la potasse, qui ne détermine aucune coloration brune.

Dans ce procédé, le cuivre ramène évidemment l'acide nitrique pur à l'état d'acide hyponitrique, lequel, au moment naissant, agit sur l'alcool.

L'éther nitreux se réduit avec une extrême facilité par le sulfure ammonique. A peine les deux corps sont-ils en présence qu'il s'effectue une réaction fort vive, et la réaction est complète en une ou deux minutes. Il se précipite du *soufre* ; quand on distille le produit, après en avoir séparé le précipité, il passe un liquide fort *ammoniacal*. Neutralisé par l'acide hydrochlorique et soumis de nouveau à une distillation partielle, il donne un liquide alcoolique fort légèrement alliacé (1). Le résidu ne contenait que du sel ammoniac, la réaction est donc celle-ci :



L'éther nitrique se réduit bien plus lentement que l'éther précédent, et, comme il est bien moins volatil, la réaction se laisse observer bien plus facilement. Quand on fait passer de l'hydrogène sulfuré dans de l'éther nitrique étendu d'alcool ammoniacal, le mélange s'échauffe peu à peu jusqu'à 35 ou 40°. La liqueur se fonce en couleur, et bientôt on voit apparaître de petites aiguilles de *soufre* ; la quantité en augmente rapidement, et si l'on n'avait pas étendu d'alcool l'éther nitrique, le tout se prendrait en un magma demi-solide. En distillant la liqueur alcoolique, on ne trouve dans le résidu que des traces de nitrate d'ammoniaque. Le produit distillé contenait de l'ammoniaque et du *mercaptan*. Réduit par le sulfure ammonique sans le concours de l'alcool, l'éther nitrique fournit aussi ce dernier produit. La réaction est donc :



(1) Ne serait-il pas possible, en modérant la réaction par le froid, de déterminer un dédoublement moins profond, et de produire l'alcoïde cherché par M. Kopp ?
C. G.

MARTENS. — sur la falsification de la farine de blé.

Voici les moyens proposés par M. Martens (1) pour reconnaître la falsification de la farine de blé par la fécule de pommes de terre et par les féveroles.

On sait que la fécule de pommes de terre est complètement soluble dans l'eau froide lorsqu'elle n'a point été broyée ou tant que les grains en sont restés intacts; mais si on les écrase dans un mortier de cristal ou dans un autre très-dur, en y broyant fortement la fécule, et qu'on vienne ensuite à y mêler de l'eau, celle-ci dissout un peu de matière amylacée, et, en filtrant ce mélange après quelques minutes de macération à froid, on obtient un liquide clair qui bleuit par l'addition de l'eau iodée. Si l'on opère de la même manière avec de la farine de blé pur, le liquide, suivant M. Martens, ne change pas de couleur par l'addition de l'eau iodée, sans doute parce que les grains de la fécule de blé, étant plus fins et se trouvant enveloppés de gluten élastique, ne sont pas écrasés par le pilon, de manière à mettre à nu la partie centrale susceptible de se dissoudre dans l'eau froide. M. Martens a constaté qu'un mélange de 5 p. 100 de fécule peut encore être reconnu, si l'on broie fortement la farine pendant cinq à dix minutes, avec la précaution de n'en triturer que peu à la fois.

Une autre falsification assez fréquente consiste à mêler à la farine de blé de la farine de féveroles. Pour reconnaître cette fraude, M. Martens se fonde sur la présence de la légumine dans la dernière. On n'a qu'à mêler la farine suspecte avec deux fois son volume d'eau, et laisser macérer ce mélange à la température de 20 à 30° C., en ayant soin de remuer de temps en temps; on jette ensuite le tout sur un filtre, et on lave avec un peu d'eau pour extraire toute la légumine. Si le liquide filtré renferme de la légumine, il se trouble et devient lactescent quand on y ajoute goutte à goutte un peu d'acide acétique; de même il précipite par l'acide phosphorique trihydraté. Ce procédé, d'une exécution extrêmement facile, permet de reconnaître la farine des féveroles ou de toute autre légumineuse

(1) L'Institut, n° 685. 17 fév. 1847.

dans le blé, lors même qu'elle n'y serait mêlée que dans le rapport de 5 p. 100.

G.-C. WITTSTEIN. — Cristallisation de l'hydrate ferrique.

D'après les observations de M. Wittstein (1), l'hydrate ferrique amorphe devient cristallin après un long séjour dans le liquide où il a été précipité, de manière à devenir insoluble dans l'acide acétique.

L. KESSLER. — Facile réduction des sels d'argent par l'acétate ferreux.

L'auteur signale la réduction facile des sels d'argent par l'acétate ferreux, et propose l'emploi de ce dernier pour le dosage de l'argent (2).

A. BREITHAUPT. — Sur les carbonates de fer et de magnésie naturels.

On sait qu'il existe dans la nature une série de carbonates rhomboédriques isomorphes (Ca, Mg, Fe, Zn), qui se trouvent souvent ensemble dans le même minéral.

On connaissait jusqu'à présent, sous le nom de *mésitine*, un minéral formant l'intermédiaire (*μεσότης*) entre la sidérose (carbonate ferreux) et la giobertite (carbonate magnésien), et renfermant à la fois du magnésium et du ferrosium. M. Breithaupt (3) vient de trouver un second intermédiaire, où les proportions de ferrosium et de magnésium ne sont pas les mêmes.

Il appelle ce dernier *pistomésite*. Voici les résultats obtenus par M. Fritzsche à l'analyse de ces deux minéraux :

(1) *Journ. de Pharm.*, t. XI, p. 122.

(2) *Ibid.*, p. 86.

(3) *Annal. de Poggend.*, t. LXX, p. 148.

Pistomésite de Thurn- berg, près Flachau, dans le pays de Salzbourg.	Mésitine de Traver- sella, en Piémont.
I.	II.
Oxyde ferreux 33,92	24,18
Magnésie 21,72	28,12
Chaux "	1,30
Acide carbonique 43,26	45,76
<hr/> 99,26	<hr/> 99,36

La composition du minéral I s'accorde sensiblement avec $[\text{CO}^2, \text{Fe}^2\text{O} + \text{CO}^2, \text{Mg}^2\text{O}]$, et celle du minéral II, en négligeant la chaux, avec $[\text{CO}^2, \text{Fe}^2\text{O} + 2(\text{CO}^2, \text{Mg}^2\text{O})]$.

Dans notre notation :

Type carbonate . . .	CO^2M^2
Pistomésite	$\text{CO}^2 (\text{FeMg})$
Mésitine	$\text{CO}^2 (\text{Fe}^2\text{Mg}^2)$

L'angle du pistomésite est de $107^\circ 18'$; celui de la mésitine est égal à $107^\circ 14'$. Poids spécifique du pistomésite : 3,412—3,417; *id.* de la mésitine : 3,35—3,36.

W. HAIDINGER. — Sur le sulfure de manganèse naturel.

Le bisulfure de manganèse Mn^2S^2 est isomorphe avec la pyrite de fer, et a été rencontré à Kalinka, près d'Altsohl, en Hongrie (1). Poids spécifique = 3,463 (2); M. Haidinger l'appelle *hauérite*. Il renferme, d'après l'analyse de M. Adolphe Patera : soufre 53,64; manganèse 42,97; fer 1,30; silice, 1,20; total, 99,10.

KINDT. — Procédé pour découvrir le coton dans la toile.

Un pharmacien de Bohême, M. Kindt, propose, pour décou-

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXX, p. 150.

(2) Il doit y avoir une erreur dans ce nombre, car le volume atomique qu'on en déduit, s'éloigne beaucoup de celui de la pyrite de fer (poids spéc. 4,9 à 5,1), et cependant le poids atomique du manganèse est sensiblement le même que celui du fer. C. G.

vir le coton dans la toile (1), un procédé fondé sur ce que la cellulose du coton se dissout bien plus rapidement dans l'acide sulfurique concentré que la cellulose du chanvre et du lin.

On enlève d'abord tout l'apprêt de la toile, en la faisant bouillir pendant quelque temps dans l'eau; puis, après l'avoir séchée, on en plonge un morceau, jusqu'à moitié, dans l'acide sulfurique concentré, et on l'y laisse pendant une ou deux minutes. La toile devient alors diaphane; on la maintient ensuite dans l'eau pour enlever la matière gommeuse qui s'est produite, et, au besoin, on la frotte avec les doigts pour favoriser la dissolution de cette matière. Enfin, pour enlever tout l'acide, on rince le morceau de toile dans un peu d'alcali; on lave et l'on sèche de nouveau. Si la toile contient du coton, tous les fils de coton se dissolvent ainsi, et l'on peut aisément les compter, en comparant la partie immergée dans l'acide avec la partie non immergée.

Si l'échantillon séjournait trop longtemps dans l'acide sulfurique, les fils de lin finiraient aussi par s'attaquer; mais, dans une toile toute de lin, la corrosion serait uniforme. D'ailleurs, le coton s'attaque toujours le premier, et se trouve déjà converti en gomme, quand les fils de lin sont encore blancs et opaques.

J.-S. STAS. — Recherches sur l'acétal.

Préparé d'après le procédé de M. Liebig, l'acétal est un mélange d'éther acétique et d'un corps particulier qui a été étudié par M. Stas (2). Voici comment ce chimiste obtient ce dernier à l'état de pureté. On prend des fragments de pierre ponce, lavée à l'acide hydrochlorique, puis calcinée en rouge; on les humecte d'alcool à peu près anhydre, et on les introduit dans un ballon de 40 à 50 litres de capacité. On dispose sur la ponce autant de capsules de verre que le ballon peut en contenir; ces capsules doivent être aussi plates que possible et recouvertes d'une mince couche de noir de platine. On couvre le col d'un

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXX, p. 168.

(2) *Annals de chim. et de phys.*, t. XIX, p. 146.

plan de verre parfaitement dressé, et l'on abandonne le tout à lui-même dans un lieu dont la température est au moins de 20 degrés, jusqu'à ce que tout l'alcool à peu près se soit converti en acide acétique. Alors on fait arriver au fond du ballon 1 à 2 litres d'alcool à 60 pour 100; on couvre de nouveau le col de son plan, et on laisse le tout en repos et à la même température que précédemment. Au bout de quinze à vingt jours, si l'on a la précaution d'y faire entrer de l'air de temps à autre, on remarque que le liquide qui se trouve au-dessous de la pierre ponce, est plus ou moins visqueux. Alors on soutire ce liquide et on le remplace par une quantité équivalente d'alcool.

Quand on a ainsi réuni quelques litres de liquide très-acide, on le neutralise par du carbonate de potasse, et on y dissout autant de chlorure calcique qu'il peut en prendre. On distille avec précaution et on ne recueille que le premier quart du produit dans un récipient bien refroidi. Le liquide distillé est saturé par du chlorure calcique fondu qui en sépare immédiatement une quantité très-notable d'un liquide très-volatil et d'une odeur fort suffocante. En ajoutant avec précaution un peu d'eau à la solution saline, on peut en séparer une nouvelle quantité de ce liquide. C'est un mélange d'aldéhyde, d'éther acétique, d'alcool et d'acétal. M. Stas isole ce dernier, en distillant d'abord au bain-marie, jusqu'à ce que le liquide qui passe ne réduise plus l'acétate d'argent ammoniacal, laissant ensuite en contact avec de la potasse très-concentrée qui décompose l'éther acétique, lavant avec de l'eau, desséchant sur du chlorure calcique, et rectifiant le produit.

L'acétal ainsi obtenu est un liquide éthéré, incolore, assez fluide, d'une odeur suave particulière, d'une saveur franche qui laisse un arrière-goût prononcé de noisette. Sa densité est de 0,821 à 22°4. Sous la pression de 768^{mm}, il bout entre 104 et 106°.

L'eau, à la température de 25°, en dissout environ la dix-huitième partie de son volume, et ce liquide en prend d'autant moins que la température est plus élevée. L'éther et l'alcool le dissolvent en toute proportion. Il se conserve sans altération dans l'air sec et dans l'air humide.

M. Stas y a trouvé exactement



Cette formule correspond à 2 volumes. Densité de vapeur observée, 4,069 — 4,114 — 4,240.

Sous l'influence du noir de platine ou de l'air, il se transforme très-rapidement, d'abord en aldéhyde, puis en acide acétique concentré. Les matières oxydantes en général produisent le même effet.

Hors du contact de l'air, la potasse et la soude en solutions saturées, ainsi que les alcalis solides, n'ont aucune influence sur lui, ni à une basse température ni à une température élevée.

L'acide sulfurique le dissout, puis le décompose en noircissant. Le chlore lui enlève de l'hydrogène et produit des corps chlorés.

M. Stas a observé que l'acétal ne se produit pas toujours par des causes oxydantes : il l'a aussi obtenu par l'action du chlore sur l'alcool, et même l'acétal est alors le produit principal, aussi longtemps que le chlore n'agit pas par substitution.

L'acétal est évidemment l'*homologue* du méthylal de M. Maguti.

Température d'ébullition.

Méthylal. . . . $C^3H^8O^2 = 3CH^3 + H^2 + O^2$ 42°

Acétal $C^6H^{14}O^2 = 3C^2H^4 + H^2 + O^2$ $(42^\circ + 3 \cdot 20^\circ) = 102^\circ$

On voit que le point d'ébullition calculé s'accorde sensiblement avec la loi d'ébullition des séries homologues (1).

MILLON. — Observations sur le sulfate de chaux et sur l'acide sulfovinique.

Selon M. Millon, le *sulfate de chaux* naturel qui, on le sait, renferme $[SO^4Ca^2 + 2 \text{ aq.}]$, retient son eau à 85° et ne la perd que de 105 à 110° ; le sulfate artificiel cristallisé est aussi dans le même cas. Le sulfate artificiel, au contraire, lorsqu'il a été précipité à chaud ou à froid, perd les trois quart de son eau d'hy-

(1) Voyez *Comptes rendus des trav. de chim*, 1845, p. 78.

dratation à la température de +80 à 85°. Le plâtre gâché se déshydrate aussi à cette température inférieure. Le dernier quart d'eau d'hydratation ne s'enlève que fort lentement, si l'on ne porte pas la chaleur jusqu'à 200 ou 300°.

Un échantillon d'anhydrite lamelleuse de New-Jersey a perdu 3,65 pour 100, par portions fractionnées.

M. Millon communique aussi plusieurs observations sur la formation de l'acide sulfovinique. Il insiste surtout à cette occasion sur l'influence du *temps* dans la production de certaines combinaisons chimiques.

Quand on mélange 1 éq. d'acide sulfurique concentré $[SO^4H^2]$ et 2 éq. d'alcool anhydre $[C^2H^6O]$ ou hydraté $[C^2H^6O + \frac{1}{2} aq.]$, en ayant soin d'éviter toute élévation de température, il ne se fait aucune combinaison; mais avec le temps (à 10 ou 15°) il s'y produit jusqu'à 77 pour 100 d'acide sulfovinique. Cette formation se fait en quelques minutes, si l'on plonge le mélange dans le bain-marie; elle est instantanée, si l'on verse tout d'un coup l'alcool dans l'acide sulfurique, de manière à produire un grand échauffement.

Un mélange de 4 éq. d'alcool et 1 éq. d'acide se comporte de la même manière. Mais si l'on emploie équivalents égaux d'acide et d'alcool, il se fait toujours de l'acide sulfovinique; bien plus, la proportion de ce dernier est toujours la même (54 pour 100) de quelque manière qu'on opère. Cette quantité n'est pas dépassée par l'application d'une chaleur de 100°.

STAEDELER. — Présence de la thorine dans le pyrochlore.

M. Hermann (1) ayant nié la présence de la thorine dans le pyrochlore de Miask en Sibérie, M. Woehler a fait de nouveau examiner par M. Staedeler (2) la composition de ce minéral. Il résulte de cette analyse que le pyrochlore renferme bien réellement de la thorine.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXI, p. 94.

(2) *Annal. der Chem. und. Pharm.* t. LXI, p. 264.

A. SCHWARZENBERG. — sur l'émétique de bismuth.

M. Schwarzenberg (1) fit bouillir une solution de crème de tartre avec un excès d'oxyde de bismuth, obtenu en traitant le sous-nitrate bismuthique par la potasse. La liqueur filtrée, limpide et peu fluide, se précipitait, comme l'émétique, par les acides minéraux forts; l'eau ne la troublait pas. Elle déposa, par la concentration au bain-marie, une poudre cristalline entièrement blanche.

L'eau décompose cette dernière, et donne un liquide acide ne renfermant pas de bismuth.

La poudre cristalline séchée à 100° a donné : carbone, 12,31 — 12,23 — 12,16; hydrogène, 0,77 — 0,71 — 0,59; oxyde bismuthique, 58,94; potasse, 12,22. L'auteur en déduit la formule $[C^3H^3O^8, Bi^2O^3, K^2O.]$

Cette composition est semblable à celle de l'émétique séché à 190°.

Bi^2 est, comme Sb^2 , l'équivalent de H^6 ; car, lorsque tout l'oxygène de l'oxyde de bismuth ou d'antimoine réduit l'hydrogène d'une matière organique, Bi^2O^3 ou Sb^2O^3 réduit H^6 pour former $3H^2O$, et Bi^2 ou Sb^2 reste à la place de H^6 . $Bi \frac{1}{3}$ (bismuthicum) est donc l'équivalent de H. En représentant Bi ; par Bi_z , on a :

Type tartrate	$C^4O^6H^8$
Crème de tartre	$C^4O^6 (H^5K)$
Emétique de bismuth	$C^4O^6 (H^5K Bi^3z)$

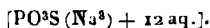
A. WURTZ. — Recherches sur les combinaisons du phosphore.

Quand on chauffe le chlorosulfure de Sérullas PCl^3S au bain-marie, dans un appareil distillatoire, avec un grand excès d'une lessive de soude moyennement concentrée, la liqueur se prend en masse du jour au lendemain. Les cristaux lavés à l'eau froide

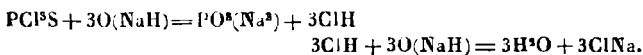
(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 244.

Comptes rendus 1847.

se purifient aisément par plusieurs cristallisations. Ils renferment $[P^2O^3S^2, 3Na^2O + 24H^2O]$, ou

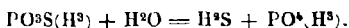


La réaction s'exprime donc par l'équation suivante :

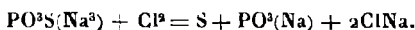


Ce sel, que M. Wurtz appelle *sulfophosphate de soude* (1), est très-soluble dans l'eau bouillante, et s'y dépose sous forme de tables hexagonales très-brillantes. Ces cristaux s'effleurissent à l'air sec ; ils sont insolubles dans l'alcool.

M. Wurtz n'a pas pu isoler l'*acide sulfophosphorique* correspondant ; car, à l'état de liberté et déjà à la température ordinaire, il se décompose avec une grande facilité, en H^2S et en acide phosphorique :



La dissolution du sulfophosphate trisodique est fort alcaline, comme celle du phosphate correspondant. Le chlore, le brome et l'iode la décomposent instantanément, en mettant le soufre en liberté et en s'emparant d'une partie du sodium ; la liqueur devient acide et il se forme un phosphate :



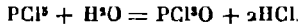
L'acide nitrique, même très-étendu, réagit d'une manière analogue ; il transforme le sulfophosphate en phosphate, et donne un dépôt de soufre. Les acides non oxydants décomposent le sulfophosphate en mettant l'acide sulfophosphorique en liberté. Si l'on fait bouillir la liqueur, celle-ci se décompose en H^2S et en acide phosphorique.

Le *sulfophosphate de plomb* est blanc au moment de sa précipitation ; mais au bout de quelques heures, il noircit en se transformant en sulfure de plomb et en phosphate, et la liqueur devient acide. Cette décomposition s'opère instantanément à la température de 100° .

Lorsqu'on abandonne du *perchlorure de phosphore* PCl^5 dans un flacon mal bouché ou dans un ballon à long col, dans lequel

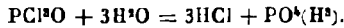
(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 288.

on introduit en même temps un tube rempli d'eau, le perchlo-
rure se résout peu à peu en un liquide, en dégagant continuel-
lement de l'acide chlorhydrique. La réaction est celle-ci :



Dès que le perchlorure a disparu, on soumet ce liquide à la
distillation, en ayant soin de rejeter les premières portions
qui renferment un grand excès de HCl. Le point d'ébullition
monte rapidement jusqu'à 110°, où il se maintient. Le *chloro-*
oxyde de phosphore PCl^3O passe à cette température.

A l'état de pureté, c'est un liquide incolore et très-réfringent.
Son odeur est irritante et rappelle celle du perchlorure de phos-
phore. Sa densité est de 1,7 à 12°. Il bout à 110°. Il répand des
vapeurs blanches à l'air ; mis en contact avec l'eau, il tombe
d'abord au fond de ce liquide, et se dissout ensuite avec dégage-
ment de HCl et formation d'acide phosphorique



La densité de sa vapeur a été trouvée égale à 5,4 = 4 volumes
pour la formule PCl^3O . M. Cahours l'avait déjà déterminée (1).

On remarque que la densité de vapeur du chloroxyde et du
chlorosulfure de phosphore présente avec celle du perchlorure
le même rapport que celui qui existe entre l'eau, l'hydrogène
sulfuré et l'acide hydrochlorique. On a, en effet :

2 volumes.	2 volumes.	
H ² O	}	HCl
H ² S		
PO ² $\frac{1}{2}$		P $\frac{1}{2}$ Cl ³ $\frac{1}{2}$
		P $\frac{1}{2}$ Cl ³ $\frac{1}{2}$ O $\frac{1}{2}$
		P $\frac{1}{2}$ Cl ³ $\frac{1}{2}$ S $\frac{1}{2}$

On peut donc en conclure, par analogie, que 2 volumes
d'anhydride phosphorique, à l'état libre, se représentent par
PO² $\frac{1}{2}$ et non pas par P²O⁵.

D'un autre côté, le protochlorure de phosphore étant $\text{PCl}^3 =$
2 volumes, on a encore par analogie :

2 volumes.	2 volumes.
P ² O ⁵	PCl ³

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 268.

Les deux anhydrides du phosphore peuvent être considérés comme deux homologues, ayant entre eux le même rapport de condensation que l'acide formique et l'acide acétique :

$(PO_2)_3, O^3$ anhydride phosphorique. $(CH_2)_3, O^3$ acide formique.

$(PO_2)_2, O^2$ anhydride phosphoreux. $(CH_2)_2, O^2$ acide acétique.

V. GORUP-BESANEZ. — sur la silice contenue dans les plumes d'oiseau.

Suivant l'auteur (1), la silice est un principe qui se rencontre toujours dans les barbes de plume. Il n'en est pas de même des tiges et de l'âme, qui renferment bien moins de parties minérales.

100 parties, séchées à 120°, de

	Plumes d'oise blanches.	Plumes de pie noires.	Plumes de perroquet vertes et bleues.	Plumes de cigogne noires.
<i>Barbes.</i> . . .	cendres. 3,83	3,78	5,31	3,04
	silice . . 1,47	1,51	1,19	0,94
<i>Tige.</i> . . .	cendres. 0,54			
	silice . . 0,09			
<i>Âme.</i> . . .	cendres. 0,57			

Les poils de hérisson ont donné 1,11 p. 100 de cendres, contenant 0,18 silice.

Toutes ces cendres renfermaient du fer, surtout celles des plumes de perroquet; de plus, on y a trouvé du phosphate calcaire, du sous-phosphate de soude, mais on n'y a rencontré ni sulfates ni chlorures. Terme moyen, les barbes de plume renferment 1,27 p. 100 de silice, c'est-à-dire 32,96 pour cent parties de cendres.

On sait que les oiseaux avalent du sable et de petits cailloux; la préhension de ces corps est certainement en rapport avec la présence constante de la silice que M. Gorup a constatée dans les barbes de plume.

(1) *Ann. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 437

**TH. FLEITMANN, KEMP. — Sur la composition
de la protéine.**

Suivant les expériences de M. Fleitmann (1), la protéine, préparée d'après le procédé de M. Mulder, renfermerait toujours du soufre ; la quantité en serait même assez notable. M. Fleitmann y a trouvé :

Carbone	54,1 — 53,80
Hydrogène	7,13 — 7,3
Azote	15,94 — 16,24
Soufre.	1,42 — 1,43 — 1,47 — 1,35 — 1,48

M. Mulder affirme, au contraire, que la protéine est exempte de soufre. Qui croire au milieu de ces contradictions ?

J'ajouterai que M. Kemp (2) a également obtenu 1,57—1,56 pour 100 de soufre à l'analyse du prétendu *chlorite de protéine*, qu'on obtient, sous forme de précipité, en faisant passer du chlore dans une solution d'albumine dans l'acide hydrochlorique.

**GERHARDT. — sur le volume atomique de quelques
oxydes isomorphes du système régulier.**

On sait que les composés isomorphes analogues possèdent le même volume atomique. Ce volume, toutefois, n'est pas rigoureusement le même, soit par suite des différences qui existent naturellement entre les angles des substances isomorphes, soit à cause des variations dans les températures où les densités ont été prises, et qui modifient aussi ces angles par l'inégale dilatation des axes. Comme cette influence de la chaleur sur les angles est nulle pour les cristaux qui n'ont qu'une réfraction simple, et que les angles de ces derniers ne sont pas sujets à varier dans les substances isomorphes, il m'a paru intéressant de vérifier le principe de M. H. Kopp (3) sur quelques oxydes cristallisant dans le système régulier.

La minéralogie nous offre plusieurs composés cristallisant en

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 121.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LX, p. 104.

(3) *Annal. de chim. et de phys.*, 2^e série, t. LXXV, p. 406.

octaèdres réguliers, et auxquels la chimie applique les formules les plus diverses. Je vais les citer avec la notation de M. Berzélius :

	Poids spécifique = D.
<i>Fer magnétique</i> [FeO, Fe ² O ³].	5,094
<i>Fer oligiste octaèdre</i>	
(martite). [Fe ² O ³].	4,76 à 4,65
<i>Spinnelle</i> [MgO, Al ² O ³].	3,48 à 3,62
<i>Gahnite</i> [ZnO, Al ² O ³].	4,23
<i>Ceylanite de l'Oural</i>	
(Abich). [(FeO, Al ² O ³) + 2(MgO, Al ² O ³)]	} 3,6 à 3,8
<i>Id.</i> du Vésuve [(FeO, Al ² O ³) + 9(MgO, Al ² O ³)]	
<i>Chlorospinnelle de Slæ-</i>	
toust (G. Rose). [(MgO, Fe ² O ³) + 11(MgO, Al ² O ³)]	} 3,59
<i>Id.</i> [(MgO, Fe ² O ³) + 6(MgO, Al ² O ³)]	
<i>Fer chromé cristallisé</i>	
de Baltimore (Abich). 5[(MgO, Cr ² O ³) + (FeO, Cr ² O ³)]	} 4,3 à 4,5
+ 3(FeO, Al ² O ³)	
<i>Id.</i> compacte de	
Baltimore (Abich). . 6[(MgO, Cr ² O ³) + (FeO, Cr ² O ³)] +	
[2(MgO, Al ² O ³) + (FeO, Al ² O ³)]	
<i>Id.</i> de Saint-Domingue (Berthier). . [(Cr ² O ³ , Fe ² O ³) + Al ² O ³]	
<i>Fer titané des monts</i>	
Ilmen (Mosander). [8, FeO, TiO ²) + Fe ² O ³]	} 4,745 à 4,78
<i>Id.</i> d'Egersund	
(H. Rose). [6(FeO, TiO ²) + Fe ² O ³]	
<i>Id.</i> d'Egersund	
(Mosander). [3(FeO, TiO ²) + Fe ² O ³]	
<i>Id.</i> d'Arendal	
(Mosander). [(FeO, TiO ²) + Fe ² O ³]	
<i>Id.</i> d'Uldevalle	
(Plantamour). [2(FeO, TiO ²) + 5Fe ² O ³]	
<i>Francklinite</i> (Abich). . (FeO, Mn ² O ³) + [ZnO, Fe ² O ³].	5,19
<i>Péridase</i> (Damour) . . [18MgO, Fe ² O ³].	3,75
<i>Pérowskite</i> (H. Rose). [CaO, TiO ²].	4,017
<i>Braunite</i> (1). [Mn ² O ³].	4,75 à 4,818

(1) Les octaèdres de la *braunite* n'appartiennent pas au système régulier; l'angle de deux faces adjacentes sur une même arête y est de 109° 53' (108° 39' en retour) pour les cristaux d'Elgersburg, et de 109° 46' (108° 53' en retour) pour les cristaux de St-Marcel, tandis qu'il est de 109° 28' 16''

Certes, il serait difficile de réunir des formules plus compliquées et plus diverses que celles qui représentent ces oxydes, et il arrive souvent que la même espèce minérale se trouve exprimée par des formules fort différentes, bien que la forme cristalline en soit rigoureusement la même.

Ensuite, si l'on cherche une relation entre le poids spécifique de ces minéraux et leur poids atomique d'après les formules précédentes, on n'en trouve aucune, et cependant on est frappé de voir que les poids spécifiques d'un même minéral n'offrent que de légères oscillations qui sont loin d'être en rapport avec la composition si différente attribuée à chaque variété. Ainsi, on ne comprend pas, par exemple, que le fer titané ait toujours un poids spécifique variant seulement de 4,745 à 4,78, bien qu'il se compose tantôt d'équivalents égaux d'oxyde ferrique et de titanate ferreux, tantôt de 1 équivalent d'oxyde ferrique et de 6 équivalents de titanate ferreux.

Ces anomalies disparaissent entièrement, si l'on écrit tous ces oxydes d'après une seule formule-type (OM^2) semblable à celle de l'eau OH^2 , et dans laquelle M peut être remplacé par des métaux différents, en proportions indéfinies, *pourvu que la somme des équivalents de ces métaux soit égale à 2* (1).

dans l'octaèdre régulier. Mais cette différence n'est pas même aussi forte que celle qui existe entre les angles des substances réputées isomorphes, comme, par exemple, entre ceux des différents carbonates du système rhomboédrique.

Nous voudrions aussi ajouter à la liste précédente l'*hausmannite* ou oxyde manganoso-manganique qui cristallise également en octaèdres à base carrée; toutefois la différence des angles y est bien plus forte ($105^{\circ} 25'$ et $117^{\circ} 54'$ en retour). On peut se demander ici jusqu'à quelle limite les angles peuvent différer dans les substances considérées comme isomorphes. Voyez à ce sujet les considérations de M. Laurent (*Comptes rend. des trav. de chimie*, 1845, p. 97). C. G.

(1) Il est nécessaire de rappeler que $Fe^{\frac{2}{3}}$, $Al^{\frac{2}{3}}$, $Cr^{\frac{2}{3}}$, $Mn^{\frac{2}{3}}$ = $Fe\beta$ (ferricum), $Al\beta$ (aluminicum), $Cr\beta$ (chromicum), $Mn\beta$ (manganicum) sont l'équivalent de H, Fe (ferrosium), Mn (manganosum), Mg (magnesium), etc., puisqu'un oxyde M^2O^3 réduit toujours H^6 , pour former $3H^2O$, M^6 restant à la place de H^6 . Si on représente l'oxyde de titane par Ti^2O^3 (TiO^3 Berzelius), $Ti^{\frac{2}{3}}$ devient l'équivalent de H^6 ; donc $Ti^{\frac{2}{3}}$ = $Ti\alpha$, celui de H. C. G.

Voici les oxydes ainsi représentés :

	(1) Volume atomique = $\frac{P}{D}$
Type oxyde OM^2	Moyenne 11,0
Fer oligiste. $OFe\beta^2$	11,4
Braunite (2) $OMn\beta^2$	11,2
Fer magnétique $O(Fe\beta\frac{1}{2}Fe\frac{1}{2})^2$	11,4
Gahnite $O(Al\beta\frac{1}{2}Zn\frac{1}{2})^2$	10,9
Spinelle $O(Al\beta\frac{1}{2}Zn\frac{1}{2})^2$	10,6
Ceylanite. $O(Al\beta^2Fe\gamma Mg^2)^2$	10,6
Chlorospinelle $O(Al\beta^2Fe\beta\gamma Mg^2)^2$	10,6
Fer chromé $O(Al\beta^2Fe\beta\gamma Cr\beta^2 Mg\gamma Fe^2)^2$	11,2
Fer titané $O(Ti\alpha^2 Fe\beta\gamma Fe^2)^2$	10,9
Francklinite $O(Fe\beta\gamma Mn\beta^2 Zn\gamma Fe^2)^2$	11,1
Pérowskite. $O(Ti\alpha\frac{1}{2}Ca\frac{1}{2})^2$	11,2
Périelase $O(Fe\beta^2 Mg\gamma)^2$	10,9

Je me suis borné à indiquer par des lettres la plupart des nombres fractionnaires, dont la somme est égale à 2 équivalents par rapport à O. Il est aisé de remplacer ces lettres par les valeurs numériques qui découlent des formules que nous avons rapportées précédemment. De même, je supprime les détails des calculs relatifs au volume atomique.

On remarque que ce volume est sensiblement le même pour tous les oxydes cités; il n'y a que de légères différences de l'un à l'autre, et qui tiennent à ce que, dans le calcul des formules, on n'a pas toujours tenu compte des oxydes contenus en très-petite quantité dans les minéraux. Il est excessivement rare qu'un minéral soit chimiquement pur; comme la présence de la plus faible quantité d'une substance étrangère modifie toujours le poids spécifique, il est évident qu'on n'obtient jamais un nombre rigoureusement exact en divisant par le poids spécifique le poids atomique de la substance supposée chimiquement pure.

Il ne faudrait pas croire cependant que tous les oxydes, cristallisant dans le système régulier, ont le même volume atomique. On sait, par l'étude des corps polymères, que les mêmes éléments peuvent être différemment condensés; ainsi, par exemple, un volume de l'éaldéhyde en vapeur renferme trois fois autant

(1) On a pris les points atomiques P rapportés à H = 1.

(2) L'hausmannite, D = 4,22, donne un volume atomique de 12,2.

de carbone, d'hydrogène et d'oxygène qu'un même volume d'al-déhyde dans le même état. Un semblable rapport peut se pré-senter pour les solides et les liquides. Un volume d'un oxyde peut contenir OM^2 ou O^2M^4 ou O^3M^6 , ou en général O^nM^{2n} ; mais si le volume atomique d'un oxyde OM^2 est V , le volume de son polymère sera V^n . Il se peut donc très bien qu'il y ait des oxydes cristallisant en octaèdres réguliers, et d'un volume atomique différent de celui des oxydes précédents.

Le protoxyde de cuivre Cu^2O et l'anhydride arsénieux As^2O^3 sont dans ce cas; en effet, si l'on calcule le volume atomique de ces oxydes, en ramenant leur formule à l'expression OM^2 , on trouve pour l'un 23,6 et pour l'autre 18,0; ces nombres représentent sensiblement des multiples, par 2 et par $1\frac{1}{2}$, du vo-lume atomique des minéraux précédents. C'est comme si la molécule du protoxyde de cuivre (1) était $O^2Cu\alpha^4$, et celle de l'anhydride arsénieux $O^{1\frac{1}{2}}As\alpha^3$, par rapport à la molécule OM^2 de ces minéraux. Du reste, rien n'indique que le type dans lequel nous avons placé ces derniers soit OM^2 plutôt que O^2M^4 [OM^2 , OM^2], ou que $O^3M^6 = [OM^2, OM^2, OM^2]$; nous aurions pu établir nos considérations sur toute autre formule, pourvu qu'elle fût la même pour tous les oxydes. Il ne s'agit, ici en effet, que d'une question de rapports.

BREWSTER. — Nouvelle propriété de la lumière.

Le *chrysammate de potasse* cristallise sous forme de lames rhomboïdales très-plates. La lumière transmise à travers une semblable plaque présente une couleur jaune rougeâtre, et se polarise dans un seul plan. Si l'on presse un cristal avec la lame d'un canif contre une plaque de verre, il s'étend sous forme d'amalgame, et la lumière, transmise à travers cette couche mince, se compose alors de deux faisceaux polarisés en sens contraire ou à angle droit: l'un a la couleur du rouge carmin, l'autre est d'un jaune pâle. A mesure que la couche augmente, la couleur des deux rayons se rapproche du rouge carmin.

Mais les phénomènes les plus remarquables sont produits par

(1) $Cu\alpha = Cu$, cuprosum; $As\alpha = As$, arseniosum.

la lumière réfléchi. Un rayon ordinaire de lumière blanche, réfléchi sous l'incidence perpendiculaire par les faces du cristal ou par les couches, a la couleur de l'or vierge; à mesure que l'incidence augmente, cette couleur devient de moins en moins jaune, et passe enfin au bleu pâle quand l'angle d'incidence est assez grand.

Le faisceau ainsi réfléchi et coloré se compose de deux rayons polarisés en sens opposés : l'un, polarisé dans le plan de réflexion, reste bleu pâle sous toutes les incidences; le second, polarisé perpendiculairement au plan de réflexion, est d'un jaune doré sous de plus faibles incidences, et passe ensuite au jaune foncé, au jaune verdâtre, au vert, au bleu verdâtre, au bleu, au violet.

Cette propriété remarquable, constatée par M. Brewster (1), n'est pas due, comme on pourrait le croire, à des couches d'oxyde produit sur la surface des cristaux, car le phénomène se manifeste dans tout son éclat lorsque la surface est la plus nette possible et parfaitement ravivée, soit par des moyens mécaniques, soit par le contact de liquides dissolvants.

A. LAURENT. — Recherches sur les combinaisons azotées.

Un premier mémoire, publié dans les *Annales de chim. et de phys.* (2), renferme une discussion détaillée de tous les faits sur lesquels s'appuie la proposition qui a fait, de la part de M. Laurent et de la mienne, l'objet de plusieurs communications à l'Académie : *Dans toute substance organique représentée par 2 volumes de vapeur, la somme des atomes de l'hydrogène, de l'azote, du phosphore, de l'arsenic, des métaux et des corps hologènes, doit être un nombre pair.*

Dans un autre travail (3), M. Laurent rectifie la composition de quelques alcalis organiques. Il a soumis à de

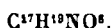
(1) *Revue scient.*, t. XXVII, p. 256. — *Philos. Magaz.*, n° 194, oct. 1846, p. 331.

(2) *Ann. de chim. et de phys.*, t. XVIII, p. 266.

(3) *Ibid.*, p. 359.

nouvelles analyses la *morphine*, le *pipérin*, la *quinine*, la *cinchonine* et quelques sels, la *lophine* et le *picryle*, en portant surtout son attention sur le dosage exact de l'hydrogène, attendu qu'une différence de 2 ou 3 millièmes sur cet élément suffit souvent pour changer la composition des alcaloïdes. Il indique, dans son mémoire les précautions qu'il faut observer sous ce rapport.

Les analyses de la *morphine* (carbone 71,63—71,59; hydrogène, 6,58—6,66) prouvent que la véritable composition de ce corps doit se représenter par :



Cette formule de la *morphine* en fait un isomère du *pipérin*. M. Laurent confirme par une nouvelle analyse la composition assignée à ce corps par M. Regnault et par mes propres analyses.

M. Laurent démontre aussi que l'ancienne formule de la *quinine*, proposée par M. Liebig, doit être remplacée par l'expression (carbone, 73,27—73,54; hydrog., 7,14—7,07) :



Cette formule est d'accord avec les nouvelles analyses de M. Laurent, et s'accorde mieux avec mes propres analyses que celle qui figure dans mon livre (l'ancienne formule de M. Liebig).

Quant à la *cinchonine*, une semblable correction (carbone, 77,22—77,36; hydrog., 7,77—7,51) doit être faite sur la formule de cet alcaloïde. M. Laurent la représente par :



Il a obtenu le *bichlorhydrate de cinchonine*



en traitant la *cinchonine* par un excès d'acide chlorhydrique. La dissolution évaporée, ce sel fut repris par l'alcool faible, et le liquide fut abandonné à l'évaporation spontanée; il se forma ainsi de fort belles tables droites à base rhombe.

Le bichlorure de platine donne, avec le sel précédent, un précipité jaune. Celui-ci renferme :



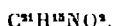
L'eau (2,8 p. 100) ne s'en va que vers 200°.

A propos de la *quinoléine*, M. Laurent cite une analyse du chloroplatinate que je lui adressai dans le temps (1), quand je reconnus l'identité de cet alcaloïde et du leucole. Il n'admet pas l'existence des deux *hydrates* de Bromeis. En préparant le chloroplatinate, il obtint un mélange de ces sels, l'un en petits grains, l'autre en aiguilles. Le manque de matière ne lui a pas permis de continuer ses recherches à cet égard.

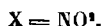
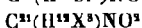
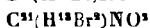
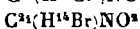
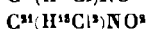
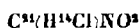
La formule de la *lophine* est (carbone, 86,18—85,91; hydr., 5,10—5,14).



Le *picryle* (carbone, 80,45—80,17—80, 37; hydrogène, 4,70—4,77—4,77), renferme :



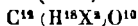
Les combinaisons dérivées par substitution sont :



M. Laurent fait aussi connaître une nouvelle analyse de l'*acide opianique* (carbone, 57,10;—hydrog., 4,88), qui confirme les corrections que nous avons fait subir aux formules données par M. Woehler pour les dérivés de la narcotine (2).

Enfin, après quelques considérations sur la composition des corps azotés, M. Laurent discute la composition de la *xyloïdine* et de la *pyroxyline* (coton-poudre).

Il admet pour la xyloïdine deux formules dérivant de celle de l'amidon $C^{12}H^{20}O^{10}$:



que j'avais, de mon côté, déjà adoptées (*Précis*, II, 223).

(1) Carbone 32,3; hydrogène 2,55. La formule admise dans mon livre :



exige : carbone 32,6 et hydrogène 2,4. M. Laurent l'adopte.

(2) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845, p. 61. — *Précis de chim. organ.*, t. II, p. 189.

Quant à la pyroxyline, elle est, suivant M. Laurent, du glucose $C^{12}H^{20}O^{12}$, dans lequel H^5 sont remplacés par X^5 ($X=NO^2$). Je m'étais fondé sur l'analyse de M. Péligot (voir plus haut l'article sur le coton-poudre), pour admettre une semblable substitution de H^6 par X^6 dans le glucose.

FARADAY. — Congélation du mercure.

M. Faraday écrit à M. Boutigny (1) qu'il a réussi à congeler le mercure avec la plus grande facilité dans un creuset rouge de feu. Il fit d'abord rougir un creuset en platine et il le maintint à cette température; il y introduisit de l'éther, puis de l'acide carbonique concret, et enfin il plongea dans le mélange à l'état sphéroïdal une capsule métallique contenant environ 31 grammes de mercure. Celui-ci se solidifia au bout de deux ou trois secondes.

R. HERMANN. — Analyse de minéraux russes.

Le nouveau mémoire de M. Hermann (2) renferme la description géologique de la mine de Schischimskaja-Gora à l'ouest de l'Oural. Il contient, en outre, plusieurs données chimiques sur les minéraux qu'on y rencontre.

Hydrargillite, Gibbsite. — L'hydrargillite a déjà été décrit par M. Gustave Rose. L'échantillon analysé par M. Hermann était incolore, en grains nacrés, ou en prismes hexagones réguliers, inattaquable par l'acide hydrochlorique. D 2,38 à 2,395. Il ne renfermait que de l'eau (34,33 — 34,78 pour 100) et de l'alumine, avec une petite quantité (1,43 pour 100) d'acide phosphorique (P^2O^5). L'auteur calcule de ces données la formule $[Al^4O^3, 3H^2O]$. Rapportée à la formule générale des oxydes OM^3 , celle-ci donne la relation ($Al^2/3=Al\beta$) :



qui est celle qu'on avait attribuée jusqu'à présent à la gibbsite.

Mais, selon M. Hermann, la gibbsite de Richmond, dans le Massachusetts, ne possède pas la composition que M. Torrey lui

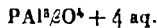
(1) *Ann. de chim. et de phys.*, t. XIX, p. 383.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 7.

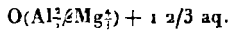
a assignée : ce n'est pas un simple hydrate, mais un *phosphate d'alumine*. Un bel échantillon de gibsite, provenant de ladite localité, contenait :

Alumine.	26,129
Acide phosphorique. . .	36,871
Eau.	35,000
Parties insolubles. . . .	2,000

Le dosage de l'eau se rapproche sensiblement de celui de M. Thomson (36,7); de même, en additionnant l'alumine et l'acide phosphorique, on trouve le nombre (63,0 pour 100) qui est également fort rapproché du nombre (64,8) obtenu par M. Torrey, et considéré comme de l'alumine pure. M. Hermann adopte la formule $[Al^1O^3, P^2O^5 + 8H^2O]$ équivalant à :



Voelcknérite. — M. Hermann donne ce nom à un minéral qui se présente en paillettes blanches, nacrées, grasses au toucher, ou en prismes hexagones réguliers, D 2,04, fort solubles dans les acides. Il renferme : alumine 17,65 ; magnésie 38,59 ; eau 43,76 ; ces résultats conduisent à la formule $[Al^1O^3, 6Mg^2O + 15H^2O]$, c'est-à-dire :



Chlorite et Leuchtenbergite. — Le minéral qui avait été désigné sous le nom de leuchtenbergite n'est autre que la chlorite ; les différences qu'on avait signalées, tiennent à ce que l'eau de ce minéral ne s'en va que très-imparfaitement par la calcination, si l'on n'a pas soin de le réduire en poudre extrêmement fine. Une nouvelle analyse de leuchtenbergite, en cristaux dodécaédriques empâtés dans la stéatite de Schischimskaja, a donné à M. Hermann :

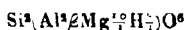
Silice.	32,35
Alumine.	18,00
Protoxyde de fer.	4,37
Magnésie.	32,29
Eau.	12,50
	<hr/>
	99,51

Les minéralogistes n'étant pas d'accord sur la formule de la chlorite, principalement quant au rôle du fer (ferrosum ou fer-

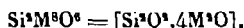
ricum) contenu dans ce minéral, M. Hermann a analysé un échantillon de chlorite ne contenant que fort peu de fer, afin de s'assurer s'il était remplacé, dans les autres variétés, par de l'aluminium ou par du magnésium. L'analyse a décidé en faveur de ce dernier remplacement. En effet, la chlorite (D 2,603) du district de Slatoust contenait :

Silice.	30,80
Alumine.	17,27
Peroxyde de fer.	1,37
Magnésie.	37,08
Eau.	12,30
	98,82

La chlorite est donc identique à la leuchtenbergite, et rentre dans la formule proposée par M. Varrentrap $[\text{Si}^2\text{O}^3, 3\text{M}^2\text{O} + \text{Si}^1\text{O}^3, \text{Al}^1\text{O}^3 + 2(\text{Mg}^2\text{O}, 2\text{H}^2\text{O})]$ que nous traduirons par l'expression bien plus simple :



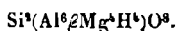
appartenant au type :



Stéatite. — Une stéatite verdâtre (D 2,50) a donné :

	Oxygène.
Silice. 25,60	13,30
Alumine. 22,21	10,36
Peroxyde de fer. 5,00	1,66
Magnésie. 30,96	11,99
Eau. 13,43	11,99
Parties insolubles. 2,25	
	99,45

Formule : $[(\text{Si}^2\text{O}^3, 3\text{Mg}^2\text{O}) + 2(\text{Si}^1\text{O}^3, \text{Al}^1\text{O}^3) + 3(\text{Mg}^2\text{O}, 2\text{H}^2\text{O})]$, qui correspond à l'expression :



M. Hermann insiste sur la difficulté qu'on éprouve à chasser toute l'eau de ce minéral, à l'aide de la lampe à alcool.

La composition attribuée à la stéatite par M. Delesse (1) et par d'autres minéralogistes, est loin de s'accorder avec la précé-

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 254.

dente. Celle-ci est surtout remarquable par la faible quantité de silice et par la présence de l'alumine.

Monazite. — Ce minéral ne renferme pas de thorine comme l'avait pensé M. Kersten; mais, selon M. Hermann, c'est un phosphate céroso-lanthanique $[P^2O^5, 3M^2O]$, dans lequel M représente du lanthane et du cérium. M. Hermann y a trouvé :

	Oxygène.
Acide phosphorique. 28,05	15,72
Protoxyde de cérium. 37,36	5,53
Oxyde de lanthane. 27,41	3,91
Chaux. 1,46	0,42
Magnésie. 0,80	0,30
Acide stannique. 1,75	0,37

} 10,16

M. Hermann décrit aussi, sous le nom de *monazitoïde*, un minéral (D 5,281) provenant des environs de Miask, ayant la même forme cristalline que la monazite, mais d'une composition différente :

Acide phosphorique. 17,94	10,05
Protoxyde de cérium. 49,35	7,31
Oxyde de lanthane. 21,30	3,04
Chaux. 1,50	0,53
Substance tantaloïde. 6,27	
Eau. 1,36	
Magnésie	} traces
Peroxyde de fer	

L'auteur range ce minéral sous la formule $[P^2O^5, 5M^2O]$, qu'il est difficile d'admettre, quand on considère l'isomorphisme du monazitoïde avec la monazite. Au reste, l'histoire du cérium et du lanthane est encore trop peu connue pour que les formules de ces minéraux puissent être établies d'une manière certaine.

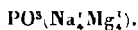
MADDRELL. — Sur la composition des métaphosphates.

M. Gregory a décrit (1), il y a quelque temps, un phosphate magnésien, obtenu accidentellement dans la préparation de l'acide phosphorique, et dont la composition était fort singulière $[3P^2O^5, 2Mg^2O]$. Les nouvelles expériences de M. Maddrell (2), font disparaître cette anomalie, en démontrant dans ce sel la

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIV, p. 94.

(2) *Ibid.*, t. LXI, p. 53.

présence de 8,15 p. de soude. Le sel de M. Grégory rentre donc dans les métaphosphates et renferme $[3(\text{Mg}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5) + \text{Na}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5]$, c'est-à-dire, si PO^3M représente la composition générale des métaphosphates :



L'erreur de M. Grégory provient de ce qu'il s'était borné à déterminer la magnésie, et à doser l'acide phosphorique par différence.

Selon M. Maddrell, l'acide phosphorique préparé d'après le procédé de M. Grégory, renferme toujours des traces de soude et de magnésie. Lorsqu'on le mélange en excès avec la solution du sulfate de Ni ou de Co, on obtient des précipités qui, chauffés à 316°, présentent la composition des métaphosphates de Ni ou de Co, avec une certaine quantité de Na.

Ainsi le *métaphosphate sodico-nickélique* constitue une poudre jaune verdâtre $[6(\text{Ni}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5) + \text{Na}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5]$. Le sel *sodico-cobaltique* est d'un beau rose et présente la même composition.

Pour obtenir des métaphosphates à un seul métal, M. Maddrell prépara de l'acide phosphorique avec du phosphore et de l'acide nitrique.

Il prépara le *métaphosphate nickélique* $[\text{Ni}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5]$ en ajoutant une solution de sulfate de Ni à un excès d'acide phosphorique étendu, évaporant et calcinant, dans une capsule de platine, au-dessus de 316°. Le sel s'obtient ainsi en poudre jaune verdâtre, insoluble dans l'eau et dans les acides étendus.

Le *métaphosphate cobaltique* $[\text{Co}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5]$ s'obtient de la même manière; il est rose.

Le *métaphosphate manganoux* $[\text{Mn}^2\text{O}, \text{P}^3\text{O}^5]$ est blanc.

Pour obtenir le *métaphosphate aluminique* $[\text{Al}^3\text{O}^3, 3\text{P}^3\text{O}^5]$ c'est-à-dire



on fit dissoudre de l'alumine dans un excès d'acide phosphorique, et on chauffa à la température indiquée. Ce sel se sépara alors sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans les acides concentrés. Le *métaphosphate ferrique* $[\text{Fe}^3\text{O}^3, 3\text{P}^3\text{O}^5]$ se présente à l'état d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans les acides étendus, soluble dans l'acide sulfu-

rique concentré. Le *métaphosphate chromique* $[\text{Cr}^{\text{V}}\text{O}^{\text{3}}, 3\text{P}^{\text{V}}\text{O}^{\text{4}}]$ est d'un beau vert, insoluble dans l'eau et dans les acides concentrés.

Le *métaphosphate cuivrique* $[\text{Cu}^{\text{I}}\text{O}, \text{P}^{\text{V}}\text{O}^{\text{4}}]$ constitue une poudre blanc bleuâtre, insoluble dans l'eau et dans les acides étendus. Le sel *barytique* $[\text{Ba}^{\text{I}}\text{O}, \text{P}^{\text{V}}\text{O}^{\text{4}}]$ forme une poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans les acides étendus. Le sel *strontique* a la même composition ; il en est de même du sel *calcique* et du sel *magnésique*.

Les sels *potassique* et *sodique* sont des poudres blanches, presque insolubles dans l'eau, mais solubles dans les acides étendus. Ils présentent la même composition que les sels précédents.

E. ROBIQUET. — Recherches sur le suc d'aloès.

Dans une espèce de monographie du suc d'aloès (1), outre l'analyse élémentaire du principe non azoté et amorphe (aloétine) qui en constitue la partie essentielle, M. E. Robiquet donne quelques détails intéressants relatifs à l'action des corps oxydants sur ce suc. Il discute, à cette occasion, les faits signalés par M. Schunck (2) dans l'action de l'ammoniaque sur l'acide chrysammique, ainsi que ceux publiés par M. Boutin sur l'*acide polychromatique* et le *cyanile*. M. Robiquet démontre que ces deux corps ne sont que des mélanges, et ne contiennent pas des principes nouveaux.

Le même chimiste a aussi obtenu un corps huileux particulier, l'*aloësol*, en distillant le suc d'aloès avec la chaux caustique. Il le représente par les rapports $\text{C}^{\text{8}}\text{H}^{\text{10}}\text{O}^{\text{3}}$ et le classe parmi les aldéhydes. Je ne pense pas toutefois que ses analyses soient assez concluantes pour qu'on puisse adopter cette formule, et, même, il ne me semble pas prouvé que la substance sur laquelle l'auteur a opéré, ait été parfaitement sèche et sans mélange.

En faisant agir du chlore sur le suc d'aloès, il a obtenu un corps chloré, le *chloraloïle*, cristallisé, volatil sans décomposition et remarquable en ce qu'il renferme une forte quantité d'oxygène

(1) Thèse soutenue à l'École de pharmacie de Paris, le 11 août 1845, et en extrait dans le *Journ. de Pharm.*, t. X, p. 167 et 241.

(2) *Revue scient.*, t. VII, p. 233.

(carbone 50,98 — 50,37; chlore 23,47 — 23,98; oxygène 25,55 — 26,06). M. Robiquet tire de ses analyses la formule $C^{13}Cl^2O^5$; il affirme que si on le traite par la potasse il se forme simplement du carbonate et du chlorure. Je ne comprends pas cette réaction qui me semble impossible si les rapports atomiques, indiqués par l'auteur, sont exacts.

Enfin, si l'on traite par le chlore la solution alcoolique du suc d'aloès, il se produit, entre autres, un corps chloré cristallisable et fixe, le *chloralise* ($C^{10}H^8Cl^2O$). Cette formule aussi aurait besoin d'être vérifiée par une métamorphose.

Il paraît, au reste, que la préparation des produits de l'aloès présente beaucoup de difficultés, et si M. Robiquet n'a pas complètement réussi à élucider ce sujet, ce n'est certes pas faute de savoir ou de travail. Le manque de matière l'a, sans doute, empêché de fournir à la science des documents plus complets sur les corps nouveaux dont nous venons de parler.

TH. ANDERSON. — Recherches sur la picoline, nouvel alcaloïde contenu dans le goudron de houille.

Le goudron de houille qui a déjà fourni à la chimie tant de corps intéressants, vient encore de l'enrichir d'un nouvel alcaloïde. Cette fois, c'est M. Anderson d'Édimbourg qui nous en donne la description (1).

La *picoline*, c'est ainsi qu'il appelle le nouvel alcaloïde, est un isomère de l'aniline ou kyanol de Runge, et se rencontre dans l'huile de certains goudrons de houille, en même temps que l'anilic, la quinoléine ou leukol, et de petites quantités de pyrrol. Dans l'extraction de ces alcaloïdes, par le procédé connu, la picoline passe la première, en vertu de sa plus grande volatilité. Il faut donc fractionner les produits de la distillation, et les essayer de temps à autre avec une goutte de chlorure de chaux qui accuse la présence de l'aniline, et ne donne aucune coloration avec la picoline.

Celle-ci bout déjà à 133°. L'analyse y démontre les rapports



(1) *Edinburgh new philosophical Journal*, July, 1846.

comme dans l'aniline. La picoline, d'ailleurs, se vaporise promptement déjà dans les circonstances ordinaires ; elle est incolore, très-mobile, d'une odeur pénétrante, et ne se colore pas à l'air comme l'aniline ; elle s'en distingue en outre par sa pesanteur spécifique qui n'est que de 0,955 à 10°C. tandis que l'aniline est plus pesante que l'eau.

La picoline se mélange avec l'eau en toutes proportions et donne une solution incolore ; la potasse solide et les sels alcalins l'en séparent. Elle ramène au bleu le tournesol rouge, répand d'abondants nuages blancs quand on en approche une baguette humectée d'acide hydrochlorique, et ne coagule pas l'albumine.

Voici encore d'autres réactions qui la distinguent de l'aniline. La solution de chlorure de chaux ne se colore pas en violet par la picoline ; la solution de l'acide chromique ne change pas de couleur, et ne donne qu'un léger précipité jaune.

La picoline précipite en partie la solution du deutochlorure de cuivre, et produit un liquide bleu clair qui dépose par l'évaporation des cristaux prismatiques. Elle produit des sels semblables avec les chlorures de mercure, d'or, d'étain et d'antimoine ; le sel qu'on obtient avec le chlorure d'or est surtout remarquable, en ce qu'il cristallise aisément en petites aiguilles d'un jaune citronné. La picoline ne précipite pas le nitrate d'argent, le chlorure de barium, le chlorure de strontium, le sulfate de magnésie.

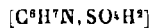
M. Anderson pense que c'est à la présence d'une petite quantité de picoline que l'aniline brute doit cette odeur forte et repoussante, qu'elle ne présente plus après avoir été séparée d'un sel purifié par cristallisation.

Les sels de picoline cristallisent moins facilement que les sels d'aniline ; ils sont fort solubles dans l'eau, et plusieurs d'entre eux tombent en déliquescence. De même, ils se dissolvent aisément dans l'alcool, même à froid.

On les prépare le mieux en évaporant à 100° leur solution aqueuse. Il n'est guère avantageux, comme dans le cas de l'aniline, de les préparer en ajoutant de l'acide à la solution de l'alcaloïde dans l'éther, attendu qu'une petite quantité d'eau suffit pour maintenir ces sels dans un état semi-fluide.

La picoline a une certaine tendance à former des sels acides. Ses sels ne s'altèrent pas à l'air aussi aisément que les sels d'aniline correspondants; toutefois ils brunissent quelquefois, mais sans prendre la teinte rose de ces derniers.

Le *sulfate de picoline* donne des tables incolores, fort déliquescentes, insolubles dans l'éther, très-solubles dans l'alcool, et renfermant $[C^8H^7N^2 + 2(SO^3, H^2O)]$, ou bien :

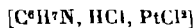


L'*oxalate* se dépose en prismes raccourcis et radiés, fort solubles dans l'eau et l'alcool.

Le *nitrate* s'obtient sous la forme d'une matière blanche et cristalline.

L'*hydrochlorate* donne des cristaux prismatiques, déliquescents, et pouvant se sublimer par la chaleur.

Quant on ajoute de la picoline à une solution de bichlorure de platine, renfermant un excès d'acide hydrochlorique, il se dépose, par la concentration de la solution étendue, des aiguilles orangées, assez longues, et qu'il est bon de faire recristalliser pour les avoir exemptes d'un mélange de picoline. Ce sel est beaucoup plus soluble dans l'eau que le sel d'aniline correspondant; il n'exige qu'environ 4 parties d'eau bouillante. Séchés à 100°, les cristaux renferment $[C^{12}H^{14}N^2, H^2Cl^2, Pt^2Cl^4]$, ou bien :



Quand on mélange de la picoline avec une solution concentrée de bichlorure de mercure, il se produit immédiatement un précipité blanc et floconneux; si la solution est étendue, il ne se forme que plus tard des aiguilles soyeuses et radiées. Ce *chloro-mercurate* est assez soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude. Il se dissout aussi dans l'alcool bouillant et s'y dépose en cristaux par le refroidissement. De même, il se dissout dans l'acide sulfurique étendu. Il se décompose, quand on le fait bouillir avec de l'eau; il se dégage alors de la picoline, en même temps qu'une poudre blanche se précipite. Une analyse du sel séché à l'air (la chaleur l'altérerait), a donné : Carbone, 20,51; hydrogène, 2,19. La formule $[C^{12}H^{14}N^2, 2Hg^2Cl^2]$, ou

$[C^6H^7N, Hg^2Cl^2]$

exige : Carbone, 19,63 ; hydrogène, 1,90 (1).

M. Anderson n'avait pas assez de picoline pour en étudier les métamorphoses. Il a pu cependant s'assurer qu'elles sont différentes de celles qu'éprouve l'aniline. Ainsi l'acide nitrique concentré ne l'attaque que très-peu à chaud ; le liquide évaporé donne des tables rhombes, dont la potasse sépare de la picoline non altérée. La solution potassique était rouge, et n'a point donné de picrate par l'évaporation.

Un excès d'eau bromée ajoutée à la picoline donne un abondant précipité rougeâtre, qui, du jour au lendemain, se convertit en une huile de même couleur. Ce produit est insoluble dans l'eau, et n'a plus de propriétés alcalines.

L'action du chlore sur la picoline est sensiblement la même que celle que l'aniline éprouve de la part du même agent. Il se produit des cristaux incolores, probablement de l'hydrochlorate, mais peu à peu la liqueur se fonce et se résinifie. Ce produit distillé avec de l'eau, a donné une substance cristalline, ainsi que du charbon (qui ne paraissait pas être l'acide chlorophénésique).

La picoline est donc un alcaloïde, ayant la même composition et le même équivalent que l'aniline, mais appartenant par ses métamorphoses à une autre série.

WOEHLER et LIEBIG. — sur deux alcaloïdes artificiels obtenus avec l'aldéhyde.

Lorsqu'on dissout de l'aldéhydate d'ammoniaque, exempt d'éther et d'alcool, dans 12 à 16 parties d'eau, qu'on y ajoute 10 à 15 gouttes d'ammoniaque par once de solution, et qu'on dirige doucement dans ce mélange un courant d'hydrogène sulfuré, il devient laiteux au bout d'une demi-heure, et dépose

(1) Le chloromercurate d'aniline renferme $[(C^6H^7N)^2, Hg^2Cl^2]$ d'après ma propre détermination. (*Journ. de Pharm.*, t. X, p. 13). La formule de M. Hofmann n'est pas exacte. — Il est remarquable que l'analyse de M. Anderson ait donné 1 pour 100 de carbone de plus que la quantité exigée par le calcul, bien que le sel ait simplement été séché à l'air.

C. G.

une grande quantité de cristaux fort gros, de l'apparence du camphre. Le mélange s'éclaircit au bout de 4 ou 5 heures, et alors l'opération est terminée. On recueille les cristaux sur un entonnoir, et on les lave à l'eau froide; puis, après les avoir desséchés, on les fait cristalliser dans un mélange d'éther et d'un tiers d'alcool. Ce liquide les dépose, par l'évaporation spontanée, sous la forme de tables rhombes, souvent d'un demi-pouce. L'eau mère en donne une nouvelle portion.

Il arrive quelquefois qu'on obtienne, dans cette opération, une huile incolore et fétide, composée en majeure partie du même produit cristallisable, mais maintenu à l'état liquide par le mélange d'une substance huileuse. Pour extraire les cristaux de cette huile, on l'agite avec la moitié de son volume d'éther, et l'on introduit le tout dans un flacon, bouchant à l'émeri. Puis on y ajoute de l'acide hydrochlorique, de manière que la matière se prend ordinairement en une bouillie cristalline, qui n'est autre chose que l'hydrochlorate des cristaux dont nous venons de parler. Cet hydrochlorate, lavé à l'éther, pour enlever la partie huileuse, puis desséché, humecté d'un peu d'ammoniaque, et dissous de nouveau dans l'éther, donne une nouvelle portion de cristaux.

Ceux-ci constituent un alcaloïde particulier auquel MM. Woehler et Liebig (1) donnent le nom de *thialdine*. Il a la forme du sulfate de chaux, et une densité de 1,191 à 18°. Les cristaux réfractent fortement la lumière, possèdent une saveur aromatique, désagréable à la longue, fondent à 43° C. et se volatilisent sans résidu à la température ordinaire. Distillés avec de l'eau, ils passent sans altération, mais ils se décomposent, quand on les distille seuls, en une huile très-fétide, dont une partie seulement se concrète au bout de quelque temps en un résidu brun et sirupeux, renfermant du soufre.

La thialdine est fort peu soluble dans l'eau, très-soluble au contraire dans l'alcool et dans l'éther.

Voici les réactions présentées par une solution alcoolique de thialdine. L'acétate de plomb ne la précipite pas immédiatement; mais au bout de quelque temps, on obtient un précipité jaune,

(1) *Annal. der Chem und Pharm.*, t. LXI, p. 1.

puis rouge et finalement noir. Le nitrate d'argent en est précipité en blanc, puis en jaune et en noir. Le bichlorure de mercure donne un précipité blanc, puis jaune; le bichlorure de platine ne précipite pas d'abord, mais peu à peu il se forme un précipité d'un jaune sale.

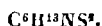
La thialdine n'agit pas sur les couleurs végétales. Elle se dissout aisément dans tous les acides, et produit des sels cristallisables. Le nitrate et l'hydrochlorate se distinguent par la facilité à former de beaux cristaux.

Chauffés avec une solution de nitrate d'argent, la thialdine et ses sels se décomposent, en produisant du sulfure d'argent, ainsi qu'un gaz inflammable qui présente l'odeur et les propriétés de l'aldéhyde.

Calcinée avec de la chaux hydratée, la thialdine produit de la quinoléine, aisée à reconnaître à l'odeur et aux caractères du chloroplatinate. MM. Woehler et Liebig n'ont pas vérifié par l'analyse cette curieuse métamorphose.

La solution du cyanure d'argent est précipitée en noir par la thialdine; le précipité noircit par l'ébullition. Si l'on fait cette expérience dans une cornue, on voit le col se recouvrir d'aiguilles très-volatiles, insolubles dans l'eau, très-solubles dans l'éther et dans l'alcool.

La thialdine renferme $[C^{12}H^{26}N^2S^4]$, ou bien



3 éq. d'aldéhyde, 1 éq. d'ammoniaque et 2 éq. d'hydrogène sulfuré renferment des éléments de la thialdine plus 3 éq. d'eau :

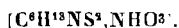


L'hydrochlorate de thialdine s'obtient directement en dissolvant la thialdine dans l'acide hydrochlorique étendu. La solution donne de beaux prismes incolores, très-brillants, assez solubles dans l'eau froide, moins solubles dans l'alcool, insolubles dans l'éther, se décomposant par la chaleur. Il renferme $[C^{12}H^{26}N^2S^4, H^2Cl^2]$, ou bien



On obtient aisément le nitrate, en dissolvant dans l'éther la thialdine brute, et agitant avec de l'acide nitrique, moyennement concentré; le mélange se prend en une bouillie cristalline qu'on

purifié par une nouvelle cristallisation. Le nitrate s'obtient ainsi en aiguilles incolores, plus solubles dans l'eau que l'hydrochlorate, solubles dans l'alcool, insolubles dans l'éther, et renfermant $[C^{12}H^{10}N^2S^4, N^2O^5, H^2O]$, c'est-à-dire



Avec l'hydrogène sélénié et l'aldéhydate d'ammoniaque, MM. Woehler et Liebig ont obtenu de petits cristaux, qui se comportaient également comme un alcaloïde. MM. Woehler et Liebig donnent à ce corps le nom de *sélenaldine*, et pensent qu'il est l'analogue de la thialdine. Ce produit sélénié est fort altérable, de sorte que ces chimistes n'ont pas pu en faire l'étude.

J. SCHIEL. — Faits pour servir à l'histoire de la garance.

La principale difficulté qui se présente dans l'examen des matières colorantes consiste dans le choix du procédé de séparation des différents principes. Sans résoudre précisément tous les points de ce problème, M. Schiel fait avancer la question de quelques pas par les faits qu'il vient de publier (1).

Il abandonne la poudre de garance dans l'eau pendant un ou deux jours, décante l'eau, exprime la garance et la fait bouillir, à plusieurs reprises, dans une chaudière en cuivre, avec une solution concentrée d'alun. La décoction filtrée dépose, par le refroidissement, une substance rouge brun qu'on sépare à l'aide du filtre. Le liquide rouge et limpide ainsi obtenu étant mélangé avec de l'acide sulfurique, dépose ordinairement au bout de vingt-quatre heures la matière colorante qu'elle tient en dissolution, et ne conserve plus qu'une légère teinte; on filtre et on dissout la matière colorante dans une solution d'alun bouillante. Si l'on obtient un nouveau dépôt par le refroidissement, on le sépare par le filtre, et l'on ajoute encore de l'acide sulfurique à la solution. On lave le précipité, d'abord avec de l'acide hydrochlorique étendu et bouillant, puis avec de l'eau froide, et on le dissout dans l'alcool. On éloigne par la distillation la plus grande partie de l'alcool, et l'on abandonne la solution à l'évaporation spontanée. On dissout dans l'éther, à plusieurs re-

(1) *Ann. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 74.

prises, le principe pourpre qui se dépose alors, on éloigne l'éther par la distillation jusqu'au tiers, et on abandonne la solution à l'évaporation.

Le principe pourpre obtenu par ce procédé se présente sous la forme d'une poudre presque cerise, à peine soluble dans l'eau froide, assez soluble dans l'eau bouillante, fort soluble dans l'alcool et dans l'éther. Il se dissout dans les alcalis avec une couleur rouge foncé; les acides l'en précipitent en flocons rouges. Il fond par l'échauffement et se volatilise, en se décomposant en partie; il se sublime alors des cristaux cerise qui ne donnent plus, par les alcalis, une solution rouge, mais une solution violette.

