

ANNUAIRE

DE CHIMIE

Cet ouvrage se trouve aussi chez les libraires suivants :

AMSTERDAM, { Van Bakkenes.
Delachaux père et fils.

ATHÈNES, Nast.

BAYONNE, Jaymebon.

BERLIN, A. Duncker, Hirschwald.

BESANÇON, Bintot.

BORDEAUX, Ch. Lawalle, Chaumas.

BOSTON, Tichnor.

BREST, Lepontois, Robert.

BRUXELLES, Tircher.

CONSTANTINOPLE, Wick.

COPENHAGUE, Host.

DIJON, Lamarche et Drouelle.

DUBLIN, { Fannin et C^{ie}.
Hodges, Smith et C^{ie}.

EDIMBOURG, Maclachan, Stewart et C^{ie}

FLORENCE, { G. Piatti.
Ricordi et Jouhaud.

GAND, Hoste.

GÈNES, A. Beuf.

GENÈVE, A. Cherbuliez et C^{ie}.

LEIPZIG, { L. Michelsen.
Brockhauss et Avenarius.
Ch. Twietmeyer.

LEYDE, { Brill.
Vander Hoeck.

LIÈGE, J. Desoer.

LILLE, Béghin, Wanackere.

LISBONNE, Rolland et Semiond.

LOUVAIN, Van Esch.

LYON, Ch. Savy.

MARSEILLE, V^e Camoin, L. Chaix.

MESSINE, Ant. di Stephano.

METZ, Lorette, Warion.

MEXICO, H. Brun.

MILAN, Dumolard et fils.

MONTPELLIER, Sevalle.

MOSCOU, { Gauthier.
Urbain.
Renaud.

NANCY, Gonet, Grimblot et C^{ie}.

NANTES, Forest aîné.

NAPLES, P. Dufresne, G. Nobile.

ODESSA, Sauron et C^{ie}.

PALERME, A. Muratori.

PERPIGNAN, Alzine, Ay, Julia frères.

PÉTERSBOURG, { Bellizard et C^{ie}.
Hauër et C^{ie}.
J. Issakoff.

PORTO, A. Moré.

RENNES, Verdier.

ROCHEFORT, Penard.

ROME, P. Merle.

ROTTERDAM, Kramers.

ROUEN, Lebrument, Dubust.

STRASBOURG, { Derivaux.
V^e Berger-Levrault.
Treuttel et Würtz.

TOULON, Monge.

TOULOUSE, Gimet, Delboy

TROYES, Febvre.

TURIN, { J. Bocca, Ch. Schieppati.
Toscanelli et C^{ie}.

UTRECHT, Kemink et fils.

VALPARAISO, Floury.

VIENNE, Rohrmann.

ANNUAIRE DE CHIMIE

COMPRENANT

LES APPLICATIONS DE CETTE SCIENCE

A LA MÉDECINE ET A LA PHARMACIE

OU

RÉPERTOIRE

DES DÉCOUVERTES ET DES NOUVEAUX TRAVAUX EN CHIMIE

FAITS DANS LES DIVERSES PARTIES DE L'EUROPE

E. MILON ET J. NICOLÈS

1851

A PARIS

CHEZ J. B. BAILLIÈRE

LIBRAIRE DE L'ACADÉMIE NATIONALE DE MÉDECINE

19, RUE HAUTEFEUILLE

A LONDRES, CHEZ H. BAILLIÈRE, 219, REGENT-STREET

A NEW-YORK, CHEZ H. BAILLIÈRE, LIBRAIRE, 290, BROADWAY

A MADRID, CHEZ C. BAILLY-BAILLIÈRE, CALLE DEL PRINCIPE, N° 11

1851

IRIS - LILLIAD - Université Lille 1

TABLE DES MATIÈRES.

CHIMIE MINÉRALE.

FAITS GÉNÉRAUX DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE.

1. Note sur l'isomorphisme.....	Page	1
2. Sur la forme cristalline des métaux rhomboédriques.....		3
3. Mémoire sur la conductibilité superficielle des corps cristallisés pour l'électricité de tension.....		<i>ibid.</i>
4. Communications sur la pile; expériences sur les charbons; longueur de l'arc voltaïque; sur le phénomène chimique et sur la lumière de la pile.....		6
5. Sur une modification particulière du diamant sous l'influence de l'arc voltaïque.....		17
6. Sur la chaleur dégagée pendant les combinaisons chimiques....		18
7. Sur la chaleur spécifique des dissolutions salines et sur la chaleur latente de dissolution....		19
8. Procédé simple et sans danger pour démontrer la liquéfaction des gaz et celle de l'acide carbonique en particulier.....		21
9. Sur la compressibilité des liquides.....		23
10. Recherches sur les propriétés physiques des liquides et en particulier sur leur dilatation.....		24
11. Sur la force qui maintient les corps à l'état sphéroïdal au delà du rayon de leur sphère d'activité physique et chimique... .		25
12. Expériences sur des liquides à l'état sphéroïdal.....		27
<i>Id.</i> Note sur l'état sphéroïdal; incombustibilité humaine.....		<i>ibid.</i>
13. Quelques expériences sur le phénomène dit de Leidenfrost....		31
14. Sur la rotation que l'essence de térébenthine et le sirop de sucre font éprouver au plan de polarisation d'un rayon calorifique qui les traverse.....		<i>ibid.</i>
15. Expériences sur la ténacité des principaux métaux malléables, faites aux températures 0, 100 et 200 degrés.....		33
<i>Id.</i> Remarques à l'occasion de ce mémoire.....		<i>ibid.</i>
16. Nouvelles recherches sur les relations qui peuvent exister entre la forme cristalline, la composition chimique et le phénomène de la polarisation rotatoire.....		35
17. Application de la lumière chromatique polarisée aux études microscopiques.....		39
18. Recherches sur la diffusion des liquides.....		43
19. Recherches sur une nouvelle propriété des gaz.....		45
20. Sur l'eudiométrie.....		48
21. Observations sur la saturation des dissolutions salines.....		49

MÉTALLOIDES LIBRES ET COMBINÉS.

Carbone.

22. Sur quelques faits nouveaux relatifs au gaz oxyde de carbone. 53

Soufre.

23. Sur les produits de la décomposition des acides sulfhydrique et sulfureux au sein de l'eau..... 54
Id. Note sur les acides thioniques..... *ibid.*
 24. Sur les hydrates d'acide sulfurique..... 59

Phosphore.

25. De la nature du phosphore amorphe..... 60
 26. Sur la phosphorescence du phosphore..... 63
 27. De l'action du soufre sur le perchlorure de phosphore..... 65

Chlore, Azote, Iode, Bore.

28. Mémoire sur le sulfure d'azote..... 66
Id. Sur la forme cristalline du sulfure d'azote..... *ibid.*
 29. Sur le chlorophosphure d'azote..... 70
 30. Sur les combinaisons définies de l'iode et du phosphore..... 73
 31. Action de la lumière solaire sur l'acide chlorhydrique..... 74
 32. Procédé pour extraire en grand l'iode des plantes marines.... *ibid.*
 33. Sur les divers procédés connus pour la préparation de l'acide iodique..... 76
 34. Observations sur l'azoture de bore..... 77

Ozone.

35. Sur l'ozone..... 81

Air atmosphérique.

36. Sur la composition chimique de l'air..... 82
 37. Sur la composition de l'air pendant le choléra..... 83
 38. Formation de l'ammoniaque par l'air atmosphérique et l'hydrogène sulfuré au contact des corps poreux..... 84
 39. Sur l'air et l'eau des villes..... 85

GÉNÉRALITÉS SUR LES MÉTAUX ET SUR LES SELS.

40. De l'action des bases sur les sels et en particulier sur les arsénites..... 87
 41. Mémoire sur les carbonates..... 89
 42. Sur quelques arsénites..... 90
 43. Sur quelques arséniates..... 91
 44. De l'action du chlore sur les chlorures métalliques en présence des chlorures alcalins..... 95
 45. Décomposition des iodures, des bromures et des chlorures alcalins par la voie sèche..... 98

46. Sur quelques combinaisons entre les chlorides métalliques et les chlorides de cyanogène ou l'acide cyanhydrique..... 99

MÉTAUX LIBRES ET COMBINÉS.

Potassium.

47. Phosphorescence du potassium..... 100
48. Préparation du chlorate de potasse en grand..... 101

Sodium.

49. Expériences sur le borax..... 102

Calcium.

50. Sur l'équivalent du calcium..... 103

Magnésium.

51. Sur l'équivalent du magnésium..... *ibid.*

Aluminium.

52. Sur un nitrate d'alumine cristallisé..... 104
53. Sur l'équivalent du fer..... 105

Fer.

54. Analyse du fer doux et aigre..... *ibid.*
55. Sur l'azote contenu dans le fer et l'acier..... 107
56. Sur les acides ferri et ferri-mangani-tungstique..... *ibid.*

Manganèse.

57. Faits pour servir à l'histoire des acides manganique et hypermanganique..... 109

Nickel.

58. Analyse d'une combinaison de chlorure, de nitrate de nickel et d'ammoniaque..... 110

Étain.

59. Sur la pureté de l'étain de Banca..... *ibid.*

Plomb.

60. Sur la composition du minium..... 111
Id. Mémoire sur les miniums..... *ibid.*

Étain et antimoine.

61. Action de l'arsenic, de l'antimoine et de l'étain sur le chlorure de soufre..... 112
62. Sur le chlorosulfure d'antimoine..... 113

Chrôme.

63. Recherches sur le chrome..... 114
64. Sur deux nouveaux chromates..... 118

Uraue.	
65. Sur quelques combinaisons uraniques.....	118
Titane.	
66. Sur le titane.....	119
Tungstène.	
67. Sur l'équivalent du tungstène.....	132
68. Sur la constitution chimique du wolfram.....	133
<i>Id.</i> Sur les formes cristallines du wolfram.....	<i>ibid.</i>
69. Sur les amido-azotures de tungstène.....	136
Molybdène.	
70. Sur le molybdène.....	141
Mercure.	
71. Sur la distillation du mercure par la vapeur d'eau surchauffée.	142
Argent.	
72. Sur la réduction du chlorure d'argent.....	144
73. Sur la précipitation de l'argent contenu dans les dissolutions de cuivre.....	<i>ibid.</i>
Or.	
74. Sur l'extraction de l'or et de l'argent.....	145
75. Recherches chimiques sur l'or.....	146
76. Expériences pour retirer l'or des minerais aurifères.....	148
<i>Id.</i> Sur l'extraction de l'or des minerais aurifères.....	<i>ibid.</i>
77. Observations sur l'or sulfuré et détermination du poids atomique de l'or à l'aide d'une nouvelle méthode.....	149

ANALYSES ET PROCÉDÉS ANALYTIQUES.

78. De l'emploi de l'hydrogène dans les analyses des substances minérales.....	150
79. Application de l'acide fluosilicique aux analyses.....	154
80. Sur la séparation des alcalis de la magnésie et sur l'analyse des minéraux alcalifères.....	<i>ibid.</i>
81. Sur le dosage de l'acide oxalique et sa séparation d'avec l'acide phosphorique.....	157
82. Note sur le dosage du brome.....	158
83. Sur le dosage du fluor.....	<i>ibid.</i>
84. Sur le dosage de l'acide carbonique des carbonates.....	161
85. Sur le dosage de l'acide borique.....	162
86. Dosage de l'étain par les liqueurs titrées.....	163
87. Sur l'action réductrice de la soude dans les expériences du chalumeau.....	164
Alliages.	
88. Sur quelques amalgames.....	165

89. Analyse de deux bronzes antiques de l'époque gallo-romaine..	165
90. Sur l'amalgame d'étain et de cadmium.....	166
91. Sur les alliages considérés sous le rapport de leur composition chimique.....	<i>ibid.</i>
92. Sur le laiton malléable.....	167

Verres, Porcelaines, Mortiers.

93. Recherches sur la composition des matières employées en Chine pour la fabrication et la décoration de la porcelaine.....	<i>ibid.</i>
94. Sur la constitution et les propriétés des smalts.....	168
95. Recherches sur les lois de l'hydraulicité et de la solidification des mortiers.....	170
96. Analyse de la porcelaine de Berlin.....	173
97. Sur la composition du ciment de Portland et de celui de Tégersée.....	<i>ibid.</i>

MINÉRAUX.

98. Sur une cause de variations dans les angles des cristaux.....	175
99. Documents pour servir à l'histoire de la cristallographie.....	177
100. Analyses de minéraux d'Amérique.....	180
101. Analyses de minéraux de l'Amérique septentrionale.....	183
102. Sur quelques nouveaux minéraux de Norvège.....	184
<i>Id.</i> Sur l'athéristite.....	<i>ibid.</i>
103. Analyses de minéraux.....	186
104. Analyses de minéraux.....	187
105. Sur le fluor contenu dans l'eau de mer.....	190
106. Sur l'identité de l'arkansite avec le brookite.....	190
107. Analyse chimique du sel de Krankenheil.....	<i>ibid.</i>
108. Analyse de quelques variétés de marbre blanc.....	191
109. Analyse de la craie.....	192
110. Analyse d'un calcaire coquillier.....	<i>ibid.</i>
111. Analyse de la dolomie.....	<i>ibid.</i>
112. Étude cristallographique de la strontiane sulfatée.....	193
113. Analyse du francolite.....	<i>ibid.</i>
114. Sur le spath de magnésie.....	194
115. Sur la composition du grès vert, de la strontianite et de la marne calcaire des environs de Ham.....	<i>ibid.</i>
116. Sur l'hydrargillite du Brésil.....	195
117. Analyses des minerais de fer recueillis dans des gisements de houille.....	196
118. Sur l'analyse de la calamine.....	<i>ibid.</i>
119. Sur un spath contenant du zinc et du manganèse.....	197
120. Analyse du misy.....	198
121. Sur le carminspath, nouveau minéral de l'ordre des arséniates.....	<i>ibid.</i>
122. Analyse de la percylite.....	199
123. Sur la composition du cuivre micacé d'Andreasberg.....	<i>ibid.</i>
124. Sur l'énergite, nouveau minéral.....	204

125. Sur l'aræoxène, nouveau minéral.....	201
126. Sur la composition des minerais de tantale.....	<i>ibid.</i>
127. Sur un nouveau minéral uranifère.....	204
128. Sur la parenté du pollux avec le pétalite.....	205
129. Sur les roches volcaniques du bassin houiller de Commen- try (Allier), et la transformation de houille en coke, qui s'ob- serve au contact de l'une d'elles.....	<i>ibid.</i>
130. Analyse de quelques roches silicatées.....	206
131. Sur la composition de la tourmaline comparée avec celle du mica et du feldspath et sur la cause de l'isomorphie de com- binaisons de natures différentes.....	208
132. Sur le feldspath du zirconsyénite de la Norvège méridionale...	216
133. Sur le porphyre rouge antique.....	217
134. Sur le porphyre de Lessines.....	219
135. Sur la roche de néphéline du mont Löbau.....	220
136. Analyse d'une roche alumineuse.....	221
137. Sur l'allanite de Schmiedefeld.....	222
138. Mémoire sur l'émeri d'Asie Mineure dans ses rapports géolo- gique, minéralogique et commercial, et sur les minéraux associés avec l'émeri.....	<i>ibid.</i>
139. Analyse du mica de la pegmatite de Ceux.....	223
140. Sur la serpentine.....	<i>ibid.</i>
141. Sur la variolite de la Durance.....	226
142. Sur la nontronite d'Andréasberg.....	<i>ibid.</i>
143. Sur l'aigirine.....	227
144. Sur l'hyposclérite d'Arendal.....	228
145. Sur l'algérite, nouveau minéral.....	<i>ibid.</i>
146. Analyse du picrolithe.....	229

EAUX MINÉRALES.

147. Mémoire sur l'altération qu'éprouve l'eau des puits.....	<i>ibid.</i>
148. Sur la constitution chimique des eaux potables qui alimentent la ville de Fécamp.....	231
149. Recherches sur les eaux de la ville et de l'arrondissement de Reims.....	232
150. Sur les eaux minérales de Cransac.....	234
151. Sur une source médicinale d'Hermione.....	<i>ibid.</i>
152. Sur les eaux minérales de l'île de Zante.....	235
153. Sur une eau contenant de l'alumine.....	236
154. Analyse de l'eau de la Tamise prise à Greenwich.....	236
155. Eau minérale des environs de Bristol.....	<i>ibid.</i>
156. Analyse chimique de l'eau minérale de Niederbronn (Bas-Rhin).	237
157. Analyse de l'eau minérale de Château-Gonthier.....	238
158. Sur l'eau minérale de Villaine-Saint-Aubin.....	239
159. Analyse chimique d'une nouvelle source d'eau minérale ferru- gineuse à Bagnères-de-Bigorre.....	<i>ibid.</i>
160. Analyse de l'eau minérale de Sternberg.....	240

161. Analyse de l'eau minérale de Zaharowitz en Moravie..... 241
 162. Sur l'eau de la mer de Galilée..... *ibid.*

DÉPOTS, LIMONS.

163. Sur les biolithes d'infusoires antédiluviens renfermant de la vivianite 242
 164. Sur l'état dans lequel le manganèse et l'arsenic se trouvent dans les dépôts de la fontaine dite Kochbrunnen à Wiesbaden *ibid.*
 165. Présence de l'arsenic dans le fer limoneux de Carlsbad..... 244
 166. Notes sur le limon du Nil..... *ibid.*
 167. Recherches sur la terre noire de la Russie méridionale..... 246
Id. Sur les principes microscopiques de la terre noire de la Russie méridionale *ibid.*
 168. Sur les cendres du Vésuve..... 249
 169. Analyse du bois pétrifié du Wolsberg, près de Siegburg..... 250

CHIMIE ORGANIQUE.

GÉNÉRALITÉS SUR LES SUBSTANCES ORGANIQUES.

170. Dosage du soufre contenu dans les substances organiques volatiles..... 251
 171. Essai sur le dosage de l'iode dans les substances organiques à l'aide du chloroforme..... 252
 172. Recherches sur les radicaux organiques..... 254
 173. Sur la constitution chimique et la nature des radicaux organiques..... 257
 174. Sur les huiles qui se produisent par l'action de l'acide sulfurique sur différents végétaux..... *ibid.*

AMMONIAQUE, CYANOGENÈ ET PRODUITS QUI EN DÉRIVENT.

175. Sur la quantité d'ammoniaque que renferment les eaux de condensation du gaz de l'éclairage dans l'usine de Châlons-sur-Marne 260
 176. Sur les combinaisons de l'acide sulfo-carbamique..... *ibid.*
 177. Recherches sur les combinaisons ammoniacales de platine..... 262
 178. Sur plusieurs nouvelles combinaisons de l'ammoniaque avec les cyanoferrures, et en particulier avec le cyanoferrure de nickel..... 276
 179. Dosage du cyanogène 278
 180. Sur quelques propriétés de l'iodure de cyanogène..... *ibid.*
 181. Sur deux nouveaux cyanures doubles..... 279
 182. Sur quelques combinaisons du sulfo-cyanogène..... 280

183. Sur les nitro-prussiates; nouvelle classe de sels.....	282
<i>Id.</i> Action du bioxyde d'azote sur le ferro-cyanure de potassium..	<i>ibid.</i>
184. Sur quelques produits de décomposition du mellonure de potassium.....	289
<i>Id.</i> Sur la composition du mellon et des mellonures.....	<i>ibid.</i>
185. Simplification du procédé pour préparer l'acide urique.....	293

ALCOOLS, ÉTHERS ET LEURS DÉRIVÉS.

186. Sur quelques combinaisons obtenues avec l'acide cyanurique et l'éther.....	<i>ibid.</i>
187. Sur les alcoolates.....	295
188. Théorie de l'éthérisation.....	296
<i>Id.</i> Remarque sur l'article précédent.....	<i>ibid.</i>
189. Observations sur l'éthérisation.....	299
190. Sur l'indice de réfraction de quelques éthers composés.....	<i>ibid.</i>
191. Sur la production des éthers à l'aide de la potasse et des baumes.	300
192. Sur les combinaisons du stibéthyle.....	301
193. Sur l'acide sulfamilique et ses sels.....	305
194. De l'action du chlore et du brôme sur le propylène, l'éthylène et leurs homologues.....	308
195. Sur quelques combinaisons des radicaux (C ⁶ H ⁵) R ⁿ	312
196. Procédé pour préparer l'acide métacétique.....	316
197. Faits pour servir à l'histoire de l'acide caproïque et de l'acide œnanthylique.....	<i>ibid.</i>
198. De l'action simultanée de la chaleur et des bases alcalines en excès sur les acides homologues de l'acide acétique.....	318

SÉRIE BENZOÏQUE.

199. Sur le benzoate de cuivre.....	320
200. Note sur l'acide bromo-benzoïque anhydre.....	<i>ibid.</i>
201. Sur de nouvelles combinaisons de l'essence d'amandes amères.	<i>ibid.</i>
202. Sur l'acide hippurique et les produits de son oxydation.....	322
203. Sur la formation de l'acide nitro-hippurique dans l'économie animale.....	324
204. Sur des combinaisons sulfuriques et nitriques de la benzine et de la naphthaline.....	<i>ibid.</i>
205. Mémoire sur quelques produits nouveaux obtenus par l'action du sulfite d'ammoniaque sur la nitro-naphthaline....	326
206. Sur de nouvelles combinaisons chlorées de la naphthaline.....	327
207. Sur la composition de la styracine.....	330
208. Sur la styracine.....	<i>ibid.</i>

SUCRE, AMIDON, MANNITE.

209. Mémoire sur la fabrication du sucre.....	331
210. Précipitation de la matière colorante du sucre à l'aide d'un oxyde métallique.....	336

211. Sur un homologue du sucre de raisin.....	337
<i>Id.</i> Recherches sur la dulcine.....	<i>ibid.</i>
212. Sur un nouveau sucre retiré de la chair musculaire..	338
213. Analyse de la mélasse de sucre brut de betteraves employée à la nourriture des bestiaux	339
214. Sur un nouveau réactif pour distinguer la présence du sucre dans certains liquides.....	340
215. Des moyens de reconnaître le sirop de fécule dans les divers sirops de sucre du commerce.....	341
216. Sur la nitro-mannite	348
217. Note sur l'iodure d'amidon.....	349

ACIDES ORGANIQUES.

218. Sur la non-existence de l'oxalate double de potasse et de soude.	350
219. Sur les métamorphoses du mellitate d'ammoniaque à diverses températures.....	<i>ibid.</i>
220. Sur la formation artificielle de l'acide lactique et sur un nouveau corps homologue du glyocolle.....	<i>ibid.</i>
221. Procédé d'extraction de l'acide fumarique.....	352
222. Recherches sur les propriétés spécifiques des deux acides qui composent l'acide racémique.....	353
223. Nouvelles observations sur les transformations que la chaleur fait éprouver aux acides tartrique et paratartrique.....	356
224. Sur l'acide de l'équisetum fluviatile et sur quelques aconitates.	359
225. Formation d'acide aspartique au moyen de l'acide malique et du bimalate d'ammoniaque.....	362
226. Formation de l'acide succinique par l'oxydation de l'acide butyrique	363
227. Nouvelles recherches sur la production de l'acide succinique au moyen de la fermentation.....	364
228. Préparation de l'acide succinique au moyen des résidus de l'éther nitreux.....	366

Corps gras; cire, essences et résines.

229. Action du bichromate de potasse et de l'acide sulfurique sur quelques huiles grasses.....	367
230. Sur les acides gras contenus dans l'huile du <i>bassia latifolia</i> ...	<i>ibid.</i>
231. Sur le suif de Chine.....	369
232. Recherches sur les huiles légères obtenues dans la distillation du bois.....	371
233. Sur le stéaroptène de l'essence de cassia.....	373
234. Sur le camphre de persil.....	374
235. Sur la rectification de l'huile de succin.	<i>ibid.</i>
236. Préparation de l'hellénine.....	375
237. Sur le principe odorant des feuilles de faham.....	<i>ibid.</i>
238. De l'origine et de la composition de la gomme-gutte.....	376

Alcals organiques.

239. Recherches sur les bases organiques volatiles.....	378
240. Recherches sur la constitution moléculaire des bases organiques volatiles	382
<i>Id.</i> Mémoire sur une série d'alcaloïdes.....	<i>ibid.</i>
241. Action de l'acide nitrique sur les alcalis organiques	411
242. Sur la constitution de quelques alcaloïdes.....	412
243. Sur la composition de quelques alcaloïdes naturels	413
244. Sur quelques nouveaux sels à base organique.....	416
245. Sur quelques sels de nicotine.....	418
246. Sur la caféine.....	419
247. Sur le citrate de caféine	<i>ibid.</i>
248. Sur un composé d'iode et de codéine.....	420
249. Sur un produit de décomposition de la tyrosine.....	<i>ibid.</i>
250. Sur un nouveau mode de préparation de l'éthylamine.....	421
251. Sur la papavérine.....	422
252. Préparation de l'atropine au moyen du chloroforme.....	423
253. Procédé pour reconnaître la présence de la strychnine.....	425
254. Sur la cinchonine.....	<i>ibid.</i>
255. Sur quelques réactions de la quinine.....	427

Principes végétaux indéterminés; matières colorantes et matières végétales complexes.

256. Essais des quinquinas par le chloroforme.....	<i>ibid.</i>
257. Sur l'analyse de l'opium.....	429
258. Moyen de reconnaître les falsifications des farines.....	<i>ibid.</i>
259. Sur l'hydratation des blés de la récolte de 1850.....	432
260. Sur les propriétés alimentaires du son.....	435
261. Sur l'action du sel ammoniac dans l'oxydation des matières colorantes.....	436
262. Sur les principes colorants du bois jaune.....	437
263. Sur la matière colorante du bois de santal.....	443
264. Sur les matières colorantes rouges de la garance.....	444
265. Sur la phloridzine et sa formule.....	446
266. Sur la gythagine.....	447
267. Sur l'anémoneine.....	<i>ibid.</i>
268. Sur l'apiine.....	448
269. Recherches sur la saponine.....	451
270. Sur la scillitine.....	453
271. Sur la racine de <i>chiococca racemosa</i>	454
272. Sur la racine de <i>cephaelis ipecacuanha</i>	456
273. Recherches chimiques sur la racine de <i>guaïcuru</i>	458
274. De la <i>yerba mate</i> du Paraguay.....	<i>ibid.</i>
275. Sur la noix de galle de Chine.....	459
276. Sur l'hydratation de la cholestérine et les produits de la distillation sèche de cette substance.....	<i>ibid.</i>

Fermentation.

277. Sur le mode d'action du ferment.....	460
---	-----

PRODUITS DE DÉCOMPOSITION DES VÉGÉTAUX.

Combustibles, cendres.

278. Sur un banc de goëmon fossile.....	462
279. Analyse de plusieurs combustibles minéraux.....	464
280. Sur un nouveau combustible minéral de l'Esthland.....	466
281. Recherches fondamentales sur l'analyse des cendres de plantes.....	674
282. Sur les substances inorganiques contenues dans les matières organiques en général, et sur celles des œufs en particulier.....	475
283. Analyse de quelques cendres végétales.....	478
284. Rapport sur quelques analyses des cendres de lin.....	482
285. Analyse des cendres de la graine de panis d'Irlande.....	484
286. Sur l'iode des cendres de plantes.....	485
Recherches chimico-physiologiques sur les végétaux.	
287. Sur la composition de la paroi de la cellule végétale.....	<i>ibid.</i>
288. Recherches chimiques sur la végétation.....	489
289. Sur l'assimilation de l'azote de l'air par les plantes et sur l'influence qu'exerce l'ammoniaque dans la végétation.....	491
290. Sur la nutrition des plantes.....	493
291. De l'influence que les substances minérales exercent sur le développement de la substance organique.....	497
292. Sur la quantité de potasse enlevée au sol par la culture de la vigne.....	507
293. Recherches sur la distribution des substances minérales dans les végétaux.....	509
294. De l'influence que peuvent exercer diverses matières salines sur le rendement du sainfoin.....	512
295. Recherches sur le rôle des engrais dans la végétation.....	515
296. Sur l'influence que l'azote des engrais peut exercer sur les richesses protéiques des récoltes.....	519
297. Résultats d'expériences sur l'influence du plâtre dans la végétation.....	521
298. Sur le liquide aqueux sécrété par les feuilles et la tige du <i>mesembryanthemum crystallinum</i>	<i>ibid.</i>
299. Analyse chimique de l'humus et rôle des engrais dans l'alimentation des plantes.....	522
300. Existence de l'iode dans les plantes d'eau douce.....	523
<i>Id.</i> Extraction de l'iode des plantes et des produits de la distillation de la houille.....	<i>ibid.</i>
<i>Id.</i> Présence du brome dans les eaux ammoniacales provenant de la fabrication du gaz de l'éclairage.....	<i>ibid.</i>
<i>Id.</i> Présence de l'iode dans les plantes et les animaux terrestres.....	<i>ibid.</i>
<i>Id.</i> Présence de l'iode dans les eaux douces et dans les plantes terrestres.....	<i>ibid.</i>
<i>Id.</i> Existence des iodures et des bromures dans les oscillariées des eaux de Dax.....	<i>ibid.</i>
<i>Id.</i> Sur l'existence de l'iode dans les betteraves.....	<i>ibid.</i>
301. Sur la présence de l'arsenic dans le règne végétal.....	528

CHIMIE ANIMALE.

Constitution chimique des tissus et des fluides animaux.

302. Sur la fibrine musculaire.....	529
303. Recherches chimiques sur les œufs de carpe.....	531
304. Analyse des cendres du blanc et du jaune des œufs de poule..	334
305. Analyse des cendres de la chair de bœuf et de veau.....	<i>ibid.</i>
306. Note sur les liquides de l'amnios et de l'allantoïde.....	535
<i>Id.</i> Sur le liquide amniotique de la femme.....	<i>ibid.</i>
307. Sur les liquides intestinaux des cholériques.....	536
308. Faits pour servir à l'histoire du suc pancréatique.....	537
309. Sur une substance analogue à l'oxyde xanthique et se rencontrant dans l'organisme animal.....	538
310. Recherches sur la quantité d'ammoniaque contenue dans l'urine.	539
311. Analyse d'une concrétion urinaire.....	543
312. Faits concernant l'histoire de la bile.....	<i>ibid.</i>
313. Sur les méthodes d'analyse du sang.....	544
314. Analyse anatomique du sang.....	546
<i>Id.</i> Note sur la présence de l'albuminose et sur les produits d'oxydation respiratoire des sucres.....	<i>ibid.</i>
315. Analyses des cendres de sang.....	548
316. Sur la potasse du sang.....	549

Recherches chimico-physiologiques sur les animaux.

317. Études sur la respiration.....	550
318. Sur les effets physiologiques des substances organiques de constitution analogue.....	553
319. Présence de la daturine dans l'urine des personnes empoisonnées par la stramoine.....	554
320. Faits divers de chimie appliqués à la physiologie.....	<i>ibid.</i>
321. Sur les effets physiologiques du mercure à l'état de division extrême.....	556
322. Sur la digestion chez le ver à soie.....	558
323. Sur une nouvelle fonction du foie chez l'homme et les animaux.	560
324. Sur la présence de la caséine dans le sang de femme pendant l'allaitement.....	<i>ibid.</i>
325. Sur la diminution de la fibrine par l'agitation du sang.....	561
326. Recherches sur le sang.....	<i>ibid.</i>
327. Sur la présence de l'acide succinique dans l'organisme animal.	563

Recherches médico-légales.

328. Procédé au moyen duquel on peut obtenir en une seule opération tous les métaux dans les recherches de chimie légale..	<i>ibid.</i>
329. Note sur les taches de matières cérébrales déposées sur les tissus.....	564

FIN DE LA TABLE DES MATIÈRES.

ANNUAIRE DE CHIMIE.

CHIMIE MINÉRALE.

1. — **Note sur l'isomorphisme**; par M. PASTEUR (*L'Institut*, 1850, p. 339).

En étudiant le pouvoir rotatoire de plusieurs substances isomorphes, M. Pasteur a été conduit à une loi qui, si elle se confirme généralement, sera d'une importance majeure tant au point de vue théorique qu'au point de vue pratique; il énonce cette loi de la manière suivante: *Les corps isomorphes ont le même pouvoir rotatoire.* L'exemple suivant fera comprendre cet énoncé et en même temps le procédé d'expérimentation que l'auteur a mis en usage. Le tartrate neutre de potasse est isomorphe avec le tartrate double de potasse et d'ammoniaque; les poids équivalents de ces deux sels sont entre eux dans le rapport de 50 à 45,532; c'est-à-dire que si l'on représente par 50 le poids de la molécule de tartrate neutre de potasse, le poids de la molécule de tartrate double sera exprimé par 45,532. Or, l'auteur a dissous dans la même quantité d'eau, d'une part, 50 gr. de tartrate neutre de potasse, et d'autre part 45,532 gr. de tartrate double de potasse et d'ammoniaque, et il a observé la déviation du plan de polarisation des dissolutions. La déviation a été exactement la même 73°,5 à droite, moyenne de plusieurs observations.

Jusqu'ici M. Pasteur n'a observé que des corps isomorphes pris parmi les tartrates, et il a reconnu que les tartrates doubles de potasse et de soude, d'ammoniaque et de soude, isomorphes, ont le

même pouvoir rotatoire quand on les prend en poids proportionnels à leurs poids moléculaires.

Il a observé également le pouvoir rotatoire des émétiques tartriques de potasse et d'ammoniaque isomorphes. Ces émétiques sont peu solubles, et l'on ne peut dès lors opérer que sur de faibles poids de matière, mais en revanche leur pouvoir rotatoire est considérable et les résultats sont tout aussi certains que quand on opère sur des sels plus solubles.

Enfin M. Pasteur a étudié le pouvoir rotatoire des bitartrates de potasse et d'ammoniaque, isomorphes, en les dissolvant dans l'acide borique et il est arrivé à la même conclusion.

Il résulte de ces premières expériences qu'en prenant des poids de deux corps isomorphes proportionnels à leurs poids équivalents ou au poids de leurs molécules, et les dissolvant dans la même quantité d'eau, on obtient des liqueurs qui dévient de la même quantité le plan de polarisation des rayons lumineux, ce qui prouve que *les molécules de deux corps isomorphes ont le même pouvoir rotatoire.*

On pourrait croire au premier abord que cette loi n'aura jamais qu'une application restreinte à l'étude de l'isomorphisme, puisqu'il n'y a qu'un petit nombre de substances qui dévient le plan de polarisation. Mais il est facile de voir qu'il n'est nullement nécessaire que deux corps dévient le plan de polarisation pour reconnaître, par cette loi, si ces deux corps sont isomorphes. Prenons pour exemple les acides chlorhydrique et iodhydrique, et supposons que, soupçonnant leur isomorphisme, on veuille l'établir nettement à l'aide des conséquences de la loi en question. Le caractère de la forme manque ici tout à fait puisque les deux acides sont gazeux.

Il suffira de combiner deux poids de ces deux acides proportionnels à leurs poids équivalents avec un même poids de morphine ou de toute autre base organique qui dévie le plan de polarisation, et de voir si l'on arrive ainsi à des combinaisons de même pouvoir rotatoire. Ou bien veut-on déterminer si la potasse est isomorphe avec la soude ou l'ammoniaque, il suffira de combiner deux poids des deux bases proportionnels à leurs poids atomiques avec un même poids d'acide tartrique, et de voir si les deux combinaisons dissoutes dans des quantités égales d'eau, offrent le même pouvoir rotatoire.

En un mot, pour reconnaître l'isomorphisme de deux substances,

il suffira que ces substances soient des corps acides ou alcalins, et l'on sait que la plupart des matières ont en effet l'un ou l'autre de ces caractères.

2. — Sur la forme cristalline des métaux rhomboédriques ;
par M. G. ROSE (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 165).

Au mémoire que M. G. Rose a publié l'année dernière sur ce sujet et que nous avons analysé dans l'*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 1, l'auteur vient d'ajouter quelques faits nouveaux.

Il a eu occasion d'examiner des cristaux de tellure qui s'étaient déposés à la suite de la décomposition lente du tellure de potassium et du tellure d'ammonium. Ces cristaux artificiels sont des rhomboèdres identiques avec ceux du tellure natif.

Parmi les métaux rhomboédriques, M. Rose place encore le tellure de bismuth (*tetradymite*), seulement l'angle du rhomboèdre de ce tellure diffère déjà beaucoup de celui des autres métaux ; il est de $81^{\circ} 2'$; tandis que l'angle des autres métaux en question ne descend pas au-dessous de $84^{\circ} 52'$. Néanmoins M. G. Rose considère le *tetradymite* comme isomorphe avec ces métaux dont il partage le clivage.

Ce qui confirme l'auteur dans cette opinion, c'est la présence du soufre dans le *tetradymite* ; il attribue à ce soufre une influence qui a déjà été signalée par M. J. Nicklès (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 207).

M. G. Rose a également examiné les cristaux hexagonaux de zinc que M. Noeggerath avait recueillis dans l'usine d'Altenberge près de Liège ; ces cristaux sont bien réellement à base d'hexagone et rangent par conséquent le zinc parmi les métaux rhomboédriques.

3. — Mémoire sur la conductibilité superficielle des corps cristallisés pour l'électricité de tension ; par M. de SÉNARMONT (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXVIII, p. 257).

Ce travail a été fait à peu près à la même époque que celui de M. Wiedemann (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 4) ; ses résultats s'accordent en général avec ceux de ce dernier, quoique M. de Sénarmont ait suivi une marche différente de celle du physicien allemand et qu'il ait opéré sur l'électricité dynamique.

Le procédé employé par M. de Sénarmont est calqué sur celui

qui lui a si bien réussi dans la recherche des lois de la conductibilité calorifique des milieux cristallisés. Voici ce procédé :

Après avoir découpé, dans une feuille d'étain, un trou circulaire, on la colle sur la surface plane d'un corps mauvais conducteur qu'elle enveloppe d'ailleurs entièrement, excepté au point où le vide circulaire de la feuille d'étain laisse à nu la surface naturelle; c'est donc au centre de cette ouverture de l'armature métallique qu'on place normalement sur la surface du corps mauvais conducteur une pointe métallique isolée destinée à amener l'électricité. Celle-ci ne peut s'écouler qu'en cheminant vers la circonférence et en franchissant un espace non conducteur; elle a donc à surmonter des résistances et se manifestera par des phénomènes de lumière, et comme elle est sollicitée également de tous côtés par la circonférence conductrice, elle ne peut avoir d'autres causes directrices déterminantes que des forces moléculaires et des différences de conductibilité superficielles.

Dans ses premiers essais, l'auteur avait provoqué une explosion instantanée entre la pointe centrale et la circonférence métallique par la décharge d'une petite batterie de Leyde; il a ainsi observé des anomalies qu'il a reconnu être d'autant plus fréquentes que l'électricité avait une tension plus forte.

C'est ainsi qu'il a été conduit à opérer dans l'air raréfié, sous le récipient de la machine pneumatique. Une tige en laiton, terminée en cône effilé, repose verticalement, par sa pointe, au centre du vide circulaire découpé dans l'armature en étain qui recouvre le cristal; cette tige est isolée et maintenue par un support en gomme laque, et reçoit à volonté l'électricité positive ou négative des conducteurs d'une machine de Nairne. Quant à l'armature conductrice du cristal, elle est en communication avec le sol, et se compose d'une feuille mince d'étain percée, avec un emporte-pièce tranchant, de trous exactement circulaires à bords parfaitement nets. Cette feuille d'étain est appliquée avec soin sur les faces soumises à l'expérience, au moyen d'une dissolution claire de gélatine ou de vernis; elle enveloppe d'ailleurs le cristal de toutes parts.

La partie découverte du cristal est lavée à l'eau et à l'alcool, puis séchée avec soin; on répète d'ailleurs l'épreuve sur une même face, en la faisant tourner dans son plan, en déplaçant et replaçant la pointe centrale, et sur des cristaux différents avec des cercles découpés de différents diamètres.

Il résulte des expériences de M. de Sénarmont que :

1° Pour les cristaux du système régulier comme pour les corps homogènes, la conductibilité superficielle est égale en tous sens et sur toutes les faces ;

2° Que, pour les cristaux du système prismatique à base carrée et rhomboédrique :

A. La conductibilité est égale en tous sens sur les faces normales à l'axe de symétrie ;

B. Sur les faces parallèles à cet axe, il existe une direction de conductibilité maximum qui lui est parallèle ou perpendiculaire ;

C. Sur les faces inclinées à cet axe, il existe une direction de conductibilité superficielle maximum parallèle ou perpendiculaire à la projection de l'axe de symétrie, ou, en d'autres termes, à la trace de la section principale sur la face que l'on considère ;

3° Que, pour les cristaux des autres systèmes, il existe sur une face quelconque une direction fixe de conductibilité maximum.

Quand la face contient dans son plan un ou deux axes de symétrie, cette direction est parallèle ou perpendiculaire à ces axes. Quand la face ne contient pas des axes de symétrie dans son plan, la direction de conductibilité maximum ne peut être prévue *a priori* ; elle doit être déterminée par l'expérience, et ne coïncide nécessairement ni avec les directions des axes d'élasticité optique, ni avec les directions des axes de conductibilité thermique.

De l'expérience faite sur le gypse, il paraît résulter, au moins dans les limites d'exactitude dont elle est susceptible, que, pour les directions intermédiaires entre celles du maximum et du minimum, la conductibilité superficielle dépend des rayons vecteurs d'une ellipse, comme ce maximum et ce minimum dépendent eux-mêmes des axes de cette ellipse.

Il serait trop hasardé d'étendre à la conductibilité électrique intérieure ou intermoléculaire des conséquences fondées sur des expériences de conductibilité superficielle. Il faut reconnaître, néanmoins, que les propriétés électriques, optiques, calorifiques des minéraux montrent des analogies remarquables, et l'on retrouve dans tous ces phénomènes la même influence des axes de symétrie égaux ou inégaux, et la même indépendance apparente des sens principaux de propagation, dès que l'électricité, la chaleur et la lumière ne trouvent pas une direction commune et forcée qui ait, dans sa symétrie même, une raison d'être nécessaire et suffisante.

M. de Sénarmont termine en remarquant qu'on peut se demander si la nature des corps solides, qui influence aussi fortement l'électricité en mouvement, cesse complètement d'agir sur l'électricité en repos, et si en réalité celle-ci réside seulement à leur surface comme une enveloppe indépendante, dont la forme et l'épaisseur ne seraient déterminées que par les propriétés géométriques de cette surface même, combinées avec la pression de l'air, sans qu'aucune réaction mutuelle fasse sentir au fluide électrisant les influences du corps électrisé.

4. — Communications sur la pile.—Expériences sur les charbons; longueur de l'arc voltaïque; sur le phénomène chimique et sur la lumière de la pile; par M. DESPRETZ (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 367 et t. XXXI, p. 418).

M. Despretz continue ses intéressantes recherches sur la pile électrique; les deux communications qu'il vient de faire à ce sujet à l'Académie des Sciences, renferment des résultats trop importants au point de vue de la physico-chimie et de la chimie générale, pour que nous ne croyions pas devoir les reproduire ici.

On a pu voir dans les précédentes communications de cet auteur (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 16) que tous les corps sont fusibles et volatils; il était permis d'espérer que le mémoire qui fait suite aux précédents contiendrait l'ordre de la fusibilité des corps réfractaires; M. Despretz renvoie cette tâche à une autre occasion, pour remettre sa vue un peu altérée par la lumière trop vive de l'électricité, et provisoirement il donne quelques observations nouvelles sur l'arc voltaïque :

« Nous avons fait concourir la pile de Bunsen de 600, avec une pile de Munch à larges éléments. Cette dernière pile, construite par M. Ruhmkorff, est composée de trois parties : chaque partie renferme 45 éléments. La hauteur des éléments est de 35 centimètres, la largeur de 50 centimètres. Le zinc est amalgamé; la distance d'une lame à la suivante est 3 millimètres environ.

« Cette pile disposée en quantité, c'est-à-dire les trois extrémités terminées par le zinc étant réunies par une large et épaisse lame de cuivre, et les trois extrémités opposées par une lame pareille, a à peu près l'intensité de la pile de 600 éléments de Bunsen, disposés en 24 séries de 25 éléments, réunies pôle à pôle. Une lame de char-

bon, placée pour recevoir chacun des courants, dans un sens inverse, s'échauffe à peine.

« Chacune de ces trois parties est plongée dans un baquet en partie plein d'eau, chargée de $\frac{1}{40}$ d'acide nitrique et de $\frac{1}{20}$ d'acide sulfurique. L'énergie de cette pile est considérable, mais de peu de durée; à tel point que, si l'on plongeait successivement chacune des trois parties dans son baquet, l'énergie des deux premières serait singulièrement affaiblie quand on plongerait la troisième, ce qu'on reconnaît aisément à la lame de charbon traversée par le courant : elle devient blanche de chaleur au moment de l'immersion de la première partie, et commence déjà à pâliir quand on plonge la seconde. Pour profiter de toute la puissance de l'instrument, on place chaque pile sur une planche au-dessus de son baquet; on dispose tous les conducteurs; deux personnes sont près de chaque pile, deux autres maintiennent les conducteurs, une autre enlève les planches à un moment convenu, un dernier dirige la lumière. En somme, il faut être dix pour faire cette expérience convenablement. Il existe des piles de ce genre dans divers établissements de Paris. Elles n'exigent pas une manipulation aussi laborieuse; elles sont formées de 50 à 60 éléments liés à une même traverse et sont d'un poids peu considérable.

« Dans une première expérience, une lame de charbon de corne, de $1\frac{1}{2}$ centimètre de largeur et de 2 millimètres d'épaisseur, sur laquelle était travaillé un creuset qui faisait corps avec la lame, était chauffée par la pile de Munch, disposée en quantité; le pôle positif de la pile de Bunsen, disposée en 6 séries de 100 éléments, était en communication avec la lame; le pôle négatif était tenu au-dessus du creuset, dans lequel on avait mis des fragments de charbon de sucre candi. On dirigeait ainsi le feu de la pile de Bunsen sur le creuset, pendant qu'il était chauffé par le courant de la pile de Munch. En un instant, les fragments de charbon de sucre ont été consumés, et le creuset réduit en fragments courbés et le tout transformé en graphite,

« Pour une autre expérience, on a employé les deux piles en tension. La pile de Munch avait ses 135 éléments bout à bout; celle de Bunsen était disposée en 6 séries de 100. Les deux pôles positifs communiquaient avec une plaque de charbon de sucre candi de 1 centimètre d'épaisseur, de 4 centimètres de largeur et de 6 centimètres de longueur. La baguette de charbon, à laquelle aboutis-

saient les deux pôles négatifs, était tenue au-dessus de la plaque. Il s'est produit en très-peu de minutes une cavité assez profonde dans la plaque, dont une partie était couverte d'une lame mince de charbon, fondue et fendue, de plus de 1 centimètre de diamètre. Cette lame était d'un gris noirâtre; frottée doucement avec une bande de papier, elle devenait à l'instant brillante comme du graphite le mieux caractérisé. M. Balard, M. Quatrefages, M. Germain Barruel, MM. Bary et Lefebvre, professeurs de physique dans les lycées de Paris, n'ont pas hésité à considérer la production de cette lame comme une nouvelle preuve de la fusion du charbon.

« On pourrait trouver singulier que je cite toujours les personnes qui ont vu mes expériences sur le charbon. On doit d'abord remarquer que ce sont des personnes connues de l'Académie; on doit en outre faire attention que je me trouverais dans une position pénible si, lorsque la pile sera démontée, on venait mettre en doute les résultats que j'ai constatés à différentes reprises. Je serais obligé de remonter la pile, et si j'étais dans l'impossibilité de le faire par une circonstance quelconque, je perdrais donc les résultats les plus saillants d'un travail qui m'a coûté tant de peines, ou je devrais attendre qu'un physicien consciencieux reprît mes expériences. Je ne veux pas être dans cette position. Au reste, j'ose espérer que je répéterai les expériences de la fusion et de la volatilisation du charbon et des corps appelés fixes et réfractaires, en présence des membres de l'Académie, qui ont bien voulu me manifester le désir de les voir par leurs yeux.

« Dans une troisième expérience, faite de la même manière, on a touché par inadvertance la plaque de charbon de sucre avec la baguette du pôle négatif. On a voulu la retirer; elle est restée attachée à la plaque; elle y est encore adhérente, quoique l'expérience soit faite depuis six semaines, et quoique la baguette soit inclinée.

« J'ajouterai encore quelques détails avant de passer à l'arc voltaïque.

« La volatilisation par le passage direct du courant dans une baguette aciculaire de charbon ne peut guère réussir que lorsque la pile est dans le meilleur état. J'ai voulu la montrer au cours de la Sorbonne; elle n'a pas réussi, soit parce que la pile n'était pas parfaitement montée (l'acide nitrique n'était qu'à 30 degrés,) soit à cause des dérivations qui pouvaient se produire du lieu où se trouve la pile à l'amphithéâtre (les conducteurs traversaient une cour

assez longue). Quelques jours après, la pile ayant travaillé et l'acide nitrique s'étant affaibli, j'ai complètement réussi en présence de MM. Balard, Lefebvre et Bary ; mais j'avais eu soin de disposer l'expérience comme si je voulais montrer la lumière électrique dans le vide. La cloche s'est remplie presque instantanément de vapeur noire de charbon, et le dépôt s'est fait sur les parois, qui ont été brisées comme dans toutes les expériences analogues dans lesquelles nous avons volatilisé le charbon dans le même appareil. Comme je l'ai déjà dit, cet appareil est trop étroit. La dilatation du verre est brusque, quoique l'espace sur lequel se dépose la vapeur de charbon soit bien équivalent à 2 décimètres carrés.

« Je citerai encore un fait qui peut avoir de l'intérêt. Des baguettes aciculaires de charbon de cornue se transforment, en quelques minutes, en graphite au feu de la lampe des émailleurs. On sait d'ailleurs que ce charbon a été trouvé, dans quelques circonstances, transformé complètement en graphite dans les cornues où il se produit. Il est même probable qu'après un temps suffisamment long, la même transformation s'accomplirait à une température bien inférieure à celle des cornues où l'on prépare le gaz de l'éclairage. Ce fait peut avoir de l'intérêt pour la géologie. Je tâcherai de le constater.

« Je passe à l'arc voltaïque.

« Davy, Brand, M. Gassiot, M. Grove en Angleterre, M. Bunsen, M. Casselman en Allemagne, MM. Fizeau et Foucault, à Paris, M. de la Rive à Genève, M. Matteucci, à Pise, etc., se sont occupés de ce sujet.

« Quand je publierai le résumé général de mes essais, je tâcherai de l'accompagner d'un historique fidèle et impartial de tout ce qui a été fait par mes prédécesseurs, afin de rendre à chacun ce qui lui est dû. Aujourd'hui, c'est une simple note, elle n'est même qu'une partie de mon travail sur l'arc voltaïque. Je rapporte des mesures, prises dans diverses dispositions de la pile, et dans diverses directions et positions des pôles.

« J'appelle ici la longueur de l'arc, la distance entre les pointes de charbon au moment de l'extinction, par suite de l'éloignement graduel des charbons. C'est, pensons-nous, la longueur réelle ; on n'y doit pas faire entrer la portion de la flamme qui, dans le cas des charbons placés verticalement, couvre quelquefois la pince et le charbon supérieur dans une étendue de 5 à 6 centimètres, et même davantage.

« Nous mesurons cette distance à un quart de millimètre près, à l'aide d'un compas à pointes fines, quand la communication entre la pile et les charbons est interrompue; cette approximation d'un quart de millimètre est suffisante pour ce genre d'expériences. On arriverait, en général, à plus d'exactitude à l'aide d'une vis micrométrique et d'une tige divisée; mais, pour le cas particulier de nos expériences, on ne serait pas ainsi à l'abri de l'erreur occasionnée par l'usure des pointes et par la séparation de quelques petits fragments qui sont souvent projetés au moment de la naissance de l'arc.

« Toutes les expériences ont été faites à la pression ordinaire, dans une boîte carrée de 80 centimètres de côté. Nous ayons d'abord, pendant le mois de septembre dernier, fait les expériences à l'air libre; mais l'arc étant fréquemment rompu par les courants d'air, nous avons renfermé les charbons, pour éviter cette cause perturbatrice, dans la boîte dont nous venons de parler. Deux tiges en cuivre, de 1 centimètre environ de diamètre, isolées, sont attachées à cette boîte; l'une est fixe, l'autre est rendue mobile à l'aide d'une crémaillère. Quand la direction des charbons est verticale, c'est la tige supérieure qui est fixe, elle ne peut ni monter ni descendre; mais elle peut tourner dans un genou, disposition essentielle pour amener facilement les pointes des charbons en contact. On porte cette boîte près des vases, en partie pleins de mercure, dans lesquels plongent les extrémités des conducteurs épais de la pile. On fait communiquer les tiges de l'appareil avec ces vases par des faisceaux flexibles composés de douze lames de cuivre. L'ensemble des conducteurs ne représente pas la centième partie de la résistance de la plus petite pile (25 éléments), que j'ai employée dans les expériences qui font le sujet de cette note. Je suis ainsi dispensé de faire des calculs de réduction.

« A l'une des faces de la boîte, est une porte qui permet de fixer, de nettoyer les charbons; à une autre face est une glace bleue, à travers laquelle on examine l'arc en même temps qu'on éloigne les charbons, par le moyen de la crémaillère isolée: aucun conducteur ne touche directement le bois.

« Nous avons placé les charbons verticalement et horizontalement, parallèlement et perpendiculairement au méridien magnétique.

« Supposons d'abord les charbons verticaux. La lumière électrique, au moment où l'arc prend naissance, est vive, blanche, uniforme. Cette lumière s'affaiblit à mesure que la distance des pointes

augmente, et quand cette distance atteint un certain nombre de millimètres, l'arc ou plutôt le faisceau lumineux paraît composé d'une bande blanchâtre qui part de la pointe inférieure, et qui s'élève droit dans la pointe supérieure, de deux bandes moins brillantes entourant la bande centrale, enfin de deux bandes extérieures, de la teinte de bande centrale.

« Quand un courant d'air vient déranger l'arc qui paraît comme une flamme, c'est la partie supérieure qui s'écarte quelquefois en totalité du charbon; mais il doit toujours rester un courant peu visible qui maintient la communication. Il n'arrive cependant que trop souvent que l'arc s'éteint ainsi brusquement. On a alors des nombres discordants : on les rejette. C'est surtout quand l'arc s'approche de 2 décimètres que ces anomalies se présentent.

« Si le pôle négatif est en bas, on aperçoit sur ce pôle un seul point brillant à l'extrémité et qui semble quelquefois se déplacer.

« Si, au contraire, c'est le pôle positif, la pointe toujours supposée inférieure est plus brillante, et dans une étendue un peu plus grande. Cette différence se remarque aussi après l'extinction. Quant à la baguette supérieure, comme elle est enveloppée par la flamme, elle doit être et elle est en effet brillante dans une plus grande étendue, quelle que soit la direction du courant.

« Si les charbons sont placés horizontalement, c'est toujours le pôle positif qui est le plus brillant, comme il a été remarqué par différents observateurs.

« Je ne m'occupe pas dans cette note de la question de savoir si la lumière part du pôle négatif, question qui a été le sujet d'un travail récent de M. le docteur Neef, et sur laquelle M. l'abbé Moigno a appelé de nouveau l'attention de l'Académie. Je me borne à rapporter les mesures de l'arc voltaïque que j'ai prises dans diverses conditions qui m'ont paru avoir de l'intérêt.

« Voici maintenant les résultats des mesures prises dans nos expériences.

« La direction des charbons étant supposée verticale, on remarque que :

« 1° La longueur de l'arc croît plus que proportionnellement au nombre des éléments, pour une pile disposée bout à bout.

« 2° L'accroissement est plus rapide pour des petits arcs que pour les grands arcs.

« Ainsi, l'arc produit par 100 éléments est presque quadruple

de celui que donnent 50 éléments; celui de 200 n'est pas trois fois celui de 100; celui de 600 est entre sept et huit fois l'arc de 100.

« Le pôle positif est ici supposé en haut; dans ce cas, nous avons obtenu des arcs qui atteignaient 2 décimètres pour la pile de 600 éléments disposés bout à bout.

« 3° Si l'on dispose la pile de manière à réunir les pôles de même nom, ou, comme on dit, *en quantité*, la longueur de l'arc croît moins que proportionnellement au nombre des piles.

« Ainsi, l'arc de 100 éléments étant de 25^{mm},2, il n'est que de 69^{mm},2 pour 600 éléments disposés en 6 séries parallèles de 100; tandis que les 600 éléments, placés bout à bout, c'est-à-dire en tension, donnent un arc de 183^{mm},5.

« Nous avons ajouté successivement 25 éléments à 25 éléments, jusqu'à réunir ainsi en une seule pile 24 autres piles pareilles.

« Notre procédé ne permet pas de mesurer l'arc correspondant à 25 éléments, qui s'éteint aussitôt qu'il est formé.

« Pour deux fois 25, la distance des charbons est encore inappréciable, quoique la flamme s'élève à une hauteur de plusieurs centimètres sur le charbon supérieur.

« Pour trois fois 25, la longueur de l'arc est environ 1 millimètre; pour vingt-quatre fois 25, cette longueur a été portée à 41^{mm},5.

« Cette expérience montre bien l'influence de la quantité sur la longueur de l'arc voltaïque, quoique ce soit la tension surtout qui la détermine; car les mêmes éléments, étant réunis bout à bout, ont donné au même moment un arc de 162 millimètres, c'est-à-dire un arc quatorze fois plus grand.

« 4° Lorsque le pôle positif est en bas, l'arc a moins de longueur. Une pile de 600 éléments réunis en six séries parallèles de 100 donne un arc de 74 millimètres, si le pôle positif est en haut, et seulement de 56 millimètres si ce pôle est en bas.

« 5° Si la ligne des charbons est horizontale, l'arc est nécessairement rompu plus vite. Ici la pile disposée en quantité prend l'avantage; par exemple, six séries de 100 éléments disposées parallèlement donnent un arc de 40^{mm},5; bout à bout, elles donnent seulement un arc de 27^{mm},6.

« 6° Dans cette position des charbons, on a véritablement l'arc. La lumière passe d'abord directement en ligne droite, puis il se forme un vide obscur au-dessous et au-dessus de la ligne des charbons,

et la lumière est terminée à la partie inférieure par un arc circulaire. A mesure qu'on écarte les charbons, cette espèce de voûte s'élève, prend bientôt la forme d'un angle aigu ; alors l'arc se rompt ou il est sur le point de se rompre. Dans la durée de l'expérience, la flamme s'élève à un certain nombre de centimètres au-dessus de la voûte, selon l'énergie de la pile, sous la forme d'un cône ayant son sommet en haut.

« 7° Dans un plan perpendiculaire au méridien magnétique, l'arc est plus grand lorsque le pôle positif est à l'est que lorsqu'il est à l'ouest. Pour 100 éléments, les nombres sont $13^{\text{mm}},4$ et $11^{\text{m}},35$; pour 200 disposés en deux séries de 100, ces nombres deviennent $20^{\text{mm}},8$ et $16^{\text{mm}},5$. Ainsi le courant terrestre, supposé de l'est à l'ouest, augmente ou diminue l'énergie du courant de la pile, suivant le sens de la direction de celui-ci.

« Il est à peu près inutile de dire que j'ai toujours suivi la méthode des expériences correspondantes.

« Il est naturel de placer les charbons dans la direction du méridien après les avoir placés dans un plan perpendiculaire. Il est également naturel de voir la modification qu'éprouve la longueur ou la forme de l'arc dans le vide ou dans l'air comprimé, ou dans un gaz quelconque avec les pointes en charbon, ou avec quelques métaux, quand on a opéré dans l'air, à la pression ordinaire, avec le charbon seulement. »

Dans un autre Mémoire, M. Despretz résume ses expériences sur le phénomènes chimique de la pile à deux liquides ; elles ont eu pour témoins un grand nombre de physiciens et de chimistes.

Voici les conclusions qu'il tire de ses recherches :

« 1° La nature de la lumière de la pile paraît être indépendante du nombre et de la disposition des éléments ; en effet, si l'on reçoit le faisceau lumineux électrique à l'aide d'un appareil convenable, dans une lunette, de manière à amener une raie du jaune ou du bleu en coïncidence avec un fil de la lunette, on n'aperçoit pas de déplacement dans la raie quand on passe de 100 éléments à 600 éléments bout à bout, ou à 600 disposés en séries de 100 parallèles. Il ne s'agit ici que de la réfrangibilité. C'est une expérience qui, je crois, de l'intérêt.

« 2° Je n'ai pas encore pu voir avec un prisme de sel gemme si le ton ou la température de la chaleur qui accompagne la lumière électrique change avec la tension ou l'énergie de la pile. J'ai seule-

ment constaté, jusqu'à présent, que cette température est toujours suffisante pour fondre l'alumine ou la silice, qu'on emploie 20 ou 600 éléments. Mais le globule obtenu est d'autant plus petit que la pile est formée d'un petit nombre d'éléments de même surface. Cette expérience ne prouve qu'une seule chose, c'est que la température d'un petit nombre d'éléments est déjà très-élevée; mais c'est par la mesure de la réfrangibilité seule qu'on peut savoir si la température reste indépendante, comme la lumière, du nombre et de la disposition des éléments, c'est-à-dire de la tension et de l'énergie de l'électricité.

« 3° J'ai cherché à mesurer l'intensité de la lumière électrique par différents moyens, par l'appréciation de la distance à laquelle on cesse de lire le plus nettement, et par plusieurs procédés photométriques connus.

« Le nombre des éléments dans une pile disposée bout à bout (en tension) n'exerce que peu d'influence sur l'intensité de la lumière. Cette intensité croît de 50 à 100, de 100 à 600, mais d'une manière peu considérable.

« Si, au contraire, on réunit les éléments en quantité, de manière à doubler, tripler, etc., la surface, alors l'accroissement de l'énergie lumineuse est appréciable avec un procédé quelconque. Cet accroissement frappe même immédiatement toutes les personnes présentes aux expériences.

« Mon but principal, dans ces sortes d'expériences, était de comparer la variation de l'énergie lumineuse à la variation du nombre des éléments ou de la surface; mais, malgré la répétition des expériences, je n'ai pas encore de nombres bien concordants fournis par les différents procédés. Les distances auxquelles on lit le plus nettement indiquent seulement que l'énergie lumineuse croît presque proportionnellement à la surface des éléments. 200 éléments mis en deux séries parallèles de 100, éclairent à peu près deux fois plus que 100 éléments simples, et ainsi successivement jusqu'à 600 éléments, disposés en six séries parallèles de 100.

« Un grand obstacle au succès complet de ces expériences est le défaut de constance de la lumière électrique. L'intensité de cette lumière varie à chaque instant. Les appareils imaginés pour rendre cette lumière constante pendant un certain temps sont précieux, ils ont rendu des services; mais la difficulté déjà très-grande de construire ces appareils de manière à produire une lumière à peu près con-

stante avec une pile donnée, devient bien plus grande quand il faut, comme dans notre travail, régler à chaque expérience l'appareil pour un nombre différent d'éléments ou pour une disposition différente du même nombre de ces éléments.

« Quoi qu'il en soit, les résultats auxquels nous sommes parvenus sont déjà importants, si nous ne nous trompons, pour la pratique. On voit déjà comment on doit disposer les piles pour avoir le plus de lumière électrique.

« Ces expériences incomplètes montrent bien la marche du phénomène.

« Pour mieux le faire comprendre, je rapporterai quelques essais que j'ai faits pour mesurer l'énergie de la pile par les oscillations de la boussole. J'ai trouvé, par ce moyen, que 25 ou 600 éléments réunis par un conducteur d'une faible résistance ont la même énergie.

« La pile réunie en quantité offre une énergie croissant sensiblement comme la surface. Si l'on compare ces expériences avec celles que j'ai présentées sur l'arc voltaïque, et que j'ai trouvées exactes en les répétant, on voit que le nombre des éléments, qui exerce une si grande influence sur la longueur de l'arc, en a peu sur l'énergie de la lumière et n'en a pas sur l'intensité mesurée par la boussole. On voit de plus que l'étendue des éléments marque son influence par l'accroissement de l'intensité mesurée, ou par la boussole, ou par la lumière, ou par l'action chimique.

« Je me suis aussi occupé, pendant assez longtemps, du phénomène chimique intérieur et du phénomène chimique extérieur de la pile à deux liquides; j'ai trouvé que :

« 1° La quantité de zinc dissoute est d'autant plus grande que la résistance du conducteur intermédiaire est plus faible. L'altération de l'acide nitrique, estimée par le permanganate de potasse, marche d'accord avec la dissolution du zinc. Cependant je dois dire que le rapport des quantités de zinc détruites n'est jamais exactement représenté par celui des quantités d'acide hyponitrique formées, par la raison qu'il se dégage d'autant plus de vapeurs nitreuses dans l'air, que le courant est plus énergique.

« 2° La quantité de zinc dissoute dans chaque paire de deux piles d'un même nombre d'éléments identiques réunis par le même conducteur, dont fait partie une roue dentée métallique, qu'on met en mouvement ou qu'on laisse en repos; représente la quantité de

gaz dégagé dans le voltamètre, et est exactement proportionnelle à l'intensité du courant mesurée par la boussole des tangentes ; si l'on fait varier l'énergie du courant par l'emploi de conducteurs différents sans le secours d'une roue, on arrive aux mêmes conséquences.

« 3° Si l'on mesure le temps nécessaire pour qu'une pile composée de 2, de 4, de 8, de 16, de 32, de 64, de 128 ou de 256 éléments identiques, réunis bout à bout, produise le même travail chimique extérieur, par exemple, décompose la même quantité d'eau, on voit que ce temps décroît rapidement de 2 à 4, de 4 à 8, qu'il varie peu de 8 à 16, et d'une manière presque insensible de 32 à 64, de 128 à 256.

« Ces expériences montrent qu'on ne gagne presque rien pour le temps en doublant le nombre des éléments, quand la pile est déjà composée de 8 éléments ; et comme la perte en zinc et en acide est la même dans chaque paire pour un même travail chimique extérieur, il y a un avantage réel à ne pas dépasser ce nombre d'éléments. Je parle ici de la pile à charbon, il doit en être de même d'une pile quelconque à deux liquides. Je n'ai pas encore fait l'expérience.

« Dans ces expériences, les électrodes étaient des lames de platine fixées et même soudées à des verges plates de cuivre. Toute la partie des verges qui devait plonger dans l'eau acidulée était couverte de mastic ; la portion des lames de platine non couverte avait une surface égale à celle de l'élément zinc de la pile : la distance de ces lames était de 10^{mm},75.

« L'eau acidulée était composée de 1 partie d'acide sulfurique sur 39 parties d'eau.

« On a décomposé d'abord une quantité d'eau capable de fournir 3^{lit},5 de mélange gazeux ; mais comme cette décomposition exigeait plus de trois heures pour 2 éléments, on a remplacé le large tube dans lequel on recueillait le mélange gazeux par un tube plus étroit, de la hauteur de 1 mètre environ, et de la capacité de 1 litre.

« Je ne publie pas encore les résultats avec tous les détails, parce qu'ils ne comprennent pas en entier le travail chimique que je me suis proposé d'examiner. Je veux d'ailleurs faire intervenir les courants dérivés dans ces expériences, aussi bien que dans les expériences sur l'arc lumineux, afin d'avoir rigoureusement les rapports entre les intensités du courant dans une même série d'essais.

« Il ne serait pas juste d'exiger dans une note aussi abrégée la citation des travaux qui ont été faits, tant en France qu'à l'étranger, sur ces différents sujets, considérés d'une manière différente. Je tâcherai, dans les mémoires que j'aurai l'honneur de présenter à l'Académie, de rendre à chacun ce qui lui est dû.

« Ce qui caractérise mes essais sur le phénomène chimique de la pile de Bunsen, c'est l'estimation *simultanée* du travail chimique intérieur, du travail chimique extérieur et de l'intensité du courant par la boussole. »

5. Sur une modification particulière du diamant sous l'influence de l'arc voltaïque; par M. GASSIOT (*L'Institut*, 1850, p. 327).

M. Gassiot a répété l'expérience faite dans le temps par M. Jacquelin et rapportée dans l'*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 13; il a obtenu un produit complètement différent de celui de ce dernier.

L'appareil de M. Gassiot consistait en 40 séries de la pile à acide nitrique de Grove; les extrémités se composaient de deux morceaux bien cuits de charbon de buis, le charbon attaché à l'extrémité positive ou platine de la batterie, étant creusé en forme de petite capsule dans laquelle on plaçait le diamant; à l'extrémité négative, ou zinc de la batterie, le morceau du même charbon était effilé en pointe. L'expérience a été faite alors de la manière décrite par M. Jacquelin, en établissant d'abord le contact entre les deux pointes du charbon, puis amenant la flamme dans une position propre à *envelopper* le diamant. En moins d'une minute, le diamant ainsi que l'électrode sont entrés dans un état de vive ignition. Le diamant a augmenté graduellement en dimension en roulant çà et là dans sa capsule rouge de feu; puis, tout à coup, il s'est dilaté en s'élançant sur la pointe négative; à cet instant l'auteur sépara les électrodes, le diamant, qui était à l'état d'ignition intense, est resté attaché à l'extrémité négative.

Ce diamant s'était gonflé jusqu'à acquérir huit ou dix fois son volume primitif. Au lieu de devenir une substance noire carbonacée, et un bon conducteur, il a pris un aspect vitreux, blanc et opaque, et il n'était pas conducteur. Il présente aussi une cavité circulaire profonde sur la portion opposée ou la plus voisine de l'électrode positif; la partie qui était en contact avec l'électrode était facile à distinguer par une petite portion de charbon de buis qui y était restée adhé-

rente. Le centre de la cavité parut encore brillant, comme si cette portion du diamant n'avait pas été dans un état complet de fusion. Dans une ou deux autres expériences les diamants se sont désagrégés, et les fragments sont restés à l'état charbonneux.

6. — Sur la chaleur dégagée pendant les combinaisons chimiques ; par MM. FAVRE et SILBERMANN (*L'Institut*, 1850, p. 43).

La note très-succincte de MM. Favre et Silbermann contient : 1° quelques recherches sur la condensation des gaz par les corps solides ; 2° quelques déterminations de chaleurs latentes et spécifiques.

1° *Condensation des gaz par le charbon.* — MM. Favre et Silbermann se sont proposé d'étudier certaines actions moléculaires en déterminant les quantités de chaleur dégagées par quelques gaz soumis à l'action des corps poreux. Ils décrivent avec soin leur méthode opératoire. 1 gramme de gaz condensé par le charbon dégageait dans leurs expériences.

Gaz.	Calories.	1 gr. de charbon absorbait c. c.
HCl.....	232,5	69,2
SO ²	139,9	83,2
CO ²	129,6	45,2

D'après ces résultats, il s'agissait de savoir si, conformément aux idées de M. Mitscherlich à ce sujet, on pourrait considérer les gaz fixés sur le charbon comme s'y trouvant retenus à l'état liquide. Pour cela il faudrait que la chaleur, dégagée par l'absorption, fût au moins égale à la chaleur latente de liquéfaction du gaz que l'on considère.

Le sens des phénomènes observés pour la vapeur d'eau semble annoncer que l'absorption dégage plus de chaleur que n'en produirait le changement d'état. Les auteurs ont voulu trancher la question par une expérience rigoureuse, et ils ont choisi la détermination de la chaleur latente de liquéfaction de l'acide sulfureux. Ils ont trouvé que 1 gramme d'acide sulfureux, en se liquéfiant, dégage 94,54 calories. La différence 45,34 entre la chaleur latente trouvée pour l'acide sulfureux et la chaleur dégagée par sa fixation sur le charbon, est donc dans le sens du phénomène offert par la vapeur d'eau.

Les auteurs insistent sur la facilité d'obtenir, par leur procédé, soit la chaleur latente des gaz, soit leur chaleur spécifique depuis leur point de formation jusqu'aux températures élevées.

2° *Chaleurs spécifiques et latentes de l'iode.* — Dans un mémoire présenté antérieurement à l'Académie, MM. Favre et Silbermann avaient dit, en parlant des équivalents calorifiques, que les modules du brome et de l'iode seraient corrigés de la chaleur latente de ces corps pour les comparer au chlore, et qu'alors les équivalents calorifiques deviendraient peut-être en raison inverse des équivalents chimiques. L'iode a donné

Chaleur latente de vaporisation.....	23,95
Chaleur spécifique de 180° à 107°.....	7,96
Chaleur latente de fusion.....	11,71
Chaleur spécifique de 107° à 20°.....	4,71 (Regnault)
Chaleur totale de 180° vapeur, à 20° solide.	48,27

L'iode en vapeur n'a donc pas un équivalent calorifique en raison inverse de son équivalent chimique.