L'analyse du principe pourpre, séché à 115 — 120°, a donné : carbone, 56,71 — 56,64; hydrog., 3,53 — 3,43; résultats d'où M. Schiel déduit la formule $C^{28}H^{20}O^{15}$.

Le principe pourpre se dissout à froid dans l'acide sulfurique concentré, avec une belle couleur cerise; si l'on ajoute à la solution un quart ou un tiers de son volume d'eau, la matière colorante se sépare du liquide chaud sans subir d'altération. Elle résiste même si l'on chauffe à 110° la solution dans l'acide sulfurique; elle se sépare sans altération quand on verse dans l'eau cette solution.

M. Schiel n'a pas pu sublimer le principe pourpre sans obtenir en même temps un abondant résidu de charbon. Au reste, l'analyse élémentaire prouve que la substance sublimée diffère du principe pourpre. L'auteur a obtenu : carbone, 53,30; hydrogène, 5,19, correspondant aux rapports $C^7H^8O^4$ (1).

L'action de la potasse sur la substance précédente prouve aussi qu'elle n'est pas identique au principe pourpre; en effet, tandis que ce dernier donne avec la potasse une solution rouge, le principe sublimé se colore par elle en violet.

Le principe rouge de la garance est contenu dans le précipité qui se dépose par le refroidissement de la décoction faite à

(1) Il y a une relation intéressante entre cette formule et celle que j'ai proposée pour l'orcine (*Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845, p. 287). Cette dernière renferme, à l'état sec, $C^7H^8O^3$, et à l'état cristallisé, $C^7H^{10}O^3$.
C. G.

chaud. Le dépôt bouilli avec de l'esprit-de-vin, additionné d'une solution d'alun concentrée, donne, par le refroidissement, deux couches de matière colorante. On enlève avec une pipette la couche supérieure qui est floconneuse et d'un rouge clair, et l'on traite de nouveau par l'alcool et l'alun la couche inférieure, d'un brun foncé. M. Schiel dit avoir répété ce traitement jusqu'à quinze fois. Le principe rouge est brun à l'état sec; il se colore en violet par la potasse; l'ammoniaque et les carbonates alcalins le dissolvent avec une couleur rouge. Il se comporte comme le principe pourpre, sous l'influence de la chaleur, en donnant de belles aiguilles orangées.

M. Schiel a essayé, sans succès, de réduire les matières colorantes de la garance d'après le procédé indiqué par M. Preisser.

Le principe rouge non sublimé a donné à l'analyse: carbone 67,20; hydrogène, 3,93; ces nombres correspondent à la formule $C^{28}H^{18}O^3$

Le principe rouge sublimé a donné: carbone, 67,71; hydrogène, 4,51. Il est insoluble dans l'eau; l'alcool et l'éther le dissolvent aisément. M. Schiel présume qu'il est identique à la matière non sublimée.

E. SCHUNCK. — Matières colorantes des lichens.

Les nouvelles recherches de l'auteur (1) concernent les matières contenues dans les *Roccella (tinctoria, var. fuciiformis)*, et sont une continuation de celles que le même chimiste a déjà communiquées, il y a quelques années (2), sur les matières colorantes de l'orseille.

Acide érythrique.—La substance la plus importante contenue dans les roccellaria, et d'où dérivent les matières colorantes que donnent ces lichens, constitue, selon M. Schunck, un acide particulier qu'on peut en extraire par l'eau bouillante. Celle-ci la dépose par le refroidissement sous la forme d'une poudre cristalline qu'on purifie par l'alcool bouillant.

Cet acide rougit le tournesol. Maintenu longtemps en ébullition avec de l'alcool, il donne un éther qui n'est autre chose

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 64.

(2) *Comptes rendus des trav. de chim.*, 1845, p. 283.

que la *pseudérythrine* de Heeren (*érythrine* de M. Kane), que M. Schunck avait appelé *éther lécanorique* (1) dans son premier travail.

La solution alcoolique de l'acide érythrique précipite par l'eau sous forme de gelée.

Chauffé dans un tube, il donne un sublimé d'orcine.

Il se dissout dans les alcalis caustiques et carbonatés; les acides l'en reprécipitent sous forme de gelée.

Dissous dans l'ammoniaque et exposé à l'air, il donne peu à peu une solution pourpre ou rouge foncé

M. Schunck pense que l'acide érythrique est contenu dans tous les lichens donnant des matières colorantes.

Il y a trouvé : carbone, 58,78 — 58,70; hydrogène, 5,20 — 5,55; il le représente par $C^{34}H^{38}O^{15}$. Cette formule ne me paraît pas exacte (calcul : carbone, 59,47; hydrogène, 5,53). (2)

Bouilli avec de la baryte, il donne du carbonate et de l'orcine.

La solution aqueuse, maintenue en ébullition, finit par donner une matière amère, que nous décrirons tout à l'heure sous le nom de *picroérythrine*.

La solution alcoolique de l'acide érythrique n'est pas précipitée par le nitrate d'argent; mais si l'on ajoute ce dernier à la solution ammoniacale de l'acide, il se produit un précipité blanc qui noircit par l'ébullition, en recouvrant les parois du vase d'un enduit miroitant. Le chlorure d'or n'est pas altéré par l'ébullition avec une solution alcoolique d'acide érythrique.

Le perchlorure de fer lui communique une teinte pourpre foncé; l'addition de l'ammoniaque la fait passer au jaune sans précipiter de peroxyde, si ce n'est à l'ébullition du mélange.

Une solution alcoolique d'acétate de plomb ne précipite pas l'acide érythrique; mais celui-ci précipite abondamment par le sous-acétate. M. Schunck a trouvé dans le précipité plombique : carbone, 27,68 — 26,97; hydrogène, 2,12 — 2,19; oxyde de

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1845, p. 285.

(2) La formule $C^{38}H^{30}O^8$ serait préférable. Elle exige : carbone, 59,3; hydrogène, 5,4, et s'accorde avec les réactions. Il se pourrait que l'acide érythrique fût un homologue de la lécanorine $C^{16}H^{16}O^8$. C. G.

plomb, 59,16 — 59,12. Il adopte la formule ($C^{38}H^{80}O^{11}$, $4Pb^{2}O$).

Ether érythrique ou lécanorique. — Nous avons déjà indiqué (1) les résultats obtenus par M. Schunck à l'analyse de ce qu'il appelle éther lécanorique. Les analyses de l'éther érythrique donnent identiquement les mêmes nombres (carbone, 60,65 — 60,72 — 60,57; hydrogène 6,13 — 6,14 — 5,97); de plus, les propriétés sont les mêmes, et cependant l'auteur admet deux formules différentes.

Il me paraît évident que la pseudérythrine de Heren, l'érythrine de Kane, l'éther lécanorique et l'éther érythrique de Schunck sont un seul et même corps, auquel j'ai déjà assigné la formule $C^{10}H^{12}O^8$ (2).

M. Schunck représente son éther érythrique par [$C^{38}H^{80}O^{11}$] mais cette formule cadre assez mal avec les résultats analytiques (calcul : carbone, 61,45; hydrogène, 6,19), tandis que la mienne est d'accord avec ses expériences.

Les propriétés de cet éther se confondent avec celles qui ont été assignées à l'éther lécanorique, dans le premier travail de M. Schunck.

Picroérythrine. — C'est le produit de l'action de l'eau bouillante sur l'acide érythrique. Quand on traite ce dernier, pendant quelque temps, avec de l'eau bouillante, il se dissout, acquiert une saveur amère, et ne dépose plus d'acide érythrique par le refroidissement. On obtient, par l'évaporation, une substance brune et gluante, qui devient cristalline au bout de quelque temps; on la traite par l'eau froide, qui laisse la picroérythrine à l'état de pureté.

C'est une substance incolore, peu soluble dans l'eau froide, très-soluble dans l'eau bouillante. Elle donne par l'évaporation une masse cristalline. Sa solution rougit légèrement le tournesol.

Elle ne s'altère pas par l'ébullition prolongée avec l'eau, et ne donne pas d'éther avec l'alcool.

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845, p. 286.

(2) La formule $C^{10}H^{12}O^8$ que j'admets pour l'acide érythrique, s'accorde avec la formation de cet éther; car on a : $C^{18}H^{20}O^6 + C^2H^2O = 2C^{10}H^{12}O^8 + H^2O$.
C. G.

Chauffée dans un petit tube, elle donne un sublimé d'orcine. Elle se dissout à froid dans les alcalis.

Bouillie avec de l'eau de baryte, elle donne du carbonate et une solution qui ne renferme que de l'orcine. Sa solution dans les alcalis rougit promptement à l'air.

Sa solution aqueuse n'est pas précipitée par l'acétate de plomb, mais elle l'est abondamment par le sous-acétate. Elle prend une belle teinte pourpre par le perchlorure de fer. Le nitrate d'argent n'en est pas réduit à l'ébullition; mais la réduction s'effectue en présence de l'ammoniaque. Le perchlorure d'or se réduit peu à peu par l'ébullition avec la solution de la microérythrine.

M. Schunck a trouvé dans ce corps : carbone, 52,86 — 52,16; hydrogène 6,22 — 5,94. Il le représente par $[C^{34}H^{48}O^{20}]$. Cette formule exige 52,57 carbone et 6,18 hydrogène (1).

La combinaison plombique a donné : 15,51 carbone, 1,85 hydrogène et 68,94 oxyde de plomb $[C^{34}H^{48}O^{20},8Pb^{2}O]$.

Acide roccellique. — Quand on traite les lichens à froid par l'ammoniaque, on obtient un liquide jaune qui renferme de l'acide érythrique et de l'acide roccellique. On peut en séparer l'acide érythrique en ajoutant du chlorure de calcium qui précipite du roccellate de chaux, ou bien en précipitant les deux acides par l'acide hydrochlorique et traitant le précipité par l'eau bouillante, qui ne dissout que l'acide érythrique; toutefois, l'acide ainsi obtenu n'est pas bien pur, l'ammoniaque extrayant en même temps une matière brune. M. Schunck préfère la méthode qui consiste à épuiser les lichens d'abord par l'eau bouillante, puis par l'alcool bouillant. Celui-ci extrait l'acide roccellique, ainsi qu'une autre matière grasse que l'auteur sépare à l'aide de plusieurs opérations indiquées dans son mémoire.

L'acide roccellique cristallise en aiguilles minces dont la solution aqueuse rougit le tournesol. Il fond par la chaleur et donne un sublimé huileux, en ne laissant presque pas de résidu;

(1) Il est probable que la microérythrine est de l'acide érythrique $+2H^{2}O=C^{16}H^{24}O^{10}$ (carbone, 54,0; hydrogène, 6,0). La matière brune qui se forme simultanément peut provenir de l'action de l'air. C. G.

le produit sublimé cristallise peu à peu, et peut être sublimé de nouveau ; mais alors il reste fluide.

L'acide roccellicque se dissout dans les alcalis, mais il ne se dissout pas dans les acides étendus. La solution dans les alcalis mousse comme de l'eau de savon. Sa solution dans l'ammoniaque précipite la chaux et la baryte, ainsi que le nitrate d'argent.

Il a donné à l'analyse : carbone, 66,07 — 65,83 ; hydrogène, 10,62 — 10,73. M. Schunck en calcule la formule $[C^{24}H^{40}O^6]$, qui ne me paraît pas exacte (calcul : carbone, 66,97 ; hydrogène 10,69) (1).

Il obtient le sel de plomb en dissolvant l'acide dans un peu d'ammoniaque et précipitant par l'acétate de plomb. Analyse : carbone, 33,70 — 34,34 ; hydrogène, 5,13 — 5,16 ; oxyde de plomb, 51,36 — 51,08. Calcul d'après la formule $[C^{24}H^{40}O^6, 2Pb^2O]$: carbone, 33,55 ; hydrogène, 5,12 ; oxyde de plomb, 51,99.

WILLIAMSON. — sur l'œnanthol de l'huile de ricin.

Une note de M. Williamson (2) confirme la composition $C^7H^{14}O$ attribuée par M. Bussy au nouvel aldéhyde que ce chimiste a obtenu par la distillation sèche de l'huile de ricin (3).

Selon M. Bussy, cet aldéhyde ne serait pas attaqué par la potasse. Cependant M. Williamson a réussi à le convertir en œnanthylate en le traitant par une lessive très-concentrée de potasse caustique ; mais, dans ces circonstances, une partie seulement de l'œnanthol se dissout, tandis qu'une autre se trouve convertie en une huile bien plus carbonée que l'œnanthol.

La solution potassique, sursaturée par de l'acide tartrique, donna une huile acide dont l'identité avec l'acide œnanthylrique fut vérifiée par l'analyse du sel de baryte et du sel d'argent.

Le produit huileux, insoluble dans la potasse, fut desséché et

(1) Je proposerais la formule $C^{18}H^{30}O^3$, mais elle exige 11,1 hydrogène ; d'un autre côté, $C^{18}H^{30}O^3$ n'en demande que 10,3. Dans tous les cas, l'analyse de l'acide roccellicque aurait besoin d'être reprise. C. G.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 38.

(3) *Comptes rendus des trav. de chimis*, 1846, p. 49.

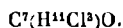
rectifié. Le point d'ébullition s'éleva continuellement, et l'on obtint un mélange d'eau et d'une huile renfermant 82,1 p. 100 de carbone. Pour éviter cette décomposition par la chaleur, M. Williamson soumit l'huile à l'analyse, sans la distiller préalablement, mais après l'avoir abandonnée sur du chlorure de calcium.

Il trouva ainsi 76,3 carbone et 12,5 hydrogène. La même substance, distillée avec l'eau et abandonnée sur du chlorure de calcium, donna 76,49 carbone et 12,4 hydrogène. Dans une autre expérience, l'huile, après avoir été abandonnée à froid sur la potasse, fut rectifiée sur elle; elle donna à l'analyse 71,8 carbone et 12,5 hydrogène. Enfin, une solution alcoolique d'œnanthol fut traitée par l'hydrate de potasse sec; l'huile produite contenait 77,1 carbone et 12,7 hydrogène.

Si l'œnanthol se dédoublait, par la potasse, comme les éthers composés, en œnanthylate et en un alcool particulier $C^7H^{16}O$, celui-ci devrait renfermer 72,4 carbone et 13,8 hydrogène. On remarque que les nombres précédents s'éloignent beaucoup d'une semblable composition.

En faisant passer du *chlore* dans une solution alcoolique d'œnanthol, M. Williamson obtint, entre autres produits, l'éther de l'acide œnanthylique : $C^7H^{16}O^2$.

L'œnanthol seul absorbe aisément le chlore gazeux. Le produit constitue une huile peu fluide, d'une odeur agréable, rappelant celle du caoutchouc. Cette huile, plus pesante que l'eau, renfermait :



C'était donc l'*œnanthol trichloré*, l'homologue du chloral.

Une réaction qui distingue l'œnanthol du produit huileux auquel la potasse donne lieu, c'est la manière dont ces deux corps se comportent avec l'acide nitrique. Avec l'œnanthol, l'acide nitrique concentré s'échauffe, et donne du bioxyde d'azote, ainsi qu'un produit plus léger que l'eau et d'une odeur agréable. L'huile produite par la potasse donne, dans les mêmes circonstances, une autre huile plus pesante que l'eau. Celle-ci renferme 60,57 carbone et 9,45 hydrogène.

A. LENOIR. — Sur un principe contenu dans la laitue vireuse.

Lorsqu'on épuise la laitue vireuse par l'alcool bouillant, il se dépose des cristaux mamelonnés qu'on purifie par une nouvelle cristallisation dans l'alcool et par le traitement au charbon animal. M. Lenoir (1) appelle ce corps *lactucone*. Il est sans odeur ni saveur, et paraît être sans action sur l'économie animale. Il ne faut pas le confondre avec le principe actif de la laitue, auquel on a donné le nom de *lactucine*.

La lactucone cristallise surtout fort bien dans l'huile de pétrole. Elle est insoluble dans l'eau, fort soluble dans l'alcool, l'éther, les huiles grasses et les huiles essentielles. Elle fond entre 150° et 200°, en devenant amorphe. Elle n'est pas volatile, et donne par la distillation sèche une grande quantité d'acide acétique. Toutefois, dans un courant de gaz carbonique, elle se volatilise en grande partie sans se décomposer.

C'est un corps indifférent. La potasse n'y agit pas, le chlore non plus. Sa dissolution alcoolique ne précipite pas les sels métalliques dissous dans l'alcool.

Elle renferme : carbone, 81,18 — 80,56 — 81,25 ; hydrogène, 10,91 — 11,33 — 11,09. Cette composition coïncide assez bien avec la formule $C^{10}H^8O^3$, qui exige : carbone 81,12 ; hydrogène, 10,78. La lactucone est donc une espèce de résine.

GERHARDT. — Note sur la phosphamide.

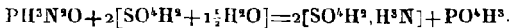
Les analyses et les réactions rapportées dans mon mémoire (2) suffisaient déjà, ce me semble, pour démontrer que les phosphures d'azote n'ont pas la composition qui leur est assignée par M. Liebig. Voici une nouvelle réaction tout aussi concluante. Si l'on chauffe doucement la phosphamide (PH^3N^2O) avec de l'acide sulfurique étendu d'assez d'eau pour former l'hydrate $SO \cdot H^2 + 1/2$ aq., elle s'y dissout complètement *sans dégagement*

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LX, p. 84.

(2) *Ann. de Chim. et de Phys.*, 3^e série, t. XVIII, p. 168, et en extrait dans les *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 273.

Comptes rendus 1847.

de gaz, et la solution sirupeuse dépose par le repos, du jour au lendemain, des cristaux incolores de *bisulfate d'ammoniaque*, qu'on n'a qu'à laver à l'alcool pour les avoir entièrement purs. Ces cristaux finissent par tomber en déliquescence en séjournant à l'air. L'eau mère, saturée d'ammoniaque, précipite en jaune par le nitrate d'argent, et renferme par conséquent de l'*acide phosphorique*. Or,



La *biphosphamide* que j'ai décrite dans le même travail, est le correspondant du protoxyde azote. J'ai constaté d'ailleurs, que ce dernier donne de l'ammoniaque et du nitrate, quand on le fait passer sur de la chaux potassée portée à une assez haute température. On a donc :

PNO.	Biphosphamide.
NNO.	Protoxyde d'azote.
PO ³ (H).	Acide métaphosphorique.
NO ³ (H).	Acide nitrique.

POUMARÈDE ET FIGUIER. — sur le ligneux.

M. Poumarède s'est adjoint M. Louis Figier pour continuer ses expériences sur les tissus végétaux. Il annonce (1) que leurs analyses confirment les résultats antérieurs de M. Payen qui établissent l'uniformité de composition du ligneux sous les états les plus divers.

Lorsqu'on plonge du papier joseph dans l'acide sulfurique à 66°, qu'on le lave aussitôt pour arrêter l'action de l'acide, et qu'on le laisse ensuite quelques instants dans de l'eau contenant quelques gouttes d'ammoniaque, on produit une substance qui présente les caractères physiques d'une membrane animale. A l'état humide, elle est en effet molle et grasse au toucher. C'est une modification isomère du ligneux.

Un autre fait intéressant, c'est la transformation des incrustations ligneuses en une substance identique à la pectine. Quand on laisse de la sciure de bois en digestion avec une lessive de soude à 36°, à froid et pendant douze heures, qu'on étend d'eau

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 918.

ensuite, et qu'on précipite le liquide par l'acide hydrochlorique, il se précipite une matière qui est identique à la *pectine*. C'est encore une modification isomère du ligneux, car les analyses de MM. Poumarède et Figuier y ont constaté les mêmes proportions de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Si M. Payen a trouvé dans les incrustations ligneuses plus de carbone que dans le ligneux lui-même, cela tient, selon eux, à ce que ce chimiste avait opéré sur des matières altérées sous l'influence des alcalis à une température élevée.

Ainsi se confirme la formule que des considérations d'un autre ordre m'avaient conduit à substituer (1) à celle qui semblait résulter des analyses faites sur la pectine par MM. Regnault, Frémy et Chodnew.

BARRESWIL. — **Nouvel acide oxygéné de l'azote.**

M. Barreswil a remis à l'Académie (2) un mémoire dans lequel il cherche à prouver que le liquide bleu qu'on obtient en condensant par le froid un mélange humide d'acide hypoazotique et de bioxyde d'azote est un acide particulier Az^4O^7 (*acide perazoteux*). L'acide sulfurique décompose ce produit en produisant une combinaison cristallisée et en dégageant beaucoup d'acide hypoazotique. M. Barreswil n'a pas pu obtenir des sels avec le liquide bleu. Il rattache à l'existence de ce corps une nouvelle théorie de la fabrication de l'acide sulfurique.

Nous examinerons cette théorie quand l'auteur aura publié les preuves analytiques sur lesquelles il fonde l'existence de sa nouvelle combinaison.

BOUQUET. — **Protosels d'étain.**

Le mémoire (3) que nous avons sous les yeux complète l'histoire des protosels d'étain si peu connus jusqu'à ce jour. Suivant M. Bouquet, ces combinaisons sont plus stables qu'on ne l'avait

(1) *Précis de chimie organ.*, t. II, p. 229.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 609.

(3) *Recueil des travaux de la Société d'émulation pour les sciences pharmaceutiques*, janvier 1847, p. 3.

pensé, surtout en présence d'un excès d'acide, et même, dans ce dernier cas, elles sont toujours neutres. Ces sels ne se peroxydent pas non plus au contact de l'air d'une manière sensible.

M. Bouquet a plus particulièrement étudié le sulfate, le tartrate, l'oxalate et plusieurs oxalates à base d'étain et d'un autre métal.

Le *sulfate stanneux* s'obtient aisément en grande quantité en saturant à chaud de l'acide sulfurique étendu par de l'oxyde stanneux précipité et encore humide; cet oxyde se dissout rapidement, et quand la solution est saturée, on voit s'y former des cristaux lamelleux. Ces cristaux sont très-ténus et d'un aspect nacré, très-solubles dans l'eau froide; la solution conserve sa transparence pendant quelques instants, mais bientôt elle dépose un sous-sel blanc, qu'on peut aisément redissoudre à l'aide de quelques gouttes d'acide sulfurique. Ils laissent par la calcination un résidu d'anhydride stannique pur.

M. Bouquet y a trouvé $[\text{SO}^3, \text{Sn}^2\text{O}]$ ou



Ce sel s'unit au sulfate de potasse et au sulfate d'ammoniaque, en produisant des composés cristallisables qui se décomposent dans l'eau beaucoup moins vite que le sulfate stanneux.

L'*hyposulfate stanneux* n'a pu s'obtenir qu'en dissolution; la concentration de la solution dans le vide détermine une précipitation de sulfure stanneux.

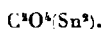
Le *tartrate stanneux* se prépare aisément en versant, dans une dissolution bouillante d'acide tartrique, une dissolution concentrée d'oxyde stanneux dans l'acide acétique, jusqu'à ce que la liqueur commence à cristalliser. Les cristaux ainsi produits paraissent être des prismes à base rectangulaire; ils sont solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante, et indécomposables par l'eau, même à la température de l'ébullition; ils sont plus solubles encore dans l'eau acidulée par l'acide tartrique, et leur dissolution n'est pas précipitée par l'ammoniaque. Ils dégagent, par la chaleur, l'odeur du caramel si caractéristique pour les tartrates. M. Bouquet y a trouvé $[\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^{10}, 2\text{Sn}^2\text{O}]$ c'est-à-dire



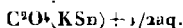
Quand on traite par l'oxyde stanneux les tartrates acides de potasse et d'ammoniaque, on obtient des composés cristallisables.

On obtient l'*oxalate stanneux*, aisément et en grande quantité, à l'aide du procédé précédemment indiqué pour la préparation du tartrate. L'oxalate stanneux est presque insoluble, aussi cristallise-t-il aussitôt. Il se dépose toujours dans la liqueur bouillante, sous la forme d'aiguilles brillantes, dont l'aspect rappelle tout à fait celui du sulfate de chaux cristallisé artificiellement. Il est insoluble dans l'eau froide; l'eau bouillante le décompose en partie en produisant un sous-sel blanc, mais la plus grande partie du sel résiste à cette décomposition.

Bien que ce sel se forme dans un milieu très-acide, il n'en est pas moins d'une neutralité parfaite; il est anhydre comme le sulfate et le tartrate, savoir $[C^2O^3, Sn^2O]$ ou



L'oxalate stanneux se dissout dans les oxalates neutres de potasse, de soude et d'ammoniaque; il se produit ainsi des sels à deux métaux, qu'on obtient aussi par d'autres moyens. L'*oxalate stannoso-potassique* s'obtient en traitant la solution du bioxalate de potasse par un grand excès d'hydrate stanneux. Il se présente en cristaux incolores, volumineux et transparents qui paraissent appartenir au système prismatique rhomboïdal droit; il est très-soluble dans l'eau froide, et cette solution devient laiteuse au bout de quelque temps. A l'ébullition, la précipitation est plus prompte; le précipité est tantôt blanc et gélatineux, tantôt entièrement noir. Les cristaux renferment $[C^2O^3, Sn^2O + C^2O^3, K^2O + H^2O]$ ou



L'eau n'en est pas expulsée à 125°.

L'*oxalate stannoso-ammonique* forme des cristaux plus volumineux que les précédents et se prépare par le même procédé. Placé dans une capsule de platine et chauffé à la lampe à alcool, il fond, puis se détruit avec une forte détonation, accompagnée d'une projection de matière. Il est isomorphe avec le sel précédent et présente une composition semblable, ainsi que le prouvent les analyses de M. Bouquet.

L'*oxalate stannoso-sodique* est anhydre, cristallisable, et s'ob-

tient comme les sels précédents. Il se comporte aussi comme eux au contact de l'eau bouillante.

On voit d'après cela que les sels stanneux se rapprochent par leur manière d'être des sels d'antimoine et de bismuth, et surtout des deutoseux mercuriels.

En terminant ce travail, M. Bouquet annonce qu'il espère continuer ses recherches sur d'autres sels stanneux; il a déjà obtenu le citrate, le phosphate et le borate. L'acétate n'a pas pu s'obtenir à l'état cristallisé.

BINEAU, PÉLIGOT. — Dosage de l'azote.

M. Bineau, dans ses recherches sur le chlorure d'azote, cite une méthode qu'il a employée avec avantage pour la détermination de l'ammoniaque. Voici les détails qu'il vient de faire connaître sur cette méthode (1).

L'appareil dont il se sert ordinairement, se compose d'une petite cornue et d'un tube courbé en plusieurs points, d'environ 0^m,02 de diamètre. La cornue est tubulée, et son col, convenablement prolongé, porte un gros renflement, suivi d'un tube droit que termine une courbure très-courte. Le tube courbé a, comme les tubes en U, deux branches latérales; mais elles sont inégales et courbées à angles obtus. La plus courte est destinée à recevoir le prolongement du col de la cornue, la plus longue est garnie de fragments de verre. La partie inférieure est sinueuse, et doit satisfaire à la condition suivante: après qu'on a introduit dans le tube une petite quantité de liquide, et qu'on a placé convenablement la cornue, il faut que toute bulle s'échappant à l'extrémité de celle-ci rencontre, en s'élevant, un repli où elle séjourne jusqu'à ce que, poussée par des bulles nouvelles, elle aille sortir par la branche la plus longue.

Dans ce procédé d'analyse, l'ammoniaque est évaluée d'après l'acide qui se combine avec elle. Par conséquent, il faut avoir une liqueur acide dont on connaisse le titre. Soit par la pesée, soit par un mesurage, on se rend compte de la quantité qu'on

(1) *Annales de la Société royale d'agriculture, histoire naturelle et arts utiles de Lyon*, 1846.

en prend pour l'essai, et qui doit être plus que suffisante pour saturer l'ammoniaque. On fait tomber l'acide par la plus longue branche du tube au travers des fragments de verre, qui en retiennent par adhérence une petite portion. En y ajoutant un peu de teinture de tournesol, on se procurera, si l'on veut, la faculté de reconnaître immédiatement le cas où le gaz alcalin ne rencontrerait point assez d'acide pour sa neutralisation.

L'acide sulfurique et l'acide hydrochlorique peuvent également servir à la liqueur titrée dont on a besoin. M. Bineau donne la préférence à la chaux pour la décomposition de la combinaison ammoniacale; il emploie la chaux éteinte quand le sel est dissous, et un lait de chaux lorsqu'il est solide.

Il évalue le degré d'acidité de la liqueur où s'est fixé le gaz alcalin, à l'aide d'une dissolution étendue de potasse ou de soude caustique, dont on a préalablement déterminé le pouvoir de neutralisation par rapport à l'acide employé.

M. Bineau propose de substituer la méthode précédente au procédé de MM. Will et Varrentrapp pour le dosage de l'azote; il la considère comme plus expéditive et non moins sûre.

De son côté, M. Péligré (1) vient de proposer une semblable modification. Au lieu de recueillir l'ammoniaque dans l'acide chlorhydrique, et de la peser à l'état de chloroplatinate, M. Péligré la recueille, comme M. Bineau, dans une quantité déterminée d'acide sulfurique titré. Il évalue ensuite l'abaissement du titre de cet acide, après l'opération, à l'aide d'une solution également titrée de chaux dans l'eau sucrée.

E. SCHWEITZER. — Sur quelques chromates à deux bases.

Le *chromate potassico-magnésique*, déjà décrit par M. Anthon (2), se prépare, d'après M. Schweitzer (3), en chauffant doucement de la magnésie blanche avec une solution concentrée de bichromate de K. La liqueur jaune clair donne, par l'évaporation, des croûtes cristallines qu'on purifie par une nouvelle cristallisation. Les cristaux ainsi obtenus appartiennent au système du prisme

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, 1847, t. XXIV, p. 550.

(2) *Buchn. Repert. Z. R.* t. XXXIV, p. 248.

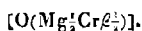
(3) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX, p. 257.

oblique rhomboidal, et présentent ordinairement les mêmes formes que le gypse. 100 p. d'eau à 20° en dissolvent 28,2 parties, et à 60°, 34,3 parties,

Les cristaux renferment $[K^2O, Cr^2O^3 + Mg^2O, Cr^2O^3 + 2 aq.]$, ou bien



Ce sel fond au rouge faible, et se décompose alors brusquement en dégageant de l'oxygène. Le produit est d'un brun foncé; l'eau en extrait du chromate de K neutre, en laissant une combinaison brune, insoluble dans l'eau et composée d'oxyde chromico-magnésique $[Cr^4O^3 + Mg^2O]$ ou bien si $Cr_2 = Cr\beta$



Cet oxyde est d'une belle couleur brune, inaltérable au rouge, insoluble dans les acides et dans les alcalis. Il ne se dissout lentement, avec une couleur verte, que si on le fait bouillir avec de l'acide sulfurique concentré.

La préparation du *chromate potassico-calciq*ue présente quelques difficultés. Le chromate de K ne décompose le carbonate de Ca qu'avec lenteur, même à chaud; mais il dissout déjà à froid la chaux hydratée. La solution jaune renferme le sel double, mais celui-ci se décompose déjà par l'évaporation à une douce chaleur. Voici comment M. Schweitzer opère pour l'avoir pur: il ajoute de la chaux éteinte, par petites portions, à une solution fort concentrée de bichromate de K, jusqu'à saturation complète; il enlève l'excédant de chaux par un courant de gaz carbonique, et il évapore à 30 ou 40°, au bain-marie. Quand la solution est assez concentrée, il l'abandonne dans un endroit chaud. Il se produit ainsi des cristaux aciculaires de couleur citrine qui présentent à l'analyse les rapports $[K^2O, Cr^2O^3 + Ca^2O, Cr^2O^3 + 2aq.]$ ou



Ce sel fond à la chaleur rouge, après avoir perdu son eau de cristallisation, mais il n'émet pas d'oxygène, et ne se décompose pas comme le sel magnésien correspondant.

Outre le sel précédent, M. Schweitzer en a encore obtenu deux autres, renfermant $[2K^2O, 7Ca^2O, 8Cr^2O^3 + 4aq.]$ et $[K^2O, 4Ca^2O, 5Cr^2O^3 + 2aq.]$ Il lui est aussi arrivé d'obtenir le chro-

mate de K neutre avec une couleur jaune brunâtre et avec une forme différente de celle que présente ordinairement ce sel.

Quand on ajoute une solution d'acide arsénieux à une solution de chromate de K neutre, le liquide se colore promptement en beau vert, et se prend, au bout de quelque temps, en une gelée tremblotante de couleur verte. Exprimée et lavée à chaud, puis desséchée au bain-marie, celle-ci renfermait $[3\text{Cr}^6\text{O}^3, 4\text{K}^2\text{O}, 3\text{As}^3\text{O}^5 + 10\text{aq.}]$, et constituait par conséquent un sous-arséniatè chromico-potassique. Une fois déshydraté, ce produit ne se dissout plus dans l'acide hydrochlorique.

Si l'on verse une solution d'acide arsénieux dans une solution de bichromate de K, il se produit bientôt un précipité vert sale, que M. Schweitzer n'a pas examiné. En versant au contraire du bichromate K dans une solution d'acide arsénieux, on voit la liqueur se colorer en vert sans qu'il se produise un précipité; l'acide acétique versé dans la solution détermine la formation d'un abondant précipité vert.

La solution du bichromate de K absorbe beaucoup de bioxyde d'azote, en se fonçant, et en produisant, surtout à chaud, un précipité brun de suroxyde chromique Cr^2O^3 . Celui-ci se décompose par la chaleur en oxyde chromique vert, en dégageant de l'oxygène avec ignition. Le liquide où s'est formé le suroxyde renferme du nitre, ainsi que du chromate de K neutre.

J. LIEBIG. — Analyse de l'eau mère de la saline d'Unna.

L'eau mère de la saline d'Unna a été analysée par M. Liebig (1); elle a une densité de 1,3252 et présente une réaction neutre.

100 parties ont donné :

Chlorure calcique.	21,778
— magnésique.	8,862
Bromure magnésique.	0,1428
Iodure magnésique.	0,02323
Chlorure sodique.	2,213
— potassique.	0,00992
Sulfate calcique.	1,053
	34,091

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 330.

Il y avait en outre des traces impondérables de manganèse, de lithine et d'ammoniaque. 500 kilogrammes d'eau mère renferment environ 1 kilogramme d'iode, et 800 kilogrammes contiennent 1 kilogramme de brome.

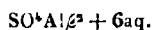
HERAPATH. — sulfate d'alumine naturel.

Le sulfate d'alumine naturel se rencontre en abondance dans la Nouvelle-Galles du Sud. Il forme des prismes réguliers, quadrangulaires, très-petits, solubles dans l'eau à chaud et froid, d'une réaction acide et d'une saveur à la fois douce et astringente. A 149°, la combinaison devient opaque, perd de l'eau, se boursoufle, et devient insoluble dans l'eau froide, mais soluble dans l'eau chaude. Chauffée au rouge, elle ne laisse que de l'alumine.

Un échantillon de ce minéral a donné à M. Herapath (1) :

Eau.	46,70
Acide sulfurique.	35,63
Alumine.	17,09
Oxyde de cuivre.	0,04
Substance terreuse.	0,50
	99,96

Il présente donc la composition du sulfate neutre d'alumine ordinaire (*Haarsalz* des Allemands) : $Al_2O_3, 3SO_3, 18aq.$ ou bien $Al_2 = Al\beta,$



CONNELL. — sous-carbonate de magnésie naturel.

D'après l'analyse de M. Connell (2), la *némalite* n'est pas un silicate comme l'avait pensé M. Thomson. Elle renferme en effet :

Magnésie.	57,86
Oxyde ferreux.	2,84
Silice.	0,80
Eau.	27,96
Acide carbonique.	10,00
	99,46

(1) *Chemical Gazette*, 1846, n° 97, p. 422.

(2) *Edinb. new Phil. Journ.*, oct, 1846, p. 387.

Abstraction faite des substances accidentelles, cette formule correspond à celle d'un sous-carbonate magnésien [CO^2 , $6\text{Mg}^2\text{O} + 6 \text{ aq.}$].

W et R. ROGERS. — Préparation de l'acide formique.

On fait bouillir dans une cornue spacieuse 100 grammes de bichromate de K avec 10 pouces cubes d'eau, on y ajoute 300 grammes de sucre en poudre, puis, goutte à goutte, 1 pouce cube d'acide sulfurique. Ce mélange réagit immédiatement; quand la première réaction s'est calmée, on y ajoute encore 5 pouces cubes d'eau et 1 pouce cube d'acide sulfurique et l'on chauffe. On distille jusqu'à ce que 7 pouces cubes aient passé. 100 grammes du liquide obtenu saturent 7 grammes de carbonate de soude sec (1).

W. et R. ROGERS. — Préparation de l'aldéhyde.

On obtient de l'aldéhyde très-pur en ajoutant goutte à goutte de l'acide sulfurique à un mélange d'alcool et de bichromate de K dans une cornue. On fait bien de prendre parties égales de bichromate et d'alcool de 0,842, et d'y ajouter une quantité d'acide sulfurique égale à $1 \frac{1}{3}$ du bichromate employé (2).

K. E. GLASSON. — Composition de la théobromine et de ses combinaisons.

La théobromine est un alcaloïde découvert, il n'y a pas longtemps, par M. Woskresensky, dans les fèves de cacao. M. Glasson vient de la soumettre à une nouvelle étude (3). On l'obtient en épuisant le cacao par l'eau bouillante, passant l'extrait à travers une toile, précipitant par une solution d'acétate de plomb, filtrant, enlevant l'excédant de plomb du liquide filtré et évaporant à siccité. On traite par l'alcool bouillant le résidu qui renferme encore des matières colorantes; par le refroidissement, l'alcool dépose alors la théobromine, sous la forme d'une poudre

(1) *Chemical Gazette*, 1846, n° 92 p. 321.

(2) *Ibid.*, p. 322.

(3) *Annal. der Chem. und. Pharm.*, t. LXI, p. 335.

cristalline légèrement rougeâtre. On la purifie par de nouvelles cristallisations.

Cet alcaloïde présente une saveur légèrement amère qui ne se développe qu'à la longue, à cause de sa faible solubilité. Il est inaltérable à l'air, même à 100°; mais il commence à brunir à 250° et se volatilise à une température plus élevée, en laissant un peu de charbon et en donnant un sublimé cristallin.

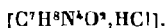
La théobromine est peu soluble dans l'eau bouillante; l'alcool et l'éther la dissolvent encore moins. Bouillie avec de l'eau de baryte, elle se dissout entièrement et sans apparence de décomposition; il ne se dégage pas d'ammoniaque, mais la solution se prend par le refroidissement en une bouillie blanche.

Les nouvelles analyses de M. Glasson coïncident pour le carbone (47,13—47,13) et l'hydrogène (4,60) avec celles de M. Woskresensky; mais elles donnent moins d'azote (31,23—31,32, au lieu de 35,38 d'après W.). En conséquence, M. Glasson admet la formule $[C^{14}H^{16}N^2O^4]$, ou bien

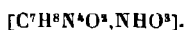


Ces rapports feraient de la théobromine l'homologue de la caféine $C^8H^{10}N^4O^2$.

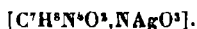
La théobromine se dissout aisément dans l'acide hydrochlorique concentré; l'*hydrochlorate* cristallise par le refroidissement. Ce sel se détruit par l'eau, en donnant un sous-sel; il perd tout HCl par la dessiccation à 100°. Il renferme :



Le *nitrate de théobromine* s'obtient en prismes obliques à base rhombe, si l'on abandonne une solution de l'alcaloïde dans l'acide nitrique. L'eau et la chaleur le décomposent comme le sel précédent. Il renferme $[C^{14}H^{16}N^2O^4, N^2O^5, H^2O]$, c'est-à-dire

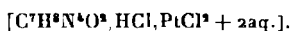


Lorsqu'on ajoute du *nitrate d'argent* à une solution de nitrate de théobromine, fort étendue, il y cristallise bientôt des aiguilles brillantes, d'un blanc argentin. Ce sel, remarquable par sa faible solubilité, peut servir à découvrir la théobromine. Il renferme $[C^{14}H^{16}N^2O^4, N^2O^5, Ag^2O]$, ou bien



Il ne s'altère pas sensiblement à 100°; mais si on le chauffe davantage, il fond en émettant des vapeurs nitreuses. Il laisse, par la calcination, de l'argent parfaitement pur.

Le *chloroplatinate de théobromine* s'obtient en prismes obliques à base rhombe avec modifications; il se produit quand on ajoute du bichlorure de platine à une solution hydrochlorique de la théobromine; il s'effleurit par le contact prolongé à l'air. A 100°, il perd toute son eau de cristallisation. M. Glasson y a trouvé $[C^{14}H^{18}N^2O^4, H^2Cl^2, Pt^2Cl^4 + 4aq.]$, ou bien



Si l'on chauffe un mélange de théobromine, d'acide sulfurique et de peroxyde puce de plomb, il se dégage de l'acide carbonique, et ce dégagement continue sans qu'on ait besoin de chauffer davantage. Si l'on a eu soin de ne pas prendre le peroxyde par excès, on observe les réactions suivantes: le liquide filtré est incolore et légèrement acide; il dégage de l'ammoniaque quand on le chauffe avec la potasse caustique, donne un dépôt de soufre par l'addition de l'hydrogène sulfuré, et colore l'épiderme en pourpre. Une addition de magnésie blanche colore le liquide en indigo; un excès de magnésie détruit cette teinte, mais on peut la rétablir en y ajoutant avec précaution de l'acide sulfurique. Si l'on évapore au bain-marie le liquide mélangé avec un excès de magnésie, il devient légèrement rouge, en développant de l'ammoniaque; le résidu, traité par l'alcool bouillant, lui cède un corps qui cristallise en prismes à base rhombe et incolore. Ces cristaux sont légèrement acides, très-solubles dans l'alcool, et ne se combinent ni avec le nitrate d'argent, ni avec le bichlorure de platine, ni avec le bichlorure de mercure.

M. Glasson n'a pas eu assez de matière pour étudier davantage ce nouveau produit; il pense que les réactions précédentes le rapprochent de l'*alloxane*.

LIÈS. — Sur la composition des terrains diluviens.

Le terrain de transition, les différentes assises du terrain jurassique, celles du terrain crétacé dans le département des Ardennes, et les divers étages du terrain tertiaire dans le départe-

ment de la Marne, sont recouverts de dépôts de nature variable, qui sont en général de peu d'épaisseur, et que les géologues rangent dans la classe des terrains diluviens. L'analyse de ces différents dépôts a été faite par M. Liès (1), dans le but de jeter quelque jour sur leur classement géologique, comme aussi d'en tirer des conséquences au point de vue de l'agriculture. On sait que les cendres végétales sont devenues dans ces derniers temps l'objet de nombreuses recherches; celles-ci ne seront véritablement utiles qu'autant qu'on s'occupera en même temps de l'analyse des terrains. En exécutant le travail dont nous parlons, M. Liès a donc rendu un véritable service à la science et à l'agriculture.

Ce travail, auquel l'auteur a consacré plusieurs années, contient l'analyse de dix-sept échantillons des divers terrains diluviens des départements des Ardennes et de la Marne; il renferme près de quatre cents dosages qui semblent avoir été faits avec le plus grand soin.

La marche suivie par M. Liès consistait à attaquer les terrains successivement par l'acide hydrochlorique, par l'acide sulfurique concentré et par l'acide hydrofluorique. Il a vu ainsi que la partie soluble dans l'acide hydrochlorique ne présentait pas une composition constante, tandis que la partie attaquant par l'acide sulfurique correspondait toujours à une argile d'une composition régulière. Cette argile pouvait se représenter par les formules minéralogiques $A^2S^2aq.$ et $A^2S^3aq.$ Abstraction faite de l'eau, on remarque que la composition de ces silicates est la même que celle de beaucoup de minéraux bien définis, notamment du labrador, de l'écume de mer, etc.

Je renvoie à l'original pour les développements géologiques que l'auteur rattache à ses analyses.

PERSOZ. — Observations sur quelques faits relatifs à la végétation.

Dans une note adressée à l'Académie des sciences (2), M. Per-

(1) Thèse intitulée : *Recherches chimiques sur quelques silicates naturels*, et soutenue à la Faculté des sciences de Montpellier, le 22 avril 1847.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 559.

soz annonce aux chimistes ses succès dans la culture des fleurs et spécialement des dalbias, à l'aide d'un composte de son invention. Les mêmes expériences, appliquées à la vigne et aux hortensias, lui auraient aussi donné des résultats dignes de l'intérêt des agronomes et des horticulteurs. M. Persoz a, sans doute, réservé pour une autre note les preuves analytiques que réclament encore ses recherches pour profiter à la science.

KUHLMANN. — Relation entre la nitrification et la fertilisation des terres.

Voici des faits curieux observés par M. Kuhlmann (1), aux travaux duquel l'Académie vient de rendre un juste hommage en le nommant Correspondant dans la section d'agriculture.

Les matières animales n'exercent un effet salutaire sur la végétation que si leur décomposition donne lieu à un dégagement de carbonate d'ammoniaque. M. Kuhlmann a admis la même opinion pour les nitrates employés comme engrais ; il a pensé que, généralement, leur influence ne devenait efficace qu'autant que leur acide se trouvait transformé en ammoniaque par l'effet de la fermentation putride.

Cette considération a conduit M. Kuhlmann à rechercher si, en opérant sur des produits liquides, il était possible d'obtenir des résultats analogues à ceux qu'il avait obtenus antérieurement avec l'éponge de platine, en opérant sur des mélanges de gaz ou de vapeurs.

Voici les résultats de quelques nouvelles expériences à l'appui de la transformation des nitrates en sels ammoniacaux.

Si l'on jette quelques fragments de salpêtre dans un mélange de zinc ou de fer et d'acide sulfurique, ou mieux d'acide hydrochlorique faible, le dégagement d'hydrogène est arrêté ou ralenti jusqu'à ce que tout l'acide nitrique du nitrate soit transformé en ammoniaque.

L'hydrogène sulfuré naissant donne lieu à une transformation semblable avec dépôt de soufre.

Lorsque, en présence d'un mélange de zinc et d'acide hydro-

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIII, p. 1033.

chlorique, on place un nitrate dont le métal est précipitable par le Zn, celui de Cu par exemple, il se précipite 1 éq. de Cu pour 1 éq. de Zn dissous, et 1 éq. d'acide nitrique du nitrate est transformé en ammoniaque, le tout sans dégagement de H.

Quand on dirige un courant de H²S à travers une dissolution de chlorure d'antimoine mélangée d'un nitrate, l'acide de ce dernier passe à l'état d'ammoniaque.

De semblables transformations ont lieu par le contact des nitrates avec une dissolution de sulfure d'arsenic dans la potasse, ou avec du protoxyde d'étain et du protoxyde de fer hydraté.

En présence de ces faits, on ne peut plus douter que les nitrates ne se convertissent dans le sol en ammoniaque, par l'effet de la fermentation putride, qui est, comme on sait, une action réductrice.

M. Kuhlmann est d'avis, d'ailleurs, que si les nitrates n'agissent généralement comme engrais qu'après avoir subi une décomposition qui donne du carbonate d'ammoniaque, la fertilité des terres dépend aussi d'une réaction inverse qui s'oppose à la volatilisation de l'ammoniaque, c'est-à-dire qu'elle dépend de la transformation des sels ammoniacaux en nitrates dans les parties superficielles des terrains.

Cette transformation de l'ammoniaque en acide nitrique a déjà été démontrée par M. Kuhlmann, il y a quelques années, à l'occasion de ses expériences sur les propriétés de l'éponge de platine.

Voici quelques autres faits tout aussi favorables à cette transformation.

Lorsqu'on chauffe dans une cornue un mélange de bichromate de potasse, d'acide sulfurique concentré et de sulfate d'ammoniaque, il distille une grande quantité d'acide nitrique. Si l'on remplace le bichromate par le peroxyde de manganèse, par le peroxyde de plomb ou par le minium, la même transformation a lieu.

En étudiant la transformation du gaz ammoniaque en acide nitrique par son contact, à une température élevée, avec le peroxyde de Mn, M. Kuhlmann a reconnu qu'on peut trouver dans

cet oxyde un agent précieux pour transporter indéfiniment l'oxygène de l'air sur l'ammoniaque.

Suivent quelques considérations sur l'importance des nitrates dans la fertilisation des terres.

M. Kuhlmann annonce en terminant qu'il a basé un procédé nouveau pour doser l'acide nitrique et les nitrates, sur la propriété que présentent ces composés d'être complètement transformés en ammoniaque ou en sels ammoniacaux, sous l'influence de l'hydrogène naissant. De même, en soumettant à l'action de l'hydrogène naissant diverses combinaisons métalliques, il a réduit un grand nombre de ces produits insolubles ou peu solubles dans les acides. M. Kuhlmann se propose de revenir sur ce sujet.

KUHLMANN. — Expériences concernant la théorie des engrais.

Ces expériences (1) concernent l'influence, sur la végétation, de l'emploi prolongé des engrais uniquement azotés, et celle de l'usage du sel marin.

Elles établissent que l'emploi exclusif des produits azotés sur des prairies a pour résultat de déterminer immédiatement une surexcitation aux dépens des récoltes suivantes. M. Kuhlmann en conclut qu'il y a une grande perte pour le cultivateur d'outrepasser certaines proportions dans la fumure des terres par des matières azotées, lorsqu'une seule fumure peut suffire à plusieurs récoltes successives.

Quant à l'emploi des matières salines minérales et du sel marin en particulier, M. Kuhlmann pense qu'il ne donne généralement des résultats favorables que dans les terrains humides.

GOSSART. — Dosage de l'acide nitrique et des nitrates.

M. Gossart (2), commissaire des poudres à Lille, propose de doser les nitrates, dans le salpêtre, en mettant à profit l'action oxydante que l'acide nitrique exerce sur les protosels de fer. Il emploie pour cela une solution titrée de protosulfate de fer rendue

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 1033.

(2) *Ibid.*, t. XXIV, p. 21.

acide par de l'acide sulfurique. Une dissolution très-étendue de cyanoferrure rouge de potassium lui sert à reconnaître quand l'addition du protosel de fer est suffisante.

WACKENRODER. — Nouvel acide du soufre.

M. Wackenroder annonce (1) avoir obtenu un nouvel acide du soufre en faisant passer de l'hydrogène sulfuré dans une solution d'acide sulfureux. Il lui donne le nom d'*acide pentathionique*, et lui applique la formule S^5O^8 .

Pour l'obtenir, on sursature l'acide sulfureux par l'hydrosulfure et l'on met en digestion le liquide laiteux et filtré avec du cuivre métallique légèrement oxydé, ce qui permet d'obtenir un liquide limpide. On enlève l'excès de cuivre par l'hydrogène sulfuré, et l'on chasse l'excès de ce dernier à l'aide d'une douce chaleur. La solution de l'acide est incolore, sans odeur, ne s'altère pas à la longue, et présente une saveur à la fois très-acide et amère. On peut le concentrer à une douce chaleur jusqu'à ce qu'il ait une densité de 1,37, mais une plus forte chaleur le décompose; il se développe alors H^2S , puis SO^2 , et le résidu se compose d'acide sulfurique et de soufre.

Les sels de cet acide n'ont pas été examinés et, sauf le sel de plomb, ne paraissent pas pouvoir s'obtenir sous forme solide. L'acide sature les alcalis et les terres alcalines.

Il n'est pas altéré par l'hydrogène sulfuré, l'acide sulfurique ou hydrochlorique étendu; mais l'acide sulfurique concentré, le chlore et l'acide nitrique le décomposent. Le sel de baryte et le sel de plomb sont solubles. Le cyanure de mercure donne un précipité jaunâtre ou jaune citron qui finit par noircir. Le protonitrate de mercure se comporte de la même manière. Le cuivre et le fer métallique décomposent l'acide à l'ébullition; si l'on emploie le premier métal, il se développe SO^2 et il se produit du sulfure; avec le fer, on obtient d'abord H^2S , puis SO^2 , et le liquide renferme aussi de l'acide sulfurique.

Il serait important de vérifier la composition de cet acide par des déterminations analytiques.

(1) *Archiv. der Pharm.*, t. XLVIII, p. 140, et *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LX, p. 189.

FORCHHAMMER. — Composition de l'eau de la mer.

M. Forchhammer (1) a examiné la composition de l'eau de la mer.

Il a trouvé le plus de sels dans l'eau de la Méditerranée, prise dans les environs de Malte. Elle renfermait 37,177 millièmes de parties solides, dont 20,046 chlore.

La partie septentrionale de l'Atlantique offre une proportion de sels fort constante. L'eau puisée en 1844 et 1845, sous 60, 61 et 62° latitude nord et entre 5 et 23° longitude ouest (Greenwich), contenait, terme moyen, 35,59 millièmes de sels, dont 19,45 chlore.

La proportion des sels diminue sensiblement le long de toutes les côtes, même de celles des petites îles. Près de Thorshavn, aux îles Faroë, le chlore ne s'élevait qu'à 18,885 millièmes. Dans l'eau de la mer du Nord, le chlore ne s'élevait pas à 19 millièmes; entre Bergen et les Orcades, il s'élevait à 18,997, et au sud-ouest de Lyersund seulement à 18,278. L'eau du Cattegat est encore plus pauvre en chlore : au mois d'août 1844, le chlore s'y élevait à 11,077, et en hiver, vers la pointe de Schonen, à 6,212.

Les proportions du chlore sont toutefois moins variables dans l'eau de mer que celles de l'acide sulfurique. Quand le chlore de l'Atlantique ne variait que dans les cent-millièmes, on voyait l'acide sulfurique de la même eau varier de 2,289 à 2,436 millièmes. La chaux variait de 0,595 à 0,598, et la magnésie de 2,116 à 2,209. La chaux était un peu plus considérable dans la Méditerranée que dans l'Océan Atlantique; elle s'élevait de 0,640 à 0,676. La proportion de la magnésie n'était pas plus forte : à Gibraltar, elle était de 2,133; près de Malte, de 2,074; près de Corfou, de 1,826.

L'eau de mer, après avoir été filtrée, renferme toujours en dissolution du carbonate et du phosphate calcaires. On y trouve aussi de la silice; toutefois le maximum n'a jamais dépassé 0,03 millièmes.

En examinant l'eau près des bas-fonds, M. Forchhammer a

(1) *Annal der Chem. und Pharm.*, t. LX, p. 194.

observé ce fait, que lorsque le fond est une marne argileuse et renferme en même temps du silicate d'alumine et du carbonate calcaire, l'eau est plus chargée de chaux et plus pauvre en magnésie. Quand le fond, au contraire, est formé de coquilles, de craie ou de sable quartzeux, la proportion de la magnésie n'en subit aucune influence.

SCHÉERER. — Carbonate de chaux hydraté.

M. Schéerer (1) a trouvé dans un ruisseau un grand nombre de petits cristaux rhomboédriques, composés de $[\text{CO}^2, \text{Ca}^2\text{O} + 5\text{aq.}]$, et contenant des traces de silice, d'alumine, de peroxyde de fer et de matières organiques. Ils se décomposaient aisément, même sous l'eau, en passant à l'état de carbonate anhydre.

DOVERI. — Composition de l'essence de thym.

M. Léonard Doveri, de Florence, annonce (2) que l'essence de thym est composée de deux huiles distinctes, dont l'une bout à 180°, l'autre à 235°. Il exprime la composition de la première par $\text{C}^{36}\text{H}^{52}\text{O}$, celle de la seconde par $\text{C}^{40}\text{H}^{60}\text{O}^4$ (4 volumes), la densité de sa vapeur étant 5,511. Après plusieurs distillations sur l'acide phosphorique anhydre, la dernière huile donne le carbure d'hydrogène $\text{C}^{40}\text{H}^{52}$ (3).

SAINT-EVRE. — Acide gras du beurre de coco.

L'acide solide qu'on obtient par la saponification du glycéride solide contenu dans le beurre de coco, s'exprime d'après les analyses de M. Broméis, par les rapports $[\text{C}^{13}\frac{1}{2}\text{H}^{27}\text{O}^2]$, ou par $\text{C}^{13}\text{H}^{26}\text{O}^2$, en tenant compte du nouveau poids atomique du

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXVIII, p. 382.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 390.

(3) Je ne sais pas quels sont les équivalents adoptés dans cette note, telle qu'elle est imprimée dans les *Comptes rendus de l'Académie*, mais je présume que c'est 12,5 pour l'hydrogène, l'eau étant HO. Il paraît y avoir aussi une erreur d'impression dans la formule de la seconde huile oxygénée, la note donnant O^7 ; j'ai pensé que cela devait être O^4 .

Au reste, la formule $\text{C}^{36}\text{H}^{52}\text{O}$ ne me paraît pas probable; l'huile la plus volatile paraît être un camphène $\text{C}^{10}\text{H}^{16}$ C. G.

carbone. Cette composition, qui faisait rentrer ce corps dans la série homologue des acides $[n(\text{CH}^2) + \text{O}^2]$, n'était pas d'accord avec le point de fusion de l'acide cocinique; car, tandis qu'il n'existe généralement qu'une différence de 5 à 6° entre les points de fusion de deux acides homologues qui se succèdent immédiatement, la différence était bien plus considérable pour l'acide cocinique et ses plus proches homologues.

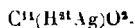
M. Saint-Evre (1) fait disparaître cette anomalie. Il démontre que les rapports adoptés par M. Brounès s'appliquent à un produit mélangé d'acide oléique, tandis que l'acide cocinique, purifié par plusieurs cristallisations dans l'alcool, renferme $[\text{C}^{22}\text{H}^{42}\text{O}^3, \text{H}^2\text{O}]$, c'est-à-dire



Analyse : carbone, 70,97—70,88—70,90; hydrogène, 11,88—11,89.

Cet acide cristallise, par le refroidissement de sa solution alcoolique, en aiguilles incolores groupées en étoiles autour d'un centre commun. Il fond à 34°,7, et se dissout aisément dans l'éther et dans l'alcool de 36°. Il est sans odeur. Maintenu en fusion pendant longtemps, puis soumis à l'action du vide, il se présente sous la forme d'une masse incolore, dure et cassante. Il se volatilise, mais seulement dans un courant de gaz.

La nouvelle formule a été vérifiée par l'analyse du *sel d'argent* et de l'*éther cocinique*. Le premier a donné : carbone, 44,85; hydrogène, 7,29; argent, 36,59—36,66—36,77, c'est-à-dire $[\text{C}^{22}\text{H}^{42}\text{O}^3, \text{Ag}^2\text{O}]$ ou



Le cocinate d'argent fond à 55°.

L'éther a donné : carbone, 73,15—72,83; hydrogène, 12,22—12,18, c'est-à-dire $[\text{C}^{22}\text{H}^{42}\text{O}^3, \text{C}^4\text{H}^{10}\text{O}]$ ou



En distillant le cocinate de chaux, M. Saint-Evre a obtenu un liquide jaunâtre renfermant : carbone, 79,73, et hydrogène, 12,90.

L'acide cocinique vient donc se placer avant l'acide laurique $\text{C}^{12}\text{H}^{24}\text{O}^2$, dont le point de fusion est à 42°.

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 91.

MULDER. — Composition de l'huile de ben.

Nous avons communiqué l'année dernière les expériences de M. P. Walter sur la composition de l'huile de ben (1). Voici celles de M. Mulder (2); elles donnent un résultat différent.

L'huile qu'on exprime des graines de ben (*Moringa Nux Behen* Desf., *Guilandina moringa* Linn., *Moringa oleifera* Lam.) est incolore ou légèrement jaunâtre, d'une densité de 0,912, épaisse à 15° et solide en hiver. Elle est sans odeur et d'une saveur douce; elle n'a point de réaction aux papiers, et se rancit difficilement. On l'emploie en Italie dans la parfumerie.

La potasse la saponifie parfaitement. 400 grammes donnent environ 68 grammes d'un mélange d'acides solides. Dissous dans l'alcool ordinaire et bouillant, celui-ci laissa une petite quantité d'un acide gras, soluble dans l'alcool plus concentré, et dont le point de fusion fut trouvé constant à 83°. Cet acide contenait : carbone, 81,63, et 13,86 hydrogène; il y en avait trop peu pour qu'on en pût faire l'étude.

La partie soluble dans l'alcool ordinaire fut purifiée par six ou huit cristallisations, jusqu'à ce que le point de fusion en fût constant. M. Mulder obtint ainsi deux produits, l'un fusible à 76° et se concrétant à 70 ou 72°, l'autre fusible à 59—60°.

L'acide qui fond à 76° se concrète en aiguilles incolores, semblables à l'acide stéarique. M. Mulder y a trouvé : carbone, 77,68—77,76—77,89—77,68; hydrogène, 12,65—12,92—13,01—12,46. Il déduit de ces nombres la formule $[C^{82}H^{82}O^*]$ qui exige : carbone, 77,35; hydrogène, 12,84. Il l'appelle *acide bénique*.

Le sel de soude s'obtient en saponifiant l'acide par le carbonate de soude, et dissolvant le savon desséché dans l'alcool absolu. La solution alcoolique de ce sel se transforme, au bout de quelque temps, en une bouillie gélatineuse, qui ne se prend en grains cristallins que par l'affusion d'une plus grande quantité d'alcool.

(1) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1846, p. 354.

(2) *Scheik. Onderz.*, n° 5, p. 545, et *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX p. 351.

Carbone, 71,95 — 72,30; hydrogène, 11,88 — 11,68; soude, 8,62 — 8,66.

La solution alcoolique de ce sel de soude précipitée par l'acétate de plomb donne le bénate de ce métal. M. Mulder y a trouvé : carbone, 58,73 — 58,30; hydrogène, 9,49—9,51; oxyde de plomb, 25,86 — 26,16.

Le sel de baryte a donné : carbone, 64,84; hydrogène, 10,45; baryte, 18,71.

Enfin l'éther fut obtenu sous la forme d'un produit cristallin, fusible à 48—49°, en faisant passer du gaz hydrochlorique dans une solution de l'acide dans l'alcool absolu. M. Mulder y a trouvé : carbone, 78,61; hydrogène, 12,98.

Je ne pense pas que les formules qu'il déduit de ses analyses soient acceptables; je ferai remarquer notamment que les quantités de carbone obtenues à l'analyse de l'acide sont constamment plus fortes que le carbone calculé; il en est de même du carbone de l'éther.

L'acide fusible à 60° avait la composition et toutes les propriétés de l'acide margarique.

Quant à l'acide gras liquide qui se produit par la saponification de l'huile de ben, M. Mulder le considère comme identique avec l'acide oléique ordinaire. En effet, en suivant le procédé de purification indiqué par M. Gottlieb (1), il a pu obtenir un produit d'une composition constante, savoir : carbone, 76,50 — 76,12 — 76,25; hydrogène, 12,14 — 12,20 — 12,08. Ces nombres correspondent à la formule $[C^{36}H^{68}O^4]$, ou



Cette composition a aussi été vérifiée par l'analyse du sel de baryte.

Suivant M. Mulder, l'huile de ben serait donc un mélange de trois glycérides: elle se composerait d'oléine, de margarine et d'un autre glycéride donnant par la saponification un acide moins fusible que l'acide stéarique. Nous avons déjà fait remarquer que les expériences de M. Walter sont en désaccord avec celles de M. Mulder; suivant le premier chimiste, cette huile serait

(1) *Comptes rendus des trav. de chim.*, 1846, p. 128.

un mélange de stéarine, de margarine et de deux autres glycérides, dont l'un donnerait par la saponification un acide fixe (*acide bénique*) plus fusible que l'acide margarique; de même l'acide gras liquide (*acide moringique*) serait, suivant M. Walter, différent de l'acide oléique ordinaire.

C. SCHMIDT. — Présence de l'oxalate de chaux dans certaines parties organisées.

M. Schmidt (1) signale la présence de l'oxalate de chaux cristallisé dans les globules de la levûre de bière, dans les dépôts de la bile abandonnée à elle-même, etc., et rattache à ce fait des considérations physiologiques sur les causes qui ont pu déterminer la formation de ce sel.

C. SCHMIDT. — Considérations sur la digestion.

Suivant le même savant (2), la substance qui communique l'acidité au suc gastrique, et détermine la dissolution des aliments, ne serait ni l'acide hydrochlorique, ni l'acide lactique, ni le phosphate acide de chaux, mais un acide organique complexe, dans le genre des acides copulés, et qui se décomposerait, par l'action de la chaleur, en acide hydrochlorique et en une substance insoluble, déjà connue sous le nom de *pepsine*.

L'idée de M. Schmidt est ingénieuse, et mériterait d'être vérifiée par de nouvelles expériences; son mémoire n'en donne pas, mais ne renferme qu'une discussion des différentes théories émises par les savants qui se sont occupés de la digestion.

J. PIERRE. — Recherches sur la dilatation des liquides

Le travail (3) que nous avons sous les yeux fait suite aux deux mémoires dont nous avons communiqué, l'année dernière (4), les principaux résultats.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 238

(2) *Ibid.*, p. 311.

(3) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 5. Le second mémoire se trouve en entier dans le tome XIX, p. 193.

(4) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 335.

Dans ses premières recherches, M. Pierre avait été conduit à cette conclusion remarquable, que des volumes égaux de composés homologues d'éthyle et de méthyle, pris à leurs températures d'ébullition respectives, conservent encore sensiblement leur égalité à des températures équidistantes de ces températures d'ébullition.

M. Pierre s'est proposé, dans ce nouveau mémoire, de rechercher si cette loi doit se restreindre aux homologues méthyliques et éthyliques, ou si elle n'est elle-même qu'un cas particulier d'une loi beaucoup plus générale, comprenant tous les groupes binaires formés d'une manière analogue par l'union d'un élément commun, simple ou composé, avec des éléments isomorphes simples ou composés.

Voici le tableau qui résume ses nouvelles expériences.

DÉSIGNATION DES LIQUIDES.	FORMULE (1).	TEMPÉRATURE d'ébullition.	POIDS spécifique à 0°.	TEMPÉRATURES comprises du coefficient vrai et du coefficient moyen de la dilatation	DIFFÉRENCE de ces deux coefficients.	VARIATION d. du coefficient vrai jusqu'à la température d'ébullition T du liquide.	RAPPORT de d à T.	VALEUR de $\frac{c}{T}$ (2).
Protochlorure de phosphore.	PCL ₃	78° 34	1,616 15	0° 0 78 34 0 0	p. 100 - 0° 04 + 21 57 0 00	p. 100 40,80	0,520 9	0,001 185
Protobromure de phosphore.	PBr ₃	175 3	2,284 89	100 0 175 3 -30 0	+ 9 01 13 58 - 2 71	35,72	0,263 8	0,000 799
Protochlorure d'arsenic.	AsCl ₃	133 81	2,204 95	0 0 133 81 -25 0	+ 0 00 + 16 93 - 1 12	36,18	0,270 4	0,000 991
Bichlorure d'étain.	Sn ² Cl ₄	115 4	2,267 12	0 0 115 4 -25 0	- 0 01 + 23 03 - 3 58	45,42	0,393 6	0,001 160
Bichlorure de titane.	Ti ² Cl ₄	136 0	1,760 88	0 0 136 0 0 0	+ 0 00 + 18 90 0 08	44,06	0,324 0	0,000 990
Chlorure de silicium.	Si ² Cl ₄	59 0	1,523 71	0 0 59 0 -26 61	+ 0 08 + 26 61 0 40	52,89	0,896 4	0,001 427
Bromure de silicium.	Si ² Br ₄	153 36	2,812 8	0 0 153 36 -30 0	+ 14 54 + 1 35 - 0 63	26,51	0,172 9	0,000 969
Étherite bichloré (liqueur des Hollandais.	C ² H ₄ Cl ₂	84 92	1,280 34	0 0 84 92 20 09	+ 19 35 " " + 11 01	36,74	0,432 6	0,001 156
Étherite bibromé.	C ² H ₄ Br ₂	137 6	2,162 82 (2)	100 0 132 6 - 7 0	+ 29 69 + 4 72 0 40	52,53 (3).	0,468 9	0,001 003
Brome.	Br ₂	63 0	3,187 18	0 0 63 0 + 12 94	+ 0 40 + 12 94	27,01	0,428 7	0,001 083

(1) Rapporté à 2 volumes de vapeur.

(2) Le poids spécifique a été déterminé à +20° 79.

(3) Le nombre 52,53 représente ici la variation du coefficient vrai de la dilatation T jusqu'à 0 degré.

dans l'intervalle compris entre 20° 09 et la température d'ébullition T du liquide.

(4) c représente la contraction du liquide depuis sa température d'ébullition.

T jusqu'à 0 degré.

Les conclusions tirées par M. Pierre de l'ensemble de ce travail sont les suivantes :

1° En général, deux liquides formés par la combinaison d'un élément commun avec des éléments isomorphes suivent, à partir de leurs points d'ébullition respectifs, des lois de contraction notablement différentes; ou, en d'autres termes, des volumes égaux de liquides ainsi constitués, pris à leurs températures d'ébullition respectives, ne conservent pas leur égalité à des températures équidistantes de ces températures d'ébullition. La différence est en général beaucoup trop grande pour qu'on puisse l'attribuer à des causes d'erreurs dans les observations.

2° La différence de contraction croît, et toujours dans le même sens, pour chaque groupe de liquide, à mesure qu'on s'éloigne des températures d'ébullition.

3° Cette différence atteint quelquefois des proportions extrêmement considérables, comme dans le groupe formé par le chlorure et le bromure de silicium, où cette différence atteint la moitié de la contraction de l'un des liquides.

Enfin, on peut appliquer sans aucune restriction aux dix liquides précédents les conclusions déjà énoncées par M. Pierre dans son dernier travail, savoir :

1° Que le coefficient moyen de la dilatation absolue, et le coefficient vrai croissent avec la température ;

2° Que le coefficient vrai surpasse toujours le coefficient moyen aux températures supérieures à celle de la glace fondante, et que l'inverse a généralement lieu aux températures inférieures à 0° ;

3° Que la différence atteint quelquefois un chiffre considérable, comme, par exemple, dans le chlorure de silicium, qui offre une différence de près de 27 p. 100 pour un intervalle de température de 59° seulement ;

4° Que le coefficient vrai éprouve quelquefois un accroissement très-considérable, comme on le voit dans le chlorure de silicium, où cette différence éprouve un accroissement de près de 53 p. 100 de sa valeur depuis 0° jusqu'à 59° ;

5° Que la variation du coefficient vrai de la dilatation est plus de cinq fois plus considérable dans le chlorure de silicium que dans le bromure, pour le même intervalle de température.