Coefficient de chaleur spécifique de l'iode liquide.....	0,10822
Coefficient de chaleur spécifique de l'iode solide.....	0,05412 (Regnault)

Ces deux derniers résultats sont remarquables en ce sens que, comme pour l'eau liquide et solide, l'iode liquide possède une chaleur spécifique double de celle de l'iode solide.

7. — Sur la chaleur spécifique des dissolutions salines et sur la chaleur latente de dissolution ; par M. PERSON (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 566).

Dans ce mémoire M. Person mesure la chaleur nécessaire pour dissoudre les sels. Il y a quelque temps déjà qu'il s'est occupé de déterminer la chaleur nécessaire à leur fusion ; aujourd'hui il se pose la question suivante : Il faut 49 calories pour fondre 1 gramme d'azotate de potasse, en faut-il plus ou moins pour le dissoudre dans l'eau ?

M. Graham a mesuré le refroidissement que produisent les sels en se dissolvant dans l'eau ; mais comme il n'a pas déterminé la cha-

leur spécifique des dissolutions salines, ni la perte ou le gain de chaleur pendant les expériences, son travail ne fournit pas les données nécessaires pour calculer la chaleur qui devient latente pendant la dissolution.

A priori, on croirait que la dépense de chaleur, pour dissoudre un sel, doit être moindre que celle qui est nécessaire pour le fondre, puisque l'action chimique entre le sel et l'eau fournit de la chaleur qui arrive en déduction de sel absorbé par le passage de l'état solide à l'état liquide; mais c'est tout le contraire.

49 calories suffisent pour fondre 1 gramme d'azotate de potasse; il en faut 69 pour le dissoudre en supposant qu'on opère dans 5 parties d'eau; et si l'on augmente la proportion d'eau, bien que l'action chimique fournisse certainement alors plus de chaleur, la dépense est encore plus grande; il faut 80 calories pour dissoudre le sel dans 20 parties d'eau.

Il résulte évidemment de là que la simple *dilution* dans une quantité d'eau plus grande absorbe une quantité considérable de chaleur. On peut d'ailleurs s'en assurer directement; et il arrive même, avec le sel marin, qu'il disparaît plus de chaleur pendant qu'on étend la dissolution qu'il n'en a disparu pendant qu'on l'a faite. On aurait donc bien tort de dire que le froid observé quand on dissout un sel, est dû simplement au passage de l'état solide à l'état liquide. Ce passage n'absorbe qu'une partie de la chaleur qui disparaît. Une autre partie, quelquefois plus considérable que la première, imprime aux molécules déjà liquides une modification qui nous est connue, mais sans laquelle ces molécules ne se dissémineraient pas dans le dissolvant. On est ainsi amené à reconnaître une chaleur latente de dilution; et l'on ne s'étonne plus de trouver la dépense de chaleur plus forte pour la dissolution que pour la simple fusion.

Cette plus grande dépense de chaleur pour la dissolution devra naturellement s'observer avec les sels qui ont peu d'affinité pour l'eau; et c'est en effet ce que l'expérience montre avec l'azotate de potasse. Mais on conçoit que si l'affinité pour l'eau est très-grande, l'action chimique peut produire plus de chaleur que la dilution n'en absorbe. Tel est le cas du chlorure de calcium; il faut 41 calories pour le fondre, il n'en faut que 20 pour le dissoudre. Entre ces deux extrêmes, il y a tous les degrés intermédiaires. Ainsi le phosphate de soude exige, pour se dissoudre, la même quantité de

chaleur que pour se fondre; l'action chimique et la dilution se compensent alors sensiblement.

M. Graham avait remarqué, mais sans en reconnaître la cause, que la dissolution d'un sel produisait plus ou moins de froid suivant la température où l'on opérait. L'azotate de potasse, qui fait disparaître 80 calories dans de l'eau à 20°, en fait disparaître 85 dans de l'eau à 0°. Ces différences tiennent, tout simplement, à la différence qui existe entre la chaleur spécifique de la dissolution et la chaleur spécifique de ses éléments. On peut assigner toutes ces variations dans le refroidissement; par exemple, le sel marin, dans 7 parties d'eau à 70°, ne produirait plus de refroidissement; et au delà de 70°, il réchaufferait l'eau en s'y dissolvant.

En résumé, le mémoire actuel donne la mesure de la chaleur latente de dissolution d'un certain nombre de sels dans différentes proportions d'eau.

Il explique pourquoi le froid produit par la dissolution d'un sel varie avec la température où l'on opère.

Il montre qu'on doit admettre une chaleur latente de dilution.

Il permet d'établir une comparaison entre la chaleur nécessaire pour fondre les corps et la chaleur nécessaire pour les dissoudre.

Relativement aux chaleurs spécifiques, M. Person se borne à indiquer quelques résultats.

1° La chaleur spécifique des dissolutions salines est toujours moindre que celle des composants, c'est-à-dire qu'il faut toujours moins de chaleur pour échauffer une dissolution que pour échauffer séparément l'eau et le sel qui la composent; cette relation simple ne s'observe que quand on considère le sel à l'état liquide.

2° La réduction de chaleur spécifique n'a pas de liaison régulière avec l'affinité.

3° Elle n'est pas non plus en rapport avec la diminution de volume qui se produit lors de la dissolution.

S. — Procédé simple et sans danger pour démontrer la liquéfaction des gaz et celle de l'acide carbonique en particulier;
par M. BERTHELOT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 666).

Dans ces derniers temps, on s'est beaucoup occupé de la liquéfaction des gaz; on a cherché à l'obtenir par le refroidissement et

par la pression, seuls ou combinés. Pour produire sans péril des pressions n'ayant d'autres limites que celles de la résistance des vases, M. Berthelot a employé une méthode indiquée par les académiciens de Florence dans leurs recherches sur la compressibilité de l'eau, méthode fondée sur l'emploi de la dilatation d'un liquide comme moyen de pression. Voici comment il opère : on prend des tubes de verre d'une grande épaisseur relativement à leur canal intérieur, on les fait fermer par un bout, remplir de mercure pur, sec et privé d'air, puis effiler de façon à rendre tout à fait capillaire leur extrémité ouverte sans diminuer le rapport entre l'épaisseur et le diamètre intérieur. Alors on chauffe le tube dans un bain d'eau, sa pointe ouverte engagée dans un courant du gaz que l'on veut comprimer. Le mercure se dilatant, une partie ne tarde pas à sortir du tube. Quand la température du bain a atteint 50°, par exemple, on refroidit graduellement le tube jusqu'à 0°; le mercure se contracte, et le gaz reprend la place du liquide sorti par la dilatation. On retire alors la pointe du courant gazeux, et on ferme aussitôt en l'étirant à quelques millimètres de son ouverture. Le tube ainsi chargé est replacé dans le bain, dont on porte de nouveau la température à 50°, puis graduellement au-dessus, et l'on observe l'état du gaz dans la partie capillaire placée en dehors du bain, à la température ambiante.

L'auteur annonce qu'il a condensé de cette manière le chlore et le gaz ammoniac, ce dernier bain étant à la température même où le mercure remplissait le tube, le chlore un peu au-dessous, dans un tube plein d'acide sulfurique. L'acide carbonique, dans un tube plein de mercure à 50°, se liquéfie à 55°, température du bain, si le tube est très-épais, sinon à 59° au-dessous, en versant sur la pointe quelques gouttes d'éther.

La liquéfaction, répétée plusieurs fois, a toujours été totale. La partie qui contenait le gaz liquide produit, quand le bain était à 55°, a été portée à 100°, le tube étant chauffé à 58°. A ce moment le liquide occupait un volume plus que double de celui qu'il avait à la température ordinaire, sans présenter la moindre trace de vaporisation partielle. Cette énorme dilatabilité de l'acide carbonique liquide a déjà été signalée par Thilorier.

Ces expériences n'offrent aucun danger. La seule précaution à prendre est de faire bien effiler les tubes; alors ils se fendent toujours dans la partie élargie remplie de mercure, ce qui se fait sans

aucune projection ni explosion. Cette méthode fournit un moyen facile pour démontrer, en petit, la liquéfaction des gaz. Des tubes barométriques un peu forts et l'emploi d'acide sulfurique, à défaut de mercure, suffisent parfaitement.

M. Berthelot a essayé d'appliquer cette méthode aux gaz qui n'ont pu encore être liquéfiés. A cet effet, il a rempli trois tubes : l'un de bioxyde d'azote, le second d'oxyde de carbone, le dernier d'oxygène ; les tubes étaient pleins de mercure à 50°. Le bain porté à 60°, le premier tube s'est fendu, les deux autres à 70° ; il n'y avait aucune trace de liquéfaction. D'après l'épaisseur du tube à oxygène (40 millimètres de diamètre extérieur, 3 millimètres de diamètre intérieur) et les limites trouvées par MM. Wertheim et Chevandier pour la résistance à la rupture de l'espèce de verre qui le constitue, ce tube n'a pu se fendre que sous une pression d'environ 780 atmosphères, résultat un peu incertain malgré l'homogénéité apparente et le recuit soigné de la matière.

Peut-être en poussant les pressions jusqu'à l'écrasement du verre, surtout avec le concours d'un refroidissement énergique, obtiendra-t-on des résultats nouveaux par cette méthode. L'auteur ne s'est servi qu'une fois d'acide carbonique solide.

Si l'insuccès de cette méthode, qui permet d'obtenir des pressions presque indéfinies, se continue, il faudrait peut-être en conclure, comme M. Faraday l'a déjà indiqué, que la pression seule ne peut produire la liquéfaction des gaz dans certaines conditions de température.

9. — Sur la compressibilité des liquides ; par M. GRASSI (*L'Institut*, 1850, p. 265).

Les expériences de M. Grassi ont porté sur un grand nombre de liquides ; elles ont conduit l'auteur aux conclusions que voici :

1° La compressibilité de l'eau distillée, privée d'air, variable avec la température, diminue quand la température augmente ;

2° Pour tous les autres liquides étudiés, la compressibilité va au contraire en augmentant avec la température ;

3° La compressibilité correspondante à une atmosphère est constante pour l'eau distillée, quelle que soit la pression, pourvu que la température ne varie pas ;

4° Cette conclusion s'applique aux solutions salines et aux combinaisons de l'acide sulfurique avec l'eau ;

5° La compressibilité correspondante à une atmosphère pour l'éther, l'alcool, l'esprit de bois et le chloroforme, est d'autant plus grande qu'on la déduit d'une pression plus forte ;

6° Pour les diverses solutions d'un même sel, la compressibilité est d'autant plus faible que la quantité de sel est plus grande ; en d'autres termes, la compressibilité est d'autant plus grande que la solution est plus éloignée de son point de saturation ;

7° Enfin la compressibilité du verre varie très-peu pour des changements de température compris entre 0° et 53°.

L'auteur du mémoire donne à la fin un tableau résumant tous les résultats de ses recherches et renfermant en outre les vitesses du son dans les différents liquides, calculées d'après la formule

$$v = \sqrt{\frac{9,8088 \times 0,76 \times 13,596}{c \cdot d}}$$

donnée par M. Wertheim.

Voici quelques-uns des nombres fournis par le tableau de M. Grassi :

La compressibilité du mercure est représentée par le nombre 0,000002951.

Celle de l'eau à 0° par 0,0000502832, ce qui donne une vitesse du son de 1419^m,8 ; à 10°,8 la compressibilité est 0,0000480334, la vitesse du son 1452^m,9 ; à 25° on a 0,0000455723 et 1493^m,5 ; à 53°,3 ; 0,0000441006 et 1526^m,1.

L'éther fournit les nombres suivants : à 0° pour une pression de 3^{at},408, 0,000111553 ; pour 7^{at},820, 0,000130912, à 13°,8, la pression étant de 8^{at},362, on a 0,000152710.

L'alcool varie entre 0,0000828384, correspondant à 2^{at},302, à 7°,3 ; et 0,0000991333 pour 8^{at},97, à 13°,4.

L'esprit de bois à 13°,5 donne 0,0000912914.

Le chloroforme à 8°,5 fournit le nombre 0,0000625284, et à 12°,5 sous 9^{at},2, 0,0000763545.

Les solutions salines essayées restent entre les deux limites 0,0000205820 et 0,0000436625.

10. — Recherches sur les propriétés physiques des liquides et en particulier sur leur dilatation ; par M. J. PIERRE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 378).

L'auteur énonce dans les termes suivants les conséquences qui

lui semblent résulter de l'ensemble des résultats consignés dans son mémoire :

« 1° En général les substances liquides isomères suivent des lois de contraction différentes pour des variations égales de température comptées à partir de leurs températures d'ébullition respectives ;

« 2° Cependant le formiate d'oxyde d'éthyle et l'acétate d'oxyde de méthyle font exception à cette règle, et suivent exactement la même loi de contraction ;

« 3° Dans les cas où l'on observe une différence de contraction entre deux liquides isomères d'un même groupe, cette différence croît, et toujours dans le même sens, à mesure qu'on s'éloigne des températures d'ébullition.

« La similitude de contraction que nous venons de signaler dans les deux dernières substances que nous avons comparées, ne paraît pas avoir de rapport nécessaire avec le mode de condensation de vapeur, puisqu'elle n'a pas lieu pour l'acide butyrique monohydraté et l'acétate éthylique, pour la liqueur des Hollandais et le chlorure éthylique monochloré, ni pour le groupe formé par la liqueur des Hollandais monochlorée et par le chlorure éthylique bichloré, bien que dans chacun de ces trois groupes le poids spécifique de vapeur des deux liquides qui le composent soit le même, comme dans le groupe formé par le formiate éthylique et par l'acétate méthylique.

« Faut-il ne voir, dans l'identité de contraction de ces deux derniers liquides, qu'un fait isolé, exceptionnel, entièrement fortuit, ou cette égalité peut-elle être attribuée à cette circonstance que ces liquides isomères sont des éthers proprement dits? Les données nous font défaut pour prononcer sur cette question que l'expérience seule peut résoudre. »

11. Sur la force qui maintient les corps à l'état sphéroïdal au delà du rayon de leur sphère d'activité physique et chimique; par M. BOUTIGNY (d'Évreux) (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 279 et 750). — **Rapport** par M. BABINET (t. XXXI, p. 509). — **Réclamation** de M. ZANTEDESCHI, t. XXXI, p. 683. — **Même sujet**, par M. PERSON (t. XXXI, p. 899).

Nous transcrivons en entier les expériences que M. Boutigny vient de publier sur ce sujet, et qui lui ont été inspirées par la divergence d'opinions qui existe sur la cause de la suspension des corps à l'état sphéroïdal.

« J'ai roulé en spirale un fil de platine de 0^m,004 de diamètre, de manière à en former une sorte de crible à mailles circulaires et continues. J'ai versé successivement de l'eau, de l'alcool et de l'éther dans cette capsule d'un nouveau genre, et comme on le pense bien, ces trois liquides ont coulé comme au travers d'un crible.

« Cela constaté, j'ai fait rougir la capsule et j'ai recommencé l'expérience avec les trois liquides ci-dessus, et j'ai vu se renouveler sous mes yeux le miracle de la vestale *Juccia*, c'est-à-dire ces trois liquides ne plus passer au travers des mailles du crible, et pouvant être transportés à une certaine distance. Je prie l'Académie de me permettre de m'arrêter un instant sur ces trois expériences qui, à vrai dire, n'en font qu'une.

« Pour ce qui est de l'eau, je renvoie à l'ouvrage que j'ai publié sous le titre de : *Nouvelle branche de physique, ou Etudes sur les corps à l'état sphéroïdal*, p. 85 et 113 à 122.

« Quant à l'alcool et à l'éther, voici ce qu'on observe : la vapeur qu'ils produisent ayant une densité beaucoup plus élevée que celle de l'air, fait équilibre, jusqu'à un certain point, au courant ascendant d'air chaud produit par la haute température de la capsule, et cette vapeur, tombant par les vides de la capsule, s'enflamme en dessous et en dessus, et le sphéroïde se trouve alors placé entre deux cônes de flamme opposés par leur base. Dès lors il est clair, pour qui veut voir, que la vapeur s'échappant librement et uniformément de toute la surface du sphéroïde, ne saurait produire la réaction nécessaire pour neutraliser l'action de la pesanteur et maintenir le sphéroïde au delà du rayon de sa sphère d'activité physique et chimique.

« En répétant l'expérience précédente avec de l'iode, elle est encore plus concluante. Le cône de flamme inférieur est remplacé par une belle colonne de vapeurs violettes qui tombent des vides de la capsule correspondants au sphéroïde d'iode.

« Les expériences que je viens de décrire sommairement me paraissent tout à fait propres à établir l'existence de cette force mystérieuse, cette force répulsive qui neutralise l'action de la pesanteur. Assurément l'attraction n'est pas détrônée par les expériences dont il s'agit, mais elles permettent de dire qu'à l'avenir il faudra compter avec la répulsion.

« Quelles sont les lois de cette force ? A quelle distance s'exerce-

t-elle ? Quelle est l'action de la terre ? celle du corps incandescent quant à sa nature, sa masse et sa température ? Quel est le rôle de la densité des corps à l'état sphéroïdal ? et beaucoup d'autres questions qui constituent dans leur ensemble, si je ne m'abuse, un des plus vastes sujets de recherches analytiques de ce temps-ci.

« C'est qu'en effet, l'état sphéroïdal est l'état primordial de la matière ; c'est qu'en effet, tous les phénomènes que j'ai eu l'honneur de signaler à l'Académie, depuis quinze ans, appartiennent à la physique des temps primitifs du globe ; c'est qu'en effet, toutes nos expériences de laboratoire se sont nécessairement accomplies sur une vaste échelle, à la surface de la terre, à l'époque de son incandescence. Il y a donc d'immenses études à faire sur ce sujet, et d'innombrables résultats à recueillir. »

Disons, pour l'histoire du phénomène sphéroïdal, que M. Zantedeschi fait observer à cette occasion que, dès 1845, il a cherché à démontrer la force répulsive mentionnée plus haut à l'aide d'une expérience faite avec un treillis en fil de laiton comme l'avait déjà fait, en 1820, Orioli, qui n'avait déduit aucune conséquence de ses expériences.

A cette observation M. Boutigny répond que son expérience n'est qu'une modification d'une autre faite en 1843 avec une capsule percée de trous cylindriques ; du reste il réclame pour lui-même la priorité de l'idée d'une force répulsive ou répulsion à distance sensible, idée de nouveau combattue par M. Person, et il cite des documents irrécusables à l'appui.

12. — Expériences sur des liquides à l'état sphéroïdal ; par M. LÉGAL (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 182). — **Note sur l'état sphéroïdal ; incombustibilité humaine ; cause de l'immunité ;** par le même (t. XXX, p. 451). — **Expériences sur le même sujet ;** par M. COME (t. XXX, p. 298).

M. Boutigny a établi par de nombreuses expériences que l'eau, à l'état sphéroïdal, ne se volatilise que très-lentement ; qu'en opérant dans une capsule chauffée à + 200 degrés, l'évaporation de l'eau, sous cet état, est cinquante fois plus lente que par l'ébullition ; enfin, qu'elle est d'autant plus rapide que la température du vase qui la contient est plus élevée. M. Légal pense que cette lenteur de l'évaporation de l'eau à l'état sphéroïdal pourrait bien être la cause de

l'immunité dans le cas de l'incombustibilité humaine, peut-être même la seule cause. A l'appui de cette opinion, il rappelle un fait bien connu qui présente une assez grande analogie avec celui dont il est ici question.

Les navigateurs qui ont parcouru les régions polaires racontent qu'eux et leurs compagnons supportaient, sans souffrance, une température de -40° et -42° , pourvu toutefois que l'air fût tranquille, tandis qu'un froid de -25° à -30° accompagné d'une légère brise, était intolérable et pouvait donner lieu aux plus graves accidents.

On saisit sans peine l'analogie qui existe entre ce fait et celui qui fait le sujet de cette note. Seulement pour l'un il s'agit du froid, c'est-à-dire du calorique en moins, tandis que pour l'autre c'est de la chaleur ou du calorique en plus qu'il est question. En effet, l'air froid, à -25° , mais agité, soustrait aux parties avec lesquelles il est incessamment en contact le calorique que celles-ci contiennent, abaisse rapidement leur température, et peut même produire la congélation; de même que l'eau bouillante, par la rapidité de son évaporation, ajoute, d'une manière incessante et rapide, une quantité de calorique au calorique de la partie immergée, et produit la brûlure. Au contraire, l'air froid, à -40° ou -42° , mais tranquille, représente parfaitement l'eau à l'état sphéroïdal et sa vaporisation lente. Dans le premier cas, c'est une couche d'air froid qui, restant longtemps en contact avec les parties du corps exposées à son action, se met en équilibre de température avec celles-ci, mais assez lentement pour que la puissance calorifique de l'individu suffise et au delà à réparer cette perte. De là point de sensation douloureuse, point de congélation. Dans le deuxième cas, la lenteur de l'évaporation du liquide protecteur, liquide, il faut se le rappeler, qui est à l'état sphéroïdal, lors de l'immersion du doigt ou de la main dans le métal en fusion, permet à une même quantité de vapeur de rester plus longtemps en contact avec ces parties : alors l'équilibre de température tend à s'établir entre le liquide et la partie immergée, et il s'établirait, en effet, si la courte durée des épreuves n'était un obstacle. De là absence de brûlure, et seulement sensation de chaleur variable suivant le degré de température du liquide protecteur et la durée de l'immersion.

Voici quelques expériences que l'auteur a faites dans le but de corroborer cette opinion; nous le laissons parler.

« J'ai fait fondre, dans une marmite de fer, une certaine quantité de plomb; lorsque la fusion a été complète, j'ai plongé à plusieurs reprises la main dans le métal, après l'avoir préalablement recouverte une première fois d'éther, une seconde fois d'eau, et une troisième fois d'essence de térébenthine. Or, d'après les expériences de M. Boutigny, la température de l'éther à l'état sphéroïdal est de $+34^{\circ},25$; celle de l'eau de $+96^{\circ},5$; celle de l'essence, l'eau étant prise pour terme de comparaison, doit être de $+135^{\circ}$ environ. Dans ces trois expériences j'ai éprouvé avec l'éther une sensation de fraîcheur; avec l'eau, une sensation de chaleur douce; et avec l'essence de térébenthine la chaleur a été un peu plus intense. La durée de l'immersion a été la même dans les trois cas. J'ai varié ces expériences de la manière suivante: après avoir débarrassé le plomb fondu des scories et de la mince couche d'oxyde qui se trouvaient à sa surface, j'ai projeté sur ce métal d'abord quelques grammes d'éther, et successivement quelques grammes d'eau et d'essence de térébenthine; puis successivement aussi j'ai plongé le doigt dans chacun de ces sphéroïdes, avec précaution toutefois, afin d'éviter de pénétrer jusqu'au métal lui-même, et le résultat a été exactement le même que dans les expériences précédentes. »

Ainsi, d'après ce qui précède, on voit que la sensation de chaleur est d'autant plus vive que le point d'ébullition du liquide protecteur, et par conséquent sa température à l'état sphéroïdal, sont eux-mêmes plus élevés, ce qui n'est d'ailleurs que la confirmation des observations de M. Boutigny. Mais ce qu'on voit aussi, c'est que cette sensation est bien différente, quant à l'intensité, de celle que produiraient ces mêmes liquides, soit en ébullition, soit à une température voisine de leur point d'ébullition. •

« En effet, l'essence de térébenthine, par exemple, qui à l'état sphéroïdal ne donne lieu qu'à une sensation de chaleur très-supportable, ne laisserait pas que de produire une profonde brûlure si l'on plongeait la main dans une bassine remplie de ce liquide bouillant ou sur le point de bouillir. »

Dans une autre communication M. Légal expose quelques nouvelles expériences sur le même sujet, il s'exprime de la manière suivante :

« Dans le travail publié par M. Boutigny, on voit que la tempé-

rature d'un liquide à l'état sphéroïdal est toujours inférieure au point d'ébullition de ce liquide, que, par conséquent, il est assez facile de faire passer un liquide quelconque à l'état sphéroïdal en le projetant à la surface d'un autre liquide voisin de son point d'ébullition, pourvu que cette ébullition ait lieu à une température notablement plus élevée que lui. Ainsi, l'eau dans l'huile, l'essence de térébenthine, l'acide sulfurique, etc. Il devait en être de même de l'éther dans l'eau; et en effet, c'est ce qui a lieu, comme on le verra par les expériences suivantes;

« A. J'ai fait bouillir, dans un vase de fer-blanc, de l'eau ordinaire; une fois en ébullition, je l'ai retirée du feu, et immédiatement j'ai laissé tomber à sa surface, à l'aide d'une pipette, quelques gouttes d'éther; celles-ci passèrent aussitôt à l'état sphéroïdal, et se volatilisèrent avec une extrême lenteur et sans bouillir.

« B. Cette première expérience me donna l'idée d'une deuxième, à laquelle d'ailleurs elle me conduisait directement. Puisque l'éther, projeté sur l'eau bouillante, passait à l'état sphéroïdal, j'en tirai cette conséquence, qu'il me serait possible de plonger ma main dans l'eau en ébullition, en ayant soin de la mouiller préalablement de ce liquide. Le résultat fut tel que je l'avais espéré. Après avoir plongé ma main dans un vase contenant de l'éther, j'allai la plonger aussitôt dans le vase rempli d'eau au moment où celui-ci, retiré du feu, l'eau qu'il contenait cessait de bouillir. Ma main parcourut la circonférence du vase, et je ne ressentis aucune sensation de chaleur.

« C. Je replaçai le même vase sur le feu, et, au moment où l'ébullition était des plus tumultueuses, j'y plongeai la main de la même manière; le résultat fut le même.

« D. Dans le même vase d'eau bouillante j'essayai de plonger le doigt sec, sans l'avoir mouillé d'éther, et, malgré la rapidité du mouvement, une brûlure, très-légère à la vérité, fut la suite de cette expérience.

« E. Enfin je voulus essayer de plonger le doigt dans le même vase, après l'avoir passé dans la bouche et mouillé de salive. Le mouvement que je fis fut rapide, comme dans la précédente expérience; néanmoins j'éprouvai une sensation de chaleur assez forte.»

La communication faite par M. Come a pour objet de constater qu'il a répété avec succès les expériences de M. Boutigny sur la fonte ou le plomb en fusion et qu'il a pu impunément y baigner la main.

13. — Quelques expériences sur le phénomène dit de Leïdinfrost; par M. SCHNAUSS (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 432).

Ces expériences sont empruntées au mémoire que M. Laurent a publié sur ce sujet en 1836. En les reproduisant, M. Schnauss se garde bien d'en nommer le véritable auteur. Nous serons plus scrupuleux que lui.

L'expérience se fait dans une capsule de platine un peu grande et d'un fond suffisamment aplati pour ne pas gêner, par sa concavité, les mouvements du sphéroïde; à l'aide d'une lampe à esprit-de-vin on donne une température rouge et on y projette, par petites gouttes, suffisamment d'eau pour obtenir un sphéroïde d'un demi-pouce de diamètre; après cela on plonge perpendiculairement dans ce sphéroïde, un fil de platine ou une baguette de verre pointue afin de le maintenir. Aussitôt on voit des lignes concentriques se former autour du fil ou de la baguette et on éprouve dans la main un mouvement vibratoire particulier accompagné d'un léger bourdonnement; en même temps la vapeur d'eau qui se dégage, entraîne des vésicules plus ou moins grosses. Si maintenant on retire lentement la baguette, le sphéroïde acquiert un mouvement gyroïde très-vif autour de son centre en affectant de très-belles formes.

Ces formes sont étoilées et parfaitement symétriques; les rayons sont toujours arrondis aux extrémités; leur nombre toujours pair dépend du diamètre du sphéroïde, et surtout de sa vitesse de rotation qui est elle-même subordonnée à la température.

M. Schnauss donne les dessins de ces figures. Il ajoute que les rayons des sphéroïdes deviennent plus petits mais plus nombreux, quand on projette la poussière d'une substance insoluble dans l'eau.

Les oscillations deviennent d'autant plus rapides, plus petites et plus nombreuses que le liquide employé est plus dense. L'auteur recommande surtout l'acide sulfurique à ses différents degrés de concentration.

14. — Sur la rotation que l'essence de térébenthine et le sirop de sucre font éprouver au plan de polarisation d'un rayon calorifique qui les traverse; par MM. DE LA PROVOSTAYE et DESAINS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 53).

Dans un mémoire imprimé au tome XI des *Annales de Chimie et*

de Physique, 3^e série, M. Biot rappelle des expériences par lesquelles il avait, conjointement avec M. Melloni, prouvé que « les propriétés rotatoires du cristal de roche s'exercent aussi sur les rayons calorifiques et leur imprimant des déviations de même sens qu'aux rayons lumineux, » puis il ajoute : « Nous n'avons pas essayé si la même propriété de modifier les flux calorifiques existerait pour les liquides qui exercent un pouvoir rotatoire sur la lumière polarisée, et il y aurait beaucoup d'intérêt à constater l'identité ou la dissemblance de l'action dans ce dernier cas où elle est purement moléculaire. »

MM. de La Provostaye et Desains ont cherché à résoudre la question que M. Biot avait ainsi posée depuis plusieurs années, et ils ont reconnu que dans la transmission à travers l'essence de térébenthine ou les solutions de sucre, les rayons de chaleur polarisés éprouvent des rotations soumises aux lois qui régissent celles que les rayons lumineux éprouvent dans les mêmes circonstances.

Ils ont opéré sur les rayons solaires de réfrangibilité déterminée, à savoir : les rayons qui accompagnent le rouge extrême et ceux qui accompagnent le vert tirant au bleu.

Ils les ont polarisés en leur faisant traverser un spath d'Islande. Puis ils les ont transmis à travers des colonnes d'essence de térébenthine de 0^m,05 ; 0^m,40 ; 0^m,15 de longueur ; ou bien à travers une colonne d'eau sucrée de 0^m,05 de longueur, mais à différents degrés de saturation. Enfin ils étaient transmis à travers un nouveau spath analyseur.

Avec l'essence de térébenthine, la rotation était proportionnelle à la longueur de la colonne traversée.

Avec le sirop de sucre, elle était proportionnelle au degré de concentration.

Pour les rayons verts, la rotation est sensiblement la même que pour les rayons lumineux correspondants. Pour les rayons rouges extrêmes, elle est un peu moins forte, ce qui tient à ce que le flux calorifique est mêlé de rayons obscurs de moindre réfrangibilité que le rouge et qui abaissent, par conséquent, l'action rotatoire que le liquide exerce sur le flux dont ils font partie.

15. — Expériences sur la ténacité des principaux métaux malléables faites aux températures 0°, 100 et 200 degrés ; par M. BAUDRIMONT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 115). — **Remarques à l'occasion de ce mémoire ;** par M. WERTHEIM (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 507).

M. Baudrimont a entrepris, il y a environ seize ans, une suite de recherches pour déterminer les lois de l'action réciproque des molécules des corps homogènes. Ce travail l'a conduit à étudier successivement la constitution des fils métalliques, l'élasticité et la ténacité des métaux à des températures variées.

De ses recherches sur la constitution des fils métalliques il résulte que les métaux n'acquerraient des propriétés constantes que par un recuit bien ménagé, et que les différents moyens que l'on emploie pour les écrouir, tels que le martelage, le laminage et l'étirage en fils, en diminuant leur volume ou rapprochant leurs molécules, augmentent considérablement leur ténacité.

« En 1837, dit-il, j'ai entrepris les expériences sur l'élasticité des métaux par la méthode des tractions. Ces expériences m'ont démontré que l'allongement des fils métalliques était proportionnel aux charges qu'on leur fait supporter jusqu'à leur rupture. Ce résultat a été aussi obtenu par M. Wertheim.

« En 1843, j'ai entrepris les expériences sur la ténacité des métaux aux températures 0°, 100° et 200°, expériences qui sont l'objet du présent mémoire.

« Les métaux soumis à l'expérience ont été le cuivre, l'or, le platine, l'argent, le palladium et le fer réduits en fils.

« Ces fils étaient maintenus horizontalement dans un bain de glace fondante, d'eau bouillante ou d'huile chauffée à + 200°.

« La traction était opérée par du sable sec qui coulait lentement et à volonté dans un vase qui le recevait. Aussitôt que le fil se rompait, le vase, en tombant, faisait partir une détente qui arrêta instantanément l'écoulement du sable.

« Le vase, le sable qu'il contenait et le crochet qui le porta étaient ensuite pesés sur une excellente balance. »

Les résultats ainsi obtenus sont consignés dans le tableau suivant :

ANNÉE 1851.

3

Ténacité des principaux métaux malléables aux températures 0°, 100° et 200°, pour le diamètre et la section trouvés expérimentalement; et pour un millimètre carré de section trouvée par le calcul.

MÉTAUX.	DIAMÈTRE à + 10°.	AIRE de la section.	MAXIMA et MOYENNES.	TÉNACITÉ			TÉNACITÉ pour 1 millimètre carré de section				
				mm.	mm. c.	k	k	k	k	k	k
Or	0,41250	0,13364	(Maxima Moyennes)	2,546 2,459 3,040 2,987 4,585 4,542 3,546 3,528 4,590 4,527 5,046 4,940	2,107 2,035 2,696 2,546 3,900 3,958 3,055 2,898 4,083 4,031 4,835 4,611	1,750 1,722 2,392 2,281 3,590 3,296 2,329 2,314 3,625 3,360 5,130 5,057	19,051 18,400 23,026 22,625 25,338 25,100 28,620 28,324 36,983 36,481 209,813 205,405	15,766 15,224 20,421 19,284 22,050 21,873 24,526 23,266 32,871 32,484 201,039 191,725	13,094 12,878 18,118 17,277 19,839 18,215 18,705 18,577 29,212 27,077 213,305 210,270		
Platine	0,41000	0,13202	(Maxima Moyennes)								
Cuivre	0,48000	0,18095	(Maxima Moyennes)								
Argent	0,39825	0,12456	(Maxima Moyennes)								
Palladium	0,39750	0,12409	(Maxima Moyennes)								
Fer	0,17500	0,02405	(Maxima Moyennes)								

« Il résulte des expériences consignées dans ce travail :

« 1° Que la ténacité des métaux varie avec la température.

« 2° Qu'elle décroît généralement, mais non sans exception, quand la température s'élève ;

« 3° Que pour l'argent, elle diminue plus rapidement que la température ;

« 4° Que pour le cuivre, l'or, le platine et le palladium elle décroît moins vite que la température ;

« 5° Que le fer présente un cas particulier fort remarquable : à $+100^{\circ}$, sa ténacité est plus faible qu'à 0° ; mais à $+200^{\circ}$ elle est plus grande qu'à cette dernière température. »

16. — Nouvelles recherches sur les relations qui peuvent exister entre la forme cristalline, la composition chimique et le phénomène de la polarisation rotatoire ; par M. PASTEUR (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 480). — **Rapport ;** par M. Biot (t. XXXI, p. 601).

Tout le monde connaît cette loi simple et remarquable de la cristallographie, due au célèbre minéralogiste Haüy, laquelle veut que, dans un cristal, les parties identiques soient toutes modifiées en même temps et de la même manière. C'est la loi de symétrie. Or, il arrive quelquefois, et Haüy en connaissait déjà les principaux exemples, que cette loi n'est pas respectée.

Sous l'expression commune d'*hémiedrie*, M. Pasteur comprend tous les cas où cette loi de symétrie n'est pas satisfaite. L'auteur continue ainsi :

« 1° Pour des motifs que j'ai indiqués dans un mémoire précédent, il est nécessaire de séparer les formes hémiedriques en deux classes. Lorsqu'un cristal est hémiedrique, on peut, dans certains cas, imaginer un autre cristal identique au premier dans toutes ses parties respectives, mais qui ne lui soit pas superposable ; à peu près comme il existe une main droite identique, mais non superposable à la main gauche. Ce genre d'hémiedrie, que l'on pourrait appeler *hémiedrie non superposable*, n'est pas le seul qui puisse s'offrir. Le tétraèdre régulier, le rhomboèdre, sont des formes hémiedriques ; mais tous les tétraèdres réguliers sont superposables, tous les rhomboèdres de même angle le sont également.

« 2° Dans mes premiers travaux, accueillis par l'Académie avec tant de bienveillance, j'ai montré qu'il existait une connexion

étroite entre l'hémiédrie non superposable et le phénomène de la polarisation rotatoire moléculaire.

« 3° Cela posé, une question se présentait naturellement à l'esprit. *Toutes les substances, aujourd'hui très-nombreuses, qui dévient le plan de polarisation, lorsqu'elles sont en dissolution, ont-elles des formes cristallines hémiédriques?* Réciproquement, *l'hémiédrie accuse-t-elle toujours l'existence de la propriété rotatoire?* J'entends parler ici de l'hémiédrie non superposable; car ces questions sont déjà en partie résolues pour ce qui regarde l'hémiédrie superposable. C'est à la solution de ces questions importantes et très-distinctes l'une de l'autre, que je viens apporter quelques nouvelles observations.

« Les faits que j'ai recueillis cette année se rapportent à l'asparagine, à l'acide aspartique, à la combinaison du glucose avec le sel marin, et au formiate de strontiane.

« 4° En examinant attentivement la forme cristalline de l'asparagine, j'ai reconnu d'une manière indubitable que tous les cristaux de cette substance sont hémiédriques. L'hémiédrie est, en outre, non superposable. Il était donc probable que cette substance devait jouir de la propriété rotatoire moléculaire, et c'est, en effet, ce que l'expérience a confirmé. Le pouvoir rotatoire de l'asparagine s'exerce à gauche quand l'asparagine est en dissolution dans l'eau ou dans les alcalis; il s'exerce au contraire à droite et d'une quantité relativement beaucoup plus considérable quand l'asparagine est en dissolution dans les acides minéraux.

« 5° Les relations qui unissent l'asparagine à l'acide aspartique, indiquaient l'existence probable de la propriété rotatoire dans l'acide aspartique. En effet, l'acide aspartique dévie le plan de polarisation des rayons lumineux, et son pouvoir rotatoire a de grandes analogies avec celui de l'asparagine.

« 6° Enfin les recherches récentes des chimistes tendant à faire admettre que l'asparagine est l'amide de l'acide malique, j'étais conduit à rechercher le pouvoir rotatoire dans l'acide malique et les malates, l'expérience encore a répondu à mon attente. L'acide malique, et les sels qui en dérivent, ont la propriété de dévier le plan de polarisation des rayons lumineux; et j'ai retrouvé l'hémiédrie non superposable dans plusieurs malates. Mais il est un fait sur lequel je veux surtout insister à propos de l'acide malique. Cet acide offre, dans les particularités de son pouvoir rotatoire, des analogies

très-grandes avec les acides tartriques *droit* et *gauche*, et ces analogies conduisent naturellement à penser qu'il existe d'intimes relations d'arrangements moléculaires dissymétriques, entre l'acide malique et l'un ou l'autre des deux acides tartriques. Il est très-vraisemblable qu'il doit exister entre l'acide malique et l'un des deux acides tartriques, *droit* ou *gauche*, un groupement moléculaire commun, avec la modification que peut apporter, dans ce groupement, la différence de composition de ces acides.

« Cette idée, suggérée par les propriétés physiques de l'existence d'un groupement moléculaire commun entre l'acide malique et l'un ou l'autre des deux acides tartriques, est bien éloignée de répugner aux apparences que nous présente l'organisme. Dans les végétaux, partout où l'on trouve de l'acide malique, on trouve de l'acide tartrique et inversement. Peut-être la nature se sert de l'un de ces acides pour faire l'autre. Cette remarque porte même à soupçonner que le groupement moléculaire en question, serait commun à l'acide malique et à l'acide tartrique *droit* ordinaire; car c'est l'acide tartrique *droit* que l'on trouve en compagnie de l'acide malique dans les fruits acides. Les relations qui existent entre les propriétés des deux acides tartriques *droit* et *gauche*, donnent à ces inductions une importance toute particulière. Car, s'il existe un groupement moléculaire dissymétrique, commun entre l'acide tartrique *droit* et l'acide malique du sorbier, on doit présumer, par similitude, qu'il existera aussi un groupement moléculaire commun entre l'acide tartrique *gauche* et un acide malique encore inconnu, lequel serait à l'acide malique actuel des chimistes, ce que l'acide tartrique *gauche* est à l'acide tartrique *droit*. En d'autres termes, il y aurait deux acides maliques, l'un *droit* et l'autre *gauche*, comme il y a deux acides tartriques.

« 7° Je donne ensuite, dans mon travail, une étude détaillée de la forme cristalline et du pouvoir rotatoire de la combinaison du glucose avec le sel marin. Je regrette de ne pouvoir entrer ici dans les curieuses particularités de la forme cristalline de cette combinaison. Je dirai seulement qu'elle jouit de l'hémiédrie non superposable, qu'elle appartient au système du prisme rhomboïdal droit, et que tous ses cristaux, quoique parfaitement limpides et simples en apparence, sont toujours le résultat du groupement de plusieurs cristaux, comme l'arragonite, le sulfate de potasse, etc., en offrent des exemples.

« 8° Je termine par l'examen de la cristallisation du formiate de strontiane. Si l'on étudie avec soin les cristaux de formiate de strontiane, on reconnaît que, dans toute cristallisation de ce sel, il y a toujours deux espèces de cristaux, les uns hémihédres à droite, les autres hémihédres à gauche, identiques, mais non superposables. Cependant, si l'on isole les cristaux droits et les cristaux gauches, qu'on les dissolve à part, ni l'une, ni l'autre des deux dissolutions n'agit sur la lumière polarisée. Ceci conduit à supposer que l'hémihédrie du formiate de strontiane ne tient pas à l'arrangement des atomes dans la molécule chimique, mais à l'arrangement des molécules physiques dans le cristal total; de telle manière que la structure cristalline, une fois disparue dans l'acte de la dissolution, il n'y a plus de dissymétrie, à peu près comme si l'on construisait un édifice, ayant la forme extérieure d'un polyèdre qui offrirait l'hémihédrie non superposable, et que l'on détruirait ensuite. Il ne resterait plus rien de la dissymétrie primitive, après la destruction de l'ensemble. Aussi, quand on fait cristalliser de nouveau des cristaux droits ou des cristaux gauches de formiate de strontiane, chaque espèce unique fournit les deux espèces de cristaux.

« Nous voyons donc ici l'hémihédrie et même l'hémihédrie non superposable exister dans des cristaux, sans y être accompagnée de la propriété rotatoire moléculaire, comme le quartz en offre déjà un exemple. Si l'analogie avec le quartz était complète, le formiate de strontiane jouirait de la propriété rotatoire à l'état cristallisé; et tantôt il l'exercerait à droite, tantôt il l'exercerait à gauche, comme les deux variétés plagiédres du quartz, si toutefois l'existence des deux axes optiques, dans le formiate, ne met pas obstacle au phénomène. C'est une étude que je soumettrai ultérieurement à l'Académie.

« Déjà j'ai signalé une substance qui possède l'hémihédrie non superposable, sans être accompagnée de la propriété rotatoire moléculaire : c'est le sulfate de magnésie.

« Mais je me hâte d'ajouter que le formiate de strontiane et le sulfate de magnésie offrent des particularités, dans leurs formes cristallines, qui permettent de concevoir l'absence de toute propriété rotatoire dans ces substances, bien qu'elles jouissent de l'hémihédrie non superposable.

« En effet, l'inspection des angles de la forme cristalline du formiate de strontiane montre que, si l'un des angles seulement était différent de 90° , il est, de $40^\circ 47'$, ce qui serait impossible, en orientant

convenablement les cristaux, de distinguer les cristaux droits des cristaux gauches; et l'hémiédrie du formiate de strontiane deviendrait une hémiédrie superposable. Or, jusqu'ici, dans tous les cas que j'ai eu occasion d'étudier, je n'ai jamais trouvé la propriété rotatoire coexistant avec l'hémiédrie superposable; et j'ai même de fortes raisons de croire que cela n'est pas possible.

« Il est très-curieux que le sulfate de magnésie et ses isomorphes offrent une particularité tout à fait analogue. En effet, la forme de ces sulfates est un prisme droit à base rhombe avec deux modifications sur les arêtes parallèles à chaque base, conduisant à un tétraèdre irrégulier. C'est là l'hémiédrie non superposable, mais l'angle du prisme de ces sulfates est de 90 à 91 degrés; et le prisme rhomboïdal droit est dès lors très-voisin du prisme à base carrée. Il en résulte que l'hémiédrie, quoique non superposable rigoureusement, n'est éloignée que de quelques minutes de l'hémiédrie superposable, que n'accompagne pas jusqu'à présent la propriété rotatoire. »

17. — Application de la lumière chromatique polarisée aux études microscopiques; par M. EHRENBURG (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 490).—**Même sujet** par M. DUJARDIN (*L'Institut*, 1850. p. 68).

Les importants services que M. Biot a rendus à la chimie par l'emploi de la lumière chromatique polarisée à l'étude des corps et à la définition des espèces, ont été jusqu'à ce jour complètement négligés par les botanistes, ou du moins ils n'ont pas été signalés dans les traités de botanique; si nous mentionnons ici la nouvelle application qui vient d'en être faite aux études microscopiques, c'est que la chimie proprement dite et la physiologie y trouveront certainement des données utiles.

Les observations de M. Ehrenberg portent plus spécialement sur les globules d'amidon, qui ont déjà été étudiés dans la lumière polarisée, et qui l'ont conduit à observer une nouvelle image.

Dans son traité de botanique, M. Schleiden divise les globules d'amidon en trois groupes :

1. Globules amorphes.
2. Globules à forme simple.
3. Globules composés.

Il divise les globules à forme simple en :

- a), légèrement arrondis ;

- b), aplatis en forme de lentilles;
- c), disques aplatis;
- d), bacillaires;
- e), irréguliers.

Les globules composés sont divisés en :

- a), globules sans cavité centrale distincte;
- b), à cavité centrale distincte.

D'après l'état actuel de nos connaissances sur la manière dont les substances féculacées se comportent sous l'influence de la lumière polarisée, on peut dire que toutes ces formes organiques se divisent en deux groupes :

- 1), globules arrondis à croix rectangulaire;
- 2), globules oblongs ou de forme ovale à croix oblique et inégale.

Cette croix colorée est regardée comme un caractère général des substances féculacées. M. Ehrenberg vient de reconnaître que certains globules d'amidon peuvent produire une autre image n'ayant rien de commun avec une croix, et qui ressemble à une série de bandes disposées parallèlement. Cette image s'observe le mieux sur le rhizome du galanga (*maranta galanga*), à l'aide d'un grossissement de 300 fois; on la voit aussi dans la zédoaire (*curcuma zedoaria*), le gingembre (*amomum zinziber*).

Les croix obliques sont très-prononcées dans les grains et la fécule de pommes de terre et dans le rhizome de la *maranta obliqua*.

Les croix régulières sont d'une grande netteté dans les grains ronds de la rhubarbe et dans la farine de froment. Il en est encore de même de l'amidon, de la racine de squine (*smilax china*), qui forment des grains anguleux.

La nature de ces images se lie à la structure des globules de la matière féculacée : ainsi les globules qui donnent lieu à une croix régulière sont ceux qui se rapprochent de la sphère ou du disque, et dont le hile est au milieu; le hile marque toujours le point d'intersection des deux barres qui constituent la croix. On a donc par là un moyen de reconnaître la position du hile dans des globules d'amidon qui en paraissent dépourvus; c'est ainsi qu'on reconnaît que les granules polygonaux de l'amidon de la *ficaria verna* et de la *saxifraga granulata* possèdent un hile excentrique; ces granules ont été considérés jusqu'à ce jour comme dépourvus d'ombilic.

Ce fait, que les granules d'amidon à hile excentrique donnent toujours une croix oblique quand on les regarde dans la lumière pola-

risée, conduit à penser que les bandes parallèles des granules bacillaires de certaines plantes ne sont autre chose que des croix obliques allongées, dont le centre est situé hors de la surface horizontale; en effet, si le hile est placé au bout du grand axe du granule, on ne pourra voir le point d'intersection des bandes que dans certains cas, quand, par exemple, le granule occupe une position verticale.

Les squammes de différents végétaux produisent des images d'une grande beauté quand le centre de formation de la squamme se trouve dans le milieu de celle-ci. M. Ehrenberg pense que ces squammes sont revêtues d'une substance biréfringente; cette substance n'est pas de l'amidon, car les squammes ne perdent pas la propriété signalée quand on les expose à une température à laquelle l'amidon est changé en dextrine et n'exerce plus dès lors qu'une réfraction simple.

M. Ehrenberg serait disposé à admettre que l'amidon des granules féculacés et la substance biréfringente des squammes se trouvent à l'état cristallin dans ces organes. Il est vrai qu'on n'a pas encore pu y remarquer de cristallisation, mais la stéarine, la cire, etc., ont aussi été considérées comme amorphes, et néanmoins on vient de s'assurer que ces substances sont cristallisées et que leur forme cristalline appartient à l'un des systèmes obliques.

L'amidon qui se trouve dans le jus des baies du *rhamnus frangula* donne une image très-régulière. Mais les grains d'amidon des conferves qui bleussent par l'iode ne produisent pas d'images; l'auteur se demande si ces grains sont en effet de l'amidon, et, dans ce cas, s'ils ne seraient pas de l'amidon non cristallisé.

M. Ehrenberg fait suivre son mémoire d'une liste très-étendue de substances minérales et organiques qui sont douées de la propriété de produire des images dans la lumière chromatique polarisée; il y ajoute beaucoup de substances animales, des infusoires et autres animaux microscopiques; et il constate une fois de plus que les substances organiques ne sont pas toujours biréfringentes, et que c'est à tort qu'on a considéré comme amorphe tout ce qui est terreux.

Au mémoire de M. Ehrenberg se rattache intimement celui de M. Dujardin sur la cire; voici le travail de ce dernier.

La cire blanche, qui, vue en fragments ou en minces copeaux sous le microscope, paraît être une substance amorphe, présente, au contraire, une structure cristalline, si on la fait fondre sur la plaque de verre du porte-objet. Cette structure devient plus manifeste si

on l'observe dans la lumière polarisée, et si l'on superpose une de ces lames minces de gypse que M. Biot nomme lames sensibles; toutefois il est à remarquer que, si les cristaux se sont séparés isolément et à plat sur le porte-objet, ils ont alors une trop faible épaisseur pour pouvoir agir sur la lumière polarisée: il faut qu'ils soient empilés ou qu'ils se présentent très-obliquement ou presque de champ... Quand la dissolution de cire dans l'essence de citron est renfermée entre des lames de verre, il s'y forme des petits disques radiés et lamelleux qui, dans la lumière polarisée, sont brillants et traversés par une croix noire correspondant à la direction du plan de polarisation. Ces caractères, la cire les conserve et cristallise encore après avoir été dissoute à chaud dans les huiles grasses ou volatiles, et dans les résines. Cela suffirait pour la distinguer de toute substance résineuse qui, lors même qu'elle aurait présenté des cristaux après la fusion, à une douce chaleur, comme l'élémi et le tacamahaca, perd sa structure cristalline et son action sur la lumière polarisée, après avoir été chauffée plus fortement; la cholestérine elle-même perd ainsi la faculté de cristalliser après avoir été chauffée au delà de 200 degrés. D'autres substances grasses, qui partagent ces propriétés avec la cire, s'en distingueront par la grandeur, par la forme et par le mode de groupement des cristaux.

La cire en copeaux minces, qui paraît amorphe, agit néanmoins sur la lumière polarisée; et si on la met en contact à froid avec du naphte ou de l'essence de citron qui la dissolvent lentement, sa structure cristalline ne tarde pas à se manifester.

Les lamelles de cire que porte une abeille sous les bords écailleux des segments de son abdomen, où elle est sécrétée, sont, au contraire, sans action sur la lumière polarisée, jusqu'à ce qu'on les ait fait fondre ou dissoudre dans des dissolvants; mais si ces lamelles ont été plissées en s'appliquant sur le porte-objet, chacun des plis dépolarise fortement la lumière, pourvu qu'il soit incliné sur la direction du plan de polarisation. Cela seul suffirait pour montrer que la lamelle est formée de fibres perpendiculaires qui se montrent couchées et plus ou moins obliques le long de chaque pli; mais ce fait de la structure fibreuse est démontré plus complètement encore par une expérience qui consiste à faire, avec la pointe d'une aiguille, sur cette lamelle, de petites dépressions qui, dans la lumière polarisée, paraissent entourées par un anneau lumineux que traverse une croix noire.

16. — Recherches sur la diffusion des liquides ; par M. GRAHAM
(*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXIX, p. 197).

Toute matière saline, ou autrement, toute matière soluble est évidemment répandue et distribuée d'une manière uniforme dans la masse du dissolvant.

On s'est demandé souvent si ce fait est de la même nature que la diffusion des gaz, mais sans pouvoir faire, à la question, une réponse satisfaisante. La raison en est que le phénomène n'a été particulièrement étudié que dans les cas d'endosmose, où le pouvoir d'imbibition de la membrane, différent pour chaque substance, vient compliquer l'action de la diffusion. Une diffusibilité semblable à celle des gaz, s'il est permis de se servir de cette expression, et si cette propriété existe dans les liquides, permettrait de séparer et de décomposer des mélanges de substances inégalement diffusibles ; et comme la propriété en question est purement et simplement physique, une conséquence nécessaire de la densité, et proportionnelle à la densité, il s'ensuit qu'on aurait, pour les substances dissoutes, une échelle de densités analogue à celle des densités de vapeur, fait entièrement neuf au point de vue des théories de la constitution moléculaire des corps.

En se fondant sur le phénomène d'abaissement de température obtenu par la dissolution de certains sels, Gay-Lussac admet que les molécules du sel se répandent dans l'eau, comme un gaz comprimé auquel on permet d'occuper un volume plus considérable.

Ce savant illustre considère les phénomènes de solubilité comme entièrement différents de ceux qui dépendent de l'affinité chimique, et comme le résultat d'une attraction physique ou mécanique. En effet, la combinaison chimique est, en général, accompagnée d'un dégagement de chaleur, tandis que la dissolution est caractérisée par une production de froid. Les corps qui se combinent chimiquement sont dissemblables, tandis que le corps soluble et son dissolvant sont similaires.

Au point de vue de la solubilité, on ne fait attention, en général, qu'à la quantité de matière dissoute ; mais il faut apprécier en même temps la force qui maintient le sel en dissolution, force indépendante de la quantité de matière dissoute. Ainsi dans les deux sels hy-

dratés, le pyrophosphate et le sulfate de soude, nous trouvons de part et d'autre 10 équivalents d'eau de cristallisation ; mais la force qui les maintient réunis est différente, l'un se conservant à l'air sec, et l'autre étant efflorescent à un haut degré. De même pour deux sels également solubles, l'intensité de l'attraction réciproque entre le sel et l'eau peut être fort différente. Prenons pour exemple l'iodure d'amidon, ou le sulfindylate de potasse, d'une part, et l'acide hydrochlorique ou l'acétate de potasse qui précipitent les premiers, en prenant leur place dans la dissolution. Il faut donc, lorsqu'on détermine si une solubilité est grande ou petite, dire en même temps si elle est puissante ou si elle est faible.

Deux théories ont été émises, et toutes deux expliquent suffisamment les phénomènes. Dans l'une, celle de Dalton, la diffusibilité d'un gaz est rapportée immédiatement à sa force élastique; dans l'autre on admet une attraction réciproque entre les molécules des deux gaz. Cette attraction ne produit pas une diminution de volume au moment du mélange, puisqu'elle n'existe qu'à la surface des molécules. Elle est de la même intensité pour tous les gaz ; et par suite, ses effets dépendent du poids de la molécule ; en sorte que la vitesse de diffusion d'un gaz a, dans les deux théories, le même rapport avec sa densité.

Cette attraction superficielle de molécule à molécule rappelle celle à laquelle on a recours pour l'explication des phénomènes de capillarité.

M. Graham fit une expérience préparatoire sur la diffusion de l'acide carbonique dans l'eau.

Deux flacons à larges goulots rodés furent appliqués l'un sur l'autre de manière à joindre hermétiquement ; l'un d'eux fut rempli d'eau chargée d'acide carbonique, le second flacon rempli d'eau distillée fut renversé et fixé sur le premier. Au bout de 48 heures on dosa l'acide carbonique des deux flacons et l'on trouva les rapports de 1,18 : 12,80.

M. Graham a étendu ces expériences sur les hydracides, sur les sels, sur des matières organiques ; il résume son intéressant mémoire par les conclusions que voici :

1° La diffusibilité est un caractère fondamental, comparable à la volatilité par exemple.

2° La diffusibilité peut, sous un nouveau point de vue, se placer à côté de la densité des liquides. Ce fait, que les rapports de diffusibilité de substances diverses dépendent de poids égaux et pas du tout

des poids atomiques, intéresse au plus haut degré les théories de chimie moléculaire ; ce n'est plus aux atomes de Dalton que nous avons affaire, mais à des masses reliées entre elles par un rapport de poids plus simple.

3° La diffusibilité permet de séparer les corps en groupes de substances également diffusibles : les limites de cette division vont au delà des limites de l'isomorphisme.

4° La diffusibilité partage en deux groupes les sels de potasse et de soude, les sulfates d'un côté et les nitrates de l'autre.

5° La diffusibilité permet de séparer un mélange de sels.

6° Elle peut produire des décompositions chimiques.

7° Elle peut enfin venir en aide aux recherches sur l'endosmose ; connaissant la diffusibilité d'un sel dans un liquide donné, on peut déterminer l'influence particulière à la membrane.

19. — Recherches sur une nouvelle propriété des gaz ; par M. GRAHAM (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXVIII, p. 457).

Toutes les expériences faites pour apprécier la vitesse avec laquelle les différents gaz se précipitent dans un espace vide, ou passent, sous une pression quelconque, à travers un orifice en mince paroi, conduisent à la loi physique suivante : la durée du passage de volumes égaux est proportionnelle aux racines carrées de la densité des divers gaz. Cette loi est également vraie pour l'effusion d'un gaz, comme pour sa diffusion dans une atmosphère, formée d'un autre gaz. Dans ces deux cas, le résultat n'est autre chose qu'une conséquence de la pesanteur spécifique.

La vitesse avec laquelle des gaz différents traversent un tube dépend nécessairement, et à un haut degré, de leur loi d'effusion, lorsque le tube est court, et que son ouverture se rapproche d'un orifice en mince paroi. Mais si l'on augmente progressivement la longueur du tube, en maintenant constant le diamètre de l'ouverture, la résistance s'accroît, la vitesse du passage se ralentit et finit, pour des gaz différents, par s'écarter rapidement de la vitesse d'effusion. Cependant la vitesse des gaz différents paraît à la fin se trouver dans un certain rapport avec la longueur du tube et la résistance à l'écoulement ; et ce rapport reste le même pour des longueurs et des résistances plus considérables. Une fois ce rapport atteint, le passage de tous les gaz se ralentit proportionnellement

aux accroissements de longueur du tube, ou, en d'autres termes, à la résistance à l'écoulement.

Comme les volumes de gaz écoulés au travers d'un tube paraissent dépendre d'une propriété nouvelle et particulière, M. Graham a donné à cette dernière le nom de *transpirabilité*. Elle ne paraît point modifiée par la matière même du tube, car l'auteur l'a trouvée la même pour des tubes capillaires faits en verre, en cuivre ou en stuc poreux.

L'un des résultats les plus généraux et les plus simples qui découle des expériences de M. Graham est celui-ci : la vitesse de transpirabilité de l'hydrogène est exactement le double de celle de l'azote. On se rappellera que le rapport des densités de ces gaz est moins simple, puisqu'il est représenté par 1 : 14. La transpirabilité de l'oxyde de carbone, de même que sa pesanteur spécifique, paraît identique à celle de l'azote.

Entre l'azote et l'oxygène, la transpirabilité est en raison inverse des densités de ces deux gaz, c'est-à-dire :: 14 : 16. En des temps égaux, ce ne sont pas des volumes égaux, mais des poids égaux qui traversent. Des mélanges d'oxygène et d'azote ont une transpirabilité moyenne, et on trouve que la durée du passage de l'air, comparée à celle de l'oxygène, est aussi proportionnelle à sa densité.

Le rapport entre l'azote et l'oxygène est aussi précis que celui qui existe entre l'azote et l'hydrogène. Les densités calculées d'après les poids atomiques étant 1 pour l'oxygène, 0,901 pour l'air, et 0,875 pour l'azote, les temps observés, c'est-à-dire la durée du passage de volumes égaux, sont représentés par les nombres; 1 pour l'oxygène, 0,897 à 0,901 pour l'air, et 0,868 à 0,8703 pour l'azote.

Ces différences sont du même ordre que celles qui existent dans les déterminations de densité. Les écarts se produisent en sens inverse, la différence dans les temps de passage étant au-dessus au lieu d'être au-dessous du temps calculé.

Les questions qui réclament l'examen le plus attentif sont les suivantes :

1° Détermination de la résistance et des dimensions de l'orifice capillaire, qui donne une transpirabilité normale; détermination des propriétés utiles des tubes capillaires.

2° Nouvelles déterminations de la transpirabilité des divers gaz et vapeurs.

3° Influence sur la transpirabilité des variations de densité et de force élastique déterminées par les variations de pression.

4° Influence de la température.

Sans rapporter ici les nombreuses expériences de M. Graham, nous transcrivons les conclusions de cet important travail.

1° Les vitesses propres aux différents gaz pour traverser des tubes capillaires sont entre elles dans un rapport constant, et paraissent déterminer l'existence d'une propriété particulière que j'ai nommée la *transpirabilité*. La constance de ces rapports résulte d'observations faites sur des capillaires dont la résistance variait de 1 à 1000.

On peut surtout remarquer les faits suivants :

La vitesse de l'hydrogène est exactement le double de celle de l'azote et de l'oxyde de carbone.

Les vitesses de l'azote et de l'oxygène sont inversement proportionnelles aux densités de ces deux gaz.

La vitesse du bioxyde d'azote est la même que celle de l'azote et de l'oxyde de carbone.

Les vitesses de l'acide carbonique et du protoxyde d'azote sont les mêmes; et directement proportionnelles aux densités, relativement à l'oxygène.

La vitesse de l'hydrogène protocarboné est les 0,8 de celle de l'hydrogène.

La vitesse du chlore est 1,5 de celle de l'oxygène. Celles du brome et de l'acide sulfurique en vapeur sont les mêmes que celle de l'oxygène.

La vapeur d'éther a la même vitesse que celle de l'hydrogène.

Le gaz oléfiant, l'ammoniaque et le cyanogène paraissent avoir une vitesse à peu près égale, sensiblement double de celle de l'oxygène.

Les combinaisons méthyliques semblent avoir une vitesse inférieure à celle des composés éthyliques correspondants et leur semblent liées par un rapport constant.

2° La résistance d'un tube capillaire d'un calibre uniforme au passage d'un gaz, est directement proportionnelle à la longueur du tube.

3° La vitesse du passage de volumes égaux d'air à la même température, mais de forces élastiques différentes, est directement proportionnelle à la densité.

4° La chaleur agit en diminuant la vitesse d'écoulement de vo-

lumes égaux, absolument comme pourrait le faire une diminution de force élastique.

5° Il faut des tubes capillaires de grande résistance pour démontrer la loi relative aux densités; et il les faut de la plus grande résistance possible pour démontrer la loi relative aux températures.

6° Enfin, l'écoulement est en rapport direct avec la densité, que les accroissements de cette dernière soient dus ou non à la compression, au froid ou à la présence d'un corps simple en combinaison, l'oxygène par exemple, comme c'est le cas pour l'acide carbonique.

20. — Sur l'eudiométrie; par M. MARCHAND (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 449).

Le procédé proposé par M. Marchand pour l'analyse des gaz est une modification de celui de M. Bunsen (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 75) et de MM. Regnault et Reiset (*ibid.*, p. 118); l'auteur l'expose avec soin; son mémoire est accompagné de figures que nous ne pouvons reproduire ici. Malgré l'habileté et le talent de ce chimiste que les sciences viennent de perdre, nous ne croyons pas que le procédé qu'il décrit dans ce mémoire l'emporte en rien sur les deux procédés que nous venons de nommer et qui lui ont servi de point de départ.

A cette occasion l'auteur publie les analyses qu'il a faites d'après son procédé avec de l'air recueilli dans les gisements de lignite de Zscherben à un mille de Halle.

Cet air est très-souvent irrespirable, parfois cependant, on peut pénétrer jusqu'au fond et avoir de la lumière sans que celle-ci s'éteigne. Mais alors même que ce cas se présente, la respiration n'en est pas beaucoup affectée et on n'a jamais senti de vertige.

M. Marchand a analysé le gaz recueilli sur différents points de la mine, voici les résultats :

	I.		II.		III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
	8 h. du matin	8 h. du soir.	8 h. du matin	8 h. du soir.						
Oxygène.....	20,92	20,91	20,02	20,91	20,52	20,01	18,20	16,30	15,23	16,23
Acide carboniq.					0,10	0,12	0,20	0,18	0,22	0,21
Azote.....					79,379	79,87	81,59	83,40	84,45	83,56

N° I est l'air atmosphérique recueilli ce jour-là à Halle; 10,000 volumes de cet air contenaient 5,25 volumes d'acide carbonique.

N° II est de l'air pris à l'entrée de la mine.

N° III a été pris à l'intérieur à 300 pas de l'entrée.

N° IV a été pris à 600 pas dans la mine.

N° V a été pris à 900 pas.

N° VI a été pris tout près du n° V, et dans une galerie abandonnée où la lumière brûlait difficilement.

N° VII a été pris un peu plus loin; la lumière s'y éteint.

N° VIII a été pris au fond, les lampes ne brûlent qu'à peine.

L'auteur n'a trouvé ni oxyde de carbone ni hydrogène carboné.

Ce sont les pyrites qui déterminent ici la disparition de l'oxygène qui n'est pas remplacé par de l'acide carbonique.

M. Moyle a obtenu des résultats analogues aux précédents en analysant un air recueilli dans les mines de Cornouailles; une moyenne de 18 analyses dans lesquelles l'oxygène oscillait entre 14,5 et 18,5; l'acide carbonique entre 0,06 et 0,23, lui a donné :

Oxygène.....	17,000
Acide carbonique.....	0,085

Nous rappelons à cette occasion les analyses exécutées par M. Leblanc sur l'air recueilli dans les mines de Poullaouen (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 783), air dans lequel l'oxygène était tombé jusqu'à 9 pour 100.

21. — Observations sur la sursaturation des dissolutions salines; par M. H. LÖEWEL, de Munster (Haut-Rhin) (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 163).

Le sulfate de soude cristallisé par le refroidissement renferme 10 atomes d'eau lorsque sa solution se refroidit au contact de l'air.

On sait, surtout depuis les observations de Gay-Lussac sur les solutions salines, qu'une solution de sulfate de soude faite à saturation à la température où elle bout, renfermée dans un tube de verre vide d'air, est susceptible, par le refroidissement, d'atteindre, sans cristalliser, à un degré de concentration bien plus grand que si le refroidissement eût eu lieu avec le contact de l'air. De sorte qu'il y a deux degrés de saturation pour le même sel, suivant que la solution faite à chaud est refroidie avec le contact de l'air, ou qu'elle l'est sans ce contact.

Dans cette dernière circonstance on peut dire que la solution est sursaturée relativement à la première circonstance.

Gay-Lussac a observé que si la solution sursaturée, qui a été refroidie sans le contact de l'air à la température ordinaire, cristallise dès qu'on lui donne ce contact, ce phénomène ne peut être attribué à la pression de l'atmosphère.

Voilà le point de départ des expériences de M. Henri Lœwel.

Il fit trois solutions de sulfate de soude à chaud ; chacune, formée de 30 gr. de sulfate et de 15 gr. d'eau, était renfermée dans des tubes scellés à la lampe :

Le tube n° 3 contenait du fil de platine ;

Le tube n° 2 des fragments de verre aigus ;

Le tube n° 1 ne renfermait que la solution.

Pendant plus de deux mois que les tubes furent exposés à des températures variant de 15 à 25 degrés, il ne se déposa rien, même par l'agitation.

La température étant descendue de 6 à 7 degrés, des cristaux se formèrent en quantité égale dans les trois tubes.

La quantité des cristaux annonçait que leurs eaux mères étaient encore à l'état de sursaturation. L'agitation n'en augmentait pas la masse.

Si la température de l'atmosphère s'élevait, l'agitation les faisait disparaître ; et le retour d'une température de 7 ou de 8 degrés les faisait reparaitre.

En rompant les tubes, décantant les eaux mères dans des capsules, on observait les deux phénomènes suivants :

1° Les *cristaux* des tubes, touchés par une baguette de verre, devenaient opaques dans toute leur masse, en commençant par la partie touchée : le simple contact de l'air produisait à la longue le même phénomène ;

2° Les *eaux mères décantées* dans des capsules, se prenaient en masse cristalline.

Les premiers cristaux étaient du sulfate de soude à 8 atomes d'eau, ou peut-être à 7 atomes.

Ce sel a été signalé par M. Faraday et par M. Ziz.

Les cristaux des eaux mères produits sous l'influence de l'air étaient le sulfate de soude ordinaire à 10 atomes.

M. Lœwel a fait beaucoup d'observations sur la préparation du sulfate de soude à 8 atomes d'eau.

Ce sel cristallise en longs prismes à base rhombe; en devenant opaque par le contact de certains corps, il s'échauffe.

Il s'est assuré que l'eau mère de ces cristaux renferme, pour une température déterminée, une quantité définie de sulfate à 8 atomes d'eau.

On avait pensé généralement que l'état de sursaturation des solutions salines était très-instable, puisqu'il cessait d'exister par des causes qui semblaient purement mécaniques, telles que l'agitation, le contact d'un corps solide inerte, chimiquement parlant.

Les expériences précédentes montrent que l'agitation d'une part, et d'une autre part des fragments de verre, des fils de platine, introduits dans la solution sursaturée avant le refroidissement, n'ont aucune influence sur la production des cristaux.

Le courant électrique ne détermine aucun changement dans une solution de sulfate de soude à 8 atomes d'eau.

Une solution de sulfate de soude à 8 atomes, en cristallisant, dégage de la chaleur ainsi que Gay-Lussac l'a observé.

Le sulfate de soude à 8 atomes, cristallisé, en dégage pareillement lorsqu'il devient opaque, comme on l'a dit déjà.

Une solution de sulfate de soude saturée bouillante, versée dans une capsule avec le contact de l'air, se couvre d'une pellicule de sel anhydre, et de 32 à 29 degrés, elle donne des cristaux à 10 atomes d'eau, et la pellicule disparaît peu à peu.

Si la capsule dans laquelle on verse la solution de sulfate de soude saturée bouillante est placée dans une atmosphère limitée par une cloche où l'air ne peut se renouveler que très-difficilement, par exemple une cloche de 6 à 8 litres pour une capsule renfermant 1 litre de solution, la liqueur conserve l'état de sursaturation par le refroidissement, et il ne s'y forme des cristaux qu'à une température inférieure à 12 degrés, et ces cristaux sont le sel à 8 atomes d'eau.

La solution peut rester à l'état de sursaturation pendant huit à quinze jours; pendant qu'elle conserve cet état, les secousses, les vibrations, l'agitation, n'y déterminent aucune cristallisation; mais si la cloche est enlevée, la liqueur se prend en masse, en donnant des cristaux à 10 atomes d'eau.

En mettant sous la cloche de la chaux anhydre à la température de 24 degrés, la solution donne des cristaux à 8 atomes d'eau.

En couvrant un ballon dans lequel on a fait une solution saturée

bouillante de sulfate de soude, d'une petite capsule de verre ou de porcelaine, la liqueur reste à l'état de sursaturation.

Dans des tubes ouverts, d'un diamètre de 6 à 10 millimètres, l'état de sursaturation se maintient très-longtemps, c'est-à-dire trois, quatre, six, huit semaines et davantage. La cristallisation commence toujours au contact de l'air.

L'agitation ne détermine pas la cristallisation du sulfate à 10 atomes d'eau ; mais une parcelle de sulfate de soude la détermine, ou le simple contact d'une baguette de verre ou de métal.

M. H. Læwel a fait des observations très-intéressantes sur les circonstances *du contact* qui peuvent amener ou ne pas amener la cristallisation du sulfate à 10 atomes.