L'inspection du tableau qui précède nous apprend aussi qu'en général, dans chaque groupe, le liquide le plus dilatable est celui dont la température est la plus basse. Cette remarque peut n'être plus vraie, elle peut même s'éloigner beaucoup de la vérité, lorsqu'il s'agit de liquides pris dans des groupes différents.

Il a été impossible à M. Pierre de trouver aucune relation simple et générale entre la dilatabilité des liquides et leurs autres propriétés physiques.

WILLIAMSON. — Sur la formation et la nature de l'ozone.

Nous nous sommes abstenu jusqu'à présent de parler de la substance à laquelle M. Schoenbein a donné le nom d'*ozone*, n'ayant trouvé dans les nombreuses publications sur ce sujet aucun fait positif qui constatât l'existence réelle d'une semblable substance. Sans être plus édifié aujourd'hui, nous devons cependant rompre ce silence pour dire au lecteur où en est la question. Nous emprunterons les détails suivants à une communication récente de M. Williamson (1).

Lorsqu'on décompose par un courant galvanique assez intense des solutions aqueuses d'acide sulfurique, d'acide phosphorique, d'acide nitrique et de quelques oxydes, l'oxygène qui se développe au pôle positif, possède, dans certaines circonstances, une odeur phosphorée, et c'est cette odeur qu'on attribue à l'ozone. L'odeur ne se manifeste pas quand le pôle positif est de charbon ou de certains métaux oxydables; de même, elle ne devient pas sensible en présence des chlorures, des bromures et des iodures, ainsi que des protocels de fer ou d'étain. On n'obtient pas non plus d'ozone avec un liquide chaud, quand même ces derniers corps ne s'y trouvent pas.

Les mêmes substances qui empêchent la formation de l'ozone détruisent ce corps déjà formé; en effet, on peut entièrement enlever l'odeur de l'oxygène ozoné, en l'agitant avec du charbon en poudre, avec du fer, de l'étain, du zinc, du plomb, de l'arsenic, du bismuth, de l'antimoine ou du mercure très-di-

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 13

visés, ainsi qu'avec des solutions de protosulfate de fer ou de protochlorure d'étain ; à chaud, le platine et l'or produisent le même effet.

Une solution d'iodure de potassium se décompose par l'ozone en mettant de l'iode en liberté, lequel passe à l'état d'iodate qu'on retrouve dans le liquide. Dans un liquide conducteur, une lame de platine ou d'or, qui a séjourné pendant quelques minutes dans une atmosphère d'ozone, provoque un courant avec une plaque du même métal non ozoné et se comporte d'une manière négative ; elle devient *polaire*, comme dit M. Schoenbein. Le courant ainsi produit ne persiste pas d'ailleurs. Si l'on chauffe la lame ozonée, elle se décharge ; le même effet se reproduit quand on introduit la lame de platine dans le gaz hydrogène, tandis que cela n'a pas lieu pour la lame d'or. Le gaz hydrogène agit peu à peu et finit par renverser l'état électrique de la lame de platine ; celle-ci devient alors franchement positive.

Le tournesol et l'indigo sont blanchis par l'ozone. La résine de gaïac en est colorée en bleu. Le ferrocyanure jaune, à l'état solide ou en dissolution, en est transformé en ferricyanure rouge.

Quant à la nature de l'ozone, M. Schoenbein le considère comme l'analogue du chlore ou du brome, attendu qu'une lame de platine, introduite dans le chlore gazeux, se charge de la même manière et se décharge ensuite dans le gaz hydrogène. La manière dont se comporte l'ozone avec les liquides et avec les matières oxydables, semble fournir à M. Schoenbein des preuves en faveur de cette hypothèse.

La matière odorante qui se produit par l'action de l'étincelle électrique sur l'air atmosphérique serait aussi, suivant lui, identique avec l'ozone produit par l'électrolyse. M. Williamson ne pense pas qu'il en soit ainsi. Dans l'électrolyse, en effet, la matière odorante n'apparaît qu'au pôle positif, tandis que dans l'électricité par frottement, elle se développe aussi bien au conducteur positif qu'au conducteur négatif ; ensuite, dans l'électrolyse, elle se produit au contact et même par la décomposition de l'eau, tandis qu'elle ne se manifeste pas dans l'électricité par frottement, si la pointe du conducteur est mouillée.

M. Fischer, qui a publié il y a quelque temps une critique

de la théorie de M. Schoenbein, adopte les conclusions suivantes : les propriétés particulières de l'oxygène électrolytique proviennent d'un mélange d'eau oxygénée de M. Thénard ; l'ozone électrique n'est qu'un degré d'oxydation de l'azote ; l'ozone chimique produite par la combustion lente du phosphore n'est que de l'acide phosphoreux.

M. Marignac (1) a été conduit, par ses expériences, aux résultats que voici. La production de l'ozone est indépendante de la présence de l'azote ; dans la décomposition de l'iodure de potassium par l'ozone chimique, il ne se produit rien autre que de l'iodate de potasse et un peu de carbonate ; l'ozone humide agit sur les métaux comme oxydant.

Enfin, les expériences de M. Williamson (2) semblent établir que les propriétés particulières que possède l'oxygène dégagé par l'électrolyse, sont déterminées par le mélange d'un peroxyde d'hydrogène ou, en général, d'un degré d'oxydation supérieur de l'hydrogène. Ce peroxyde n'est pas identique avec l'eau oxygénée, puisqu'il est volatil et possède de l'odeur, deux propriétés que ne présente pas cette dernière. Lorsque le phosphore éprouve à l'air la combustion lente, il répand, comme on sait, la même odeur que cet ozone ; celui-ci s'y forme, en effet, selon M. Williamson, et cela, parce que la combustion qu'éprouve le phosphore se communique à l'eau, comme dans les phénomènes de pourriture et de combustion lente.

Tout en penchant fort pour l'opinion de M. Williamson, nous pensons que la question ne sera entièrement vidée qu'autant que l'ozone aura pu être recueilli en quantité assez forte pour être soumise à l'analyse.

J. LIEBIG. — Préparation du sulfocyanure d'ammonium.

Si l'on mélange de l'acide hydrocyanique aqueux et concentré avec un peu d'ammoniaque et de sulfhydrate d'ammoniaque, et qu'on chauffe le mélange après y avoir ajouté de la fleur

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, 1845.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIV, p. 127.

de soufre, l'acide hydrocyanique se convertit en peu d'instants en sulfocyanure ammonique. On évapore et l'on dissout le résidu dans l'alcool qui dépose alors, par la concentration, des cristaux de ce sel. M. Liebig (1) recommande comme avantageuses les proportions suivantes : on sature par l'hydrogène sulfuré 2 onces d'ammoniaque caustique de 0,95 densité, on mélange le produit avec 6 onces de la même ammoniaque, on y ajoute 2 onces de fleur de soufre, puis le produit distillé provenant de 6 onces de ferrocyanure de potassium, 3 onces d'acide sulfurique concentré et 18 onces d'eau. On met ce mélange en digestion au bain-marie, jusqu'à ce que le soufre ne change plus d'aspect et que le liquide ait pris une couleur jaune; on porte à l'ébullition pour éloigner tout le sulfhydrate, on filtre et l'on évapore à cristallisation. On obtient ainsi $3\frac{1}{3}$ à $3\frac{1}{2}$ onces de sulfocyanure d'ammonium blanc et sec, qui peut servir comme réactif aux mêmes usages que le sulfocyanuré de potassium. Une demi-once de soufre reste non dissoute.

M. Liebig utilise cette réaction pour reconnaître l'acide hydrocyanique. Quelques gouttes d'acide hydrocyanique, étendu d'assez d'eau pour ne plus être accusé positivement par la formation du bleu de Prusse, donnent, quand on chauffe le liquide sur un verre de montre, avec une goutte de sulfure ammonique, jusqu'à décoloration du mélange, un produit assez chargé de sulfocyanure pour produire avec les persels de fer une coloration rouge intense, et avec les sels de cuivre, en présence de l'acide sulfureux, un précipité blanc de sulfocyanure cuivreux.

LEWY. — Analyse d'une eau thermale du Paramo de Ruiz.

M. Lewy (2) a fait l'analyse d'un échantillon de l'eau du Paramo de Ruiz (Nouvelle-Grenade), envoyée en Europe par M. Illingworth.

(1) *Annal. der Chem und Pharm.*, t. LIV, p. 126.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 449.

Cette eau avait été recueillie par M. Degenhardt. Elle est d'une limpidité parfaite; sa densité à 8° est de 1,0073; elle possède une saveur astringente très-acide; elle rougit très-fortement le papier de tournesol, et, mise en contact avec du zinc métallique, elle occasionne un dégagement sensible de gaz hydrogène.

M. Lewy y a trouvé :

	gr.		gr.
Acide sulfurique. . .	0,518	ou bien, Sulfate d'alumine. . . .	0,166
— chlorhydrique. . .	0,088	— de perox. de fer.	0,102
Alumine.	0,050	— de magnésie.	0,094
Oxyde de fer.	0,037	— de chaux.	0,034
Soude.	0,036	Chlorure de sodium.	0,091
Magnésie.	0,032	Silice.	0,018
Silice.	0,018	Acide sulfurique.	0,255
Chaux.	0,014	— chlorhydrique.	0,033
		Eau.	99,207
			<hr/>
			0,793
Eau.	99,207		100,000
	<hr/>		
	100,000		

On voit, d'après cette analyse, que l'eau de Ruiz contient une quantité très-notable d'acide sulfurique et d'acide chlorhydrique à l'état de liberté. C'est un fait qui n'est pas sans intérêt pour la géologie: jusqu'à présent, en effet, on ne connaissait que l'eau du Rio-Vinagre qui possédât cette propriété. L'eau de Ruiz est encore plus riche en acide que cette dernière.

A l'occasion de cette communication, M. Boussingault exprime l'idée que l'eau de Ruiz pourrait servir à la préparation du sulfate de quinine, les quinquinas se trouvant précisément dans les environs de cette source. M. Lewy a constaté qu'elle réussit parfaitement avec cette eau prise à l'état de nature.

STAEDELER. — sur la formation du chloral par la fécule.

Lorsqu'on soumet à la distillation un mélange de fécule, de peroxyde de manganèse et d'acide hydrochlorique, on obtient constamment de l'acide formique, de l'acide carbonique, du chloral et un corps oléagineux et lourd, en proportions variables, suivant les proportions du mélange. Le sucre de canne et le sucre de raisin donnent les mêmes produits. Voici les proportions qui fournissent, selon M. Staedeler (1), le plus de chloral.

On chauffe doucement une partie de fécule avec sept parties d'acide hydrochlorique du commerce, exempt d'acide sulfureux et étendu de son volume d'eau, jusqu'à ce que la masse, d'abord emplastique, soit devenue fluide; après le refroidissement, on y ajoute trois parties de peroxyde de manganèse et un peu de sel marin, ce dernier pour fixer l'acide sulfurique contenu dans l'acide hydrochlorique. On distille dans une cornue spacieuse, et de manière à pousser très-vite à l'ébullition; quand on a atteint ce point, on enlève aussitôt tout le feu, car le mélange se boursoufle, comme dans la préparation de l'acide formique par la fécule, le manganèse et l'acide sulfurique, en dégageant une grande quantité d'acide carbonique. Quand cette première réaction est passée, on maintient le liquide en ébullition, on recueille le produit distillé, tant qu'il est troublé par une solution assez concentrée de potasse; on ajoute de temps à autre au mélange de petites portions d'acide hydrochlorique, et l'on arrête la distillation quand on ne découvre plus de chloral dans le produit, ni à l'odeur, ni par la potasse.

Au commencement, le produit distillé entraîne des gouttes incolores, plus pesantes que l'eau et de l'odeur du chloroforme; on les sépare du reste de la liqueur, et l'on sature celle-ci à moitié par du sel marin, soit pour élever le point d'ébullition, soit pour retenir l'eau autant que possible. On distille de nouveau, on sépare l'huile jaune et très-âcre qui vient d'abord, et

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 102.

Comptes rendus 1847.

l'on réitère sur celle-ci la distillation, afin de concentrer autant que possible la solution du chloral.

M. Staedeler recommande de ne pas négliger la séparation de ce corps huileux, car sa présence rend fort difficile la purification du chloral. On y parvient, plus aisément que par des distillations fractionnées, en saturant le produit distillé par de la craie avant de le rectifier, la craie décomposant ce corps huileux sans attaquer le chloral.

On sature par du chlorure de calcium fondu la solution du chloral, et l'on distille enfin au bain d'huile à 120°. Il passe alors du chloral hydraté qui se prend dans le récipient en une masse cristalline. Les dernières portions sont souillées d'une matière huileuse brunâtre. On purifie le chloral par l'acide sulfurique.

M. Staedeler passe ensuite à la description d'un corps nouveau qu'il appelle *chloralide*.

Quand on mélange le chloral hydraté avec l'acide sulfurique il s'en dissout une certaine quantité, et la solution, abandonnée dans un lieu chaud, finit par dégager de l'acide hydrochlorique, en même temps qu'elle se recouvre d'un corps blanc et cristallin. La formation de ce produit est plus abondante quand on chauffe le chloral hydraté avec l'acide sulfurique. Pour transformer ainsi le chloral hydraté, M. Staedeler le mélange avec quatre à six fois son volume d'acide sulfurique concentré, distille à 120 ou 130°, hydrate par un peu d'eau le chloral anhydre qui passe sans altération, et réitère sur lui l'action de l'acide sulfurique. Celui-ci ne se colore pas dans cette réaction, mais il passe continuellement du gaz; si l'on recueille le gaz dans l'eau de baryte, il se produit du chlorure et du sulfite, avec une trace seulement de carbonate.

Quand la réaction est terminée, l'acide sulfurique se trouve recouvert d'une couche limpide semblable au chloral anhydre, séparée de l'hydrate, mais ce liquide se solidifie en une masse cristalline. On la fait cristalliser dans un mélange d'éther et d'un tiers d'alcool concentré. Les cristaux retiennent une matière huileuse particulière, dont on les purifie par de nouvelles cristallisations. Entièrement purifiés, ils sont durs et fondent entre 112 et 114°.

Ce corps est insoluble dans l'eau, ainsi que dans l'acide sulfurique, qui ne l'altère pas davantage. Peu soluble à froid dans l'alcool, il se dissout aisément dans l'alcool bouillant ainsi que dans l'éther. Un mélange d'alcool et d'éther le dépose sous la forme de prismes rectangulaires, modifiés sur la face terminale, et appartenant au système du prisme oblique symétrique; les cristaux possèdent l'éclat du verre, et présentent un clivage parallèle aux faces prismatiques.

Il bout à 200°, et a une odeur faible; toutefois, quand on le chauffe, il répand une odeur pénétrante, analogue à celle du chloral. Il brûle avec une flamme lumineuse bordée de vert.

Sa solution alcoolique ne précipite pas le nitrate d'argent; mais l'addition d'une goutte d'ammoniaque au mélange détermine une précipitation de chlorure d'argent, soluble dans l'ammoniaque en excès.

Délayé dans la potasse, le chloralide se dédouble en chloroforme et en formiate de potasse. Si l'on emploie des solutions alcooliques, on n'obtient que du formiate et du chlorure.

M. Staedeler y a trouvé: carbone, 18,74—18,55—19,28; hydrogène, 0,79—0,75—0,88; chlore, 66,46—65,93. Il déduit de ces résultats la formule $C^8H^2Cl^6O^3$ qui exige: carbone, 18,61; hydrogène, 0,62; chlore, 65,90.

Cette formule ne rend compte ni de la formation ni des métamorphoses du chloralide.

M. Staedeler confirme ensuite par de nouvelles analyses l'isomérisie du *chloral insoluble* et du chloral liquide. Il attribue à un mélange de chloralide les différences que présentent, sous ce rapport, les anciennes analyses de M. Liebig et de M. Dumas.

La suite de son mémoire est consacrée à l'examen des substances huileuses qui accompagnent le chloral, quand on le prépare avec la fécule. Comme ses résultats ne présentent, à cet égard, rien de net, nous les passerons sous silence.

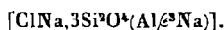
WHITNEY.—Analyse de silicates naturels renfermant de l'acide carbonique, du chlore et de l'acide sulfurique.

M. Whitney, de Boston, a entrepris les analyses suivantes au laboratoire de M. Henri Rose (1).

Sodalite. — L'échantillon soumis à l'analyse provenait de Litchfield (Maine, États-Unis) et se trouvait empâté dans de l'écléolithe; il était en petites masses cristallines d'un beau bleu.

			Calcul.
Silice.	37,30	37,63	37,60
Alumine.	} 32,88	30,93	31,57
Peroxyde de fer.		1,08	
Soude.	23,86	25,48	25,47
Potasse.	0,59	"	
Chlore.	6,97	"	7,21

Ces analyses s'accordent fort bien avec les rapports établis par M. de Kobell [3 (Na²O, SiO) + 3 (Al²O³, Si³O³) + Na²Cl²], ou bien

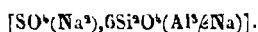


La soladite se dissout aisément dans tous les acides, même dans les acides organiques.

Noséane. — Il provenait du lac Laach, et se dissolvait, comme la sodalite, dans tous les acides.

			Calcul.
Silice.	36,52	36,53	36,70
Alumine.	29,54	29,42	30,58
Peroxyde de fer.	0,44		
Chaux.	1,09	1,62	
Soude.	23,12	22,97	24,75
Chlore.	0,61	0,61	
Perte par la calcination.	1,37	1,37	
Acide sulfurique.	7,66	7,13	7,95

M. Whitney en calcule les rapports [3 (Na²O, SiO) + 3 (Al²O³, Si³O³) + Na²O, SO³], ou bien

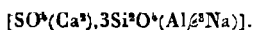


(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXX, p. 431.

Häüyne. — (a) Des monts Albany en petits mamelons, d'un beau bleu verdâtre; (b) de Niedermendig.

	(a)	(b)		Calcul pour (a)
Silice.	32,44	33,90	34,83	32,47
Alumine.	27,75	28,07	28,51	27,09
Peroxyde de fer.	"	"	0,31	"
Chaux.	9,96	7,50	7,23	9,89
Soude.	14,24	19,28	18,57	16,44
Potasse.	2,40	"	"	"
Acide sulfurique.	12,98	12,01	12,13	14,09

Il n'y a que le minéral (a) qui conduise à des rapports simples, savoir $[3 (\text{Na}^2\text{O}, \text{SiO}) + 3 (\text{Al}^3\text{O}^3, \text{Si}^3\text{O}^3) + 2 (\text{Ca}^2\text{O}, \text{SO}^3)]$, ou bien



Hauérite. — Ne se dissout que dans les acides forts, en laissant de la silice gélatineuse.

Silice.	35,69
Alumine.	29,14
Chaux.	5,64
Soude.	12,57
Potasse.	1,20
Acide sulfurique.	4,62
Chlore.	1,25
Perte (eau).	9,83

Ces résultats s'accordent assez bien avec ceux obtenus antérieurement par M. Gmelin.

Cancrinite. — De Litchfield, Maine; clivable dans le sens des faces d'un prisme hexagone régulier (a), en masses cristallines, D 2,448, d'un jaune citroné; — (b) modification verdâtre en agrégats ramifiés, D 2,461.

	(a)			(b)	Calcul.
Silice.	37,42	37,89	37,84	37,20	38,00
Alumine.	27,70	27,39	28,26	27,59	28,18
Oxyde manganique.	0,86	0,64		} 0,27	
Oxyde ferrique.	trace				
Chaux.	3,91	3,88	3,82	5,26	3,86
Soude.	20,98	21,24	20,94	20,46	21,44
Potasse.	0,67			0,50	
Chlore.	trace			trace	acide carb. 6,03
Acide carb. et eau.	8,77	8,77	8,77	9,20	eau 2,46

M. Whitney déduit de ces nombres la formule $[\text{Na}^4\text{O}^2, \text{Si}^3\text{O}^7 + 2 (\text{Al}^4\text{O}^3\text{Si}^2\text{O}^8) + \text{NaO}_2\text{CaO}_2, \text{CO}^2 + \text{H}^2\text{O}]$.

E. KOPP. — sur le baume de Tolu et sur quelques produits dérivés.

Les expériences de M. Émile Kopp (1) confirment la plupart des résultats annoncés par MM. Frémy et Deville. Le baume de Tolu se compose d'une très-petite quantité d'une huile volatile, connue sous le nom de *tolène*, d'acide cinnamique libre, d'une résine α très-soluble dans l'alcool, d'une résine β peu soluble dans l'alcool.

Le tolène est incolore, très-fluide, d'une saveur piquante, légèrement poivrée, d'une odeur rappelant celle de l'élémi. Sa densité à 10° est de 0,858; son point d'ébullition est entre 154 et 160°. Abandonné dans un tube imparfaitement fermé, il se résinifie peu à peu en se colorant très-légèrement. Les nouvelles analyses de M. E. Kopp, peu différentes de celles de M. Deville, s'accordent mieux néanmoins avec la formule



qui fait rentrer le tolène dans les isomères de l'essence de térébenthine (camphènes). Cette formule est également d'accord avec le point d'ébullition de l'hydrogène carboné.

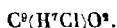
L'acide libre du baume de Tolu n'est que de l'*acide cinnamique*, comme l'avait observé M. Frémy. Ce fait a été prouvé par l'analyse et par la conversion de l'acide en acide nitrocinnamique, très-peu soluble dans l'alcool, tandis que les acides benzoïque et nitrobenzoïque y sont très-solubles. Les résultats obtenus par M. Deville proviennent probablement de ce qu'il a examiné les acides résultant de la distillation du baume ou extraits par des lessives alcalines concentrées. M. E. Kopp a constaté que, dans ces circonstances, les résines du baume de Tolu se transforment de manière à donner naissance à une forte proportion d'acide benzoïque. Les résines, distillées avec précaution en présence de soude caustique, fournissent du *ben-*

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 614.

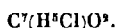
zoène pur et un résidu charbonneux, renfermant une grande quantité de *benzoate sodique*.

Le point d'ébullition du *benzoène nitré* (protonitrobenzoène) est à 230°.

L'acide cinnamique, mélangé avec de la soude caustique, concentrée et froide, et soumis à un courant de chlore, se convertit en acide chlorocinnamique $[C^{18} (H^{12}Cl^2) O^3, H^2O]$, ou bien



Cependant si la température s'élève par une réaction très-vive, il se dégage l'huile chlorée, signalée par M. Stenhouse, et il se forme de l'*acide chlorobenzoïque* $[C^{18} (H^{10}Cl^2) O^3, H^2O]$, ou bien

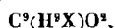


Ces deux acides se ressemblent beaucoup, mais le dernier est plus soluble dans l'eau et dans l'alcool, et ses sels cristallisent plus facilement. Il s'obtient également par l'acide benzoïque, la soude caustique en excès et un courant de chlore.

L'acide cinnamique, traité par l'acide nitrique concentré, se transforme d'abord en acide *nitrocinnamique*, puis en acide benzoïque, finalement en acide nitrobenzoïque.

Les éthers cinnamique et benzoïque se transforment également, bien qu'avec difficulté, en éthers nitrocinnamique et nitrobenzoïque. Presque toujours une grande partie de l'éther est décomposée, et ces acides sont mis en liberté.

L'*éther nitrobenzoïque* est solide, incolore, brillant, d'une odeur aromatique, d'une saveur un peu amère. Il cristallise en belles lames appartenant au système du prisme rhomboïdal droit. Il fond à 47° et bout à 296°. Il s'obtient aisément en soumettant à un courant de gaz hydrochlorique une solution alcoolique d'acide nitrobenzoïque. Sa formule est $[C^{14}H^8 (N^2O^4) O^3, C^4H^{10}O]$, c'est-à-dire



X étant égal à NO².

Dissous dans une solution alcoolique de sulfure ammonique, l'acide nitrocinnamique est réduit à l'aide d'une légère élévation de température. Il y a dépôt de soufre et formation de deux matières distinctes, dont l'une, colorée en jaune garance, est une

résine, et l'autre un alcaloïde. Celui-ci est solide, incolore, cristallisable en mamelons, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, et forme des sels difficilement cristallisables.

Voici ensuite les détails communiqués par M. E. Kopp sur les deux résines du baume de Tolu.

La résine α renferme $C^{36}H^{88}O^8$. Elle est brune, cassante à froid, translucide, brillante; en poudre, elle s'agglomère déjà à 15° et fond parfaitement à 60° . L'acide sulfurique la colore en pourpre. Dissoute dans la potasse caustique et exposée à l'air, elle s'oxyde aisément et se convertit en résine β . Par la distillation sèche, elle fournit du benzoène et de l'acide benzoïque. Elle se dissout aisément dans l'alcool et dans l'éther.

La résine β contient $C^{48}H^{20}O^5$. Elle est jaune brunâtre, terne, sans odeur ni saveur, peu fusible (au-dessus de 100°), peu soluble dans l'alcool et l'éther. Elle est moins altérable que la résine précédente. L'acide sulfurique la colore en rouge violacé. La potasse la dissout en se colorant en brun foncé.

Le mélange des deux résines, traité par l'acide nitrique, donne : pour produits gazeux, de l'acide carbonique, des vapeurs nitreuses et du deutoxyde d'azote; pour produits volatils, de l'essence d'amandes amères, de l'acide hydrocyanique et un peu d'acide benzoïque; pour résidu, une matière floconneuse jaune, qui est de l'acide benzoïque uni intimement à une matière colorante jaune de nature résineuse, qui lui enlève la propriété de cristalliser et l'accompagne dans toutes ses combinaisons, même dans sa combinaison étherée. Elle favorise la formation de sels basiques. Par l'action de la chaleur, surtout par la distillation, la matière résineuse est détruite, et l'on obtient l'acide benzoïque parfaitement pur.

La résine fournit à peu près le tiers de son poids d'acide benzoïque.

Les résines de benjoin et de Tolu, traitées par l'acide nitrique pur, ne fournissent point d'acide oxalique, mais on en obtient si l'acide nitrique renferme de l'acide hydrochlorique.

GERHARDT. — Recherches sur les sels.

Les expériences suivantes forment les premiers linéaments d'un travail plus étendu destiné à la recherche des lois qui régissent

la formation et la composition des sels. Il a surtout pour but de préciser les phénomènes de la double décomposition saline. J'espère par eux arriver à une appréciation rigoureuse de ce qu'il faut entendre par sel neutre, sel acide, sel basique.

La partie la plus négligée dans l'histoire des sels est, sans contredit, celle qui concerne les *sels basiques* ou *sous-sels*. Depuis l'introduction des acides polybasiques, il n'est plus possible d'en donner une définition exacte; car on ne saisit pas trop la différence qu'il peut y avoir entre un sel dit neutre qui renferme deux ou trois équivalents d'oxyde, et un sel appelé basique qui en contient le même nombre. Le plus souvent les réactions n'indiquent, sous ce rapport, aucune différence.

On croit généralement que le nombre des sous-sels, formés par le même acide et la même base, est bien plus considérable que celui des sursels ou sels acides correspondants. Ainsi on admet cinq ou six sous-nitrates de plomb, cinq ou six sous-sulfates de cuivre, trois ou quatre sous-acétates de cuivre, etc., et les rapports les plus irréguliers passent pour se présenter dans la composition de ces corps.

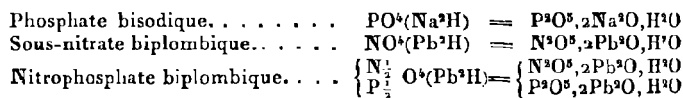
Mes expériences ne donnent pas le même résultat. Toutes les fois que j'ai pu obtenir un sous-sel cristallisé, ou qu'il m'a été possible de dominer les circonstances de manière à éviter la formation d'un mélange, la composition du produit présentait une grande simplicité. J'ai pu ainsi m'assurer qu'il n'existe qu'un seul sous-sel, ou deux tout au plus, pour le même acide et la même base.

Mais voici un fait capital, peu important au premier abord, et dont il faut cependant tenir compte pour ne pas commettre des erreurs: c'est l'influence des masses dans la double décomposition saline. Il n'est pas indifférent, quand il s'agit de précipiter une solution par une autre, de verser le premier liquide dans le second ou le second dans le premier. On répète, par exemple, dans tous les traités que la potasse ajoutée à une solution de sulfate de cuivre en précipite l'hydrate. Voici la vérité: si l'on ajoute goutte à goutte la potasse au sel de cuivre de manière à maintenir ce dernier en excès, on obtient un sous-sulfate vert d'une composition constante; en opérant, au contraire, d'une manière inverse, on produit de l'hydrate bleu parfaitement pur.

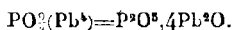
Sans la précaution de *maintenir toujours en excès le liquide dans lequel on verse l'autre*, on n'obtient jamais que des mélanges. L'observation de cette simple règle ne saurait être assez recommandée : très-souvent les produits d'une réaction semblent d'une composition compliquée, quand ils ne présentent en réalité que des mélanges.

Un autre exemple non moins frappant de cette influence des masses est celui que j'ai observé avec le phosphate de soude et le nitrate de plomb. Si l'on verse du nitrate neutre de plomb dans le phosphate de soude ordinaire maintenu en excès, il se produit un précipité floconneux de phosphate triplombique anhydre à 100° [$\text{P}^2\text{O}^5, 3\text{Pb}^2\text{O}$ ou $\text{PO}^4(\text{Pb}^3)$]; si l'on verse, au contraire, le phosphate dans le nitrate en excès, on obtient un précipité cristallin d'un sel nouveau auquel je donne le nom de *nitrophosphate de plomb*. Celui-ci cristallise sans altération dans l'acide nitrique, sous la forme de petites tables hexagones, dérivant d'un prisme oblique symétrique, et semblables aux cristaux du sucre de canne. Ce nitrophosphate ne perd pas de son poids à 100°.

Il constitue un phosphate dans lequel la moitié du phosphore est remplacée par de l'azote ou un sous-nitrate dans lequel la moitié de l'azote est remplacée par du phosphore :



Par la calcination, les cristaux produisent de l'eau, dégagent des vapeurs nitreuses et se convertissent, sans changer de forme, en sous-phosphate quadriplombique.



L'eau froide ne les altère pas, mais l'eau bouillante les convertit en phosphate triplombique et en nitrate de plomb neutre.

Outre l'influence des masses, il y a un autre élément à considérer dans la double décomposition saline : c'est la température.

Si l'on mélange une solution de nitrate de cuivre avec du sulfate de potasse neutre, on n'observe aucun phénomène, dans

les conditions ordinaires de température. Mais qu'on porte le mélange à l'ébullition, et il se précipitera une poudre verte qui, lavée à l'eau bouillante, présentera la composition du *sous-sulfate quadricuivrique*, c'est-à-dire du même sel précipité par la potasse dans le sulfate de cuivre neutre, employé en excès.

Ce fait n'est d'ailleurs pas isolé. Chose plus remarquable encore, le sulfate de potasse et le sulfate de cuivre, neutres tous les deux, se décomposent aussi à la température de l'ébullition, en bisulfate de potasse et en sous-sulfate de cuivre insoluble; le sulfate de potasse peut donc agir sur le sulfate de cuivre, comme le ferait la potasse caustique elle-même.

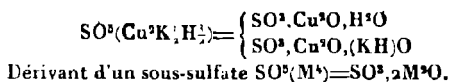
Cette réaction confirme l'opinion que nous professons, M. Laurent et moi, sur la nature des acides et des bases. Les acides et les bases ne sont pas des corps distincts des sels. Pour bien définir les sels, il faut dire que ce sont des systèmes moléculaires qui renferment de l'hydrogène ou du métal, pouvant être échangés par double décomposition, pour un autre métal ou pour de l'hydrogène. La potasse et le sulfate de potasse sont, d'après cela, deux sels de la même espèce, mais différents par le genre.

Potasse. $O(K^2)$, espèce potassique du genre oxyde.

Sulfate de potasse. . . $SO^2(K^2)$, espèce potassique du genre sulfate.

Au reste, si le sous-sulfate de cuivre ne se forme qu'à la température de l'ébullition, le *sous-chromate quadricuivrique* dont la composition est tout à fait la même, jusque dans les proportions d'eau, se produit déjà à la température ordinaire, quand on mélange du chromate de potasse neutre avec du sulfate ou du nitrate de cuivre neutres. Le fait que je signale, fait donc disparaître une anomalie qui semblait exister entre les réactions des chromates et celles des sulfates. L'analogie se poursuit même dans la circonstance suivante : si l'on recueille le précipité vert clair, formé par l'ébullition d'un mélange de sulfate de potasse et de sulfate de cuivre, ou de nitrate de cuivre, et qu'on l'examine au microscope, on remarque qu'il se compose d'une infinité de tables hexagones, d'un vert si pâle qu'elles paraissent incolores isolément. Or, je trouve dans ces cristaux (1)

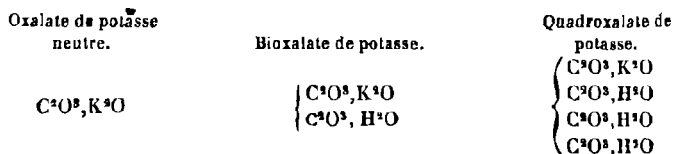
(1) Par la calcination, ce sel perd de l'eau et un peu d'acide. Il prend



Ce n'est qu'en traitant ce sel par l'eau qu'on obtient du bisulfate de potasse et du sous-sulfate de cuivre insoluble. Or le précipité brun formé immédiatement par le chromate de potasse neutre dans les sels de cuivre neutres, est aussi un sous-chromate renfermant à la fois du potassium et du cuivre, et l'eau bouillante en extrait du dichromate de potasse, en laissant du sous-chromate de cuivre insoluble.

L'action des masses et de la température, dans la double décomposition, se complique donc aussi de l'influence d'un troisième élément, je veux dire de l'eau; influence permanente et qu'il n'est pas aussi aisé de dominer que les autres.

Le concours de l'eau se traduit souvent dans la composition des sels. Depuis longtemps, les chimistes ont établi une différence entre l'eau de cristallisation et celle dite de constitution; je vais essayer de démontrer que les sels basiques présentent, sous ce rapport, les mêmes règles que les sels acides. Je me servirai des formules dualistiques pour mieux faire saisir l'analogie :



Je trouve la même eau de constitution dans les sels dits basiques, seulement les rapports d'acide, de base et d'eau sont intervertis. D'après mes expériences, il n'existe que deux sous-nitrates de plomb qui s'obtiennent, l'un et l'autre, à l'état cristallisé. La formation du sous-nitrate biplombique est connue; j'obtiens le sous-nitrate quadriplombique, sous forme de tables rectangulaires très-petites, d'après un procédé que j'ai indiqué

alors une belle couleur verte qui résiste au feu. Cette stabilité pourrait le faire employer, dans la peinture, à la place du vert arsenical de Schéele, dont la préparation et l'usage présentent de si graves inconvénients.

ailleurs (1). Les autres sous-nitrates de plomb admis par M. Berzélius sont des mélanges. Or, voici la composition des deux sous-nitrates à 200° :

Nitrate de plomb neutre.	Sous-nitrate biplombique.	Sous-nitrate quadriplombique.
N^2O^5, Pb^2O	$\left\{ \begin{array}{l} N^2O^5, Pb^2O \\ H^2O, Pb^2O \end{array} \right.$	$\left\{ \begin{array}{l} N^2O^5, Pb^2O \\ H^2O, Pb^2O \\ H^2O, Pb^2O \\ H^2O, Pb^2O \end{array} \right.$

On remarque ici les mêmes relations qu'entre l'oxalate de potasse neutre, le bioxalate et le quadroxalate.

J'ai aussi rectifié par de nouvelles expériences la composition du *sous-nitrate quadricuivrique*, auquel les expériences de M. Graham avaient fait appliquer une autre formule. Ce sous-nitrate renferme $[N^2O^5, 4Cu^2O, 3H^2O]$; on ne peut même pas le déshydrater sans le détruire tout à fait.

J'ai obtenu depuis le *sous-nitrate de zinc*, sous forme d'aiguilles prismatiques renfermant, comme le précédent, $[N^2O^5, 4Zn^2O, 3H^2O]$. Les formules de Schindler et de Grouvelle ne sont pas exactes. Ces chimistes ont analysé des mélanges; ensuite ils n'ont pas remarqué que le précipité produit par l'ammoniaque dans le nitrate de zinc renferme de l'ammoniaque en combinaison $[N^2O^5, 4Zn^2O, H^2O, N^2H^6]$, ce qui n'a pas lieu pour le nitrate de cuivre. Voilà donc trois sous-nitrates, ayant exactement la même composition, et la même eau de constitution.

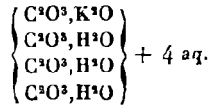
Sous-nitrate de plomb Pb :	$NO^6(Pb^4H^8) = N^2O^5, 4Pb^2O, 3H^2O$
— de Cu :	$NO^6(Cu^4H^8) = N^2O^5, 4Cu^2O, 3H^2O$
— de Zn :	$NO^6(Zn^4H^8) = N^2O^5, 4Zn^2O, 3H^2O$.

Je crois pouvoir affirmer que les *sous-nitrates de cobalt* et de *nickel* présentent une composition semblable; cependant, comme je n'ai pas opéré sur des sels de nickel entièrement exempts de cobalt, et réciproquement, je n'avance cette opinion qu'avec réserve.

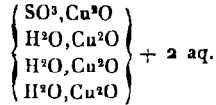
Si l'analogie que je signale entre l'eau de constitution des sels acides et celle des sels basiques, semblait encore douteuse, voi-

(1) *Ann. de Chimie et de Phys.*, t. XVIII, p. 178.

ci une autre preuve. Lorsque les sels acides renferment une quantité d'eau supérieure (eau de cristallisation) à celle qui correspond à la composition précédemment indiquée, on sait que cet excédant se dégage par la dessiccation à une température inférieure à celle qui expulse l'eau de constitution. Ainsi, par exemple, le quadroxalate de potasse cristallisé renferme à 100°,



4aq s'en vont à 128°. Or, le sous-sulfate quadricuivrique renferme à 100° :



Les 2aq s'en vont aussi entre 120° et 130°, tandis que les 3H²O résistent à la température de 200°. Le sous-chromate quadricuivrique a exactement la composition de ce sous-sulfate.

Je pourrais encore citer plusieurs autres sous-sels dont mes analyses confirment les principes que je viens d'émettre.

Leur composition est tout aussi simple que celle des sels acides; de même qu'il y a rarement plus de deux sels acides pour le même acide et la même base, je n'ai pas non plus obtenu plus de deux sous-sels; et s'il existe des sesquisels, des bisels, des trisels, des quadrisels avec de l'eau de constitution, mes expériences démontrent aussi que les mêmes rapports, seulement renversés, se présentent dans les sels basiques, de manière qu'on a des sous-sels sesquimétalliques, bimétalliques, trimétalliques et quadrimétalliques, avec la même eau de constitution que dans les sels acides correspondants.

A mon sens, les sous-sels sont les sels neutres d'un type

(1) Avant de connaître la composition du sous-nitrate de zinc ammoniacal, je le croyais moi-même identique avec l'autre sel, car j'avais constamment trouvé, dans les deux produits, la même quantité d'oxyde de zinc (67,1 pour 100). Ils en contiennent en effet les mêmes proportions centésimales.

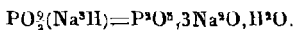
particulier, au même titre que les métaphosphates et les pyrophosphates. Les phosphates qu'on appelle tribasiques, ne sont pas autre chose que des sous-sels, et il existe la même relation entre un phosphate ordinaire et un métaphosphate qu'entre un sous-nitrate et un nitrate. Il y a tout au plus une différence de stabilité. En voici des preuves.

En ajoutant du chromate neutre de potasse à du nitrate neutre de plomb, on obtient un précipité *jaune-serin* de chromate de plomb; si l'on verse au contraire le même chromate neutre dans du sous-nitrate biplombique, il se forme un précipité *rouge orangé* d'un chromate de plomb, dans lequel la quantité de plomb est double de celle qui est contenue dans le précipité jaune (1). N'est-ce pas la même chose que pour les phosphates et les pyrophosphates?

M. Graham admet que les phosphates sont des sels tribasiques, et les pyrophosphates des sels bibasiques; pour être conséquent, ne lui faut-il pas admettre aussi un type nitrate unibasique, et un autre type bibasique? Je ne discuterai pas aujourd'hui la théorie des acides polybasiques; je me bornerai à faire connaître les faits suivants, qui sont en contradiction évidente avec la théorie du savant chimiste anglais.

Le phosphate de soude ordinaire renferme $[P^2O^5, 2Na^2O, 25H^2O]$ à l'état cristallisé, et $[P^2O^5, 2Na^2O, H^2O]$ après la dessiccation à 100°. M. Graham en conclut que ce sel contient 1 éq. d'eau de constitution qui est remplacé dans les autres sels par 1 éq. d'oxyde métallique.

Mais je trouve que le *phosphate trisodique renferme aussi à 100° 1 éq. d'eau*, c'est-à-dire, 5,2 p. c., de manière à contenir :

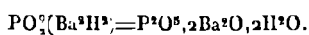


Et cette eau n'est pas même expulsée tout entière à 200°; il faut la chasser par la calcination, comme c'est le cas pour le phosphate de soude ordinaire. Le sel calciné reprend cet équivalent avec la même avidité que le fait ce dernier; humecté légèrement, il s'échauffe si fort qu'on ne peut pas tenir dans la

(1) Il faut employer des liqueurs chaudes, car le sous-nitrate de Pb est très-peu soluble à froid.

main le vase qui le renferme. D'ailleurs, le fait que je cite n'est pas isolé; le *phosphate tribarytique* et le *phosphate tricalcique* retiennent aussi les éléments de l'eau jusqu'à 200°. Bien plus, sauf le phosphate de plomb et celui d'argent, je n'ai pas trouvé de phosphate qui ne retînt de l'eau à une assez haute température.

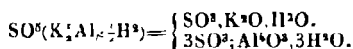
Les pyrophosphates m'ont présenté des faits semblables. Ainsi le *pyrophosphate de baryte* s'est trouvé contenir :



Je sais bien qu'on peut m'objecter que la température à laquelle l'eau de constitution est expulsée, peut être plus basse ou plus élevée suivant les sels; on se basera donc sur les réactions. Mais n'ai-je pas démontré tout à l'heure que la composition des sels précipités peut varier suivant certaines conditions de masse et de température? Il n'est donc pas exact de dire que tel sel étant, par exemple, tribasique, donnera toujours, par double décomposition, des précipités d'une composition analogue, c'est-à-dire tribasique. Le principe basé par M. Graham sur deux ou trois faits, est en contradiction avec cinquante autres. L'eau, au sein de laquelle s'opèrent toutes ces réactions, les modifie sans cesse, et détermine des métamorphoses dans les sels minéraux aussi bien que dans les substances organiques; tantôt les éléments de l'eau se fixent sur les sels, tantôt ils s'en détachent, tantôt ils opèrent eux-mêmes des échanges. Puisqu'on a distingué les phosphates en métaphosphates monobasiques, pyrophosphates bibasiques et phosphates tribasiques, pourquoi ne pas établir les mêmes différences dans les nitrates, les sulfates, les chlorures? Les nitrates de la série magnésienne ne se comportent-ils pas autrement, sous l'influence de la chaleur, que les nitrates de K, Na, Pb, Ba? Les premiers retiennent toujours les éléments de l'eau, et donnent par la chaleur de l'acide nitrique, ainsi qu'un sous-nitrate retenant à son tour les éléments de l'eau, et d'une composition semblable pour toute la série magnésienne, $[\text{NO}^2(\text{M}^2\text{H}^2)]$; tandis que les nitrates de K, Na, Pb, Ba sont anhydres, et produisent, dans les mêmes circonstances, du nitrite et du gaz oxygène.

Voici un autre fait non moins concluant. L'*alun* que les chi-

mistes considèrent comme une combinaison de deux sels neutres, réagit acide. A 120°, il perd les 5/6 de l'eau qu'il renferme, et devient alors



Ce produit se redissout aisément dans l'eau. Mais le dessèche-t-on à 200°, il perd toute l'eau et devient *insoluble*. J'ai produit ce même alun insoluble par voie humide : on n'a qu'à arroser d'acide sulfurique concentré les cristaux d'alun, et chauffer; en moins de quelques minutes, les cristaux se transforment en une poudre cristalline insoluble dans l'eau même bouillante, et s'y déposant rapidement. Toutefois, si l'on abandonne dans l'eau cet alun insoluble, pendant huit ou dix jours, on le voit peu à peu se convertir en petits octaèdres d'alun soluble.

Il me semble, d'après cela, que l'alun renferme, au même titre que les phosphates, de l'eau de constitution, qui, dégagée du sel, en fait un corps tout à fait différent (1).

Je rappellerai aussi que le *chlorure d'aluminium* anhydre est un corps volatil sans décomposition, tandis que l'*hydrochlorate d'alumine* cristallisé se décompose par la chaleur en acide hydrochlorique et en alumine pure.

Les conséquences qui découlent des faits que je viens de signaler, peuvent se résumer de la manière suivante :

Les mots sel neutre, sel basique, sel acide sont des termes arbitraires, désignant des types particuliers de sels qui diffèrent entre eux par les éléments de H²O, ou d'un oxyde métallique M²O.

Ces types se métamorphosent l'un dans l'autre, avec plus ou

(1) Je dirai, à cette occasion, que l'*alun cubique* présente exactement la même composition que l'alun en octaèdres. La formation de l'alun cubique ou alun de Rome rentre dans la classe des phénomènes de cristallisation si bien étudiés par M. Beudant. Je donnerai dans mon mémoire toutes les preuves à cet égard.

M. Jacquelin (*Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 44) affirme que l'alun renferme 22 atomes d'eau au lieu de 24 dans la formule ordinaire. Cette assertion n'est pas exacte, car la nouvelle formule exigerait 43,38 pour cent d'eau et l'on en obtient, par la *détermination directe*, 45,5 pour cent. Or, c'est exactement le même nombre que m'a aussi donné l'alun cubique.

moins de facilité, suivant certaines conditions de masse, de température, etc., qu'il est impossible de préciser dans l'état actuel de la science, et il existe absolument les mêmes relations chimiques entre les métaphosphates, les pyrophosphates et les phosphates ordinaires, qu'entre les nitrates et les nitrates basiques, les sulfates, les bisulfates et les sous-sulfates, les chlorures, les hydrochlorates et les oxichlorures, etc.

On ne peut pas dire d'une manière exclusive, dans le sens des idées reçues, tel sel est monobasique, bibasique ou tribasique. Quand les réactions s'opèrent au sein de l'eau, comme c'est presque toujours le cas, les types salins se modifient ou se conservent suivant le degré de leur stabilité; tantôt ils se maintiennent intacts, tantôt ils fixent les éléments de l'eau ou d'un oxyde métallique, et donnent alors naissance à un type nouveau. Mais aucune règle ne permet de prévoir ces modifications.

Pour faire comprendre mon idée, je mettrai en regard quelques formules (1).

GENRE PHOSPHATE $PO_7/2(M^2) \pm M^2O$.	
A.	Sous-genre <i>surphosphate</i> $PO_7/2(M^2) - 1/2M^2O = PO_3(M) = [P^2O_5, M^2O]$ Tous les soi-disant métaphosphates rentrent dans ce type.
B.	Sous-genre <i>équiphosphate</i> $PO_7/2(M^2) = [P^2O_5, 2M^2O]$ Il comprend quelques pyrophosphates, et notamment le sel de soude sèche à 100° $PO_7/2(Na^2)$.
C.	Sous-genre α <i>sous-phosphate</i> $PO_7/2(M^2) + 1/2M^2O = PO^4(M^3) = [P^2O_5, 3M^2O]$ Phosphate de soude dit neutre, à 100°. $PO^4(Na^3H)$ — d'argent. $PO^4(Ag^3)$ — de plomb. $PO^4(Pb^3)$
D.	Sous-genre β <i>sous-phosphate</i> $PO_9/2(M^2) + M^2O = PO_7/2(M^4) = [P^2O_5, 4M^2O]$ Phosphate de soude dit basique, à 100°. $PO_9/2(Na^3H)$ — de baryte à 100°. $PO_9/2(Ba^3H)$ Pyrophosphate de baryte à 100°. $PO_9/2(Ba^3H^2)$ Phosphate de plomb basique. $PO_9/2(Pb^3)$
GENRE SULFATE $SO_4(M^2) \pm M^2O$	
A.	Sous-genre <i>eursulfate</i> $SO_4(M^2) - 1/2M^2O = SO_7/2(M) = [2SO_3, M^2O]$ Acide sulfurique fumant. $SO_7/2(H)$ Bisulfate de potasse anhydre et cristallisé. $SO_7/2(K)$
B.	Sous-genre <i>équisulfate</i> $SO_4(M^2) = [SO_3, M^2O]$ Acide sulfurique concentré. $SO^4(H^2)$ Sulfate neutre de potasse. $SO^4(K^2)$ Bisulfate de potasse à 100°. $SO^4(KH)$ Alun insoluble. $SO^4(K1/2Al3/2)$ Sulfate de cuivre blanc. $SO^4(Cu^2)$.
C.	Sous-genre β <i>sous-sulfate</i> $SO_4(M^2) + M^2O = SO^6(M^4) = [SO_3, 2M^2O]$ Acide sulfurique cristallisé, densité 1,780. $SO^6(H^4)$

(1) Al y signifie Al_2^3 (Aluminicum).

Alun desséché à 120°	$SO^5(K_1/2Al_3/2H_2)$
Sel obtenu par l'ébullition d'un mélange de sulfate de cuivre et de sulfate de potasse neutre, à 100°	$SO^5(K_1/2H_3/2Cu_2)$
D. Sous-genre <i>α sous-sulfate</i> $SO^5(M^2) + 2M^2O (= SO^6(M^6)) = SO_3, 3M^2O$	
Turbith mineral	$SO^6(H_2^8)$
GENRE CHLORURE	$Cl^2M^2 \pm M^2O$

Il ne peut pas y avoir de *surchlorures*.

A. Sous-genre <i>équichlorure</i>	Cl^2M^2 ou $Cl(M)$
Gaz hydrochlorique	Cl^2M^2
Chlorure de potassium	$Cl^2(K^2)$
Chlorure double de zinc et de potassium	$Cl^2(KZn)$
Chlorure d'aluminium anhydre	$Cl^2(Al^2)$
B. Sous-genre <i>α sous-chlorure</i> $Cl^2(M^2) + M^2O = Cl^2O(M^6) = (Cl^2M^2, M^2O)$	
Hydrochlorate d'alumine	$Cl^2O(Al^2H_2)$
Oxychlorure de plomb	$Cl^2O(Pb^4)$

Je donne le nom d'*équiseles* à ceux qui correspondent aux acides produits par la combinaison de volumes égaux d'hydrogène et de corps non métallique (par exemple, le gaz hydrochlorique), ou par la combinaison directe de volumes égaux d'eau et d'anhydride (1) (par exemple l'acide sulfurique concentré). Les *sous-sels* renferment les éléments d'un équisel, *plus* nOM^2 , les *sursels* contiennent les mêmes éléments *moins* nOM^2 .

Ces définitions me paraissent bien plus précises que les dénominations appliquées aux mêmes composés dans le système dualistique.

Les recherches dont je viens d'exposer les premiers résultats, seront bientôt suivies d'un volume de chimie minérale, dans lequel je discuterai plus au long les principes du *système unitaire* que je cherche à faire prévaloir de concert avec M. Laurent.

A. LAROQUE. — Sur les acétate, butyrate, valérate et formiate de zinc.

D'après les expériences de M. Laroque (2), l'acide butyrique et l'acide valérienique peuvent aisément se distinguer l'un de l'autre à l'aide de l'acétate de cuivre. Quand on verse de l'acide

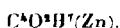
(1) J'ai fait voir ailleurs (*Journ. de Pharm. et de Chimie*, t. XI, p. 379) comment on peut apprécier, par analogie, le volume, à l'état de vapeur, d'un anhydride non volatil, en se basant sur le volume connu du chloroanhydride correspondant.

(2) *Recueil des Travaux de la Société d'émulation pour les sciences pharmaceutiques*, janvier 1847, p. 44.

valérianique dans ce sel, il forme à la surface une couche verte et huileuse, qui reste liquide pendant quelques minutes; le précipité se produit par l'agitation, et prend alors un aspect solide. Dans ce cas, le valérate de cuivre s'hydrate et forme un sel qu'on peut obtenir cristallisé en le dissolvant dans l'eau bouillante et en laissant lentement refroidir la dissolution. L'acide butyrique forme immédiatement, dans la solution de l'acétate de cuivre, un précipité vert bleuâtre qui en trouble la transparence; la couleur du valérate est bien plus foncée.

Le *butyrate de zinc* est d'une préparation facile. Il suffit, en effet, de saturer l'acide butyrique étendu d'eau par du carbonate de zinc récemment préparé, et d'évaporer jusqu'à consistance de sirop, pour le voir cristalliser par le refroidissement.

Le sel cristallisé fond vers 100° et se décompose à une température plus élevée, en dégageant des vapeurs acides, et plus tard du sel anhydre et de la butyrone. Le sel anhydre fond à 140°, et renferme $[C^8H^{14}O^8, Zn^2O]$, ou bien

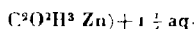


L'eau le dissout sans l'altérer; mais si l'on porte la solution à l'ébullition, il passe de l'acide butyrique, et l'on obtient un sous-butyrate insoluble.

Le *valérate de zinc* est aussi décomposé par l'ébullition de sa solution aqueuse. La chaleur ne donne pas aussi aisément du sel anhydre volatil, comme le butyrate. Le sel distillé a l'aspect de la paraffine et paraît aussi être anhydre.

Le *formiate de zinc* ne donne, par la chaleur, aucun produit volatil renfermant du zinc. Le formiate de zinc ammoniacal donne au bain d'alliage des quantités notables d'acide prussique.

L'*acétate de zinc* est blanc et cristallisé sous forme de lames nacrées, comme onctueuses; il s'effleurit à l'air et renferme $[C^4H^6O^3, Zn^2O + 3 \text{ aq.}]$, c'est-à-dire



Chauffé à 100°, il fond dans son eau et se volatilise avec de petites quantités d'acide acétique; puis il se solidifie de nouveau pour ne plus se liquéfier que vers 190 à 195°. A cette température il se sublime des paillettes nacrées d'*acétate de zinc anhydre*, et il passe de l'acétonc. Plus tard encore il apparaît une huile

rougeâtre, insoluble dans l'eau, du gaz carbonique mêlé de traces d'oxyde de carbone, et il reste dans la cornue de l'oxyde de zinc avec de petites quantités de charbon et de zinc métallique. A une certaine époque il reste aussi dans la cornue un sous-acétate de zinc.

M. Larocque s'est assuré par l'analyse que le sel sublimé est bien l'acétate anhydre, contrairement à l'assertion de M. Voelckel.

REVELL. — Note sur les composés du zinc.

Cette note (1) renferme plusieurs observations sur la purification du zinc, et sur la préparation de l'oxyde et du chlorure de ce métal. La solution du sulfate de zinc est promptement débarrassée du fer quand on la laisse en digestion avec de l'oxyde de zinc qui précipite complètement ce métal.

TH. HURAUT. Sur la production de l'essence de valériane.

M. Hurault (2) cite une expérience d'où il semble résulter que l'essence de valériane ne préexiste pas dans la racine de ce nom, mais provient de l'action de l'eau sur certaines parties. L'éther pur en effet n'en extrait pas d'huile volatile.

Il appelle aussi l'attention sur la falsification de la racine de valériane du commerce par la racine de scabieuse, falsification qui serait assez fréquente.

S. CLOEZ. — sur l'huile essentielle de capucine.

L'essence de capucine (*Tropæolum majus*) est sulfurée, et paraît se produire, comme celle de moutarde, par une espèce de fermentation des principes contenus dans les fleurs de capucine (3). Elle est âcre, plus dense que l'eau, et bout vers 120° à 130°.

(1) *Recueil des Travaux de la Société d'émulation pour les sciences pharmaceutiques*, janvier 1847, p. 41.

(2) *Ibid.*, p. 38.

(3) *Ibid.*, p. 36.

A. LAURENT. — Formules générales des silicates et des borates.

M. Laurent a publié des formules générales applicables aux silicates (1) et aux borates (2).

Il insiste sur la complication des formules actuellement admises, dans le système dualistique, et sur l'incertitude qu'en présente le classement d'après ce système. Pour faire disparaître les nombreuses contradictions qui rendent si difficile l'étude des silicates naturels, il les range dans un petit nombre de types dont voici les formules :

Silicates.	$[\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^1\text{O}^3(\text{R}^4)$
Bisilicates.	$[2\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^2\text{O}^6(\text{R}^4)$
Trisilicates.	$[3\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^3\text{O}^9(\text{R}^4)$
Quadrilsilicates.	$[4\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^4\text{O}^{12}(\text{R}^4)$
Quintilsilicates.	$[5\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^5\text{O}^{15}(\text{R}^4)$
Sexsilicates.	$[6\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^6\text{O}^{18}(\text{R}^4)$
Octosilicates.	$[8\text{SiO} + 2\text{OR}^2] = \text{Si}^8\text{O}^{24}(\text{R}^4)$

M. Laurent admet que les atomes sont divisibles, non en deux ou trois parties, comme quelques chimistes l'ont supposé, mais en un nombre de parties auquel il n'assigne pas de limites. De même, il admet que tous les oxydes ont la même formule que l'eau, par conséquent OM^2 , de sorte que le protoxyde et le peroxyde de fer se représentent par le même nombre d'équivalents [OFe^2 oxyde de ferrosium et $\text{OFe}^{\frac{1}{2}}$ ou $\text{OFe}^{\frac{2}{3}}$ oxyde de ferricum]. Il pense que le ferrosium et le ferricum peuvent être isomorphes et susceptibles de se remplacer, entre certaines limites, en toutes proportions; c'est-à-dire que le protoxyde de fer et son peroxyde, l'alumine, la potasse, la soude, la chaux, l'eau, peuvent jouer le même rôle dans les combinaisons.

Voici quelques faits à l'appui de cette idée. On sait que l'aimant, le spinelle, le fer chromé, la gahnite, le pléonaste et la fraucklinite ont la même forme cristalline. Les chimistes considèrent ces minéraux comme des combinaisons d'un oxyde à 3 atomes d'oxygène (peroxydes de fer, de chrome, ou alumine)

(1) *Comptes rendus de l'Acad.* t. XXIII, p. 1050.

(2) *Ibid.*, t. XXIV, p. 94.

avec un oxyde à 1 at. d'oxygène (protoxydes de fer, de zinc ou magnésie). Ainsi, avec les équivalents de M. Berzélius,

l'aimant serait un ferrate de fer. $Fe^3O^3 + FeO$
 le fer chromé serait un chromite de fer. $Cr^3O^3 + FeO$
 le spinelle serait un aluminat de magnésie. $Al^3O^3 + MgO$
 le pléonaste serait un ferro-aluminat de magnésie. $\left\{ \begin{matrix} Fe^3 \\ Al^3 \end{matrix} \right\} O^3 + MgO$
 la franklinite serait un ferro-aluminat de zinc et $\left\{ \begin{matrix} Fe^3 \\ Al^3 \end{matrix} \right\} O^3 + \left\{ \begin{matrix} Mg \\ Zn \end{matrix} \right\} O$
 de magnésie.
 la gahnite serait un aluminat de zinc. $Al^3O^3 + ZnO$.

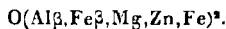
L'analogie de composition, donnée par ces formules, permet de concevoir pourquoi tous ces minéraux ont la même forme (1), et semble devoir éloigner toute espèce de rapprochement entre les protoxydes et les peroxydes. Mais consultons l'expérience, et au lieu du rapport de 3 à 1 entre l'oxygène des peroxydes et celui des protoxydes, nous trouverons les suivants :

Gahnite. $Al^3 \text{ à } Al^6 + Zn,$
 Spinelle. $Al^6, Al^9, Al^{12} + Mg,$
 Pléonaste. $\left\{ \begin{matrix} Al^6, Al^7 \\ Fe, Fe \end{matrix} \right\} + Mg.$

Dans le fer chromé, le protoxyde de fer varie de 18 à 36 pour 100; l'oxyde de chrome, de 36 à 60 p. 100; l'alumine, de 6 à 20 p. 100. Dans l'aimant on a de $Fe^3O^3 + FeO$ à $4Fe^2O^3 + 3FeO$.

Comment est-il possible, se demande M. Laurent, en présence de tels faits, de supposer que, dans tous ces minéraux, le rapport de l'oxygène des deux espèces d'oxydes soit de 3 à 1? Comment, d'un autre côté, peut-on concevoir que non-seulement tous les minéraux, mais même que toutes les spinelles aient la même forme?

Admettons, au contraire, la divisibilité des atomes, et donnons à tous les oxydes la même formule : alors la contradiction qui existe entre la constance de la forme et la variation de ces minéraux, disparaît aussitôt. Ils appartiennent à un type dont la formule générale est



(1) Voyez plus haut mes considérations sur le volume atomique de ces oxydes.

M. Laurent applique ensuite le même raisonnement aux silicates. Les formules qu'il propose comprennent tous les silicates connus, et sont d'une grande simplicité. Je me permettrai cependant l'observation suivante : M. Laurent admet, outre les types précédents, des types de sels *basiques* (les formules précédentes $+nOM^2$); il arrive ainsi que deux ou trois formules deviennent applicables à un seul et même silicate. En effet, on a

- Bisilicates. $Si^2O^6(R^2)$
- Trisilicates basiques. . . . $Si^3O^8(R^2 + O(R^2)) = Si^3O^8(R^6) = 1\frac{1}{2}Si^2O^6(R^2)$
- Quadrisilicates bibasiques. . $Si^4O^{10}(R^2) + 2O(R^2) = Si^4O^{10}(R^8) = 2Si^2O^6(R^2)$
- Sexsilicates quadribasiques. . $Si^6O^{12}(R^2) + 4O(R^2) = Si^6O^{12}(R^{12}) = 3Si^2O^6(R^2)$

Pour écarter l'incertitude que présente l'emploi de ces quatre formules, dont les rapports sont évidemment identiques, il me semble préférable de considérer les sels dits basiques, comme autant de types particuliers, représentant également des sels neutres. Je m'en réfère, à cet égard, aux observations que j'ai publiées plus haut sur les sels.

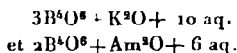
On remarquera d'ailleurs que, pour le fond, je me trouve parfaitement d'accord avec M. Laurent. J'ai déjà souvent eu l'occasion d'appliquer moi-même ses idées sur le ferrosium et le ferricum, et je ne saurais assez en recommander l'usage aux chimistes (1).

Quant aux borates, les formules proposées par M. Laurent sont rédigées dans le même esprit. Voici les types qu'il admet :

- 1^{er} type : $[2B^3O^3 + OR^2] = B^3O^7(R^2)$; avec un sous-type basique $B^3O^7(H^2) + O(R^2)$.
- 2^e — $[\frac{1}{2}(B^3O^3 + OR^2)] = BO^2(R)$
- 3^e — $[\frac{1}{2}(B^3O^3 + 2OR^2)] = BO^2(R^2)$.

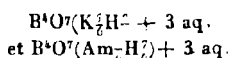
Je ferai les mêmes réserves pour les sels dits basiques.

Les formules admises jusqu'à présent pour le sexborate de potasse et le diborate d'ammoniaque étaient :



(1) Voir *Revue scientifique*, t. XIV, p. 101.

Suivant M. Laurent, cette composition n'est pas exacte, mais doit se représenter par :



Ces deux sels sont d'ailleurs isomorphes.

Le mémoire est terminé par un tableau de tous les borates.

KOBELL. — Sur une mine de cuivre de l'Oural.

On rencontre à Turinsk dans l'Oural, avec de l'ocre jaune et de la malachite, un minéral de cuivre, couleur châtain, et amorphe. Il renferme, selon M. Kobell (1) :

	Oxygène.
Silice	9,66 5,01
Oxyde cuivrique . . .	13,00 2,62
Oxyde ferrique . . .	59,00 18,08
Eau	18,00 16,00
	99,66

Ce minéral est un mélange de fer oligiste et d'un hydrosilicate de cuivre $[\text{Si}^6\text{O}^6, 3\text{Cu}^2\text{O} + 6\text{aq.}]$

Le minéral analysé par M. Faraday, et qui a reçu le nom de *condurrite*, n'est, suivant le même auteur, qu'un mélange de cuivre rouge oxydulé (79,0 p.c.), d'acide arsénieux, d'arsenic métallique et d'un peu de sulfure de cuivre.

C. SIEMENS. — Sur le mercaptan sélénié.

On obtient (2) le mercaptan sélénié (alcool sélénié $\text{C}^2\text{H}^6\text{Se}$) en distillant le sulfoviniate de chaux avec du sélényhydrate de potasse. Il passe ainsi un liquide jaune, très-fétide, qu'on soumet à la rectification, après l'avoir desséché sur du chlorure de calcium. Deux liquides passent alors : le plus volatil constitue le mercaptan sélénié ; celui qui distille à une température plus élevée est l'éther sélénié (séléniure d'éthyle de Loewig).

Le mercaptan sélénié est incolore, très-fluide, d'une odeur extrêmement désagréable. Il est plus pesant que l'eau qui ne le

(1) *Journ. f. prakt. Chem.* t. XXXIX, p. 208.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 360.

dissout pas. Il bout bien au-dessous de 100°. Il est fort inflammable et brûle avec une flamme bleue, en répandant d'abondantes vapeurs de sélénium et d'acide sélénieux.

Il se combine avec l'oxyde mercurique, comme le mercaptan sulfuré, en s'échauffant beaucoup, et en produisant une substance jaune, très-fusible, et soluble dans l'alcool bouillant. Une solution alcoolique de mercaptan sélénié produit un abondant précipité jaune dans le bichlorure de mercure.

GLASSON. — Analyse des cendres de noix.

100 parties de cendres de noix (*Juglans regia*) renferment (1), déduction faite du sable et du charbon :

Potasse.	27,12
Chaux.	19,98
Magnésie.	7,72
Oxyde ferrique.	0,73
Acide phosphorique.	35,61
Sulfate de chaux.	3,88
Chlorure potassique.	0,80
Acide carbonique.	2,93
Silice.	1,13
	100,00

Les noix donnent par l'incinération 0,667 p. 100. de résidu fixe.

O. L. ERDMANN. — Soufre contenu dans la graine des plantes cultivées.

Le professeur Erdmann (2) a fait cette remarque importante que l'incinération des parties végétales donne des produits souvent fort variables, attendu que certaines parties se volatilisent pendant cette opération. Ce cas se présente surtout pour le phosphore, le chlore et le soufre. Ainsi, par exemple, la graine de navet a donné, par une détermination directe au moyen du nitre, 0,69 — 0,63 — 0,63 p. c. de soufre, tandis qu'on n'en a plus trouvé que 0,12 dans les cendres.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 343.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX p. 275.

Voici des déterminations de soufre que M. Erdmann a fait exécuter, dans son laboratoire, sur les graines de différentes plantes cultivées.

	De navet, (<i>Brassica na- pus oleifera.</i>)	De moutarde noire.	De moutarde blanche.	De trèfle, a) (<i>Trifolium pratense</i>)	(b) (<i>Trifol. repens.</i>)
Eau en centièmes, par la dessiccation à 100°.	12,45	10, 3	10, 0	"	"
Moyenne du soufre en centièmes, dans les graines desséchées.	0,70	1,17	1,05	0,122	0,081
	De pois (<i>Pisum sativum.</i>) (a)	De haricots blancs (<i>Phaseolus.</i>) (b)	De lentilles (<i>Ercum lens.</i>)	(De <i>Camelina sativa, Myagrum sat. L.</i>)	
Eau en centièmes par la dessiccation à 100°.	"	8, 57	"	"	9, 66
Moyenne du soufre en centièmes, dans les graines desséchées.	0,098	0,125	0,04	0,11	0,253

LEFORT. — sous-carbonates de zinc.

Les recherches de M. Lefort (1) conduisent aux formules suivantes pour les sous-carbonates de zinc, précipités dans les sels de zinc (a) par le carbonate de potasse ou de soude neutre et (b) par les bicarbonates : (a) $3\text{CO}^2 + 8\text{Zn}^2\text{O} + 6\text{H}^2\text{O}$ (oxyde de zinc trouvé 72,73—73,11; ac. carbon. 14,64—14,30) et (b) $\text{CO}^2 + 3\text{Zn}^2\text{O} + 6\text{H}^2\text{O}$ (ox. de zinc trouvé 61,94—61,93; ac. carb. 11,00—11,18).

La formule du dernier sel me paraît exacte. Quant à celle du premier, j'admettrais plus volontiers les rapports [$2\text{CO}^2 + 5\text{Zn}^2\text{O} + 3\text{H}^2\text{O}$] qui exigent 74,2 d'oxyde de zinc, d'autant plus que les déterminations de MM. Berzélius et Favre ont donné 73,35—74,0—74,3; tandis que la formule de M. Lefort n'en exige que 72,84. La différence pourrait provenir d'une dessiccation incomplète du sel.

Les formules des deux sous-carbonates seraient alors :



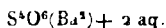
Dérivant tous les deux d'un type. [$\text{CO}^2 + 3\text{OM}^2$]= $\text{CO}^2(\text{M}^2)$.

(1) *Journ. de Chim. et de Pharm.*, t. XI, p. 329.

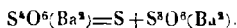
PLESSY. — Nouveaux acides oxygénés du soufre.

M. Plessy (1) a continué ses recherches sur les acides oxygénés du soufre, dont nous avons parlé dans les *Comptes rendus* de 1845 (p. 290).