Une baguette de verre ou de métal qui détermine la formation du sulfate de soude à 10 atomes, quand on la plonge dans la liqueur sursaturée, perd cette propriété si elle a été préalablement chauffée de 40 degrés à 100 degrés. Et s'il n'en était pas ainsi, pourquoi la solution sursaturée se conserverait-elle dans une capsule, dans une cloche de verre au-dessus d'une température de 8 degrés ?

Une baguette de verre ou de métal, chauffée préalablement à 100 degrés, conserve la propriété de ne pas opérer la cristallisation, même après dix à quinze jours, la température variant de 0 à 20 degrés, si, après y avoir adapté un bouchon, on ferme avec celui-ci un flacon contenant de l'air, de manière que la plus grande partie de la baguette ne soit pas exposée au contact libre de l'atmosphère ; car si la baguette retirée du flacon est exposée un quart d'heure à l'air libre, elle opère la cristallisation.

On voit donc que la chaleur prive les baguettes de verre, de métal, de leur activité, tandis que le contact de l'air libre la leur rend.

Un contact de douze heures des baguettes avec l'eau les prive aussi de leur activité, qu'elles recouvrent en séchant par leur exposition à l'air libre.

L'eau ne détermine pas la cristallisation de la liqueur sursaturée. L'alcool froid la détermine, mais non l'alcool chaud.

M. Læwel est parvenu à produire des solutions sursaturées, en opérant la solution du sulfate de soude à des températures ne dépassant pas 26 degrés.

Il s'est assuré que la solution sursaturée de sulfate de soude concentrée par évaporation sur un verre préalablement privé de son activité, donne des cristaux de sel à 8 atomes d'eau.

Il semblerait, dit M. Lœwel, que les corps qui déterminent la cristallisation du sulfate à 10 atomes d'eau, *attireraient* les molécules cristallines, tandis que les corps passifs les *repousseraient*. Cela *indiquerait* que les parois des vaisseaux contenant une solution sursaturée, exerceraient une action qui serait antagoniste de celle de l'air.

En définitive, sans l'action de l'air et des corps qui déterminent la cristallisation du sulfate de soude à 10 degrés, nous ne connaîtrions que le sulfate à 8 atomes d'eau ou plutôt à 7 atomes. Cette proportion d'eau paraît plus probable à M. Lœwel que la première.

M. Lœwel a constaté que le sous-carbonate de soude, l'alun potassique, l'alun de chrome, etc., présentent des phénomènes analogues, mais ces observations seront l'objet de communications ultérieures.

22. — Sur quelques faits nouveaux relatifs au gaz oxyde de carbone ; par M. F. LEBLANC (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 483).

En cherchant à déterminer l'oxygène dans un gaz à éclairage, par le protochlorure de cuivre ammoniacal, MM. Stas, Doyère et Leblanc ont reconnu que ce réactif dissolvait l'oxyde de carbone en proportion très-notable, et qu'il dissolvait également le gaz oléfiant.

M. Leblanc, qui a entrepris l'étude de cette propriété, a constaté les faits que voici :

Lorsqu'on fait passer un courant d'oxyde de carbone dans une dissolution de protochlorure de cuivre dans l'acide chlorhydrique, le gaz est absorbé en quantité considérable et avec une rapidité comparable à celle qui accompagne l'absorption de l'acide carbonique par la potasse ; mais la température ne s'élève que peu comparativement.

Le protochlorure de cuivre ammoniacal, à l'abri du contact de l'air, se comporte de la même manière, et la quantité de gaz absorbée est la même pour une même quantité de cuivre dissous. Cette dissolution bleuit ensuite au contact de l'air et peut encore servir à absorber l'oxygène.

Le protochlorure de cuivre acide, saturé d'oxyde de carbone, peut être étendu d'eau, même en grande quantité, sans qu'il y ait précipitation de protochlorure de cuivre comme avant l'absorption et sans dégagement de gaz. L'addition de l'alcool ne manifeste au-

cun trouble; l'éther paraît détruire, au moins partiellement, le composé que l'auteur n'a pas encore pu obtenir à l'état solide.

L'ébullition et un *vide complet* chassent le gaz; néanmoins, M. Leblanc ne désespère pas encore de parvenir à isoler la combinaison.

Le fait de l'absorption de l'oxyde de carbone par le protochlorure de cuivre paraît du même ordre que l'absorption du bioxyde d'azote par les sels de protoxyde de fer, en ce sens que l'absorption paraît se faire en proportions définies.

A cet effet, l'auteur s'est servi d'une liqueur cuivreuse d'un titre connu, et détermine, soit le volume, soit le poids de l'oxyde de carbone fixé correspondant à une quantité de cuivre connue. Les nombres se rapprochent d'être des équivalents égaux de cuivre et d'oxyde de carbone.

Les sels de fer et d'étain au minimum n'agissent point sur l'oxyde de carbone.

Les divers sels de protoxyde de cuivre en dissolution dans l'ammoniaque, absorbent l'oxyde de carbone comme le protochlorure de cuivre, par exemple le sulfite ammoniacal.

Ces faits ajoutent un nouvel intérêt à l'histoire chimique de l'oxyde de carbone, indépendamment d'un nouveau réactif pour l'oxyde de carbone et l'analyse des mélanges gazeux.

L'absorption de l'oxyde de carbone par le potassium, pour former un composé qui renferme les éléments de l'oxyde de carbone condensé, établit une analogie de plus entre l'oxyde de carbone et le cyanogène. D'ailleurs, M. Leblanc a constaté, au surplus, que le cyanogène agit sur le protochlorure de cuivre qui l'absorbe avec formation d'un dépôt jaune de chrome dont la couleur se modifie rapidement à l'air.

M. Doyère s'est occupé, de son côté, de ces propriétés au point de vue de leur emploi dans l'analyse des mélanges gazeux. Il a reconnu que cet emploi est susceptible d'une grande précision.

23. — Sur les produits de la décomposition des acides sulfhydrique et sulfureux au sein de l'eau ; par MM. SOBRERO et SELMI (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXVIII, p. 210). — **Note sur les acides thioniques**, par MM. FORDOS et GÉLIS (*ibid.*, p. 451.)

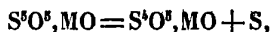
En étudiant les produits de l'action de l'acide sulfureux et de l'acide sulfhydrique sous l'influence de l'eau, M. Wackenroder

obtient l'acide pentathionique (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 14). MM. Sobrero et Selmi, qui ont fait quelques expériences sur ce point, ont trouvé que, indépendamment de l'acide pentathionique, il se formait en outre de l'acide tétrathionique, de l'acide hyposulfureux et de l'acide sulfurique. Ils ajoutent : « Il serait très-important de déterminer dans quelles circonstances il se forme l'un ou l'autre des acides mentionnés : certainement la différence des produits doit dépendre de la proportion relative des deux gaz, et, en outre, de la concentration du liquide dans lequel ils se décomposent et de la température. Nous n'avons aucune donnée positive à cet égard. »

MM. Fordos et Gélis pensent que ces questions ne doivent plus être posées, dans l'état actuel de la science ; car il suffit, pour les résoudre, de se rappeler l'une des propriétés les plus importantes de l'acide pentathionique et des pentathionates que ces chimistes ont indiquée avec le plus grand soin dans un mémoire sur les acides du soufre, publié dans les *Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXII.

Il résulte des faits publiés par eux, à cette époque (1849), que l'acide pentathionique libre ou combiné est un corps excessivement altérable. Les acides de la série thionique sont d'autant moins stables, qu'ils contiennent plus de soufre, et l'acide pentathionique, étant le plus sulfuré des acides de la série, est aussi celui qui se décompose le plus facilement.

Une dissolution aqueuse d'acide pentathionique, ou d'un pentathionate quelconque, ne peut être conservée sans trouble ; à peine obtenue, elle perd sa transparence, et bientôt il se forme un dépôt de soufre, qui peu à peu cristallise sur les parois du vase. Le premier produit de cette décomposition qui peut être représenté par une formule simple :

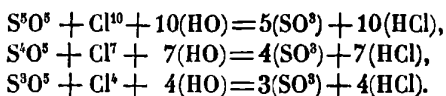


est de l'acide tétrathionique : il était donc facile à MM. Sobrero et Selmi de prévoir à l'avance qu'ils trouveraient cet acide dans les résultats d'une réaction dont le produit initial est l'acide pentathionique.

Mais les décompositions ne s'arrêtent pas là, l'acide tétrathionique devient à son tour acide trithionique; et ce fait ne saurait être mis en doute, car si après avoir préparé une grande quantité de dissolution de pentathionate de baryte, on fractionne les liqueurs

de manière à pouvoir les analyser plusieurs fois à différentes époques, on remarque que les dépôts que l'alcool absolu forme dans ces liqueurs absorbent des quantités de chlore d'autant plus faibles, que l'on s'éloigne davantage du moment de leur préparation, et si l'on compare le nombre d'équivalents représentés par le poids du chlore absorbé, au nombre d'équivalents de sulfate de baryte fournis par le produit de la calcination d'une même quantité de sel, on reconnaît que dans les premiers jours, les cristaux que l'on obtient absorbent de 8 à 9 équivalents de chlore; que plus tard, les cristaux obtenus n'en absorbent plus que 7 équivalents; et qu'enfin à partir de ce point, la liqueur, qui jusqu'à ce moment avait toujours précipité en jaune par l'azotate mercureux, commence à donner, avec ce réactif, des précipités de plus en plus noirâtres, jusqu'au moment où elle ne contient plus que du trithionate de baryte, qui précipite en noir l'azotate mercureux, et dont chaque équivalent n'absorbe plus que 4 équivalents de chlore.

Les différents acides thioniques étant tous transformés en acide sulfurique par le chlore, absorbent en effet des quantités très-différentes de ce corps, comme l'indiquent les équations suivantes :



Il est donc évident que l'acide ($S^3 O^5$) se rencontre, comme l'acide ($S^4 O^5$), dans les produits de la décomposition de l'acide pentathionique, et, par conséquent, dans les produits de la réaction des acides sulfureux et sulfhydrique au sein de l'eau; et si MM. Sobrero et Selmi n'ont pu constater la présence de cet acide, cela tient uniquement à ce qu'ils ont toujours opéré sur des produits récemment préparés.

Quant à l'acide sulfurique et à l'acide hyposulfureux, leur formation est tout aussi facile à expliquer. Tous les acides de la série thionique peuvent éprouver, indépendamment des altérations que nous venons d'indiquer, une décomposition ultime dont les produits sont l'acide sulfurique, l'acide sulfureux et le soufre en quantité variable suivant l'acide.

L'acide sulfurique trouvé provient de cette décomposition ultime qui s'exerce toujours sur une petite partie des produits.

L'acide sulfureux provenant de la même cause se transforme en sulfite au moment de la saturation des liqueurs, et ce sulfite devient à son tour hyposulfite, en se combinant au soufre, qui existe toujours en grand excès dans ces liqueurs.

Nous rapportons ces détails d'après les auteurs qui ont cru utile de donner ces éclaircissements pour empêcher, autant que possible, la confusion de se glisser, par suite de résultats mal interprétés, dans une question qui a besoin d'être étudiée sans précipitation.

A ce mémoire, MM. Fordos et Gélis rattachent quelques réactions des acides thioniques qui se rapportent, jusqu'à un certain point, aux altérations qui précèdent. Nous voulons parler de l'action des alcalis et de la potasse, en particulier, sur les acides du soufre à 5 équivalents d'oxygène.

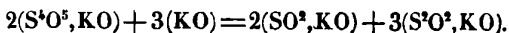
Ces acides semblent partager avec un grand nombre de corps altérables, tels que l'eau oxygénée et les polysulfures d'hydrogène, la propriété remarquable indiquée par M. Thénard, d'acquiescer de la stabilité en présence des acides. Ainsi, lorsqu'on traite par l'eau les chlorures de soufre, qui donnent naissance, en présence de ce liquide, à l'acide pentathionique et à du soufre, on remarque que les décompositions de cet acide et de ces produits marchent avec bien moins de rapidité, si, au lieu d'employer de l'eau pure, on prend la précaution de saturer d'abord cette eau d'acide sulfureux, ou de l'aciduler fortement avec l'acide chlorhydrique, ce qui ne change rien aux réactions. Les alcalis en dissolutions étendues, au contraire, décomposent facilement ces acides, à l'exception de l'acide dithionique de Gay-Lussac et Welter.

Mais un fait remarquable, et qu'il était difficile de prévoir *a priori*, c'est qu'on ne retrouve jamais l'acide sulfurique parmi les produits de ces décompositions.

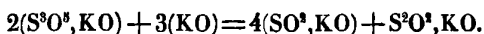
Si l'on a employé l'acide pentathionique et de la potasse, l'acide est transformé tout entier en hyposulfite de potasse, par un simple changement moléculaire :



Si l'on a opéré sur un tétrathionate, l'hyposulfite de potasse obtenu est mêlé de sulfite de potasse dans la proportion de 3 équivalents du premier pour 2 du second :



Si c'est le sel de M. Langlois qui a servi à l'expérience, la quantité de sulfite est plus forte. La réaction donne 4 équivalents de sulfite pour un seul équivalent d'hyposulfite :



Dans ces trois réactions, les quantités de potasse réagissantes sont les mêmes. Mais le trithionate se décompose plus difficilement que les deux autres et exige une ébullition plus prolongée.

Le dithionate n'est pas dédoublé par la potasse en dissolution.

Tous ces dédoublements sont très-remarquables et diffèrent complètement de ceux que les mêmes acides éprouvent spontanément ou par l'action de la chaleur. Voici, du reste, par quel moyen analytique nous avons pu constater les résultats qui précèdent.

Dans tous les cas, les auteurs ont opéré sur des sels de baryte récemment préparés et analysés par le chlore quelques instants avant l'expérience. Sans cette précaution, on risquerait de soumettre à la réaction des produits altérés, et, dans ce cas, on pourrait obtenir, comme cela est arrivé à M. Kessler, des sulfures et des sulfates.

On traitait dans chaque expérience 0^{gr.}, 4 de sel par 4 ou 5 gr. de potasse hydratée, dissoute dans 50 gr. d'eau.

Après avoir maintenu pendant quelque temps ce mélange à l'ébullition, on ajoutait à la liqueur bien refroidie de l'acétate de zinc en quantité suffisante pour saturer toute la potasse.

Dans quelques expériences, on a même employé directement à la saturation, de l'acide chlorhydrique ou acétique, mais dans ce cas on évitait avec le plus grand soin d'employer un excès d'acide.

La liqueur ainsi saturée était traitée par une dissolution titrée d'iode; puis on redissolvait l'oxyde de zinc par l'acide chlorhydrique dilué.

Dans le cas où la liqueur ne contenait pas de sulfite, il ne se formait pas de dépôt, et le poids de l'iode absorbé indiquait la quantité d'hyposulfite qui s'était formée.

Lorsque la liqueur contenait un sulfite après l'absorption de l'iode et l'addition d'acide chlorhydrique, on recueillait quelques gouttes d'un sel de baryte, on recueillait le précipité de sulfate de baryte, dont le poids indiquait celui du sulfite, et en retranchant du poids total de l'iode absorbé la quantité d'iode exigée par l'acide sul-

fureux trouvé, la différence indiquait facilement l'acide hyposulfureux contenu dans le mélange.

Dans toutes ces expériences, les liqueurs alcalines traitées par un aciderestaient transparentes avant l'absorption de l'iode, bien qu'elles contiennent un sel de baryte en dissolution.

L'expérience est prompte et facile à exécuter ; cependant le traitement par l'iode doit être fait avec lenteur lorsque la liqueur a été saturée par l'acétate de zinc, parce que le sulfite de zinc qui se forme dans ce cas est très-peu soluble, et se précipite au fond du vase, sous forme de cristaux grenus que l'iode n'attaque que difficilement. C'est ce qui nous a fait employer quelquefois directement l'acide, mais alors il faut bien refroidir les liqueurs avant la saturation, pour éviter de perdre de l'acide sulfureux.

Les résultats contenus dans la note de MM. Fordos et Gélis sur l'action des alcalis sur les acides thioniques, expliquent deux faits qui auraient pu sembler contradictoires : on comprendra facilement maintenant comment les chlorures de soufre, qui ne donnent jamais, lorsqu'on les traite par l'eau, que des acides à 5 équivalents d'oxygène, fournissent, au contraire, des sels à acides de la série sulfurique, lorsqu'on les traite par des dissolutions alcalines.

24. — Sur les hydrates d'acide sulfurique ; par M. JACQUELAIN
(*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXX, p. 343).

M. Jacquelain a cherché à mettre un peu d'ordre dans les indications si contradictoires que nous possédons sur les points de congélation des différents hydrates d'acide sulfurique ; parmi ces indications il en est deux qui paraissent exactes, c'est celle de Keir, au sujet de l'acide à 2 équivalents d'eau et celle de Morveau, au sujet de l'acide à 1 équivalent.

D'après Keir, l'acide à 2 équivalents d'eau se congèle à $+ 7$ degrés, et d'après Morveau l'acide à 1 équivalent se solidifie à $- 2^{\circ},5$.

M. Jacquelain a préparé l'acide monohydraté en faisant bouillir de l'acide sulfurique pur jusqu'à ce qu'il eût acquis une densité de 1,84 ; cet acide mélangé, en vase clos, avec la proportion d'eau nécessaire, donna de l'acide sulfurique à 2 équivalents d'eau. Ensuite ces acides furent introduits dans des tubes de 1,5 de diamètre et plongés dans un mélange réfrigérant ; les résultats observés se trouvent consignés dans le tableau que nous donnons plus bas.

M. Jacquelain tombe dans une légère contradiction en disant, qu'il a vainement essayé des mélanges d'eau et d'acide sulfurique monohydraté, faits avec beaucoup de soin dans le rapport d'une proportion d'acide et d'une, deux, trois, etc., proportions d'eau, sans avoir obtenu de cristallisation par un froid de -20 à -40 degrés, puisqu'il a obtenu de l'acide cristallisable à 2 atomes d'eau préparé par le procédé qui lui a donné des résultats négatifs quelques lignes plus haut.

En dirigeant jusqu'à saturation de la vapeur d'acide sulfurique anhydre dans de l'acide monohydraté très-pur, il se produit un acide solide que l'on coule entre deux plaques de porcelaine dégourdie que l'on porte ensuite sur de l'acide sulfurique monohydraté; au bout de 15 jours l'acide présente une composition représentée par la formule



Cet acide fond à $+ 26^\circ$.

Le tableau que voici résume les expériences de M. Jacquelain.

TEMPÉRATURE PENDANT LES PESÉES à $+15^\circ$ C.	POINTS de congélation.	FORMULES.	DENSITÉS des mélanges faits brusquement	DENSITÉS des mélanges faits dans le vide.
		0° C.	$\text{SO}^5, \text{HO} \dots \dots$	1,84
	$+ 80^\circ$ C.	$\text{SO}^5, \text{HO}, \text{HO} \dots$	1,7846	1,7858
	Liquides à -40° C.	$\text{SO}^5, \text{HO}, 2 (\text{HO})$	1,6662	1,6746
	dans le vide et à	$\text{SO}^5, \text{HO}, 3 (\text{HO})$.	1,5681	1,5721
	-20° C. à la pres-	$\text{SO}^5, \text{HO}, 4 (\text{HO})$.	1,4904	perdu.
	sion ordinaire.	$\text{SO}^5, \text{HO}, 5 (\text{HO})$.	1,4313	1,4538

M. Jacquelain a, en outre, reconnu que, de même qu'une solution de sulfate de soude saturée à 100 degrés, les acides à une et à deux proportions d'eau peuvent demeurer dans le vide à une température de beaucoup inférieure à celle où ces dissolutions se prennent en masse sous la pression atmosphérique; ces acides se solidifient du reste subitement si l'on vient à casser la pointe du tube scellé.

25. — De la nature du phosphore amorphe; par M. SCHROETTER
(Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences, t. XXXI, p. 139).

Après avoir rappelé que ses expériences sur le phosphore amorphe (Annuaire de Chimie, 1849, p. 60) ont été confirmées dans les

principaux laboratoires de l'Europe, l'auteur donne sur ce corps intéressant quelques nouveaux détails que nous transcrivons :

« Je n'avais pu, jusqu'à présent, obtenir cette modification du phosphore sous une autre forme que celle d'une poudre ténue et d'un rouge variant du clair au foncé, suivant son degré de ténuité. Dans les nombreux changements auxquels je soumis le traitement de ce corps, je l'obtins quelquefois, comme lors de mon premier travail, sous forme de croûtes dures, peu différentes au reste, quant à l'aspect, du phosphore en poudre, et présentant seulement, aux endroits où il avait été en contact avec le verre, un éclat vitreux plus prononcé. Ce phénomène, qui est évidemment l'effet de ce contact, ne saurait, pour ce motif, tenir à la nature du phosphore amorphe. Toutefois, cette circonstance, que les croûtes affectent une couleur plus foncée que le phosphore en poudre, me fit tenter quelques expériences dans le but de déterminer la nature de ces croûtes. A cet effet, j'exposai du phosphore ordinaire à une température qui était aussi voisine que possible de celle à laquelle il se transforme de nouveau, et au bout d'un temps assez long, environ huit jours, je l'obtins dans l'état que je vais décrire, n'ayant subi que le plus léger des changements qu'il pouvait subir.

« J'avais jugé que si l'on parvenait jamais à obtenir, sous forme cohérente, le phosphore amorphe, ce serait très-vraisemblablement par cette voie. Mon attente ne fut pas trompée; car, ce qui est digne de remarque, le phosphore était, à la fin de l'expérience, passé à l'état d'une masse tout à fait cohérente, d'un rouge brun, présentant aux cassures un éclat métallique imparfait et noir. Cette masse cassante a des cassures complètement conchoïdes. Ces cassures sont irrégulières et offrent des angles aigus et des bords effilés. L'intérieur de la masse affecte la même couleur rouge que le phosphore pulvérisé, en sorte qu'à cet égard la ressemblance entre les propriétés physiques, abstraction faite de la disposition fibreuse, et celle d'une variété de la mine de fer rhomboédrique, l'hématite, est presque complète.

« La dureté du phosphore amorphe cohérent est très-considérable; elle est de 3,5, et tient, par conséquent, le milieu entre celle du spath calcaire et celle du spath fluor. Sa densité est, à 17 degrés centigrades, de 2,089; densité qui est précisément la même que celle que Boettger a trouvée pour le phosphore ordinaire. Mais il ne peut y avoir là qu'une coïncidence fortuite, car j'ai toute raison de

croire que le chiffre de cette densité, quoique assurément fort exact en soi, ne représente pas cependant la densité réelle du phosphore amorphe. Les morceaux que j'ai entre les mains renferment encore un mélange de 0,2 à 0,3 pour 100 de phosphore ordinaire, circonstance qui doit nécessairement altérer un peu sa densité véritable. Et, en effet, des morceaux de phosphore amorphe, qu'on avait soumis à l'influence encore plus prolongée de la chaleur, et qui renfermaient dès lors moins de phosphore ordinaire, présentaient à la température de 17 degrés centigrades une densité de 2,106.

« Dans mon premier mémoire je m'étais fondé uniquement, pour établir que le phosphore modifié, par la lumière ou par la chaleur, devient amorphe, sur ce que cette poudre offre le même aspect à l'œil nu ou vue au microscope du pouvoir le plus grossissant. Mais actuellement cet état de masse cohérente apporte une confirmation complète à mes idées, car ce corps n'offre pas, dans sa cassure, la moindre trace de cristallisation, et il ne présente aucune des propriétés qui ont été observées jusqu'à ce jour chez les corps cristallisés; d'où l'on doit conclure qu'il est amorphe. Nous possédons donc aujourd'hui un phosphore octaédrique et un phosphore amorphe, de même, pour ne citer qu'un exemple analogue, que nous avons un carbone octaédrique et un carbone amorphe, sans compter le rhomboédrique.

« Il est à peine nécessaire d'ajouter que le phosphore amorphe cohérent, autant du moins que j'ai pu jusqu'à présent le constater, se comporte chimiquement de même que le phosphore en poudre. Je dois toutefois faire observer que la proportion moindre de phosphore ordinaire qui y est jointe, donne lieu à quelques phénomènes dont il faut tenir compte; autrement on serait conduit facilement à des erreurs. Lorsqu'on casse un morceau de phosphore cohérent, il arrive souvent qu'il s'enflamme, et la combustion, accompagnée d'une lumière rouge, se continue ensuite lentement, et détermine peu à peu la rupture de la masse; on peut facilement l'éteindre en versant dessus de l'eau. Si l'on pulvérise cette masse sous l'eau, et qu'on laisse séjourner à l'air la poudre qu'on a débarrassée de la plus grande partie de son eau à l'aide d'un filtre en papier, une réaction acide ne tarde pas à s'opérer, l'eau est absorbée, ce qui a lieu également mais plus lentement quand on a préalablement fait bien sécher la poudre. Quand on chauffe cette poudre elle s'enflamme même avant que la

température ait atteint 100 degrés centigrades. Elle brille dans l'obscurité et se combine avec le chlore avec flamme. Tous ces phénomènes ne tiennent pas, comme je l'ai déjà montré, au phosphore amorphe, mais au phosphore ordinaire, qui y est mêlé. Les faits pourraient faire croire à tort que le phosphore amorphe repasse lentement à l'état de phosphore ordinaire; mais il n'en est rien, ou du moins on n'a rien remarqué de cela durant un laps de trois ans et demi. J'ai sur ma table un filtre couvert de phosphore amorphe qui est réduit en morceaux extrêmement petits et qui est soumis de la sorte, depuis plus d'un an, à l'influence de l'air. Je l'arrose de temps en temps; il se sèche, et le phosphore cependant ne donne lieu ni à une réaction acide, ni à aucune odeur. Tout le monde prendrait cette poudre pour de l'oxyde de fer pulvérisé.

« Je dois ajouter, en finissant, que, depuis la publication de mon premier travail sur ce sujet, j'ai eu occasion d'obtenir de nouveau les plus importants des résultats auxquels j'étais arrivé, en changeant en partie les circonstances où je m'étais placé, et j'ai constaté, à ma grande satisfaction, que je n'avais rien à reprendre et à rectifier aux premiers. Qu'il me soit permis d'ajouter encore un fait, bien qu'il ne se rapporte pas tout à fait au sujet de cette communication. Je me suis formellement assuré que le phosphore peut décomposer l'eau, et qu'il le fait déjà à une température de 250 à 260 degrés centigrades. Si l'on met du phosphore humide dans un tube hermétiquement fermé par la fusion à ses deux bouts, et si on l'expose quelque temps à la température susdite, on obtient en brisant le tube un gaz hydrogène phosphoré, qui est mêlé à PH^2 de M. P. Thénard, et qui s'enflamme ensuite de lui-même. On avait déjà admis la décomposition de l'eau par le phosphore, sous l'influence de la lumière, afin d'expliquer, par la formation de l'oxyde de phosphore, la couleur rouge qu'il prend alors. Or, maintenant il résulte des faits ci-dessus mentionnés que cette transformation ne tient pas à la présence de l'eau, mais que celle-ci est réellement décomposée, par le phosphore, à une température peu élevée. »

26. — Sur la phosphorescence du phosphore; par M. MARCHAND
(*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 1).

Les opinions des physiciens sont partagées sur les causes de la phosphorescence du phosphore; les uns l'attribuent à l'oxydation

de la vapeur de ce métalloïde; les autres, et Berzélius notamment, la considèrent comme provenant d'une modification moléculaire. Dans nos précédents *Annales*, nous avons plusieurs fois rendu compte d'expériences faites à ce sujet (voir entre autres *Annuaire*, 1849, p. 65).

M. Marchand résout irrévocablement la question par des expériences qui ne laissent rien à désirer. Suivant elles, la phosphorescence du phosphore n'est due ni à la combustion, ni à la production de l'ozone, comme le pense M. Schœnbein; elle a lieu dans tous les gaz et dans toutes les vapeurs qui ne se combinent pas chimiquement avec le phosphore. Dans certains gaz le phénomène peut avoir lieu à une température très-basse; dans certaines vapeurs le phosphore doit préalablement être chauffé jusqu'au point d'ébullition.

La phosphorescence se produit à la suite de l'évaporation du phosphore, et probablement à la suite d'une modification moléculaire de ce métalloïde; elle diffère de la lumière produite par la combustion et les deux lumières peuvent être produites séparément. La phosphorescence dure tant que dure la volatilisation et à une température qui peut descendre jusqu'au point où le phosphore a perdu toute sa tension; elle cesse quand ce métalloïde s'est recouvert d'une couche qui s'oppose à la vaporisation.

M. Marchand a surtout fait des observations avec du phosphore placé dans l'hydrogène qu'il a obtenu dans un briquet à hydrogène de dimension colossale, dans lequel il a fait dégager de l'hydrogène, pendant plusieurs semaines, de manière à expulser tout l'air atmosphérique; enfin, pour plus de sûreté, il fit passer ce gaz à travers un tube rempli d'éponge de platine chauffé au rouge, puis il fit sécher sur une colonne de chlorure de calcium.

À l'extrémité de ce tube à chlorure, se trouvait un tube effilé contenant un morceau de phosphore parfaitement desséché; ce phosphore était lumineux dans l'obscurité et il était entouré d'une atmosphère lumineuse qui se maintint pendant plus de huit jours.

Une bande de papier enduite d'un empois d'amidon contenant de l'iodure de potassium ne se colora pas pendant tout ce temps: c'est une preuve qu'il ne se forma pas d'ozone pendant toute la durée de l'expérience.

En présence d'une température de -22 degrés centig., le phosphore cessait de luire, mais il redevint luisant dès que la température ve-

naît à s'élever à — 15 degrés centig., toutefois sans être entouré d'une auréole lumineuse.

Les mêmes résultats ont été obtenus avec l'acide carbonique. Si quelques chimistes ont observé avec ces gaz une lueur qui bientôt disparaissait, cette lueur ne tenait pas à la présence d'une petite quantité d'oxygène comme ils le croyaient, mais elle est bien réellement liée à la vaporisation du phosphore et elle cesse du moment que le milieu est saturé de cette vapeur.

M. Marchand fait voir ensuite que la phosphorescence du phosphore dans les gaz, cesse quand ces gaz se trouvent sous pression.

A une basse température et à l'air, le phosphore luit sans que cette lueur soit la conséquence de l'oxydation.

Dans l'oxygène pur et sec la lueur dure plus longtemps que dans le cas contraire, et pendant tout le temps il se forme de l'ozone qui disparaît dès que la lueur cesse.

Les corps qui sont analogues au phosphore produisent tous une légère flamme sans chaleur et sans être, en apparence, accompagnée de produits d'oxydation; toutefois cette flamme est la suite d'une combustion; elle ne se produit que dans l'air ou dans l'oxygène, et elle est toujours accompagnée d'une petite quantité d'ozone; le soufre, l'arsenic, le sélénium et l'antimoine sont dans ce cas.

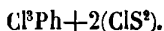
27.—De l'action du soufre sur le perchlorure de phosphore;
par M. GLADSTONE (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 88).

En faisant chauffer du soufre avec du perchlorure de phosphore, M. Gladstone obtint des cristaux incolores qui se liquéfient par l'action de la chaleur et qui passent finalement à la distillation. Ce liquide s'obtient le mieux quand on mélange trois parties de perchlorure avec une partie de soufre, et quand on fait chauffer jusqu'à faire fondre le mélange. Il se produit ainsi un liquide jaune qui imbibe une masse cristalline dont la proportion est très-variable et qui ne paraît être autre chose que du perchlorure de phosphore.

Ces deux composés se volatilisent ensemble et n'ont pu être séparés que superficiellement en décantant d'abord le liquide, le rectifiant ensuite jusqu'à ce que le point d'ébullition fût constant à 125 degrés. Le produit constitue un liquide mobile, assez réfringent, plus lourd que l'eau. Son odeur est acide; il se volatilise à 118 degrés environ. Il dissout beaucoup de soufre et l'abandonne par

le refroidissement en cristaux qui appartiennent aux deux formes de soufre. Le phosphore s'y dissout également à chaud et se sépare en cristaux quand le liquide se refroidit.

Les métaux décomposent ce liquide ; l'hydrogène est sans action, il en est de même de l'acide sulfurique froid, mais l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine, l'hydrogène sulfuré, l'acide nitrique, l'attaquent violemment. L'eau le décompose avec énergie ; bientôt on reconnaît l'odeur du sulfochlorure de phosphore, et le liquide qui laisse déposer du soufre et du sulfure de phosphore renferme de l'acide chlorhydrique, de l'acide sulfurique, de l'acide phosphorique, peut-être de l'acide phosphoreux, et de l'acide sulfophosphorique. Cette décomposition est plus rapide sous l'influence des alcalis. Aussi M. Gladstone l'a appliquée à l'analyse de ce corps qu'il représente par



La densité de vapeur de ce corps est de 515 ; elle a été prise à 203 degrés centig. M. Gladstone considère ce nombre comme correspondant à six volumes de perchlore de phosphore unis à quatre volumes de vapeur de soufre sans condensation.

Les cristaux dont nous avons parlé plus haut, sont représentés par l'auteur par la formule



ils constituent des pyramides à huit pans quand ils se sont formés lentement ; ils renferment souvent du perchlore de phosphore, et l'auteur ne paraît pas absolument fixé sur la formule ci-dessus.

28. — Mémoire sur le sulfure d'azote ; par MM. FORDOS et GÉLIS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 702).

— **Sur la forme cristalline du sulfure d'azote ;** par M. J. NICKLÈS (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXXI).

Le sulfure d'azote découvert par M. Soubeiran a été représenté par ce chimiste par la formule S^3Az basée principalement sur l'action que l'eau exerce sur ce composé ; d'après cette formule, il se fixerait 3 équivalents d'eau sans dégagement aucun, et il se formerait un sesquihyposulfite d'ammoniaque



Comme on ne connaît que des hyposulfites neutres, cette assertion a été plus que suffisante pour engager MM. Fordos et Gélis à re-

prendre l'étude du sulfure d'azote et notamment la manière dont il se comporte avec l'eau. Vers la même époque, M. Laurent publia ses observations sur le sulfure d'azote (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 43), qu'il représente par la formule



le considérant comme de l'hyposulfimide.

Les recherches si consciencieuses de MM. Fordos et Gélis ont mis de l'ordre dans ces assertions contradictoires, et comme leur mémoire renferme beaucoup de faits nouveaux, nous le transcrivons en grande partie.

« Lorsqu'on fait réagir le gaz ammoniac sur le perchlorure de soufre, ces deux matières éprouvent une série de transformations sur lesquelles le défaut d'espace ne nous permet pas de nous arrêter ici, et l'on obtient, en définitive, une poussière d'un jaune pur que M. Soubeiran a considérée, à tort, comme une substance unique et qu'il a désignée sous le nom de *chlorure de soufre biammoniacal*.

« Cette poussière dont nous avons pu retirer, à l'aide de dissolvants, jusqu'à cinq substances, fournit à la fois, lorsqu'on la traite par le sulfure de carbone, du soufre et un produit d'un beau jaune orange. En la lavant à plusieurs reprises et à froid, avec de petites quantités de sulfure de carbone, on dissout tout le soufre; et en traitant la masse ainsi débarrassée de soufre par le même liquide bouillant jusqu'à ce qu'elle ne le colore plus, on enlève toute la matière orangée que la liqueur abandonne ensuite sous forme de cristaux en s'évaporant.

« C'est évidemment cette substance, plus ou moins impure, qui a été étudiée par M. Soubeiran sous le nom de *sulfure d'azote*, car elle possède la plupart des propriétés qui ont été indiquées par ce chimiste.

« Le sulfure d'azote, à l'état de purté, se présente sous la forme de prismes rhomboïdaux transparents, dont la poudre est d'un jaune doré des plus vifs; mais cette poudre ne doit pas être préparée sans précautions, car un léger choc de cette poudre sur un corps dur suffit pour déterminer une vive détonation. 5 centigrammes de sulfure d'azote, placés dans un mortier d'agate et frappés avec le pilon, ont fait entendre un bruit semblable à celui d'un coup de fusil, et le pilon et le mortier ont été brisés en plusieurs fragments.

« Lorsqu'on touche le sulfure d'azote avec un corps en ignition, il fuse sans détoner. Chauffé au bain d'huile dans un tube fermé par

un bout, il se détruit avec explosion vers 157 degrés, en dégageant de l'azote, du soufre et des traces de la substance indécomposée.

« Le sulfure d'azote réduit en poudre a une légère odeur ; il acquiert à un haut degré, par le frottement, la propriété d'adhérer au verre et au papier.