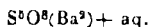
Il a reconnu que l'acide qu'il avait obtenu par la décomposition du protochlorure de soufre, est le même que l'acide hyposulfurique bisulfuré de MM. Fordos et Gélis. Le sel de baryte se représente par $[S^4O^5, Ba^2O, 2H^2O]$, c'est-à-dire



Abandonné à lui-même, en dissolution concentrée, il se décompose, et, parmi les produits de cette métamorphose, qui sont l'acide sulfureux, le soufre et l'acide sulfurique, on trouve le sel de M. Langlois. Or,



L'autre sel, dont M. Plessy avait donné la description dans son dernier mémoire, était $[S^5O^6, Ba^2O + 2H^2O]$. Abandonné dans l'eau, il dépose du soufre, et donne un troisième sel, qui, dissous dans l'eau, et précipité par l'alcool un certain nombre de fois, laisse par la calcination 50,48 pour 100 de sulfate de baryte; s'il a été desséché dans le vide, il laisse un résidu plus fort de 52,43 pour 100. M. Plessy le représente par $[S^5O^7, Ba^2O + \text{aq.}] =$



M. Plessy pense que le sel $[S^4O^8(Ba^2) + 2 \text{ aq.}]$ est complexe, attendu qu'il peut fournir $S^5O^3(Ba^2)$, en abandonnant du soufre.

W.-C. ZEISE. — sur la carotine.

Pour extraire ce composé (2), M. Zeise opère de la manière suivante. On exprime le suc des carottes, on l'étend de 4 à 5 volumes d'eau, et l'on ajoute au mélange de l'acide sulfurique étendu de 10 volumes d'eau. Celui-ci précipite toute la matière

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 198.

(2) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 125.

colorante. On décante et on lave avec de l'eau ; ensuite on fait bouillir, pendant une heure ou une heure et demie, avec une lessive de potasse concentrée. L'alcali saponifie l'huile grasse, sans attaquer la carotine ; on sépare celle-ci à l'aide du filtre et on la lave avec de l'eau. Ainsi obtenue elle renferme encore des matières salines ; on la chauffe avec de l'acide sulfurique dilué, on lave et on traite par l'alcool faible, puis par l'alcool absolu. Celui-ci ne dissout que fort peu de carotine.

La carotine est peu soluble dans l'éther, mais elle se dissout fort bien dans le sulfure de carbone, lequel la dépose sous forme de petits cristaux orangés. On les lave ensuite à l'alcool anhydre.

Les cristaux de carotine sont très-petits, et ont quelque ressemblance avec le cinabre grossièrement pulvérisé. Son odeur est très-faible.

Elle est entièrement insoluble, fond à 186° en un liquide rouge, et se prend par le refroidissement en un corps vitreux. Après avoir été fondue, elle se dissout assez aisément dans l'éther et l'alcool, mais ces dissolutions ne donnent par l'évaporation qu'une masse amorphe. A 287°, elle se carbonne en donnant une petite quantité d'un corps huileux et fort peu de gaz. Elle brûle à l'air, sans donner de résidu.

La carotine est un polymère de l'essence de térébenthine $C^{10}H^{16}$.

Le chlore sec n'agit pas sur elle ; mais l'eau saturée de chlore la décolore et la transforme en un corps chloré parfaitement incolore, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther et le sulfure de carbone.

CLOEZ. — Sur l'acide phosphovinique sulfuré.

L'acide sulfophosphorique, obtenu par M. Wurtz au moyen du chlorosulfure de phosphore, a aussi été préparé par M. Cloez (1).

Ce dernier chimiste a également produit l'acide vinique dérivant de l'acide sulfophosphorique.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 388. *

Traité par l'alcool ordinaire, le chlorosulfure donne un acide dont le sel de baryte renferme $[P^2O^3S^2, C^4H^{10}O, 2Ba^2O + aq.]$,

c'est-à-dire. $C^4H^6PO^3S(Ba^2) + \frac{1}{2} aq.$

le phosphovinate barytique étant. . . $C^4H^6PO^4(Ba^2)$.

Ce sel est cristallisé. Les sels de potasse et de soude s'obtiennent aisément en décomposant le chlorosulfure de phosphore par une dissolution alcoolique de potasse ou de soude. Ils sont solubles dans l'alcool.

J. PIERRE. — Sur l'équivalent du titane.

Selon M. Pierre (1), l'équivalent du titane serait 314,69 au lieu de 303,68, d'après M. Henri Rose. M. Pierre l'a déterminé à l'aide du chlorure de titane, par le procédé employé naguère par M. Pelouze.

TESCHEMACHER. — Sur quelques substances qui accompagnent le guano.

L'auteur (2) a examiné plusieurs produits rapportés des côtes d'Afrique par des bâtiments anglais et provenant des dépôts de guano.

L'un était un sel transparent et cristallin qui donnait par l'argent un précipité jaune, contenait de l'ammoniaque et de l'eau, et perdait 50 p. 100 par la calcination. C'était probablement du phosphate d'ammoniaque.

Un second produit avait exactement la composition du carbonate d'ammoniaque $[CO^2, NH^3, H^2O]$

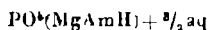
Le troisième, empâté dans le guano de la baie Saldanha, était cristallisé en prismes droits, à base rhombe de $122^\circ 30'$; D 1,65; dureté 1. Au chalumeau, il se réduisait en poudre. Il était tantôt blanc et transparent, tantôt brunâtre. M. Teschemacher y a trouvé :

14,30 ammoniaque.
17,00 magnésie. •
30,40 phosphorique.
38,10 eau.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 389.

(2) *Philos. Magaz. and Journ. of Science*, 3^e série, n^o 190, p. 547. — *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXIX, p. 209.

Ces résultats conduisent aux rapports $[P^2(O)^3, Mg^2O, 2H^2O, N^2H^6]$, ou bien $(Am=NH^4 \text{ ammonium})$.



M. Teschemacher donne à ce minéral le nom de *guanite* (1).

Enfin on a trouvé dans le même guano de petites parcelles en couches concentriques, d'un blanc jaunâtre, et composées d'un mélange de carbonate calcaire, etc., et provenant peut-être d'ossements ou de coquilles.

A. STRECKER. — sur les réactions de l'acide lactique.

M. Pelouze indique, dans son mémoire sur l'acide lactique (2), qu'une dissolution de lactate de cuivre n'est précipitée par la chaux en excès que d'une manière incomplète, de telle sorte que cette réaction peut servir à distinguer l'acide lactique des autres acides. Plusieurs chimistes ont reconnu, à l'aide de cette réaction, l'acide lactique contenu dans certaines sécrétions animales.

M. Strecker cite (3) des expériences qui démontrent que cette réaction peut donner de fausses indications, attendu qu'une foule de substances organiques empêchent la précipitation complète des acides, entre autres la gélatine, la fibrine, l'albumine, etc.

LIEBIG. — Préparation du mellonure potassique.

Voici, selon M. Liebig (4), une méthode infaillible pour obtenir le mellonure de potassium.

On fait fondre, dans une petite cornue tubulée de verre ré-

(1) On se rappelle que le phosphate ammoniaco-magnésien a été trouvé par M. Ulex (*Comptes rendus des trav. de chim.*, 1846, p. 251) dans les fondations de l'église Saint-Nicolas à Hambourg.

Il doit y avoir une erreur dans les nombres indiqués par M. Teschemacher, car ils correspondent à une composition qui n'est pas celle du phosphate ordinaire. Ses chiffres de la magnésie et de l'acide phosphorique s'accordent bien, mais ceux de l'eau et de l'ammoniaque sont différents.

C. G

(2) *Annal. de chim. et de phys.*, 3^e série, t. XII, p. 267.

(3) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. XI, p. 216.

(4) *Ibid.*, p. 129.

fractaire, du sulfocyanure de potassium pur et sec, et l'on y introduit peu à peu, en renforçant le feu, de petites portions de mellon brut (résidu de la calcination du sulfocyanogène). L'introduction de chaque nouvelle portion détermine un abondant dégagement de gaz; il se volatilise du soufre, du sulfure de carbone et des *produits ammoniacaux*, en même temps que le liquide s'épaissit. Il reprend sa fluidité quand on chauffe davantage. Quand on a introduit, en mellon, environ le quart ou le tiers du sulfocyanure employé, et que la masse en fusion se trouve portée au rouge sombre, il faut la maintenir dans cet état tant qu'il se dégage un gaz inflammable, répandant par la combustion l'odeur du gaz sulfureux, et jusqu'à ce que du cyanogène commence à se développer. Alors la première opération est terminée. Si elle a réussi, on voit se former, pendant le refroidissement de la masse fondue, une grande quantité de paillettes qui sont composées de fines aiguilles, groupées en étoiles, et qui prennent déjà naissance bien au-dessus du point de fusion du sulfocyanure de potassium. Dans le cas où ces cristaux n'apparaîtraient pas, cela tiendrait à l'insuffisance de la chaleur ou de la dose du mellon employé.

La masse étant refroidie, on la délaye dans l'eau bouillante, on filtre et on laisse refroidir. La solution se prend alors peu à peu en une bouillie d'aiguilles feutrées, très-blanches, de mellonure potassique hydraté. On les purifie par des lavages à l'alcool et par une nouvelle cristallisation dans l'eau.

Après avoir indiqué cette méthode, M. Liebig ajoute : « D'après toutes les recherches qui ont été faites, le sulfocyanure de potassium fondu au rouge et le mellon brut ne renferment ni de l'eau ni les éléments de l'eau (1); ces éléments ne peuvent donc pas faire partie du mellonure, etc. »

(1) Et les 1.5 p. 100 d'hydrogène contenus dans le mellon. M. Liebig continue de les ignorer! Il pense, sans doute, qu'à force de nier toujours, il finira par avoir raison. Mais il aurait au moins dû avoir la précaution de ne pas citer les vapeurs *ammoniacales* qui se dégagent dans cette préparation! Certainement, le produit de la réaction peut ne plus renfermer d'hydrogène: je le crois volontiers, mais cela ne change rien au fond de la question qui a toujours été celle de savoir si le corps, appelé mellon par M. Liebig, joue ou non le rôle d'un radical. C. G.

B. UNGER. — sur la formation de la soude artificielle.

M. Unger a vérifié, par de nouvelles expériences (1), la théorie de la formation de la soude factice, d'après la méthode de Leblanc.

Voici ses analyses d'une soude brute; elle provenait de la fabrique de Ringkuhl, près de Cassel.

	Moyenne de plusieurs expériences.
Sodium.	18,53
Calcium.	25,88
Magnésium.	0,40
Fer.	1,54
Chlore.	1,55
Soufre.	13,18
Charbon.	1,59
Acide carbonique.	15,30
Eau en combinaison.	2,89
Eau hygroscopique.	2,10
Silice en combinaison.	4,08
Sable.	2,02
Oxygène et perte.	10,94
	100,00

L'auteur répartit ces principes de la manière suivante :

	Sodium.	Calcium.	Soufre.	Acide carbonique.	Oxygène correspondant à la perte.	
Sulfate de soude.	1,99	0,79	0,45	»	0,75	
Chlorure de sodium.	2,54	1,04	»	»	»	
Carbonate de soude.	23,57	10,27	»	9,76	3,53	
Soude caustique.	11,12	6,43	»	»	2,21	
Carbonate de chaux.	12,90	»	25,22	5,63	2,05	
3Ca ² S + Ca ² O.	34,76	»	0,61	12,14	2,01	
Sulfure de fer.	2,45	»	0,91	»	»	
Silicate de magnésie.	4,74	»	»	»	0,26	
Charbon.	1,59	»	»	»	»	
Sable.	2,02	»	»	»	»	
Eau.	2,10	»	»	»	»	
	99,78	18,53	25,83	13,50	15,39	10,81

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. XI, p. 129.
Comptes rendus 1847.

La composition du sous-sulfure calcique diffère de celle qu'avait adoptée M. Dumas ($2Ca^2S + Ca^2O$), en se basant sur les proportions indiquées par Leblanc. M. Unger pense que si cette dernière était exacte, il faudrait trouver, dans la soude, du sulfure calcique libre, ce qui est contraire à l'expérience. Au surplus, le sous-sulfure barytique, analysé par M. Rose, présente une composition analogue à celle qu'admet M. Unger.

Le résidu de la lixiviation de la soude brute avait la composition suivante :

	Analyse.	Calcul d'après les résultats obtenus avec la soude brute.
Sodium.	1,06	»
Calcium.	39,11	39,11
Magnésium.	0,59	0,60
Fer.	2,56	2,32
Soufre.	18,90	19,23
Charbon.	2,60	2,40
Acide carbonique.	8,55	»
Eau en combinaison.	»	»
Eau hygroscopique.	»	»
Silice en combinaison.	5,94	6,16
Sable	3,09	3,05
Oxygène et perte.	»	»
	<hr/>	
	100,00	

M. Unger répartit ces principes de la manière suivante :

		Sodium.	Calcium.	Soufre.	Oxygène correspondant à la perte.
Carbonate de chaux.	19,56	»	7,91	»	3,08
$3Ca^2S + Ca^2O$	32,80	»	19,49	11,40	1,90
Sulfate de chaux.	3,69	»	1,10	0,87	1,72
Hyposulfite de chaux.	4,12	»	1,10	1,74	1,29
Chaux hydratée.	4,02	»	2,20	»	0,86
Bisulfure de calcium.	4,67	»	1,83	2,84	»
Monosulfure de calcium.	3,25	»	1,83	1,42	»
Chaux hydratée.	6,87	»	3,66	»	1,40
Sulfure de sodium.	1,78	1,06	»	8,72	»
Peroxyde de fer.	3,70	»	»	»	1,14
Silicate de magnésie.	6,91	»	»	»	0,38
Charbon.	2,60	»	»	»	»
Sable.	3,09	»	»	»	»
Eau.	3,45	»	»	»	»
	<hr/>				
	100,31	1,06	39,12	18,99	11,77

L'expérience suivante jette quelque lumière sur la formation de la soude factice. Lorsqu'on soumet la soude brute, dans un tube fermé, à l'action de la chaleur d'un bon fourneau à vent, elle devient d'un brun rouge, de gris cendré qu'elle était d'abord. L'eau en extrait alors beaucoup de monosulfure de sodium, et plus tard du carbonate non altéré. Si l'on chauffe ensuite modérément le produit brun rouge, la réaction hépatique disparaît peu à peu, et le produit reprend la couleur et les autres propriétés de la soude brute. Mais dès que la soude s'est saturée d'acide carbonique, il est difficile de lui faire prendre la couleur brune par une nouvelle calcination.

M. Unger déduit de cette expérience, ainsi que des analyses précédentes, des conclusions qu'il résume ainsi : « Les fabricants de soude portent surtout leur attention sur l'exactitude des proportions du mélange et sur la bonne conduite du feu. Ces proportions sont :

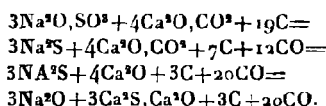
Leblanc.		
Sel de Glauber anhydre. . .	1000	39
Craie.	1000	39
Charbon.	550	22
		100
Théorie.		
3 éq. de sulfate de soude. . . .		40,3
4 — de carbonate de chaux. . .		38,2
19 — de charbon.		21,5
		100,00

« Quand le mélange est dans le fourneau, l'ouvrier pousse le feu aussi vivement que possible : la masse entre alors en fusion, tandis qu'il se dégage des quantités considérables d'oxyde de carbone. Il n'y laisse arriver qu'un léger courant d'air, afin que la combustion se borne à l'oxyde de carbone qui devient ainsi une abondante source de chaleur. Ce gaz provient de la réduction du sulfate de soude par le charbon, lequel convertit ce sel à l'état de sulfure. Le carbonate de chaux lui-même éprouve une décomposition, sous l'influence du charbon : il devient caustique et fournit à la combustion une nouvelle quantité d'oxyde de carbone. On reconnaît le terme de cette première réaction, quand le gaz ne s'échappe plus d'une manière tu-

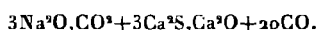
multueuse, et que la masse fondue ne développe que de rares bulles. Elle est alors un mélange de sulfure de sodium, de chaux caustique et de charbon.

» Dès que l'ouvrier a saisi ce moment, il diminue l'intensité du feu, et se met à brasser la masse avec son ringard. Quand la température s'est abaissée jusqu'à un certain point, la chaux caustique et le sulfure de sodium se décomposent en soude caustique et en sous-sulfure de calcium. L'agitation de la masse favorise l'accès de l'air; elle a aussi pour effet d'éviter l'élévation de la température dans certaines parties, et d'empêcher ainsi la recomposition du sulfure de sodium et de la chaux caustique. L'air brûle ensuite le reste du charbon qui suffit pour carbonater la soude. On sait combien Leblanc avait insisté sur la nécessité de remuer la masse jusqu'à la fin de l'opération. »

M. Unger en représente les différentes phases par les formules suivantes :



Le charbon restant absorbe 6 éq. d'oxygène pour former l'acide qui carbonate la soude :



Ces formules sont d'accord avec ce fait, indiqué par Leblanc, que le mélange perd 40 p. 0/0 à l'état de gaz, pour donner la soude brute. Elles font aussi comprendre pourquoi ce produit peut renfermer des quantités variables de soude caustique, si l'addition du charbon n'a pas été suffisante.

L. DUCOM. — Étude chimique du lycopode.

M. Ducom fait connaître la première partie d'un travail qu'il a entrepris sur les propriétés et la composition comparées du lycopode et du pollen des phanérogames. Le mémoire (1) que nous avons sous les yeux, donne la composition du lycopode,

(1) *Recueil des travaux de la Société d'émulation pour les sciences pharmaceutiques*, avril 1847, p. 65.

ainsi que les transformations que cette matière éprouve de la part des différents réactifs.

Le lycopode a donné à l'analyse : 62,27—64,80 carbone, 8,73—8,80 hydrogène, 6,18 azote, 20,22—22,78 oxygène. L'éther en extrait un acide gras : 67,54—68,45 carbone, 9,43—9,99 hydrogène.

C'est donc une matière complexe. La présence de l'azote fait penser à M. Ducom qu'elle renferme un principe analogue aux substances protéiques, albumine, fibrine, caséine. Ce fait est important au point de vue de la physiologie végétale, et témoigne d'une certaine analogie entre le lycopode et la matière fécondante des animaux. La matière grasse dont les globules de lycopode sont imprégnés, semble destinée à les préserver de l'altération par l'humidité.

LAURENT. — Précis de cristallographie et d'analyse au chalumeau.

Un élève de M. Laurent a eu l'heureuse idée de publier le résumé des leçons de son maître sur la cristallographie et l'analyse au chalumeau (Paris, chez Victor Masson; un petit volume in-18 avec 175 figures dans le texte).

ROTH. — Préparation du protoxyde d'étain.

M. Roth (1) indique le procédé suivant pour préparer la modification rouge du protoxyde d'étain. On prépare l'hydrate blanc, et, après l'avoir très-bien lavé, on le met en digestion, à une température de 56°, avec une solution de protoxyde d'étain dans l'acide acétique, contenant un léger excès d'acide et d'une densité de 1,06 environ. Le protoxyde passe alors à l'état de grains durs et lourds, qui donnent une poudre brun verdâtre; ces grains s'enflamment quand on les chauffe, et noircissent aisément au soleil. Ils se comportent avec les réactifs comme le protoxyde ordinaire.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. I.X, p. 214.

HENRY. — Combinaisons de l'étain avec l'iode et le chlore.

Quand on chauffe l'étain avec deux fois son poids d'iode, il se produit, selon M. Henry (1), deux combinaisons, dont l'une, l'iodure, est peu soluble dans l'eau et peut être chauffée au rouge sans se sublimer; l'autre, le periodure, est aisément décomposée par l'eau et se sublime à 180° C.

Ces deux combinaisons peuvent être séparées par la sublimation. Fondu, l'iodure forme une masse rouge foncé, d'une texture cristalline; il donne une poudre d'un rouge vif, semblable au minium. L'analyse a donné 34,76 de zinc pour 100 d'iodure, ce qui correspond à la formule



Un produit obtenu, par voie humide, en faisant bouillir une solution de protochlorure d'étain et d'iodure de potassium, formait des aiguilles jaunes, perdant de l'eau par la chaleur et se fondant en une masse rouge.

Le periodure a été obtenu en cristaux rouges en faisant bouillir avec peu d'eau parties égales d'iode et de protochlorure d'étain. Le periodure préparé par sublimation se présente sous la forme de cristaux orangés et brillants renfermant 79,99 pour 100 d'iode et 19,19 étain, c'est-à-dire,



Lorsqu'on fait bouillir avec de l'iode une solution aqueuse de protochlorure d'étain, il se sépare du proto-iodure quand le liquide est concentré; la partie filtrée fournit par l'évaporation et le refroidissement, des cristaux de chloro-iodure d'étain, soyeux et couleur paille. Ces cristaux ne sont pas volatils et se décomposent au contact de l'eau. Ils renferment : 12,63 chlore, 46,86 iode, 42,16 étain, c'est-à-dire $[Cl^2Sn^2 + I^2Sn^2]$ ou bien



M. Henry a aussi soumis à une nouvelle détermination l'eau contenue dans le protochlorure cristallisé. Il y a trouvé $Cl^2 Sn^2 + 2 aq.$

(1) *Ibid.*, p. 215, et *Philos. Transact.*, 1845, p. 363.

WITTSTEIN. — Préparation de l'antimoine pur.

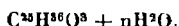
M. Wittstein (1) utilise la poudre d'Algaroth pour obtenir de l'antimoine exempt d'arsenic et de plomb. Il fait dissoudre 2 p. de sulfure d'antimoine dans 8 p. d'acide hydrochlorique du commerce de 1,13, et ajoute, après la complète expulsion de l'hydrogène sulfuré, 1 p. d'acide nitrique jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de vapeurs nitreuses. Après le refroidissement il étend, de 4 p. d'eau, filtre et précipite avec beaucoup d'eau. La poudre d'Algaroth est lavée, mise en digestion avec 1/3 de soude, lavée de nouveau et séchée; mêlée ensuite avec 1/3 de son poids de charbon pulvérisé, elle est calcinée dans un creuset de Hesse, après avoir été recouverte d'une couche de deux pouces de sel marin. Une livre de sulfure d'antimoine a donné, comme maximum, 11 onces de métal pur.

MULDER. — Recherches sur la bile.

L'action de l'acide hydrochlorique et de la putréfaction sur la bile a été l'objet d'une étude particulière de la part de M. Mulder (2). Sous l'influence de l'acide hydrochlorique, la bile, récente ou vieille, donne à chaud, outre la matière grasse, la matière colorante, les sels, un peu de matière extractive et de petites quantités d'autres mélanges accidentels, trois produits essentiels, savoir :

la taurine. $C^2H^7NO^2S$,
l'ammoniaque. NH^3 ,
et la dyslysine. $C^{20}H^{36}O^3$.

Ces trois substances sont probablement les seules qui résultent de l'action de l'acide hydrochlorique. Si l'on ne prolonge pas assez l'action de cet acide pour que la dyslysine puisse se former, on obtient de la taurine, de l'ammoniaque, de l'acide fellique et de l'acide cholinique. Or ces deux acides présentent une composition telle qu'on peut les représenter par



(1) *Repertorium de Buchner*, t. XLIV, p. 45.

(2) *Scheik. Onders.*, 4^e vol., n^o 1, p. 1, et *Journ. fur prakt. Chem.*, t. XXXIX, p. 322.

La bile récemment extraite de la vésicule renferme aussi de la taurine, de l'ammoniaque, de l'acide fellique, et de l'acide cholinique, c'est-à-dire $C^{25}H^{36}O^3 + nH^2O$. Si l'on décompose les autres substances par l'acide hydrochlorique, on obtient encore de la taurine, de l'ammoniaque et de la dyslysine, ou de l'acide fellique et cholinique, suivant la durée de la réaction.

Si l'on abandonne à elle-même de la bile récente, la matière extractive qu'elle renferme disparaît peu à peu, pour être remplacée par la taurine, l'ammoniaque, la dyslysine, les acides fellique, fellanique, cholanique et cholinique, toutes substances qu'on peut ramener à la formule $C^{25}H^{36}O^3$.

Lorsqu'on brûle par l'oxyde de cuivre de la bile récente, dépouillée de matière grasse, on obtient des résultats qui peuvent s'exprimer par les éléments de la taurine, de l'ammoniaque plus $C^{25}H^{36}O^3 + n$ aq. On obtient les mêmes résultats avec la bile vieille et même pourrie. Ces éléments doivent donc représenter la composition de la biline.

On ne peut d'ailleurs pas obtenir la biline à l'état de pureté; elle est toujours mélangée, même dans la bile récente, avec un des acides susmentionnés, unis à l'ammoniaque. M. Mulder pense d'après cela, qu'on ne saurait exprimer la composition de la bile par des nombres constants (1).

La *dyslysine* est une substance résinoïde insoluble ou peu soluble dans l'alcool bouillant, mais très-soluble dans l'éther. Ce n'est d'ailleurs pas un corps homogène. M. Mulder a trouvé dans deux produits de préparation différente :

	<u>a</u>	<u>b</u>
Carbone.	77,12—77,14—77,10	76,68
Hydrogène.	9,56— 9,22— 9,22—	9,56

Traitée à chaud par la potasse, la dyslysine passe de nouveau à l'état d'acide cholinique et d'acide fellique.

Il est difficile d'obtenir à l'état de pureté les *acides fellique et cholinique*; c'est le mélange de ces deux acides qui serait, suivant M. Mulder, l'*acide choloidique* de M. Demarçay.

(1) Comparez les expériences de M. Verdeil sur la *bile cristallisée* *Journ. de Pharm. et de Chim.*, février 1847, p. 153). C. G.

L'acide cholinique résulte de l'acide fellique par une forte dessiccation, et se transforme de nouveau dans ce dernier acide quand on le traite à chaud par une lessive alcoolique de potasse. Il est blanc, pulvérulent, fond comme une résine; il est amer et constitue un acide faible. Le sel de baryte est insoluble dans l'eau et presque insoluble dans l'alcool. Le sel de plomb est également insoluble.

L'acide fellique présente le même aspect; il se dissout très-bien dans l'alcool, et la solution réagit acide. Le sel de baryte est soluble dans l'alcool. Le sel de plomb est insoluble dans l'eau.

Suivent quelques détails sur la bile putréfiée, pour lesquels je renvoie à l'original.

M. Mulder pense que les proportions de soude (6,53—6,68 pour 100) indiquées dans la bile par MM. Theyer et Schlosser comme combinées avec l'acide choléique ou bilique, sont trop fortes, et ne s'élèvent en réalité qu'à 5,45 pour 100, le reste provenant d'un mélange de carbonate de soude; et encore cette quantité n'est pas toute combinée avec l'acide choléique, cet acide n'étant lui-même qu'un produit de décomposition de la biline.

Selon le même chimiste, la bile récente renferme beaucoup de biline, soit libre, soit unie à l'acide fellique et à l'acide cholinique, et donne, par sa décomposition, ces mêmes acides ainsi que la taurine et l'ammoniaque.

Autant que j'ai pu saisir les développements précédents, il y a, ce me semble, deux opinions en présence sur la nature de la bile: l'une, adoptée par M. Berzélius et M. Mulder, considère cette sécrétion comme essentiellement composée d'une substance indifférente, la *biline*, laquelle subirait déjà dans la vésicule une métamorphose partielle, ayant pour conséquence la formation de l'acide choléique ou bilique, ainsi que des autres dérivés, taurine, ammoniaque, acides cholinique, fellique, fellanique, et dylysine; suivant l'autre opinion, la bile récente serait un cholate ou bilate de soude, c'est l'opinion des anciens chimistes, appuyée par les travaux de M. Demarçay, et plus récemment par M. Liebig et ses élèves. Suivant la première théorie, le savon de soude contenu dans la bile serait donc un produit de décomposition, provenant des acides qui résultent de la métamorphose de la

biline; suivant l'école de Giessen, ce même savon constituerait, en presque totalité, la bile récente et non altérée.

Les expériences de M. Platner et de M. Verdeil sur la *bile cristallisée* semblent décider la question en faveur de la dernière théorie.

BUCHNER. — sur la présence de l'arsenic, du cuivre et de l'étain dans les eaux minérales de Bavière.

Suivant les expériences de M. Buchner jeune (1), le dépôt ocreux et jaune brunâtre des sources de Ragoczy et de Pandour, à Kissingen, ne renferme que des traces incertaines de cuivre; mais il contient des proportions d'arsenic assez sensibles pour qu'on en puisse extraire ce métal.

L'ocre brun rougeâtre de la source ferrugineuse de Brückenaunau ne contient que des traces d'arsenic; mais il y a beaucoup de cuivre.

On a aussi découvert de l'étain dans les ocres de Kissingen et de Brückenaunau.

Les expériences sur la présence de l'arsenic et du cuivre dans l'ocre jaune brunâtre des eaux ferrugineuses de Kellberg n'ont pas donné de résultat positif.

R. WAGNER. — solubilité du sel marin dans l'alcool.

M. Wagner (2) a déterminé la solubilité du chlorure de sodium dans l'alcool.

L'alcool de 75 centièmes dissout, à 14° C ,	0,661	p. 100 de sel marin.
— 75 — — — — — à 15°,25,	0,700	—
— 75 — — — — — à 38°,0,	0,736	—
— 75 — — — — — à 71°,5,	1,033	—
— 95,5 — — — — — à 15°,0,	0,174	—
— 95,5 — — — — — à 77°,25,	0,171	—

KARSTEN. — sur la composition de la fonte et du fer.

Les mots fer doux, fonte, acier étant des termes de conven-

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 442.

(2) *Ibid.*, p. 448.

tion qui ne reposent que sur des différences physiques, M. Karsten (1) a cherché si celles-ci ne seraient pas en rapport avec la composition chimique des produits.

Ils renferment, comme on sait, des quantités variables de fer et de charbon; la proportion de ce dernier va de zéro à 5,93, maximum observé par M. Karsten.

Voici les déterminations du carbone contenu dans une fonte blanche de la Saynerhütte, près de Bendorf, sur le Rhin. Cette fonte avait été fabriquée avec du fer spathique et du charbon de bois.

Détermination par la combustion avec l'oxyde de cuivre.	4,2835	p. 100
— par le chlorate de potasse et le chromate de plomb	{ 5,7046 5,6987	
— par le chlorure de cuivre.	{ 5,5523 5,6978	
— par la décomposition du chlorure de fer :		
(a) avec le chlorure sublimé.	5,4232	
(b) avec le chlorure préparé par voie humide.	5,2867	
— par la décomposition du chlorure d'argent.	{ 5,6056 5,7234	

Comme le fer doux renferme toujours plus ou moins de charbon, il est nécessaire, dit M. Karsten, de s'entendre sur la valeur des dénominations de fer doux et d'acier. Si l'on convient de n'appeler acier que le fer capable, après la trempe, de faire feu au silex, le fer ne devient acier qu'après avoir fixé 0,5 pour 100 de charbon. Le fer, entièrement purifié de substances étrangères, peut même fixer 0,65 pour 100 de carbone avant d'acquiescer ce degré de dureté. Plus le fer est pur, moins il renferme de silicium, de soufre et de phosphore, plus il peut fixer de carbone, avant d'augmenter de dureté par la trempe.

Le fer, contenant 0,5 à 0,65 pour 100 de carbone, est un acier très-doux. Il augmente de dureté à mesure que le carbone y augmente. Le nombre 1,4 ou 1,5 paraît être, pour l'acier, la limite de la dureté et de la ténacité; si le carbone y devient encore plus considérable, la dureté augmente encore, mais au détriment de la soudabilité et de la ténacité. La soudabilité

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 229.

n'est plus que très-faible lorsque la proportion du carbone s'élève à 1,75 ; à 1,9, l'acier se laisse à peine souder par la chaleur, et à 2,0 il se désagrège à chaud sous le marteau. Dans ce dernier état, l'acier pourrait donc être appelé de la fonte ; toutefois on peut encore l'écrourir à froid, et il ne présente pas encore la propriété de mettre en liberté une partie du charbon à l'état de graphite, après avoir été fondu et refroidi lentement. Cette propriété ne se manifeste que si la proportion du carbone s'est élevée à 2,25 ou à 2,3 pour 100.

Si l'on veut établir une limite entre l'acier et la fonte, en la basant sur la teneur en carbone, on peut donc admettre le nombre 2,3.

Plus ce nombre s'accroît et s'approche du maximum 5,93, plus aussi la couleur de la fonte devient claire et la dureté plus grande ; la fonte blanche est donc l'analogie de l'acier trempé. La fonte grise, renfermant le même charbon, est l'analogie de l'acier non trempé ; elle est d'autant plus douce, c'est-à-dire qu'elle sépare d'autant plus de graphite, qu'elle aura été refroidie plus lentement.

D'après cela, une fonte grise, qui contient le même charbon qu'une fonte blanche, peut donc être tantôt un mélange de fer doux et de graphite, tantôt un mélange d'acier doux ou de fer dur et de graphite, suivant que la solidification aura été plus rapide ou plus lente, et que le mélange concrété aura retenu en combinaison plus ou moins de carbone. Si la solidification est brusque, il se forme de la fonte à peine grise, parce que tout le carbone reste en combinaison avec le fer et qu'il ne se sépare pas de graphite.

Dans la fabrication de l'acier fondu, c'est l'expérience, le coup d'œil de l'ouvrier qui remplace la balance pour apprécier la quantité de carbone devant entrer dans le produit. Lorsqu'il s'agit de fabriquer un acier fondu de propriétés définies, il faut choisir des matériaux dont on connaisse la teneur en carbone, et qui fondus ensemble en proportions bien exactes, donnent un acier dont le carbone correspond aux propriétés qu'on se propose d'obtenir. M. Karsten a présenté à l'Académie de Berlin des échantillons d'acier fondu ainsi préparé.

L. SVANBERG. — Composition de la fonte et du fer.

M. Svanberg a soumis à l'analyse plusieurs sortes de fonte et de fer doux de l'Amérique septentrionale (1).

	Minerai de Juniata.	Minerai de Long-Mine, Orange-County, New-York.	M. de Salisbury, Connecticut.	M. de la Montagne-de Fer, Missouri.	Haut fourneau à l'antracite de Colombie, Donville.
Carbone.	2,8913	2,3909	3,0529	5,3617	6,4797
Silicium.	0,8293	1,9042	1,3442	1,0948	1,9607
Phosphore.	0,1592	0,0272	0,1224	0,1806	1,4591
Soufre.	0,0052	0,0044	0,0028	0,0170	0,0023
Cuivre.	trace.	—	0,0101	0,0235	—
Fer.	96,1150	95,6733	95,4676	93,3224	90,0985

Une fonte du haut fourneau de la Compagnie Lehigh-Iron a donné :

Carbone.	4,4064
Silicium.	1,0350
Soufre.	0,0600
Calcium.	0,0163
Aluminium.	0,0406
Cuivre.	0,0154
Phosphore.	0,0017
Fer.	94,3948

Fer forgé fait avec les fontes suivantes :

	Juniata.	Long-Mine.	Salisbury.	Missouri.	Fer des clous d'Amérique.
Silice.	0,3765	0,5323	0,0876	0,2870	0,3006
Phosphore.	0,0942	0,0233	0,0235	0,0295	0,0773
Soufre.	0,0042	0,0010	0,0055	0,0024	0,0020
Cuivre.	0,0168	—	—	—	0,5544
Fer (carbone et perte).	99,5083	99,4434	99,8833	99,6811	96,0654

(1) *Anteckningar om Norra Americas Fristaters Jerntillverkning m. m. af E. G. Danielson.* Stockholm. En extrait dans l'Annuaire de M. Berzélius, 26^e année, et dans le *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 232.

SETTERBERG. — Composition des arsénates.

M. Setterberg (1) a publié quelques recherches sur la composition des arsénates.

L'arséniate de soude, comme le phosphate, possède la propriété de retenir à 200° un atome d'eau qui ne s'échappe que par la calcination. Le sel cristallisé renferme 25 atomes d'eau, et s'effleurit jusqu'à ce qu'il n'en renferme plus qu'un seul atome; toutefois les derniers s'en vont difficilement. Le sel qui cristallise au-dessus de + 18° renferme 16 at. d'eau, et ne s'effleurit pas à + 20°. Lorsqu'on fait cristalliser à 0° l'arséniate de soude, on obtient un sel, en cristaux radiés, contenant 27 at. d'eau.

L'arséniate de soude et le sulfate de soude produisent un sel double, qu'on obtient en faisant dissoudre ensemble un équivalent de chacun et abandonnant à cristallisation. Le même sel se produit si l'on chauffe de l'arséniate de soude anhydre dans un courant de gaz sulfureux sec; la moitié de l'acide arsénique passe alors à l'état d'acide arsénieux qui se sublime. Ce résidu, dissous dans l'eau, donne d'abord le sel double, puis du sulfate de soude.

Le sel double est $[SO^3, Na^2O + As^2O^5, 2Na^2O]$. Il n'est pas efflorescent, et fond bien plus facilement que chacun des sels séparément.

L'arséniate de baryte précipité, à froid ou à chaud, de l'arséniate de soude par une solution de chlorure de baryum, en ayant soin de maintenir ce dernier en excès, renferme $[As^2O^5, 2Ba^2O + 3H^2O]$. Il contient 9 pour 100 d'eau.

Si l'on dissout l'arséniate de baryte dans l'acide arsénique, il cristallise, par l'évaporation, un sel renfermant $[As^2O^5, Ba^2O + 2H^2O]$; il contient 8,76 pour 100 d'eau.

Si, pour effectuer cette dissolution, on emploie un grand excès d'acide, et qu'on évapore le liquide au bain de sable presque à siccité, il reste, quand on reprend par l'eau, un sel blanc, pulvérulent, composé de $[2As^2O^5 + Ba^2O + 4H^2O]$, et encore moins soluble dans l'eau que le sel neutre. L'eau décom-

(1) *Ofversigt of Kongl. Vet. Acad. for.*, t. III, p. 25. — *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 247.

pose à peine ce sel, tandis que le sel cristallisé $[\text{As}^2\text{O}^5, \text{Ba}^2\text{O}]$ est décomposé par l'eau froide. Comme ce nouveau sel se produit sous l'influence d'une température plus élevée, M. Setterberg pense qu'il renferme une modification semblable à l'acide métaphosphorique.

On ne peut obtenir, par voie humide, d'autre *arséniate d'argent* que le sel brun $[\text{As}^2\text{O}^5, 3\text{Ag}^2\text{O}]$. Mais si l'on fait fondre 1 at. d'acide arsénique hydraté avec 2 at. de nitrate d'argent, jusqu'à expulsion de tout acide nitrique, on obtient un arséniate neutre, sous la forme d'un résidu jaune, que l'eau décompose immédiatement en séparant le sel brun tribasique. Si l'on dissout ce dernier dans l'acide nitrique, et qu'on évapore à cristallisation jusqu'à ce que l'acide nitrique commence à se dégager, il se sépare, par le refroidissement, des cristaux noirs du même sel tribasique, et l'eau mère sirupeuse donne, par une nouvelle évaporation, un sel double qu'à l'aspect seul on ne saurait distinguer du nitrate d'argent. Mais l'eau pure décompose ce sel double en séparant de l'arséniate d'argent brun.

Si l'on dissout ce dernier dans l'acide arsénique et qu'on évapore la solution, on obtient un sel composé de $[\text{As}^2\text{O}^5 + \text{Ag}^2\text{O} + 2\text{H}^2\text{O}]$. Ce sel aussi se décompose par l'eau, en séparant le sel brun tribasique.

Ce dernier étant délayé dans un peu d'acide sulfurique concentré, et évaporé doucement jusqu'à expulsion de l'excès d'acide, laisse un sel double fondu $[\text{As}^2\text{O}^5, 2\text{Ag}^2\text{O} + \text{SO}^3, \text{Ag}^2\text{O}]$. Celui-ci est décomposé par l'eau et par l'acide sulfurique étendu; il sépare alors l'arséniate brun tribasique.

E.-H. PLATNER.—sur la bile cristallisée.

L'auteur (1) réclame pour lui la priorité de la découverte du procédé à l'aide duquel M. Verdcil, élève de M. Liebig, a récemment obtenu la bile cristallisée. M. Platner, en effet, l'avait déjà fait connaître dans une brochure publiée à Heidelberg en 1845, sous ce titre : *Ueber die Natur und den Nutzen der Galle*. Il propose aujourd'hui d'apporter à ce procédé les modifications suivantes. On dissout à chaud, dans l'alcool absolu, la bile

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 129.

desséchée au bain-marie, et l'on abandonne la solution dans un flacon bouché. Après l'avoir filtrée, on l'échauffe de nouveau, et l'on y ajoute peu à peu de l'éther, en l'agitant continuellement, et jusqu'à ce qu'elle commence à séparer une substance brune et onctueuse; puis on bouche le flacon, et on l'abandonne pendant plusieurs heures. Il se produit ainsi un dépôt peu fluide, surnagé d'un liquide entièrement limpide et peu coloré. On décante celui-ci dans un autre verre très-sec, et on l'expose au froid pendant plusieurs jours. S'il se déposait encore de la substance amorphe, il faudrait décanter de nouveau. Si le froid est assez intense, on obtient des cristaux entièrement purs de bilate de soude, ne contenant aucune trace de sel marin.

Ces cristaux ont donné à l'analyse :

Carbone.	59,1	59,1
Hydrogène.	8,8	8,9
Azote.	1,4	
Soufre.	a déterminer.	
Oxygène.	25,5	
Soude	5,2	5,3

M. Platner fait aussi remarquer que Vogel avait déjà signalé en 1812 la présence du soufre dans la bile.

LEHMANN. — sur la présence des carbonates alcalins dans le sang.

Lorsqu'on place du sang frais et fouetté sous le récipient de la machine pneumatique, et qu'on fait le vide tant qu'il se dégage du gaz, le développement du gaz devient bien plus abondant, si l'on fait arriver dans le sang de l'acide acétique. M. Lehmann (1) a déterminé les quantités de gaz carbonique qui se développent dans ces dernières circonstances.

La moyenne de dix expériences a donné, pour 1000 grammes de sang de bœuf, 0,132 de CO² libre et 0,6759 de CO² en combinaison; ce qui fait en volumes, pour 1000 centimètres cubes de sang, 70 cent. cubes de gaz carbonique qu'il perdrait par des moyens mécaniques, et 360 cent. cubes par l'emploi d'un acide.

D'après une autre série d'expériences de M. Lehmann, le sang

(1) *Journ. f. prakt. Chem*, t. XL, p. 133.

de bœuf fouetté renferme 21,5 pour 100 de parties solides, et les parties solides donnent 3.58 pour 100 de cendres, contenant 86,8 pour 100 de sels solubles. En se basant sur les nombres précédents, on trouve qu'il y aurait dans 100 grammes de résidu solide du sang, 0,7572, ou dans 100 grammes de cendres, 21^{gr},148, ou dans 100 grammes de sels solubles, 24^{gr},364 de carbonate de soude.

Or on a obtenu par l'analyse directe des sels solubles produits par l'incinération du sang :

	I	II	III
Sulfate de soude.	4,100	3,630	4,382
Sous-phosphate de soude.	3,722	3,668	3,708
Carbonate de soude.	15,830	18,052	19,626
Chlorures alcalins.	75,481	73,945	75,030

LEHMANN. — sur la réaction acide du suc gastrique.

M. Lehmann a fait quelques expériences (1) sur le suc gastrique de chiens, pour y chercher l'acide hydrochlorique et l'acide lactique.

Il plaça le suc sous le récipient de la machine pneumatique; et y fit le vide, en recevant les vapeurs sur une capsule recouverte d'une couche de nitrate d'argent solide. Quand le suc fut devenu presque sirupeux, il dégagait brusquement des vapeurs d'acide hydrochlorique, qui furent alors absorbées par le sel d'argent. 100 parties de suc donnèrent ainsi :

Résidu solide.	1,808 p.
Acide hydrochlorique.	0,125 "
Eau.	98,067 "

Cette expérience, que M. Lehmann a répétée avec un égal succès sur d'autres portions du suc gastrique, semble indiquer que ce liquide contient réellement de l'acide hydrochlorique non combiné. On sait, toutefois, que l'acide lactique suffisamment concentré peut décomposer certains chlorures; l'auteur s'est assuré que les chlorures de calcium et de magnésium sont capables d'éprouver une semblable décomposition, tandis que les chlorures de potassium y résistent.

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 13.

Sans tirer d'autres conséquences de ce fait, M. Lehmann s'est particulièrement appliqué à démontrer la présence de l'acide lactique. Il recueillit le suc gastrique de vingt chiens, le concentra dans le vide sur de l'acide sulfurique jusqu'au douzième de son volume, et traita le résidu par trois fois son volume d'alcool de 85 centièmes; la liqueur alcoolique fut ensuite évaporée jusqu'à consistance de sirop fluide, et le résidu fut traité par l'alcool absolu. Ensuite on épuisa l'extrait alcoolique par l'éther; on obtint ainsi un liquide très-âcre et acide, entremêlé de quelques gouttelettes huileuses. On le mélangea avec beaucoup d'eau pour séparer les matières grasses, et on versa le liquide sur un filtre mouillé; une plus forte concentration en sépara de nouvelles gouttes d'huile. Le liquide renfermait encore beaucoup de sel ammoniac, ainsi qu'un acide gras volatil, dont M. Lehmann n'a pas pu déterminer la nature.

Il le satura soit par la chaux, soit par la magnésie, et purifia les sels par la cristallisation dans l'eau et dans l'alcool. 0^{gr},126 du sel magnésien furent déshydratés à + 130° dans le vide, et perdirent 0^{gr},027; on obtint par l'incinération un résidu de 0^{gr},21 magnésic. M. Lehmann déduit de ces résultats la composition du lactate de magnésie.

	Expérience.	Atomes.	Calcul.
Magnésie.	16,666	1	16,085
Acide lactique.	61,906	1	62,936
Eau.	21,428	3	20,976

M. Lehmann examina ensuite le suc gastrique de quelques chiens qui venaient de manger de la chair de cheval, 20 ou 45 minutes avant d'avoir été tués. Le suc, concentré dans le vide, ne développa pas de vapeurs hydrochloriques, comme dans les expériences précédentes; mais on obtint un sel dont les propriétés physiques et cristallographiques s'accordaient avec celles du lactate de magnésie. Deux expériences, l'une faite sur 0^{gr},198, l'autre sur 0^{gr},238, ont donné sensiblement les mêmes nombres que précédemment.

Il est fâcheux que M. Lehmann n'ait pas vérifié ces résultats par l'analyse élémentaire du sel; les quantités qu'il en a employées au dosage de la magnésie, me paraissent trop faibles pour donner un résultat certain.

Au reste, si le sel magnésien est véritablement du lactate, ainsi que l'affirme ce physiologiste, il ne s'ensuit pas que le suc gastrique renferme de l'acide lactique libre. Cet acide peut très-bien être un produit de décomposition, formé pendant les nombreuses opérations auxquelles le suc gastrique a été soumis.

H. STRECKER.—Séparation du cobalt et du manganèse. .

La méthode proposée par M. Barreswill (1) n'est pas praticable, suivant M. Strecker (2), ainsi qu'on peut s'en assurer par l'expérience suivante. Qu'on délaye du carbonate de baryte dans une solution de chlorure ou de sulfate manganeux, et qu'on y fasse passer de l'hydrogène sulfuré, presque tout le manganèse sera précipité. M. Barreswill avait supposé que, dans le cas d'un mélange de cobalt et de manganèse, on ne précipiterait que le cobalt par le carbonate de baryte et l'hydrogène sulfuré.

H. WILL.—Analyse des eaux minérales de Rippoldsau.

Voici la composition de l'eau minérale des trois sources de Rippoldsau, grand-duché de Bade (3).

10,000 parties contiennent :

	Source St-Joseph.	Source St-Wenceslas.	Source St-Leopold.
Sulfate de soude.	12,4776	9,8039	5,0411
— de potasse.	0,5114	0,2265	0,2440
— de magnésie.	2,3801	1,8273	3,6423
— de chaux.	0,8463	0,8335	0,2203
Chlorure de magnésium. . .	0,7957	0,7498	0,4421
Carbonate de chaux.	11,1835	9,5400	13,3300
— de magnésie.	0,2406	0,2500	1,4312
— de fer.	0,4037	0,2650	0,6250
Alumine.	0,0053	0,0840	0,0822
Silice.	0,5180	0,4340	0,6790
Total des principes solides. .	29,4532	25,0140	26,6372
Gaz carbonique libre. . . .	28,8095	25,6037	29,8420
Poids spécifique.	1,00385	1,00359	1,00372

(1) *Comptes rendus des trav. de chim.*, 1846, p. 155.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 219.

(3) *Ibid.*, p. 181.

On n'y a trouvé ni iode, ni brome, ni lithine, ni fluor, ni phosphates.

Aux nombres précédents, il faut encore ajouter les résultats concernant les proportions d'arsenic, d'antimoine, d'étain, etc., que M. Will a déterminées par des expériences particulières (1).

10,000,000 parties d'eau renferment :

	Source St-Joseph.	Source St-Wenceslas.	Source St-Léopold.
Acide arsénieux.	6,00	4,00	9,00
Protoxyde d'étain.	0,25	0,17	0,38
Oxyde d'antimoine.	0,16	0,10	0,24
Oxyde de plomb.	0,25	0,69	1,56
Oxyde de cuivre.	1,00	0,16	0,37

Le mémoire de M. Will renferme en outre quelques déterminations relatives aux dépôts ocreux des eaux de Wiesbaden.

A. BENSCH. — sur la présence de la lactine dans le lait des herbivores.

Les expériences de M. Dumas (2) sur le lait de chienne semblent indiquer que le sucre disparaît dans ce liquide par un régime exclusivement animal, tandis qu'il s'y trouve toujours en quantité assez notable quand les animaux reçoivent une nourriture végétale.

Suivant M. Bensch (3), il n'en serait pas ainsi. Le sucre de lait se modifie souvent, pendant les manipulations, de manière à devenir incristallisable, et c'est cette circonstance qui aurait induit en erreur M. Dumas.

I. Le lait d'une chienne, nourrie pendant huit jours avec la chair d'un vieux cheval, contenait :

Eau.	75,54
Beurre.	10,75
Sucre et sels solubles.	3,47
Caséum et sels insolubles.	10,24
	100,00

La solution alcoolique, contenant le sucre et les sels solubles,

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 192.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXI, p. 707.

(3) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 221.

fut évaporée ; le résidu fut traité par l'alcool absolu , et la partie insoluble fut dissoute dans l'eau et abandonnée à cristallisation ; on n'obtint pas de cristaux de sucre , néanmoins la solution réduisit aisément les sels de cuivre en présence de la potasse.

II. Une autre portion du même lait donna , par un traitement différent , des cristaux de sucre incolores et parfaitement déterminés.

III. Le lait de la même chienne , nourrie de cheval pendant douze jours , donna des tables rhombes de sucre de lait.

IV. Le lait de la même chienne , nourrie de cheval pendant vingt-sept jours , donna aussi des cristaux bien déterminés de sucre de lait. M. Bensch fait remarquer que l'acide sulfurique étendu favorise la cristallisation de ce corps , et ne l'altère pas à froid , même par un contact de plusieurs semaines.

V. Le lait d'une autre chienne , nourrie de cheval pendant cinq jours , contenait :

Eau.	77,52
Beurre.	10,95
Sucre de lait et sels solubles.	3,19
Caséum et sels insolubles.	8,34
	100,00

La solution alcoolique ne donna pas de cristaux de sucre , mais réduisit aisément les sels de cuivre en présence de la potasse.

100 parties de lait de chienne ont donné 1,252 parties de cendres , dont 0,082 parties solubles dans l'eau bouillante. La solution aqueuse de ces dernières avait une réaction alcaline et contenait de la potasse , avec des traces de soude , de chaux et de magnésie , ainsi que de l'acide phosphorique et du chlore.

La partie insoluble dans l'eau était entièrement soluble dans l'acide nitrique , contenait des traces de carbonate et de fer , et se composait en plus grande partie de phosphate calcaire et de phosphate magnésien.

M. Bensch pense que la réaction acide du lait frais provient de ce que les phosphates précédents y sont contenus à l'état de biphosphates , et comme le biphosphate de chaux fait passer la lactine à l'état de glucose , par un contact prolongé à chaud , ce chimiste attribue à cette réaction l'impossibilité de séparer le sucre du lait par le procédé ordinaire. Quand , au contraire ,

le régime est exclusivement végétal, la même réaction n'a pas lieu, puisque le lait présente alors une réaction neutre ou alcaline.

MARIGNAC. — Analyse de minéraux.

M. Marignac (1) a déterminé la forme et la composition chimique de plusieurs minéraux.

Épidote. — L'auteur a examiné un cristal hémitrope provenant du Vésuve, et remarquable par la multiplicité de ses modifications; il a également pris des mesures sur des cristaux du Dauphiné et de la vallée de Lenz en Piémont. Il adopte pour forme primitive un prisme rhomboïdal oblique de 66° 50' dont la base est inclinée sur l'axe de 115° 27'.

L'hémitropie du cristal dont M. Marignac a mesuré les angles a lieu suivant une loi très-simple. Le plan de jonction est le plan diagonal parallèle à la troncature de l'arête antérieure du prisme; l'une des moitiés du cristal semble avoir tourné sur l'autre d'une demi-révolution, en sorte que le cristal présente à son sommet deux bases inclinées l'une sur l'autre de 129° 6'.

Humite ou chondrodite du Vésuve. — Les caractères minéralogiques et les réactions chimiques du minéral du Vésuve, connu sous le nom de *humite*, avaient fait soupçonner depuis longtemps qu'il était identique avec la chondrodite. L'analyse et les déterminations cristallographiques de M. Marignac viennent à l'appui de cette opinion.

Des cristaux bien distincts (D 3,150) lui ont donné sensiblement les mêmes résultats qu'à M. Rammelsberg. N'en ayant pas eu assez pour faire séparément la recherche des alcalis dans le cas où il s'en fût trouvé, ainsi que la recherche du fluor, M. Marignac s'est borné à attaquer le minéral par l'acide hydrochlorique. Voici ses nombres (a) mis en regard de ceux de M. Rammelsberg (b).

	(a)	(b)
Silice	30,88	29,07
Magnésie	56,72	55,96
Oxyde ferreux	2,19	4,20
Perte	10,21	10,77
	100,00	100,00

(1) *Suppl. à la Bibl. univers. de Genève*, 15 mars 1847, p. 148.

Peu de substances présentent une plus grande variété de modifications.

En adoptant pour forme primitive un prisme rhomboïdal très-aigu de 49° 32', toutes les facettes que M. Marignac a observées se rattachent à cinq systèmes de modifications : elles sont placées sur les angles aigus du prisme ; sur les angles obtus ; sur les arêtes de la base du prisme primitif ; sur les arêtes de la base d'un second prisme moins aigu que le primitif dans lequel le petit axe de la base serait deux fois plus grand que dans le primitif ; sur les arêtes de la base d'un troisième prisme dont l'axe serait trois fois plus grand que celui du prisme primitif.

Pinite. — Les cristaux examinés par M. Marignac se rapportent à un prisme hexaèdre régulier ; presque toujours les arêtes verticales sont tronquées de manière à produire un prisme droit à douze faces.

Ils provenaient de trois localités différentes : (a) d'Auvergne, gris clair, D 2,74 (b); de Saxe, gris verdâtre, D 2,75; (c) du mont Brévent, près de Chamouny, vert noirâtre, D 2,84.

	(a)		(b)		(c)		
	Oxyg.		Oxyg.				
Silice par differ.	47,50	24,67	46,10	23,95	44,70	23,22	
Alumine	31,80	14,85	32,48	15,16	31,84	14,78	
Oxyde ferreux.	3,92	0,87	4,27	0,94	6,57	1,46	} 4,13
Magnésie.	1,78	0,59	2,26	0,87	2,86	1,10	
Potasse.	0,05	1,53	0,00	1,52	7,89	1,33	
Soude.	0,92	0,23	0,46	0,12	0,95	0,24	
Eau.	5,03	4,47	5,45	4,85	5,39	4,79	

M. Marignac déduit de ces analyses la formule $3(R^2O, Si^2O^3) + 4(Al^2O^3, Si^2O^3) + 4H^2O$, dont les rapports me semblent assez compliqués. Je les remplacerais volontiers par



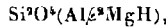
dérivant d'un type $Si^4O^7(M^6) = 4SiO + 3OM^3$.

Gigantolite. — Sauf quelques légères différences, les résultats (a) de M. Marignac s'accordent assez bien avec ceux obtenus antérieurement par le comte Trolle-Wachtmeister (b) :

	(a)		(b)	Oxygène d'après la moyenne.
	Par le carbone sodique.	Par l'acide fluorhydrique.		
Silice.	42,59	—	46,27	22,13
Alumine.	26,78	26,47	25,10	12,43

Oxyde ferreux.	14,21	14,10	14,04	3,15	} 5,52 1
Oxyde manganoux.	1,07	0,83	0,89	0,21	
Magnésie.	2,72	2,54	3,80	1,02	
Potasse.	—	5,44	2,70	0,92	
Soude.	—	0,86	1,20	0,22	
Eau.	5,70	6,08	6,00	5,24	1

Ces rapports conduisent à la formule $[3K^2O, 2Si^2O^3 + 2(Al^2O^3, Si^2O^3) + 3H^2O]$, ou bien



dérivant d'un type $Si^2O^3 (M^4) = 2 SiO + 2OM^2$.

Leuchtenbergite. — Les caractères minéralogiques de ce silicate se confondent avec ceux des chlorites, et sa composition, d'après l'analyse de M. Komonen, n'en diffère que par une proportion d'eau beaucoup moindre. Suivant M. Hermann, la quantité d'eau y est assez considérable, ce qui conduit à considérer ce minéral comme une chlorite altérée.

L'analyse de M. Maignac donne le même résultat; il en est encore ainsi des expériences récentes de M. Hermann. (Voir dans les Comptes rendus du mois de mai.)

J.-W. DRAPER. — Remarques sur les rayons solaires négatifs ou protecteurs.

On sait que la lumière solaire renferme une espèce particulière de rayons qui ont la propriété d'exercer une action négative ou opposée à celle des rayons auxquels sont dus les effets du daguerréotype. M. Draper a publié quelques observations sur les phénomènes produits par ces rayons négatifs (1).

La surface d'une plaque daguerrienne, dit ce physicien, peut présenter trois aspects différents: une teinte noire dans les parties non affectées par la lumière; différentes nuances de blanc constituant les objets de l'image et plus ou moins intenses suivant l'intensité de la lumière; enfin, la couleur des ressorts d'acier, foncée et parfois olivâtre. Ce dernier état est celui qu'on peut appeler *solarisé* ou *surpassé*, et qui est causé par une trop longue exposition au soleil.

C'est cet état solarisé que M. Edmond Becquerel aurait con-

(1) *Philos. Magaz.*, fév. 1847, et *Suppl. à la Bibl. univers. de Genève*, 15 juin 1847.

fondu avec le premier dans son argumentation contre MM. Fizeau et Foucault.

Pour plus de concision, M. Draper distingue ces trois états par les mots *inaffecté*, *blanc* et *solarisé*.

Voici maintenant les faits qu'il communique relativement à ces trois états. Si l'on reçoit le spectre solaire sur une plaque daguerrienne soumise simultanément à l'action d'un jour faible, les rayons rouge, orange, jaune, vert, et une partie du rayon bleu maintiennent à l'état inaffecté les parties sur lesquelles ils tombent, tandis que le reste du bleu, l'indigo et le violet font passer à l'état solarisé les parties qui les reçoivent. Ce fait semble justifier l'assertion que les rayons les moins réfrangibles *protègent* la préparation daguerrienne contre l'action d'un jour diffus.

Lorsque la plaque avait été exposée à la lumière pendant plusieurs secondes, de manière que la vapeur de mercure l'eût ensuite blanchie également dans toute son étendue, et qu'après cela on projetait sur elle le spectre solaire, on voyait les rayons les moins réfrangibles la ramener à l'état inaffecté et détruire ainsi l'action qui avait eu lieu. Les rayons les plus réfrangibles, au contraire, produisaient sur la plaque l'état solarisé. Les premiers semblent donc non-seulement *protéger*, mais même exercer une action négative, déterminer un antagonisme.

M. Draper a aussi remarqué que le temps pendant lequel dure l'action du spectre, n'exerce aucune influence sur l'effet produit. Cet effet a été trouvé le même après trente secondes et après une heure. L'action est terminée quand les rayons les moins réfrangibles ont fait passer à l'état inaffecté les parties qu'ils atteignent, et que, de leur côté, les rayons les plus réfrangibles ont solarisé les leurs.

Si le phénomène était dû à une action inégale, mais de même nature, des différents rayons, l'effet dépendrait évidemment de la durée de l'action; le rayon rouge, aidé de la lumière du jour, devrait faire passer les parties sur lesquelles il tombe, par les différentes nuances du blanc, et finalement les solariser. Or c'est ce qui n'a pas lieu, lors même que l'exposition est fort prolongée, et ces parties restent comme si elles n'avaient reçu aucun rayon.

Outre ces faits qui paraissent avoir été reproduits par

MM. Foucault et Fizeau, M. Draper en signale plusieurs autres d'un intérêt plus spécialement physique, et pour lesquels nous renvoyons à l'original.

GROVE. — Sur certains phénomènes d'incandescence voltaïque et sur la décomposition de l'eau par la chaleur.

M. Grove a proposé, il y a quelques années (1), pour les expériences eudiométriques, l'emploi d'un fil de platine chauffé par une batterie voltaïque. L'appareil consiste en un tube de verre de Bohême qui est traversé à son extrémité supérieure par un fil de platine recourbé en forme de boule; la dimension du tube peut être proportionnée à la quantité du gaz qu'on veut analyser. Deux auges d'une batterie à acide nitrique suffisent pour rendre le fil incandescent, et la même batterie fournit, par l'électrolyse, l'oxygène et l'hydrogène nécessaires aux expériences.

Cet eudiomètre présente l'avantage de permettre à l'opérateur, soit de faire détoner, soit de combier lentement les gaz en employant la batterie à divers degrés de force, en interposant des fils résistants, etc. Il a suggéré à l'auteur plusieurs expériences (2) dont nous allons faire connaître la substance.

Une première partie comprend les effets physiques des différents gaz sur l'incandescence du fil. M. Draper rappelle ici la propriété qu'il a déjà fait connaître de l'hydrogène qui diminue l'intensité de l'incandescence d'un fil de platine; celui-ci s'éteint en apparence lorsqu'on le place sous une cloche remplie d'hydrogène; cet effet n'est pas aussi frappant avec d'autres gaz. M. Draper a apprécié les différences en plaçant un voltaimètre dans le circuit. Comme le pouvoir conducteur d'un fil diminue en proportion du degré auquel il est chauffé, il s'ensuit que la quantité de gaz contenue dans le voltaimètre est en raison inverse du degré d'incandescence du fil.

(1) *Philos. Magaz.*, août 1841.

(2) *Philos. Transact.* de 1846, traduit dans le *Suppl. de la Bibl. univ. de Genève*, 15 juin 1847.

Suivent des détails que nous supprimons pour passer aux effets du fil incandescent sur différents gaz.

Le bioxyde d'azote, sur l'eau, se contracte différemment selon la chaleur du fil ; dans l'expérience qui réussit le mieux, il fut réduit au tiers de son volume primitif ; le résidu du gaz était de l'azote. On trouva de l'acide nitrique en solution dans l'eau.

Les effets furent à peu près semblables sur le mercure ; ce métal fut attaqué, et l'on vit apparaître des vapeurs rutilantes.

Le protoxyde d'azote fut décomposé en azote et en oxygène.

L'acide carbonique ne subit aucune altération sensible.

L'ammoniaque augmenta au point de doubler de volume, et renfermait alors 3 vol. d'hydrogène pour 1 d'azote.

Le gaz oléfiant se contracta légèrement et déposa du carbone ; le résidu était de l'hydrogène et du gaz oléfiant ; le premier des deux gaz était d'autant plus abondant que la température était plus élevée. Mais M. Draper ne put réussir à décomposer entièrement le gaz oléfiant.

L'azote n'éprouva aucun changement.

L'oxygène se contracta légèrement, d'environ 1/50 de son volume. M. Draper attribue cette contraction à la présence d'une légère quantité d'hydrogène.

Le chlore, sur l'eau, émet des vapeurs blanches, très-denses ; une poudre insoluble d'un gris jaunâtre, paraissant de la même nature que cette vapeur, s'accumule sur les parois du tube, près du fil de platine ; le dépôt était insoluble à froid dans les acides nitrique, sulfurique et hydrochlorique, mais il se dissolvait dans l'acide hydrochlorique bouillant. M. Grove se propose d'examiner ce dépôt dans une note particulière.

Le cyanogène fournit, bien qu'en proportion minime, un dépôt du même genre ; mais lorsqu'il a été soumis à une température très-élevée, il commence à agir rapidement sur le mercure.

L'hydrogène se contracta considérablement, et, dans certains cas, jusqu'au dixième de son volume. Après plusieurs expériences infructueuses, M. Grove a enfin cru devoir attribuer cette contraction à une petite quantité d'oxygène qu'il a retrouvée dans l'hydrogène. A l'appui de son opinion, il cite plusieurs faits qui démontrent la rapidité avec laquelle l'hydrogène s'empare

de l'oxygène. Cette circonstance fait craindre à l'auteur que le nombre qui exprime la densité du gaz hydrogène, d'après les expériences de MM. Berzélius, Dulong et Dumas, ne soit entaché d'une légère erreur.

L'hydrogène et l'acide carbonique, mélangés en volumes égaux, sont aisément influencés par le fil incandescent; ils se contractent de 0,48 de leur volume primitif; le résidu est de l'oxyde de carbone.

L'oxyde de carbone augmenta, dans une des expériences, jusqu'au tiers, et dans la plupart des autres, jusqu'au cinquième de son volume primitif; cette augmentation provenait d'une formation d'acide carbonique et de gaz hydrogène, à volume égal.

Préoccupé de cette singulière inversion des affinités, dans des circonstances à peu près semblables, M. Grove a cherché à déterminer la décomposition de l'eau par l'effet du platine incandescent. Il a parfaitement réussi avec le platine rougi, soit par un courant électrique, soit à l'aide du chalumeau à gaz; d'ailleurs un grand nombre d'autres expériences qu'il a faites sur les décharges discontinues voltaïques et électriques, l'ont conduit à admettre que les décompositions effectuées par ces décharges sont dues à la chaleur seule.

Nous supprimerons les détails relatifs à ces expériences, et ne citerons que le procédé recommandé par M. Grove, comme le plus simple pour décomposer l'eau par la chaleur (1).

On fond au chalumeau à gaz oxy-hydrogène un fort fil de platine, jusqu'à ce qu'il se soit formé à son extrémité une boule de la grosseur d'un petit pois ou d'un grain de poivre; puis on fait bouillir de l'eau distillée, qu'on laisse refroidir dans le vide de la machine pneumatique, pour la purger d'air autant que possible. On élève cette eau à une température de 93° c., et on en remplit un tube fermé par un bout, qu'on renverse ensuite dans une capsule de porcelaine pleine de la même eau. Une lampe à alcool placée sous la capsule sert à maintenir l'eau à la température indiquée. Cela fait, on plonge la petite boule de

(1) Lettre de M. Grove à M. Louyet (de Bruxelles), *Annal. de Chim. et de Phys.*, t. XIX, p. 253.

platine dans le dard d'un chalumeau à gaz oxy-hydrogène; on la chauffe jusqu'à ce qu'elle soit prête à se fondre, puis on la porte rapidement sous le tube. Un gaz permanent se dégage et s'élève dans le tube : ce gaz est un mélange d'oxygène et d'hydrogène, avec un peu d'air ou d'azote contenus dans l'eau.

Le même effet se produit si l'on fait passer la vapeur d'eau à travers un tube de platine bien incandescent. On arrive encore au même résultat, si la boule de platine, dans l'expérience précédente, est rougie à blanc par un courant électrique. L'alliage naturel d'osmium d'iridium qu'on rencontre dans les mines de platine, agit presque aussi bien que le platine lui-même. M. Grove pense d'ailleurs que toute substance inaltérable par l'eau doit produire le même effet.

TH. SCHLOESING, BARRAL. — Recherches sur la nicotine.

Le tabac est beaucoup plus riche en nicotine qu'on ne le croit généralement. M. Schloesing (1) a décrit un procédé à l'aide duquel il a pu obtenir plus de 200 grammes de cet alcaloïde, en opérant sur quelques kilogrammes de tabac du Lot très-inférieur. Voici en quoi il consiste : on épuise le tabac par l'eau bouillante, on concentre l'extrait jusqu'à ce qu'il se prenne en masse, et on l'agite avec le double de son volume d'alcool de 36°. Il se forme deux couches : la couche inférieure, noire et presque solide, renfermant du malate de chaux, la couche supérieure contenant toute la nicotine. On décante cette dernière, on en chasse par la distillation la plus grande partie de l'alcool, et l'on traite de nouveau par l'alcool pour précipiter certaines matières. Le nouvel extrait est traité par une dissolution concentrée de potasse; on laisse refroidir et on agite avec de l'éther qui s'empare de toute la nicotine. On ajoute à la solution éthérée de l'acide oxalique en poudre; il se précipite ainsi de l'oxalate de nicotine sous la forme d'une masse sirupeuse. Celle-ci lavée à l'éther, traitée par la potasse, reprise par l'eau et distillée au bain-marie, donne la nicotine qu'on obtient pure et incolore par la rectification dans un courant d'hydrogène.

(1) *Ann. de Chim. et de Phys.*, t. XIX, p. 230.

Les analyses de M. Schloesing coïncident avec celles de M. Melsens, et démontrent l'exactitude de la formule

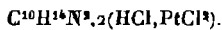


M. Barral (1) lui-même avait obtenu antérieurement des résultats semblables; seulement il s'était basé sur l'ancien poids atomique du carbone, ce qui l'avait conduit à une formule inexacte.

Il résulte d'ailleurs des déterminations de M. Schloesing que l'équivalent de la nicotine est double de celui qui avait été adopté; car, en calculant avec l'ancien équivalent les quantités d'acide sulfurique saturées par cet alcaloïde, on arriverait à la composition d'un sel surbasique, ce qui est sans exemple pour l'ammoniaque et pour les autres alcaloïdes.

M. Barral arrive à la même conclusion par la densité de vapeur de la nicotine. Ce chimiste a trouvé, dans deux expériences, les nombres 5,630 et 5,607 qui correspondent à 2 volumes pour la formule précédente.

Le chloroplatinate de nicotine (2) est, d'après cela, $[C^{20}H^{28}N^4, 2(H^2Cl^2, Pt^2Cl^4)]$ ou



Quant à la préexistence de la nicotine dans le tabac, M. Schloesing est amené à conclure de ses expériences que cet alcaloïde s'y trouve tout formé, sous la forme d'un sel peu soluble dans l'éther. En effet, dans la préparation de la nicotine, la potasse peut être remplacée indifféremment par la soude, la chaux, la baryte, la magnésie; avec de l'alcool, on peut dépouiller le tabac de toute son âcreté. La dissolution précipite par le sublimé corrosif, et le précipité, jeté sur un filtre et lavé, présente les caractères du sel double de mercure et de nicotine.

La nicotine absorbe l'humidité de l'air assez rapidement; dans un jour, elle peut se charger du douzième de son poids.

La dernière partie du mémoire de M. Schloesing est consacrée

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 818.

(2) Il en est probablement de même pour la quinoléine, dont l'équivalent serait alors $C^{18}H^{14}N^3$, ce qui rapprocherait beaucoup ce corps de la quinine $C^{20}H^{22}N^2O^2$ (form. de M. Laurent), d'où elle dérive par l'action de la potasse

C. G.

au dosage de la nicotine. Le moyen qu'il propose consiste à isoler la nicotine au moyen de l'ammoniaque et à la dissoudre dans l'éther; par l'ébullition de celui-ci, on se débarrasse de l'excès d'ammoniaque, en sorte que l'alcalinité du résidu n'est due qu'à de la nicotine; il devient alors aisé de la doser à l'aide d'une liqueur titrée d'acide sulfurique.

L'auteur a appliqué cette méthode à l'analyse de différentes qualités de tabacs de France et d'Amérique.

F. HARRIS. — Composition du nitrate d'ammoniaque.

M. Townsend Harris (1) a trouvé que le nitrate d'ammoniaque, cristallisé à froid ou déposé dans une solution à 100°, est toujours anhydre, c'est-à-dire $[N^2O^5, N^2H^8O]$. 100 parties d'eau dissolvent 185 p. de nitrate d'ammoniaque à 10°.

OTTO. — Réaction caractéristique de la strychnine.

M. Otto (2) emploie le bichromate de potasse à la place du peroxyde de plomb puce, proposé par M. Marchand. Ce sel, ajouté à une solution de strychnine dans l'acide sulfurique, produit immédiatement une belle coloration violette, bien plus éclatante qu'avec le peroxyde.

F. DOMONTE et MÉNARD. — Produits analogues à la xyloïdine et à la pyroxyline.

Lorsque, suivant les expériences de MM. Flores Domonte et Ménard (3), on laisse du coton fulminant en contact avec de l'éther alcoolisé, il s'en dissout une certaine portion tandis qu'une autre partie reste insoluble.

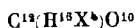
La partie insoluble renferme : carbone, 28,5; hydrog., 3,5;

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 816.

(2) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XXXVIII, p. 511.

(3) *Recueil des trav. de la Société d'émulat. pour les sciences pharm.*, avril 1847, p. 104.

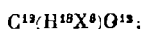
azote, 11,6, nombres qui correspondent aux rapports $[C^{14}H^{18}O^8 + 2N^2O^5]$, ou si l'on veut



$X^4 = NO^2$. C'est du *ligneux quadrinitrique*.

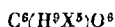
Ce corps est blanc, brûle facilement, et se dissout aisément dans l'acide nitrique fumant; il est identique avec la xyloïdine de M. Braconnot.

La partie soluble, précipitée par l'eau, a donné des nombres correspondant à la formule $[C^{12}H^{18}O^8 + 3 N^2O^5]$, c'est-à-dire



elle représente le *glucose sexnitrique*.

Les mêmes chimistes ont aussi obtenu la *mannite quintinitrique* $(C^{12}H^{18}O^7 + 5 N^2O^5)$, ou



Pour obtenir ce corps on traite la mannite desséchée par l'acide nitrique fumant; l'action est si vive qu'il faut avoir soin de refroidir le vase, et de le choisir à large ouverture pour ne pas gêner le dégagement des vapeurs rutilantes. La mannite disparaît et la réaction est terminée. On précipite alors au moyen de l'acide sulfurique, et on lave à l'eau distillée. On reprend ensuite par l'eau alcoolisée qui dissout la mannite quintinitrique, et la dépose, par le refroidissement, en aiguilles soyeuses.

La mannite quintinitrique est insoluble dans l'eau, mais elle fond dans l'eau bouillante comme de la cire, et se rend au fond du vase. L'action de la chaleur est à peu près la même que sur les autres composés nitriques.

Analyse : carbone, 17,3—17,1; hydrog., 1,8—1,9; azote, 17,5—17,0.

E. KOPP. — Emploi du papier fulminant pour la construction des ballons aérostatiques remplis d'hydrogène.

Le papier est la matière première la moins coûteuse et, à part la baudruche, la plus légère qui puisse être employée pour les aérostats. Mais il est si poreux, si perméable aux gaz, qu'il n'a pu servir jusqu'ici qu'à la construction des montgolfières, c'est-à-dire de ces immenses ballons qui doivent leur force ascensionnelle à la différence de densité qui existe entre l'air échauffé et l'air froid.

Comme cette différence n'est jamais très-considérable, on est dans la nécessité de construire les montgolfières sur une dimension énorme, afin de gagner par le volume ce qui manque à la légèreté de l'air.

La diffusion des gaz à travers le papier non préparé est tellement rapide qu'il est presque impossible de remplir de gaz hydrogène un ballon construit avec cette matière, et de le faire monter; ou bien, si l'on est parvenu à ce résultat, il ne tarde pas à redescendre. Suivant M. Émile Kopp (1), le papier à lettres le plus mince possible, pourvu qu'il ne présente ni trous ni fissures, plongé dans l'acide nitrique monohydraté et mélangé avec de l'acide sulfurique, devient tellement dense et compacte qu'on peut parfaitement y introduire de l'hydrogène et l'y conserver pur pendant assez longtemps.

A la vérité le poids du papier augmente, par cette opération, dans le rapport de 1 à 1 1/2, toutefois il est encore assez léger pour servir avec avantage. Si l'on s'arrange de manière que le ballon prenne feu à une certaine hauteur, il produit un phénomène d'ignition très-brillant et sans danger; la combustion est instantanée et complète, et ne donne pas de flammèches qui, tombant sur des objets combustibles, puissent y mettre le feu.

(1) *Revue scient.*, t. XXIX, p. 191.

PÉLIGOT. — Sur la composition des sels d'antimoine.

Les recherches de M. Péligot (1) sur la composition des sels d'antimoine démontrent, de concert avec les résultats antérieurs du même chimiste sur les sels d'urane, que la loi de M. Berzélius qui admet, dans les sels, une constance de rapport entre l'oxygène de l'acide et l'oxygène de la base, n'est pas d'une application générale. Selon M. Péligot, il existe, en effet, des oxydes R^2O^3 qui se comportent comme les oxydes RO , etaturent la même quantité d'acide pour former un sel neutre; il suppose d'après cela, que les premiers se composent de $(R^2O^3)_2O$, le radical oxydé R^2O^3 jouant le même rôle que R . Les sels d'urane présenteraient une semblable constitution; les sels d'antimoine seraient dans le même cas.

Dans le système unitaire, où les sels sont considérés comme des types moléculaires uniques, dont une certaine quantité de métal peut être échangée pour un autre métal, simple ou composé, les difficultés soulevées par les résultats de M. Péligot, ne peuvent pas se présenter, car la loi de saturation prend une interprétation toute différente. En effet, dans ce système, un oxyde est lui-même un sel; en agissant sur un sulfate, par exemple, il n'en *déplace* pas la base, car le sulfate est un type unique, au même titre que l'oxyde; mais l'oxygène de l'oxyde se porte sur le métal contenu dans le sulfate, tandis que le métal de l'oxyde se rend à la place de ce dernier métal.

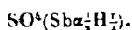
Le système dualistique est forcé d'interpréter différemment la double décomposition des sels, suivant qu'elle a lieu entre un sel oxygéné et un oxyde, entre deux sels oxygénés, ou entre un sel oxygéné et un sel haloïde. Le système unitaire a le même raisonnement pour les oxydes comme pour les sels; il distingue dans ces composés, il est vrai, le métal et le non-métal, mais il ne prétend pas connaître la manière dont ces deux parties sont groupées dans la molécule.

Sulfates d'antimoine. — En traitant à chaud l'oxychlorure d'antimoine ($SbOCl$) par l'acide sulfurique concentré, on obtient

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 283.

un sel qui se dépose sous forme de cristaux aiguillés, en même temps qu'il se dégage de l'acide hydrochlorique. Ce sel, de même que le sulfate suivant, ne peut être obtenu à l'état de siccité que par un séjour prolongé, soit dans le vide, soit dans l'air parfaitement sec, sur des plaques poreuses de terre de pipe.

M. Péligot a trouvé dans ce sel : SO^3 51,9—53,1, oxyde d'ant. 50,2—44,3. Il déduit de ces nombres la formule $[\text{Sb}^2\text{O}^3, 4\text{SO}^3]$, qui exige : SO^3 51,2 et oxyde d'ant. 48,8. Ces rapports sont bien extraordinaires ; je ne sais comment les traduire. Le sel ne renfermerait-il pas les éléments de l'eau ? On aurait alors $[\text{H}^2\text{O}, \text{Sb}^2\text{O}^3, 4\text{SO}^3]$ et puisque Sb^2O^3 réduit H^6 , de manière que $\text{Sb}^2_3 = \text{Sb}_2$ devient l'équivalent de H, cette formule deviendrait dans le système unitaire :



Un autre sulfate a été obtenu sous forme de petits cristaux brillants en traitant l'oxyde d'antimoine par l'acide sulfurique de Nordhausen. M. Péligot y a trouvé : oxyde d'ant. 63,0—64,1 ; SO^3 37,1—35,0 ; nombres qui s'accordent assez bien avec $[\text{Sb}^2\text{O}^3, 2\text{SO}^3]$.

Le même chimiste a obtenu, en outre, des mélanges des sels précédents en diverses proportions. En les traitant par l'eau chaude, on obtient un sous-sel dont la composition est représentée par $[2\text{Sb}^2\text{O}^3, \text{SO}^3]$; l'analyse de deux autres échantillons conduit à $[2\text{Sb}^2\text{O}^3, \text{SO}^3, 2\text{H}^2\text{O}]$.

Sous-nitrate d'antimoine. — Ce sel a été obtenu sous forme de cristaux nacrés en faisant dissoudre à froid de l'oxyde dans l'acide nitrique fumant, et ajoutant de l'eau à la dissolution. M. Péligot le représente par $[2\text{Sb}^2\text{O}^3, \text{N}^2\text{O}^5]$. N'y aurait-il pas aussi les éléments de l'eau ? Je ne connais pas un seul sous-nitrate qui ne les renferme.

Sous-chlorures d'antimoine. — La poudre d'Algaroth, obtenue en traitant le beurre d'antimoine par l'eau froide, renferme $[\text{SbClO}]$. C'est donc un sous-chlorure de la composition $\text{ClM} + \text{M}^2\text{O}$, car Sb^2_3 représente ici M.

En traitant par l'eau chaude le beurre d'antimoine, ou bien l'oxyde dissous dans un grand excès de HCl, on obtient un autre sous-chlorure en cristaux denses et brillants. Ceux-ci renferment $[\text{Cl}^2\text{Sb}^4\text{O}^5]$; c'est un sous-chlorure de la formule $\text{ClM} + \frac{1}{2} \text{M}^2\text{O}$.

Tartrates d'antimoine. — En abandonnant à un long repos une dissolution sirupeuse de tartrate d'antimoine, obtenue en faisant dissoudre de l'oxyde dans l'acide tartrique, M. Péligré a obtenu un tartrate d'antimoine en cristaux volumineux, dérivant d'un prisme rectangulaire droit.

M. de la Provostaye a déterminé la forme de ce sel (1).

Il est très-soluble dans l'eau, et tombe en déliquescence à l'air humide. M. Péligré y a trouvé : Carbone 18,9 — 19,0; hydrog. 3,5 — 3,5; oxyd. d'ant. 31,5. A 160° il perd 23,1 pour 100 d'eau. Ces résultats équivalent aux rapports $[2C^8H^4O^8, Sb^2O^3, 12H^2O]$. Je crois qu'avec $13H^2O$ la formule serait plus exacte. On aurait alors pour le type tartrate ($Sbx = Sb^{\frac{1}{2}}$ remplaçant H).

Tartrate normal. $C^4O^6H^8$

Tartrate d'antimoine. . . $C^4O^6(H^2Sbx^{\frac{1}{2}}) + 2 aq.$

En versant de l'alcool dans une dissolution concentrée du tartrate d'antimoine précédent, on obtient un précipité qui, desséché à 160°, renferme $[C^8H^4O^8, Sb^2O^3, H^2O]$, c'est-à-dire

Précipité à 160°. . . $C^4O^6(H^2Sbx^{\frac{1}{2}})$.

M. Péligré a aussi analysé le sel découvert par M. Knapp, et qui s'obtient en mélangeant des dissolutions d'acide tartrique et d'émétique. Le sel était en cristaux bien homogènes, et contenait : Carbone 19,5 — 18,7; hydr. 2,7 — 2,7; oxyde d'ant. 31,0. Formule de M. Péligré : $[2C^8H^4O^8, Sb^2O^3, K^2O, 8H^2O]$. Je le considère comme le correspondant du tartrate acide précédent.

Tartrate d'antimoine. . . $C^4O^6 H^2Sbx^{\frac{1}{2}} + 2 aq.$

Sel de Knapp. $C^4O^6(H^2K^{\frac{1}{2}}Sbx^{\frac{1}{2}}) + aq.$

Oxalates d'antimoine. — On obtient un *sous-oxalate* cristallin, insoluble et présentant toujours la même composition, soit en faisant bouillir une dissolution d'acide oxalique avec de l'oxyde d'antimoine, soit en traitant la poudre d'Algaroth par l'acide oxalique, soit en versant de l'acide hydrochlorique dans une solution chaude d'oxalate antimónico-potassique, soit enfin en ajoutant de l'acide oxalique à la solution de ce dernier sel.

M. Péligré a trouvé dans cet oxalate : Carbone 10,1 — 10,6

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 302.

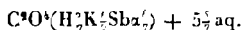
— 10,6; oxyde d'antim. 66,7 — 65,6; eau 3,8 — 4,5 — 4,0. Ces résultats correspondent aux rapports $[2C^2O^3, Sb^2O^3, H^2O]$ qui sont ceux d'un sous-sel $C^2O^3M^2 + OM^2$:

Type sous-oxalate. . . . C^2O^3, M^2
 Sel d'antimoine. . . . $C^2O^3(Sb\alpha^3H)$.

Les résultats obtenus par M. Pélilot à l'analyse de l'oxalate antimonico-potassique ne s'accordent pas avec la composition $[6C^2O^3, 3K^2O, Sb^2O^3, 6H^2O]$ attribuée à ce sel par M. Bussy (1). M. Pélilot a répété bien des fois la préparation et l'analyse de ce composé; une première série d'analyses lui a donné 12,0 à 12,7 de carbone, et 11 à 12 pour 100 d'eau; la formule de M. Bussy exige 12,7 de carbone et 9,5 d'eau. De nouvelles analyses, où l'on avait ajouté de l'oxyde d'antimoine à la matière, pour éviter que la potasse ne retint de l'acide carbonique, ont donné une proportion de carbone notablement plus forte. Voici les résultats de cette deuxième série d'analyses : Carbone 13,7 — 14,4; eau 8,9 — 10,1; oxyde d'antim. 24,8 — 26,2. Enfin d'autres analyses ont fourni 12 pour 100 d'eau.

M. Pélilot croit, d'après cela, que les différences tiennent à ce que le sel cristallise, suivant les circonstances, avec des quantités d'eau variables, et il propose les deux formules $[7C^2O^3, Sb^2O^3, 3K^2O, 8H^2O]$ et $[7C^2O^3, Sb^2O^3, 3K^2O, 6H^2O]$.

Ces rapports sont bien compliqués et tout à fait insolites. Comme M. Pélilot n'a pas dosé la potasse, il est permis de supposer qu'il a entre les mains des sels potassiques différents, des espèces d'émétiques, et cela avec d'autant plus de vraisemblance que l'oxalate antimonico-potassique est un sel assez altérable. Au reste, sa seconde formule, traduite dans le système unitaire, deviendrait $(Sb\alpha = Sb\frac{1}{2}, \text{éq. de II})$.



En terminant l'exposé de ses expériences, M. Pélilot fait remarquer qu'aucun des oxalates analysés, « ne possède la composition que la théorie lui avait assignée par avance, conformément aux règles ordinaires de la constitution des sels; » et il propose en conséquence l'adoption d'un radical composé (Sb^2O^3)

(1) *Journ. de pharm.*, décembre 1838, p. 50.

qu'il appelle *antimonyle*. Les sels d'antimoine s'écriraient alors de la manière suivante :

Oxyde d'antimonyle.	(Sb ³ O ³)O,
Sous-chlorure ou poudre d'Algaroth.	(Sb ³ O ³)Cl ³ ,
Sulfate acide.	4SO ³ ,(Sb ³ O ³)O,
Bisulfate.	2SO ³ ,(Sb ³ O ³)O, etc.

Sans doute, le système dualistique rend presque indispensable l'adoption d'un semblable radical, mais cette hypothèse devient entièrement inutile dans le système unitaire. En effet, si l'on écrit l'oxyde d'antimoine Sb³O³ et l'eau H²O, il est évident que Sb³ devient l'équivalent de H³, quantité d'hydrogène qui peut être convertie en eau par l'oxygène combiné, dans l'oxyde d'antimoine, avec cette quantité de métal. On a donc Sb³ = H³ ou Sb₃ = H. Lors donc que l'antimoine remplacera l'hydrogène dans un acide, on aura toujours Sb₃ = Sb_α à la place de H; et ce mode de remplacement est entièrement le même que celui que déterminent tous les autres oxydes (fer, alumine, chrome), que nous écrivons avec 3 éq. d'oxygène.

L'émétique de bismuth (1) n'a-t-il pas identiquement la même composition que l'émétique d'antimoine séché à 190° ?

Émétique de bismuth.	C ⁴ O ⁶ (H ² K Bi _α ³)
— d'antimoine.	C ⁴ O ⁶ (H ² KS b _α ³)

De même, l'émétique uranique de M. Péligot [C³H⁴O⁸, U²O³, Sb³O³, 4H²O] n'est-il pas à son tour (U_α = U₇) ?

Émétique uranique.	C ⁴ O ⁶ (Sb _α ³ U _α ³) + 3aq.
----------------------------	--

II. KOLBE. — Formation des acides chlorique et perchlorique par voie galvanique.

Lorsqu'on décompose une solution concentrée de métholate de potasse trichloro-sulfuré (2), par un fort courant obtenu avec quatre éléments de Bunsen, on n'observe pas d'abord d'hydrogène au pôle négatif, tandis que du chlore, du gaz carbonique et enfin de l'oxygène se dégagent au pôle positif. Au moment où la décomposition commence, la solution présente

(1) *Journ. de Pharm. et de Chim.* t. XI, p. 377.

(2) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845, p. 198.

une réaction franchement acide, due à la formation des acides sulfurique et hydrochlorique libres. Plus tard, la quantité de ces acides augmente, et l'hydrogène apparaît au pôle négatif; quand l'acide hydrochlorique est tout à fait décomposé et que le dégagement du chlore a cessé, la solution, qui contient beaucoup d'acide sulfurique libre et du bisulfate de potasse, dépose de petits octaèdres de perchlorate. Toutefois la formation de ce dernier sel est précédée de celle du chlorate, car si l'on évapore la solution avant qu'elle soit entièrement décomposée; on obtient une certaine quantité de plaques rhombes de chlorate de potasse.

Les observations précédentes ont conduit M. Kolbe (1) à faire de semblables expériences sur d'autres sels.

Le chlorure de K a été décomposé de la même manière par un fort courant; il est immédiatement devenu alcalin, et il s'est dégagé du chlore et de l'hydrogène. La formation du chlorate de K qui a eu lieu dans ces circonstances, pouvait être considérée comme une conséquence de l'action chimique ordinaire du chlore sur la potasse caustique. Toutefois, on a aussi obtenu du chlorate, après qu'on eut mélangé de l'acide sulfurique au chlorure avant de le décomposer.

Une solution d'acide hypochlorique Cl^2O^4 a donné de l'acide chlorique et de l'acide perchlorique libres, en même temps qu'une quantité considérable de chlore.

Une solution concentrée de sel ammoniac dégage H au pôle négatif, mais ni O ni Cl au pôle positif. La lame de platine se recouvre, à ce dernier pôle, de petites gouttelettes huileuses de chlorure d'azote, lequel se décompose avec une explosion plus ou moins violente, dès que les deux pôles sont mis en contact.

Le cyanure de K, en solution aqueuse, est converti par le courant en cyanate.

L'auteur se propose de continuer ces recherches.

(1) Communication faite, en décembre 1846, à la Société chimique de Londres. *L'Institut* 30 juin 1847, n° 704.

F. HRUSCHAUER. — Influence de la composition du sol sur la distribution des plantes.

On sait que la flore de certains terrains est souvent si différente de celle d'autres terrains, qu'elle peut servir de guide au géologue. Ainsi, telles plantes sont particulièrement propres aux terrains calcaires, telles autres ne prospèrent que dans le gneiss ou le micaschiste. Cependant, on trouve quelquefois des anomalies dans cette distribution des plantes, et il arrive que des végétaux qui semblent spécialement attachés à un sol, par exemple à un sol calcaire, se rencontrent par exception dans un autre, par exemple dans un sol argileux.

M. Hruschauer (1) a observé une semblable anomalie dans les environs de Graetz. Il a trouvé en abondance, sur le gneiss micaschisteux de Guttenberg, l'*Erica herbacea* L., qui passe pour appartenir spécialement aux sols calcaires.

Voici la composition de ce gneiss :

Silice.	62,59
Eau.	2,09
Protoxyde de fer. . .	3,48
Alumine.	22,76
Magnésie.	0,43
Chaux.	1,16
Potasse.	2,02
Soude.	3,37
Acide sulfurique. . .	1,78
	99,68

C'est un mélange de mica talqueux, de quartz et d'orthose.

L'auteur a ensuite analysé les cendres de l'érica venu dans ce terrain, pour les comparer avec les cendres de l'érica venu dans le calcaire.

	I.		II.	
	Erica du gneiss.		Erica du calcaire de transition.	
		Oxygène.		Oxygène.
Potasse (2).	14,13	2,39	34,04	5,76
Soude.	9,48	2,42	0,49	0,12

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LIX, p. 198.

(2) Ces résultats ont été calculés, décalcation faite du charbon et de l'acide carbonique.

Chaux.	21,06	5,91	25,65	7,20
Magnésie.	15,54	5,96	11,41	4,37
Oxyde de fer.	1,91	"	4,21	"
Sulfate de chaux.	4,40	"	3,62	"
Acide phosphorique (1).	21,44	"	11,52	"
Silice.	8,04	"	6,99	"
Chlorure de sodium.	4,00	"	2,07	"
	<hr/>	<hr/>	<hr/>	<hr/>
	100,00	16,68	100,00	17,45

On rencontre, dans le calcaire de transition de Saint-Gothard, près de Graetz, plusieurs graminées connues par la forte quantité de silice qu'elles renferment. Voici l'analyse des cendres de ces végétaux :

	I.		II.	
	<i>Festuca glauca</i> Schrad.		<i>Sesleria caerulea</i>	
	Oxygène.		Ard.	Oxygène.
Potasse.	16,66	2,81	9,24	1,56
Soude.	12,02	3,07	8,76	2,24
Chaux	20,18	5,66	13,04	3,66
Magnésie.	8,14	3,12	6,42	2,42
Péroxyde de fer.	2,88	"	5,95	"
Sulfate de chaux.	7,45	"	9,98	"
Acide phosphorique.	10,65	"	15,54	"
Silice.	21,17	"	27,30	"
Chlorure de sodium.	0,85	"	3,77	"
	<hr/>	<hr/>	<hr/>	<hr/>
	100,00	14,66	100,00	9,92

Outre les graminées précédentes, on rencontre en abondance dans le même terrain les espèces suivantes : *Seseli glaucum* L., *Convallaria polygonatum* L., *Cynanchum Vincetoxicum* P., *Anthericum ramosum* L., *Bupthalmum salicifolium* L., *Melilotis melissophyllum* L., *Geranium sanguineum* L., *Coronilla coronata* Dec., *Sorbus Aria* Crantz., *Pyrus Amelanchier* Willd., etc. M. Hruschauer a déterminé la composition de la cendre du bois et de l'écorce des deux dernières :

(1) D'où vient le phosphore, puisque le sol n'en renferme pas, du moins d'après l'analyse de M. Hruschauer? C. G.

	I.		II.	
	<i>Sorbus Aria.</i>		<i>Pyrus Amelan-</i> <i>chier.</i>	
		Oxygène.		Oxygène.
Potasse	10,21	1,72	4,21	0,70
Soude.	15,93	4,08	7,80	1,99
Chaux.	53,90	15,13	76,64	21,51
Magnésie.	9,02	3,47	5,10	1,96
Oxyde de fer	0,60	•	0,44	•
Sulfate de chaux.	1,6	•	1,46	•
Acide phosphorique.	8,40	•	3,82	•
Silice.	0,32	•	0,53	•
	100,00	24,40	100,00	26,16

L'examen des cendres des deux éricas fait voir que celle du gneiss renferme presque autant de chaux que celle du calcaire; la différence est compensée par de la magnésie.

La forte quantité de chaux contenue dans les deux graminées démontre que ces végétaux ont aussi besoin d'un sol calcaire. Il en est de même du *Sorbus Aria* et du *Pyrus Amelanchier* dont les cendres renferment des quantités de chaux énormes.

PERSOZ. — Sur les pyrophosphates doubles.

On sait, par Stromeyer, que plusieurs pyrophosphates insolubles dans l'eau sont dissous par les pyrophosphates alcalins et donnent ainsi des pyrophosphates à deux métaux; les phosphates correspondants ne se comportent pas ainsi. M. Persoz (1) a publié une note sur ces pyrophosphates doubles.

On peut obtenir ces sels par deux méthodes: la première consiste à verser du pyrophosphate de K ou de Na dans une solution saline, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on recueille alors sur un filtre le pyrophosphate insoluble, et, après l'avoir lavé, on le met en digestion avec le pyrophosphate alcalin; la dissolution achevée, on abandonne le tout à l'évaporation spontanée. Ce procédé fait perdre, par les lavages, une certaine quantité du pyrophosphate insoluble, et ne donne pas facilement des cristaux.

La seconde méthode n'est qu'une modification de la première:

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 319.

elle consiste à ne pas séparer le pyrophosphate précipité, mais à le redissoudre immédiatement par un excès de pyrophosphate alcalin. M. Persoz recommande l'emploi de solutions étendues. Le pyrophosphate double cristallise en dernier lieu, quand on opère avec du pyrophosphate de Na. Avec le pyrophosphate de K, c'est ce sel qui reste dans les eaux mères, et le pyrophosphate se dépose après la cristallisation du sulfate ou du chlorure.

Le *pyrophosphate magnésico-sodique* n'a qu'une existence de courte durée; la dissolution abandonnée à elle-même ne tarde pas à se troubler et à se prendre en masse.

Le *pyrophosphate uranico-sodique*, d'un jaune pur, est extrêmement soluble. Sa dissolution peut être amenée au même degré de viscosité qu'une solution concentrée de gomme arabique, sans cristalliser. Elle n'est décomposée ni par l'hydrogène sulfuré, ni par l'hydrosulfate d'ammoniaque.

Le *pyrophosphate chromico-potassique* n'a pu être obtenu qu'en dissolution. Il n'est pas non plus précipité par les réactifs précédents.

Le *pyrophosphate aluminico-sodique* est un sel incolore, très-soluble, dont la solution peut être concentrée directement sans éprouver de décomposition; mais elle finit par se troubler en abandonnant du pyrophosphate aluminique, qui se dépose en même temps qu'un sous-sel.

Le *pyrophosphate ferrico-sodique* est incolore et très-soluble. On peut en évaporer la solution, sans la troubler, jusqu'à consistance sirupeuse, mais il s'opère alors une séparation partielle comme dans le sel d'alumine. Traitée par l'hydrogène sulfuré, la solution du pyrophosphate ferrico-sodique prend une teinte cachou, sans qu'il y ait dépôt de soufre; l'hydrosulfate d'ammoniaque y développe une couleur verte intense, comparable à celle du manganate. Au bout d'un certain temps, il se forme un précipité qui disparaît au lavage, en donnant au liquide une couleur vert brun.

M. Persoz représente ce sel par les rapports $[(1\frac{1}{2}P^2O^5 + Fe^2O^3) + (P^2O^5, 2Na^2O) + H^2O]$.

Le *pyrophosphate ferroso-sodique* n'existe qu'en dissolution. Il est complètement précipité par l'hydrosulfate ammoniacal.

M. Persoz admet deux variétés de *pyrophosphate cuivrico-sodique*. Le premier sel, bleu de ciel, serait $[P^2O^5, 2Cu^2O + P^2O^5, 2Na^2O + 12H^2O]$; l'autre, d'un bleu de ciel tendre, aurait pour formule $[P^2O^5, 2Cu^2O + 3(P^2O^5, 2Na^2O) + 24H^2O]$.

Le *pyrophosphate cuivrico-potassique* est extrêmement soluble.

Le *pyrophosphate aurico-sodique* paraît s'obtenir sous la forme d'un liquide sirupeux.

M. Persoz promet un travail plus étendu sur les pyrophosphates précédents, ainsi que sur plusieurs autres sels semblables. Il insiste, en terminant, sur les applications dont quelques-uns d'entre eux lui paraissent susceptibles dans la thérapeutique, dans l'impression des tissus, et dans la dorure, en raison de l'état *masqué* sous lequel semblent s'y trouver certains métaux.

C. CLEMM. — sur la préparation du cyanure de potassium.

L'auteur communique sur la préparation du cyanure de potassium (1) quelques observations, dont nous extrayons les passages suivants.

Lorsqu'on fait fondre au rouge faible un mélange intime de 8 p. de ferrocyanure de potassium anhydre et de 3 p. de carbonate de potasse sec, dans un creuset en fer et couvert, jusqu'à ce qu'il soit devenu limpide et paraisse blanc après le refroidissement, tout le ferrocyanure se trouve réduit. La masse, retirée alors du feu, cesse de développer du gaz, et le fer, mis en liberté, se sépare si complètement au fond du creuset, qu'on peut, avec un peu d'adresse, en séparer par décantation presque tout le cyanure. La pureté du produit dépend nécessairement de celle du carbonate; il importe surtout que celui-ci soit exempt de sulfate.

Dans cette opération, il se forme d'abord du cyanure de potassium et du carbonate ferreux, et ce dernier sel se réduit par l'action de la chaleur et du cyanure nouvellement produit. Cette décomposition ne s'effectue d'ailleurs d'une manière complète, que si l'on entretient suffisamment la chaleur. La quan-

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXXI, p. 251.

tité de cyanate renfermée dans la masse dépend évidemment de la durée de la fusion.

PEYRONE. — Action de l'ammoniaque sur le chlorure de platine.

Nous avons fait connaître, dans les Comptes rendus de l'année dernière, page 62, plusieurs nouveaux isomères du sel vert de Magnus, obtenus par M. Peyrone. Ce chimiste a publié, depuis, quelques détails (1) relatifs à l'action du sulfite d'ammoniaque sur ces composés.

Quand on fait réagir, à l'ébullition, environ poids égaux de sulfite d'ammoniaque et de sel vert de Magnus $[\text{NH}^3\text{PtCl}]$, on obtient une poudre blanche, tirant sur le vert, insoluble dans l'alcool et dans l'eau froide, et à peine soluble dans l'eau bouillante. M. Peyrone représente ce corps par la formule $[\text{Pt}^2\text{N}^4\text{H}^{14}\text{O}^2, 2\text{SO}^2 + 2(\text{Pt}^2\text{N}^2\text{H}^6\text{O}, \text{SO}^2)]$.

Si l'on emploie le sulfite en excès, et qu'on prolonge l'ébullition, on obtient une solution qui renferme un corps soluble dans l'eau en toutes proportions, et se précipitant par l'alcool sous la forme de gouttes huileuses qui se recueillent au fond du vase en produisant une masse visqueuse. Celle-ci ne se concrète qu'après avoir été en contact, pendant longtemps, avec de l'alcool de 36°.

Ce corps, qu'on obtient aussi comme produit final dans l'action de l'ammoniaque sur une solution de bichlorure de platine entièrement décolorée par l'acide sulfureux, n'a jamais présenté une composition constante.

On observe toutefois que l'alcool employé à précipiter le corps huileux se trouble par le repos, et dépose peu à peu une petite quantité de flocons blancs qui renferment $[\text{Pt}^2\text{N}^4\text{H}^{14}\text{O}^2, 2\text{SO}^2 + \text{N}^2\text{H}^6\text{O}, \text{SO}^2]$.

Le corps orangé, isomère, cristallisant en octaèdres, s'attaque, dans les mêmes circonstances, par le sulfite d'ammoniaque, bien plus aisément que le sel vert de Magnus. Il produit deux

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 178. Extrait d'un mémoire présenté à l'Académie des sciences de Turin, le 23 juillet 1846.

corps blancs, dont l'un se présente sous la forme d'une poussière semblable à la magnésie calcinée, insoluble dans l'eau froide, se dissolvant à peine dans l'eau chaude; l'autre corps se dissout dans l'eau en toutes proportions, et en est précipité par l'alcool sous la forme de gouttelettes huileuses, transparentes à l'état liquide, et d'un blanc tirant sur le bleu après la solidification.

Les analyses du premier corps s'accordent entièrement avec celles du corps blanc, légèrement verdâtre, qui se produit immédiatement avec le sel de Magnus.

L'autre a la formule $[Pt^2N^4H^{14}O^2, 2SO^2 + 2(N^2H^8O, SO^2)]$.

Le corps jaune isomère, obtenu directement (1), et le corps jaune obtenu par réduction ne sont pas identiques; ils varient sous le rapport des propriétés physiques et chimiques. Le premier n'exige, pour se dissoudre, qu'environ 33 parties d'eau bouillante, l'autre environ 140 parties.

Si l'on se place dans des circonstances semblables, de manière à prendre en excès le corps platiné et à maintenir le mélange en ébullition, le corps isomère, obtenu directement, se convertit en petites aiguilles blanches, de l'aspect d'une matière grasse et renfermant $[Pt^2N^4H^{14}O^2, 2SO^2 + 2(N^2H^8O, SO^2) + Pt^2N^2H^6Cl^2 + H^2O]$.

Le corps isomère, préparé par voie de réduction, donne, dans les mêmes circonstances, un produit cristallisant en tables rhombes, très-aplaties, transparentes et incolores $[Pt^2N^4H^{14}O^2, 2SO^2 + Pt^2N^2H^6Cl^2 + 2H^2O]$.

Les deux corps isomères étant, au contraire, traités par un excès de sulfate d'ammoniaque, on obtient des résultats tout différents. Le premier donne des produits si compliqués que M. Peyrone n'a pas encore pu les étudier; l'autre se convertit entièrement, par la réduction, dans le sel de Boeckmann $[Pt^2N^4H^{14}O^2, 2SO^2]$.

Les combinaisons chlorées qu'on obtient en traitant ces corps isomères par l'ammoniaque, donnent à froid, sous l'influence

(1) On obtient ce corps en grande quantité, en versant par petites portions de la potasse caustique dans une solution de chlorure platiné neutralisé par du carbonate d'ammoniaque, et maintenant à la température d'environ 13° c.

du sulfite d'ammoniaque, un produit cristallisant en aiguilles quadrilatères, transparentes, à peine solubles dans l'eau froide, et se dissolvant dans 190 fois leur poids d'eau bouillante. Ce corps présente, à la température ordinaire, la composition $[Pt^2 N^2 H^6 O, SO^2 + Pt^2 N^4 H^{12} O^2, SO^2 + 2H^2 O]$. Les mêmes chlorures se convertissent, par l'ébullition, dans le sel de Boeckmann, en développant de l'ammoniaque.

HAEWSKY. — Composés platiniques dérivés du sel vert de Magnus.

Nous avons annoncé, il y a quelques mois (mars 1847), une note de M. Raewsky sur quelques composés platiniques. L'auteur communique aujourd'hui (1) de nouveaux détails sur ces corps.

Si l'on fait agir un grand excès d'acide nitrique sur le sel vert de Magnus, on obtient, au lieu du sel nitrique de Gros, deux sels nitriques d'une composition différente; un de ces sels est susceptible de donner, par double décomposition, les phosphate, chlorhydrate, chromate, oxalate et chromate de la même base. En poursuivant l'étude de ces combinaisons, M. Raewsky a été conduit à regarder comme certaine l'existence d'une nouvelle série de sels platiniques, et par conséquent d'une base nouvelle.

L'autre nitrate, contenu dans les eaux mères qui résultent de l'action de l'acide nitrique sur le sel de Magnus, est blanc après plusieurs cristallisations; sans cette précaution il conserve une légère teinte jaunâtre. Il cristallise en petits prismes aiguillés et brillants, et déflagre par la chaleur, en donnant un sublimé de sel ammoniacal, de l'eau, et un résidu de platine métallique. Sous l'influence de la potasse caustique, il jaunit et produit un précipité qui se dissout à la température de l'ébullition; en même temps il se dégage beaucoup d'ammoniaque. A froid, le sel n'éprouve pas cette décomposition. L'acide sulfurique étendu ne semble pas l'attaquer; mais si l'on ajoute au mélange du cuivre métallique, il se développe des vapeurs rutilantes.

Le nitrate d'argent ne trouble pas la solution du nitrate de M. Raewsky. Ce sel renferme : $[Pt^2 Cl^2, O^2, N^4 H^{12}, N^2 O^6]$.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 1151.

Dans la formation de ces sels, il se produit beaucoup de vapeurs rutilantes, de l'eau, de l'acide hydrochlorique; et la solution acide, séparée du nitrate précédent, donne par la calcination un abondant résidu de platine.

La composition du premier *nitrate*, appartenant à la nouvelle série, n'est pas celle indiquée par l'auteur dans sa dernière note. Il renferme plus d'oxygène, d'après les nouvelles analyses, savoir $[\text{Pt}^2\text{Cl}, \text{O}_2^{\frac{1}{2}}, \text{N}^4\text{H}^{12}, \text{N}^2\text{O}^5]$.

Ce nitrate est assez soluble dans l'eau, surtout à chaud. On obtient facilement d'autres sels par double décomposition.

Le *phosphate* est blanc; il cristallise en petites aiguilles douées d'un grand éclat, groupées en étoiles, et qui se feutrent facilement quand on les exprime entre des doubles de papier joseph; il est très-peu soluble dans l'eau chaude, et presque insoluble dans l'eau froide. Il renferme $[2(\text{Pt}^2\text{Cl}, \text{O}_2^{\frac{1}{2}}, \text{N}^4\text{H}^{12}), \text{H}^2\text{O}, \text{P}^2\text{O}^5]$.

L'*oxalate* constitue une poudre blanche, grenue et cristalline, peu soluble dans l'eau chaude, et presque insoluble dans l'eau froide; de sorte que, pour l'obtenir à l'état de pureté convenable, il suffit d'un simple lavage. Plusieurs analyses ont conduit aux rapports $[\text{Pt}^2\text{Cl}, \text{O}_2^{\frac{1}{2}}, \text{N}^4\text{H}^{12}, \text{C}^2\text{O}^3]$.

Le *carbonate* forme une poudre blanche et grenue à laquelle M. Raewsky assigne la formule $[\text{Pt}^2\text{Cl}, \text{O}_2^{\frac{1}{2}}, \text{N}^4\text{H}^{12}, \text{CO}^2]$.

Enfin le *chlorure* est aussi une poudre blanche et grenue, qu'on obtient aisément en décomposant le nitrate platinique par l'acide hydrochlorique. Il est assez soluble dans l'eau froide et beaucoup plus dans l'eau chaude. M. Raewsky y a trouvé $[\text{Pt}^1\text{Cl}^2, \text{O}, \text{N}^4\text{H}^{12}, \text{Cl}^2]$. Ce serait donc une combinaison sortant tout à fait de la série précédente, et appartenant à la série du sel nitrique contenu dans les eaux mères.

F. W. CLEMENS. — sur la préparation du potassium.

M. Clemens de Vevey (1) propose de modifier de la manière suivante l'excellent appareil de M. Brunner pour la préparation du potassium.

L'appareil consiste, comme celui de M. Brunner, en un vase

(1) *Supplém à la Bibliot. univers. de Genève*, 15 juin 1847.

cylindrique de fer d'à peu près 1 pied de long sur 1/2 pied de large; les cruches à mercure sont excellentes pour cet usage. D'un côté de ce cylindre se trouve une ouverture d'un pouce de diamètre, dans laquelle on adapte à vis un canon de pistolet d'un pouce de long; ce canon s'emboîte ensuite dans une allonge qui a la forme d'un genou, et dont l'autre extrémité plonge dans un réservoir d'huile de naphte.

Après avoir enduit le cylindre de terre grasse, et y avoir introduit le tartre grillé, on le place dans le fourneau, sans cependant y adapter le genou. Pendant que le cylindre se chauffe, on place dans le canon du pistolet une feuille de tôle mince, roulée de manière à le tapisser exactement, mais le dépassant, en haut, d'un pouce et demi au moins.

A un demi-pouce de l'extrémité, cette feuille de tôle doit avoir un arrêt qui l'empêche d'entrer dans l'appareil. Au bout de quelque temps, le cylindre formé par la feuille de tôle est bouché et collé contre les parois du canon de pistolet; on donne alors un coup de marteau contre l'extrémité pour le détacher, puis on le remplace immédiatement par un second, un troisième, etc., selon les cas.

Il ne faut pas oublier, en retirant ces tubes, d'employer les précautions nécessaires pour éviter d'être brûlé par les fragments de potassium qui sont quelquefois projetés. On peut conserver dans le naphte le contenu des tubes, car ils sont souvent fort chargés de potassium. Ces tubes de sûreté n'empêchent pas d'ailleurs d'adapter le genou par-dessus.

W. HEINTZ.]—Nouvelle méthode pour doser le soufre.

M. Heintz (1) propose de doser le soufre des matières organiques par la combustion avec l'oxyde de cuivre, sous l'influence d'un courant d'oxygène. L'appareil consiste dans un tube ordinaire de combustion auquel on adapte un tube, semblable à celui qui sert dans la détermination de l'azote, d'après le procédé de MM. Will et Varrentrapp. Ce dernier est rempli d'une lessive de potasse exempte de sulfate. Le tube de combustion est étiré en pointe à l'extrémité qui doit recevoir le tube à potasse,

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXXI, p. 145
Comptes rendus 1847.

et recourbé à angle obtus ; la pointe s'engage dans la branche ouverte de ce dernier, et y est fixée au moyen d'un tube en caoutchouc ; de cette manière, l'acide sulfurique et l'acide sulfureux qui peuvent se dégager par une trop forte calcination du sulfate de cuivre, viennent se rendre dans la potasse, sans qu'il s'en perde la moindre trace.

Quand la calcination est achevée, on vide la potasse dans un flacon contenant une solution chaude de chlorate de potasse dans l'acide hydrochlorique étendu ; l'acide sulfureux se convertit ainsi en acide sulfurique. On retire alors tout le contenu du tube à combustion, et on le fait dissoudre, à une douce chaleur, dans le liquide précédent. La solution étant opérée, on précipite par du chlorure de baryum.

Comme preuve de l'exactitude de cette méthode, M. Heintz cite trois analyses de taurine qui lui ont donné :

Soufre. . . 25,68 25,65 25,49.

Le calcul en exige 25,60. M. Heintz avait opéré sur 0,174 à 0,191 gr. de matière. Il importe de faire marcher la combustion avec assez de lenteur pour qu'il n'apparaisse pas de vapeurs dans les tubes. Cette méthode n'exige l'emploi que de très-peu de matière, et paraît surtout être avantageuse pour l'analyse des matières protéiques.

H. WEIDENBUSCH — Composition de l'albumine de poisson et de poule; dosage du soufre.

Le liquide dont la chair est imprégnée, renferme de l'albumine qu'on peut en extraire par l'eau. La solution se coagule par la chaleur et donne une albumine parfaitement blanche qu'on épuise par l'alcool et l'éther.

M. Weidenbusch (1) a trouvé dans l'albumine de brochet :

Carbone.	52,64	52,50
Hydrogène.	7,31	7,26
Azote.	16,48	16,65
Soufre.	1,61	1,57
Oxygène.	21,76	21,82
Cendres.	0,20	0,20
	<hr/>	<hr/>
	100,00	100,00

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.* t. LXI, p. 371.

L'albumine de poule a donné :

Carbone.	53,05	53,31
Hydrogène.	7,10	6,96
Azote.	15,82	15,69
Soufre.	1,55	1,57
Oxygène.	22,29	22,28
Cendres.	0,19	0,19
	100,00	100,00

Le soufre a été dosé de la manière suivante. On a mélangé la substance avec un excès de nitrate de baryte, et on a ajouté au produit de l'acide nitrique fumant, de manière à former une bouillie fluide. Ce mélange a été maintenu au bain de sable jusqu'à destruction complète de toute matière organique. La masse, desséchée ensuite à 100° et fondue dans une capsule de platine, a été traitée à chaud par de l'acide acétique, de manière à dissoudre tout le carbonate et à ne laisser que du sulfate insoluble.

LIEBIG, HEINTZ. — Recherches de chimie animale.

On sait depuis longtemps que la chair des animaux récemment tués présente une réaction sensiblement acide; M. Berzélius attribue cette propriété à la présence de l'acide lactique, sans se baser d'ailleurs sur des preuves analytiques. Pour faire cesser cette incertitude, M. Liebig s'est livré à cet égard à une série de recherches (1).

Lorsqu'on lave à l'eau froide de la chair d'animaux récemment tués, hachée bien menue, on obtient un liquide rougeâtre qui se décolore presque entièrement par l'ébullition en donnant un coagulum d'albumine. Le liquide limpide, légèrement jaunâtre, présente une acidité très-prononcée et un goût de bouillon fort agréable. Neutralisé par l'eau de baryte, il précipite du phosphate de baryte et du phosphate de magnésie; il devient légèrement alcalin, sans qu'il reste de baryte en dissolution. Ces précipités ayant été séparés, on en retire, par une évaporation convenable, des cristaux de la substance découverte par

(1) *Comptes rendus de l'Acad. des sciences*, t. XXIV, p. 69 et 197.

M. Chevreul dans le bouillon de viande, et à laquelle ce chimiste a donné le nom de *créatine*.

Par une plus forte concentration, il se forme des cristaux aciculaires; plus tard encore la matière se prend en une bouillie épaisse, formée de cristaux très-fins, groupés concentriquement. Ces deux matières sont des sels de potasse ou de chaux, formés par des acides azotés nouveaux.

La dernière eau mère renferme du *lactate de potasse*. Pour en extraire l'acide lactique libre, M. Liebig traite cette eau mère par de l'alcool, et y ajoute une dissolution alcoolique d'acide oxalique; la potasse se sépare ainsi à l'état d'oxalate; puis il ajoute de l'éther, tant que le liquide se trouble. Il se précipite ainsi plusieurs matières, et l'acide lactique reste en solution. M. Liebig l'a combiné à la chaux, et analysé le lactate, qui lui a donné les rapports $[C^6H^{10}O^5, Ca^2O + 4 \text{ aq.}]$.

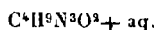
Il a également préparé et analysé le lactate de zinc ainsi obtenu $[C^6H^{10}O^5, Zn^2O + 2 \text{ aq.}]$.

M. Liebig a constaté la présence de l'acide lactique dans le bœuf et dans le renard. En opérant sur des centaines de livres de viande, il a pu se procurer assez de créatine pour étudier ce corps

M. Chevreul en a déjà indiqué les propriétés physiques (1). Voici la description que ce chimiste en donne: Elle est solide, incolore, nacré, inodore, insipide, sans action sur les papiers réactifs, cristallisable en prismes droits rectangulaires, d'une grande limpidité; sa densité est de 1,35 à 1,34. Lorsqu'on la chauffe, elle petille, perd de l'eau à 100°, fond sans se colorer, puis se décompose en donnant des produits ammoniacaux.

M. Liebig a trouvé ce corps dans la chair de bœuf, de veau, de mouton, de cochon, de cheval, de lion et de brochet; il l'a aussi trouvé dans le cœur du bœuf, mais non dans le cerveau, le foie, le poumon et les reins. Il pense qu'il fait partie de la chair de tous les animaux.

La créatine cristallisée renferme



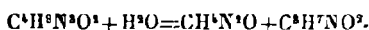
(1) *Traité de Chimie* de M. Thénard, t. V, p. 194.

Elle perd aq. = 12,18 p. 100 par la dessiccation à 100°. Elle est neutre ou indifférente, se dissout dans les liqueurs alcalines et dans les acides faibles et peut en être extraite de nouveau sans altération ; mais en présence des acides énergiques, elle se convertit en un alcaloïde nouveau auquel M. Liebig donne le nom de *créatinine*. Cette métamorphose s'effectue par une élimination d'eau ; en effet, cet alcaloïde renferme



Il est plus soluble que la créatine dans l'eau et dans l'alcool. La dissolution a une saveur caustique comme l'ammoniaque ; elle bleuit le tournesol rougi, se combine avec tous les acides et forme des sels d'une grande beauté ; son chloroplatinate est remarquable par la grosseur et la belle couleur dorée des cristaux. Ceux-ci appartiennent au système du prisme oblique rhomboïdal.

Par l'ébullition prolongée dans l'eau de baryte, la créatine se dédouble en urée et en un autre alcaloïde :



Cet alcaloïde est isomère de la lactamide de M. Pelouze (1) ; il est fort soluble dans l'eau. Quand sa solution aqueuse est concentrée, il s'en dépose, par l'évaporation spontanée, de gros cristaux très-brillants, ayant la forme du sulfate de magnésie, insolubles dans l'alcool et dans l'éther. Cet alcaloïde, assez volatil, se sublime déjà à une température qui n'atteint pas celle de l'eau bouillante.

M. Liebig mentionne, en outre, comme produit accidentel de la réaction de l'eau de baryte sur la créatine, un acide azoté $C^3H^6N^3O^3$ qui aurait le même carbone que l'acide urique.

Faute de matière, M. Liebig n'a encore pu recueillir que des renseignements incomplets sur les acides azotés qui accompagnent la créatine dans l'extrait de viande.

Quarante poules maigres ont fourni environ 24 grammes de créatine ; 56 livres de viande de bœuf, en ont donné 16 grammes, et 100 livres de viande de cheval, 36 grammes.

Les extraits de toutes les viandes sur lesquelles M. Liebig a

(1) Et de l'uréthane.

opéré, évaporés jusqu'à siccité et calcinés au rouge, ont laissé une cendre blanche, ne contenant que des phosphates de K et de Na; le rapport de ces sels, contenus dans le sang et dans l'extrait de viande des mêmes animaux, est fort différent. Ainsi, par exemple, pour 1 éq. de K, le sang de bœuf renferme 12 à 13 éq. de Na, et ce rapport est inverse dans l'extrait aqueux de la chair du même animal.

M. Henneberg, élève de M. Liebig, a trouvé que le sang des poules renferme du silicate de Na ou de K, ce qui explique l'énorme quantité de silice qui a été signalée dans les plumes de ces oiseaux.

Enfin, M. Heintz (1) a démontré, par l'analyse, que la substance nouvelle, trouvée naguère par M. Pettenkofer (2), dans l'urine, est aussi identique avec la créatine de M. Chevreul. Selon M. Heintz, la créatine se combine avec le chlorure de zinc pour former une combinaison particulière cristallisable et renfermant $[C^4H^7N^3O, ZnCl]$. Il est probable que cette combinaison est un produit de décomposition renfermant déjà l'alcaloïde signalé par M. Liebig.

C. BARRESWILL. — Déshydratation de l'acide sulfurique.

Quand on distille de l'acide sulfurique concentré avec de l'acide phosphorique anhydre, il passe de l'acide sulfurique anhydre et il reste de l'acide phosphorique vitreux. Une circonstance remarquable, c'est l'innocuité du mélange d'acide sulfurique monohydraté et d'acide phosphorique anhydre sur les matières organiques, telles que le papier, le coton, qui sont instantanément détruits par l'acide de Saxe (3).

PLESSY, MILLON. — Déshydratation du plâtre.

Selon M. Plessy (4), les faits avancés par M. Millon (5) sur la

(1) *Annales de Poggend.*, t. LXX, p. 466.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LII, p. 67.

(3) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXV, p. 30.

(4) *Ibid.* t. XXIV, p. 658 et 812.

(5) *Journ. de Chim. et de Pharm.*, t. XI, p. 328.

déshydratation du plâtre ne seraient pas entièrement exacts. Ce sel, comme on sait, renferme 21 p. 100 d'eau = 2 équivalents ; M. Millon admet que tous les sulfates de chaux éprouvent, par la chaleur, une perte d'eau fractionnée, et dégagent d'abord les trois quarts de leur eau d'hydratation. Cet effet se manifeste entre 105° et 110° pour le plâtre naturel, ainsi que pour le sulfate artificiel et cristallisé ; il a déjà lieu entre 80 et 85° pour le sulfate précipité.

Tandis que M. Millon ne réussit donc à enlever au plâtre que 15 p. 100 d'eau, M. Plessy constate une perte plus forte. Trois expériences faites sur du gypse de Montmartre, à 110° dans l'air desséché et à l'air libre, ont donné 19,0—18,2—17,0 p. 100 d'eau.

Peut-être M. Plessy serait-il parvenu à déshydrater entièrement le plâtre, en le maintenant à la même température dans un courant d'air sec.

Au reste, voici ce que disent les expériences antérieures de M. Graham. Le plâtre, desséché dans le vide sur l'acide sulfurique, perd 1 éq. d'eau ; chauffé à l'air jusqu'à 132°, il se déshydrate complètement, et le produit se laisse gâcher. Mais quand il a été chauffé à 204°, il ne se gâche plus et se comporte alors comme l'anhydrite.

J. PIERRE. — Action de l'hydrogène sulfuré sur le chlorure de silicium.

Lorsqu'on fait passer, dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, de l'acide sulfhydrique et du chlorure de silicium en vapeur, il s'effectue une réaction dont les produits sont le gaz hydrochlorique et un liquide fumant qu'on peut condenser. Ce dernier contient aussi du soufre en suspension, lequel se sépare par le repos à l'état cristallisé.

M. Pierre (1) a soumis ce liquide à l'analyse, après l'avoir rectifié. Il y a trouvé



Le chlorure étant Si^2Cl^4 , c'est donc un chlorosulfure de silicium analogue au chlorosulfure de phosphore de Sérullas ; la

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 814.

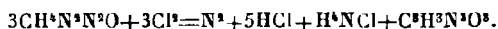
réaction se conçoit : H² de l'hydrogène sulfuré a enlevé Cl² du chlorure pour former 2HCl, et S a remplacé le chlore enlevé.

Ce chlorosulfure est limpide, incolore, et doué d'une odeur qui tient de celle du chlorure de Si et de l'hydrogène sulfuré. Il est fumant et présente une densité de 1,45 à 15°. Lorsqu'on le projette dans l'eau il donne lieu à un dégagement abondant de H²S et à un léger dépôt de soufre; il bout au-dessous de 100°. Sa densité de vapeur, prise à 214°, a été trouvée égale à 4,78.

A. WURTZ. — Sur quelques combinaisons cyaniques.

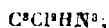
M. Wurtz fait connaître (1) une réaction qui offre le moyen le plus commode pour préparer l'acide cyanurique; elle consiste à faire passer un courant de chlore sec sur de l'urée fondu. Il se produit de l'acide cyanurique, du sel ammoniac, de l'acide hydrochlorique et de l'azote. On traite le résidu par l'eau froide qui dissout le sel ammoniac, tout en laissant l'acide cyanurique que l'on fait ensuite cristalliser dans l'eau bouillante.

Voici la réaction :



Lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans de l'acide prussique aqueux, obtenu par la distillation du mélange de ferrocyanure de K et d'acide sulfurique étendu, le liquide laisse dégager une vapeur qui se condense en gouttelettes dans les parties froides de l'appareil. Ce produit, lavé à l'eau et distillé sur du chlorure de calcium, répand une odeur qui irrite vivement les bronches et surtout les yeux, au point de déterminer un larmolement très-abondant. Il est incolore et bout à 20°. Sa vapeur brûle avec une flamme violette. Il se dissout sensiblement dans l'eau, et cette dissolution précipite en blanc le nitrate d'argent.

M. Wurtz y a trouvé



c'est donc du chlorure de cyanogène solide dans lequel 1 éq. de chlore est remplacé par l'hydrogène; cette composition lui a valu le nom de *chlorohydrure de cyanogène*.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 436.

Mis en contact avec du chlore sec, il se convertit tout entier en chlorure de cyanogène solide et en acide hydrochlorique.



Pour obtenir le *chlorure de cyanogène liquide*, M. Wurtz traite le chlorohydrure par l'oxyde rouge de mercure. Pour éviter une réaction trop vive, il est bon de mélanger cet oxyde avec du chlorure de calcium fondu et pulvérisé et de refroidir fortement ce mélange. Après quelques heures de contact, on distille au bain-marie et l'on voit alors se condenser un liquide incolore.

Celui-ci irrite fortement la muqueuse des bronches et provoque le larmolement. Il est plus dense que l'eau, bout à 16° et se prend à — 7° en une masse cristalline formée par de longues larmes transparentes; sa vapeur est incombustible. Il tombe au fond de l'eau, en s'y dissolvant, cependant, d'une manière sensible. Cette dissolution ne précipite pas le nitrate d'argent. Lorsqu'on y ajoute une goutte de potasse et qu'on neutralise ensuite par l'acide nitrique, on observe une effervescence de gaz carbonique et la liqueur neutralisée précipite par le nitrate d'argent.

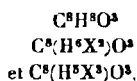
Il constitue un nouvel isomère du chlorure de cyanogène, et se représente par



CAHOURS. — Action du mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique fumant sur les substances organiques.

M. Cahours (1) a démontré par une série d'expériences que le mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique fumant est un réactif précieux lorsqu'il s'agit de fixer les éléments nitriques dans une substance organique.

L'*ether salicylique du méthylène* (saliméthol normal G.) donne les deux dérivés :



X = NO².

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 553.

Traités par la potasse, ces deux produits se décomposent en une substance isomère de l'acide nitro-picrique (phénate trinitrique G), mais qui en diffère extrêmement par l'ensemble de ses propriétés.

L'acide anisique, isomère de l'éther précédent, donne, avec le mélange nitro-sulfurique, de l'acide anisique trinitrique, susceptible de former avec la potasse et l'ammoniaque des sels d'une grande beauté.

En traitant l'acide benzoïque à une douce chaleur par un mélange d'acide sulfurique et d'acide nitrique dont le poids est au moins douze fois celui du premier acide, M. Cahours a obtenu l'acide benzoïque binitrique.

Traité par l'acide nitrique fumant, l'acide cuminique donne l'acide nitro-cuminique; par le mélange nitro-sulfurique on obtient l'acide cuminique binitrique.

L'acide salicylique, traité par la liqueur nitro-sulfurique, donne d'abord de l'acide indigotique, si l'on a soin de bien refroidir; mais si l'on élève la température, une réaction violente s'établit et l'on obtient facilement de l'acide nitro-picrique; cette même métamorphose est accompagnée d'un dégagement de CO^2 .

Si, au lieu d'employer l'acide nitrique seul, on opère avec la liqueur nitro-sulfurique, on peut transformer en quelques minutes le benzoène de M. Deville C^7H^8 en benzoène binitrique $\text{C}^7(\text{H}^6\text{X}^2)$.

Lorsqu'on traite le mésitylène par le mélange nitro-sulfurique, on obtient instantanément, et sans que la température s'élève, une substance cristalline, susceptible de se sublimer à une douce chaleur, sous la forme d'aiguilles déliées d'une blancheur éclatante. Ce produit a pour formule



le mésitylène étant C^6H^8 .

Le cumène fournit du cumène nitrique par l'acide nitrique fumant, et du cumène binitrique par le mélange nitro-sulfurique. En faisant agir sur ces deux produits du sulphydrate d'ammoniaque, M. Cahours a obtenu deux nouveaux alcalis, la

cumine et la *nitro-cumine*, susceptibles de former avec les acides des sels qui cristallisent avec une grande facilité.

A. LAURENT.—**Action des alcalis chlorés sur la lumière polarisée et sur l'économie animale.**

On ne manque pas d'exemples qui prouvent que, dans les substitutions chlorées régulières, le volume, la forme, la couleur, la capacité de saturation et les propriétés chimiques fondamentales ne changent pas; mais on n'avait pas encore examiné l'action de ces corps chlorés sur la lumière polarisée et sur l'économie animale.

M. Laurent (1) a fait quelques recherches sur ce sujet. Il a comparé les propriétés de la cinchonine et de la strychnine avec celles de leurs dérivés chlorés et bromés.

Il a pris un équivalent de chacun des sels suivants :

Bichlorhydrate de cinchonine.	$C^{19}H^{21}N^2O, 2HCl$
— de cinchonine bichlorée	$C^{19}(H^{20}Cl^2)N^2O, 2HCl$
— de cinchonine bibromée.	$C^{19}(H^{20}Br^2)N^2O, 2HCl$
Bibromhydrate de cinchonine bichlorée.	$C^{19}(H^{20}Cl^2)N^2O, 2HBr.$

Ces sels, dissous dans la même quantité d'eau, ont été introduits dans l'appareil de M. Biot :

le premier dévia la lumière de.	13° 50 vers la droite.
le deuxième dévia la lumière de. . . .	14°
le troisième dévia la lumière de. . . .	13° à 14° } dissolution
le quatrième dévia la lumière de. . . .	13° à 14° } légèrement jaunâtre.

Pour examiner l'action des alcalis sur l'économie animale, M. Laurent a choisi la strychnine. Il a d'abord combiné cette base avec l'acide sulfurique, puis il y a fait passer un courant de chlore. Il a ainsi obtenu le sulfate d'une nouvelle base qui a précisément la composition du sulfate de strychnine, avec cette différence que 1 at. d'hydrogène y est remplacé par 1 at. de chlore; et, chose remarquable, ce nouveau sel renferme exactement, comme le sulfate ordinaire, 7 at. d'eau. Quelques centigrammes du sulfate ordinaire et du sulfate chloré ont été administrés à deux chiens de moyenne taille: ces deux animaux

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 219.

ont succombé avec la même promptitude sous les attaques du tétanos.

M. Laurent discute ensuite les théories que M. Berzélius a émises sur la constitution des alcaloïdes chlorés, et démontre tout ce qu'elles ont d'incohérent et d'invraisemblable. Il termine par un tableau des combinaisons ammoniacales du mercure. A l'aide de la théorie de l'ammonium, et en supposant que l'hydrogène de ce métal peut être remplacé par d'autres métaux (mercuricum, mercuriosum, etc.), on peut grouper ces combinaisons en un certain nombre de types qui correspondent aux sels les plus connus.

Ainsi, de même que dans les sels ammoniacaux, formés par un acide et l'ammoniaque, on peut admettre l'existence d'un métal composé NH^4 remplaçant l'hydrogène dans l'acide, M. Laurent suppose dans les combinaisons ammoniacales métalliques :

un cuprammonium. . . . $\text{N}(\text{H}^4\text{Cu})$,
un mercurammonium. . . . $\text{N}(\text{H}^4\text{Hg})$,

etc., remplaçant ce même hydrogène. Cette hypothèse découle tout naturellement de celle de l'ammonium et en est un complément nécessaire.

W. HEINTZ. — Dosage de l'acide urique.

L'auteur résume de la manière suivante (1) les résultats auxquels il est arrivé sur le dosage de l'acide urique contenu dans l'urine.

On peut aisément doser l'acide urique, en le précipitant à l'aide d'un acide, que l'urine soit normale ou qu'elle contienne du glucose, de l'albumine ou les principes solubles du sang. Si l'urine ne renferme pas d'albumine, on peut employer l'acide hydrochlorique ; dans le cas contraire, l'acide acétique ou l'acide phosphorique ordinaire conviennent le mieux à cette opération.

La perte, occasionnée par l'insolubilité imparfaite de l'acide urique, s'élève à 0,09 pour 1000 de l'urine employée ; cette

(1) *Annal. de Poggend.*, t. LXX, p. 122.

perte ne s'accroît point par la présence du glucose, de l'albumine ou d'autres principes solubles du sang, et même elle se compense, dans tous les cas, par l'excédant de poids qu'occasionne la précipitation simultanée d'une certaine quantité de matière colorante.

Si l'urine renferme de la bile, la perte en acide urique peut être plus forte; elle ne dépasse pas toutefois 0,25 pour 1000 de l'urine employée.

J. PIERRE. — Solubilité du chlorure d'argent.

M. Pierre a publié une Note (1) sur la solubilité du chlorure d'argent dans l'acide hydrochlorique. Il a observé que cet acide, à l'état concentré, peut dissoudre au moins 1/200 de son poids de chlorure; quand il a été étendu de deux fois son poids d'eau, il peut en retenir en dissolution plus de 1/600 de son poids.

Ce fait est important. J'ai déjà insisté moi-même sur cette solubilité (2) qui me paraît être la cause de la différence que présentent les nombres obtenus par MM. Berzélius et Marignac sur le nombre théorique exprimant le poids atomique du chlore, d'après la loi des multiples du docteur Prout.

DELBOS. — Sur les amides de la naphthalidame.

M. Delbos (3) a obtenu, avec la naphthalidame, une nouvelle série de combinaisons semblables aux amides et aux anilides.

Carbamide naphthalidamique. $C^{21}H^{19}N^2O$. — L'oxalate neutre de naphthalidame, soumis à la distillation sèche, fond d'abord en perdant de l'eau de cristallisation. Bientôt après la masse entre en effervescence, et il se dégage alors de l'eau, et volumes égaux de CO et CO^2 , en même temps qu'il distille de la naphthalidame et le nouveau composé. La masse jaunâtre qui se trouve dans le récipient, bouillie longtemps avec de l'alcool, est ainsi

(1) *Recueil des Trav. de la Société d'émulat. pour les scienc. pharm.*, avril 1847, p. 107.

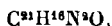
(2) *Comptes rendus des trav. de chim.*, 1846, p. 97.

(3) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 101.

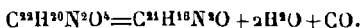
privée de toute la naphthalidame dont elle était mélangée, et laisse la carbamide naphthalidamique à l'état de pureté.

Ce corps se présente sous la forme d'une masse légère d'une grande blancheur et d'un aspect un peu soyeux. Il n'est pas volatil sans décomposition ; il distille à une température assez élevée en même temps qu'une portion se décompose en se charbonnant. Il est insoluble dans l'eau et fort peu soluble dans l'alcool bouillant qui le dépose par le refroidissement sous la forme d'une poudre composée d'aiguilles microscopiques. Les acides étendus et la potasse ne l'attaquent point.

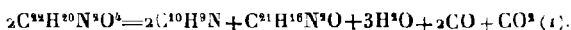
Plusieurs analyses ont conduit à la formule



Voici comment s'explique sa formation. L'oxalate neutre étant $C^2O^4H^2 + 2(C^{10}H^9N)$, donne



Mais comme il se dégage en même temps de l'acide carbonique et de la naphthalidame par suite de la décomposition d'une partie de l'oxalate employé, il faut, pour expliquer la réaction dans tous ses détails, prendre deux proportions d'oxalate neutre de naphthalidame :



Carbamide naphthalidamique sulfurée $C^{21}H^{16}N^2S$. — L'espèce sulfurée de la carbamide naphthalidamique se produit par l'action directe du sulfure de carbone sur la naphthalidame. Lorsqu'on met du sulfate de carbone en contact avec une dissolution de naphthalidame dans l'alcool absolu, il se dépose, au bout d'un jour ou de deux, une substance blanche cristalline qui recouvre les parois du vase. Les eaux mères retiennent en dissolution de l'hydrosulfate de naphthalidame.

Si l'on emploie des dissolutions fort étendues de naphthalidame et de sulfure de carbone dans l'alcool, la carbamide naphthalidamique sulfurée se dépose en aiguilles blanches et très-brillantes. Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool et le sulfure de carbone.

(1) S'il se dégage volumes égaux de CO et de CO^2 , ainsi que l'affirme plus haut M. Delbos, cette équation ne peut pas être exacte. C. G.

L'analyse a donné pour la formule de ce produit



Sa formation s'explique par l'équation suivante :



Bouillie avec une dissolution alcoolique de potasse, cette substance échange de l'oxygène pour le soufre, et régénère la carbamide naphthalidamique. En effet,



M. Delbos a aussi obtenu de nouvelles combinaisons avec la naphthalidamide et d'autres réactifs, tels que les chlorides, les fluorides, etc. Il en donnera la description dans un autre mémoire.

LOUYET. — Sur la véritable nature de l'acide hydrofluorique.

On avait admis jusqu'à présent que l'acide hydrofluorique anhydre pouvait être condensé et formait alors un liquide. D'après les expériences de M. Louyet (1), il n'en est pas ainsi : l'acide obtenu anhydre à l'aide de l'acide phosphorique anhydre, est gazeux à la température de -12° C. et à la pression ordinaire; l'acide liquide renferme de l'eau. Le gaz hydrofluorique est extrêmement fumant par suite de sa grande affinité pour l'eau; il attaque très-peu le verre à l'état anhydre, et M. Louyet pense qu'il serait peut-être possible de le recueillir sur le mercure dans une cloche de verre bien sèche.

JACQUELAIN. — Action de l'acide sulfurique sur le bichromate de potasse; étude de quelques sulfates.

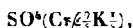
M. Jacquelain (2) a publié quelques expériences relatives à l'action de l'acide sulfurique sur le bichromate de potasse. Il signale la présence de l'oxyde de chlore dans l'oxygène préparé avec ces deux agents, quand ils ne sont pas exempts de chlorure, et indique comment on se procure à volonté, à l'aide de cette réaction, un sulfate de chrome et de potasse anhydre, puis de

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 434.