« Son action sur les muqueuses est des plus irritantes.

« L'eau le mouille à peine et ne le dissout pas ; l'alcool, l'éther, l'esprit-de-bois et l'essence de térébenthine, en dissolvent de petites quantités ; mais son meilleur dissolvant est le sulfure de carbone.

« Le sulfure d'azote n'est cependant pas absolument sans action sur le sulfure de carbone ; mais cette action ne se produit qu'avec lenteur et exige beaucoup de temps pour être complète. Toutefois elle est des plus remarquables ; les auteurs ont vu des dissolutions de sulfure d'azote dans le sulfure de carbone se décolorer complètement au bout de quelques mois, et ils ont reconnu, dans les produits, du soufre, de l'acide sulfocyanhydrique et un dépôt jaune doré qui avait l'apparence de la matière, peu connue, désignée par les chimistes sous les noms de *sulfocyanogène* ou de *cyanoxyulfide*. »

L'analyse de cette substance ne conduisait à aucune des formules attribuées à ce corps ; les auteurs se proposent d'étudier ce corps, comparativement avec le sulfocyanogène dont l'histoire laisse beaucoup à désirer.

Analyse du sulfure d'azote. — MM. Fordos et Gélis ont mis tous leurs soins à la recherche de l'hydrogène, et dans toutes les expériences, on a employé des quantités considérables de la matière, afin de diminuer autant que possible les chances d'erreur. L'eau qu'on obtint était en quantité tellement minime qu'elle ne pourrait être que de l'eau hygrométrique.

Premier dosage. . 0^{gr},5 de sulfure d'azote ont fourni 0^{gr},015 d'eau

Deuxième dosage. 0 ,5 de sulfure d'azote ont fourni 0 ,045 d'eau

Troisième dosage. 1 ,0 de sulfure d'azote ont fourni 0 ,004 d'eau

Ces résultats, surtout le dernier, prouvent suffisamment que le corps examiné ne contient pas d'hydrogène et que par conséquent la formule S^2AzH , admise par M. Laurent pour le sulfure d'azote, doit être rejetée.

MM. Fordos et Gélis discutent ensuite la formule du sulfure d'azote ; celle de M. Soubeiran S^3Az exige 77,32 pour 100 de soufre et 22,68 d'azote ; les nombreux dosages qu'ils ont faits les ont conduits à un ré-

sultat tout différent; leurs nombres s'accordent avec la formule :



comme l'indique le tableau suivant :

	Calculé.	Trouvé.	Trouvé.	Trouvé.	Trouvé.
Soufre...	69,56	69,47	68,83	69,95	69,06
Azote. . .	30,44	30,38	31,01	30,50	"

Ces résultats sont encore confirmés par l'étude qu'ils ont faite de l'action de l'eau et des alcalis sur ce corps.

Suivant M. Soubeiran, l'eau froide agit lentement sur le sulfure d'azote; elle le change en hyposulfite d'ammoniaque; si l'on opère à chaud, la décomposition se fait très-prompement, et le sel contient une proportion d'ammoniaque pour une proportion et demie d'acide hyposulfureux.

Suivant le même chimiste, les dissolutions alcalines activent la transformation du sulfure d'azote en ammoniaque et en acide hyposulfureux.

Ces diverses assertions ne sauraient être admises.

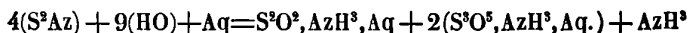
En effet, la décomposition par l'eau, telle que l'indique M. Soubeiran, se représenterait par la formule



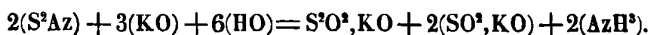
Or, dans cette réaction, en supposant la formule du sulfure d'azote S^2Az exacte, ce qui n'est pas, aucun gaz ne se dégagerait; tandis qu'il est très-facile de constater que dans cette réaction il se dégage de l'ammoniaque.

On observe également que la liqueur possède tous les caractères d'un mélange d'acide hyposulfureux et d'un acide de la série thionique.

L'analyse des produits a fait voir que la réaction de l'eau sur le sulfure d'azote devait être représentée par l'équation suivante :



Cette formule rend compte de tous les phénomènes observés, et son exactitude est mise hors de doute par la réaction de la potasse sur le sulfure d'azote, qui peut se représenter ainsi :



Il se fait un hyposulfite et un sulfite dans des proportions telles que chacun des deux sels contient une quantité égale de soufre.

Ces produits sont dus évidemment à deux réactions : à celle de l'eau sur le sulfure d'azote, et à celle de la potasse sur l'acide tri-thionique provenant de la première réaction. On sait que cet acide est dédoublé par les alcalis en sulfite et en hyposulfite,



La forme cristalline du sulfure d'azote a été étudiée par M. J. Nicklès; elle appartient au système du prisme droit rhomboïdal; l'angle du prisme est de $89^{\circ} 10'$; ce prisme est modifié par un prisme secondaire sous un angle de $136^{\circ},5$ et terminé par un biseau qui forme avec une de ses facettes un angle de 139° . Les biseaux eux-mêmes forment entre eux un angle de $96^{\circ},5$.

Cette forme cristalline est étroitement liée à celle du soufre cristallisé par fusion; l'angle du prisme de cette variété de soufre est $89^{\circ},5$, ce qui est sensiblement le même que celui du sulfure d'azote. Il y a donc là un exemple remarquable de la persistance du groupement moléculaire du soufre dans la molécule du sulfure d'azote; ce fait corrobore une fois de plus les faits constatés successivement par M. J. Nicklès (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 8; 1850, p. 290; et *Revue scientifique*, t. XXXIV, p. 347); et de plus, il constitue le premier exemple d'hémimorphisme de ce genre, en chimie minérale.

29. — Sur le chlorophosphure d'azote; par M. GLADSTONE (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXVI, p. 74).

Dans leurs recherches sur les combinaisons du phosphore avec l'azote, MM. Liebig et Wöhler décrivent un corps cristallin auquel ils attribuent la formule



C'est du chlorophosphure d'azote qui se forme toujours quand on sature le perchlorure de phosphore par le gaz ammoniac; il se produit également pendant une saturation partielle par l'ammoniaque, ou quand le perchlorure renferme du protochlorure, mais il ne prend jamais naissance avec ce dernier.

Tel qu'on l'obtient ce chlorophosphure contient beaucoup de sel

ammoniac et de chlorophosphamide; pour l'en débarrasser, on agite la masse séchée avec de l'éther qui dissout le chlorophosphure à l'exclusion des autres substances et qui l'abandonne en cristaux par l'évaporation.

Toutefois l'auteur emploie de préférence un autre mode de purification, car le chlorophosphure d'azote se décompose assez facilement en présence de l'éther. On introduit le chlorophosphure dans une cornue spacieuse à moitié remplie d'eau et on fait bouillir. Le chlorophosphure entre en fusion, se rend à la surface du liquide, se laisse entraîner par la vapeur d'eau, et se dépose à l'état de pureté dans le col de la cornue.

Un procédé plus expéditif est le suivant. On remplit une cornue à moitié, avec un mélange formé d'une partie de perchlore de phosphore et deux parties de sel ammoniac sec : on chauffe; d'abord la masse rougit, puis elle devient brune, et enfin elle se sublime; une partie cependant est entraînée par l'acide chlorhydrique et vient se déposer dans une allonge en mélange avec du chloroxyde de phosphore; on le purifie par l'un des moyens qui précèdent.

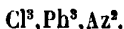
Le chlorophosphure d'azote est solide à la température ordinaire. A 110 degrés centigrades il fond; à 210 degrés il entre en ébullition. Il cristallise en prismes rhomboïdaux de 48-49 degrés, plus denses que l'eau; leur densité diminue par la fusion; ce corps est un peu volatil à la température ordinaire; chauffé, il répand d'épaisses vapeurs d'une odeur particulière; sa dissolution alcoolique possède une saveur amère. Complètement insoluble dans l'eau, il est soluble dans le chloroforme, la benzine, l'essence de térébenthine et l'éther.

Contrairement aux observations de MM. Liebig et Wöhler, M. Gladstone a constaté que les dissolutions alcooliques de potasse, de soude ou d'ammoniaque, décomposent ce chlorophosphure en formant des chlorures; le nitrate d'argent et autres sels métalliques se comportent de même.

A l'état cristallisé, ce chlorophosphure se sublime complètement dans le gaz hydrogène ou dans l'acide sulfhydrique. L'iode ne l'attaque pas; quand on le fait passer en vapeur sur du chromate de plomb ou de cuivre chauffé au rouge, il se décompose en formant entre autres de l'acide nitreux. L'acide nitrique fumant ne l'oxyde qu'à chaud.

Bon nombre de métaux le décomposent au rouge, ainsi que l'ont déjà établi MM. Liebig et Wöhler; l'argent le décompose même par voie humide en formant du chlorure.

M. Gladstone n'a pu trouver de l'hydrogène dans ce composé; il lui attribue la formule



La dissolution que l'on obtient en décomposant ce corps par une lessive alcaline, ne contient pas d'acide phosphorique; en neutralisant la liqueur et la faisant bouillir avec un persel de fer, on obtient un précipité blanc, floconneux, qui ressemble au phosphate de fer, mais qui s'en distingue par sa solubilité dans l'ammoniaque et son insolubilité dans les acides faibles. Ce sel de fer se décompose instantanément en présence de la potasse; et quand on le fait fondre avec cet alcali, il perd de l'ammoniaque et se convertit en phosphate.

Ce sel ne cristallise pas, l'auteur lui attribue la formule



Les sels d'alumine, de cuivre, etc., s'obtiennent comme celui de fer; le sel de cuivre est représenté par l'auteur par la formule



Le sel d'argent s'obtient également par double affinité; il se produit un volumineux précipité de chlorure, et le liquide filtré abandonne, par évaporation, un précipité blanc, pesant, qui noircit par la dessiccation.

Ce sel contient également cinq équivalents d'eau ainsi que ceux de potasse; celui de baryte n'en renferme que deux.

L'auteur a cherché à obtenir l'acide libre en soumettant le sel de cuivre à un courant d'hydrogène sulfuré; il n'a réussi qu'incomplètement, l'acide se décomposant trop facilement dans cette circonstance; M. Gladstone l'a obtenu dans un état plus stable en décomposant le sel d'argent par l'acide chlorhydrique faible.

Cet acide est déliquescent, rougit le tournesol et possède une saveur acide agréable. Il supporte une température assez élevée sans se décomposer et il se prête sans peine à la préparation des sels qui viennent d'être décrits.

Comme caractère spécial de cet acide, l'auteur indique l'action du sulfate de peroxyde de fer en petite quantité sur sa dissolution dans l'ammoniaque; il se produit une liqueur d'un beau rouge.

30. — Sur les combinaisons définies de l'iode et du phosphore ; par M. CORRENWINDER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 172, et *Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 242).

Les combinaisons de l'iode et du phosphore ne sont pas connues jusqu'à ce jour, puisqu'on n'est pas encore parvenu à les obtenir à l'état défini et sous forme de cristaux.

Il est cependant un procédé qui permet de préparer ces corps dans ces dernières conditions. Il consiste à faire dissoudre successivement le phosphore et l'iode dans le sulfure de carbone, et à soumettre le liquide au refroidissement. Bientôt il se dépose des cristaux d'iodure de phosphore, dont la composition dépend des quantités employées.

Ainsi, en opérant sur 2 équivalents d'iode et 1 de phosphore, on obtient des cristaux prismatiques de grandes dimensions, colorés en rouge orangé, et qui présentent à l'analyse la composition $I^2 Ph$.

C'est le protoiodure de phosphore.

Ce composé fond à 110 degrés environ, s'altère à l'air, se volatilise à une température plus élevée.

Il peut être employé avantageusement pour préparer l'acide iodhydrique.

En prenant 3 équivalents d'iode pour 1 de phosphore et amenant le liquide en dissolution concentrée, on se procure bientôt des cristaux assez irréguliers d'un beau rouge foncé et présentant l'aspect de lames hexagones. Il faut, dans cette circonstance, refroidir avec un mélange de glace et de sel marin. Ces cristaux, dépourvus de toutes traces de sulfure de carbone par la distillation, donnent une masse susceptible de cristalliser par voie de fusion en prismes très-allongés.

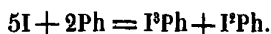
C'est le deutoiodure de phosphore.

Il fond à 55 degrés environ, se décompose par l'eau et peut fournir également de l'acide iodhydrique quand on le chauffe en présence d'une petite quantité d'eau.

En opérant sur des quantités dans les rapports de 1 équivalent de phosphore sur 4 d'iode, on obtient des cristaux de protoiodure, et il reste un excès de phosphore dans le liquide mère.

Avec 5 équivalents d'iode et 2 de phosphore, il cristallise d'a-

bord du protoiodure, et en dernier lieu du deutoiodure, ce que justifie l'équation suivante :



Avec 4 et même 5 équivalents d'iode pour 1 de phosphore, on voit se déposer d'abord de l'iode, puis des cristaux de deutoiodure, I^3Ph .

L'emploi du sulfure de carbone comme dissolvant a permis à M. Correnwinder d'obtenir, sous forme de cristaux, plusieurs autres composés, tels que le chlorure de phosphore, le sulfure de phosphore, etc.

L'auteur promet des détails sur ces composés dans un prochain mémoire.

31. — Action de la lumière solaire sur l'acide chlorhydrique;
par M. FISCHER (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLVIII, p. 70).

M. Fischer s'est assuré que l'acide chlorhydrique se décompose à la longue sous l'influence des rayons solaires et de l'air atmosphérique; les produits de la décomposition sont de l'eau et du chlore.

Une dissolution aqueuse de cet acide exige près de 4 semaines d'insolation pour donner des traces de décomposition; mais quand on met en sa présence un métal, de l'or, par exemple, quelques heures suffisent pour cela. Une dissolution de protochlorure d'étain accuse immédiatement la présence du chlorure d'or dans le liquide.

32. — Procédé pour extraire en grand l'iode des plantes marines;
par M. KEMP (*Dinget's polytechnisches journal*, t. CXVII, p. 430).

M. Kemp a d'abord commencé à doser l'iode des plantes marines les plus fréquentes dans le pays où il a opéré (l'île de Man). Il a vu que l'iode est à son maximum quand les plantes ont succombé aux tempêtes d'automne et qu'elles ont été jetées par elles sur la plage. La position des thalaxiophytes dans l'eau n'est pas non plus sans influence sur leur richesse en iode; certains genres ne viennent qu'entre les niveaux du flux et du reflux, et sont alternativement submergés et à flot, ce sont, entre autres, les *fucus*; d'autres sont constamment submergés, ce sont les *laminaria*; ces dernières sont

aussi les plus riches en iode, et elles renferment ce métalloïde à l'état d'iodure, qu'on peut en retirer par simple expression.

Le procédé ordinaire de l'extraction de l'iode n'étant guère applicable dans ce cas particulier, M. Kemp préfère soumettre les plantes à une forte pression pour en obtenir le jus, puis il soumet les tourteaux à la râpe, ou mieux à une machine à couper les betteraves; il assure qu'il est inutile de pousser plus loin la division, car en abandonnant les tranches à elles-mêmes pendant 12 heures, il se produit une vive fermentation à la suite de laquelle la masse se réduit en une bouillie qui s'exprime ensuite sans peine.

Le précédent procédé a dû être spécialement appliqué à la *laminaria digitata*; avec la *saccharina* la chose est encore plus facile. On entasse la plante dans un tonneau muni d'un robinet, pour laisser écouler le liquide; d'abord le fond ne se tapisse que d'eau de mer, mais bientôt la fermentation se déclare; à partir de ce moment on s'assure si le liquide qui s'écoule contient de l'iode, et, dans ce cas, on ferme le robinet. Pendant les 12 heures qui suivent, on brasse de temps à autre le contenu du tonneau, et quand tout est réduit en masse pâteuse, on ajoute de la chaux vive, ou bien encore on incinère.

M. Kemp entre ensuite dans quelques détails techniques au sujet des dépenses à considérer, du travail à faire, et il termine par un procédé à suivre par les habitants des bords de la mer; le voici:

On laisse égoutter l'eau de mer, et pendant les quelques heures qui sont nécessaires à cette opération, on dépouille autant que possible les tiges de la *laminaria* des feuilles et des racines, travail qui peut être exécuté par des femmes et des enfants, et on soumet le reste à la machine à couper.

Après que la masse a fermenté, on l'exprime et on ajoute au liquide de l'acide chlorhydrique du commerce jusqu'à réaction acide, puis on ajoute une dissolution d'hypochlorite de chaux pour séparer l'iode; on a soin d'éviter un excès de ce dernier, ce à quoi on parvient aisément, car la couleur brune du liquide augmente jusqu'à un certain moment, passé lequel la moindre goutte de chlorure fait diminuer la teinte.

L'iode, ainsi déplacé, est ensuite précipité au moyen d'amidon délayé dans l'eau, puis on décante, on recueille le dépôt qu'on fait sécher pour le livrer au fabricant d'iode.

Les eaux mères sont riches en sels de potasse, de soude et de magnésic, et on comprend que l'agriculture peut en tirer parti.

Ces procédés pourraient sans doute être appliqués avec succès en Algérie, après les avoir conformés aux exigences du pays.

33. — Sur les divers procédés connus pour la préparation de l'acide iodique ; par M. A. JACQUELAIN (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 332).

Le point important de ce mémoire, dit M. Jacquelain, est l'étude expérimentale et raisonnée des procédés connus les plus remarquables, afin d'arriver à se procurer *promptement* l'acide iodique dans un grand état de pureté.

Il conclut à l'emploi de l'acide nitrique pur et fumant qui serait expéditif, peu coûteux et d'une facile exécution en grand; il est curieux de rapprocher ces promesses de l'auteur de son procédé d'exécution.

Il prend, en proportion, 5 grammes d'iode sec et divisé, et 200 grammes d'acide nitrique pur à 1,5 de densité, soit 40 kilogrammes d'acide pour 1 kilogramme d'iode. Ces matières sont introduites dans un ballon à long col et maintenues pendant une heure à 60 degrés. Au bout de ce temps, on trouve au fond du vase beaucoup d'acide iodique surnagé par deux couches de liquide; la supérieure est un mélange d'acides azotique et hypoazotique; l'inférieure très-dense, d'un rouge brun, est une dissolution d'iode dans l'acide azotique d'où l'eau précipite l'iode en grande abondance.

Ainsi, malgré cette énorme proportion d'acide nitrique pur et fumant, c'est-à-dire dans un état où sa préparation est longue et coûteuse, on ne convertit qu'une portion de l'iode en acide iodique.

Mais ce n'est pas tout; pour retirer de cette masse énorme d'acide fumant tout l'acide iodique formé, il faut distiller ensemble les deux couches indiquées plus haut, jusqu'à réduction au $\frac{1}{6}$. Ce dernier $\frac{1}{6}$ de la masse acide qui représente encore 7 fois le poids de l'iode employé, est entièrement perdu, car on y ajoute l'acide iodique déposé et l'on évapore le tout à siccité dans une capsule de porcelaine, sans ébullition, par un feu très-doux.

A la fin de l'évaporation, le fond de la capsule se trouve tapissé d'un dépôt considérable de cristaux blancs, nacrés, qui consisteraient, suivant l'auteur, en acide iodique pur et anhydre.

D'ailleurs, M. Jacquelain oublie d'indiquer comment il retire de l'acide nitrique la forte proportion d'iode dissoute et non oxydée.

Ainsi, sécher et diviser l'iode, le faire digérer avec 40 fois son

pois d'acide nitrique pur et fumant, distiller les $\frac{5}{8}$ de cette masse énorme de liquide, évaporer le dernier $\frac{1}{8}$, à siccité, par un feu doux, voilà pour l'exécution facile et expéditive du procédé que M. Jacquelain propose.

N'oxyder qu'une portion de l'iode employé, perdre l'autre portion, altérer les $\frac{5}{8}$ d'une masse énorme d'acide nitrique pur et fumant, dissiper l'autre $\frac{1}{8}$ par une évaporation en capsule découverte; voilà pour l'économie.

Quant à la pureté du produit, les chimistes sont intéressés à savoir : 1° que la distillation de l'acide nitrique dans un vase de verre en détache plusieurs principes dont le résidu se mêle à l'acide iodique obtenu; 2° que cet acide n'est jamais pur lorsqu'il se forme en présence de l'acide nitrique; il en retient des traces sensibles, si opiniâtrément, qu'elles ne sont expulsées que par une décomposition partielle de l'acide iodique.

Reste une modification que M. Jacquelain prétend introduire dans la préparation de l'acide iodique, à l'aide du chlorate de potasse et de l'iode, afin, dit-il, de rendre ce procédé exécutable en grand.

Mais dans cette autre partie de son travail, M. Jacquelain se montre encore très-ignorant des propriétés de l'acide iodique qu'il est bon de connaître avant d'en rectifier les préparations. Même inintelligence dans l'examen de la réaction intéressante qui s'accomplit entre le chlorate de potasse et l'iode; l'auteur critique ce qu'il n'a même pas compris.

Les fabricants ne seront pas trompés un instant par les assertions de M. Jacquelain; tous ceux qui se sont occupés de la préparation de l'acide iodique savent qu'on en peut obtenir plusieurs kilogrammes en un jour, par l'emploi du chlorate de potasse et de l'iode, sans perte de substance et à l'aide de manipulations simples et peu dispendieuses.

34. — Observations sur l'azoture de bore; par M. WÖHLER (*L'Institut*, 1850, p. 159).

M. Balmain a découvert, comme on sait, un composé de bore et d'azote auquel, en raison de sa prétendue propriété de se combiner également avec le cyanogène et les métaux, il a imposé un nom analogue, savoir : celui d'*aethogène*. Plus tard, ce chimiste a reconnu que tous les corps décrits par lui comme des aethonides n'étaient qu'une seule et même substance, c'est-à-dire un azoture de bore,

sans proportion sensible de métal. Il avait obtenu ce composé en chauffant l'acide borique avec le cyanure de potassium, le cyanure de zinc ou avec le cyanure de mercure et le soufre. M. Wœhler a trouvé depuis qu'on pouvait l'obtenir, plus avantageusement, en chauffant un mélange anhydre de borax et de cyanoferrure de potassium. Ayant observé qu'il se forme un azoture de tungstène quand on chauffe du tungstate de potasse avec du sel ammoniac, l'auteur a cherché si on ne parviendrait pas, par le même moyen, à obtenir l'azoture de bore. Cette expérience a complètement réussi; il a obtenu un corps qui possédait toutes les propriétés du composé préparé par M. Balmain au moyen des cyanures, et que M. Wœhler représente par BAZ, c'est-à-dire qu'avec l'eau ce corps peut se transformer immédiatement en acide borique et en ammoniac.

Pour préparer par ce moyen l'azoture de bore on mélange très-intimement une partie de borax pur, parfaitement anhydre, à deux parties de sel ammoniac sec, on remplit de ce mélange un creuset de porcelaine ou mieux de platine que l'on chauffe au rouge après l'avoir couvert. Un creuset en terre ordinaire est moins propre à cet usage, parce que le produit renferme une grande quantité de fer. On obtient une masse blanche, non fondue, poreuse, qu'on réduit en poudre fine et qu'on fait bouillir, pendant longtemps, dans une grande quantité d'eau aiguisée d'acide chlorhydrique. L'azoture de bore se sépare sous la forme d'une poudre blanche, qu'on recueille sur un filtre, qu'on lave soigneusement avec de l'eau chaude et qu'on fait sécher. Si on l'a préparé dans un creuset en terre ou avec du borax impur et non cristallisé, il est nécessaire, pour le débarrasser des matières étrangères, de le faire digérer encore dans de l'acide chlorhydrique concentré, mais on n'est pas toujours certain de l'obtenir pur par ce moyen.

Ainsi obtenu, l'azoture de bore est une poudre complètement blanche, légère, qui, sous un grossissement de 500 fois, se présente comme une masse absolument amorphe, granulaire et blanc de lait. Frotté sur la peau il a quelque chose d'onctueux comme le talc et lui donne un poli remarquable. Il possède toutes les propriétés caractéristiques que lui attribue M. Balmain. Il brûle quand on l'introduit dans une flamme avec une lumière éclatante blanc verdâtre, et, quand on le fait fondre avec de la potasse hydratée, il dégage de l'ammoniac en abondance. Il n'éprouve aucun changement de la part des acides ou des alcalis concentrés, ni quand on le

chauffe au rouge dans l'hydrogène ou le chlore gazeux. Dans un courant de vapeur d'eau, à une chaleur modérée, il se transforme en ammoniaque et en acide borique, qui est en grande partie entraîné par la vapeur.

Chauffé pendant une heure à la température de fusion du nickel, dans un creuset de porcelaine qu'on entoure de poudre de charbon et qu'on introduit dans un creuset en terre, l'azoture de bore n'éprouve aucun changement; il ne fond pas et ne perd pas d'azote. Dans la flamme d'une lampe à alcool, alimentée par du gaz oxygène, il brûle promptement avec une flamme faible, blanc verdâtre et en formant des fumées d'acide borique. Mais il n'est pas possible de le brûler, quand on le chauffe dans un petit creuset de platine à une chaleur rouge intense, en dirigeant sur lui un courant d'oxygène. Il ne s'enflamme même pas, ce qui fait mieux ressortir sa propriété remarquable de devenir plus brillant et plus éclatant que tout autre corps et de répandre une lumière phosphorescente blanc verdâtre seulement quand on le met en contact avec une flamme, propriété qui se rattache constamment à une oxydation, quelque lente qu'elle puisse être. M. Wœhler croit que ce corps répandait une lumière d'une vivacité toute particulière quand on le chauffait avec le chlore et qu'un mélange de matières étrangères s'opposait complètement à cet éclat lumineux.

Une propriété toute particulière de l'azoture de bore, c'est de réduire par la chaleur les oxydes métalliques d'une réduction facile, il se dégage de l'oxyde d'azote ou de l'acide nitreux. Si on le chauffe avec de l'eau dans un tube de verre fermé, jusqu'à la température de 200 degrés, il forme de l'ammoniaque et de l'acide borique, mais la transformation à cette température ne marche qu'avec une extrême lenteur. Si la réaction se prolonge pendant plusieurs heures on trouve que le verre, lorsque le tube n'a pas fait explosion, est profondément attaqué dans sa masse et transformé en une substance blanche opaline. L'eau renferme alors de la potasse, de la silice, de l'acide borique et de l'ammoniaque libre. Quoique l'acide sulfurique, concentré et chaud, soit d'abord sans action sur l'azoture de bore, cependant ce corps se transforme, à la longue, en ammoniaque et en acide borique, lorsqu'on le chauffe longtemps et jusqu'à l'évaporation de l'acide sulfurique. Cette transformation est plus rapide quand on le fait digérer avec de l'acide fluorhydrique fumant, et il se forme du fluoborure d'ammonium.

La propriété la plus remarquable de l'azoture de bore est celle qu'il manifeste quand on le chauffe avec du carbonate anhydre de potasse. Il se transforme immédiatement en acide borique et en cyanate de potasse; il décompose donc l'acide carbonique et forme du cyanogène; ce mode de production du cyanogène, tout à fait inattendu, s'accorde parfaitement avec l'observation faite par Berzélius, que le bore libre, chauffé avec le carbonate de potasse, brûle aux dépens de l'acide carbonique et en réduit le carbone :



Cette décomposition mutuelle marche avec plus de facilité, même à une faible chaleur rouge, dans un creuset de platine qu'on chauffe sur une grande lampe à alcool. Un mélange d'azoture de bore et de carbonate de potasse sec, qu'on brûle dans les proportions équivalentes ci-dessus, c'est-à-dire dans le rapport de 3 à 17, fond à une température à laquelle le carbonate de potasse seul ne fondrait pas, et se transforme aisément en un liquide limpide qui, par le refroidissement, se prend en une masse blanche très-cristalline, consistant en parties égales d'acide borique et de cyanate de potasse, et forme avec l'eau une dissolution limpide. Avec ce corps, M. Wœhler a préparé de l'urée pure et, avec celle-ci, de l'acide cyanurique cristallisé.

Chauffé dans un tube de porcelaine à une chaleur rouge intense, l'azoture de bore ne décompose pas l'acide carbonique.

Par suite de la facilité avec laquelle l'azoture de bore forme de l'ammoniaque avec les hydrates, le dosage de l'azote ne présente aucune difficulté. Ce dosage se fait, comme pour une substance organique, par calcination avec de la chaux sodée; pour rendre le mélange un peu plus fusible, on y ajoute une plus forte proportion d'hydrate de soude qu'à l'ordinaire.

Le bore a été dosé en chauffant la matière avec un poids déterminé de nitrate de plomb. L'excédant de poids du résidu fondu sur l'oxyde de plomb devait être l'acide borique. Cette méthode, qui trouvera sans doute des applications dans beaucoup d'autres cas, est très-facile et très-expéditive, et donne des résultats certains. Le sel doit être parfaitement pur et réduit en poudre fine; toutefois, comme il se décompose aisément à une température peu élevée, il faut le sécher avec précaution. La fusion s'opère dans un creuset de platine, quand on emploie un grand excès de sel. Quand la quantité

est trop faible, le plomb se réduit et s'allie au platine. Le mélange s'opère dans le creuset avec un fil épais et poli de platine; ce mélange doit être fait avec le plus grand soin, et comme la masse se boursoufle il faut chauffer d'abord avec précaution. Enfin, dans les derniers moments, on porte à la chaleur rouge jusqu'à ce que la masse soit en fusion tranquille.

Si l'on admet pour le bore et l'azote que les chiffres les plus élevés qu'on ait trouvés soient les plus exacts, on a sur 100 parties :

Bore.....	42,66
Azote.....	51,36
Perte.....	5,98

Cette perte ne peut être que de l'oxygène qui doit se trouver à l'état d'acide borique, puisque l'azoture ne renferme, ainsi que des expériences particulières l'ont démontré, ni chlore ni sodium.

L'azoture de bore pur, sans acide borique, l'azoture représenté par la formule BAz , qui n'a pu encore être préparé et qui n'a pas encore été analysé comme tel, renfermerait, sur 100 parties :

Bore.....	43,76
Azote.....	56,24

35. — Sur l'ozone; par M. SCHÖENBEIN (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 321). — **Même sujet;** par M. BECQUEREL (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 13).

Dans ce mémoire M. Schœnbein fait l'histoire de la découverte de l'ozone; il mentionne les observations de Berzélius, de M. de La Rive et de M. de Marignac, mais historien peu fidèle, il ne dit pas un mot des recherches de M. Williamson (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 32), il critique l'opinion de Berzélius d'après laquelle l'ozone serait de l'oxygène dans un état particulier, il met en doute les différentes opinions qu'il a lui-même émises sur la matière de l'ozone et il termine sur ce point en disant qu'il n'a pas d'idée arrêtée à ce sujet.

Toutefois, il cite une expérience qui, si elle se confirme, ne manquera pas de jeter un grand jour sur le phénomène de la nitrification. Il se procure de l'air ozonisé en faisant brûler du phosphore dans de grands ballons pleins d'air et il secoue cet air avec de l'eau de

chaux ; chaque ballon avait une capacité de près de 60 litres et il a traité, par l'eau de chaux, l'air contenu dans 50 ballons pareils. 12 kilogrammes d'eau de chaux ont été employés dans ce but.

Après une concentration convenable et une filtration pour séparer le carbonate de chaux, il précipite la chaux en dissolution par du carbonate de potasse, et après avoir fait évaporer, il obtint des prismes de *nitrate* de potasse.

L'ozone posséderait donc un pouvoir oxydant qui dépasserait celui de nos agents les plus énergiques ; et s'il est vrai que ce pouvoir s'étend jusqu'à oxyder l'azote, il devient inutile de corroborer ce fait par l'oxydation de l'argent dans l'air ozonisé.

Pendant il faut remarquer que dans l'air ozonisé l'argent s'oxyde bien plus rapidement que les métaux tels que le zinc, le fer et l'étain ; le zinc a même pu séjourner pendant plusieurs jours dans un pareil milieu sans paraître altéré.

Ces faits sont contenus également dans la communication que M. Becquerel a faite à l'Académie des Sciences et dans laquelle il rapporte plusieurs propriétés de l'ozone dont nous avons entretenu nos lecteurs dans les différents *Annuaire*s qui précèdent.

36. — Sur la composition chimique de l'air ; par M. LÉWY
(*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 725).

M. Léwy, qui depuis le mois de mars 1850, s'est constamment occupé de l'analyse de l'air pris dans la ville de Santa-Fé de Bogota, annonce des résultats bien extraordinaires en ce qui concerne la proportion d'acide carbonique contenue dans l'air. Il dit qu'en août et en septembre, il a trouvé jusqu'à 47 volumes de cet acide dans 10 000 volumes d'air, tandis que dans les mois de mars, avril, mai, juin et juillet, la quantité d'acide carbonique n'a jamais dépassé 3 à 4 volumes pour la même quantité d'air.

L'auteur ajoute de plus que l'air pris pendant le jour à la surface de l'Atlantique renferme plus d'oxygène et plus d'acide carbonique que l'air pris pendant la nuit ; les différences sont plus prononcées par un ciel découvert que par le mauvais temps.

L'auteur communique à ce sujet les deux analyses que voici :

« 18 décembre 1847, à 3 heures de l'après-midi, beau temps ; vent d'est ; brise assez forte ; température de l'air, 24 degrés centigrades ; latitude nord, 21° 9' ; longitude ouest, 42° 25' ;

« 4 décembre 1847, à 3 heures du matin; beau temps; vent nord-ouest; brise assez forte; température de l'air, 13 degrés centigrades; latitude nord, 47 degrés; longitude ouest 13 degrés.

Composition de l'air en volume.

	Oxygène.	Azote.	Acide carbonique.
18 décembre, <i>jour</i>	21,05973	78,88637	0,0005390
4 décembre, <i>nuit</i>	20,96084	79,00660	0,0003336

Il pense qu'on pourrait expliquer cette plus forte proportion d'oxygène dans l'air recueilli le jour, en admettant que le soleil échauffant la surface de la mer, provoque un dégagement de l'air dissous dans l'eau: air plus riche en oxygène que l'air de l'atmosphère. On concevrait dès lors que la couche d'air en contact avec la mer en fût affectée dans sa composition. »

37. — Sur la composition de l'air pendant le choléra; par M. LASKOWSKY (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 176).

Ce sujet a déjà été examiné par Julia de Fontenelle pendant le choléra qui sévissait à Paris et par M. Baumgartner de Vienne. Le premier a examiné 20 échantillons d'air atmosphérique qui tous lui ont offert la composition constante de

Azote.....	79
Oxygène.....	21

M. Baumgartner qui a fait des expériences bien plus nombreuses arriva à des résultats qui semblaient accuser une oscillation dans la composition de l'air; il a fait ses analyses dans l'eudiomètre de Gay-Lussac; M. Baumgartner aurait peut-être observé la même oscillation s'il avait opéré sur un air atmosphérique provenant d'une localité non atteinte du choléra.

Quoi qu'il en soit, ces divergences ont déterminé M. Laskowsky à profiter de l'épidémie qui régnait à Moscou vers la fin de l'année 1847.

Du 3 novembre au 11 du même mois il exécuta matin et soir des analyses minutieuses dont les résultats ont à peine varié dans les millièmes.

La moyenne a été en volumes

Oxygène.....	20,816
Azote.....	79,184

Il est donc bien évident que la cause du choléra ne réside ni dans l'oxygène ni dans l'azote de l'air.

38. — Formation de l'ammoniaque par l'air atmosphérique et l'hydrogène sulfuré au contact des corps poreux ; par M. MULDER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 431). — **Même sujet ;** par M. FLEITMANN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXVI, p. 129).

On a tout récemment signalé un nouveau mode de formation de l'ammoniaque, qui consiste à faire arriver un mélange d'air atmosphérique et d'hydrogène sulfuré sur du charbon imbibé d'acide hydrochlorique.

Sur l'invitation de M. Mulder, M. Arthur a fait les expériences que voici :

On prépara une poudre grossière formée de charbon et de ponce qu'on épuisa d'abord par l'acide chlorhydrique, puis par l'eau bouillante ; on calcina ces charbons et on les introduisit dans un ballon de verre de manière à le remplir à moitié, puis on humecta d'eau distillée, aiguisée d'acide chlorhydrique, et on plaça le ballon dans un bain-marie chauffé à 30 ou 40 degrés. Le ballon était fermé par un bouchon de liège qui était muni de trois ouvertures. L'une reçut le tube d'un entonnoir, les deux autres donnèrent passage à deux tubes de verre qui plongeaient dans la poudre ; par l'un de ces tubes on fit arriver de l'hydrogène sulfuré, par l'autre de l'air atmosphérique, ces deux gaz ont été préalablement lavés à l'acide sulfurique.