(2) *Ibid.*, p. 439 et 441.

l'alun de chrome, puis du sulfate de potasse anhydre, et du sulfate hydraté de même base.

Ce chimiste présente ensuite quelques observations sur les modifications que la solution violette de l'alun de chrome éprouve de la part de la chaleur; on sait qu'elle devient alors verte. Suivant M. Jacquelain, elle n'est plus, dans ce dernier état, de l'alun de chrome; dans une circonstance déterminée, elle se double en 2 équivalents de sulfate de potasse et en un composé dont la formule serait $3[3(\text{SO}^3), \text{Cr}^+\text{O}^3], \text{SO}^3, \text{KO}$, que l'on peut traduire ainsi dans le système unitaire (1) :



un sulfate neutre étant. . . . $\text{SO}^3(\text{M}^2)$.

L'alun de chrome violet n'est donc pas un isomère de l'alun vert. Au reste, les expériences de M. Jacquelain ne font que confirmer, sous ce rapport, celles de M. Fischer.

M. Jacquelain admet dans l'alun de chrome et dans l'alun ordinaire, écrits d'après la notation dualistique, 22 atomes d'eau. Cette composition n'est pas exacte. J'ai moi-même déterminé l'eau contenue dans l'alun ordinaire, en le calcinant avec de la litharge; j'ai ainsi obtenu 45,5 pour 100, quantité qui correspond exactement à 24 atomes. M. Fischer, de son côté, a obtenu 42,60 pour 100, avec l'alun de chrome, et cette proportion s'accorde également avec 24 atomes.

La correction que M. Jacquelain voudrait donc faire subir à la formule des aluns n'est pas justifiée par l'expérience. Ce chimiste suppose que les anciennes méthodes d'analyse auraient donné des résultats inexacts, et il prétend s'être mis à l'abri des erreurs en prenant la précaution de convertir en sulfates ou chlorures alcalins les sulfates des sesquioxides ou chlorures correspondants. Je ne vois pas la nécessité d'opérer ainsi pour déterminer la proportion de l'eau de cristallisation : pourquoi doser l'eau par différence si l'on peut l'apprécier directement par un procédé rigoureux? Il paraît aussi, d'après cela, que le procédé d'analyse employé par M. Jacquelain n'est pas fort exact, puisqu'il lui fait commettre une erreur sur l'eau, dosée par différence.

(1) $\text{Cr}\frac{2}{3} = \text{Cr}^2$, *chromicum*.

**MILLON. — Note sur la décomposition du nitrite
d'ammoniaque**

On sait qu'une solution aqueuse de nitrite d'ammoniaque se décompose, par la chaleur, en azote et en eau. En examinant cette réaction, M. Millon (1) a reconnu qu'elle s'opère tantôt d'une manière rapide, presque spontanée, tantôt avec beaucoup de résistance; voici dans quelles conditions: une solution de nitrite d'ammoniaque peut être conservée des heures entières dans un bain-marie d'eau bouillante, sans le moindre indice de décomposition; il suffit pour cela d'ajouter une goutte d'ammoniaque caustique. Mais la même solution plongée dans le même bain-marie peut se détruire en un instant par une effervescence vive et tumultueuse; il faut ajouter alors, au lieu d'alcali, une goutte d'acide nitrique, hydrochlorique ou sulfurique.

Comme conséquence de l'expérience précédente, M. Millon a été conduit à préparer le nitrite d'ammoniaque de la manière suivante: on fait arriver peu à peu, dans de l'ammoniaque caustique en excès, le produit nitreux résultant de la distillation du nitrate de plomb; l'ammoniaque est placée dans un creuset de platine, entouré d'un mélange réfrigérant. On évapore dans une atmosphère close saturée de gaz ammoniac et desséchée par de la chaux: le nitrate cristallise le premier.

**FAVRE ET SILBERMANN. — Chaleur produite par les
combinaisons chimiques.**

MM. Favre et Silbermann ont présenté à l'Académie (2) la suite de leurs expériences sur la chaleur dégagée pendant les combinaisons chimiques (3).

(1) *Annal. de Chim. et de Phys.*, t. XIX, p. 255.

(2) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 1081.

(3) Voir les communications antérieures, dans les *Comptes rendus* de cette année, mars, p. 221, et dans ceux de 1846, p. 255.

X. *Décomposition des corps dimorphes, spath d'Islande et arragonite.*

La chaleur opérant la décomposition du spath. .	308,1	calories absorbées
— — la désagrég. de l'arragonite.	38,3	— dégagées
— — la décomposit. de l'arragonite désagrégée.	299,2	— absorbées.

Suivent quelques observations sur le phénomène des lemniscates dans l'arragonite, passant peu à peu à l'état de spath, par l'action de la chaleur.

XI. *Chaleur dégagée pendant la décomposition des corps oxygénés.* — MM. Favre et Silbermann avaient avancé, dans leur dernier travail, que la décomposition du *protoxyde d'azote*, au lieu d'absorber de la chaleur, en donnait au contraire. Ils confirment aujourd'hui ce fait par de nouvelles expériences.

1 gr. d'oxygène dégagé par la décomposition de l'eau oxygénée donne 1,303 calories. « Si l'on considère qu'au nombre trouvé il faudra encore ajouter la chaleur de volatilisation de l'oxygène que nous ne connaissons pas, mais qui doit être au moins un peu plus forte que celle de l'eau, ou près de 600 calories, on porterait le nombre vers 1950. Ce nombre devrait encore subir quelques corrections, car l'oxygène était nécessairement saturé de vapeur d'eau; d'où diminution du poids réel d'oxygène dégagé, et, d'autre part, diminution de calories prises par cette eau vaporisée. Ces deux quantités tendent à augmenter le chiffre : ce nombre paraît à peu près la moitié de celui que nous avons trouvé pour ce gaz brûlant l'hydrogène. »

XII et XIII. *Composés salins.* — Cette partie renferme un grand nombre de déterminations faites sur les combinaisons de l'acide sulfurique avec l'eau, des bases avec les acides, sur la dissolution des cristaux, etc. « Les acides présentent plusieurs séries : dans chacune, pour chaque acide, la chaleur dégagée est en raison inverse du poids de l'équivalent; mais si les acides sont pris dans des séries différentes, il n'en est plus ainsi. Les bases pour le poids équivalent offrent tantôt des chaleurs égales, tantôt des chaleurs différentes. L'eau est celle qui offre la chaleur la plus faible. »

Je renvoie à l'original pour les détails numériques, ainsi qu :

pour les considérations moléculaires que les auteurs rattachent à leurs expériences.

C. RAMMELSBERG.—**Sur la distribution des substances minérales dans les différentes parties des plantes.**

L'examen chimique du colza et des pois a conduit M. Rammelsberg (1) à ce résultat intéressant, que les substances contenues dans la graine diffèrent, soit par la qualité, soit par la quantité, de celles que renferme la paille.

La graine de colza et de pois ne contenait que de la *potasse*, sans trace de *soude*. Dans la paille, au contraire, il y avait les deux alcalis, la soude cependant prédominait.

Les deux plantes renfermaient aussi de la *chaux* et de la *magnésie*; le premier oxyde abondait dans la paille, le second dans la graine.

L'*acide phosphorique*, partie essentielle des graines, ne se trouvait dans la paille qu'en petite quantité. Ainsi, par exemple, la graine de colza contenait 8 fois, les pois 3 1/2 fois autant d'acide phosphorique qu'un même poids de paille de ces végétaux.

Ces rapports sont intervertis quant aux *chlorures* et aux *sulfates*. La paille en renferme des quantités considérables, tandis qu'il n'y en a que fort peu dans les graines. Il en est de même de l'*acide carbonique* produit par l'incinération des parties organiques.

Voici, d'ailleurs, les détails des expériences de M. Rammelsberg.

	I. Colza.	Graine.	Paille.
Potasse.		25,18	8,13
Soude.		"	19,82
Chaux.		12,91	20,05
Magnésie.		11,39	2,56
Peroxyde de fer.		0,62	
Acide phosphorique.		45,95	4,76
— sulfurique.		0,53	7,60
— carbonique.		2,20	16,31
— hydrochlorique.		0,11	19,93
Silice.		1,11	0,84
		100,00	100,00

1 *Annal. de Poggendorff*, t. LXXI, p. 151.

	H. Pois.	Graine.	Paille.
Potasse		43,09	8,20
Soude		•	12,50
Chaux		4,77	30,53
Magnésie		} 8,06	} 6,93
Peroxyde de fer			
Acide phosphorique		40,56	9,21
— sulfurique		0,44	7,01
— carbonique		0,79	16,36
— hydrochlorique		1,96	7,15
Silice		0,33	0,62
		<hr/> 100,00	<hr/> 100,00

Cendres fournies par 100 p. de substance :

Colza	}	Graine. 4,54
		Paille . 5,21
Pois	}	Graine. 3,28
		Paille . 4,15

Dans ces expériences les parties végétales furent carbonisées à une douce chaleur dans un creuset couvert, afin d'éviter les pertes et les décompositions. Le charbon, réduit en poudre fine, fut épuisé par l'eau bouillante, et l'extrait fut soumis à un examen particulier. On traita ensuite le charbon restant par de l'acide hydrochlorique, on le brûla après l'avoir lavé et séché, et l'on y ajouta les cendres du liquide acide. L'acide carbonique, l'acide sulfurique et le chlore furent déterminés à part.

La partie soluble dans l'eau, contenue dans les 100 parties précédentes, avait la composition suivante :

	Colza.		Pois.	
	Graine.	Paille.	Graine.	Paille.
Potasse	3,08	7,53	7,47	6,74
Soude	•	18,63	•	9,90
Chaux	•	•	0,03	0,29
Magnésie	•	•	0,15	0,15
Acide phosphorique	1,74	•	2,10	0,64
— sulfurique	0,53	7,60	0,44	5,30
— carbonique	0,42	4,77	0,79	4,75
— hydrochlorique	0,11	19,93	1,96	7,15
	<hr/> 5,88	<hr/> 58,46	<hr/> 12,94	<hr/> 34,92

Bien entendu, les nombres précédents ne représentent pas toute la quantité des parties solubles, car la structure propre

au charbon végétal n'en permet pas l'extraction complète, surtout pour ce qui est des parties contenues dans la graine.

M. Rammelsberg termine ce mémoire en rappelant les principaux résultats obtenus antérieurement, par d'autres chimistes, à l'analyse des différentes parties du maïs, du blé, du seigle, de l'orge, de l'avoine et du pin. Il pense qu'il serait prématuré aujourd'hui d'en déduire des conséquences générales; toutefois il fixe son attention sur la présence constante et la prédominance de l'acide phosphorique dans la graine, tandis que cet acide ne se trouve qu'en petite quantité dans les autres parties végétales. De même, la chaux est surtout abondante dans la paille ou le bois, la magnésie se rencontre de préférence dans la graine.

**E. C. NICHOLSON. — Recherches sur la caféine
et ses combinaisons.**

Nous avons fait remarquer, dans les Comptes rendus de l'année dernière (p. 363), les dissidences qui existent entre les derniers résultats de M. Payen et ceux de ses devanciers relativement à la composition de la caféine.

Les nouveaux résultats de M. Nicholson (1) ne sont pas favorables à l'opinion du chimiste français, et s'accordent, au contraire avec ceux de MM. Liebig et Pfaff, Woehler, Mulder, Jobst et Stenhouse.

M. Nicholson a préparé la caféine par le procédé ordinaire: extraction par l'eau bouillante, précipitation par l'acétate de plomb, décomposition du précipité par l'hydrogène sulfuré, et cristallisations réitérées de la caféine dans l'eau et finalement dans l'alcool.

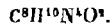
Les cristaux, séchés au bain-marie, ne perdaient plus de leur poids par la dessiccation à 130°. Ils contenaient :

Carbone . .	49,51	49,39	49,37
Hydrogène . .	5,22	5,23	5,30

Ces nombres s'accordent parfaitement avec l'ancienne formule

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXII, p. 71.

de la caféine (carb. 49,48 — hydrog. 5,15 — azote 28,80 — oxygène 16,51) :



Le *chloroplatinate de caféine* s'obtient, comme l'a déjà indiqué M. Stenhouse, en mélangeant avec du bichlorure de platine une solution de caféine dans l'acide hydrochlorique; le précipité est d'un bel orangé. Si l'on fait le mélange à chaud, le sel se dépose en jolis grains cristallins, qu'on obtient purs après quelques lavages à l'alcool. Ces cristaux ne sont que peu solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther; ils ne s'altèrent pas à l'air et ne perdent pas de leur poids au bain-marie.

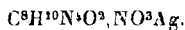
M. Nicholson a obtenu à l'analyse de différents échantillons : carbone 23,80 — hydrog. 2,86 — platine 24,51 — 24,52 — 24,60 — 24,64 — 24,64 — 24,56. Ces nombres s'accordent parfaitement avec la formule de M. Stenhouse :



Le *nitrate de caféine argentique* se prépare en versant un excès de nitrate d'argent dans une solution aqueuse ou alcoolique de caféine. Quand les solutions sont concentrées, ce sel se sépare en demi-sphères blanches et cristallines, s'attachant aux parois du vase. On les obtient parfaitement pures par le lavage à l'eau et par une nouvelle cristallisation. Les cristaux de ce sel ne s'obtiennent pas d'une grande dimension; ils sont blancs et ne s'altèrent point à la lumière quand ils sont secs; à l'état humide, ils se colorent en violet. Ils sont peu solubles dans l'eau froide, plus solubles dans l'eau bouillante et dans l'alcool, et peuvent être recristallisés sans subir d'altération.

Ce sel ne s'altère pas non plus au bain-marie. A une température plus élevée, il se décompose en volatilissant de la caféine et en laissant de l'argent métallique.

M. Nicholson y a trouvé : Carbone, 26,45; — hydrogène, 2,86; — argent, 29,76—29,82. Ces résultats sont d'accord avec les rapports $[C^{16}H^{20}N^8O^6, N^2O^3, Ag^2O]$, c'est-à-dire (1) :



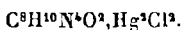
(1) M. Péligot a déjà obtenu cette combinaison, il y a trois ans. (Mou. Précis, t II, p. 87.)

Le *chloromercurate de caféine* s'obtient en mélangeant une solution de caféine aqueuse ou alcoolique avec un excès de bichlorure de mercure. Le mélange reste limpide, mais au bout de quelques instants, il se prend en une masse de petits cristaux qu'on purifie par une nouvelle cristallisation dans l'eau ou dans l'alcool.

Les cristaux purs de ce sel, cristallisés dans l'eau, ressemblent, à un haut degré, à la caféine, seulement ils ne sont pas si gros. Ils sont très-solubles dans l'alcool, l'eau, l'acide hydrochlorique et l'acide oxalique, et paraissent se combiner avec ce dernier. Ils sont presque insolubles dans l'éther.

Ce sel ne perd pas de poids par la dessiccation à 100°.

Il a donné à l'analyse : carbone, 20,30 ; — hydrogène, 2,32 ; — mercure, 42,91. Ces résultats sont d'accord avec la formule

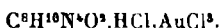


Le *chloraurate de caféine* se produit quand on ajoute un excès de chlorure d'or à une solution de caféine dans l'acide hydrochlorique. Si l'on emploie des liquides concentrés, le mélange se prend bientôt en un magma cristallin d'un beau jaune citronné. On lave les cristaux à l'eau froide, on les fait cristalliser dans l'alcool, et on les dessèche au bain-marie.

Cristallisé dans une solution alcoolique, ce sel se présente sous la forme d'aiguilles orangées, allongées et d'une forte saveur métallique. Il est soluble dans l'eau et l'alcool. La solution étant maintenue en ébullition, se décompose, en donnant un dépôt jaune et floconneux, insoluble dans l'eau et l'alcool, soluble dans l'acide hydrochlorique. Le sel se décompose aussi quand on maintient la solution, pendant plusieurs heures, à la température de 68° ; on voit alors se séparer des paillettes brillantes d'or métallique.

Le sel sec n'est pas altéré par la lumière et peut être chauffé à 100°, sans qu'il se décompose.

On y a trouvé : carbone, 17,72 ; — hydrogène, 2,11 ; — or, 37,12—36,93 ; ce qui fait :



Outre les sels précédents, la caféine en donne encore plusieurs autres que M. Nicholson n'a pas analysés.

Quand on mélange une solution de caféine alcoolique et bouillante avec une solution alcoolique de cyanure de mercure, il se dépose, par le refroidissement, des cristaux qui ressemblent à un haut degré au chloromercurate décrit précédemment.

Une solution de caféine dans l'acide hydrochlorique donne, avec le chlorure de palladium, un beau précipité brun, et la liqueur filtrée dépose, au bout de quelque temps, des paillettes jaunes d'une autre combinaison, fort semblables à l'iodure de plomb.

La caféine ne précipite pas le sulfate de cuivre, le protochlorure d'étain, l'acétate de plomb, le protosulfate de mercure. Bouillie avec du perchlorure de fer, elle donne, par le refroidissement, un précipité brun rouge, entièrement soluble dans l'eau, et qui paraît être un sel double semblable aux précédents.

**W. CRUM, E.-F. TESCHEMACHER, R. PORRETT. — sur
le coton-poudre.**

M. Walter Crum a communiqué à la Société philosophique de Glasgow (1) une note sur un mode d'analyse des corps nitrogénés.

Pour donner une idée de ce procédé, l'auteur l'applique au dosage du nitrate de potasse. Il fait passer quelques cristaux de ce sel dans un gros tube gradué renversé sur le mercure, puis un peu d'eau. Quand le sel a été dissous, il y fait arriver de l'acide sulfurique; il se produit ainsi du bioxyde d'azote, et tout l'acide nitrique est converti en ce gaz. On fait alors passer dans le tube une solution de sulfate de fer récemment bouillie; le gaz est rapidement absorbé, excepté une petite portion qu'on agite, dans un petit tube, avec de nouvelle solution, afin de l'absorber aussi. Le volume du deutoxyde absorbé donne, par le calcul, la proportion de l'acide nitrique.

En appliquant ce procédé à l'analyse du coton-poudre, M. Crum (2) a trouvé des résultats s'accordant sensiblement avec les rapports $[C^{12}H^{14}O^7, 3N^2O^5]$.

(1) l'Institut, n° 706, 14 juillet 1847.

(2) Comparez les résultats de MM. Pelouze, Peligot, Florès Domonte et Ménard, etc, communiqués plus haut.

Deux notes relatives au coton-poudre ont aussi été communiquées à la Société chimique de Londres. L'une, de M. Teschemacher, est relative au mode de formation de cette substance, et a principalement en vue les questions d'économie qui s'y rattachent. Les évaluations de l'auteur tendent à prouver, si l'on se base sur les prix actuels du salpêtre et de l'acide nitrique, que la préparation du coton-poudre ne saurait, par les moyens actuels, se préparer d'une manière économique.

Quelques analyses du coton-poudre ont conduit MM. Teschemacher et Porrett aux relations $[C^{12}H^{16}O^8, 4N^2O^5]$.

J'ajouterai aussi que M. Porrett (1) suppose dans le coton poudre l'existence d'un alcaloïde particulier; mais les expériences sur lesquelles il se base, ne me semblent pas avoir la portée qu'il leur attribue.

PLANTAMOUR. — Procédé pour dorer les roues des montres et des chronomètres.

Les roues (2) des montres sont munies d'un pignon d'acier qui ne doit pas recevoir la dorure, ce qui s'oppose à l'emploi du dorage galvanique. Le procédé ordinaire de dorage au mercure est également impraticable dans ce cas, parce qu'il s'opère toujours sur une surface amalgamée au moyen d'une dissolution acide de mercure dans l'eau-forte, qui détruirait complètement les pignons d'acier.

M. Plantamour indique un procédé qui réussit parfaitement et qui consiste à faire usage, pour l'amalgamation de la surface à dorer, d'une dissolution de deuto-nitrate ammoniacal dans une solution de nitrate d'ammoniaque contenant de l'ammoniaque en excès. Par ce moyen, la roue s'amalgame sans que le pignon d'acier soit altéré, et l'on achève la dorure au moyen de l'amalgame d'or par le procédé ordinaire.

TH. ROWNEY. — Analyse du verre de Bohême.

Le verre réfractaire, qui est si avantageux pour les tubes à

(1) *L'Institut*, *ibid.*, p. 229.

(2) *Supplém. à la Biblioth. universelle de Genève*, n° 17, juin 1847.

combustion, a été soumis à une nouvelle analyse par M. Thomas Rowncy (1).

Cette analyse a donné :

Silice.	73,13
Chaux.	10,43
Alumine.	0,30
Peroxyde de fer.	0,13
Magnésic.	0,26
Protox. de manganèse.	0,46
Soude.	3,07
Potasse.	11,49

99,27

Le rapport de l'oxygène contenu dans les bases et l'acide est sensiblement comme 1 : 6.

Ces résultats sont peu éloignés de ceux qui avaient été obtenus pour d'autres qualités de verre de Bohême. Voici d'ailleurs ces dernières analyses :

	Berthier.	Dumas.	Gros	Péligot.
Silice.	71,7	69,4	71,6	76
Chaux.	10,3	9,2	10,0	8
Alumine.	0,4	9,6	2,2	1
Protoxyde de fer.	0,3	—	3,9	•
Protoxyde de manganèse.	0,2	—	0,2	•
Magnésic.	—	—	2,3	•
Soude.	2,5	—	—	•
Potasse.	12,1	11,8	11,0	15
	<u>98,1</u>	<u>100,0</u>	<u>101,2</u>	<u>100</u>

On trouve, dans l'édition allemande de la Chimie de Graham, une analyse de M. Otto, laquelle indique : silice, 74,0; chaux, 7,2; alumine et fer, 0,1; potasse, 18,5. Cette composition est remarquable par la forte quantité de potasse; toutefois le rapport de l'oxygène y est aussi de 1 : 6.

A. DELESSE. — Composition des feldspaths.

Dans un grand travail géologique que M. Delesse (2) vient de

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXII, p. 83.

(2) *Mémoire sur la constitution minéralogique et chimique des roches des Vosges*, dans les *Mémoires de la société d'émulation du Doubs*, 1847. — Communiqué par l'auteur.

publier, on trouve plusieurs analyses de feldspaths que nous allons rapporter. Les études de M. Delesse portent principalement sur la classification des roches non stratifiées au moyen de la minéralogie chimique : on sait que les feldspaths en forment toujours la base, et les minéraux de cette famille constituent donc la plus grande partie de l'écorce du globe.

Les diverses espèces de feldspaths ne présentent que de très-légères différences dans leurs caractères minéralogiques ; elles appartiennent toutes aux deux derniers systèmes cristallins, et les angles de leurs formes primitives sont à peu près les mêmes. De plus, leurs propriétés chimiques sont presque identiques et leur composition est soumise à une loi commune. Si l'on ajoute à cela que les caractères minéralogiques qui servent à les classer sont en petit nombre et en outre fort incertains, surtout lorsque les feldspaths sont engagés dans les roches, on conçoit pourquoi il est si difficile de les distinguer entre eux, bien qu'ils appartiennent à une famille bien naturelle. M. Delesse insiste ici sur la nécessité de consulter l'analyse chimique, dans l'appréciation des différents types de roches dont les feldspaths forment la base.

Sans nous arrêter sur les développements géologiques, nous passerons immédiatement aux analyses des feldspaths.

La montagne sur laquelle est bâti le village de Belfahy, dans la Haute-Saône, est formée, en plus grande partie, par un porphyre contenant un feldspath labrador blanc ou blanc verdâtre, d'une densité de 2,719, d'une dureté un peu plus petite que 6, c'est-à-dire un peu inférieure à celle de l'adulaire du Saint-Gothard et à celle du labrador du Groënland. Il est facile de constater sur les fragments isolés de ce feldspath qu'il appartient au système du prisme oblique non symétrique.

M. Delesse y a trouvé :

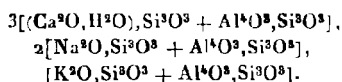
	I.	II.	III.	Moyenne.	Oxyde.	Rapports.
Silice	52,79	52,99	"	52,89	27,480	3
Alumine	"	27,14	27,64	27,39		
Peroxyde de fer	"	1,24	1,24	1,24	0,381	
Oxyde manganoux	"	0,30	"	0,30	0,067	
Chaux	"	6,01	5,77	5,89	1,554	
Magnésie	trace	"	"	"	"	
Soude	"	"	5,29	5,29	1,353	1
Polasse	"	"	4,58	4,58	0,776	
Eau	"	2,28	"	2,28	2,027	

La présence de l'eau dans ce feldspath est très-remarquable ;

cette eau n'est pas hygrométrique, car le minéral avait d'abord été séché à une douce chaleur, et M. Delesse a constaté qu'étant mis dans l'eau après la calcination, il ne reprend pas l'eau qu'il a perdue. L'analyse a d'ailleurs été faite sur des cristaux très-purs et très-nets.

Dans d'autres échantillons, M. Delesse a trouvé 2,550 — 2,417 eau. Des essais analogues, faits sur des feldspaths labrador appartenant à des roches de la même famille, lui ont montré que la quantité d'eau est d'autant plus grande que le feldspath a une teinte plus verdâtre et un aspect plus cirieux : elle diminue au contraire ou elle devient nulle quand sa teinte tire sur le gris.

M. Delesse représente le labrador de Belfahy par les rapports suivants :



Il admet, avec M. Schérer (1), l'isomorphisme polymère, et suppose que 3 at. d'eau peuvent remplacer 1 atome de chaux. Il fait ainsi rentrer la composition précédente dans celle des labradors, analysés par MM. Abich, Segeth et Le Hunte.

M. Delesse a également analysé le feldspath du porphyre vert antique des anciennes carrières de la Laconie. C'est encore un labrador semblable aux précédents. Il est d'un blanc légèrement verdâtre, et présente une densité de 2,883.

Il renferme :

			Moyenne.	Oxygène.	Rapports.	
Silice.	53,20	"	53,20	"	27,643	6
Alumine.	27,57	27,05	27,31	12,764		
Peroxyde de fer.	1,03	1,03	1,03	0,316	13,080	3
Protox. de mangan.	traces	"	"	"		
Chaux.	8,03	8,01	8,02	2,253	4,863	1
Magnésie (différent)	"	1,01	1,01	0,390		
Soude.	"	3,52	3,52	0,900		
Potasse.	"	3,40	3,40	0,577		
Eau.	2,64	2,37	2,51	2,231		
			100,00			

Le labrador de Tyfholens'Udden en Norwége a donné :

(1) Cahier de janvier de ces comptes rendus. — *Journ. de Pharm. et de Chim.*, t. XI, p. 58.

				Moyenne.	Oxygène.	Rapports.
Silice.	55,65	55,75	"	55,70	20,94	6
Alumine.	25,47	24,08	"	25,23	11,79	} 12,31 3
Peroxyde de fer.	1,71	1,71	"	1,71	0,52	
Chaux.	"	5,01	"	4,94	1,39	} 4,27 1
Magnésie.	"	0,72	"	0,72	0,28	
Soude.	"	"	7,04	7,04	1,80	
Potasse.	"	"	3,53	3,53	0,60	
Eau.	"	0,77	"	0,77	0,62	

Ce dernier feldspath est remarquable par sa forte proportion de silice; on remarque aussi que l'eau y est bien plus faible que dans les feldspaths précédents.

BINEAU. — Dosage du carbonate de chaux.

M. Bineau a décrit (1) un procédé d'analyse ayant pour but l'évaluation prompte et facile du carbonate de chaux contenu, soit dans les pierres calcaires, soit dans les marnes ou dans les terres arables, soit dans les eaux.

S'agit-il d'une matière solide, on introduit dans une cornue tubulée la portion destinée à l'essai, après l'avoir finement pulvérisée si c'est nécessaire; on ajoute de l'acide hydrochlorique faible et titré, en quantité connue et plus que suffisante pour la décomposition du carbonate; on chauffe le tout jusqu'au moment où quelques gouttes commencent à se condenser dans le col de la cornue, puis on adapte un récipient tubulé et on fait bouillir de nouveau. En opérant ainsi, on peut négliger sans inconvénient l'acide carbonique qu'absorbe le liquide distillé. Quand l'ébullition a duré le temps nécessaire pour assurer une réaction complète, on réunit les liquides du récipient et de la cornue, et après les avoir colorés avec un peu de dissolution de tournesol neutre, on y verse avec une burette graduée une solution alcaline, caustique et titrée, en s'arrêtant à l'instant, parfaitement tranché, où la couleur passe au bleu.

Si le calcaire est magnésien, il faut un supplément d'opération, afin d'apprécier la magnésie qui se confondrait avec la chaux par son pouvoir neutralisant à l'égard de l'acide. Il suffit, pour achever l'analyse, d'ajouter de l'eau sucrée, puis

(1) *Mémoires de la société royale d'agriculture, histoire naturelle et arts utiles de Lyon*, 30 avril 1847. — Communiqué par l'auteur.

de nouvelles doses de l'alcali titré, tant qu'il donne lieu à un précipité. La chaux reste dissoute à la faveur du sucre; la magnésie seule est précipitée. Sa proportion ou celle de son carbonate se déduit du volume d'alcali consommé dans cette seconde partie de l'essai.

Si l'on a outre-passé la dose convenable de liquide alcalin, il est facile d'y remédier en évaluant l'excédant : on sépare la magnésie par le filtre, et l'on détermine le volume d'acide titré nécessaire pour détruire l'alcalinité de la liqueur.

Dans tous les cas, quand la magnésie a été reconnue et dosée, il faut, pour calculer la proportion de la chaux, soustraire de l'acide employé au commencement de l'expérience, non-seulement celui qui correspond à l'alcali versé d'abord pour arriver à la neutralité, mais encore celui qui correspond à l'alcali par lequel la magnésie a été déplacée.

Afin d'arriver à une appréciation aussi exacte que possible de la magnésie, il faut, à cause de sa solubilité sensible, éviter d'opérer sur trop de liquide. Au reste, la présence du sucre ou d'un sel alcalin n'accroît pas la solubilité de la magnésie.

La présence de l'alumine et du peroxyde de fer n'influe pas sur les résultats de l'analyse. Le manganèse ou le fer resté *au minimum* nuirait à l'évaluation de la magnésie, mais non à celle de la chaux. Au surplus, l'altération que l'air ferait éprouver aux oxydes précipités fournirait un avertissement facile à saisir.

Si la matière qu'on analyse renfermait du carbonate de potasse ou de soude, il faudrait en enlever ces sels préalablement par les lavages à l'eau, ou en déterminer la quantité pour la défalquer.

Il est clair que l'acide nitrique, et même l'acide sulfurique, pourraient tout aussi bien servir dans cette analyse.

Considérons maintenant le cas où le carbonate de chaux à doser est en dissolution dans l'eau. Si des carbonates de potasse ou de soude, ou d'autres sels à réaction alcaline, ou bien des matières organiques pouvant donner de l'ammoniaque, se trouvent dissous en même temps que le carbonate de chaux, il est nécessaire de précipiter celui-ci par une ébullition convenablement prolongée, qu'il est commode d'effectuer dans le vase

même où l'on doit ensuite en évaluer la quantité. Cette évaluation s'opère en traitant, d'après la méthode décrite, le précipité convenablement lavé. Quant à la faible portion qui ne se précipite pas, on en pourra tenir compte approximativement, en admettant que chaque décilitre d'eau retient en dissolution quatre milligrammes du carbonate cherché.

Si l'eau contenant le carbonate calcaire est exempte d'autres matières capables de neutraliser les acides, on ajoute immédiatement un excès d'acide titré, et, avant de verser l'alcali destiné à faire apprécier la portion excédante, on expulse l'acide carbonique par l'ébullition. Vu l'extrême dilution où se trouve l'acide resté libre, on peut négliger la quantité imperceptible qui se vaporise, et il devient inutile d'opérer dans un appareil distillatoire. D'ailleurs, à l'acide hydrochlorique rien n'empêche de substituer l'acide sulfurique titré.

P. LA CAVA. — sur la composition de la houille de Toscane.

M. La Cava, professeur de chimie appliquée aux arts militaires à Naples, a fait l'analyse de la houille de Toscane (1)

Houille maigre du Monte Massi. — Densité variant de 1,36 à 1,39, sans éclat, brûlant avec une flamme claire, donnant des quantités de cendres variant de 9,5 à 1,83 pour 100.

100 parties ont donné :

Matière volatile. . .	42,43—43,46.
Coke.	57,57—56,54.

Composition élémentaire.

	Moyenne.
Carbone.	62,00
Hydrogène.	5,00
Oxygène.	17,83
Azote.	0,92
Cendres.	14,25
	<hr/>
	100,00

Houille grasse du Monte Bamboli. — Densité variant de 1,38

(1) *Ricerca chimica sul carbone fossile di Toscana*, brochure in-8°. — Communiqué par l'auteur.

à 1,40, légèrement brillante, brûlant avec une flamme faible, se gonflant et entrant en fusion, donnant 4,17 pour 100 de cendres.

100 parties ont donné :

Matière volatile. . .	39,2 — 38,74
Coke.	60,7 — 61,26

Composition élémentaire :

Carbone.	76,40
Hydrogène.	4,86
Oxygène.	13,01
Azote.	0,93
Cendres.	4,71
	100,00

J. FRITZSCHE et H. STRUVE. — Action de l'ammoniaque sur l'acide osmique.

Lorsqu'on ajoute de l'ammoniaque caustique à une solution d'acide osmique dans un excès de potasse, la couleur orangé foncé du liquide passe rapidement au jaune clair, et il se produit un sel nouveau qui se sépare, à l'état de poudre jaune et cristalline, soit immédiatement, soit par l'évaporation du liquide à une douce chaleur.

La formation de ce nouveau composé ne nécessite pas précisément la présence de la potasse ou d'un autre oxyde, mais uniquement celle de l'ammoniaque : toutefois le sel ammoniacal est assez altérable, et se décompose pendant l'évaporation. Il vaut donc mieux faire intervenir un oxyde basique.

L'ammoniaque se décompose avec l'acide osmique pour donner un acide azoté que MM. Fritzsche et Struve (1) appellent *acide osman-osmique*, nom que nous traduirons par *acide osmiamique* ; car la composition qu'ils admettent pour ce corps et les sels métalliques dérivés, n'est pas exacte, ainsi que nous allons le prouver.

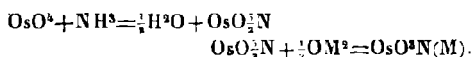
MM. Fritzsche et Struve donnent à ce nouvel acide, supposé anhydre, la formule $[\text{OsN}^2, \text{OsO}^4]$; or, puisque l'ammoniaque renferme N^2H^3 et l'anhydride osmique OsO^4 , il est évident que

(1) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XLI, p. 97.

H⁶ de l'ammoniaque ne peut se décomposer qu'avec O³ pour former de l'eau. Que devient alors le quatrième équivalent d'oxygène? Ces chimistes n'en tiennent pas compte, bien qu'ils aient constaté que la formation des osmiamates n'est accompagnée d'aucun dégagement de gaz. Au reste, leurs expériences s'accordent très-bien avec la formule



qui me paraît seule applicable aux *osmiamates*, d'après les équations



Cette correction faite, voici les propriétés des nouveaux sels.

Les osmiamates se décomposent par la chaleur avec explosion; plusieurs d'entre eux éprouvent la même décomposition par l'effet du choc. Comme produits de cette décomposition, on remarque l'osmium métallique, de l'osmiate ou un composé osmique moins oxygéné. Il y a toutefois l'osmiamate mercurieux, qui se volatilise sans explosion, quand on le chauffe brusquement, et ce sel répand alors une forte odeur d'acide osmique.

L'acide osmiamique n'a pu s'obtenir qu'en dissolution dans l'eau. Pour le préparer, on précipite avec précaution l'osmiamate de Ba par l'acide sulfurique, ou bien on décompose l'osmiamate de Ag récemment préparé et encore humide par l'acide hydrochlorique étendu. Après la filtration, on obtient ainsi une solution jaune clair qui se laisse conserver sans altération pendant quelques jours, si elle est suffisamment étendue; dans le cas contraire, elle commence à brunir et se décompose en dégageant du gaz, mettant de l'acide osmique en liberté, et déposant une substance noire, non explosive et contenant de l'osmium. La même métamorphose a lieu quand on abandonne à l'évaporation l'acide étendu, placé sous une cloche sur de l'acide sulfurique.

L'acide osmiamique déplace non-seulement l'acide carbonique des carbonates, mais il décompose aussi le chlorure de K. On obtient en effet des cristaux d'osmiamate de K, si l'on abandonne à l'évaporation une goutte de l'acide aqueux avec un cristal de chlorure de K, placé sur une lame de verre.

Le zinc métallique se dissout dans l'acide aqueux en dégageant un peu de gaz ; toutefois une partie de l'acide se décompose, le zinc se recouvre d'un dépôt noir très-adhérent, et des flocons viennent à nager dans le liquide qui acquiert l'odeur de l'acide osmique. Quand tout l'acide non décomposé s'est saturé de zinc, la métamorphose s'arrête.

A froid, les acides n'exercent aucune action décomposante sur l'acide osmique et les osmiamates. On peut, sans inconvénient, ajouter à leur solution de l'acide sulfurique, nitrique ou hydrochlorique ; mais la décomposition s'effectue bientôt quand on chauffe, et elle se manifeste alors par le dégagement d'acide osmique et par le brunissement de la liqueur ; les produits varient suivant la nature de l'acide employé.

Les osmiamates s'obtiennent, soit directement par l'action de l'acide osmique sur une solution des bases dans l'ammoniaque (sels de K, Zn, Ag), soit en précipitant le sel de K par des sels métalliques, soit enfin en décomposant le sel de Ag par des chlorures.

MM. Fritzsche et Struve ont constaté par l'analyse que ces sels ne renferment pas d'hydrogène. Dans deux expériences, le sel de K n'a donné, par la combustion avec l'oxyde de Cu, que 0,072 et 0,033 hydrogène ; il en faudrait 0,34 pour qu'il y eût 1 éq. d'hydrogène.

Les osmiamates éprouvent une décomposition intéressante de la part de l'acide hydrochlorique. Les produits varient suivant la concentration de l'acide. Si l'on arrose d'acide hydrochlorique concentré le sel de K, il s'établit immédiatement une réaction énergique, accompagnée d'un dégagement de chlore ou peut-être d'un oxyde de chlore ; l'acide hydrochlorique prend alors une belle teinte pourpre, et les cristaux de l'osmiamate de K se recouvrent d'une croûte de petits cristaux rouges de deux espèces différentes ; si l'on broie le sel employé et que le contact de l'acide hydrochlorique soit assez prolongé, tout l'osmiamate finit par se transformer ainsi. MM. Struve et Fritzsche n'ont pas encore réussi à élucider cette métamorphose.

Si l'on ajoute de l'acide hydrochlorique étendu à une solution d'osmiamate de K saturée à froid, il ne s'effectue aucune décomposition à la température ordinaire, et la métamorphose ne

s'établit qu'à une température plus élevée. Elle est alors plus compliquée; la liqueur ne prend que passagèrement une teinte rouge et brune, en émettant bientôt l'odeur de l'acide osmique, lequel se dégage en abondance dès que le liquide est porté à l'ébullition. Si l'on évapore la liqueur à cristallisation dès qu'elle ne dégage plus d'acide osmique, on obtient un mélange de sels, parmi lesquels le microscope fait reconnaître des tables hexagones vertes, des aiguilles vertes, un autre sel rouge, etc. Ces sels paraissent se décomposer par l'eau, car on n'a pas réussi à les obtenir cristallisés par une nouvelle dissolution.

Osmiamate de potasse. Pour préparer ce sel, le meilleur procédé consiste à dissoudre l'acide osmique solide dans une solution concentrée de potasse caustique, additionnée d'ammoniaque, pendant qu'on agite le mélange. Le liquide prend alors une teinte jaune clair, et l'osmiumate de K finit par se déposer à l'état d'une poudre jaune et grenue.

On peut aussi faire passer directement le produit de la distillation des liqueurs osmiques dans une lessive de potasse ammoniacale convenablement refroidie; toutefois il faut alors éviter la distillation simultanée des vapeurs nitreuses qui exerceraient sur l'osmiumate une action décomposante.

Dans les deux cas, on évapore à une douce chaleur l'eau mère après qu'elle a déposé l'osmiumate. Au lieu de la potasse caustique, on pourrait aussi employer le carbonate, mais avec moins d'avantage.

On fait cristalliser l'osmiumate dans fort peu d'eau bouillante; il s'obtient par le refroidissement, sous forme de petits cristaux d'un jaune citronné. Ces cristaux sont d'une belle dimension quand on abandonne à l'évaporation une solution du sel saturée à froid; ils se présentent alors sous la forme d'octaèdres aigus à base carrée. M. de Nordenskiöld en a déterminé les éléments.

L'osmiumate de K est bien moins soluble dans l'alcool que dans l'eau; toutefois il s'y dissout sans altération, et même il ne s'en décompose que fort peu par l'évaporation de la solution. Il est insoluble dans l'eau.

Il ne renferme pas d'eau de cristallisation. On peut le chauffer jusqu'à 180° sans qu'il se décompose; mais il prend alors

une teinte brune, et il se décompose brusquement, à une température plus élevée, avec de violentes projections.

Résultats de l'analyse : potasse, 16,126; osmium, 67,9; azote, 4,820. MM. Fritzsche et Struve en déduisent la formule $[K^2O, OsN^2, OsO^4]$ que je remplacerai par

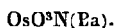


par les raisons indiquées plus haut.

L'*osmiamate de soude* s'obtient le mieux par le sel d'argent et le chlorure de Na. Cristaux prismatiques renfermant de l'eau de cristallisation, et fort solubles dans l'eau.

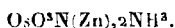
L'*osmiamate d'ammoniaque* se prépare de la même manière. Il forme de gros cristaux anhydres qui paraissent être isomorphes avec le sel de potasse. A 125°, ils se décomposent avec explosion. Ce sel est très-soluble dans l'eau et l'alcool.

L'*osmiamate de baryte* cristallise aisément en aiguilles jaunes et brillantes de quelques lignes de longueur. Il est assez soluble dans l'eau, et fait explosion vers 150°. Il a donné à l'analyse : baryte, 23,88; osmium, 61,07; azote, 4,269. La formule des auteurs est $[Ba^2O, OsN^2, OsO^4]$, que nous remplacerons par



On obtient l'*osmiamate de zinc ammoniacal* soit en dissolvant de l'acide osmique dans une solution d'un sel de zinc dans l'ammoniaque caustique, soit en mélangeant une dissolution d'acide osmique dans l'ammoniaque avec la solution d'un sel de zinc. Il se dépose bientôt une poudre jaune clair et cristalline, qu'on sépare de l'eau mère par des lavages à l'ammoniaque.

Cette combinaison est très-stable; on peut la sécher à l'air et la conserver sans qu'elle perde de l'ammoniaque. Elle est presque insoluble dans l'ammoniaque, l'eau pure la décompose déjà à froid. Bouillie avec de l'eau, elle se décompose complètement en déposant de l'oxyde de zinc, dégageant la moitié de son ammoniaque, et donnant de l'osmiamate d'ammoniaque. Analyse : oxyde de zinc, 11,28; ammoniaque, 10,35. Formule de MM. Fritzsche et Struve : $[Zn^2O, OsN^2, OsO^4 + 2 N^2H^5]$, que je remplace par



Une solution de nitrate de Pb n'est pas précipitée par une so-

lution concentrée d'osmiumate de K ; ce n'est qu'au bout de quelque temps qu'il s'y forme quelques cristaux qui ne sont pas assez stables pour être examinés. Une solution d'acétate de plomb donne avec la solution des osmiumates un précipité non cristallin, d'abord d'un jaune sale, mais qui prend bientôt une teinte pourpre en développant de l'acide osmique.

Si l'on ajoute une solution de chlorure de Pb à une solution d'osmiumate de K, ou bien aussi une solution de nitrate de Pb additionnée d'acide hydrochlorique, il se produit peu à peu un précipité jaune cristallin, que MM. Fritzsche et Struve considèrent comme une combinaison d'équivalents égaux de chlorure et d'osmiumate de plomb.

L'osmiumate mercurieux forme un précipité jaune clair, non cristallin, insoluble dans l'eau. L'osmiumate mercurique forme des cristaux prismatiques.

Enfin l'osmiumate d'argent s'obtient directement en dissolvant de l'acide osmique dans une solution ammoniacale d'un sel de Ag, et sursaturant ensuite par l'acide nitrique. On peut aussi l'obtenir en ajoutant à une solution d'acide osmique dans l'ammoniaque d'abord un excès d'acide nitrique et puis un sel de Ag. Il se prépare d'ailleurs aussi par double décomposition avec les sels de Ag et les osmiumates solubles.

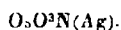
L'osmiumate de Ag forme une poudre cristalline d'un jaune citron, fort peu soluble dans l'eau et dans l'acide nitrique froid, plus soluble dans l'ammoniaque et pouvant s'obtenir en combinaison avec cet alcaloïde. A l'abri de la lumière, il peut être desséché dans le vide, sur l'acide sulfurique, sans qu'il noircisse; toutefois, à la longue, il éprouve une décomposition et dégage alors de l'acide osmique.

A 80°, il se décompose brusquement avec une violente détonation; le choc lui fait subir une décomposition semblable. On observe également une détonation violente, quand on fait passer de l'hydrogène sulfuré sur le sel desséché.

L'acide nitrique le décompose aisément à chaud; la liqueur commence alors par prendre une teinte brune, et se décolore peu à peu en dégageant de l'acide osmique.

Ce sel a donné à l'analyse : oxyde d'argent, 32,08 — 32,060 — 32,13; osmium, 55,011. MM. Fritzsche et Struve expriment

ces résultats par la formule $[Ag^2O, OsN^2, OsO^4]$, que nous remplacerons par l'expression



II. ROSE. — Séparation de l'antimoine et de l'étain.

M. H. Rose propose la méthode suivante (1) pour séparer l'étain de l'antimoine. On verse sur les métaux de l'acide nitrique concentré. Quand l'oxydation violente s'est effectuée, on évapore la masse à une douce chaleur, et l'on fait fondre la poudre sèche des oxydes dans un creuset d'argent, avec un excès de soude caustique. On ramollit ensuite la masse fondue dans beaucoup d'eau, on l'y chauffe, et, après le refroidissement complet, on jette l'antimoniade de soude sur un filtre, et on le lave avec une solution étendue de carbonate de soude. On le dissout, tant qu'il est encore humide, dans un mélange d'acide tartrique et d'acide hydrochlorique, et l'on précipite l'antimoine par l'hydrogène sulfuré.

De même, on aiguise également par l'acide hydrochlorique la solution du stannate de soude, et l'on précipite l'étain à l'état de sulfure.

B. HAGEN. — Sur l'acide mucique et les mucates.

Il résulte des expériences de M. Hagen (2) que, dans la formation de l'acide mucique par l'acide mucique et le sucre de lait, il se produit chaque fois de l'acide oxalique résultant directement de l'oxydation du sucre de lait, et en très-petite quantité seulement de l'oxydation de l'acide mucique.

Le maximum d'acide muciques'obtient par l'emploi d'un acide nitrique moyennement concentré. Un acide nitrique trop concentré donne moins d'acide mucique ; un acide fort étendu fournit presque exclusivement de l'acide oxalique. 100 p. de sucre de lait ont donné comme maximum 35,9 p. d'acide mucique. Or 100 p. de sucre de lait renferment 40 pour 100 de carbone, tandis que 35,9 p. d'acide mucique n'en contiennent que 12,46. On voit donc que le tiers à peine du sucre de lait se convertit en

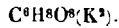
(1) *Comptes rendus mensuels de l'Acad. de Berlin*, mai 1847, p. 151.

(2) *Annal. de Poggendorff*, t. LXXI, p. 531.

acide mucique, tandis que le reste se convertit, soit en acide oxalique, soit en acide carbonique.

Les mucates sont des sels bibasiques; M. Hagen en a soumis plusieurs à une nouvelle analyse.

Le *mucate de potasse neutre* s'obtient en saturant l'acide mucique par la potasse caustique ou carbonatée. Il se dépose d'une solution bouillante, sous la forme de grains blancs et cristallins. M. Hagen a trouvé dans le sel séché à 100° : potasse 31,95—31,79—32,0; dans le sel séché à 150° : potasse, 32,25. Il suppose, en conséquence, dans le sel à 100° : $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2 K^2O + aq.]$, celui séché à 150° lui paraissant anhydre, c'est-à-dire, dans la notation unitaire



Le *sel acide* s'obtient en saturant par le carbonate de K une certaine quantité d'acide mucique, et ajoutant au produit une quantité d'acide mucique égale à celle déjà employée. Il forme de petits cristaux transparents, plus solubles dans l'eau que le sel neutre; séché à l'air ou à 100°, il présente la même composition : $[C^{12}H^{16}O^{14}, K^2O, H^2O + 2 aq.]$, ou dans notre notation :



Le *mucate de soude neutre* s'obtient en gros cristaux limpides que M. Hagen représente par $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Na^2O + 9 aq.]$; ces cristaux perdent à l'air leur transparence et se désagrègent. Chauffés à 100°, ils perdent 8 aq. et retiennent avec énergie le neuvième. On obtient aussi le sel avec cette dernière composition, quand on évapore brusquement la solution du mucate de soude; il se dépose alors sous la forme d'une poudre blanche.

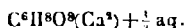
(Je ferai remarquer que les déterminations de M. Hagen ne concernent que la soude, et ne me paraissent pas établir d'une manière bien rigoureuse les proportions de l'eau de cristallisation. Sel cristallisé, 18,726; sel desséché à 100°, 22,58—23,75.)

Une solution d'acide mucique n'est pas précipitée par le sulfate de Mg; mais il se précipite du *mucate de magnésie* quand on mélange du mucate d'ammoniaque avec ce dernier sel. Magnésic, 15,435—15,125—15,450. M. Hagen déduit de ces dé-

terminations la formule $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Mg^2O + 4 \text{ aq.}]$, pour le sel séché à 100°. Dans la notation unitaire, on a :

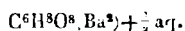


Une solution d'acide mucique n'est pas précipitée par le chlorure de Ca ; mais le mucate d'ammoniaque donne avec ce dernier sel un précipité de *mucate de chaux*, lequel renferme à 100°, (chaux déterminée : 20,470 — 20,502) $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Ca^2O + 3 \text{ aq.}]$, c'est-à-dire

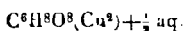


Le mucate de Ca est soluble dans l'acide acétique.

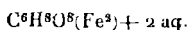
Le chlorure de Ba ne précipite pas l'acide mucique, mais il se produit un précipité cristallin par l'addition de l'ammoniaque. Quand on mélange une solution de chlorure de Ba avec une solution de mucate d'ammoniaque, le précipité ne se forme pas immédiatement, et ce n'est qu'en frottant les parois du verre avec une baguette qu'on le voit s'y déposer. La précipitation s'active par l'ébullition. M. Hagen a trouvé dans le *mucate de baryte* séché à 100° : baryte, 41,364 — 41,380 — 40,86, nombres d'où il déduit la formule $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Ba^2O + 3 \text{ aq.}]$ ou bien



On obtient le *mucate de cuivre* en précipitant une solution de mucate d'ammoniaque par le sulfate de Cu. Il se présente sous la forme d'une poudre bleuâtre, insoluble dans l'eau. Séché à 100°, il a donné 27,959 pour 100 oxyde de cuivre, d'où M. Hagen déduit les rapports $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Cu^2O + \text{ aq.}]$ ou bien



Si l'on précipite une solution de sulfate ferreux avec du mucate de soude ou d'ammoniaque, on obtient une poudre blanche qui ne s'altère pas au contact de l'air. Chauffé à 150° ou 160°, ce *mucate ferreux* se convertit en une masse brune qui prend feu au contact de l'air. M. Hagen a trouvé dans le mucate ferreux séché à 100° : oxyde ferreux, 23,384 — 23,613, d'où $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Fe^2O + 4 \text{ aq.}]$ ou bien



Le *mucate de plomb* s'obtient en précipitant une solution d'acide mucique par l'acétate de plomb. C'est une poudre blanche

et grenue, insoluble dans l'eau. Il retient encore de l'eau à 100°; mais à 150° il devient anhydre en prenant une couleur cannelle. Le sel séché à 100° a donné : oxyde de plomb, 51,582 — 51,12 — 51,83, d'où $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Pb^2O + 2 \text{ aq.}]$; le sel séché à 150° a donné 54,097 oxyde de plomb, d'où $[C^{12}H^{16}O^{14}, 2Pb^2O]$ ou bien $C^8H^8O^8(Pb^2)$.

M. Hagen cite aussi quelques sous-sels.

Le *mucate d'argent* a donné 54,79 oxyde d'argent, et présente la composition déjà admise par M. Malaguti.

R. HERMANN. — Recherches sur l'ilménium.

Nous avons fait connaître l'année dernière (1) les résultats de M. Hermann sur les combinaisons du titane, du tantale, du niobium et de l'ilménium; nous avons, de même, soumis au lecteur (2) quelques observations de M. Henri Rose sur les combinaisons du tantale, du niobium et du pélopium. ▲

Voici de nouvelles recherches de M. Hermann (3) sur les mêmes corps, et destinées surtout à démontrer que le nouveau métal auquel ce chimiste a donné le nom d'ilménium, n'est pas le pélopium, trouvé par M. Henri Rose dans les tantalites de Bavière.

Suivant M. Rose, le pélopium serait placé entre le niobium et le tantale, comme le strontium entre le baryum et le calcium. Il n'en est pas ainsi de l'ilménium, selon M. Hermann. L'ilménium est un terme extrême dans la série des substances tantaliques, le tantale lui-même en forme l'autre extrême; cela résulte du poids atomique de ces corps, ainsi que de beaucoup de caractères de leurs combinaisons.

Une solution de pélopaté de Na est dissoute par un excès de HCl en un liquide opalin; l'acide pélopique se comporte donc, sous ce rapport, comme l'acide tantalique. L'acide ilménique, au contraire, est presque complètement précipité d'une solution d'ilménate de Na par un excès de HCl; la précipitation est encore plus complète que celle de l'acide niobique.

On ne peut avoir une solution concentrée d'acide ilménique

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 282.

(2) *Comptes rendus des travaux de chimie*, 1847, cahier de janvier.

(3) *Journ. f. prakt. Chem.*, t. XL, p. 257.

dans HCl qu'en chauffant du chlorure d'ilménium avec HCl concentré. Cette solution peut être étendue d'eau sans se troubler.

Quand on introduit du zinc dans une solution de chlorure de JI étendue d'eau, elle se colore immédiatement en brun. Quand l'acide HCl est saturé de Zn, il se sépare des flocons bruns d'oxyde ilménique, tandis que le liquide surnageant s'éclaircit.

Si l'on ajoute un excès de HCl à la solution d'un pélopaté alcalin, de manière à la rendre opaline, elle ne devient pas bleue, selon M. Rose, au contact du zinc; elle n'acquiert qu'une fort légère teinte grisâtre. La couleur bleue paraît immédiatement après l'addition de l'acide sulfurique; elle perd peu à peu de sa pureté, mais sans devenir brune.

Cette couleur bleue se manifeste le mieux quand on arrose d'acide sulfurique le chlorure de Pe et qu'on y met ensuite de l'eau et du Zn. Dans les mêmes circonstances le chlorure de JI donne une solution brune. L'acide ilménique est donc la seule des substances tantaloides qui ne bleuisse pas d'abord par le Zn, mais devienne immédiatement brune.

Quand on mélange une solution d'ilménate de Na avec de la teinture de noix de galle et de l'acide hydrochlorique, il se produit un précipité brun, si le liquide renferme un grand excès de soude. Mais si l'on emploie de l'ilménate de Na cristallisé, le précipité est plus clair et d'une nuance tenant le milieu entre le brun et l'aurore. Suivant M. Rose, l'acide pélopique donne dans ces circonstances un précipité jaune orangé, l'acide tantalique fournit un jaune clair, et l'acide niobique un rouge orangé foncé.

Le ferrocyanure de K donne, avec l'ilménate de Na et l'acide hydrochlorique, un précipité brun de la couleur du peroxyde de fer hydraté. Le tantalate de Na donne un précipité jaune de soufre, le niobate, suivant M. Rose, un précipité rouge, et le pélopaté un précipité rouge brunâtre.

Lorsqu'on calcine l'acide ilménique dans un courant de H, il prend immédiatement une teinte gris bleuâtre. Selon M. Rose, l'acide pélopique et l'acide niobique noircissent dans ces circonstances. L'acide tantalique ne change pas de couleur.

Au chalumeau, l'acide ilménique donne, avec le borax et avec

le phosphate, des verres incolores, tant dans la flamme intérieure que dans la flamme extérieure. Si l'on introduit dans les fondants plus d'acide ilménique qu'ils n'en peuvent dissoudre, la partie insoluble prend, dans la flamme intérieure, une teinte grise, absolument comme l'acide ilménique calciné dans le gaz H. L'acide niobique donne, avec le phosphate dans la flamme intérieure, un verre bleu, l'acide pélopie un verre brun.

100 parties d'acide ilménique expulsent, par la calcination avec parties égales de carbonate de Na, 27,10 à 29,95 parties d'acide carbonique. Suivant M. Rose, l'acide pélopie déplace une quantité qui diffère entièrement de la précédente. Les équivalents des deux acides sont donc aussi différents.

L'acide ilménique a une densité comprise entre 4,1 et 4,35; ce nombre aussi ne s'accorde pas avec la densité de l'acide pélopie, déterminée par M. Rose.

M. Hermann conclut, d'après cela, que l'acide ilménique a des propriétés tout autres que celles de l'acide pélopie.

Extraction de l'acide ilménique. — L'acide ilménique se rencontre non-seulement dans l'yttré-ilménite, mais aussi dans le pyrochlore de Miask.

Quand l'yttré-ilménite est pure, elle ne renferme comme acides que de l'acide ilménique et de l'acide titanique; mais elle est ordinairement mélangée de colombite, de sorte qu'on obtient toujours un acide, renfermant de l'acide niobique et pélopie. Un semblable produit colore le phosphate, dans la flamme intérieure, en bleu ou en brun, suivant que l'acide niobique ou l'acide pélopie y domine.

Voici comment M. Hermann fait l'extraction de l'acide ilménique pur.

On fait fondre le minéral, réduit en poudre fine, avec six fois son poids de bisulfate de K et l'on épuise la masse fondue avec de l'eau chaude. On a ainsi sur le filtre de l'acide ilménique renfermant de l'acide sulfurique. Si un essai préalable y constate la présence de l'acide tungstique, on met le produit encore humide en digestion avec du sulfhydrate d'ammoniaque. On exprime ensuite l'acide, convenablement lavé, et on l'évapore, pendant qu'il est encore humide, avec une quantité de bisulfate d'ammoniaque suffisante pour porter le tout en fusion. On fait

ramollir la masse fondue dans l'eau froide. Il se produit ainsi un liquide trouble, lequel dépose par l'échauffement des flocons transparents d'acide ilménique, contenant de l'acide sulfurique. On lave ce précipité, on le délaye encore humide dans l'eau, on ajoute de l'acide sulfurique et l'on évapore le mélange acide jusqu'à ce que l'excès d'acide sulfurique commence à se vaporiser. On fait de nouveau ramollir dans peu d'eau le résidu acide, on le place sur un filtre et on laisse bien égoutter le liquide acide; puis on lave le résidu avec de l'eau, tant que le liquide a une saveur acide. Le filtre retient ainsi de l'acide ilménique, contenant de l'acide sulfurique, et qui ne colore plus le phosphate, si les opérations précédentes ont été bien exécutées.

Pour avoir l'acide ilménique pur, on soumet le produit à la calcination de manière à chasser l'acide sulfurique.

On peut, par le même procédé, extraire l'acide ilménique pur du pyrochlore de Miask.

L'acide ilménique qui a servi aux expériences suivantes avait été extrait de l'ytthro-ilménite.

Équivalent de l'ilménium — 100 parties de chlorure ilménique furent décomposées par l'eau et l'ammoniaque. L'acide ilménique précipité fut recueilli sur un filtre et calciné; le liquide filtré fut sursaturé par l'acide nitrique et précipité par le nitrate d'argent. On a ainsi obtenu 58,87 pour 100 d'acide ilménique et 53 pour 100 de chlore (1349,66 éq. de l'argent et 443,28 celui du chlore). D'après cela, on obtient pour l'équivalent de l'ilménium :

en le calculant d'après le chlore	786,18
— — — — — d'après l'acide ilménique. . .	790,70

M. Hermann a fait une expérience semblable avec l'ilménate de Na cristallisé, qui lui a donné 782,90.

Moyenne des 3 expériences. . . 786,59 = J².

L'ilménium métallique s'obtient en calcinant dans une atmosphère d'ammoniaque le chlorure d'ilménium ammoniacal. Nous en avons déjà rapporté les caractères dans le précédent mémoire de M. Hermann.

L'oxyde ilménique est cette substance brune qui se sépare quand on expose à l'action du zinc une solution de chlorure

ilménique dans l'acide hydrochlorique. Les flocons bruns absorbent l'oxygène et se convertissent peu à peu en acide ilménique blanc.

M. Hermann pense que par la calcination de l'acide ilménique dans le gaz hydrogène, il se produit un autre oxyde intermédiaire.

Nous avons déjà fait connaître (mém. cité, p. 297 et suiv.) les caractères de l'*acide ilménique* anhydre et hydraté. M. Hermann n'a pas réussi à obtenir un hydrate d'une composition constante; trois expériences lui ont donné des quantités d'eau variant entre 16,2 et 24,2 pour 100.

Le sulfhydrate d'ammoniaque précipite l'hydrate ilménique d'une solution étendue de chlorure ilménique. On n'obtient pas non plus de *sulfure ilménique* en mettant l'hydrate en digestion avec le sulfhydrate ammoniacal, ou en faisant fondre du soufre avec de l'ilménium. La meilleure manière d'obtenir un sulfure consiste à faire passer du sulfure de carbone sur l'anhydride ilménique; le sulfure ainsi obtenu forme des masses gris noir poreuses, semblables au graphite. Il brûle par la calcination à l'air, et donne ainsi de l'acide ilménique. 82,5 de sulfure ilménique ont donné 75,00 pour 100 d'acide ilménique, d'où l'on déduit : 72,47 ilménium et 27,53 soufre. Or la formule J^4S^3 exigerait 72,3 ilménium et 27,68 soufre.

Les faits relatifs au *sulfate* et au *chlorure ilméniques* ont déjà été rapportés en grande partie dans le mémoire cité. Nous n'y ajouterons que la composition du chlorure qui est J^2Cl^4 :

	Analyse.	Calcul.
Ilménium. . . .	47,00	47,11
Chlore.	53,00	52,89

Mais voici des détails sur l'*ilménate de soude cristallisé*. On obtient aisément cette combinaison en faisant fondre l'acide ilménique avec un excès de soude caustique; cette opération peut s'exécuter sur la lampe à esprit-de-vin. On décante la masse fondue, on la pulvérise et l'on fait bouillir la poudre avec peu d'eau. L'eau dissout d'abord la soude en laissant une poudre blanche : celle-ci constitue l'ilménate de Na, qui est presque insoluble dans un liquide contenant beaucoup de soude caustique. On le recueille sur un filtre et on l'exprime; on le fait dissoudre

ensuite dans beaucoup d'eau bouillante, et l'on filtre rapidement dans un vase qu'on préserve ensuite du contact de l'air.

Il se dépose ainsi des paillettes incolores et diaphanes d'ilménate de Na. On peut aisément l'obtenir en plus gros cristaux. Ceux-ci s'effleurissent aisément à l'air, en devenant blancs et opaques; ils attirent alors l'acide carbonique et deviennent en partie insolubles.

Une solution d'ilménate de Na, abandonnée à l'air dans un vase ouvert, se trouble en absorbant l'acide carbonique, et dépose une poudre blanche qui est l'ilménate acide de soude.

100 parties d'ilménate de Na ont perdu, sur la lampe, 28,9 pour 100 d'eau. Il se compose donc de $[Jl^2O^3, Na^2O + 5 aq.]$ Le sel calciné a donné 71,607 acide ilménique.

Voici les réactions qu'on obtient avec une dissolution d'ilménate de Na : précipité incolore et floconneux, avec les sels de Ba, Sr, Ca, Mn, Pb, Ag; précipité mucilagineux et diaphane, avec le chlorure d'aluminium; précipité jaune clair, avec le perchlorure de fer; précipité vert-pomme clair, avec le perchlorure de Cu et le chlorure vert de chrome; pas de précipité avec le chromate de K neutre, et avec le bichromate un précipité d'acide ilménique.

Suivent quelques observations sur la composition de l'yttré-ilménite, de l'urano-tantalite et de la colombite.

Enfin le mémoire est terminé par un parallèle entre les principales combinaisons formées par le tantale, le niobium et l'ilménium. Voici les équivalents de ces trois métaux :

Tantale.	1331,15 = Ta^3
Niobium.	1251,53 = Nb^3
Ilménium.	786,59 = Jl^3

J. MULLER, NICKLÈS. — Éléments de cristallographie.

La cristallographie tend heureusement à se répandre de plus en plus parmi les chimistes. Nous devons déjà à M. Laurent (2) un essai de rendre cette science plus populaire. Voici un autre petit traité qui se propose le même but; il est écrit par le professeur Muller, de Fribourg, et fait partie de l'édition alle-

(1) Ces Comptes rendus, cahier d'août.

mande des *Éléments de chimie* de M. Graham, publiée par M. Otto. M. Nicklès en a fait une fort bonne traduction, enrichie de notes nombreuses (un petit vol. in-12. Paris, chez Mathias).

J. BOUIS. — Action du chlore sur le cyanure de mercure.

Lorsqu'on expose aux rayons solaires des flacons de chlore avec une dissolution saturée et bouillante de cyanure de mercure, il se produit, au bout d'un certain temps, des gouttelettes huileuses qui se rassemblent au fond de l'eau, sous la forme d'une huile pesante et jaune. Le chlore est absorbé avec rapidité, et il faut le remplacer jusqu'à ce que la coloration ne disparaisse plus. Pendant la réaction il se forme du chlorure de mercure, de l'acide chlorhydrique et du sel ammoniac qui restent en dissolution dans l'eau; du chlorure de cyanogène, de l'azote et de l'acide carbonique se dégagent.

M. Jules Bouis (1) a étudié cette réaction. L'huile jaune A qui s'y produit est d'une odeur excessivement forte et irritante, et provoque le larmolement à un haut degré. Elle est plus dense que l'eau et insoluble dans ce véhicule; mais elle en est décomposée et acquiert une réaction acide. Elle est soluble dans l'éther et l'alcool. Humide ou sèche, elle laisse déposer à la longue des cristaux de sesquichlorure de carbone C^2Cl^6 . Elle fait explosion par la chaleur.

Ce corps si altérable a donné à l'analyse : carbone 10,47 à 10,92; azote 8,34 à 8,43; chlore 78,49 à 78,89. M. Bouis en déduit les relations $[C^2N^2Cl^{14}]$, qui exigent : carbone 11,6; azote 8,9; chlore 79,5. On remarque que la coïncidence n'est point parfaite; d'après cette formule, il y aurait même une perte de près de 2 pour 100 sur la somme des éléments obtenus à l'expérience. Mais il faut songer que la substance est très-difficile à manier, et une plus grande approximation n'est peut-être pas possible. M. Bouis ne dit pas s'il a recueilli de l'eau à la combustion de ce corps (2).

(1) *Annal. de chim. et de phys.*, t. XX, p. 446.

(2) La formule $C^2N^2HCl^7$ exigerait : carbone 11,4; azote 8,9; hydrogène 0,3; chlore 79,4.

C. G.

Lorsqu'on le soumet à l'action d'une chaleur modérée, il entre en ébullition; il se dégage de l'azote souillé de CO^2 , et il distille un liquide incolore B qui laisse déposer par le repos des cristaux de sesquichlorure de carbone C^2Cl^6 .

Ce nouveau liquide est incolore, limpide, plus pesant que l'eau, d'une odeur forte et irritante. Il est insoluble dans l'eau; il est soluble dans l'alcool, plus soluble dans l'éther; il entre en ébullition vers 85° , mais ce point n'est pas fixe et s'élève graduellement. M. Bouis a trouvé dans ce liquide, débarrassé autant que possible du chlorure de carbone : carbone 12,36—11,57—12,35; chlore 81,80—80,42—81,63; azote 4,9—5,1. M. Bouis en déduit les rapports $[\text{C}^{10}\text{N}^4\text{Cl}^{32}]$, qui me paraissent bien compliqués.

Enfin, lorsqu'on verse de l'acide azotique sur le liquide A, et qu'on chauffe légèrement, le mélange entre en ébullition et dégage des torrents de gaz qui font voler les appareils en éclats. Il se développe de l'azote, du gaz CO^2 , en même temps qu'il se forme beaucoup de vapeurs nitreuses, mêlées de vapeurs jaunâtres d'une odeur très-forte. La distillation donne des cristaux de sesquichlorure de carbone C^2Cl^6 , ainsi qu'un liquide incolore C, très-volatil, d'une odeur encore plus irritante que celle des produits précédents. M. Bouis a trouvé dans le liquide C : carbone 10,26—10,9; chlore 75,86—75,74; azote 8,21—7,85. Il représente ces nombres par les rapports $[\text{C}^6\text{N}^4\text{Cl}^{16}\text{O}^2]$, qui exigent : carbone 10,9; azote 8,5; chlore 75,5; oxygène 4,9 (1).

Les formules précédentes ne se déduisent pas d'une manière simple de la composition des cyanures et de l'eau; celle notamment du corps B me paraît inadmissible. M. Bouis suppose dans ces composés la préexistence du sesquichlorure de carbone, et part de cette hypothèse pour en expliquer la formation.

(1) En supposant dans ce corps de l'hydrogène, on aurait pour la formule $\text{C}^3\text{N}^2\text{HCl}^7\text{O}$: carbone 10,9; hydrogène 0,2; azote 8,1; chlore 75,5.