L'expérience dura chaque fois de 3 à 4 heures ; les différentes substances qui ont été employées avaient été préalablement examinées pour savoir si elles contenaient de l'ammoniaque.

Après l'expérience on épuisa le charbon par l'eau et on précipita la dissolution par le bichlorure de platine.

Quatre expériences, différentes l'une de l'autre par les proportions des substances employées, ont fourni chacune de l'ammoniaque ; les proportions qui en ont donné le plus sont :

Charbon de bois.....	0 ^{kil} ,30
Eau.....	0 ,35
Acide chlorhydrique.....	0 ,07

On y a fait passer 10 décimètres cubes d'air atmosphérique ; l'hydrogène sulfuré employé ne fut pas évalué.

On a obtenu 0^{gr},698 de chloroplatinate d'ammoniaque, correspondant à 0^{gr},053 d'ammoniaque.

M. Fleitmann, qui a répété ces expériences, a obtenu à peu près 30 fois moins d'ammoniaque pour une même quantité de charbon, 15 à 18 décimètres cubes d'air et autant d'hydrogène sulfuré.

M. Mulder s'étant assuré de l'absence de l'ammoniaque dans l'eau, de l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique destiné au lavage de l'air et de l'hydrogène sulfuré, il faut croire que la forte proportion d'ammoniaque qu'il a obtenue provenait, soit de l'acide nitrique contenu dans l'acide sulfurique, soit du bichlorure de platine dans lequel l'ammoniaque ne paraît pas avoir été recherchée.

39. — Sur l'air et l'eau des villes ; par M. SMITH (*L'Institut*, 1850, p. 336).

Nous avons déjà eu occasion de parler d'un travail de ce genre publié par M. Smith (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 74) ; le présent mémoire fait suite au précédent ; il porte spécialement sur l'eau des villes et les moyens de la recueillir.

En considérant les conditions que présentent un grand nombre de sources qui ne deviennent jamais fangeuses, mais qui possèdent une pureté constante et une température très-égale dans toutes les saisons de l'année, l'auteur croit qu'il y a une action purifiante et rafraîchissante qui agit par la partie inférieure. L'eau à la surface, dans le même lieu, même si on la filtre, n'a pas la même limpidité, elle n'est pas aussi exempte de matière organique, et n'est pas aussi chargée d'acide carbonique ou de gaz oxygène ; il y a donc d'autres influences en jeu.

La pluie qui tombe n'a pas une pureté absolue quoiqu'elle tombe du ciel ; elle peut même manquer notablement de cette pureté ainsi que le cas s'en présente souvent. Les sources filtrent à travers une grande épaisseur de terrain et entraînent une quantité considérable de sels inorganiques ; M. Smith fait voir que leur pureté est entièrement due à la faculté que possède le sol de séparer toute la matière organique et en même temps d'aider au mélange de l'acide carbonique et de l'oxygène. La quantité de matière organique enlevée par cette voie est étonnante, et c'est là une propriété précieuse

et importante du sol. Ces changements ont même lieu dans le voisinage des mares et des égouts, et, à de très-courtes distances des amas de matières organiques les plus délétères, on peut rencontrer des eaux qui n'en renferment pas de traces. Comme agent de purification pour les villes, cette oxydation de la matière organique est un fait des plus extraordinaires, et on trouve des terrains à l'intérieur des villes qui ont été habités de temps immémorial et qui possèdent encore cette faculté remarquable. Le cimetière Saint-Paul peut être considéré comme un des quartiers les plus anciens de Londres, et cependant l'eau des puits des environs est d'une pureté remarquable, et le drainage du sol est tel qu'il n'y a que très-peu ou même point de nitrate dans cette eau.

Si le sol, dit M. Smith, jouit de la propriété de décomposer par oxydation, nous devons rechercher où il emprunte tout cet oxygène. Nous ne pouvons considérer que l'air comme seule source de ce gaz. Lorsque l'eau est privée d'oxygène, elle ne tarde pas à en reprendre, ainsi que l'expérience l'a démontré. Ce fait nous apprend qu'à mesure que l'oxygène est consommé par la matière organique, l'eau en reçoit aussitôt une nouvelle portion qui lui est charriée par le sol poreux. L'auteur a fait les expériences suivantes pour prouver la faculté de filtration du sol.

On a préparé une solution de matière tourbeuse dans de l'ammoniaque : la solution était très-noire, au point qu'on en percevait la couleur à travers un filet qui n'avait pas $\frac{1}{20}$ de pouce d'épaisseur. Cette eau a été filtrée à travers du sable et a passé parfaitement claire et incolore.

Une matière organique dissoute dans l'acide sulfurique en a été séparée par une couche de sable épaisse de 4 pouces. Une bouteille de porter a été presque entièrement débarrassée de sa couleur par le même procédé.

La matière dont ce filtre est fait a peu d'importance. Une des meilleures, suivant M. Smith, du moins pour filtrer l'eau, c'est la limaille d'acier ; l'oxyde de fer, celui de manganèse, la poudre de brique, réussissent également bien. Cela montre que la séparation des matières organiques est due à quelque attraction particulière de la surface des masses poreuses qu'on présente à un liquide.

40. — De l'action des bases sur les sels et en particulier sur les arsénites ; par M. REYNOSO (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 68).

On admet généralement que, lorsqu'on traite par une dissolution alcaline un sel dont l'oxyde est insoluble, cet oxyde se précipité sans se redissoudre, à moins qu'à l'état de liberté il ne soit soluble dans un excès d'alcali avec lequel le sel qui le renferme a été mis en contact.

En étudiant l'action de la potasse et de la soude sur les arsénites, l'auteur a été conduit à observer quelques faits, qui, s'ils ne sont pas précisément contraires à la règle générale qui vient d'être citée, prouvent tout au moins que ce phénomène de précipitation est quelquefois intimement lié à la nature du sel surnageant le précipité ; de telle sorte que, dans certains cas, ce sel pourra déterminer la dissolubilité de l'oxyde.

Ainsi, par exemple, les oxydes de cuivre, d'urane, de cobalt, de nickel, d'argent, de mercure et de sesquioxyde de fer, étaient insolubles dans la potasse et dans la soude, quand on verse de la potasse ou de la soude dans les arsénites de ces bases, il devrait y avoir simplement précipitation de l'oxyde insoluble, et formation d'arsénite de potasse ou de soude, sans qu'un excès de potasse dût exercer aucune action sur l'oxyde. M. Reynoso a trouvé que les arsénites de tous ces oxydes sont complètement solubles dans la potasse, quoique à l'état de liberté ces oxydes y soient insolubles.

L'arsénite de fer est très-soluble dans la potasse. La dissolution de l'arsénite de cuivre est bleue et se décompose au bout d'un certain temps en protoxyde de cuivre qui se précipite, tandis que l'arsénite de potasse passe à l'état d'arséniate.

La décomposition de la dissolution de l'arsénite de mercure est presque instantanée. La dissolution d'argent est incolore et se décompose très-lentement en précipitant de l'argent en poudre noire. Cette dissolution ne précipite pas avec le chlorure de sodium ; au contraire, le chlorure d'argent, insoluble dans la potasse, s'y dissout très-facilement aussitôt qu'on ajoute de l'arsénite de potasse.

L'auteur a profité de ces deux propriétés de l'arsénite d'argent pour opérer la réduction des sels de palladium au moyen de l'argent. Voici comme on fait l'expérience : on verse dans la dissolution de l'arsénite d'argent dans la potasse, du chlorure de palladium auquel

on a ajouté d'avance de l'arsénite de potasse. On ne tarde pas à voir se former un précipité de poudre noire, qui contient de l'argent et du palladium métalliques. Le chlorure de platine est réduit beaucoup plus vite que celui de palladium. Il est à remarquer que, dans ces réactions, l'arsénite d'argent se décompose plus vite que quand il est seul.

Les arsénites de cobalt, de nickel et d'urane, ne se dissolvent complètement dans la potasse et dans la soude qu'à l'état naissant. Pour cela, il faut se servir de l'arsénite de potasse avec un grand excès de potasse, et verser cette dissolution dans un sel soluble de cobalt, de nickel ou d'urane.

Ces réactions peuvent facilement se comprendre en admettant que l'arsénite de potasse peut former, avec la combinaison de la potasse avec ces oxydes, un sel double soluble, et que c'est sous cette influence que leur dissolution est déterminée. Quand on fait agir la potasse sur un sel insoluble dont l'oxyde est lui-même soluble dans un excès de potasse, il ne peut y avoir de dissolution qu'à la condition de la formation d'un sel double soluble. Ainsi, par exemple, l'auteur a constaté que l'arsénite de plomb est insoluble dans la potasse. La preuve que ces réactions dépendent de la nature du sel formé, c'est que l'arsénite de plomb, insoluble dans la potasse, est complètement soluble dans la soude.

Quand on verse de la potasse dans un sel insoluble, elle s'empare d'abord de l'acide, et l'oxyde, mis en liberté, restera sans action sur le sel formé, car il est insoluble; mais si l'on y ajoute un excès de potasse, et que l'oxyde y soit soluble, alors si la combinaison de cet oxyde avec la potasse ne peut se combiner au sel surnageant, on aura deux sels solubles en présence, qui, pouvant former un sel insoluble par leur décomposition, régénéreront les sels primitifs. Cependant ce cas est le plus rare, car l'expérience a prouvé que presque tous les sels de potasse ont la propriété de former un sel double soluble avec les oxydes solubles dans la potasse.

Pour l'ammoniaque, M. Reynoso a constaté la dissolution de l'arsénite de sesquioxyde de fer.

En résumé, il peut y avoir quatre cas dans l'action d'un excès de potasse sur les sels insolubles.

1° Certains oxydes solubles à l'état de liberté dans la potasse et formant des sels doubles solubles avec tous les sels de potasse, on peut observer la dissolution en toute circonstance;

2° D'autres fois, des oxydes solubles dans la potasse à l'état de liberté, formeront des sels insolubles dans la potasse quand l'acide sera de nature à ne pas former un sel double soluble avec la combinaison de l'oxyde avec la potasse ;

3° D'autres oxydes insolubles, à l'état de liberté, dans la potasse, pourront néanmoins former quelquefois un sel double soluble, et, par conséquent, se dissoudre quand on les mettra en contact avec la potasse à l'état naissant, en présence du sel de potasse auquel ils peuvent se combiner ;

4° Lorsque l'oxyde est insoluble dans les alcalis, il se précipite, sans se redissoudre, quand on traite, par un excès de base alcaline, le sel qui le renferme. Ce dernier cas se présente lorsque l'oxyde précipité ne peut former un sel double soluble.

41. — Mémoires sur les carbonates ; par M. JACQUELAIN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 106).

Nous ne pouvons ici que reproduire l'extrait que l'auteur a fait de son mémoire :

Dans ce mémoire il donne

1° D'abord une méthode d'analyse pour les carbonates ;

2° La composition de deux nouveaux carbonates de magnésie : $4(\text{CO}^2), 5(\text{MgO}), 10(\text{HO})$; $5(\text{CO}^2), 6(\text{MgO}), 14(\text{HO})$;

3° La détermination de l'équivalent de la magnésie : 252,55 ;

4° La composition de trois nouveaux sulfates de magnésie : $4(\text{SO}^3\text{MgO}), 7(\text{HO})$; $4(\text{SO}^3\text{MgO}), 9(\text{HO})$; $2(\text{SO}^3\text{MgO}), 5(\text{HO})$;

5° La composition de deux nouveaux carbonates de soude : $\text{CO}^2, \text{NaO}, 9(\text{HO})$; $\text{CO}^2, \text{NaO}, 10(\text{HO})$; $\text{CO}^2, \text{NaO}, 15(\text{HO})$;

6° La préparation des carbonates et des bicarbonates de potasse et de soude le plus saturé possible.

M. Jacquelain démontre aussi dans son mémoire : que le carbonate de soude en fusion perd de l'acide carbonique, même en présence d'un courant de gaz acide carbonique sec et pur ; que les carbonates alcalins, terreux et métalliques sont décomposés partiellement par la vapeur d'eau à la température rouge pour les premiers, et pour tous à 100 degrés ; à 25 degrés, à 12 degrés sous la pression ordinaire et dans le vide.

42. — Sur quelques arsénites, par M. James STEIN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 218).

L'auteur fait précéder son travail des généralités que voici :

Les arsénites à base alcaline se dissolvent en toute proportion dans l'eau ; ceux des terres alcalines y sont peu solubles, mais ils se dissolvent facilement dans les acides et dans les alcalis ; les arsénites des métaux pesants sont insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'alcool et l'éther.

Les arsénites renferment ordinairement de l'eau, ils en perdent une partie à 100 degrés.

L'*arsénite d'ammoniaque* $\text{AsO}^3, 2\text{AzH}^3\text{O}$ s'obtient en petits cristaux quand on fait réagir l'ammoniaque liquide sur l'acide arsénieux ; ces cristaux sont insolubles dans l'éther ; ils se décomposent rapidement à l'air en perdant leur ammoniaque.

Arsénite de baryte $\text{AsO}^3, 2\text{BaO} + 4\text{HO}$. — Si, dans une dissolution d'acide arsénieux on verse de l'eau de baryte jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de précipité, on obtient une masse blanche, floconneuse d'arsénite de baryte dont on augmente la quantité en ajoutant de l'alcool.

A 100 degrés, il perd deux équivalents d'eau ; il se décompose à une température plus élevée.

Arsénite de strontiane $\text{AsO}^3, \text{StO} + 4\text{HO}$. — L'acide arsénieux en dissolution aqueuse ne précipite pas l'eau de strontiane ; mais l'arsénite d'ammoniaque précipite les sels de strontiane en flocons blancs.

A 100 degrés, il perd 1 équivalent d'eau.

Arsénite de chaux $2\text{AsO}^3 + 3(\text{CaO} + \text{HO})$. — En traitant une dissolution d'acide arsénieux avec de l'eau de chaux en excès, on obtient un précipité composé d'un mélange de différents sels. Ce précipité est soluble dans un excès d'acide arsénieux ; si on n'emploie pas assez d'acide, il reste un sel blanc dont la composition peut être représentée par la formule ci-dessus. A 100 degrés il perd 1 équivalent d'eau.

Arsénite de magnésie $\text{AsO}^3 + 3\text{MgO}$. — Un mélange formé de dissolution de sulfate de magnésie et d'arsénite d'ammoniaque laisse déposer, à la longue, un léger précipité que l'on obtient, du reste, en abondance quand on fait intervenir l'ammoniaque. Pour éviter que le précipité ne contienne de la magnésie libre, l'auteur ent soin d'ajouter d'abord un peu de sel ammoniac ; il conseille d'éviter un

excès de ce dernier, puisque l'arsénite de magnésie y est un peu soluble.

Ce sel perd toute son eau quand on l'abandonne pendant quelques jours sur de l'acide sulfurique.

Arsénite manganoux $2\text{AsO}^3, 3\text{MnO} + 5\text{HO}$. — Ce sel, obtenu par double décomposition, constitue un précipité rose qui brunit rapidement à l'air. Lavé à l'abri de l'air, il possède la composition que nous venons d'indiquer. A 100 degrés, il perd un atome d'eau.

Quand on fait évaporer de l'arsénite manganoux avec un grand excès d'acide chlorhydrique, il se dépose de l'acide arsénieux en flocons fins, cristallins, que l'auteur soupçonne être une nouvelle modification isomérique de l'acide arsénieux. Ces flocons se dissolvent rapidement dans les acides, les alcalis ; l'eau les dissout également assez bien.

43. — Sur quelques arséniates ; par M. KOTSCHOUBEY (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 182).

Les arséniates de potasse et de soude que l'auteur a examinés ont été obtenus en neutralisant de l'acide arsénique trihydraté par du carbonate de soude ou de potasse. A 0 degré, l'arséniate de soude cristallise, d'après l'auteur, avec 27 équivalents d'eau ; si on chauffe modérément une dissolution concentrée de ce sel, il se forme un trouble dû à un dépôt de sel à 14 équivalents d'eau.

Le sel de potasse est incristallisable, déliquescent et fusible sans décomposition à une température assez élevée.

Arséniate basique de soude $\text{AsO}^3 + 3\text{NaO}$. — On l'obtient en calcinant un mélange formé d'hydrate d'acide arsénique et d'un excès de nitrate de potasse ou de soude ; ensuite on fait dissoudre le produit dans l'eau et on fait cristalliser.

Le sel de soude retient 24 équivalents d'eau, qu'il perd à 100 degrés. Celui de potasse est très-efflorescent ; il cristallise en aiguilles prismatiques, contenant de l'eau de cristallisation,

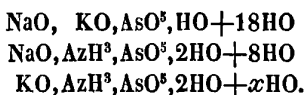
On obtient encore ces sels en ajoutant 1 équivalent de potasse ou de soude aux arséniates neutres correspondants.

Quand on ajoute aux sels neutres, une proportion d'acide égale à celle qu'ils contiennent déjà, on obtient les arséniates acides $\text{AsO}^3, \text{KO} + 2\text{HO}$ ou $\text{AsO}^3, \text{NaO} + 2\text{HO}$. Ce dernier cependant cristallise avec 4 équivalents d'eau ; il en perd deux très-facilement ; les

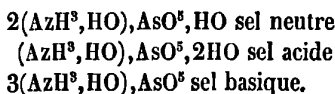
deux autres adhèrent assez vivement, et une température de 200 degrés est insuffisante pour déshydrater entièrement le sel.

Sur ce dernier point, il en est de même du sel de potasse.

Quand on fait cristalliser ensemble les différents arséniate alcalins neutres, on obtient les sels doubles de M. Mitscherlich; d'après ses analyses, l'auteur attribue à ces sels les formules qui suivent :



Les arséniate ammoniques que l'auteur a préparés, se représentent de la manière suivante :



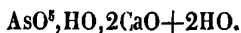
Par la calcination à l'air ces sels donnent lieu à une formation d'acide arsénieux que l'auteur est parvenu à éviter à force de soins et de précautions; cependant, le produit de la calcination possédait certains caractères qui différaient beaucoup de l'acide arsénique ordinaire, c'est ce qui fait soupçonner à l'auteur la formation d'un acide arsénique analogue à l'acide métaphosphorique; toutefois cette modification passe si rapidement à l'état d'acide arsénique trihydraté qu'il est difficile de l'isoler.

En versant goutte à goutte une dissolution neutre d'arséniate de soude dans une dissolution de chlorure de calcium, il se produit un précipité cristallin que l'auteur représente par



Ce précipité a été préalablement desséché au bain-marie.

Si, au contraire, on verse la dissolution de chlorure de calcium dans celle de l'arséniate de soude et que l'on fasse sécher à 100 degrés on obtient un sel que M. Kotschoubey formule par



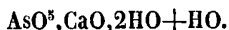
Quand on verse le chlorure de calcium dans la dissolution d'un

arséniate alcalin , rendue ammoniacale , il se produit la combinaison



On obtient un précipité $\text{AsO}^5, 3\text{CaO} + \text{AzH}^3, \text{HO} + 12\text{HO}$, correspondant , comme on voit , au phosphate ammoniaco-magnésien , quand on verse un excès d'ammoniaque dans une dissolution du sel de chaux dans l'acide nitrique ou dans l'acide chlorhydrique. A 125 degrés ce précipité retient encore 2 équivalents d'eau et correspond alors au sel de baryte $\text{AsO}^5, 2\text{BaO}, \text{AzH}^3, \text{HO} + 2\text{HO}$ de M. Baumann.

Si on fait dissoudre le sel neutre dans de l'acide arsénieux il se produit des lamelles cristallines inaltérables à l'air, et composées d'après la formule



Chauffé modérément, ce sel perd de l'eau et devient un peu moins soluble dans l'eau et dans l'acide acétique.

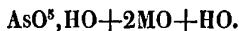
Ce sel se produit encore quand on fait dissoudre du carbonate de chaux récemment précipité dans de l'acide arsénique en excès.

Une dissolution qui contient un excès de chlorure de calcium et d'arséniate de soude laisse déposer un sel

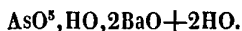


qui ne se forme qu'à la longue dans une dissolution étendue. Ce sel est amorphe ; il perd son eau à 120 degrés.

Lorsqu'on verse du chlorure de barium ou de strontium dans une dissolution concentrée d'arséniate de soude, on obtient des précipités composés d'après la formule générale



Le précipité du sel de baryte se compose de petites écailles blanches, soyeuses; à 100 degrés il possède la formule



A 120 degrés il perd encore 1 équivalent d'eau.

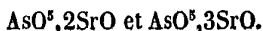
Insoluble dans l'eau et les acides à froid, il se dissout dans les acides bouillants; l'ammoniaque précipite ces dissolutions en don-

nant naissance à un précipité analysé par M. Baumann qui le représente par



Ce précipité est très-soluble dans l'acide acétique; l'hydrate de peroxyde de fer produit dans cette dissolution un dépôt dont il sera question un peu plus bas.

Le sel de strontiane, $\text{AsO}^5, 2\text{SrO}, \text{HO} + 3\text{aq}$, possède un aspect grenu et il est très-soluble dans l'acide acétique et dans l'acide chlorhydrique; l'eau chaude le décompose en formant un sel acide et un résidu insoluble qui consiste en un sel basique, ou bien en un mélange d'arséniate



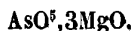
On prévient la production de ce dernier en évitant de laver le précipité avec de l'eau.

L'ammoniaque produit dans une dissolution aqueuse de ce sel, un précipité blanc, amorphe, formé de $\text{AsO}^5, 3\text{SrO}$. Ce sel se forme comme son correspondant barytique quand la liqueur ne renferme pas un excès de sels ammoniacaux. Dans le cas contraire, les précipités fixent de l'ammoniaque.

Les arséniates neutres de baryte et de strontiane qui viennent d'être décrits, s'obtiennent encore quand on verse de l'acide arsénique aqueux dans des dissolutions d'acétate de baryte ou de strontiane.

Le sel acide de strontiane est plus soluble que celui de baryte; ce dernier cristallise très-facilement.

L'arséniate de magnésie, $\text{AsO}^5, \text{HO}, 2\text{MgO}$, se produit par double décomposition, ou encore quand on verse goutte à goutte de l'acide arsénique dans une dissolution d'acétate de magnésie; à la longue le précipité cristallin se décompose au contact de l'eau et produit un résidu formé de



Quand on opère en présence du sel ammoniac, il se forme toujours un précipité qui possède une composition correspondante au phosphate ammoniaco-magnésien.

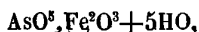
Les dosages d'arsenic, d'après lesquels M. Kotschoubey a construit les précédentes formules, ont été faits d'après un procédé par liqueurs titrées, fondé: 1° sur l'insolubilité de l'arséniate de ses-

quioxyde de fer dans l'acide acétique ; 2° sur la composition constante du précipité que l'on obtient quand on verse goutte à goutte une dissolution d'acétate de fer dans la dissolution d'un arséniate, aiguisé d'acide acétique ; 3° sur la solubilité de ce précipité dans l'acide chlorhydrique ; 4° sur la facile réduction par le zinc de l'arsenic contenu dans ces dissolutions.

Voici comment il faut opérer :

On fait dissoudre l'arséniate dans de l'acide acétique ou dans un autre acide ; dans ce dernier cas on neutralise le liquide par un peu d'ammoniaque et on ajoute de l'acide acétique ; puis de l'acétate de peroxyde de fer, ou mieux un mélange formé de volumes égaux d'acétate de soude et d'alun de fer et d'ammoniaque. Quand le liquide a acquis une couleur rouge brique, on peut être certain que tout l'arsenic a été précipité. On recueille le dépôt sur un filtre, on lave avec de l'eau froide et on fait dissoudre dans un peu d'acide chlorhydrique versé sur le filtre même. Puis on y introduit du zinc en lames ou en granules, ce qui détermine un dépôt d'arsenic et une formation d'hydrogène arsénié, et comme tout le sesquioxyde de fer a été réduit à l'état de protoxyde, le liquide se décolore complètement. On filtre ensuite une seconde fois, on lave le filtre avec de l'eau chaude et on détermine le fer d'après le procédé de M. Margueritte.

M. Kotschoubey a fait ses calculs d'après la formule de l'arséniate de fer qu'il a déduite de plusieurs analyses et qu'il représente par



Le procédé analytique employé par l'auteur justifie les divergences de ses résultats avec ceux obtenus par les chimistes ses devanciers ; il est certain que le dosage du fer, d'après le procédé de M. Margueritte, ne vaut pas un dosage direct ; c'est à peine si dans le dosage du fer par liqueurs titrées on peut répondre de 2 pour 100. Les analyses de M. Kotschoubey ne nous paraissent pas infirmer sérieusement celles de M. Mitscherlich.

44 — De l'action du chlore sur les chlorures métalliques en présence des chlorures alcalins ; par MM. SOBRERO et SELMI (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXIX, p. 161).

On sait que le protochlorure de manganèse en dissolution dans l'eau ne s'altère au contact du chlore que quand il se trouve en pré-

sence de chlorures alcalins; MM. Sobrero et Selmi ont étudié les produits de cette réaction, et ils ont étendu leur étude au chlorure de plomb. Ils confirment la réaction indiquée par M. Millon (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 71), et qui permet de reconnaître la présence de l'acide hypochloreux, à l'aide du protochlorure de manganèse et du protochlorure de plomb qui sont immédiatement oxydés par cet acide; ils ajoutent qu'avant d'employer le protochlorure de manganèse comme réactif, il est bon de s'assurer de l'absence des chlorures alcalins.

Il en est tout autrement quand on emploie le chlorure de plomb.

Toutes les fois qu'une solution de chlore dans l'eau contenant un ou plusieurs chlorures alcalins, n'a pas éprouvé l'action des rayons directs de la lumière solaire, le protochlorure de plomb n'y produit aucun précipité de bioxyde. Ce sel métallique, naturellement très-peu soluble et tout à fait incolore, se dissout dans le liquide chloré en assez grande proportion, et y cause une coloration très-sensible jaune serin.

Que l'on fasse une solution saturée à froid de chlorure de sodium; qu'on y ajoute une petite quantité de protochlorure de plomb, puis, qu'on y fasse passer un courant de chlore lavé: aussitôt après les premières bulles de gaz, la coloration jaune paraîtra, bien différente de celle que produit le chlore en se dissolvant dans l'eau. En continuant l'opération, on voit que le protochlorure de plomb se dissout très-sensiblement et disparaît tout à fait, si bien qu'après quelque temps on peut en ajouter une seconde dose, et une troisième, qui se dissoudront en tout ou en partie; tandis que la couleur jaune du liquide deviendra de plus en plus foncée, en conservant toutefois sa nuance jaune serin. L'absorption du gaz chlore pendant cette opération est très-sensible, contrairement à ce que l'on connaît de la solubilité de ce gaz dans les solutions des chlorures alcalins. On arrive ainsi à un point où la dissolution du protochlorure de plomb et l'absorption du chlore cessent tout à fait. On peut alors laisser le liquide en repos et le décanter dans des flacons bien fermés avec bouchons usés à l'émeri, dans lesquels on peut le conserver indéfiniment.

Voici les propriétés et les réactions de ce liquide: il est fortement coloré en jaune, son odeur est celle d'une forte solution de chlore; dans un vase bien fermé, il se conserve très-bien et ne s'altère pas, quoique exposé à l'action directe des rayons lumineux (il ne donne

pas de précipité de bioxyde de plomb). Dans un vase ouvert, il perd de son chlore, et dépose du protochlorure de plomb. Si on le verse goutte à goutte dans beaucoup d'eau, on obtient immédiatement un précipité de bioxyde de plomb mêlé de protochlorure, en plus ou moins grande proportion, suivant la quantité d'eau qu'on a employée.

Quand on ajoute à ce liquide jaune un alcali caustique, on en précipite du bioxyde de plomb, qu'on peut avoir très-pur par des lavages à l'eau chaude. Le carbonate de chaux produit dans ce liquide jaune une vive effervescence avec précipitation immédiate de bioxyde de plomb. Le carbonate de potasse y cause un précipité brun clair, dont la formation n'est pas toujours accompagnée de dégagement d'acide carbonique; ce précipité se décompose par les lavages et l'exposition à l'air, se fonce en couleur et se convertit en bioxyde de plomb; ainsi, il paraît qu'il se forme dans cette décomposition du carbonate de bioxyde de plomb, composé très-instable, dont l'acide carbonique se dégage avec beaucoup de facilité. Le phosphate de soude y cause aussi un précipité brun clair qui probablement est du phosphate de bioxyde de plomb, et qui n'est pas plus stable que le carbonate, car les simples lavages à l'eau froide le convertissent en bioxyde de plomb.

Si, au liquide jaune, on ajoute un peu de protochlorure de manganèse, on obtient tout de suite un précipité de bioxyde de manganèse, comme dans les solutions de chlore mêlées de chlorures alcalins; en même temps il se dépose du protochlorure de plomb.

L'action de ce liquide jaune sur les métaux est frappante par son énergie, qu'on pourrait égaler à celle de l'eau régale. Ainsi le cuivre, le fer, le zinc, etc., sont promptement attaqués et convertis en chlorures, tandis qu'il se précipite du protochlorure de plomb. L'or en feuilles minces, le platine en poussière fine s'y dissolvent avec la plus grande promptitude.

Les matières organiques sont profondément altérées par le contact de ce liquide; toutes en précipitent du protochlorure de plomb en donnant les produits de leur oxydation ou de leur chloruration. L'acide oxalique présente les phénomènes d'oxydation les plus énergiques. Ainsi mêle-t-on ce liquide jaune avec une solution d'acide oxalique, aussitôt le mélange présente une vive effervescence due à un dégagement très-fort d'acide carbonique.

L'urée présente des phénomènes analogues. Ces réactions sont

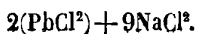
toutes accompagnées de précipitation de protochlorure de plomb. Les sels de quinine et de morphine précipitent la solution jaune ; le précipité est blanc jaunâtre, les lavages à l'eau le décomposent et le convertissent en oxyde pur.

MM. Sobrero et Selmi pensent que le composé en question est le chlorure



semblable au bioxyde PbO^2 . Ce bichlorure serait toutefois un composé peu stable et ne se formerait qu'en présence des chlorures alcalins, avec lesquels il se combinerait en jouant peut-être le rôle d'acide. Ce composé très-soluble ne peut s'obtenir isolé ni par l'évaporation, ni par le refroidissement.

Les auteurs ont analysé ce composé tant bien que mal ; ils représentent le résultat de leurs analyses par la formule



Les auteurs pensent que, pour préparer l'oxyde puce de plomb pour l'usage des laboratoires, il sera souvent commode de se servir du protochlorure de plomb, mêlé avec une solution de chlorure de sodium ou autre chlorure alcalin, de le soumettre à un courant de chlore gazeux, continuer jusqu'à refus, de précipiter ensuite par un liquide alcalin, et laver le précipité à grande eau.

45. — Décompositoin des iodures, des bromures et des chlorures alcalins par la voie sèche ; par M. SCHOENBEIN (*Archiv der Pharmacie*, t. CXXII, p. 112).

Les iodures alcalins se décomposent par la voie sèche sous l'influence des réactifs suivants :

Les acides arsénique et antimonique agissent déjà à la température ordinaire quand on les triture avec un iodure.

L'acide chrômique et le bichrômate de potasse, les acides molybdique, tungstique, vanadique, tantalique, stannique, uranique et titanique, l'acide phosphorique anhydre se comportent de même.

Les acides silicique et borique n'agissent qu'au contact de l'air. Les sels de cuivre, le sesquichlorure de fer et le prussiate jaune le décomposent de même à froid, mais la réaction est plus complète à chaud.

Nous rapportons ces faits d'après M. Schœnbein ; nos lecteurs interpréteront les réactions sans avoir besoin de recourir avec l'auteur à cette hypothèse que l'iode est un peroxyde et que l'iodure de potassium contient ce métal à l'état oxydé.

Les réactions indiquées ci-dessus, se produisent également avec les bromures toutefois elles exigent plus de soin et réussissent moins bien qu'avec les iodures,

Les chlorures de potassium et de sodium se sont complètement refusés à cette décomposition même à une haute température ; toutefois l'auteur a réussi avec les chlorures de barium, de strontium et calcium et de magnésium.

La réaction est surtout bien nette avec le bichromate de potasse.

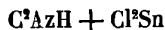
46. — Sur quelques combinaisons entre les chlorides métalliques et les chlorides de cyanogène ou l'acide cyanhydrique ;
par M. KLEIN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 85).

Ces recherches ont été suggérées à M. Klein par M. Wöhler, qui soupçonna l'existence de combinaisons analogues à celles qu'il a obtenues dans son travail sur le titane (voy. plus bas). Voici à cet égard les observations de M. Klein.

Le chlorure d'étain s'unit avec énergie à l'acide cyanhydrique anhydre, et il se produit un corps solide, cristallin, que l'on obtient très-bien en faisant arriver de l'acide cyanhydrique gazeux dans du chlorure d'étain contenu dans un tube. Le liquide s'échauffe à environ 30 degrés, et la combinaison nouvelle se volatilise. Elle forme alors des cristaux incolores, fortement réfringents, et qui paraissent aussi volatils que l'acide cyanhydrique anhydre.

Ce composé fume à l'air humide, et se décompose en laissant dégager de l'acide cyanhydrique ; cette décomposition est plus rapide dans l'eau. Il s'unit à l'ammoniaque en dégageant de la chaleur et en formant un corps blanc, volatil.

L'auteur lui attribue, comme composition probable, la formule :

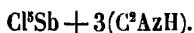


analogue à la combinaison correspondante du titane.

L'auteur n'a pu réussir à combiner le chlorure d'étain avec le chlorure de cyanogène.

L'acide cyanhydrique s'unit également avec le chlorure d'antimoine et produit une masse blanche cristalline, que l'on obtient en prismes en faisant arriver l'acide cyanhydrique en vapeur dans le chlorure. Ce composé se volatilise entre 70 et 100 degrés, en se décomposant partiellement; il se décompose même quand on le distille dans un courant d'acide carbonique. A l'air humide, il se détruit sans produire de fumée; il absorbe l'ammoniaque et se transforme dans une masse brune pulvérulente.

L'auteur représente cette combinaison par



Quand on condense du chlorure de cyanogène gazeux dans du chlorure d'antimoine, il se forme de petits cristaux blancs qui ne se volatilisent qu'en se décomposant partiellement. L'eau les décompose instantanément; ils absorbent l'ammoniaque et forment un corps pulvérulent, jaune.

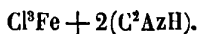
M. Klein n'attribue pas de formule à cette combinaison; la composition qu'il lui a trouvée est la suivante, ramenée à 100 parties.

Chlorure d'antimoine..... 83,28

Chlorure de cyanogène..... 16,72

Le chlorure de fer forme avec l'acide cyanhydrique une combinaison analogue aux précédentes; elle se présente en écailles rouges, brillantes, très-déliquescentes, qui fondent à 100 degrés en perdant de l'acide cyanhydrique. Avec l'ammoniaque, elles forment une poudre vert foncé qui se dissout dans l'eau en abandonnant du bleu de Prusse.

L'auteur représente cette combinaison par la formule



Le chlorure de fer sublimé s'échauffe au contact du chlorure de cyanogène gazeux et se fond. A chaud, cette combinaison se boursoufle en perdant du chlorure de cyanogène dans les deux modifications, gazeuse et solide.

47. — Phosphorescence du potassium; par M. PETRIE (*L'Institut*, 1850, p. 365).

En coupant en deux un morceau de potassium parfaitement essuyé

et recouvert d'une couche de cire d'abeilles, les deux morceaux ont présenté à l'auteur des sections distinctement lumineuses ; la lumière était environ un dixième de celle d'une surface semblable de phosphore.

Cette lumière diminuait à mesure que l'oxyde protecteur se formait ; toutefois, pour un œil exercé, elle est restée sensible pendant plus d'une demi-heure.

48. — Préparation du chlorate de potasse en grand ; par M. CALVERT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 656).