C. G.

H. ROSE. — sur la composition de l'urano-tantalite et de la colombite.

Suivant une note publiée dans les *Comptes rendus mensuels de l'Académie de Berlin* (avril 1847, p. 131), par M. Henri Rose, l'yttré-ilménite de M. Hermann ne serait autre chose que l'urano-tantalite décrit par M. Gustave Rose. M. Henri Rose s'est assuré lui-même de cette identité sur quelques échantillons d'yttré-ilménite qui lui avaient été adressés; ses nouvelles expériences confirment ses premiers résultats, et il ne lui a pas été possible d'extraire l'acide ilménique. Celui-ci ne serait qu'un acide niobique, souillé d'une certaine quantité d'acide tungstique.

Comme l'urano-tantalite (yttré-ilménite de M. Hermann), ne renferme pas de tantale, M. Henri Rose propose de lui donner un nouveau nom, celui de *samarskite*, en l'honneur de M. de Samarski, directeur des mines de Sibérie.

Ce minéral renferme, outre de l'acide niobique et de l'acide tungstique, de l'oxyde d'urane, de l'oxyde ferreux, un peu d'yttria, et de l'oxyde manganéux.

Beaucoup d'échantillons de samarskite sont mélangés de colombite, dont la forme cristalline est d'ailleurs telle que M. Hermann l'a déjà indiquée.

La colombite de Sibérie a été examinée par M. Th. Bromeis; l'acide qu'elle renferme est presque de l'acide niobique pur, avec quelques traces seulement d'acide pélopique et d'acide tungstique.

TH. ANDERSON. — sur la décomposition des huiles grasses en présence du soufre.

M. Anderson a entrepris des recherches concernant l'action du soufre libre sur les substances organiques. Le mémoire (1) que

(1) Communiqué par l'auteur, et imprimé dans les *Transact. of the Royal Society of Edinburgh*, vol. XVI, part. III.

nous avons sous les yeux, est particulièrement consacré à l'étude des produits de décomposition du *baume de soufre* qu'on obtient en chauffant ensemble du soufre et de l'huile d'olives.

Voici les phénomènes qu'on observe dans cette réaction. Le soufre fond par les premiers effets de la chaleur et forme une couche au fond de l'huile; plus tard, quand la température s'élève, il s'y dissout et donne un liquide visqueux d'un rouge foncé. Quand la chaleur approche du point où l'huile seule se décompose, une action violente s'établit et la matière se boursoufle considérablement par suite d'un dégagement abondant d'hydrogène sulfuré. Si l'on refroidit alors la matière, elle se prend en une masse épaisse et visqueuse; si l'on continue de la chauffer, elle dégage toujours de l'hydrogène sulfuré, en même temps qu'il distille une huile fétide de l'odeur de l'huile d'ail, mais encore plus désagréable.

Afin de fixer ses idées sur la part que les parties constituantes de l'huile grasse pouvaient avoir dans cette réaction, M. Anderson fit la même opération avec un mélange de soufre et d'acide stéarique, et avec un autre mélange de soufre et d'acide oléique. Le premier mélange se comporta comme si l'on distillait séparément du soufre et de l'acide stéarique; mais il n'en fut pas de même avec l'acide oléique. Mélangé avec la moitié de son poids de soufre, cet acide éprouva par la chaleur la même décomposition que l'huile d'olives; il se dégaga beaucoup d'hydrogène sulfuré et le produit de la distillation était identique avec le précédent. M. Anderson n'avait pas assez de glycérine pour répéter sur elle la même expérience; il fait remarquer toutefois qu'il n'a pas distingué la présence de l'acroléine parmi les produits de la distillation de l'huile avec le soufre.

L'huile fétide ainsi produite était d'abord d'un rouge foncé et encore chargée de H^2S ; la rectification rendit les premières portions entièrement transparentes et incolores, et les dépouilla de ce gaz; mais les dernières se foncèrent peu à peu et devinrent, par le repos, demi-solides, en séparant une certaine quantité de paillettes cristallines. Celles-ci, exprimées et cristallisées dans l'alcool, étaient entièrement insolubles dans l'eau, et présentaient tous les caractères de l'*acide margarique*. On n'a pu y découvrir aucune trace d'acide sébacique. M. Anderson s'est assuré que

l'acide oléique parfaitement pur donne aussi de l'acide margarique dans cette réaction. On obtient une huile entièrement exempte de margarine, quand on exprime les amandes douces à une température assez basse (32°).

M. Anderson décrit ensuite l'appareil qu'il a employé pour opérer sur une grande échelle.

L'acide margarique se produit, dans cette réaction, en quantité variable; il est plus abondant quand la distillation est conduite avec lenteur. M. Anderson en a établi l'identité par l'analyse de l'acide pur, du sel d'argent, et de l'éther; il n'en explique pas la formation (1).

L'huile fétide forme le produit le plus copieux dans la réaction du soufre sur l'huile d'olives et l'huile d'amandes douces. C'est une substance assez complexe: soumise à la rectification, elle passe d'abord entièrement limpide, et ce premier produit bout à 160° F.; toutefois on n'en recueille à cette température qu'une petite quantité, et le thermomètre plongé dans le liquide bouillant s'élève peu à peu. Malgré tous ses efforts, M. Anderson n'a pas réussi à purifier cette huile. De nombreuses analyses exécutées sur les portions les plus volatiles n'ont pas donné des résultats comparables; toutefois elles indiquaient toutes le rapport de 1 : 2 entre les atomes de carbone et d'hydrogène.

La partie la plus volatile a donné: carbone, 75,03 et hydrogène, 12,2; une huile moins volatile s'est trouvée contenir: carbone, 78,79 et hydrogène, 12,72; une huile d'une autre préparation a donné: carbone, 79,95 et hydrogène, 12,75. Tous ces produits, traités par l'acide nitrique fumant, donnaient ensuite un abondant précipité de sulfate de baryte.

Certains réactifs donnent avec le produit huileux des résultats plus nets. Ainsi le sublimé corrosif donne un précipité blanc volumineux, le bichlorure de platine donne un précipité jaune dont les caractères varient légèrement suivant qu'on prend une huile plus ou moins volatile. Le nitrate d'argent, l'acétate de plomb troublent légèrement la solution alcoolique de l'huile,

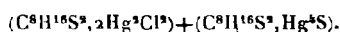
(1) L'acide oléique renfermant $C^{18}H^{34}O^2$ et l'acide margarique $C^{17}H^{34}O^2$, ne se formerait-il pas du sulfure de carbone, aux dépens de 1 éq. de carbone de l'acide oléique?
C. G.

et si l'on fait bouillir le mélange il se précipite du sulfure d'argent ou de plomb.

Pour obtenir le composé mercuriel à l'état de pureté, on fit dissoudre l'huile dans l'alcool et l'on y ajouta une dissolution alcoolique de sublimé corrosif; le précipité fut jeté sur un filtre et épuisé par l'éther; puis on le fit bouillir avec beaucoup d'alcool, de manière à en dissoudre une partie. La solution filtrée déposa, par le refroidissement, une poudre cristalline d'un aspect nacré, et se présentant au microscope sous la forme de tables hexagones dont deux angles opposés étaient arrondis.

La poudre a une légère odeur nauséabonde qui devient plus forte par la chaleur; elle est insoluble dans l'eau qui ne la mouille que difficilement. Elle exige pour se dissoudre plusieurs cent fois son poids d'alcool bouillant; elle est entièrement insoluble dans l'éther. L'huile du goudron de houille en est le meilleur solvant; l'essence de térébenthine ne la dissout pas mieux que l'alcool.

M. Anderson y a trouvé : carbone, 14,61; hydrog., 2,72; mercure, 60,01; chlore, 10,67—10,25; soufre, 12,48. Il en déduit les rapports $[C^{16}H^{32}S^8Hg^8Cl^4]$, qui exigent : carbone, 14,46; hydrogène, 2,42; mercure, 60,32; chlore, 10,67; soufre, 12,13. Il suppose dans ce corps un sulfure particulier analogue au sulfure d'allyle (1), et auquel il donne le nom de *sulfure d'odmyle* (de ὀδμῆ, odeur) : $C^8H^{16}S^2$. Le composé mercuriel serait alors une combinaison de sulfure d'odmyle uni à du sublimé corrosif et à du protosulfure de mercure :



(1) Voyez mes observations sur les composés de l'allyle, *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845, p. 10, et 1846, p. 24.

La formule que M. Anderson assigne à son composé mercuriel est bien compliquée; le soufre ne serait-il pas évalué trop haut? On pourrait avoir dans cette hypothèse $[C^8H^{16}S^2Cl^2Hg^4]$, et ces rapports exigeraient: carbone 14,3; hydrogène 2,4; chlore 11,1; mercure 61,7; soufre 10,0.

Je ferai remarquer que, faute de matière, M. Anderson n'a pas pu multiplier les analyses.—Le composé platinique serait de même $[C^8H^{16}S^2Cl^2Pt^2]$. Ces rapports exigeraient : carbone 21,5; hydrogène 3,6; platine 44,3.

D'après ces formules, le sulfure d'odmyle serait $C^8H^{16}S^2$; les chlorures, en y agissant, enlèveraient H² sous forme d'acide hydrochlorique, et laisse-

Traité par la potasse caustique, ce composé mercuriel jaunit immédiatement et dépose de l'oxyde de mercure.

Si l'on traite ce composé, en suspension dans l'eau, par un courant de H^2S , il noircit promptement et l'on remarque une odeur particulière. A la distillation, on obtient alors une huile limpide, plus légère que l'eau, d'une odeur nauséabonde semblable à celle qu'on sent en écrasant certaines ombellifères. Dissoute dans l'alcool, elle donne, avec le sublimé corrosif, un précipité blanc, soluble à chaud dans l'alcool, d'où il se dépose en cristaux entièrement semblables à ceux du composé mercuriel précédent; de même elle donne, avec le bichlorure de platine, un précipité jaune, à peine soluble à chaud dans l'alcool et dans l'éther. M. Anderson considère cette huile comme le sulfure d'odmyle $C^8H^{16}S^2$; il n'en avait pas assez pour en faire l'analyse.

Quand on mélange la solution alcoolique de l'huile brute avec une solution de bichlorure de platine, il se produit un précipité jaune qui ne se dépose pas immédiatement, et dont la quantité augmente peu à peu. Les propriétés de ce composé *platinique* ne sont pas toujours constantes, mais elles varient suivant la portion de l'huile employée. Celui qu'on obtient avec la partie la plus volatile est d'un beau jaune de soufre; il est orangé avec la partie moins volatile. Il est insoluble dans l'eau, à peine soluble dans l'alcool et l'éther. Il noircit par la chaleur en émettant une odeur entièrement semblable à celle du composé mercuriel, et en laissant du sulfure de platine qui exige une forte chaleur pour se décomposer entièrement. Traité par l'hydrosulfate d'ammoniaque, il donne une poudre brune, semblable à celle que l'allyle donne dans les mêmes circonstances.

raient en place le reste de leurs éléments, c'est-à-dire $2Hg^2Cl^2 - Cl^2$ et $2PtCl^2 - Cl^2$.

On aurait alors :

Sulfure d'odmyle, $C^8H^{16}S^2$;

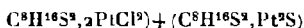
Composé mercuriel, $C^8(H^{16}Hg^2)S^2, Hg^2Cl^2$;

Composé platinique, $C^8(H^{16}Pt)S^2, PtCl^2$.

Je crois que le sulfure d'odmyle est l'homologue du *bisulfure d'éthyle* (thialol bisulfuré G.) $C^4H^{10}S^2$; il serait donc à la série butyrique ce que ce dernier est à la série acétique. Quoi qu'il en soit, je soumets ces observations à M. Anderson.

C. G.

L'analyse du composé jaune n'a pas donné des résultats satisfaisants. Les quantités de platine oscillaient entre 43,06 et 49,66 pour 100. On a trouvé, dans une expérience, 22,26 carbone, 3,99 hydrogène et 43,06 platine. M. Anderson représente ces résultats par les rapports $[C^{16}H^{32}Pt^4Cl^4S^6]$, c'est-à-dire



Mais ces rapports exigent : carbone, 20,83 ; hydrogène, 3,47 ; platine, 42,84.

M. Anderson espère revenir dans un autre mémoire sur ces composés intéressants. Les nombreuses difficultés qu'en présente la préparation, ne lui ont pas permis de rendre ses premières recherches aussi complètes qu'il l'aurait désiré.

G. A. LENOIR. — sur le nouvel acide du soufre de M. Wackenroder.

M. Lenoir (1) confirme les indications de M. Wackenroder sur le nouvel acide du soufre, auquel ce chimiste a donné le nom d'*acide pentathionique* (2).

Une solution d'acide sulfureux sursaturée de H^2S peut être évaporée entre 50 et 60°, jusqu'à ce qu'elle ait acquis une densité de 1,3, sans qu'elle se décompose ; le soufre se dépose complètement et peut aisément être séparé à l'aide du filtre. Le liquide présente une saveur et une réaction fort acides, une couleur jaunâtre et une légère odeur alliagée. Le soufre déposé renferme souvent des cristaux bien déterminés.

Chauffé au-dessus de 80°, l'acide se décompose en acide sulfureux, acide sulfurique et soufre.

Pour obtenir des sels, on fait bien d'employer le carbonate de baryte ; toutefois le sel de baryte se décompose pendant l'évaporation. M. Lenoir a pu l'obtenir cristallisé en mélangeant avec de l'alcool fort une solution aqueuse récemment préparée ; il s'est alors déposé en prismes à base carrée, soyeux, et à arêtes terminales tronquées. Ce sel est fort soluble dans l'eau, et en est de nouveau précipité par l'alcool. La solution développe par la

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXII, p. 253.

(2) Ces comptes rendus, cahier de juiu.

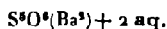
chaleur de l'acide sulfureux, en séparant du soufre et un autre sel sulfuré.

Chauffé dans un petit tube, le pentathionate se décompose en SO^2 , eau, soufre et sulfate de baryte, en répandant en même temps une odeur très-forte qui rappelle celle des combinaisons éthyliques sulfurées. Il a donné d'ailleurs, par la combustion, quelques centièmes d'alcool. Toutefois la quantité n'en était pas dans un rapport atomique.

Voici les résultats analytiques :

Baryte.	35,06	Ba^2O	34,59
Soufre.	36,11	S^2	36,23
Oxygène.	17,80	O^6	18,11
Hydrogène.	8,10	$2\text{H}^2\text{O}$	8,14
Alcool.	2,93	Alcool	2,93
	100,00		100,00

Le sel a conséquemment la formule



Si l'on considère l'alcool comme accidentel, voici quelle serait la composition de ce sel : baryte, 35,64 ; soufre, 37,32 ; oxygène, 18,65 ; eau 8,39.

F. WOehler. — Sur les cyanurates.

M. Woehler (1) a publié sur les cyanurates quelques analyses qui semblent indiquer que ces sels sont bibasiques plutôt que tribasiques, ainsi qu'on l'admet aujourd'hui, d'après les déterminations de M. Liebig.

Le sel d'argent neutre est incolore, cristallin, insoluble dans l'eau, et ne noircit pas à la lumière. On le reconnaît au microscope pour des rhomboèdres transparents. Il ne perd rien de son poids à 200° , et ne change pas de couleur ; à une chaleur plus élevée, il devient couleur cannelle, mais ne perd que quelques millièmes de son poids. Chauffé encore davantage, il développe une forte odeur d'acide cyanurique, se colore en violet foncé, et finit par laisser de l'argent métallique.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXII, p. 241.

Dans le gaz hydrogène, il se convertit déjà à 100° en sel de protoxyde noir violacé.

Il s'obtient par les procédés suivants : 1° en introduisant du carbonate de Ag récemment précipité dans une solution bouillante d'acide cyanurique, de manière à ne pas la saturer entièrement ; 2° en mélangeant une solution bouillante d'acide cyanurique avec de l'acétate de soude et versant goutte à goutte ce mélange dans une solution étendue et bouillante de nitrate de Ag, de manière à laisser ce dernier en excès ; sans cette précaution, ou si l'on opère différemment, le précipité se mélange avec un sel double à base de Na, insoluble ; 3° en versant goutte à goutte une solution de cyanurate d'ammoniaque dans une solution bouillante de nitrate de Ag, ce dernier restant en excès ; 4° en mélangeant une solution chaude d'acétate de Ag avec une solution bouillante d'acide cyanurique. Ce dernier procédé donne le produit le plus pur, peu importe que la solution argentique renferme ou non de l'acide acétique libre, car celui-ci ne dissout ni ne décompose le cyanurate de Ag, pas même à l'état concentré. Mais ce sel est entièrement décomposé par l'acide nitrique étendu, de sorte qu'il n'est pas précipité du nitrate de Ag par l'acide cyanurique.

Plusieurs analyses de ce sel, préparé par différentes méthodes, ont donné : argent, 62,48 — 62,54 — 62,56 — 62,70 ; carbone, 10,62 ; hydrogène, 0,34. Ces nombres s'accordent avec la formule $[C^2H^2N^2O^4, 2Ag^2O]$ ou bien



Si l'on met le sel précédent en digestion avec de l'ammoniaque caustique, il ne s'y dissout pas, mais change entièrement d'aspect. Le produit dégage de l'ammoniaque déjà à 60° ; celle-ci s'en va entièrement entre 200° et 300°. Le sel séché à 20° a donné 57,05 argent. M. Woehler en déduit la formule $[C^6H^2N^6O^4, 2Ag^2O + 2N^2H^6]$, qui exige 57,28 argent.

La potasse bouillante ne décompose pas le cyanurate d'argent ; toutefois il paraît se produire un sel argento-potassique. M. Woehler n'a pas obtenu ce dernier à l'état de pureté.

Quant au cyanurate triargentique, voici ce que ce chimiste a observé. Il le prépara en ajoutant un excès d'ammoniaque à

une solution chaude d'acide cyanurique, portant à l'ébullition et versant goutte à goutte du nitrate de Ag; il se produisit un abondant précipité pulvérulent qu'on fit bouillir pendant un quart d'heure avec le liquide ammoniacal. Il fut ensuite jeté sur un filtre et lavé à l'eau bouillante. Il paraît homogène au microscope et composé de petits prismes raccourcis. Délayé dans la potasse, il dégage de l'ammoniaque; le même effet se manifeste par la chaleur. Ce dernier agent finit par le rendre d'un violet pâle, et le décompose, avec bruissement, en laissant de l'argent métallique. Le sel perdit 2,9 pour 100 entre 100° et 300°, en dégageant continuellement de l'ammoniaque.

Séché à 100°, il donne 68,52 argent; à 200°, on en obtient 70,20 et à 300°, 70,55. Le produit, séché à 300°, donne : carbone, 8,40, et hydrogène, 0,135.

M. Woehler déduit de ces nombres la formule $[C^6H^2N^6O^4, 3Ag^2O]$, qui exige : carbone, 7,85; hydrogène, 0,217; argent, 70,57.

On remarque que la coïncidence des nombres calculés et des résultats obtenus à l'analyse n'est pas satisfaisante : le carbone calculé est, en effet, trop faible, et l'hydrogène trop fort. Suivant M. Woehler, ces divergences proviennent de ce que le sel primitif est une combinaison ammoniacale $[C^6H^2N^6O^4, 3Ag^2O + N^2H^6]$, laquelle se décompose à une température élevée. Cette formule correspond, en effet, à 68,16 argent et 3,5 ammoniaque. Le sel analysé avait été, par mégarde, chauffé à 100° avant la pesée : de là la différence (1).

La solution bouillante, séparée par le filtre dans la préparation du sel précédent, dépose, par le refroidissement, une poudre blanche en grande quantité, qu'on reconnaît au microscope pour de petits prismes allongés. Ce sel dégage déjà de l'ammoniaque

(1) On sait que beaucoup d'alcaloïdes se décomposent avec le nitrate de Ag, de manière à échanger H pour Ag; le sel jaune pourrait donc être $C^3N^3O^3H(Ag^3), NH^2(Ag)$.

L'ammoniaque présente de semblables combinaisons dans certains nitrates mercuriels. Cette formule exige 69,3 argent, au lieu de 68,52 trouvé par M. Woehler.

Dans tous les cas, on voit que le sel jaune précipité n'est pas un cyanurate triargentique.

C. G.

au-dessous de 100°. Séché à 250°, il a laissé par la calcination 53,33 pour 100 d'argent.

Le même sel se produit quand on mélange une solution bouillante de nitrate de Ag avec une solution également bouillante de cyanurate d'ammoniaque cristallisé, et qu'on fait bouillir le précipité avec le liquide. M. Woehler le considère comme renfermant, à la température ordinaire $[C^6H^2N^6O^4, 3Ag^2O + C^6H^2N^6O^4, 3N^2H^2O]$; calcul, 49,9 argent; expérience, 49,4. Le sel séché à 250° en différerait par $2N^2H^2$ et H^2O en moins, et contiendrait $[C^6H^2N^6O^4, 3Ag^2O + N^2H^2O, H^2O, C^6H^2N^6O^4]$; calcul, 53,53 argent; expérience, 53,33.

Il paraît exister encore un sel argento-ammoniacal, soluble dans l'ammoniaque étendue et bouillante.

Une solution d'acétate de Pb, aiguisée par de l'acide acétique, n'est pas précipitée par l'acide cyanurique. Mais on obtient un *sous-cyanurate de plomb* qui présente toujours la même composition $[C^6N^2N^6O^4, 3Pb^2O, 2H^2O]$, par les procédés suivants: en portant du carbonate de Pb, récemment précipité, dans une solution bouillante d'acide cyanurique de manière à laisser ce dernier en grand excès; en précipitant de l'acétate de Pb par du cyanurate d'ammoniaque; en versant une solution bouillante d'acide cyanurique dans une solution également bouillante d'acétate de Pb employée en grand excès; ou enfin, ce qui vaut le mieux, en versant goutte à goutte du sous-acétate de Pb dans une solution bouillante d'acide cyanurique, avec la précaution de maintenir ce dernier en excès.

Ce sel constitue un précipité lourd et cristallin, et se compose de petits prismes à faces terminales obliques. Chauffé dans le gaz hydrogène, il laisse du plomb métallique, en dégageant beaucoup d'urée et d'hydrocyanate d'ammoniaque.

Il ne commence à perdre de l'eau qu'à 200°, température à laquelle il renferme $[C^6H^2N^6O^4, 3Pb^2O, H^2O]$, c'est-à-dire $[C^3N^3O^3H(Pb^2), O_2(HPb)]$.

Il se décompose entièrement à une température supérieure.

Lorsqu'on fait bouillir ce sel avec un grand excès de nitrate de Ag, on obtient un *sous-cyanurate argenticoplombique* $[C^6H^2N^6O^4, 2Pb^2O, Ag^2O, H^2O]$, c'est-à-dire $[C^3N^3O^3H(AgPb), O_2(HPb)]$.

M. Woehler n'a pas réussi à obtenir un *cyanurate de cuivre* d'une composition constante. Lorsqu'on mélange une solution de cyanurate d'ammoniaque cristallisé avec du sulfate de cuivre, il se produit un précipité amorphe, bleu verdâtre, qui devient cristallin par l'échauffement en devenant d'un beau bleu, puis vert. Il ne renferme pas d'ammoniaque, mais beaucoup de sulfate. Le liquide filtré dépose des cristaux d'acide cyanurique

Si l'on mélange des solutions, saturées à chaud, d'acide cyanurique et d'acétate de Cu, il se produit, par une ébullition prolongée, un précipité vert et cristallin, renfermant de l'acétate.

Avec l'hydrate de Cu et l'acide cyanurique, on obtient un précipité cristallin qui paraît être un sous-sel.

M. Woehler cite ensuite un *cyanurate cuivrico-ammonique*. Si l'on mélange une solution chaude d'acide cyanurique dans l'ammoniaque fort étendue avec une solution étendue de sulfate de Cu dans l'ammoniaque, ils s'en sépare, par le refroidissement, des cristaux d'un beau sel violacé, tellement insoluble dans l'eau qu'on peut le laver complètement. Ce sont des prismes à quatre faces, terminés par un sommet dièdre; il est à peine soluble dans l'ammoniaque et ne s'altère pas à l'air. Chauffé à 230°, il devient vert-olive foncé, sans que les cristaux se désagrègent; à une température plus élevée, il devient subitement jaune clair, prend feu et laisse de l'oxyde de cuivre. Analyse: 32,85 pour 100 d'oxyde de cuivre dans le sel séché à 30°, et 38,59 pour 100 dans le sel séché à 230°; 13,28 ammoniaque dans le sel séché à 30°; 14,8 carbone et 3,94 hydrogène dans le sel séché à 30°. M. Woehler déduit de ces résultats la formule $[C^6H^2N^6O^4, 2Cu^2O + 3N^3H^6 + 3H^2O]$, correspondant à 31,5 oxyde de cuivre, 14,3 carbone, 13,5 ammoniaque et 3,57 hydrogène. Le sel séché à 230° paraît renfermer $[C^6H^2N^6O^4, 2Cu^2O, N^3H^6O]$.

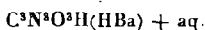
Quand on n'emploie pas, dans la préparation précédente, un trop grand excès d'ammoniaque, et qu'on mélange les liquides à l'état bouillant, il se produit un précipité cristallin couleur fleur de pêcher. L'ammoniaque dissout ce sel avec une couleur bleu foncé, et cette solution dépose peu à peu un sel en cristaux de même couleur.

M. Woehler décrit deux *cyanurates de baryte*. Le sel acide se produit quand on verse goutte à goutte de l'eau de baryte dans

une solution bouillante d'acide cyanurique, tant que le précipité se redissout. Dès qu'il commence à devenir persistant et que la liqueur réagit encore acide, on arrête l'addition de la baryte, et l'on maintient la liqueur pendant quelques heures à 60°, afin qu'il ne se dépose pas d'acide cyanurique libre; on jette alors le précipité sur un filtre.

Le chlorure de Ba et l'acétate de Ba ne sont pas précipités par l'acide cyanurique libre.

Le cyanurate de baryte acide se compose de prismes transparents, qui ne commencent à perdre de l'eau qu'à 200°. La dessiccation n'est complète qu'à 280°. Le sel séché à 100° contenait $[C^6H^2N^6O^4, Ba^2O + 3 H^2O]$, c'est-à-dire



8,38 pour 100 d'eau = aq. s'en vont à 280°.

Le sel neutre s'obtient sous la forme d'un précipité cristallin, en mélangeant une solution bouillante d'acide cyanurique avec du chlorure de Ba, et ajoutant de l'ammoniaque. Il n'est pas aisé de l'obtenir entièrement pur. Il renferme à 100° $[C^6H^2N^6O^4, 2Ba^2O + 3H^2O]$. Calcul : baryte, 52,56; eau par la combustion avec l'oxyde de cuivre, 12,37; eau de cristallisation dégagée à 250°, 6,15. Expérience : baryte, 53,38—52,99; eau, 14,04—13,39; eau à 250°, 6,45. La coïncidence n'est pas satisfaisante.

Les faits précédents démontrent évidemment que les cyanurates sont hibasiques.

C. ZWENGER. — sur les cobalticyanures.

Les cobalticyanures sont des sels analogues aux ferricyanures, et renferment du cobalt à l'état masqué.

De la même manière que les ferricyanures représentent des polycyanures (1) contenant du ferricum $Fe \beta = 2/3 Fe$:

Polycyanures	$C^6N^6M^6$
Ferricyanure rouge de K	$C^6N^6(Fe\beta^3K^3)$
Ferrocyanure jaune de K	$C^6N^6(Fe^2K^4)$,

(1) Voir mes observations sur les polycyanures, *Comptes rendus des trav. de Chim.*, 1845, p. 191 et suiv.

les cobalticyanures constituent des polycyanures renfermant du cobalticum $\text{Co}_3 = 2/3 \text{ Co}$.

Les cobalticyanures ont été étudiés par M. Zwenger (1).

Cechimiste obtient l'*acide cobalticyanhydrique*, ou cobalticyanure de H, en décomposant le cobalticyanure de Cu par H^2S . La réaction est aisée; la solution filtrée donne l'acide par l'évaporation.

Un autre procédé consiste à décomposer le cobalticyanure de K par l'acide sulfurique. A cet effet, on mélange une solution aqueuse de cobalticyanure de K avec de l'acide sulfurique concentré, et l'on chauffe pendant quelque temps; on sépare le sulfate de K au moyen de l'alcool absolu, tandis que l'acide cobalticyanhydrique demeure en dissolution. On purifie ce dernier par des cristallisations réitérées, et par la pression entre des feuilles de papier buvard.

On peut aussi employer l'acide nitrique dans cette préparation.

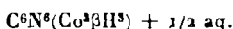
L'acide cobalticyanhydrique cristallise d'une solution aqueuse et concentrée en petites aiguilles incolores et brillantes. Il est fort aigre, et décompose aisément les carbonates. Il neutralise les bases alcalines, et dissout le fer et le zinc avec dégagement de H.

Il est déliquescent. La solution aqueuse s'altère à peine par l'ébullition, en émettant de fort légères vapeurs d'acide hydrocyanique. Il est aussi fort soluble dans l'alcool, mais insoluble dans l'éther anhydre.

Chauffé à 100° , l'acide cristallisé perd de l'eau en devenant blanc et opaque; si l'accès de l'air est intercepté, il n'éprouve pas d'autre altération. A une température plus élevée, il dégage de l'acide hydrocyanique, jaunit, et l'eau ne le dissout plus entièrement, mais laisse un composé jaunâtre. A 190° il devient vert, et par une plus forte chaleur, bleu. Ce résidu bleu change promptement de couleur au contact de l'eau ou de l'air humide; il devient alors rougeâtre ou brun, suivant les circonstances. Enfin, par une chaleur encore plus forte, le résidu bleu se détruit en abandonnant du carbonate et du cyanhydrate d'ammoniaque, prenant feu, et laissant une masse noire et volumineuse de carbure de cobalt.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXII, p. 157.

L'acide séché à 100° a donné : cobalt, 25,80—26,17—26,25; carbone, 31,97—31,04—31,04; hydrogène, 1,99—1,99—1,94. M. Zwenger en déduit la formule $[\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3 \text{H}^2 + \text{aq.}]$, que nous traduirons par

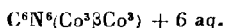


Ces rapports exigent : cobalt, 25,96; carbone, 31,71; hydrogène, 1.76. Un produit séché dans le vide a donné les mêmes résultats.

L'eau de cristallisation paraît ne pas pouvoir s'enlever sans que l'acide se détruise tout à fait.

L'acide hydrochlorique dissout l'acide cobalticyanhydrique sans l'altérer, même à l'ébullition. L'acide nitrique concentré le dissout à peine; s'il est étendu, la dissolution s'opère mieux. L'acide nitrique fumant et l'eau régale ne le décomposent pas non plus à l'ébullition.

L'acide cobalticyanhydrique ne se dissout pas dans l'acide sulfurique concentré, mais il en est dissous par ce dernier à l'état étendu. Si l'on chauffe l'acide cobalticyanhydrique sec avec de l'acide sulfurique concentré, il se décompose complètement, en dégageant CO , CO^2 , SO^2 , et en devenant bleu; la décomposition achevée, le résidu renferme du sulfate d'ammoniaque et du sulfate de cobalt. Si l'on ajoute de l'eau au mélange pendant la décomposition, elle précipite un corps rougeâtre, non cristallin de *cobalticyanure de cobalt* $[\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3 \text{Co}^3 + 12 \text{aq.}]$, c'est-à-dire



Expérience : cobalt, 35,56; carbone, 18,28; hydrogène, 3,02. Calcul : cobalt, 35,81; carbone, 17,50; hydrogène, 3,02.

Le *cobalticyanure de potassium* avait déjà été obtenu par M. L. Gmelin, en délayant dans la potasse caustique du cyanure ou du carbonate de Co et ajoutant un excès d'acide hydrocyanique. M. Zwenger obtient le même sel en dissolvant le cyanure de Co dans le cyanure de K. Si l'air est intercepté, on observe alors un dégagement de gaz H, avec des traces seulement de gaz ammoniaque, comme produit d'une réaction secondaire. Au contact de l'air, il ne se dégage que peu ou point de gaz, et le

mélange absorbe alors de l'oxygène. Dans l'un et l'autre cas, la réaction a pour conséquence la formation de potasse libre.

Le cobalticyanure de K se purifie par de nouvelles cristallisations. Si les cristaux sont souillés de cyanure ou de carbonate de K, on décompose ces sels par l'acide acétique et l'on précipite la solution aqueuse par l'alcool.

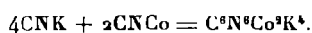
Ils se présentent sous la forme de prismes à huit faces, aplatis, anhydres, transparents, légèrement jaunâtres. Ils sont peu solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool. Ils fondent par la chaleur en une masse vert-olive foncé. A l'abri de l'air, il se développe alors de l'azote et du cyanogène, et si l'on prolonge la calcination, on finit par avoir un résidu de cyanure de K et de carbure de Co.

Les acides sulfurique et nitrique, employés en excès, précipitent de l'acide cobalticyanhydrique d'une solution concentrée de cobalticyanure de K. Chauffé à l'état sec avec de l'acide sulfurique concentré, ce sel présente les mêmes réactions que l'acide cobalticyanhydrique.

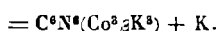
Il renferme $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{K}^{\text{I}}]$, c'est-à-dire



La formation de ce sel a donc lieu de la manière suivante :



Or, puisque Co^{I} équivaut à $\text{Co}^{\text{I}}/3$ ou $\text{Co}\beta^{\text{I}}$, on a aussi



K devenu libre déplace l'hydrogène de l'eau ou s'oxyde au contact de l'air. M. Zwenger a vérifié par des expériences directes l'exactitude de cette interprétation.

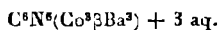
Le cobalticyanure de sodium fut préparé en décomposant le carbonate de Na par le cobalticyanure de H. Aiguilles transparentes et incolores, très-solubles dans l'eau à 100°. M. Zwenger y a trouvé $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{Na}^{\text{I}} + 4 \text{aq.}]$ c'est-à-dire



Le cobalticyanure d'ammonium, obtenu en neutralisant l'acide cobalticyanhydrique par l'ammoniaque, cristallise en tables rhombes, fort solubles dans l'eau, un peu solubles dans l'alcool. Il commence à se décomposer à 250°. M. Zwenger y a trouvé :

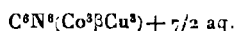
cobalt, 20,92—21,68; carbone, 25,52; hydrogène, 4,54, et le représente par $[\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3\text{N}^3\text{H}^3\text{O} + \text{H}^2\text{O}]$. Calcul: cobalt, 21,19; carbone, 25,89; hydrogène, 4,67. Il pense que l'eau est indispensable à la constitution du sel.

Le *cobalticyanure de baryum* s'obtient par le carbonate de baryte et l'acide cobalticyanhydrique. Il cristallise en prismes incolores, très-solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool. Les cristaux s'effleurissent à l'air chaud, et plus rapidement encore à 100°. Le sel séché à 100° renferme $[\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3\text{Ba}^2 + 6\text{H}^2\text{O}]$, c'est-à-dire



Les cristaux renferment 16 H²O, ou 8 aq. dans notre notation.

Le *cobalticyanure de cuivre* s'obtient en précipitant le sulfate de Cu par le cobalticyanure de K. C'est un précipité amorphe d'un bleu clair qui se lave aisément, et convient parfaitement à la préparation de l'acide cobalticyanhydrique. Il est insoluble dans l'eau et les acides; l'ammoniaque le dissout entièrement. Séché à 100°, il renferme $[\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3\text{Cu}^2 + 7\text{H}^2\text{O}]$, ou bien

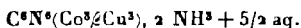


L'eau de cristallisation ne paraît se dégager qu'en partie par la dessiccation à une température élevée.

L'acide cobalticyanhydrique précipite complètement le cuivre des sels de Cu solubles.

Le *cobalticyanure de cuivre ammoniacal* cristallise, par l'évaporation lente d'une solution ammoniacale de cobalticyanure de Cu, en petits prismes à quatre faces, terminés par un sommet à huit faces, brillants et d'un bleu d'azur. L'alcool précipite de cette solution la même combinaison à l'état d'une poudre peu cristalline et d'un bleu plus clair. Les cristaux sont insolubles dans l'eau. Exposés à l'air ou chauffés à 100°, ils perdent de l'ammoniaque, deviennent opaques et s'éclaircissent. Les acides leur enlèvent toute l'ammoniaque, en laissant du cobalticyanure de Cu à l'état d'une poudre bleu clair insoluble. Chauffés avec de la potasse, ils dégagent de l'ammoniaque et mettent en liberté de l'oxyde de Cu, tandis que du cobalticyanure de K reste en dissolution.

M. Zwenger a trouvé dans le cobalticyanure de cuivre ammoniacal [$\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3 \text{Cu}^2 + 2 \text{N}^2\text{H}^6 + 5 \text{aq.}$], ou bien



On obtient le *cobalticyanure de cobalt* en précipitant le sulfate de Co par le cobalticyanure de K. C'est un précipité rouge clair qui ne reforme plus de sel de K après les lavages. L'acide cobalticyanhydrique précipite aussi tout le cobalt des sels de ce métal.

Le cobalticyanure de Co est insoluble dans l'eau et les acides. Les acides concentrés lui enlèvent de l'eau et le colorent en bleu. La potasse en sépare de l'hydrate de Co. L'ammoniaque le dissout en partie avec une couleur rose, en séparant une poudre verte. Il perd à 100° une partie de son eau, en devenant bleu ; une température plus élevée le déshydrate complètement. Il reforme [$\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3 \text{Co}^2 + 14 \text{aq.}$], ou bien



Le sel anhydre est d'un bleu foncé, mais il absorbe promptement l'humidité de l'air et redevient rouge ; mis en contact avec l'eau, il s'y combine en s'échauffant.

On ne peut obtenir, à l'état de pureté, le *cobalticyanure de nickel* qu'en précipitant un sel de Ni par un excès d'acide cobalticyanhydrique.

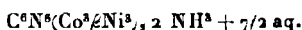
Le précipité formé par le cobalticyanure de K retient toujours une certaine quantité de ce sel, impossible à enlever par les lavages. L'acide cobaltocyanhydrique donne un précipité gélatineux d'un bleu clair, et qui se contracte à l'air en une masse vitreuse et verdâtre. Cette combinaison est insoluble dans l'eau et les acides ; la potasse en sépare de l'hydrate de Ni ; l'ammoniaque la dissout complètement. Elle renferme [$\text{Co}^4\text{Cy}^{12} + 3 \text{Ni}^2 + 12 \text{aq.}$], ou bien



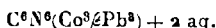
Ce composé se déshydrate à une température plus élevée, en devenant gris ; il reprend son eau au contact de l'air humide.

La dissolution ammoniacale de ce sel, récemment précipité, est bleuâtre, et dépose, par l'évaporation lente, des paillettes bleuâtres de *cobalticyanure de nickel ammoniacal*. Ce sel est insoluble dans l'eau ; les acides lui enlèvent l'ammoniaque, en laissant

sant du cobalticyanure de Ni à l'état d'une poudre bleu clair, M. Zwenger y a trouvé $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{Ni}^{\text{I}} + 2 \text{N}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + 7 \text{aq.}]$, ou bien

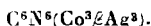


Le cobalticyanure de plomb s'obtient en décomposant le carbonate de Pb par l'acide cobalticyanhydrique. Il cristallise en paillettes nacrées, fort solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool. Il renferme $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{Pb}^{\text{I}} + 4 \text{aq.}]$, c'est-à-dire



Les trois quarts de l'eau = 4,51 pour 100 s'en dégagent par la dessiccation à 100°. La solution aqueuse de ce sel est précipitée par l'ammoniaque; le précipité blanc constitue un *sous-cobalticyanure de plomb*, soluble dans les acides, insoluble dans l'eau, et renfermant à 100° $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{Pb}^{\text{I}} + 6 \text{Pb}^{\text{I}}\text{O} + 3 \text{aq.}]$.

En précipitant le cobalticyanure de K par le nitrate de Ag, on obtient le *cobalticyanure d'argent* sous la forme d'une masse blanche et caillottée, insoluble dans l'eau et les acides, anhydre, inaltérable par la lumière, et renfermant $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{Ag}^{\text{I}}]$, c'est-à-dire



Ce sel se dissout dans l'ammoniaque, et donne par l'évaporation des prismes incolores de *cobalticyanure d'argent ammoniacal* contenant $[\text{Co}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}^2} + 3 \text{Ag}^{\text{I}} + \text{N}^{\text{I}}\text{H}^{\text{I}} + \text{aq.}]$. Les cristaux sont insolubles dans l'eau, et ne perdent rien de leur poids à 100°. Les acides en extraient l'ammoniaque.

Les cobalticyanures n'exercent aucune action toxique sur l'économie animale.

LIEBIG. — Recherches de chimie animale.

Nous avons déjà communiqué plus haut (1) les principaux résultats de ces recherches. Voici de nouveaux détails que nous empruntons au mémoire complet que M. Liebig vient de faire paraître (2).

Extraction de la créatine. — Lorsqu'on lave à l'eau froide de

(1) Cahier de septembre. — *Journ. de Pharm. et de Chim.*, t. XXII, p. 227.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXII, p. 257.

la chair d'animaux récemment tués, on obtient un liquide rouge ou rougeâtre de la saveur propre au sang des différents animaux. Si l'on chauffe ce liquide au bain-marie, l'albumine se coagule la première, et il conserve sa couleur. Cette albumine se sépare sous la forme d'un coagulum à peine coloré, et plus tard sous celle de flocons plus épais; ce n'est qu'à une température plus élevée que la matière colorante se sépare aussi. Il suffit, en effet, de porter le liquide à l'ébullition. On obtient ainsi un produit qui se laisse aisément filtrer, et qui rougit fortement le tournesol.

Quand on fait bouillir avec de l'eau le résidu de la viande ainsi épuisée à froid, on obtient un liquide qui renferme de la gélatine, et qui se prend en gelée à un certain point de concentration.

On ne peut se dispenser d'employer une bonne presse, si l'on veut opérer une extraction complète des principes solubles contenus dans la chair musculaire, et il n'est pas avantageux de travailler avec moins de 8 ou 10 livres. Il faut se rappeler que la chair renferme 76 à 79 pour 100 d'eau, 2 ou 3 pour 100 d'albumine, et donne 17 à 18 pour 100 de fibre; de sorte qu'en définitive on n'opère pas même sur de bien fortes masses en employant la quantité indiquée.

Supposons qu'on veuille employer 10 livres : on en prend la moitié qu'on arrose de 5 livres d'eau, on en fait un mélange intime en pétrissant la pâte avec les mains, et l'on passe par un sac de grosse toile. Le résidu exprimé est soumis au même traitement avec 5 nouvelles livres d'eau. Le liquide de la première expression est mis de côté pour servir plus tard; celui de la seconde sert à épuiser l'autre moitié de la viande. Enfin, on traite de la même manière, pour la troisième fois, la première moitié de la viande avec 5 livres d'eau et l'on ajoute le liquide exprimé au second extrait de l'autre moitié; celle-ci est aussi mise à tremper pour la troisième fois, et soumise ensuite à l'action de la presse.

On fait passer tout le liquide à travers une toile, afin de retenir les morceaux de fibre; puis on l'introduit dans un gros ballon en verre, et l'on place celui-ci dans une chaudière remplie d'eau qu'on porte peu à peu à l'ébullition. On maintient cette

température jusqu'à ce que l'extrait ait perdu sa couleur et que toute l'albumine et la matière colorante se soient coagulées. L'opération est terminée si le liquide, bouilli dans un petit tube, reste limpide et ne dépose plus de flocons.

Certaines viandes exigent, pour la séparation complète de la matière colorante après la coagulation de l'albumine, qu'on retire le liquide du ballon pour le faire bouillir dans un vase d'argent ou de porcelaine. Ceci peut se faire aisément, attendu que la matière ne s'attache alors plus au fond et n'est plus exposée à roussir. Il convient aussi d'enlever la graisse autant que possible, ou mieux encore d'opérer sur de la viande maigre; car la graisse entrave beaucoup l'action de l'eau et celle de la presse.

Quand l'albumine et la matière colorante sont séparées, on passe par une toile, on presse le coagulum, et l'on filtre les liqueurs réunies.

La viande de gibier ou de poule convient le mieux à l'extraction de la créatine, elle donne un extrait limpide. Celui qu'on obtient avec la chair de cheval et de poisson est toujours trouble; il a toujours à peu près le même goût. Celui de renard ne peut être distingué de celui de bœuf maigre; mais l'extrait de martre a une odeur de musc qui devient surtout sensible par l'échauffement.

Tous les extraits ainsi obtenus ont une réaction acide. Lorsqu'on les concentre à feu nu, même sans les faire bouillir, ils se colorent peu à peu, et donnent finalement un sirop brun foncé, sentant le rôti, et où ne se déposent qu'à la longue des cristaux de créatine. Toutefois ils se colorent aussi par l'évaporation au bain-marie; outre la température, la principale cause en est la présence de l'acide libre, qu'il faut d'abord enlever.

A cet effet, on ajoute à l'extrait une solution concentrée de baryte caustique, tant qu'il se produit un précipité blanc. Après l'addition d'une certaine quantité d'eau de baryte, le liquide devient neutre ou même alcalin; mais cette réaction ne doit pas empêcher d'en ajouter jusqu'à cessation du précipité. Celui-ci se compose de phosphate de baryte, et de phosphate de magnésie; il ne renferme pas de phosphate ammoniaco-magnésien, et d'ailleurs l'addition de la baryte à l'extrait n'occasionne aucun développement d'ammoniaque.

Après avoir séparé ce précipité, on concentre l'extrait au bain-marie ou au bain de sable, avec la précaution de ne pas le faire bouillir. Quand il se trouve réduit au vingtième de son volume et qu'il commence à s'épaissir, on l'abandonne, dans un endroit tempéré, à l'évaporation spontanée. Bientôt on voit se former, à la surface, de petites aiguilles incolores qui finissent par recouvrir les parois du vase. Ces cristaux sont de la créatine.

Le procédé précédent est applicable au traitement de toutes les viandes. Les quantités de créatine qu'elles fournissent sont fort variables. La chair de poule et de martre en donnent le plus ; puis le cheval, le renard, le chevreuil, le cerf et le lièvre, le bœuf, le mouton, le porc, le veau et le poisson. Il y a aussi des différences pour les quantités fournies par les mêmes animaux : ainsi la chair d'un renard, nourri de viande pendant deux cents jours, au laboratoire d'anatomie de Giessen, n'a pas donné le dixième de la quantité de créatine obtenue avec la même quantité de chair des renards tués à la chasse.

La quantité de créatine contenue dans les muscles des animaux est évidemment en rapport avec la quantité de la graisse, ou avec les causes qui déterminent la formation de cette substance. La viande grasse ne donne souvent que des traces de créatine ; dans tous les cas elle en fournit toujours moins que la viande maigre.

On lave les cristaux de créatine à l'eau et à l'alcool, et on les fait dissoudre dans l'eau bouillante. Si cette solution est colorée, il suffit d'y ajouter une petite quantité de charbon animal pour avoir un liquide entièrement incolore.

Si l'on n'a pas enlevé par l'eau de baryte tout l'acide phosphorique de l'extrait de viande, les cristaux de créatine déposés dans les eaux mères sont mélangés de phosphate de magnésie, dont la plus grande partie reste à l'état insoluble par une nouvelle cristallisation ; mais il s'en précipite toujours une certaine quantité avec les nouveaux cristaux. Pour enlever cette impureté, on fait bouillir la solution filtrée et bouillante avec un peu d'hydrate de plomb ; on filtre et l'on traite par le charbon animal qui s'empare des traces de plomb dissoutes.

Créatine. — Voici les résultats analytiques sur lesquels

M. Liebig fonde la formule $[C^4H^9N^3O^2 + aq.]$ qu'il attribue à la créatine :

Carbone.	32,77	32,91	32,41
Azote.	28,32	28,32	28,32
Hydrogène.	•	7,33	7,39
Oxygène.	•	31,44	31,88

Lorsque la solution aqueuse de la créatine renferme une trace de matière organique étrangère, elle s'altère aisément, se recouvre de moisissures, et acquiert une odeur nauséabonde.

La créatine ne sature pas même les acides plus faibles; elle se dissout aisément à chaud dans l'eau de baryte, et y cristallise sans altération; les cristaux ne renferment pas de baryte. Mais elle se décompose par l'ébullition avec l'eau de baryte, dégage de l'ammoniaque, et dépose peu à peu du carbonate de baryte.

Le peroxyde de plomb pur ne l'altère pas à l'ébullition. Une solution de permanganate de potasse, dans laquelle on dissout la créatine, ne perd sa couleur que par un repos dans un endroit chaud, et sans dégagement sensible de gaz; le liquide ne renferme alors plus de créatine; il donne par l'évaporation des cristaux blancs, et la potasse se trouve carbonatée.

Créatinine. — L'action des acides minéraux sur la créatine est fort remarquable. Une solution de créatine à laquelle on ajoute à froid de l'acide hydrochlorique, donne, par l'évaporation spontanée, des cristaux composés de créatine non altérée. Mais si l'on chauffe ce corps avec de l'acide hydrochlorique concentré, ou avec de l'acide sulfurique, phosphorique ou nitrique, on obtient des cristaux fort solubles dans l'alcool, propriété que ne possède pas la créatine. Ces cristaux constituent les sels de l'alcaloïde nouveau auquel M. Liebig a donné le nom de *créatinine*.

On extrait l'alcaloïde de son hydrochlorate en faisant bouillir la solution aqueuse de ce sel avec de l'hydrate de plomb. On dissout d'abord l'hydrochlorate dans 24 ou 30 parties d'eau, on la porte à l'ébullition dans une capsule de porcelaine, et l'on y ajoute par petites portions l'hydrate délayé dans l'eau. Il se produit d'abord du chlorure de Pb, et le liquide conserve sa réaction acide; mais de plus fortes additions le rendent neutre ou légèrement alcalin. Quand on y a ajouté trois fois son poids d'hydrate de Pb, et que le mélange est maintenu pendant quelque temps

en ébullition, il arrive un moment où il se prend en une bouillie épaisse et jaune clair. La décomposition est alors achevée; on filtre et on lave le résidu avec soin. Si quelque trace de plomb reste dissoute, on l'enlève par un peu de charbon animal.

La méthode précédente repose sur la transformation du chlorure de Pb en un sous-chlorure aussi insoluble dans l'eau que le chlorure d'argent.

La solution de la créatinine donne des cristaux par la concentration.

Un autre moyen de préparer cet alcaloïde consiste à ajouter du carbonate de baryte à une solution aqueuse et bouillante du sulfate, jusqu'à cessation de toute effervescence; il se produit ainsi du sulfate de Ba, tandis que la créatinine reste en dissolution.

Les cristaux de cet alcaloïde appartiennent au système du prisme oblique rhomboïdal. M. Liebig en cite les mesures déterminées par M. Hermann Kopp.

Il est bien plus soluble à froid que la créatine. 1000 parties d'eau dissolvent 87 parties de créatinine, ou bien 1 partie de cet alcaloïde se dissout dans 11,5 parties d'eau à 16°; il est bien plus soluble dans l'eau bouillante. 1000 parties d'alcool en dissolvent 9,8 à 16°.

Une solution moyennement concentrée de nitrate Ag, à laquelle on ajoute une solution de créatinine, se prend immédiatement en une bouillie d'aiguilles blanches, fort solubles dans l'eau bouillante, et composées de *nitrate de créatinine argentine*.

La créatinine précipite le sublimé corrosif en blanc caillebotté; le précipité se transforme en quelques minutes en aiguilles incolores.

Une solution aqueuse et neutre de chlorure de Zn donne immédiatement un précipité grenu avec la créatinine, qu'on reconnaît au microscope pour des aiguilles groupées concentriquement.

La créatinine déplace l'ammoniaque des sels ammoniacaux, et forme avec les sels de cuivre de belles combinaisons bleues et cristallisables.

Le bichlorure de platine ne précipite pas une solution étendue

d'hydrochlorate de créatinine; mais, par l'évaporation à une douce chaleur, il s'y produit des cristaux assez gros, jaune foncé, assez solubles dans l'eau, moins solubles dans l'alcool.

La composition de la créatinine représente celle de la créatine moins les éléments de l'eau [C⁴H⁷N³O], ainsi que nous l'avons déjà dit dans notre première communication. M. Liebig rapporte plusieurs analyses à l'appui de cette composition.

Créatine et créatinine contenues dans l'urine. — M. Liebig cite ensuite quelques expériences qui prouvent que le corps particulier trouvé par M. Pettenkofer dans l'urine récente est la créatine; l'urine putréfiée n'en contient pas, mais il s'y trouve de la créatinine. Bien que les quantités qu'en fournit l'urine ne soient pas bien considérables, M. Liebig pense que ce liquide est néanmoins plus commode, et surtout plus économique, pour la préparation de ces corps.

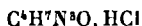
Voici le procédé proposé par le chimiste de Giessen. On neutralise l'urine par un peu de lait de chaux, et l'on y ajoute une solution de chlorure de calcium, tant qu'il se précipite du phosphate de Ca; on filtre et l'on évapore à cristallisation. On sépare la partie liquide des sels, sans employer d'alcool, et on y ajoute une solution de chlorure de zinc assez concentrée pour être sirupeuse (environ une demi-once de chlorure pour une livre d'extrait). Au bout de trois ou quatre jours on y trouve des grains mamelonnés et jaunâtres; on lave ce dépôt à l'eau froide, puis on le fait dissoudre dans l'eau bouillante, et l'on y ajoute de l'hydrate de plomb jusqu'à ce que le liquide soit fortement alcalin. Par ce moyen le zinc et l'acide hydrochlorique se séparent à l'état insoluble; la substance qui avait été en combinaison avec le chlorure de Zn reste en dissolution. On traite la liqueur par le charbon animal et l'on évapore à siccité.

En appliquant ce procédé au traitement de l'urine, M. Liebig a obtenu un corps blanc et cristallin, composé d'un mélange de créatine et de créatinine, dont il a effectué la séparation par l'alcool. L'analyse a démontré l'identité de ces substances avec celles retirées de l'extrait de viande.

L'urine putréfiée n'a donné que de la créatinine.

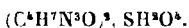
Sels de créatinine. — *L'hydrochlorate*, dont nous avons déjà indiqué la préparation, se dissout assez aisément dans l'alcool

bouillant, et y cristallise en prismes raccourcis et incolores, fort solubles dans l'eau. Il renferme



Les prismes aurore de *chloroplatinate*, qu'on obtient par une évaporation lente d'un mélange d'hydrochlorate de créatinine et de bichlorure de platine, ont donné 30,53 — 30,95 platine.

Une solution de créatinine, saturée à l'ébullition et additionnée d'acide sulfurique étendu de manière à la rendre fort acide, donne, par l'évaporation, une masse saline, aisément soluble à chaud dans l'alcool. La solution se trouble par le refroidissement et dépose des tables carrées, groupées concentriquement, de *sulfate neutre de créatinine*. Les cristaux ne s'altèrent pas à 100°, et renferment $[\text{C}^8\text{H}^{14}\text{N}^6\text{O}^2, \text{H}^2\text{O} + \text{SO}^2]$ ou



Sarcosine. — Si l'on ajoute à une solution de créatine, saturée et bouillante, dix fois son poids d'hydrate de baryte, la solution reste d'abord limpide; mais si l'on continue de faire bouillir, il se dégage beaucoup d'ammoniaque et le liquide se trouble; les parois se recouvrent alors d'une poudre blanche et cristalline qui augmente tant que dure le dégagement de l'ammoniaque. Si l'on renouvelle de temps à autre les additions d'eau et d'hydrate barytique, et qu'on continue l'ébullition jusqu'à cessation de toute odeur ammoniacale, on obtient, par la filtration, un liquide limpide et incolore, contenant de la baryte caustique, ainsi qu'un nouvel alcaloïde que M. Liebig désigne sous le nom de *sarcosine* (de σάρξ, σαρκόσ, viande). Le résidu sur le filtre se compose de carbonate de baryte.

On fait passer du gaz carbonique dans le liquide filtré et l'on porte à l'ébullition; la solution donne, par l'évaporation, un sirop qui se prend, par le repos, en un amas de larges feuilletts incolores et transparents. Il est important, dans cette préparation, d'employer de la baryte pure, bien exempte de potasse, de chaux, de chlorure et de nitrate: autrement toutes ces impuretés restent dans l'alcaloïde et ne s'en séparent qu'avec difficulté.

Pour obtenir la sarcosine pure, il est avantageux de la convertir en sulfate. On y ajoute, par conséquent, de l'acide sulfurique étendu de manière à produire une réaction fort acide; on

évapore au bain-marie, et l'on ajoute de l'alcool au résidu sirupeux, en tâchant de les mélanger par l'agitation avec une baguette de verre. De cette manière le sulfate sirupeux se prend en une poudre blanche et cristalline; on lave celle-ci à l'alcool froid, on la fait dissoudre dans l'eau, et l'on chauffe la solution avec du carbonate de baryte pur, jusqu'à ce qu'on n'observe plus d'effervescence et que la réaction acide de la solution ait disparu. Celle-ci renferme alors l'alkaloïde; on la jette sur un filtre, et on l'évapore, au bain-marie, à consistance de sirop. On obtient des cristaux au bout de vingt-quatre ou trente-six heures.

Les cristaux de la sarcosine constituent des prismes droits à base rhombe, terminés par un sommet dièdre dont les faces reposent symétriquement sur les arêtes obtuses du prisme. Ils sont incolores, entièrement transparents et assez gros; ils sont fort solubles dans l'eau, très-peu solubles dans l'alcool et insolubles dans l'éther.

Séchés à 100°, ils conservent leur apparence; ils fondent par une chaleur un peu supérieure et se volatilisent sans résidu. M. Liebig y a trouvé



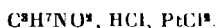
Analyse : carbone, 40,73—40,90; azote, 15,84—15,90; hydrogène, 7,90—7,82; oxygène, 35,53—35,38.

La solution aqueuse de la sarcosine est sans action sur les couleurs végétales; elle possède une saveur âcre quelque peu douceâtre, et une saveur légèrement métallique. Elle ne détermine aucun changement dans une solution étendue de nitrate d'argent ou de sublimé corrosif; mais si l'on porte un cristal de sarcosine dans une solution de sublimé saturée à froid, il s'y dissout immédiatement, et l'on voit bientôt se former une foule de fines aiguilles transparentes qui font prendre le liquide en bouillie, si la quantité de sarcosine n'a pas été trop faible. Une solution d'acétate de cuivre se colore par la sarcosine en bleu foncé, comme par l'ammoniaque, et donne par l'évaporation de minces feuilles d'un sel de même couleur.

Évaporée avec de l'acide hydrochlorique, la sarcosine donne une masse blanche qui cristallise dans l'alcool chaud en petits grains ou en aiguilles transparentes.

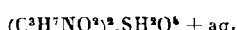
Si l'on mélange une solution d'hydrochlorate de sarcosine avec un excès de bichlorure de platine, il ne se produit pas de précipité; mais si l'on abandonne ce mélange à l'évaporation spontanée, il s'y forme bientôt des octaèdres aplatis, de couleur jaune, groupés en trémies, et dont les faces ont souvent un développement d'un demi-pouce. L'excès de bichlorure s'enlève aisément à l'aide d'un mélange d'alcool et d'éther, et de cette manière les cristaux s'obtiennent à l'état de pureté.

Le *chloroplatinate*, séché à l'air, perd 6,7 pour cent à 100°; il donne alors, par la calcination, 33,6 pour 100 de platine, et contient par conséquent



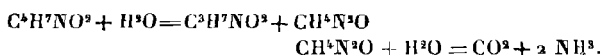
Les cristaux contiennent en outre 1 éq. d'eau.

La préparation du *sulfate* a été indiquée plus haut. Si l'on fait bouillir, avec dix ou douze fois son poids d'alcool, le résidu d'abord lavé à l'alcool froid, il s'y dissout, sauf quelques traces de sulfate de baryte, et cette solution dépose, par le refroidissement, des tables quadrangulaires, transparentes, incolores, d'un grand éclat, et entièrement semblables aux cristaux de chlorate de potasse. Ce sel se dissout difficilement dans l'alcool froid, est très-soluble dans l'eau, et cristallisé dans cette dernière sous la forme de gros feuilletés plumiformes. Sa dissolution alcoolique ou aqueuse réagit fort acide. Il renferme



L'eau de cristallisation = 6,1 p. c. se développe au bain-marie.

M. Liebig s'est assuré par d'autres expériences que la formation de la sarcosine est accompagnée de celle de l'urée, de manière que la formation du carbonate de Ba et le dégagement de l'ammoniaque proviennent donc d'une décomposition secondaire de cette urée. On a par conséquent



La sarcosine est un isomère de la lactamide et de l'uréthane; son insolubilité dans l'éther et dans l'alcool la distingue de ces deux substances.

La sarcosine et l'urée ne sont pas les seuls produits de la décomposition de la créatine par la baryte. Si l'on ajoute de l'eau

à la solution alcoolique d'où le sulfate de sarcosine s'est déposé, qu'on neutralise par du carbonate de Ba et qu'on évapore la liqueur à la consistance d'un sirop fluide, ils y dépose, bien avant le point où la sarcosine pourrait cristalliser, de longs prismes ou des feuillettes incolores qui possèdent une légère réaction acide. Ces cristaux sont fusibles et se volatilisent sans résidu; ils se dissolvent aisément dans l'eau et l'alcool, ainsi que dans 30 p. d'éther. Une solution aqueuse ne précipite pas les sels de Ag, le sublimé, l'acétate de Pb, les sels de Ca et de Ba. M. Liebig n'en a pas eu assez pour analyser ces cristaux, qui possèdent une certaine ressemblance avec l'uréthane.

Acide inosique. — Si l'on évapore davantage l'extrait de viande d'où la créatine s'est déposée, puis qu'on y ajoute peu à peu de petites portions d'alcool jusqu'à ce que le liquide devienne laiteux, le mélange dépose, au bout de quelques jours de repos, des feuillettes, des aiguilles ou des grains, tantôt blancs, tantôt jaunes. On les sépare à l'aide du filtre et on les lave à l'alcool.

Ces cristaux se composent d'un mélange de plusieurs corps, parmi lesquels on rencontre toujours la créatine. Si l'on n'a pas préalablement enlevé de l'extrait tout l'acide phosphorique par l'eau de baryte, le dépôt renferme du phosphate magnésien. Il se compose en majeure partie du sel de K ou de Ba d'un nouvel acide, auquel M. Liebig donne le nom d'*acide inosique* (de κ , *ivός*, muscle).

Si l'addition de la baryte a suffi pour précipiter tout l'acide phosphorique, les cristaux renferment de l'inosate de K; si l'on a pris un excès de baryte, ils se composent d'inosate de Ba ou d'un mélange des deux sels.

Pour en extraire l'acide, on dissout les cristaux dans l'eau chaude, et l'on y ajoute une dissolution de chlorure de Ba; on obtient alors, par le refroidissement, des cristaux d'inosate de Ba qu'on purifie par une nouvelle cristallisation.

On peut aisément préparer l'acide inosique avec le sel de Ba ou de Cu: avec le premier, à l'aide de l'acide sulfurique; avec le second, au moyen de l'hydrogène sulfuré.

Le liquide obtenu par la décomposition du sel de Cu est ordinairement brun et troublé par du sulfure qu'il renferme en suspension; on le décolore par le charbon animal.

Obtenu d'une manière ou de l'autre, l'acide inosique étendu a une réaction fort acide, et possède une saveur agréable, semblable à celle du bouillon. Il donne par l'évaporation un sirop qui ne dépose aucune trace de cristaux, même par un repos de plusieurs semaines; traité par l'alcool, ce sirop se convertit en une masse dure et pulvérulente dont des traces seulement se dissolvent dans l'alcool. Une solution aqueuse et concentrée de cet acide est précipitée par l'alcool en flocons blancs non cristallins et insolubles dans l'éther.

M. Liebig a trouvé dans le sel de baryte séché à 100° : carbone, 24,46—24,80; azote, 11,37—11,37; hydrogène, 2,64—2,59; oxygène, 31,12—30,83; baryte; 30,41—30,41. Les cristaux s'effleurissent aisément dans l'air sec et perdent, à 100°, 19,07 p. d'eau. On en déduit la formule $[C^{10}H^{12}N^4O^{11}, Ba^2O + 7 \text{ aq.}]$

Ce sel est très-peu soluble dans l'eau froide et insoluble dans l'alcool. 1000 p. d'eau à 16° dissolvent 2,5 p. d'inosate de Ba. Dissous dans l'eau chaude, il présente la même particularité que le phosphovinate de Ba : si l'on porte à l'ébullition une solution saturée à 70°, une partie du sel se dépose sous la forme d'une masse résinoïde, et tandis que l'eau de 60 ou 70° dissout une portion de ce sel, une partie en reste toujours à l'état insoluble par l'emploi de la même quantité d'eau bouillante. Ce résidu éprouve une altération par une ébullition prolongée, et perd ainsi sa solubilité dans de l'eau moins chaude.

Les cristaux de l'inosate de Ba représentent des paillettes quadrangulaires, allongées, et d'un éclat nacré.

L'acide inosique libre ne précipite ni l'eau de baryte ni l'eau de chaux; mais par le repos et l'évaporation à l'air, on voit se former dans ce mélange des paillettes nacrées d'inosate de Ba ou de Ca. L'acide libre et les inosates solubles précipitent l'acétate de Cu; il se produit un beau précipité bleu verdâtre, insoluble dans l'eau bouillante. Les sels de Ag précipitent en blanc par les inosates; le précipité est gélatineux et de l'aspect de l'alumine; il se dissout dans l'acide nitrique et dans l'ammoniaque. Les sels de Pb sont précipités par les inosates en blanc.

Les inosates à base alcaline se décomposent par la calcination

sur la lame de platine, et répandent une odeur agréable de viande rôtie.

L'inosate de potasse s'obtient en précipitant avec précaution l'inosate de Ba par le carbonate de K. Il est fort soluble dans l'eau, et cristallise en prismes quadrilatères, allongés. Il est insoluble dans l'alcool qui en précipite la solution aqueuse sous forme de poudre grenue ou de paillettes, suivant la concentration de la liqueur. Il perd 22,02 pour 100 d'eau par la dessiccation à 100°; le sel desséché a donné 20,73 pour 100 de potasse.

L'inosate de soude cristallise en petites aiguilles soyeuses, fort solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool.

L'inosate de cuivre est presque insoluble dans l'eau, insoluble dans l'acide acétique, fort soluble dans l'ammoniaque.

L'inosate d'argent est un peu soluble dans l'eau pure; il ne noircit que légèrement à la lumière.

Chauffé avec un peu de peroxyde de plomb additionné d'acide sulfurique, l'acide inosique se décompose, et l'on trouve dans le liquide filtré des aiguilles.

La température à laquelle on évapore l'extrait de viande influe beaucoup sur les quantités d'acide inosique qu'on obtient; une température de 50 à 60° donne un résultat plus avantageux que la température de l'ébullition.

Après cette description des inosates, M. Liebig relate des expériences qui démontrent, selon lui, que l'extrait des muscles contient, outre la créatine, une certaine quantité de créatinine, laquelle n'est pas, comme on le croirait au premier abord, le produit d'une décomposition opérée pendant les manipulations.

Acide lactique. — Si l'on évapore au bain-marie les liquides d'où les inosates se sont déposés, et qu'on traite le résidu par l'alcool, tous les lactates entrent en dissolution. Si l'on sépare la solution alcoolique du sirop insoluble, et qu'on éloigne l'alcool par l'évaporation, on obtient un sirop jaune qui se prend, au bout de huit ou dix jours, en une masse cristalline molle. Les cristaux qui s'y sont formés, se composent de créatinine, de créatine et du sel de potasse d'un acide azoté, dont les propriétés diffèrent de celles de l'acide inosique; ils sont baignés d'une eau mère composée en majeure partie de *lactate de potasse* non cristallisable.

Nous avons déjà dit, dans notre dernière communication, que M. Liebig a appuyé ce dernier fait de preuves analytiques.

A cette occasion M. Liebig mentionne aussi des expériences qu'il a faites sur la présence de l'acide lactique dans l'urine, expériences qui lui ont donné des résultats négatifs.

Substances minérales. — La suite de son mémoire est consacrée à l'examen des substances inorganiques contenues dans l'extrait de viande. M. Chevreul a déjà signalé la forte quantité de substances minérales renfermée dans le bouillon.

L'extrait de viande ne contient pas de *carbonates*; on n'y trouve que des *phosphates* alcalins et des *chlorures*, sans *sulfates*. La réaction acide de l'extrait est due à la présence de sels acides à base d'alcali formés par les acides phosphorique, lactique et inosique, ce dernier toutefois n'y étant qu'en fort petite quantité. Quant à l'alcali, il est particulièrement représenté par de la *potasse*; on n'y trouve que des traces de soude. Ce fait est d'autant plus remarquable qu'on trouve dans le sérum du sang presque uniquement des sels de *soude*, et de petites quantités seulement de sel de potasse. Voici, d'ailleurs, les rapports de K et de Na observés par M. Liebig :

	Potasse dans le sang.	Potasse dans l'extrait de viande.
Sur 100 p. de soude on a trouvé dans le poulet. . . .	40,8	381
" " le bœuf.	5,9	279
" " le cheval. . . .	9 5	285
" " le renard	"	214
" " le brochet. . . .	"	497

Outre la potasse, la *chaux* et la *magnésie* ont été constatés dans l'extrait de viande.

Le mémoire de M. Liebig est terminé par des considérations relatives à la nutrition animale, à l'influence de la cuisson sur les aliments, etc. « La viande cuite, dit-il, lorsqu'elle est prise sans le bouillon, est d'autant moins propre à la nutrition que la quantité d'eau où on l'a fait bouillir et la durée de l'ébullition ont été plus grandes. Quand on épuise par l'eau froide la viande hachée, elle perd toute l'albumine; le résidu, qui est chargé de fibrine, est complètement sans saveur, après qu'on l'a fait bouillir; en effet, toutes les parties sapides et odorantes de la viande

s'y trouvent à l'état soluble, et passent par la cuisson dans le bouillon. L'odeur et le goût de la viande rôtie proviennent des parties solubles de l'extrait de viande, ayant subi une légère altération de la part de la chaleur.

» La viande qu'on a privée de saveur en l'épuisant par l'eau, reprend le goût et tous les caractères de la viande rôtie, quand on l'humecte et qu'on la chauffe avec un extrait de viande fraîche, fait à froid et évaporé jusqu'à devenir d'un brun foncé. Sous ce rapport, toutes les viandes se comportent de la même manière; les parties odorantes et sapides sont, dans la viande rôtie, soit déjà en solution, soit à l'état soluble.

» Le liquide qu'on obtient en lixiviant à l'eau froide les différentes viandes, et portant à l'ébullition pour coaguler l'albumine, possède en général le goût du bouillon; toutefois chaque extrait a, en outre, un goût particulier qui rappelle l'odeur et la saveur des différentes viandes rôties. Si l'on ajoute, par exemple, à du bœuf bouilli l'extrait concentré de chevreuil ou de poulet, on ne saurait distinguer le bœuf du chevreuil ni du poulet rôtis.

» Une légère addition d'acide lactique (par exemple d'un peu de choucroute fraîche) ou de chlorure de potassium, qui se rencontre dans tous les bouillons, augmente encore la saveur piquante du bouillon; l'addition, au contraire, d'une liqueur alcaline ou du sang rend le bouillon fade, » etc.

On a longtemps attribué les caractères particuliers du bouillon à la présence de la gélatine, mais celle-ci ne se trouve qu'en fort petite quantité dans le bon bouillon. M. Liebig n'a obtenu que 6 parties de gélatine avec le bouillon préparé avec 1000 parties de bœuf. Les tablettes de bouillon qu'on trouve dans le commerce ne renferment en aucune façon les principes de l'extrait de viande, et ne se distinguent de la colle forte qu'en ce qu'elles coûtent plus cher. Il est aisé d'ailleurs de distinguer le véritable extrait de viande de ces tablettes de bouillon; celle-ci ne cèdent à l'alcool qu'environ 4 ou 5 pour 100 de parties solubles, tandis que l'extrait de viande y dissout 80 pour 100.

M. Liebig a fait un grand nombre d'expériences pour découvrir l'urée dans l'extrait de viande, et il croit en pouvoir conclure que ce principe n'y existe pas.

EBELMEN. — Recherches sur le titane.

M. Ebelmen (1) a obtenu un nouveau *chlorure de titane*, en soumettant le bichlorure à l'action de l'hydrogène, à une température élevée.

Ce composé se présente sous forme de larges écailles violet foncé, d'un assez grand éclat. C'est un produit très-altérable. Chauffé dans une capsule de platine au contact de l'air, il produit des fumées épaisses de bichlorure, et il reste de l'acide titanique. Cette même décomposition paraît s'opérer aussi, quoique beaucoup plus lentement, à la température ordinaire. Ainsi le sesquichlorure conservé pendant quelque temps dans des flacons d'une certaine dimension blanchit à la surface, et produit des fumées épaisses quand on le met de nouveau en contact avec l'air humide, ce qui n'arrive jamais avec un produit qui vient d'être préparé.

Le sesquichlorure de titane est volatil, mais beaucoup moins que le bichlorure. Il ne donne pas de fumée au contact de l'air, quand il est pur; il attire rapidement l'humidité de l'air, et se résout en une liqueur; l'eau le dissout avec production de chaleur. La dissolution est d'un rouge violacé; une longue exposition à l'air la décolore complètement, et il finit par s'y former un dépôt d'acide titanique. L'évaporation à siccité de cette dissolution donne un dégagement de HCl et un oxychlorure bleu.

M. Ebelmen a trouvé dans le sesquichlorure : titane, 32,3—31,7—31,6; chlore, 67,9—67,2. Ces nombres conduisent à la formule



La solution de ce chlorure dans l'eau donne les réactions suivantes.

Les alcalis fixes et l'ammoniaque donnent un précipité brun

(1) *Annal. de chim. et de phys.*, t. XX, p. 385.
Comptes rendus 1847.

foncé qui change rapidement de couleur et devient successivement noir, bleu, puis tout à fait blanc ; en même temps il se dégage de l'hydrogène.

Les carbonates alcalins produisent à peu près la même réaction.

L'acide sulfhydrique n'a pas d'action ; le sulfhydrate d'ammoniaque agit comme l'ammoniaque caustique.

Les ferrocyanures produisent un précipité couleur cannelle qui verdit au bout d'un certain temps. Le chlore produit immédiatement ce changement de couleur.

La solution du sesquichlorure de titane est un réductif des plus énergiques. Elle décompose l'acide sulfureux à la température de l'ébullition et en précipite du soufre. Elle réduit les sels d'or, d'argent et de mercure à l'état métallique. Avec les deutosels de cuivre, il se dépose du protochlorure de cuivre ; de même, les persels de fer passent à l'état de protosels.

Le sesquichlorure de titane n'est pas le seul produit de la réduction du bichlorure par l'hydrogène ; on trouve ordinairement, dans l'intérieur des tubes, du titane métallique en couche continue et d'un jaune de laiton.

Outre le titane métallique, on y trouve aussi quelques lamelles isolées d'un jaune d'or qui paraissent être un protochlorure de titane.

L'anhydride titanique, chauffé dans du gaz H parfaitement sec, à une haute température, devient noir et éprouve une perte de poids très-sensible ; mais la moindre trace d'humidité dans le gaz empêche la réduction d'avoir lieu. Il résulte des déterminations de M. Ebelmen que cet oxyde renferme



et correspond au sesquioxyde de fer. Ce sesquioxyde de titane est fort difficile à suroxyder : il ne blanchit par le grillage que sous l'influence d'une température très-élevée. Les acides nitrique et chlorhydrique ne l'attaquent pas, mais l'acide sulfurique le dissout et donne une liqueur violacée. La dissolution concentrée dans le vide sec, sur de la chaux vive, donne un produit qui présente à peine quelques rudiments de cristaux, et qui se dessèche sous la forme d'une masse maueilonnée, d'un beau

violet. Ce *sulfate* est fort soluble et déliquescent. Il donne les mêmes réactions que le sesquichlorure cité plus haut.

M. Ebelmen a fait aussi quelques expériences sur le *sulfure de titane*, obtenu par M. Henri Rose par l'anhydride titanique et le sulfure de carbone. Si l'on prend pour base le nouveau poids atomique $Ti^2 = 303,1$ adopté par le chimiste de Berlin, on obtiendrait plutôt pour ce sulfure la formule Ti^2S^3 que celle (Ti^2S^2) qui a été admise par lui. Toutefois, M. Ebelmen a constaté que le traitement de l'anhydride titanique par CS^2 ne donne pas un produit de composition constante : le sulfure obtenu est tantôt noir, tantôt d'un vert sombre ; et dans aucun cas, malgré plusieurs traitements successifs par CS^2 , on n'a pu obtenir des résultats s'accordant exactement avec la composition d'un bisulfure Ti^2S^2 correspondant à l'anhydride.

Le procédé de préparation, que M. Ebelmen a suivi pour obtenir ce bisulfure, est fondé sur la décomposition réciproque du gaz H^2S bien sec et du bichlorure Ti^2Cl^4 , à une température élevée. Le produit ainsi obtenu est en larges lames cristallines, douées d'un vif éclat métallique, et d'un jaune de laiton. Il s'étend sur la peau, comme l'or musif, en la recouvrant d'une couche métallique fort adhérente. Il s'altère lentement à l'air humide, en exhalant une odeur sensible de H^2S , mais il ne se dissout ni dans l'acide chlorhydrique ni dans l'acide sulfurique étendu. L'eau régale le dissout sans résidu notable, tandis que le sulfure préparé par CS^2 et Ti^2O^2 laisse beaucoup de matière indissoute. Chauffé, il s'embrase, et se convertit en Ti^2O^2 , qui conserve la forme des lamelles du bisulfure.

M. Ebelmen a constaté que le bichlorure d'étain, traité par H^2S , fournit l'or musif de la plus grande beauté. La seule précaution à prendre consiste à maintenir au-dessous du rouge la température du tube dans lequel la réaction s'accomplit.

Si l'on prend pour base l'équivalent du titane (314,7), tel qu'il résulte des dernières déterminations de M. Pierre (1), voici

(1) Ces Comptes rendus, cahier de juillet. Les détails des expériences sont consignés dans les *Annal. de chim. et de phys.* t XX, p. 257.

comment se calcule la composition du sesquichlorure et du bisulfure de Ti :

	Moyenne des expériences.	Calcul.
Sesquichlorure	{ Titane. . . 32,76	32,14
Ti ³ Cl ³	{ Chlore. . . 67,60	67,86
Bisulfure	{ Titane. . . 44,70	44,03
Ti ² S ³	{ Soufre. . . 56,40	55,97

C. H. D. BUYS-BALLOT. — Répertoire des corps organiques.

Sous le titre de *Repertorium corporum organicorum*, M. Ballot a réuni, dans un beau volume in-4° (1846, Utrecht, chez Kemink et fils), toutes les formules des substances organiques aujourd'hui connues, avec l'indication de leurs principales propriétés, de leur composition centésimale, ainsi que des sources. Cet ouvrage (1), qui se compose d'une suite de tables synoptiques, dressées avec beaucoup d'exactitude et de méthode, sera indispensable aux chimistes qui s'occupent de travaux de recherches.

P. DESAINS, ZEISE. — Action de l'iode sur le xanthate de potasse et ses homologues.

Nous avons annoncé, au commencement de cette année (2), quelques expériences de M. Desains sur le xanthate de potasse. Depuis, l'auteur a publié ses résultats complets (3).

Le produit immédiat de l'action de l'iode sur le xanthate de potasse est un corps qui renferme tous les éléments du xanthate, moins le potassium, dont la formule, par conséquent, est



et qui se décompose à la distillation en donnant naissance à l'éther



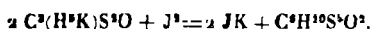
(1) J'en dois un exemplaire à l'obligeance de l'auteur; qu'il veuille bien ici recevoir mes remerciements. C. G.

(2) Cahier d'avril des comptes rendus. — *Journ. de Pharm. et de Chim.*, t. XI, p. 319.

(3) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 496.

Pour obtenir cette nouvelle substance, il suffit d'abandonner à une évaporation spontanée une dissolution alcoolique de xanthate de potasse, exactement décolorée par une addition convenable d'iode. Au bout de deux ou trois jours, si l'on opère à une température peu élevée, elle est déposée en cristaux lamellaires, qu'il suffit de laver quelque temps à l'eau pure pour les débarrasser de l'iodure de K qui les recouvre. A la température de la main, ces cristaux fondent en une huile jaunâtre, insoluble dans l'eau, d'une odeur très-persistante, mais qui n'a rien de désagréable. On la purifie par des lavages à l'eau, et on la sèche sur du chlorure de calcium.

Aucun gaz ne se dégage dans la formation de ce corps :



On peut distiller sur ce corps de l'acide chlorhydrique, sans qu'il soit décomposé. L'acide sulfurique l'attaque à froid, en dégageant du gaz SO^2 . Traité par une solution alcoolique de potasse, il dépose de petits cristaux de soufre et se convertit de nouveau en xanthate.

L'ammoniaque donne avec lui des composés cristallisables que M. Desains n'a pas réussi à obtenir purs.

Soumis à la distillation, le nouveau corps se convertit peu à peu en éther sulfocarbonique. Dans la cornue, il reste une masse solide, fort chargée de soufre qu'on peut extraire par le sulfure de carbone. Les produits gazeux consistent surtout en CO^2 , chargé de vapeurs de CS^2 ou d'éther sulfocarbonique. On a d'ailleurs :



On conçoit qu'il peut aussi se former de l'oxyde de carbone, d'après la relation



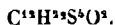
Souvent, en effet, après l'action complète et prolongée de la potasse sur les produits gazeux, la portion non absorbée est encore inflammable et brûle avec une flamme bleue, comme l'oxyde de carbone. Toutefois l'acide carbonique a toujours paru dominer.

L'action de l'iode sur le xanthate de la série méthylique conduit à des résultats analogues. M. Desains a obtenu le corps



homologue du précédent.

Enfin il a aussi obtenu, avec l'huile de pomme de terre, l'homologue



De son côté, M. Zeise a publié (1) quelques expériences relatives à l'action de l'iode sur le xanthate de potasse de la série méthylique. Il a obtenu l'éther sulfocarbonique de l'esprit de bois sous la forme d'un liquide jaunâtre, neutre, d'une odeur désagréable, bouillant à 150° et d'une densité de 1,17. Ce liquide distille sans altération; sa formation est accompagnée des mêmes phénomènes que celui de son homologue de la série éthylique (2).

Dissous dans une dissolution d'hydrate de potasse, par l'alcool ou par l'esprit de bois, le nouvel éther est successivement transformé en carbonate de K et en mercaptan méthylique CH^3S .

M. Zeise donne aussi quelques renseignements sur l'huile qui accompagne la production du xanthate cuivreux. Cette huile, à laquelle le chimiste danois donne le nom de *xanthéline*, diffère essentiellement de l'éther que donne le xanthate de K par l'iode. Elle ne peut pas être distillée sans se détruire entièrement. Sa densité est de 1,105. Elle dissout de l'iode sans en être attaquée. Dissoute dans une solution alcoolique d'hydrate de K, elle produit, au bout de quelque temps, un corps qui semble être un mélange de xanthate de K et de sulfure de K, sans mercaptan.

Une analyse a donné pour ce corps : 39 carbone et 6,6 hydrogène, ce qui ferait de cette huile un isomère ou un polymère de l'éther sulfocarbonique.

J. SACC. — Poids atomique du sélénium.

M. Sacc (3) a déterminé le poids atomique du sélénium par différentes méthodes.

Oxydation par l'acide nitrique.

Sélénium employé.	Anhyd. sélénieux.	Équival. du sélénium.
gr. 59,500	gr. 83,300	500
60,250	84,050	506,3
42,100	59,300	489,5

(1) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XX, p. 121.

(2) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1846, p. 56.

(3) *Annales de Chim. et de Phys.*, t. XXI, p. 119.

L'anhydride sélénieux produit dans les deux premières expériences retenait des traces d'acide nitrique, perceptibles à l'odorat; la troisième a donné un produit pur.

On a obtenu des résultats satisfaisants en dosant le sélénium, transformé en acide sélénieux, sous forme de sélénite barytique

Transformation de l'anhydride sélénieux en sélénium, par le bisulfate d'ammoniaque et l'acide chlorhydrique.

Anhyd. sélénieux.	Sélénium produit.	Équiv. du sélénium.	
gr.	gr.		
0.6800	0.4828	489.64	} Moy. 490,38.
3,5227	2,5047	488,00	
4,4870	3,1930	493.50	

Pour contrôler cet équivalent, on a traité par le bisulfate d'ammoniaque et l'acide hydrochlorique chaud du sélénite barytique qui passait alors à l'état de sulfate barytique et de sélénium; les nombres fournis par l'expérience sont extrêmement rapprochés de ceux qu'on obtient par le calcul *sc* 490,38.

Sélénite barytique.	Sélénium	et sulfate barytique.
gr.	gr.	gr.
0.8803	Expér. 1.0311	Calcul 0410
0,8172	• 0,0497	• .9663
2,9236	• 3,5000	• 4,4573

On a vainement tenté la réduction d'un p^e connu d'acide sélénieux par le zinc, le précipité retenant *de* ac.

Analyse de quelques sélénites.

Sélénite de baryte. Obtenu en précipitant une solution de nitrate de Ba par une solution neutre de sélé de Na.

Sélénite barytique.	Sulfate barytique.	
gr.	gr.	
0.5573	0,4929	} Éq. sélén. = 491,49
0,9942	0,8797	
0,2351	0,2080	
0.9747	0,8621	

Sélénite argentine. Traité par l'acide sulfurique, il a donné un résidu de sulfate, souillé de traces d'ant métallique.

Sélénite argentine.	Sulfate argentine.	
gr.	gr.	
0,7586	0,6898	} μ sélén. = 494,41.
2,1416	1,0405	

La présence de l'argent métallique dans le résidu a dû élever l'équivalent du sélénium.

Sélénite plombique, calciné avec un excès d'acide sulfurique.

Sélénite plombique.	Sulfate plombique.	
gr.	gr.	} Éq. du sélén. = 476,66
0,6770	0,6170	
1,1650	1,0640	
1,4593	1,3835	

Cet équivalent est évidemment trop faible.

Sélénite sodique. Le sel qu'on obtient en sursaturant légèrement avec du carbonate de Na pur une solution assez chargée d'acide sélénieux, est, selon M. Sacc, un sesquisélénite [3SeO^2 , $2\text{Na}^2\text{O}$] qui renferme 72,61 SeO^2 .

En définitive, l'auteur donne la préférence au nombre 490,93, moyennant des expériences déduites de l'analyse de l'anhydride sélénieux et du sélénite barytique.

Tous les efforts pour produire l'oxyde sélénique ont été infructueux, lorsqu'il s'est servi de gaz oxygène et de sélénium très-secs ; mais l'odeur apparaissait dès que l'un ou l'autre était un peu humide. M. Sacc pense en conséquence que l'oxyde sélénique n'est autre chose que l'air mélangé avec des traces infiniment petites d'hydrogène sélénié.

G. WILSON sur la solubilité du fluorure de calcium.

On sait que le fluor a été rencontré dans les os fossiles et dans les os récents. Wilson (1) a fait quelques expériences pour savoir de quelle manière le fluorure de Ca pénètre dans les plantes et les eaux.

Il a reconnu que l'eau à 100° C. dissout plus de fluorure que l'eau froide. La solution donne, par les sels de baryte, un précipité qui ne dissout que par l'addition d'une forte quantité d'acide hydrochlorique ou nitrique. Il paraît donc qu'il vaut mieux doser le fluor à l'état de fluorure de Ba qu'à celui de fluorure de Ca.

Le même chimiste annonce avoir rencontré du fluor dans un puits à Edimbourg même, il l'a trouvé en grande quantité dans les eaux mères de la mer. Le lait et le sang en contiendraient également, selon lui.

(1) *Chemical Gazette* 85, 1846. — *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LX, p. 233.

W. GRÉGORIY.—Sur la préparation de l'acide hippurique.

Le procédé de purification proposé par M. Schwartz (1) ne laisse rien à désirer ; toutefois , on perd beaucoup de temps à évaporer les quantités nécessaires d'urine de cheval ou de vache. On évite cet inconvénient , suivant M. Grégory (2), en ajoutant à l'urine récente un excès de lait de chaux , et faisant bouillir pendant quelques instants. On passe la liqueur chaude et on l'évapore rapidement au 1/8 ou au 1/10 de son volume , puis on la sursature par de l'acide hydrochlorique. Après le refroidissement complet du mélange , on a une abondante cristallisation d'acide hippurique un peu jaune ou rougeâtre , qu'on purifie en le transformant de nouveau en sel de chaux , d'après le procédé de M. Schwartz.

J. PIERRE.—Sur un nouveau dérivé chloré de la liqueur des Hollandais.

Ce composé , représenté par la formule



et qui n'avait pas encore été décrit jusqu'à présent , vient combler la lacune dans la série des dérivés chlorés de la liqueur des Hollandais. M. Pierre (3) l'obtient par l'action du chlore sur ce dernier corps. Il a donné à l'analyse : carbone 14,75 ; hydrogène 0,60 ; chlore 87,74—87,46.

Mis en présence d'une solution alcoolique de potasse , il perd les éléments de HCl , en donnant un dépôt de KCl , et du chlorure de carbone fort stable



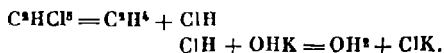
La réaction est extrêmement vive , instantanée , et accompa-

(1) *Comptes rendus des trav. de chimie*, 1845. — Voir aussi le procédé de M. Bensch. *Ibid.*, 1847, p. 6.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXIII, p. 125.

(3) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXV, p. 430.

gnée d'un dégagement de chaleur considérable. Elle peut se formuler ainsi :



Cette substance est encore liquide à 0°; elle bout à 153°8, sous la pression de 763^m,35. Son poids spécifique à 0° est 1,66267. Son odeur, assez agréable, a quelque chose de miellé; sa saveur est sucrée et chaude, mais beaucoup moins que celle de la liqueur des Hollandais.

Le poids spécifique de sa vapeur, à 208°6, est 7,087, équivalant à 2 volumes pour la formule C²HCl⁶.

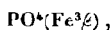
A. SOBRERO. — Action de l'acide nitrique sur quelques matières organiques.

M. Sobrero annonce (1) avoir obtenu des corps fulminants en faisant agir l'acide nitrique sur le sucre, la dextrine, la lactine, la mannite et la glycérine.

RAEWSKY. — Dosage du phosphore.

M. Raewsky propose de doser le phosphore en le séparant à l'état de phosphate ferrique, insoluble, comme on sait, dans l'acide acétique, dissolvant le précipité bien lavé dans l'acide hydrochlorique, ramenant la liqueur au minimum par le sulfate de soude, et dosant le fer, d'après le procédé de M. Margueritte (2), en le convertissant en protosel à l'aide d'une dissolution titrée de permanganate de K.

L'auteur s'est assuré que le phosphate ferrique présente toujours la même composition [P²O⁵, Fe⁴O³] c'est-à-dire



de sorte qu'on peut calculer le phosphore d'après la quantité de fer obtenue dans cette détermination.

(1) *Comptes rendus de l'Acad.*, t. XXIV, p. 247.—*Ib.* t. XXV, p. 121.

(2) *Comptes rendus des trav. de chim.*, 1846, p. 232.

GORUP-BESANEZ. — Composition de l'épithélium de la muqueuse.

M. de Gorup-Besanez (1) a obtenu sensiblement les mêmes nombres à l'analyse de l'épithélium de la muqueuse de la baleine, qu'antérieurement M. Schéerer à l'analyse de l'épiderme. Voici les résultats de ces deux expérimentateurs :

	Epiderme.	Epithélium.
Carbone.	50,34	51,53
Hydrogène.	6,81	7,03
Azote.	17,22	16,64
Soufre.	pas détermin.	2,32
Oxygène.	25,63	22,32
	100,00	100,00

H. ENGELHARDT ET R. MADRELL. — Composition des lactates.

Les auteurs (2) ont vainement cherché une réaction qui permit de découvrir la présence de l'acide lactique, sans qu'il fût besoin d'avoir recours à l'analyse. Ils confirment, d'ailleurs, les observations de M. Strecker (3), quant à l'insuffisance de la réaction indiquée par M. Pelouze.

Ils se sont servis de la méthode de M. Bensch (4) pour préparer l'acide lactique. 18 livres de sucre de canne leur ont donné 21 livres de lactate de chaux. Celui-ci, transformé en sel de zinc, donna du lactate de Zn qui fut décomposé par H²S. L'acide mis en liberté fut évaporé à consistance de sirop et dissous dans l'éther. Ce dernier fut ensuite enlevé par la distillation. Pour avoir l'acide lactique pur, il est absolument nécessaire de le dissoudre dans l'éther, qui laisse toutes les impuretés.

Ils confirment aussi l'observation de M. Bensch sur la transformation du lactate de chaux en butyrate par l'effet de la fermentation. Le lactate de chaux impur, et surtout souillé de matières azotées, éprouve cette métamorphose à la longue.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 49.

(2) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXIII, p. 83.

(3) *Comptes rendus*, cahier de juillet 1847.

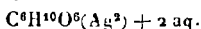
(4) Voir plus bas.

L'acide lactique pur forme un sirop légèrement brunâtre, soluble en toutes proportions dans l'eau, l'alcool et l'éther. On n'a pas pu le solidifier par un froid de -20 à -24° .

Les lactates métalliques se distinguent par leur insolubilité absolue dans l'éther; la plupart sont peu solubles dans l'eau froide et dans l'alcool. L'eau bouillante les dissout aisément.

Sauf le sel de Ni, tous les lactates perdent à 100° leur eau de cristallisation; ils supportent en grande partie une température de 150° à 170° sans se décomposer; le sel de Zn ne s'altère pas même à 210° . Ils sont inaltérables à l'air. Ils sont en grande partie cristallisables; toutefois on n'a obtenu des cristaux déterminables qu'avec les sels de Cu et de Mn.

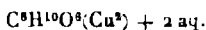
On obtient le *lactate d'argent* en faisant bouillir du carbonate de Ag avec l'acide lactique. Aiguilles soyeuses, groupées en mamelons, neutres au papier, noircissant promptement à la lumière, fort solubles dans l'alcool à chaud, presque insolubles à froid. Bouillie pendant quelque temps, la solution de ce sel prend une belle teinte bleue, en séparant des flocons bruns. Il supporte, sans se décomposer, une température de 80° , mais à 100° il noircit et développe du gaz. Le sel séché à l'air renferme $[C^6H^{10}O^5, 2H^2O, Ag^2O]$, c'est-à-dire



Il perd dans le vide son eau de cristallisation.

Le *lactate de cuivre* se prépare en traitant le sulfate de Ca par le lactate de Ba, ou en faisant bouillir le carbonate de Ca avec de l'acide lactique. La dernière méthode fournit en même temps un sous-sel dont on purifie le produit par une nouvelle cristallisation, ou par une addition d'acide lactique. Tantôt on l'obtient en cristaux verts, tantôt en cristaux bleus. Les premiers appartiennent au système monoclinique (prisme oblique rhomboidal), et ont une grande analogie avec ceux du gypse. M. Etling en a pris les mesures.

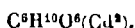
Il se dissout dans 2 p. d'eau froide, dans 2,2 p. d'eau bouillante, dans 115 p. d'alcool froid et dans 26 p. d'alcool bouillant; la solution est fort acide. Il se décompose à 210° en prenant feu. Le sel vert et le sel bleu renferment $[C^6H^{10}O^5, Cu^2O, 2H^2O]$, ou bien



L'eau de cristallisation s'en va aisément par la dessiccation à 100°.

Le *sous-lactate de cuivre* est fort peu soluble dans l'eau bouillante. Il paraît être un mélange de deux sels, dont l'un renferme $[C^6H^{10}O^5, 2Cu^2O]$.

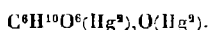
Le *lactate de cadmium* s'obtient aisément en petites aiguilles incolores, en dissolvant du carbonate de Cd dans l'acide lactique. Il se dissout dans 10 p. d'eau froide et dans 8 p. d'eau bouillante; la solution est neutre. Il est insoluble dans l'alcool. Le sel qui se dépose dans l'eau bouillante est anhydre $[C^6H^{10}O^5, Cd^2O]$, ou



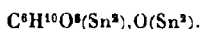
Le *lactate mercurieux* s'obtient aisément en mélangeant une solution chaude et concentrée de lactate de Na avec une solution saturée de nitrate mercurieux. D'abord le mélange est incolore, mais peu à peu il devient d'un beau rose ou cramoisi, et dépose un peu de cuivre métallique. La solution dépose peu à peu des groupes de cristaux qui possèdent la même couleur. Les cristaux renferment $[C^6H^{10}O^5, 2Hg^2O + 2H^2O]$, ou bien



On obtient un *sous-lactate mercurique* en faisant bouillir de l'oxyde mercurique avec de l'acide lactique étendu, jusqu'à saturation du liquide. Par l'évaporation, on obtient un sel jaune, insoluble dans l'eau, et un sel incolore fort soluble. Celui-ci cristallise en prismes brillants, groupés concentriquement, et s'effleurissant aisément. Il se dissout aisément dans l'eau, à froid et à chaud; l'alcool bouillant le dissout à peine, mais ne le décompose pas. Il renferme $[C^6H^{10}O^5, 2Hg^2O]$, ou



Quand on mélange une solution acide de chlorure stanneux avec du lactate de Na, on obtient une poudre blanche cristalline qui constitue un *sous-lactate stanneux*, insoluble dans l'eau froide, fort soluble dans l'acide hydrochlorique. L'acide acétique ne le dissout que par une ébullition prolongée. Il renferme $[C^6H^{10}O^5, 2Sn^2O]$, ou



Lorsqu'on mélange du chlorure stannique avec du lactate de

Na, on n'obtient ni précipité, ni cristaux par l'évaporation à consistance de sirop

On n'a pas pu obtenir de *lactate de plomb* cristallisé, ou tout au moins défini. Quand on fait bouillir du carbonate de Pb avec de l'acide lactique, on obtient un liquide neutre qui dépose, par l'évaporation, des pellicules, et acquiert alors une réaction acide.

Le *lactate d'urane* s'obtient en dissolvant dans l'acide lactique l'oxyde uranique obtenu par la calcination du nitrate. Croûtes jaunes cristallines renfermant $[U^2O^3, C^6H^{10}O^5]$.

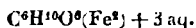
L'*oxyde d'antimoine* se dissout à peine dans l'acide lactique, mais il se dissout en grande quantité quand on le fait bouillir avec du lactate acide de K. On n'a pas pu obtenir de cristaux.

Le *lactate ferrique* n'est pas cristallisable, la solution aqueuse ou alcoolique se dessèche en une masse amorphe.

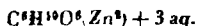
Le *lactate chromique* ne cristallise pas non plus.

L'*alumine* hydratée se dissout à peine dans l'acide lactique.

On obtient le *lactate ferreux*, suivant M. Pagenstecher, en mélangeant du lactate ammonique avec du chlorure ferreux, et ajoutant de l'alcool. Il se prépare aussi en décomposant le sulfate ferreux par le lactate de Ba. Il cristallise dans l'eau en grosses aiguilles jaune clair, et dans l'alcool en aiguilles soyeuses et blanches. La solution est acide et brunit promptement à l'air; le sel sec ne s'altère pas à l'air, mais il se décompose déjà à 50° ou 60°, en dégageant de l'eau et en brunissant. A 120°, la décomposition s'annonce par une odeur empyreumatique. Il renferme $[C^6H^{10}O^5, Fe^2O, 3H^2O]$, ou



Quand on fait bouillir le carbonate de zinc avec de l'acide lactique, le *lactate de zinc* se sépare, par la concentration du liquide, sous la forme de croûtes cristallines; si la solution est étendue, le sel se dépose en cristaux aciculaires et agglomérés. Il se dissout dans 58 p. d'eau froide et dans 6 p. d'eau bouillante; il est presque insoluble dans l'alcool. Sa solution a une réaction acide. Il se déshydrate entièrement dans le vide. Les cristaux renferment $[C^6H^{10}O^5, Zn^2O, 3H^2O]$, ou



Le lactate de nickel forme des aiguilles vert-pomme, presque insolubles dans l'eau froide, assez solubles dans l'eau bouillante, insolubles dans l'alcool. Sa solution a une légère réaction acide. Il renferme 3 éq. d'eau, dont 2 s'en vont à 100° et le troisième à 120°. Il contient $[C^6H^{10}O^5, Ni^2O, 3H^2O]$, ou



Le lactate de cobalt constitue un sel, couleur de pêcheur, entièrement semblable au sel de nickel et de la même composition.

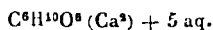
Le lactate manganeux, obtenu avec le carbonate de Mn et l'acide lactique, forme de gros cristaux brillants, couleur améthyste, assez solubles dans l'eau froide, fort solubles dans l'eau bouillante, insolubles dans l'alcool froid, plus solubles dans l'alcool bouillant. Les cristaux appartiennent au système monoclinique; ils renferment 3 éq. d'eau de cristallisation, comme les sels précédents.

Le lactate de magnésie forme de petits prismes solubles dans l'eau, insolubles dans l'alcool, non efflorescents et de la même composition que les sels précédents.

Le lactate de chaux se prépare en faisant bouillir du carbonate de chaux dans l'acide lactique. Il se dépose, dans la solution concentrée, en grains durs, composés de cristaux groupés concentriquement et ayant beaucoup de ressemblance avec le sagou. Si l'on abandonne la solution à l'évaporation spontanée, elle s'effleurit considérablement, et les parois de la capsule se recouvrent de masses dendritiques semblables à des choux-fleurs.

A l'ébullition, ce sel se dissout en toutes proportions dans l'eau et dans l'alcool ordinaire; il exige 9,5 d'eau froide pour se dissoudre.

Il est insoluble dans l'alcool froid. Il renferme $[C^6H^{10}O^5, Ca^2O + 5H^2O]$, ou



Les 5 aq. s'en vont à 100°.

Quand on ajoute du chlorure de Ca à une solution de lactate de Ca et qu'on concentre beaucoup le mélange, on obtient des prismes d'un sel double qui paraît renfermer $[C^6H^{10}O^5, Ca^2O + Ca^2Cl^2 + 6H^2O]$. On le lave avec de l'alcool pour le purifier; il

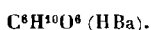
se décompose quand on cherche à le faire recristalliser. Séché à 110°, il n'est point déliquescent.

Le lactate de strontiane est un sel soluble, fort semblable au sel de chaux, et renfermant 3 éq. d'eau de cristallisation.

Le lactate de baryte l'est également; on ne l'obtient pas cristallisé.

Quand on sature le carbonate de K par de l'acide lactique ce dernier étant ajouté en léger excès, on obtient par l'évaporation un sirop sans traces de cristaux; le carbonate de Na se comporte de la même manière. Il en est encore ainsi de l'ammoniaque.

Mais si l'on ajoute au lactate neutre de baryte une quantité d'acide égale à celle qu'il a fallu pour le former, on obtient un sel bien cristallisé, extrêmement acide; pour le purifier, on le lave avec de l'alcool ordinaire. Les cristaux ne s'altèrent pas à l'air, ni par le séjour dans le vide; ils se dissolvent aisément dans l'eau. MM. E. et M. y ont trouvé : carbone 28,28—28,86; hydrog. 4,41—4,51; baryte 30,99—30,47—30,70. Ce sel renferme donc $[C^6H^{10}O^5, Ba^2O + C^6H^{10}O^5, H^2O]$, ou bien



Chauffé à 100°, il dégage une odeur empyreumatique.

Les mêmes chimistes ont également obtenu un lactate acide de chaux. Quand on le prépare par le même procédé que le sel de baryte, les premières cristallisations se composent de sel neutre; mais si l'on évapore à consistance de sirop, on obtient des masses cristallines semblables à la wawellite qu'on peut faire cristalliser dans l'alcool absolu et bouillant. Séché à 80°, ce sel renferme $[C^6H^{10}O^5, Ca^2O + C^6H^{10}O^5, H^2O + 2H^2O]$, ou



L'eau de cristallisation s'en va par la dessiccation à 80°; à une température plus élevée, le sel brunit.

MM. Engelhardt et Maddrell se fondent sur l'existence de ces lactates acides pour considérer l'acide lactique comme un *acide bibasique*. C'est l'opinion qui, depuis trois ans, se trouve exprimée en toutes lettres dans mon livre (I. 596); ces messieurs n'en font pas mention.

A. BENSCH. — Préparation de l'acide lactique et de l'acide butyrique.

Voici les procédés que M. Bensch (1) recommande pour la préparation de ces acides.

Acide lactique. — On fait dissoudre 6 livres de sucre de canne et une demi-once d'acide tartrique dans 26 livres d'eau bouillante; on abandonne pendant quelques jours, puis on ajoute au mélange environ 4 onces de vieux fromage pourri, délayé dans 8 livres de lait caillé et écrémé, ainsi que 3 livres de craie lavée. On abandonne le mélange dans un lieu chaud, de manière qu'il ait une température de 30 à 35° C; on le remue plusieurs fois par jour. Au bout de huit ou dix jours, on le trouve pris en une bouillie épaisse de lactate de chaux. On y ajoute alors 20 livres d'eau bouillante et une demi-once de chaux caustique; on fait bouillir pendant une demi-heure et l'on passe par une toile. On évapore à siccité le liquide filtré et on l'abandonne à lui-même pendant quatre jours. Le lactate de chaux se trouve alors séparé à l'état cristallin. On exprime ce sel, ou le délaye dans un dixième de son poids d'eau froide, on l'exprime derechef, et l'on répète cette opération deux ou trois fois.

Quand le lactate est assez bien exprimé, on le dissout dans deux fois son poids d'eau bouillante, et l'on ajoute, par livre de lactate, 3 1/2 onces d'acide sulfurique, préalablement étendu de son poids d'eau. Le liquide bouillant est immédiatement passé par une toile pour en séparer le sulfate, et le liquide filtré est mis à bouillir pendant un quart d'heure avec 1 3/8 livre de carbonate de zinc par livre d'acide sulfurique employé. Une ébullition trop prolongée donnerait lieu à la formation d'un sous-sel fort peu soluble. Le liquide, filtré pendant qu'il est bouillant, dépose, au bout de quelque temps, du lactate de zinc entièrement incolore, en croûtes cristallines et qu'on peut purifier d'acide sulfurique par des lavages à l'eau froide.

On fait bouillir l'eau-mère avec le sel qui a pu rester sur la toile, ou bien on la concentre par l'évaporation; elle fournit ainsi de nouvelles quantités de lactate de zinc incolore.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXI, p. 174.
Comptes rendus 1847.

Pour extraire l'acide lactique de ce sel, M. Bensch le dissout dans 7 1/2 p. d'eau bouillante, fait passer dans la solution de l'hydrogène sulfuré jusqu'à ce qu'elle ne dépose plus, à froid, de sulfure de zinc. On porte à l'ébullition la liqueur filtrée pour chasser l'excès d'hydrogène sulfuré, puis l'on évapore au bain-marie, à consistance de sirop. 8 p. de lactate de zinc fournissent, par ce traitement, 5 parties d'acide lactique sirupeux et parfaitement pur.

Acide butyrique.—Si l'on abandonne le mélange précédent de sucre, de craie, etc., pendant plus de dix jours à 35°, et qu'on renouvelle l'eau qui se vaporise, la masse redevient plus fluide, développe des bulles de gaz, et au bout de cinq ou six semaines, quand le dégagement de gaz a cessé, l'acide lactique se trouve transformé en acide butyrique. On ajoute alors au liquide son volume d'eau froide, ainsi qu'une solution de 8 livres de carbonate de soude cristallisé; on sépare le carbonate à l'aide du filtre, et après l'avoir lavé, on évapore le liquide jusqu'à ce qu'il n'en reste que 10 livres; on y ajoute ensuite avec précaution 5 1/2 livres d'acide sulfurique, étendu préalablement de son poids d'eau.

L'acide butyrique se sépare alors sous la forme d'une huile colorée qu'on peut décanter à l'aide d'un siphon. On soumet à la distillation la solution du bisulfate de soude, et le reste de l'acide passe sans occasionner de soubresauts; on le sature par du carbonate de soude, et après avoir évaporé, on le sépare de nouveau par l'acide sulfurique. On rectifie l'acide butyrique brut après y avoir ajouté 1 once d'acide sulfurique par livre, afin d'éviter les soubresauts que déterminerait la séparation du sulfate de soude neutre anhydre.

L'acide butyrique rectifié est ensuite saturé par du chlorure de calcium fondu, ce qui a pour effet d'en séparer l'acide acétique, puis on le soumet à une nouvelle rectification. Les premières parties sont étendues et renferment des traces d'acide hydrochlorique, puis passe de l'acide butyrique concentré; le résidu se compose d'une petite quantité de chlorure calcique et d'acide butyrique coloré en brun.

MM. Pelouze et Gélis distillent le butyrate de chaux brut avec de l'acide hydrochlorique, ce qui nécessite l'emploi de grands

alambics, attendu que la masse se boursoufle considérablement ; ensuite le produit est toujours souillé d'acide hydrochlorique , dont il est difficile de le dépouiller entièrement.

M. Bensch dit avoir obtenu 28 onces d'acide butyrique pur et concentré avec 6 livres de sucre de canne , soumis au traitement précédent.

A. DELESSE.—Composition des feldspaths.

La syénite (1) des ballons des Vosges renferme deux feldspaths différents, nettement caractérisés.

L'un, très-abondant, d'un rose fauve plus ou moins pâle, ou même lilas ou violacé, densité 2,551, dureté un peu moindre que 6, se présente en cristaux ayant les deux clivages perpendiculaires qui caractérisent l'orthose. M. Delesse y a trouvé :

			Moyenne.	Oxygène.	Rapports.
Silice	64,16 — 64,36	•	64,26		33,383 12
Alumine	18,95 — 19,59	•	19,27	8,999	} 9,152 3
Peroxyde de fer	0,50	•	0,50	0,153	
Prot. de mang.	traces.	•	•	•	
Chaux	•	0,65 0,75	0,70	0,197	} 3,240 1
Magnésie	•	4	0,77	0,77	
Sonde	•	6,44	6,44	1,648	
Potasse	•	6,47	6,40	1,097	
Eau	•	0,34 0,46	0,40	0,355	

Ce feldspath orthose contient un peu d'eau qui n'est probablement que de l'eau hygroscopique ; toutefois plusieurs essais ont appris qu'elle est constante, et par la calcination le feldspath prend une couleur blanchâtre ou d'un fauve plus pâle, tirant un peu sur le gris.

L'autre feldspath de la syénite des ballons a des couleurs très-différentes : quand il n'a subi aucune altération par l'air, il est le plus souvent translucide et d'un blanc nuancé de jaune ou de verdâtre, ayant un peu l'éclat gras ; mais il est assez rare de le rencontrer dans cet état, même dans les blocs compactes récemment brisés ; généralement il n'est plus translucide, et sa couleur est le blanc de lait ou le rouge de corail. Une altération plus complète le désagrège et fait passer l'une ou l'autre variété à un kaolin qui est d'un blanc de farine.

(1) *Mémoire sur la constitution minéralogique et chimique des Vosges*, communiqué par l'auteur (V. plus haut, p. 268).

Densité 2,683—2,651; plus fusible que l'orthose. Voici l'analyse de deux variétés de ce feldspath, l'une (a) blanc de lait et l'autre (b) rouge de corail:

	(a)		(b)		Rapports.
	Moyenne.	Oxygène.	Moyenne.	Oxygène.	
Silice.	58,92	30,614	58,91	30,609	8
Alumine.	25,05	11,708	24,59	11,797	3
Peroxyde de fer.	traces.	"	0,99		
Prot. de mang.	traces.	"	traces.	"	
Chaux.	4,64	1,294	4,01	1,126	1
Magnésie.	0,41	0,163	0,39	0,155	
Soude.	7,20	1,842	7,59	1,941	
Potasse.	2,06	0,319	2,54	8,431	
Eau.	1,27	1/3 1,129	0,98	1/3 0,871	

Ce feldspath appartient à la variété que M. Abich a nommée *andésite* (1). La présence de l'eau y est remarquable et ne provient pas d'une altération.

L'amphibole *hornblende* est le troisième minéral constituant de la syénite: sa couleur, qui est bien constante, est d'un beau vert foncé; densité, 3,114. Elle est presque toujours cristallisée et se présente le plus généralement sous la forme d'un prisme hexagonal aplati. M. Delesse en a fait l'analyse: silice, 47,40; alumine, 7,25; prot. de fer, 15,20; prot. de manganèse, traces; chaux, 10,83; magnésic, 15,27; potasse avec un peu de soude, 2,95; perte au feu, 1,00.

Les trois minéraux dont nous venons de parler sont ceux qui, par le contraste de leurs couleurs, donnent surtout à la syénite des ballons son facies minéralogique; mais elle en contient encore d'autres qui peuvent être à peu près constants, ou accidentels, ou microscopiques. Ainsi on y rencontre du quartz, du sphène, du mica, de la pyrite de fer, de l'épidote, du fer oligiste.

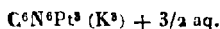
M. Delesse adopte, comme on le voit, l'hypothèse de M. Schéerer, d'après laquelle 1/3 d'éq. d'eau remplacerait l'éq. de magnésic, de chaux et des autres oxydes R²O. Je me demande si ce mode singulier de substitution que l'analyse semble, en effet, indiquer, ne tiendrait pas plutôt à la composition inexacte de la silice?

(1) *Annal. de Poggendorff*, t. LI, p. 523.

Il serait à désirer qu'un chimiste reprît la détermination du poids atomique du silicium, qui me paraît trop élevé, d'après les anciennes analyses de M. Berzélius. Remarquez que si le silicium est 14, comme je le suppose (silice SiO , eau H^2O , $\text{H}=1$), cela ferait 53,3 p. c. d'oxygène dans le silice, quantité bien plus forte que celle qui est généralement admise. Les dernières déterminations de M. Pelouze sur le chlorure de silicium, et la densité de vapeur de ce composé, prouvent évidemment que l'ancien nombre n'est pas exact.

B. QUADRAT. — Combinaisons cyanurées du platine.

M. Quadrat a décrit quelques nouveaux platinocyanures (1). L'analyse du platinocyanure de potassium de L. Gmelin lui a donné les mêmes résultats qu'à ce chimiste, savoir : (pour le sel séché à 100°) 51,48 platine, 20,75 potassium, 27,77 cyanogène; (pour le sel séché à l'air) 12,67 p. c. d'eau de cristallisation. Ces nombres conduisent à la formule $[\text{K}^2\text{Cy}^2, \text{Pt}^2\text{Cy}^2 + 3 \text{ aq.}]$, c'est-à-dire



Ce sel est difficile à obtenir en grande quantité.

Voici un nouveau sel de potasse : une solution de platine dans l'eau régale, convertie en protochlorure par l'évaporation et par l'action d'une température égale à celle de la fusion de l'étain, fut introduite dans une solution de cyanure de K récemment préparée. La solution incolore, filtrée et évaporée à cristallisation, fournit, au bout de quelque temps, un sel de potasse en petits cristaux d'un beau jaune; quand la cristallisation était prompte, les premiers cristaux étaient presque entièrement purs. Ce sel cristallise surtout avec facilité, s'il a été formé en présence d'un excès de cyanure potassique; il s'obtient bien plus difficilement par l'emploi d'un excès de chlorure platineux. Dans l'un et l'autre cas, il se dégage de l'acide hydrocyanique pendant l'évaporation.

Le même sel s'obtient aussi par le dichlorure de Pt et le cyanure de K; mais alors il est souillé de chlorure de K et de platine.

(1) *Annal. der Chem. und Pharm.*, t. LXIII.

Enfin, un autre mode de préparation consiste à mélanger avec de l'acide sulfurique concentré et à faire bouillir après y avoir ajouté de l'eau, jusqu'à ce que du cyanure platineux se sépare à l'état d'un corps jaune et gélatineux. On lave celui-ci, on le fait dissoudre dans le cyanure de K, et l'on évapore à cristallisation. Cette méthode, toutefois, ne fournit pas un produit bien pur.

Il suffit d'une nouvelle cristallisation du sel préparé d'après la première méthode pour l'avoir entièrement pur. M. Quadrat a trouvé à l'analyse du sel desséché : platine, 48,77—47,89—48,49; potass., 23,12—23,27; cyanog., 27,69. Les cristaux contiennent 15,98 p. d'eau. L'auteur en déduit les relations $[6K^2Cy^2, 5Pt^2Cy^2 + 21 aq.]$ qui me paraissent bien compliquées.

Ce sel cristallise en prismes quadrilatères, minces et allongés, jaunes par transparence, d'un bleu vif par réflexion. Il se distingue du sel de Gmelin, qui tire plutôt sur le vert. Il s'effleurit aisément à l'air, surtout par les chaleurs de l'été, blanchit et devient même rose par le contact prolongé de l'air. Quand on le chauffe, il devient blanc, puis jaune, et fond en se décomposant. Il est fort soluble dans l'eau chaude et y cristallise en partie par le refroidissement. Il se dissout dans l'alcool et dans l'éther, à un moindre degré toutefois.

L'acide sulfurique concentré et bouillant en sépare du cyanure platineux, entraînant du sulfate de K, qu'on ne peut pas enlever par les lavages.

Avec les sels mercurieux et mercuriques, il donne des précipités blancs; mais si l'on emploie un excès de nitrate mercurieux, il se produit un précipité d'un beau bleu. C'est la réaction la plus sensible pour les platinocyanures.

Une partie du sel de K se dissout dans 3 p. d'eau à 16°.

Si l'on ajoute à la solution de ce sel une solution étendue de sulfate de Cu, il se produit un précipité vert de platinocyanure de Cu insoluble dans l'eau et les acides. Ce précipité, délayé dans l'eau et bouilli avec du carbonate de Na, donne une solution qui dépose par l'évaporation de gros cristaux d'un sel de soude, dont la forme est semblable à celle du carbonate de Na. M. Quadrat a trouvé dans le sel séché à 120° : 14,76 sodium, 53,73 platine, 31,52 cyanogène; les cristaux renferment 21,56

pour 100 d'eau ; d'où il déduit les relations $[6\text{Na}^2\text{Cy}^2, 5\text{Pt}^2\text{Cy}^2 + 28 \text{aq.}]$.

Le sel d'ammoniaque s'obtient aisément par le mélange des solutions de platinocyanure de K et de sulfate d'ammoniaque. Les cristaux sont en fines aiguilles, de couleur citrine, d'un éclat adamantin et violacé. Analyse: platine, 56,21; ammon., 11,68; cyanog., 32,1.

Quand on fait bouillir le sel de cuivre avec de l'eau de baryte, il se fait un échange et l'on obtient le sel de baryte de la nouvelle série. On enlève l'excès de baryte par le gaz carbonique, et l'on évapore à cristallisation; les cristaux sont assez gros. Placés dans un certain sens contre la lumière, ils présentent la plus belle couleur verte. 1 p. de sel se dissout dans 33 p. d'eau à 16°. Il est aisément soluble dans la l'eau bouillante. Analyse: platine, 41,1; baryum, 34,5; cyan., 24,4; eau du sel cristallisé, 14,72 pour 100. Relations déduites par l'auteur $[6\text{Ba}^2\text{Cy}^2, 5\text{Pt}^2\text{Cy}^2 + 22 \text{aq.}]$.

Le sel de chaux a été obtenu par le sel de cuivre et la chaux caustique. Paillettes vert jaunâtre, très-solubles dans l'eau, et perdant à 140° 20,44 pour 100 d'eau. Analyse; 54,7: calcium, 13,0; cyanog., 32,3 $[6\text{Ca}^2\text{Cy}^2, 5\text{Pt}^2\text{Cy}^2 + 27 \text{aq.}]$.

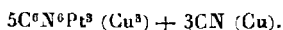
Quand on mélange une solution de platinocyanure de Ba avec du sulfate de Mg en excès, il se sépare du sulfate de Ba, et le liquide renferme le sel de magnésie de la série. On évapore à siccité, et l'on traite par un mélange d'alcool et d'éther; la solution dépose par l'évaporation lente de beaux prismes à base carrée dont M. Springer a déterminé les mesures. Les cristaux, groupés souvent en rosaces, présentent toutes les nuances de cramoisi, de vert et de bleu. On peut aussi l'obtenir par le sulfate de Mg et le sel de potasse. — Les cristaux sont fort solubles dans l'eau, et la solution est presque incolore; ils exigent 3,4 p. d'eau à 16°. Analyse: platine, 57,8; magnés., 8,7; cyanog., 33,2; eau expulsée à 100° du sel séché à l'air, 18,69 pour 100; du sel séché à 100° à une température supérieure, 14,57 $[6\text{Mg}^2\text{Cy}^2, 5\text{Pt}^2\text{Cy}^2 + 19 \text{aq.}]$.

Le sel de strontiane peut s'obtenir comme le sel de chaux.

Le sel d'alumine s'obtient en petits cristaux jaunes, groupés en étoiles

Il a déjà été question du *sel de cuivre*. L'ammoniaque le dissout aisément, et la solution donne par l'évaporation lente des cristaux d'un bleu d'azur. Analyse du sel séché à 140°: platine, 50,7; cuivre, 19,4; cyanog., 29,9.

Délayé dans l'eau et soumis à l'action de l'hydrogène sulfuré, il donne du sulfure et dégage de l'acide prussique, en même temps que le liquide retient de l'acide platinocyanhydrique, correspondant au sel de Gmelin. Il paraît dès lors que les sels précédents sont des sels doubles formés par un platinocyanure et un cyanure simple $[5(\text{Pt}^{\text{II}}\text{Cu}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}}) + \text{Cu}^{\text{I}}\text{Cy}^{\text{I}}]$, c'est-à-dire



Le *sel de cuivre ammonique* a donné: platine, 43,9; cuivre, 13,55; ammon., 14,31; cyanog., 23,90; eau, 4,56.

Les *sels de plomb et d'argent* constituent des précipités blancs.

Nous avons déjà dit qu'en mélangeant du nitrate mercurieux en excès avec une solution du sel de potasse, il se produit un *sel de mercure bleu*, insoluble à froid dans l'eau aiguisée d'acide nitrique. A chaud, la couleur bleue du précipité disparaît, fait place à une couleur verte, puis jaune, jusqu'à ce qu'enfin le précipité soit tout à fait blanc. On trouve alors dans le liquide du nitrate mercurieux en dissolution. Le corps bleu éprouve la même décomposition par des lavages prolongés à l'eau froide; alors l'eau de lavage retient aussi du nitrate mercurieux.

Délayé dans de nouveau nitrate de mercure, le précipité ainsi blanchi redevient bleu. La même réaction se présente avec le précipité blanc obtenu avec le sublimé corrosif.

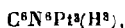
La combinaison bleue est évidemment une combinaison de nitrate mercurieux et du sel mercurique de la série précédente; cependant on n'a pu obtenir à l'analyse des nombres conduisant à une formule simple, le sel se décomposant déjà pendant la dessiccation.

Quand on décompose par $\text{H}^{\text{II}}\text{S}$ le sel de mercure blanc, il se dégage de l'acide hydrocyanique, et par l'évaporation du liquide, on obtient des cristaux d'acide platinocyanhydrique.

Suivent quelques indications sur le *cyanure platineux*. Ce corps obtenu par Doebereiner, par l'action de la chaleur sur

le platino-cyanure de mercure, n'a pas la formule que lui assigne ce dernier chimiste. On n'y trouve, en effet, que 71,68 platine; préparé d'après la méthode de MM. Knop et Schnerdmann, il a donné 72,84 platine. La formule Pt^4Cy^6 exigerait 71,54.

L'acide platino-cyanhydrique correspondant au sel de Gemelin,



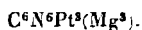
n'avait pas encore été soumis à l'analyse. M. Quadrat a obtenu des résultats qui s'accordent exactement avec cette formule. On le prépare en délayant dans l'eau le sel de cuivre précédent, et décomposant par un courant d'hydrogène sulfuré. Le liquide filtré est évaporé à siccité, et repris par un mélange d'alcool et d'éther; l'acide platino-cyanhydrique se dépose, par l'évaporation, à l'état cristallisé. Ce sont des prismes d'un noir bleuâtre contenant de l'eau de cristallisation. Si la cristallisation est brusque, on l'obtient sous la forme de cristaux d'un jaune verdâtre, d'un éclat tantôt cuivré, tantôt doré. Ils attirent l'humidité de l'air, jaunissent et tombent en déliquescence. La solution alcoolique est incolore. Chauffé à 100° l'acide devient jaune, puis blanc; il supporte 140° sans se décomposer.

Il décompose les carbonates avec effervescence.

Il absorbe rapidement l'ammoniaque, en se colorant en jaune.

L'acide sulfurique le décompose à chaud; il se produit un corps jaune (cyanure platineux), en même temps que de l'acide hydrocyanique se dégage.

M. Quadrat a préparé avec cet acide le *platino-cyanure magnésique*. Ce sel s'obtient en cristaux rouge brun renfermant $[Pt^2Mg^2Cy^4]$ ou



Les cristaux contiennent 12,19 pour 100 d'eau.

TABLE SYSTÉMATIQUE DES MATIÈRES

CONTENUES

DANS LES COMPTES RENDUS DES TRAVAUX DE CHIMIE 1847.

CHIMIE GÉNÉRALE.

Traité de chimie, par M. L. Gmelin, 106.	Chaleur produite dans les combinaisons chimiques, 69 et 289.
Précis de cristallographie et d'analyse au chalumeau, par M. A. Laurent, 229.	Chaleur latente de vaporisation, 72.
Éléments de cristallographie, par M. Muller, 318.	Fusion des alliages, 87.
Opinion de M. Berzélius sur les nouvelles théories, 106.	Dilatation des liquides, 184.
Répertoire des corps organiques, par M. Buys-Ballot, 356.	Compressibilité des fluides élastiques, 91.
Isomorphisme polymère, 10.	Rayons solaires négatifs ou protecteurs, 248.
Isoméromorphisme, 105.	Nouvelle propriété de la lumière, 137.
Volume atomique, 133.	Incandescence voltaïque et décomposition de l'eau par la chaleur, 250.
Relation entre les densités de vapeurs et les équivalents chimiques, 88.	Formation et nature de l'ozone, 188.
	Des sels en général, 200.
	Composition des solutions aqueuses des acides et des alcalis, 113.

CHIMIE MINÉRALE.

SÉLÉNIUM. Poids atomique, 358.	CHLORE. Poids atomique, 72.
SOUFRE. Conversion de l'hydrogène sulfuré en acide sulfurique, 96.	Action de l'eau sur les chlorures, 12.
Densité de vapeur de l'acide sulfurique, 89.	Formation des acides chlorique et perchlorique par voie galvanique, 262.
Action des métaux sur l'acide sulfurique, 73.	FLUOR. Préparation du fluor et composition des fluorures, 100.
Déshydratation de l'acide sulfurique, 278.	Acide hydrofluorique, 287.
Composition des sulfates, 287.	Solubilité du fluorure de calcium, 360.
Hydratation du sulfate de chaux, 127 et 278.	AZOTE. Décomposition du nitrate d'ammoniaque, 289.
Nouveaux acides du soufre, 178, 220 et 320.	Composition du nitrate d'ammoniaque, 255.
	Sous-nitrates, 205.

- Nouvel acide oxygéné**, 163.
Action de l'acide nitrique sur quelques corps organiques, 362.
PHOSPHORE. Dosage du phosphore, 362.
Composition des phosphates, 13 et 207.
Formation et composition des métaphosphates, 114 et 144.
Nitrophosphate de plomb, 202.
Pyrophosphates doubles, 266.
Phosphamide, 161.
Chloroxyde de phosphore, 131.
Acide sulfophosphorique, 130.
ARSENIC. **Composition des arsénates**, 238.
Présence de l'arsenic dans les minerais de fer, 94; idem dans les eaux minérales, 234.
Effets des émanations arsenicales, 79.
ANTIMOINE. **Préparation de l'antimoine**, 231.
Composition des sels d'antimoine, 258.
CARBONE. **Action du charbon sur les sels métalliques**, 120.
Carbonate de chaux hydraté, 180.
Houille de la Toscane, 303.
Composition du gaz des mines de charbon de Newcastle, 36.
BORE. **Formules des borates**, 214.
SILICIUM. **Formules des silicates**, 214.
Action de l'hydrogène sulfuré sur le chlorure de silicium, 279.
Analyses du verre de Bohême, 297.
V. plus bas MINÉRAUX.
POTASSIUM. **Poids atomique**, 72.
Préparation du potassium, 272.
Décomposition des sels de potasse par le concours simultané du fer, de l'eau et de l'air, 272.
SODIUM. **Formation de la soude artificielle**, 225.
Forme du chlorate de soude, 120.
Solubilité du sel marin dans l'alcool, 234.
Décomposition des sels de soude par le concours simultané du fer, de l'eau et de l'air, 272.
ALUMINIUM. **Composition de l'alun**, 209 et 288.
Sulfate d'alumine naturel, 170.
Précipités formés par les alcalis dans le sulfate, 111.
CHROME. **Réduction de l'acide chromique**, 3.
Chromates à deux bases, 167.
Action de l'acide sulfurique sur le bichromate de potasse, 287.
MANGANÈSE. **Coloration rouge des protosels**, 41.
Sulfure naturel, 124.
Combinaisons du sulfure, 42.
FER. **Composition de la fonte et du fer**, 234 et 237.
Cristallisation de l'hydrate, 123.
Solubilité de l'hydrate dans la potasse, 42.
MAGNÉSIUM. **Poids atomique**, 103.
Sous-carbonate naturel, 170.
COBALT. **Solubilité de l'hydrate dans la potasse**, 42.
Combinaisons cyanurées, 332.
CUIVRE. **Présence du cuivre dans les minerais de fer et dans les eaux minérales**, 94 et 234.
Solubilité de l'hydrate dans la potasse, 42.
Mine de cuivre de l'Oural, 217.
ZINC. **Sels de zinc**, 211 et 213.
Sous-carbonates, 219.
Sous-chlorure zincico-ammonique, 50.
ÉTAIN. **Protosels**, 163.
Préparation du protoxyde, 229.
Combinaisons de l'étain avec le chlore et l'iode, 230.
Présence de l'étain dans les eaux minérales, 234.
PLOMB. **Action de la chaleur sur le nitrate**, 110.
ARGENT. **Poids atomique**, 72.
Réduction du chlorure, 119.
Solubilité du chlorure, 285.
Réduction des sels d'argent par l'acétate ferreux, 123.
MERCURE. **Combinaison du mercure**, 9 et 56.
Congélation du mercure, 141.
Combinaison du cyanure de mercure, 68.
OR. **Dosage des roues et chronomètres**, 297.
Distribution de l'or dans le lit du Rhin, 87.
PLATINE. **Composés obtenus avec le chlorure platiné et l'ammoniaque**, 79, 269 et 271.
Combinaisons cyanurées, 373.
RUTHÉNIUM et IRIUM. **Combinaisons**, 28.
OSMIUM. **Action de l'ammoniaque sur l'acide osmique**, 304.
TITANE. **Poids atomique** 222.
Recherches sur le titane, 353.
TANTALE. **Combinaisons**, 25.
NIOBUM. **Combinaisons**, 25.
PÉLOPIUM. **Combinaisons**, 25.
ILMÉNITIUM. **Combinaisons**, 313.

ANALYSE MINÉRALE.

Dosage du soufre, 273 et 274.	} Séparation du cobalt et du manganèse, 243.
— de l'azote, 166.	
— de l'acide nitrique et des nitrates, 177.	
— du carbonate de chaux, 301.	
Séparation de l'alumine et du fer, 111.	
	} — de l'antimoine et de l'étain, 310.

MINÉRAUX.

Achmite, 21.	} Manganocalcite, 22 et 101.
Andalusite, 107.	
Apatite, 21.	
Apophyllite, 21.	
Arséniate de cuivre, 22.	
Arséniosidérite, 21.	
Blauspith, 15.	
Boulangérite, 22.	
Buratite, 114.	
Cancrinite, 197.	
Castor et Pollux, 102.	
Chlorite, 142.	
Chondrodite, 246.	
Colombite, 321.	
Condurrite, 217.	
Diphanite, 109.	
Dolomies, 114.	
Eau de la mer, 179.	
Eaux minérales, 110, 169, 191, 234 et 243.	
Epidote, 22, 115 et 246.	
Eudialyte, 20.	
Feldspath, 108, 298 et 371.	
Gehlénite, 115.	
Gibbsite, 141.	
Gigantolite, 247.	
Guano, minéraux qui l'accompagnent, 222.	
Haarsalz, 170.	
Hauérite, 124 et 197.	
Haüyne, 197.	
Humite, 246.	
Hydrargillite, 141.	
Kérolithe, 115.	
Lazulithe, 15.	
Leuchtenbergite, 142 et 248.	
	Manganspath, 198.
	Mésitine, 123.
	Métaxite, 115.
	Monazite, 144.
	Némalite, 170.
	Nickelglanz, 23.
	Noseane, 196.
	Pinite, 247.
	Pistomésite, 123.
	Plinian, 101.
	Polyhalithe, 23.
	Préhnite, 23.
	Psilomélane, 23.
	Pyrochlore, 128.
	Pyrophyllite, 23.
	Rutile, 108.
	Samarskite, 321.
	Schéelite, 23.
	Sodalite, 196.
	Spath pesant, 23.
	Stannite, 102.
	Staurolithe, 12.
	Stéatite ou speckstein, 108 et 143.
	Sulfarséniure de cuivre, 24.
	Terrains diluviens (composition des), 173.
	Thuringite, 23.
	Urauo-tantalite, 321.
	Vivianite, 17.
	Voelcknérite, 142.
	Weissgultigerz, 24.
	Wolfram, 24.
	Zinnkies, 24.
	Zircon, 20.
	Zygodite, 103.

CHIMIE ORGANIQUE.

ACIDES ORGANIQUES ET LEURS SELS.	} Acide allophanique, 73.
Formation générale des acides volatils, 43.	
Acide acétique, 43, 48, 89 et 211.	
	— bémique, 182.
	— benzoïque, 198 et 282.

- Acide butyrique, 43, 211 et 370.
— caprique, 43.
— caproïque, 43.
— caprylique, 43.
— chlorobenzoïque, 199.
— cholique, 9, 48 et 232.
— choloïdique, 48 et 232.
— cinnamique, 38 et 198.
— citrique, 104.
— cobalticyanhydrique, 333.
— cocinique, 180.
— cuminique, 282.
— cyanique, 73.
— cyanurique, 75, 280 et 327.
— digitoléique, 38.
— érythrique, 155.
— fœllique, 232.
— formique, 88, 89 et 211.
— hippurique, 6 et 361.
— inosique, 348.
— lactique, 223, 276, 350, 363 et 369.
— lampique, 113.
— margarique, 48, 183 et 322.
— métacétonique, 43.
— mucique, 310.
— nitro-cinnamique, 199.
— nitro-saccharique, 55.
— œnanthylique, 43.
— oléique, 183.
— palmique, 111.
— palmitonique, 65.
— pélargonique, 44.
— platinocyanhydrique, 377.
— rocellique, 158.
— salicylique, 282.
— sulfomellonique, 77.
— sulfophosphovinique, 221.
— sulfovinique, 128.
— tartrique, 129.
— trigénique, 75.
— urique, 5 et 284.
— valérique, 43 et 211.
- ALDÉHYDES.**
Aldéhyde acétique, 150 et 171.
— œnanthylique, 159.
- ALCALOIDES.**
Alcaloïdes chlorés et bromés, 283.
Aniline et anilides, 4.
Berbéline, 47.
Caféine, 293.
Cinchonine, 138 et 283.
Créatinine, 277 et 342.
Cumine, 283.
Glycocolle ou sucre de gélatine, 51.
Lophine, 138.
Morphine, 138.
Naphtalidame, 285.
Nicotine, 253.
- Picoline, 147.
Pipérine, 138.
Quinine, 138.
Quinoidine, 9.
Quinoléine, 75 et 140.
Sarcosine, 345.
Sélénaldine, 153.
Strychnine, 225 et 283.
Théobromine, 171.
Thialdine, 151.
Urée, 13.
- ALCOOLS et ÉTHERS.**
Reconnaître si l'alcool est absolu, 113.
Combinaisons sulfurées dérivées de l'esprit de bois, 116
Action du chlore sur les éthers de l'esprit de bois, 117.
Action de l'iode sur le xanthate de potasse, 119 et 356.
Acétal 125.
Mercaptan sélénié, 217.
Éther bénique, 183.
— borique, 119.
— chloroxycarbonique, 118.
— cocinique, 181.
— cyanique, 73.
— érythrique, 157.
— formique, 118.
— lécanorique, 157.
— nitreux, 180.
— nitrique, 180.
— nitrobenzoïque, 198.
— oxalique, 118.
— salicylique, 281.
— sulfocarbonique, 117 et 356.
- HYDROGÈNES carbonés et dérivés.**
Nouveau dérivé de la liqueur des Hollandais, 361.
Benzoène, 198 et 282.
Cumène, 282.
Picryle, 140.
Carotine, 220.
- CORPS GRAS.** Beurre de coco, 180.
Huile de ben, 182.
— de ricin, 111 et 159.
Cholestérine, 45.
Décomposition des huiles grasses en présence du soufre, 321.
- HUILES ESSENTIELLES.**
Essence de capucine, 213.
— de térébenthine, 96.
— de thym, 180.
— de valériane, 213.
- RÉSINES.**
Lactucine, 161.
Baume de Tolu, 198
- SUBSTANCES NON AZOTÉES FIXES.**
Glycyrrhizine, 65.

Amidon normal des toiles de chanvre, 81.	Taurine, 48.
Formation du chloral par la fécule, 193.	Guanine et combinaisons, 45.
Sucré de fécule, 120.	Coton-poudre, xyloïdine, etc. 97, 140 255, 257 et 296.
Ligneux, 162.	COMPOSÉS CYANURÉS.
Suc d'aloès, 146.	Combinaisons cyaniques, 280.
Manoite, 119 et 256.	Action du chlore sur le cyanure de mercure, 319.
MATIÈRES COLORANTES.	Combinaisons du cyanure de mercure, 68.
Principe de la cochenille, 37.	Préparation du cyanure de potassium, 268.
Matières colorantes, du carthame, 41.	— du mellonure de potasse, 223.
— — de la garance, 153.	— du sulfocyanure d'ammoniaque, 190.
— — des lichens, 155.	Combinaisons du sulfocyanogène, 76.
Recherches sur la teinture, 101.	Décomposition des sulfocyanures par l'hydrogène sulfuré, 5.
SUBSTANCES AZOTÉES FIXES.	Cobaltocyanures, 332.
Composition des matières protéiques, Albumine, fibrine, caséine, 1, 7, 66, 133 et 274.	Platinocyanures, 373.
Créatine, 276 et 338.	

CHIMIE PHYSIOLOGIQUE.

Analyses de cendres végétales, 39 et 218.	Détermination de la fécule contenue dans les substances alimentaires, 2.
Ammoniaque dans la terre arable, 40.	Influence du sel ajouté à la ration sur le développement du bétail, 84.
Expériences concernant la théorie des engrais, 81 et 177.	Expériences sur l'air confiné dans les écuries, 86.
Expériences concernant les assolements, 82.	Transport du phosphate de chaux dans les êtres organisés, 86.
Action délétère exercée sur la végétation par certaines substances, 84.	Silice contenue dans les plumes d'oie-seau, 132.
Faits relatifs à la végétation, 174.	Présence de l'oxalate de chaux dans certaines parties organisées, 184.
Relation entre la nitrification et la fertilisation des terres, 175.	Sang, 37 et 240.
Distribution des substances minérales dans les plantes, 291.	Composition de l'épithélium de la muqueuse, 363.
Soufre contenu dans la graine des plantes cultivées, 218.	Digestion, 85 et 184.
Influence de la composition du sol sur la distribution des plantes, 264.	Suc gastrique, 241.
Falsification de la farine de blé, 122.	Bile, 47, 231 et 239.
Procédé pour découvrir le coton dans la toile, 124.	Lait, 244.
Examen du lycopode, 228.	Extrait de viande, 275 et 338.
Détermination de l'azote contenu dans les substances alimentaires végétales, 1.	Action des alcalis chlorés sur l'économie animale, 283.
	Antidote dans les empoisonnements par les substances métalliques et cyaniques, 25.