Le principe de cette préparation est fondé sur l'action que le chlore exerce sur les bases tenues en suspension dans l'eau bouillante ; M. Calvert fait un mélange de $5 \frac{1}{2}$ équivalents de chaux vive pour 1 équivalent de potasse caustique, et il y fait passer à chaud un courant de chlore ; il se produit ainsi du chlorure de calcium et du chlorate de potasse.

Un fait qui démontre d'une manière remarquable combien l'affinité chimique du chlore pour l'oxygène est augmentée par la chaleur, c'est qu'on ne produit que des quantités minimales de chlorate quand on fait passer le chlore dans un mélange de chaux et de potasse caustique, maintenu à la température ordinaire.

L'auteur insiste également sur l'influence qu'exerce le degré de concentration des liqueurs. Si, par exemple, on emploie une liqueur de potasse caustique, marquant 1,040 à 28°, et contenant 34 grains de potasse réelle dans 1000 grains de liqueur, que l'on mêle avec 431 grains de chaux ou 6 équivalents, on ne produit que 130 grains de chlorate.

Un autre mélange, fait avec 1000 grains de liquide contenant 58,75 de potasse réelle dans 1000 grains de liqueur avec 6 équivalents de chaux, a donné 158 grains de chlorate.

Enfin, en prenant une dissolution de potasse caustique indiquant 1,110 de densité et contenant 102,33 de potasse réelle pour 1000 grains de fluide, et y ajoutant 6 équivalents de chaux vive et chauffant le tout graduellement à 50°, puis faisant passer un courant rapide de chlore (qui porte le tout, par suite de l'action chimique, à environ 90 degrés) jusqu'à saturation, filtrant, évaporant à sec, puis reprenant par l'eau bouillante et laissant le tout refroidir, M. Calvert a obtenu ainsi 220 grains de chlorate de potasse pur ; il donne ce ré-

sultat comme conclusion et pouvant s'appliquer à l'industrie. Car ce procédé est appliqué sur une grande échelle et réussit parfaitement.

49. — Expériences sur le borax ; par M. SCHWEIZER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 58).

M. Schweizer a examiné l'action de différents acides sur le borax.

Quand on fait arriver de l'acide carbonique en excès dans une dissolution froide de borax et que par l'exposition à l'air on laisse dégager l'acide tenu en dissolution mécanique, on trouve que 100 parties de borax ont fixé 40,90 parties d'acide carbonique. L'auteur croit qu'il se forme dans ce cas du carbonate neutre de soude et de l'acide borique.

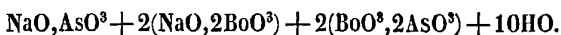
Il en est de même de l'action de l'hydrogène sulfuré; il se forme des sulphydrates de soude et de l'acide borique libre.

A ces recherches l'auteur annexe un procédé pour déterminer les alcalis contenus dans des combinaisons boriques. On fait dissoudre une proportion déterminée de borax dans l'eau, on ajoute un excès d'acide chlorhydrique et on fait évaporer au bain-marie.

La masse étant parfaitement sèche on la reprend par l'eau, on ajoute de l'acide nitrique et on précipite le chlore par le nitrate d'argent. Le chlorure d'argent donne la proportion du chlore à l'aide de laquelle on calcule ensuite la soude.

L'auteur décrit une combinaison arsénicale du borax, qu'il obtient de la manière suivante :

On chauffe pendant longtemps au bain-marie une dissolution de borax saturée à froid et additionnée d'acide arsénieux en poudre. Puis on filtre, on concentre et on abandonne au repos; il se sépare d'abord un peu de borax, on concentre davantage et on place dans le vide; le corps qui se forme peu à peu est considéré, par l'auteur, comme formé de



Ce corps est très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. La dissolution est alcaline.

Le borax fixe également les acides benzoïque, tannique, gallique, margarique, stéarique et oléique.

Une dissolution aqueuse d'acide borique, évaporée à 100 degrés,

a abandonné une masse friable, transparente, qui contient 4 équivalents d'eau pour 1 de borax.

50. — Sur l'équivalent du calcium ; par MM. ERDMANN et MARCHAND
(*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 257).

Il y a quelques années déjà que MM. Erdmann et Marchand entreprirent des recherches sur l'équivalent du calcium ; le résultat de ces recherches les conduisit à admettre que l'équivalent du calcium est un multiple de l'hydrogène, malgré un petit excès qui donna constamment un nombre un peu supérieur à 250 pour l'équivalent adopté.

Les expériences de MM. Erdmann et Marchand avaient été faites avec du spath d'Islande pur ; de récentes observations provoquées par celles que MM. Scheerer et Marchand viennent de faire à l'occasion de leur travail sur l'équivalent du magnésium (voy. plus bas), leur firent voir que, de même que la magnésite, le spath d'Islande perd de l'acide carbonique à une température peu élevée, et qu'il en retient encore un peu, même après la plus violente calcination. De là une double erreur que rien ne compensait. Un dosage très-minutieux leur a donné, pour l'équivalent de la chaux, le nombre 349,93, tellement voisin du nombre adopté, que désormais l'équivalent du calcium doit être considéré comme hors de doute.

51. — Sur l'équivalent du magnésium ; par MM. MARCHAND et SCHEERER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 385).

Les premières expériences sur l'équivalent de la magnésie furent faites en 1810 par Henry ; Wollaston s'en servit pour représenter cet équivalent par le nombre 246.

Depuis ce temps on a fait bien des recherches sur ce sujet et les résultats n'ont pas toujours été très-concordants, ainsi, d'après

Berzélius, l'équivalent du magnésium est...	156,560
Et plus tard.....	157,740
Longchamp.....	108,930
Gay-Lussac.....	147,230 et 148,09
M. Scheerer (<i>Annuaire de Chimie</i> , 1848, p. 8).....	151,180
MM. Svanberg et Nordtenfeldt (<i>ibid.</i> , 1849, p. 115).....	154,422 et 154,13
M. Jacquelin.....	152,550

Seuls, M. Gmelin et M. Thomson considérèrent cet équivalent comme un multiple de l'hydrogène et ils le représentèrent par 150.

C'est ce nombre que confirment les recherches laborieuses de MM. Marchand et Scheerer.

Ces chimistes ont opéré sur deux variétés de magnésite de Snarum et sur la magnésite de Frankenstein, très-pures. Après les avoir réduites en poudre fine et avoir séché dans un courant d'air à 300° C., ils les soumirent à la calcination pendant 100 minutes sur le chalumeau de Plattner. On fit cinq séries d'expériences avec ces trois variétés de magnésite, expériences dans lesquelles on a tenu compte des petites quantités de matières étrangères.

La magnésite transparente perdit de l'acide carbonique déjà au-dessous de 300 degrés, de plus elle retint encore de l'eau à cette température et la violente chaleur du chalumeau ne parvint pas à expulser entièrement tout l'acide carbonique. Aussi les auteurs se virent obligés de doser séparément l'acide qui avait résisté à cette température.

Enfin, après de nombreuses expériences consciencieuses et à l'aide d'une magnésite de Frankenstein qui ne contenait que 0^{es},003 de substances étrangères, ces chimistes obtinrent, pour l'équivalent de la magnésie, une moyenne qui était de 250,23.

Ils en conclurent que l'équivalent du magnésium est bien réellement le multiple 150 de l'hydrogène, ainsi que l'avaient adopté MM. Gmelin et Thomson.

52.—Sur un nitrate d'alumine cristallisé ; par M. DE SALM HORSTMAR (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 208).

Ce sel fut préparé de la manière suivante :

De l'hydrate d'alumine précipité par du carbonate de potasse et lavé ensuite à l'eau bouillante jusqu'à élimination complète de l'acide sulfurique, fut dissous dans de l'acide nitrique en excès et contenant 26,3 p. 100 d'acide. La dissolution fut opérée dans un creuset de platine recouvert d'un verre de montre. Après avoir évaporé le liquide au cinquième, on observa à la surface du liquide quelques cristaux qui augmentèrent rapidement après qu'on eut placé le creuset sous une cloche; les cristaux constituaient des tables hexagonales irrégulières, très-solubles dans l'eau et dans l'alcool à 0°,81. Ces cristaux se conservent parfaitement à l'air sec, mais ils se liquéfient à l'air humide.

Ils constituent un nitrate insoluble dans l'acide sulfurique; en présence de cet acide, ce sel forme des masses gélatineuses insolubles dans l'eau et dans l'acide chlorhydrique même bouillant.

Ce nitrate ne cristallise bien qu'au contact de l'acide nitrique.

L'auteur n'en a pas fait l'analyse, cependant il s'est assuré que ce sel ne contient pas d'acide nitreux.

52. — Sur l'équivalent du fer; par M. MAUMENÉ (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 589).

Les résultats obtenus par M. Maumené s'accordent avec l'équivalent 350 adopté dans ces derniers temps pour le fer. Le nombre 350,01, proposé par M. Maumené, est la moyenne de 6 expériences assez concordantes qu'il a faites avec du fil de fer très-pur destiné au télégraphe électrique du chemin de fer du Nord.

Après avoir fait dissoudre le métal dans l'eau régale faible il précipita par l'ammoniaque et recueillit ensuite sur le filtre, et, après l'avoir lavé soigneusement à l'eau chaude, on porta le filtre dans une étuve à 110 degrés, puis on calcina dans un creuset de platine.

54. — Analyses de fer doux et aigre; par M. MILLER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 413). — **Même sujet;** par M. RUBACH (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 360).

Le fer doux, analysé par M. Miller, a été extrait de l'hématite brune de Lancashire, dans le voisinage d'Ulverstone, et fondu au bois. Les objets qui doivent être convertis en fer doux sont, après la fonte, très-blancs, durs, friables et de cassure cristalline; on les enterre dans de l'hématite pulvérisée et on chauffe au rouge pendant une heure, il en résulte un fer très-tenace qu'on peut marteler à chaud comme à froid.

La densité de ce fer augmente par la cémentation; le fer friable pesait 7,684, le fer doux 7,718.

Voici le résultat des analyses qu'on a faites avec ces deux fers :

	Aigre.	Malléable.
Densité.....	7,684	7,718
Fer.....	—	—
Charbon.....	2, 80	0, 88
Silicium.....	0,951	0,409
Aluminium.....	trace	trace

	Aigre.	Malléable.
Soufre.	0,015	—
Phosphore.	trace	trace
Sable.	0,502	—
Carbone combiné.	2,217	0,434
Carbone non combiné. ...	0,583	0,446

L'auteur pense que le charbon qui se dégage pendant la cémentation est celui qui était combiné chimiquement au fer et que le charbon libre reste le même avant et après l'opération.

M. Miller a également examiné du fer de Staffordshire cassant à froid et d'autre cassant à chaud. Le premier offrait une cassure lamelleuse.

La propriété de casser à chaud est d'ordinaire attribuée à la présence du soufre, néanmoins l'auteur n'a pu trouver qu'une proportion très-minime de cette substance.

FER DE STAFFORDSHIRE

	Cassant à chaud.	Cassant à froid.
Densité.	7,426	7,921
Carbone.	0,245	0,275
Silicium.	0,232	0,288
Cuivre.	0,000	0,041
Soufre.	0,016	trace
Phosphore.	0,011	0,337
Calcium.	} trace	} trace
Potassium.		

Le cuivre du fer cassant à froid provient sans doute de la houille qu'on a employée ; la houille de Staffordshire contient de ce métal.

L'analyse faite par M. Rubach porte sur un fer cassant à chaud et à froid et exempt néanmoins des matières qui contribuent ordinairement à rendre le fer aigre, ainsi il n'y avait ni soufre, ni phosphore, ni arsenic, ni cuivre, ni silicium, mais il renfermait beaucoup de nickel et de cobalt.

Fer.	96,89 pour 100
Nickel.	1,53
Cobalt.	0,63
Charbon.	0,19

L'échantillon de fer qui a été analysé se trouve dans les collections du laboratoire de Giessen, sous l'étiquette « fer forgé cassant à chaud, de Koenigsbrunn. »

55. — Sur l'azote contenu dans le fer et l'acier ; par M. MARCHAND (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 351).

Les indications sur l'azote que le fer peut contenir varient considérablement ; on peut dire qu'en général cet azote n'est pas pris en considération, si bien que le travail étendu que M. Schafhaeutl a publié dans le temps sur cette matière, a complètement passé inaperçu.

Les dernières recherches de M. Wöhler sur le titane (voyez plus bas) ont appelé l'attention sur ce sujet. Si on a pu négliger jusqu'à 18 pour 100 d'azote contenu dans les cristaux de titane des hauts fourneaux, on a pu également, pensait-on, laisser perdre l'azote contenu dans la fonte et l'acier, et la présence de ce corps paraissait d'autant plus probable qu'il se forme des cyanures dans les hauts fourneaux.

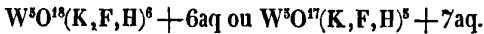
Or, M. Marchand démontre catégoriquement, par des analyses faites sur de nombreuses qualités de fers et d'aciers, que si ces matières contiennent de l'azote, ce corps ne dépasse jamais la proportion de 0,02 pour 100 ; que si on en a trouvé davantage, cela tient à l'ammoniaque contenu dans les réactifs ou bien aux cyanures qui ont pu se former pendant les opérations, si par exemple on applique le réactif de M. Lassaigne ; dans ce cas, le carbone contenu dans la fonte fixe l'azote de l'air et produit des cyanures avec le potassium qu'on a employé.

56. — Sur les acides ferri et ferri mangan-tungstiques ; par M. LAURENT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 692).

Lorsqu'on fait fondre un mélange de nitre et de carbonate de potasse avec un excès de wolfram, on obtient d'après M. Laurent, une matière qui se dissout en partie dans l'eau bouillante et laisse déposer, par le refroidissement, un sel brun gommeux. Ce sel gommeux, traité par l'acide chlorhydrique, donne, par l'évaporation, à chaud, de gros prismes à six pans réguliers, dont la composition peut se rapporter à un nouveau type qui serait :



Ce nouveau tungstate présente une composition et des propriétés fort singulières. Il renferme de l'oxyde ferrique, de la potasse, de l'acide tungstique et de l'eau, soit



Les acides concentrés n'en précipitent pas l'acide tungstique et les alcalis n'en séparent pas l'oxyde ferrique. Le prussiate de potasse n'y détermine aucune coloration. Enfin, ce qui est plus étonnant, c'est que l'hydrogène sulfuré ne ramène pas l'oxyde ferrique à l'état d'oxyde ferreux ; il en est de même du sulfure d'ammonium. Mais chauffe-t-on la dissolution de ce sel avec de la potasse ou de l'ammoniaque, alors il se précipite peu à peu du tungstate ferrique, et les acides y occasionnent un abondant précipité d'acide tungstique.

Chauffé à 200 degrés, il perd 7 atomes d'eau, puis il se redissout immédiatement dans l'eau. Chauffé au rouge obscur, il perd 1 à 2 millièmes d'eau seulement et devient insoluble.

Ce sel retient vers le rouge obscur 4 millièmes d'eau, et cette quantité si petite suffit pour lui donner des propriétés particulières qu'il perd totalement en perdant cette eau.

Ce ferri-tungstate, traité par le bichlorure de platine et l'alcool donne, après la séparation du chloroplatinate potassique, et l'évaporation à consistance sirupeuse, des cristaux d'acide ferri-tungstique.

Avec la baryte et la potasse on obtient deux sels qui renferment :



Le ferri-tungstate d'ammoniaque calciné à la température rouge, puis traité par l'ammoniaque, donne une dissolution qui renferme du fer, mais la plus grande partie de l'acide ferri-tungstique se trouve transformée en acide tungstique ordinaire.

Quand, après avoir traité le wolfram par l'eau régale, et lavé imparfaitement le résidu, on traite celui-ci par l'ammoniaque, on obtient une dissolution qui laisse d'abord déposer des cristaux de paratungstate ammonique (bitungstate ordinaire).

L'eau mère, évaporée et traitée peu à peu par l'acide chlorhy-

drique, se prend en une bouillie d'aiguilles très-fines réunies en sphères.

Ces aiguilles renferment de l'acide tungstique, de l'ammoniaque, de l'oxyde ferrique, de l'oxyde manganique et de l'eau ; mais aucun réactif n'y décèle la présence de l'acide tungstique et des oxydes ferrique et manganique.

Par l'ébullition avec les acides ou les alcalis ce ferri-manganitungstate est détruit, et l'on peut alors facilement y constater la présence de l'acide, du fer et du manganèse.

Il est également décomposé par la dessiccation à 200 degrés, il se redissout alors facilement dans l'eau ; mais, par l'évaporation, il donne un mélange de tables hexagonales d'un rose foncé et d'aiguilles blanches ou légèrement jaunâtres.

Par le bichlorure de platine, on obtient un précipité de chloroplatinate ammoniacque, et la dissolution, évaporée à consistance siropeuse, donne l'acide ferri-manganitungstique.

Le sel ammonique paraît renfermer :



M. Laurent croit qu'il existe un autre type ferri-tungstique ; on a vu plus haut que le wolfram, traité par le nitre et le carbonate de potasse, donnait un sel gommeux. Celui-ci, pouvant être soumis à l'ébullition, en présence du carbonate de potasse, sans déposer d'oxyde ferrique, doit appartenir, d'après l'auteur, à un type autre que celui auquel il donne naissance, sous l'influence des acides.

57. — Faits pour servir à l'histoire des acides manganique et hypermanganique ; par MM. LHERMITE et PERSONNE (*Journal de Chimie médicale*, 3^e série, t. VI, p. 694).

Les auteurs ne publient que les conclusions de leur travail ; les voici :

1^o Les hypermanganates de potasse et d'argent donnant de l'eau après leur décomposition par la chaleur, lorsqu'on la traite convenablement, doivent être des sels bibasiques ayant pour formule générale



2^o On peut démontrer par des expériences d'une parfaite netteté

que les manganates contiennent un acide moins oxygéné que celui des hypermanganates.

3° On peut employer l'hypermanganate de potasse pour déceler la présence d'un alcali caustique dans une liqueur et le doser même quand cette liqueur contient un carbonate alcalin.

4° Le manganate de potasse n'est vert que quand il contient un excès d'alcali, il est rouge quand il est neutre, mais il est instable en cet état.

58. — Analyse d'une combinaison de chlorure, et de nitrate de nickel et d'ammoniaque; par M. R. SCHWARZ (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 319).

Cette combinaison se présente en octaèdres bleu azur, légèrement déliquescents, et développant une faible odeur d'ammoniaque. Elle est très-soluble dans l'eau, et la dissolution se décompose à l'ébullition.

L'auteur ne dit pas comment il a obtenu cette matière.

D'après ses analyses, elle renferme en 100 parties :

Acide nitrique.....	31,6
Nickel.....	20,1
Chlore.....	2,8
Azote.....	20,2
Hydrogène.....	6,4
Oxygène.....	18,9.

59. — Sur la pureté de l'étain de Banca; par M. MULDER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXI, p. 311).

M. Mulder a examiné vingt échantillons d'étain de Banca provenant de différentes mines.

Cet étain était très-pur et ne contenait que quatre dix-millièmes de matières étrangères.

Fer.....	0,019
Plomb.....	0,014
Cuivre.....	0,006
Etain.....	99,961

De concert avec M. Vlanderen, M. Mulder a fait quelques ex-

périences pour déterminer l'équivalent de l'étain ; il a opéré sur de l'étain chimiquement pur. D'après ses résultats, l'équivalent de l'étain serait de 725 ; d'après Berzélius, cet équivalent est de 735.

60. — Sur la composition du minium ; par M. MULDER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 438). — **Mémoire sur les miniums ;** par M. JACQUELAIN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 626).

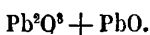
La composition du minium est représentée par diverses formules.

M. Dumas considère cet oxyde comme formé de $PbO^2 + 2PbO$
 Winkelblech. $Pb^2O^3 + PbO$
 Houtton Labillardière. $Pb^2O^3 + 2PbO$

et Longchamp a examiné une quantité de minium qui était composée d'après la formule. $PbO^2 + 5PbO$
 Ou, si l'on admet le sesquioxyde dans la molécule, $Pb^2O^3 + 4PbO$.

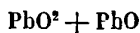
M. Mulder pense que ces résultats si disparates sont dus à l'acide carbonique que le minium contient toujours, et qui a été calculé comme oxygène toutes les fois que le dosage a été fait par simple calcination.

Il s'est procuré 7 variétés de minium pur et les a fait analyser par M. Vlanderer ; les pertes que ces échantillons ont éprouvées par la calcination s'accordent toutes avec la formule

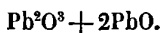


Comme ces miniums renfermaient tous de l'acide carbonique, M. Mulder les a décomposés par l'acide nitrique faible et il a dosé le peroxyde formé.

Les résultats de ces dosages s'accordaient avec la formule



ou si l'on admet l'oxyde Pb^2O^3 , on obtient la formule proposée par Houtton Labillardière, et qui est



Le mémoire de M. Jacquelin n'étant pas encore rendu public, nous ne pouvons pas dire si les expériences de ce chimiste confir-

ment ou non celles de M. Mulder ; voici au reste l'extrait que M. Jacquelin publie dans les *Comptes rendus*.

« Dans ce travail, l'auteur fait connaître d'une manière détaillée les divers modes d'action de l'acide acétique sur le minium, et signale la formation de l'acétate de minium et de l'acétate de bioxyde de plomb. Ce dernier se représente, d'après l'analyse, par $3(C^4H^3O^3), PbO^2$, et sa décomposition, sous l'impression de la chaleur, s'explique par la production de l'acétone, de la coumarine¹, par la réduction de l'oxyde de plomb et la mise en liberté d'un peu d'acide acétique, d'acide carbonique et d'eau. L'étude de l'acétate de minium au contact de l'ammoniaque en dissolution ayant permis de découvrir le sesquioxyle de plomb Pb^2O^3 , on arrive à des conclusions fort simples sur la génération des oxydes de plomb, conclusions qui semblent confirmer des expériences de synthèse indirecte entreprises sur le minium. De là, l'auteur est conduit à examiner la composition des miniums et des mines oranges du commerce, pour lesquels il donne une méthode d'analyse exacte, rapide, et un procédé pour l'analyse des litharges argentifères très-pauvres. »

61. — Action de l'arsenic, de l'antimoine et de l'étain sur le chlorure de soufre ; par M. STUMCKE (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 374).

L'arsenic, l'antimoine et l'étain, décomposent le protochlorure de soufre avec beaucoup d'énergie. Quand on distille ce chlorure sur de l'arsenic en poudre grossière, il passe d'abord du chlorure de soufre, qui, si on le reverse dans la cornue, se transforme complètement en chlorure d'arsenic qui se volatilise, et en sulfure d'arsenic qui reste dans la cornue.

Le réalgar et l'orpiment, même fondus, décomposent également le chlorure de soufre.

L'antimoine et son sulfure noir se comportent comme les précédents ; toutefois il se forme d'abord du perchlorure d'antimoine qui ne tarde pas cependant à se réduire à l'état de protochlorure.

La limaille d'étain agit avec une grande énergie ; une partie du chlorure de soufre se volatilise par suite de la chaleur développée,

¹ Nous ignorons ce que l'auteur appelle coumarine ; il n'est pas possible qu'il veuille parler ici d'une substance identique à celle que l'on extrait de la fève tonka.

mais ne tarde pas à se décomposer si on la reverse sur le résidu ; le produit volatil consiste en bichlorure d'étain.

Le bisulfure d'étain (or mussif) est sans action sur le chlorure de soufre ; ce corps n'agit que peu sur le zinc, le fer, le nickel et le cuivre.

62. — Sur le chlorosulfure d'antimoine ; par M. CLOEZ (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXX, p. 374).

En faisant arriver lentement de l'hydrogène sulfuré bien sec sur du perchlorure d'antimoine placé dans une cornue tubulée, le gaz est entièrement absorbé à froid ; il se dégage de l'acide chlorhydrique avec accompagnement de chaleur, et le perchlorure liquide s'est transformé en une masse solide, cristalline, à laquelle M. Cloez attribue la composition



Ce composé, qui vient se placer à côté de son correspondant PhCl^3S^2 du phosphore, est fusible à une température peu élevée ; chauffé au delà de son point de fusion, il se décompose en soufre et en protochlorure d'antimoine ; l'air sec ne l'altère pas, mais il attire avidement l'humidité de l'air atmosphérique, et se change en un liquide jaune, d'une consistance oléagineuse, tenant en suspension du soufre dans un grand état de division.

L'eau versée sur le chlorosulfure d'antimoine le décompose immédiatement en donnant lieu à un abondant précipité blanc d'oxychlorure d'antimoine mêlé de petites masses jaunes, glutineuses de soufre.

L'acide chlorhydrique agit comme l'eau ; s'il est ajouté en quantité suffisante, l'oxychlorure se dissout, et l'on peut ainsi facilement séparer le soufre.

La dissolution aqueuse d'acide tartrique agit d'une manière toute spéciale en produisant un précipité jaune orangé de sulfure d'antimoine, mêlé d'une certaine quantité d'oxyde. Cette réaction est caractéristique ; elle prouve que le composé dont il est ici question n'est pas, comme on aurait pu le supposer, un simple mélange de soufre et de protochlorure d'antimoine, mais bien une véritable combinaison.

63. — Recherches sur le chrôme ; par M. LEFORT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 416).

L'équivalent le plus généralement adopté pour le chrôme est celui de 351,82, établi par Berzélius; plusieurs tentatives ont été faites depuis pour appliquer à la détermination de cet équivalent les moyens analytiques plus perfectionnés que les récents progrès, de la chimie ont pu nous fournir. Ainsi, on peut voir les tentatives faites dans ce sens par M. Moberg (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 149), tentatives qui, sans parvenir à fixer nettement l'équivalent du chrôme, n'établissent pas moins que le nombre 351,82 est trop élevé et que cet équivalent oscille entre les nombres 331,818 et 335,739.

Plus heureux que M. Moberg, M. Lefort a pu établir cet équivalent à l'aide d'un procédé qui lui a permis de faire des analyses très-concordantes; le nombre qu'il adopte est 333,50; pour l'établir il se sert du chrômate de baryte, facile à obtenir dans un état de parfaite neutralité et capable de supporter une température assez élevée sans se décomposer même partiellement.

Le chrômate de baryte pesé fut traité, à chaud, par l'acide nitrique qui l'a dissous sans résidu. L'acide sulfurique, versé en léger excès, dans la liqueur, en précipite la baryte sous forme de sulfate qu'il suffit de laver plusieurs fois à l'eau bouillante pour l'obtenir parfaitement blanc. Le résultat moyen de dix analyses très-concordantes est 60,10 de baryte pour 100 de chrôme, ce qui conduit au nombre 333,50 pour l'équivalent du chrôme.

C'est sur ce chiffre que M. Lefort a calculé les analyses qu'il a exécutées sur plusieurs hydrates de chrôme nouveaux qu'il expose dans son mémoire.

Hydrates de sesquioxyde de chrôme. — On sait que les sels de sesquioxyde de chrôme peuvent exister sous trois modifications différentes; ils peuvent être verts, bleus violets et rouges. Ces effets isomériques ont été, de la part de quelques chimistes, le point de départ de recherches très-intéressantes, mais avec des conclusions diverses. Les uns ont émis l'opinion que les changements de couleur provenaient d'une perte d'eau que les sels éprouvaient lorsqu'ils étaient soumis à l'action de la chaleur. D'autres, à la tête desquels vient se placer Berzélius, pensent que, par l'effet de la

chaleur, l'oxyde de chrome éprouve un changement dans le groupement des atomes qui constituent sa molécule.

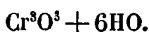
Lorsqu'on examine de près l'action que les alcalis exercent sur les sels chromiques, on trouve des différences très-tranchées, selon que l'on opère avec de la potasse ou avec de l'ammoniaque.

Toutes les fois qu'un sel chromique vert, bleu violet ou rouge, est traité par une solution de potasse ou de soude, la dissolution ne tarde pas à s'effectuer, si l'alcali est en excès ; elle est verte avec les sels verts et bleus violets, et bleue violette, puis enfin verte avec ceux de la modification rouge. Ces dissolutions, abandonnées à elles-mêmes ou soumises à l'action de la chaleur, laissent déposer deux hydrates de sesquioxyde de composition différente, quoique appartenant à la modification verte.

A. Le premier de ces hydrates s'obtient seulement lorsqu'on abandonne à elle-même une solution de chromite de potasse. L'affinité qui unit l'acide et la base, étant très-faible, laisse déposer l'oxyde à l'état gélatineux et d'un très-beau vert. Par la dessiccation, il se racornit en morceaux très-durs et noirs. Pour lui enlever toute son eau d'interposition, il convient de le broyer très-finement et de le laisser au-dessus de l'acide sulfurique jusqu'à ce que la balance n'accuse plus de perte ; il se présente alors sous la forme d'une poudre verte foncée. Analysé, il a donné les résultats suivants :

Cr^2O^3	58,91
6HO.....	41,09

d'où M. Lefort déduit la formule

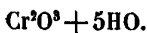


Exposé à l'action de la chaleur, cet hydrate commence à donner de l'eau vers 75 degrés.

B. Le second se prépare toutes les fois qu'on verse un sel chromique vert, bleu violet, ou rouge, dans une solution de potasse caustique bouillante, ou bien qu'on chauffe une solution de chromite de potasse. L'oxyde qui en résulte possède tous les caractères physiques du précédent ; il contient cependant 1 équivalent d'eau de moins, et n'abandonne celle-ci que vers 80 degrés. Voici les nombres qu'on a obtenus de son analyse :

Cr^2O^3	63,23
5HO.....	36,77

d'où la formule



Ces deux hydrates sont certainement les mêmes que ceux analysés déjà par M. Frémy, et auxquels il a trouvé 9 et 8 équivalents d'eau. Mais ce chimiste s'est servi d'un courant d'air sec pour les déshydrater. Desséchés de cette manière, ces oxydes étaient-ils privés de toute leur eau d'interposition ? L'auteur ne le pense pas. Il a soumis à un courant d'air très-sec, jusqu'à ce que la balance eût indiqué qu'ils ne perdaient plus rien, tous les hydrates qui font le sujet de ce mémoire. Avec tous, on a obtenu les mêmes résultats que lorsqu'ils étaient exposés dans une atmosphère close, au-dessus de la chaux caustique et de l'acide sulfurique concentré.

C. La préparation de l'hydrate de la modification bleue violette présente plus de difficultés. Pour cela, il faut passer par la modification rouge. C'est aussi de cet hydrate que nous allons nous occuper.

Lorsqu'on verse une solution d'un sel chrômique vert ou bleu violet dans de l'ammoniaque caustique, on remarque que l'hydrate qui se précipite prend, au bout de quelque temps, une teinte rouge, en même temps que le liquide qui surnage se colore en rouge amaranthe. M. Læwel, qui a observé, le premier, cette réaction, a pensé avec juste raison que l'oxyde se trouvait là dans un nouvel état isomérique. Pour obtenir l'hydrate de cette modification, on pourrait laisser, pendant plusieurs jours, de l'hydrate de la modification verte en présence de l'ammoniaque ; mais ce changement est long à s'effectuer, et le produit n'est jamais d'une pureté absolue. Voici le mode qui a le mieux réussi à l'auteur :

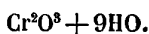
En versant une solution concentrée d'alun de chrôme violet dans un excès d'ammoniaque, l'oxyde qui se précipite ne tarde pas à se colorer en rouge, puis à se dissoudre dans l'ammoniaque libre. Si, maintenant, on abandonne cette solution à l'air, ou bien au-dessus de l'acide sulfurique, en même temps que l'alcali se dégage, il se précipite une poudre violette. Tout l'oxyde de chrôme peut se précipiter ainsi, et la liqueur ne contient plus que du sulfate double de potasse et d'ammoniaque. L'hydrate de la modification rouge est une poudre très-légère ; dissous dans les acides, il donne des sels rouges qui, par leur concentration dans une atmosphère sèche, reviennent à la modification bleue violette. La température de 75 degrés com-

mence à lui faire perdre de l'eau. A 120 degrés la perte est complète; mais, en même temps, il passe à la modification bleue violette, puis verte.

Son analyse a donné :

Cr ² O ³	48,86
9HO.....	51,14

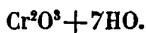
d'où M. Lefort déduit la formule



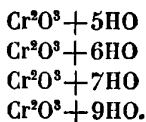
D. On a déjà vu que pour obtenir l'hydrate d'oxyde de chrome bleu violet, on était obligé d'employer l'oxyde de la modification rouge. Pour cela, on chauffe au bain-marie, à une température qui n'excède pas 55 degrés, une dissolution amarante d'alun de chrome dans l'ammoniaque. Celle-ci, en se volatilissant, laisse déposer un précipité pulvérulent gris verdâtre qui constitue l'hydrate de la modification bleue violette. Exposé à l'action de la chaleur, il commence à donner de l'eau vers 75 degrés. Analysé lorsqu'il ne perdait plus d'eau au-dessus de l'acide sulfurique, il a donné les nombres suivants :

Cr ² O ³	55,12
7HO.....	44,88

qui s'accordent avec la formule



En résumé, les oxydes de chrome des modifications verte, bleue violette et rouge forment quatre hydrates parfaitement définis qui se représentent ainsi :



Ces oxydes donnent, avec les acides, des sels qui correspondent à leurs modifications; mais, ainsi que l'a fait observer M. Lœwel, tous, avec le temps, reviennent, par suite d'un arrangement moléculaire, à la modification bleue violette, qui paraît être l'état normal de l'oxyde dans ces différentes combinaisons.

64. — Sur deux nouveaux chromates; par M. DUNCAN (*Philosophical Magazine*, t. XXXVI, p. 109).

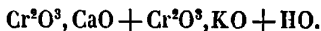
M. Thomson a décrit, dans le temps, un chromate double ($\text{Cr}^2\text{O}^3, \text{MgO} + \text{Cr}^2\text{O}^3, \text{KO} + \text{HO}$) qu'il obtint en faisant digérer une dissolution de bichromate de potasse avec du carbonate de magnésie.

M. Duncan a obtenu le sel de chaux correspondant, en procédant de la manière suivante : il versa une dissolution bouillante de bichromate de potasse sur de la chaux vive étalée dans des assiettes. Après que le dépôt fut bien opéré on décanta le liquide limpide et on évapora à 80 degrés. Il se sépara d'abord des croûtes cristallines, puis de beaux prismes jaunes, solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool, et composés d'après la formule



Ce sel fond, quand on le chauffe, et par le refroidissement la masse fondue se prend en couche cristalline soluble dans l'eau.

Le sel orange dont on a parlé plus haut est également soluble dans l'eau ; sa formule est la suivante :

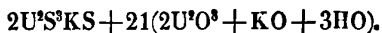


Par la calcination, il perd sa solubilité dans l'eau et acquiert une couleur jaune.

65. — Sur quelques combinaisons uraniques; par M. PATERA (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 122.)

Quand on traite la dissolution d'un sel à base d'oxyde d'urane par le sulfhydrate d'ammoniaque, il se forme un volumineux précipité brun dont la couleur rougit peu à peu ; le précipité desséché se dissout dans l'acide chlorhydrique avec dégagement d'hydrogène sulfuré et par la chaleur il abandonne du soufre, de l'eau et de l'ammoniaque.

Ce composé rouge renferme de l'oxyde uranique ; en faisant bouillir avec de la potasse caustique. M. Patera obtint une combinaison qu'il représente par l'étonnante formule



En traitant une dissolution uranique par la potasse caustique on obtient un précipité dont la composition se rapproche de la précé-

dente; l'eau se dégage par la calcination et il reste de l'uranate acide de potasse.

L'auteur a préparé les combinaisons du sodium, du barium, du strontium, qui correspondent à la précédente, en faisant bouillir cette dernière avec les chlorures correspondants ou encore en précipitant la dissolution d'un sel uranique par le sulfure.

Les combinaisons obtenues avec le barium et le strontium se transforment, par la calcination, en uranates acides entièrement solubles dans l'acide chlorhydrique, mais s'ils renfermaient un peu d'ammoniaque il reste de l'oxyde uranoso-uranique insoluble dans cet acide.

100 parties du sel de barium ont donné la composition que voici :

Urane.....	60,85
Soufre.....	1,31
Barium.....	17,54
Oxygène.....	13,81
Eau.....	6,59

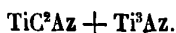
Tous ces sels sont de couleur rouge, on peut les faire bouillir sans qu'ils perdent leur couleur. Si néanmoins on cherche à remplacer l'ammoniaque par de la chaux ou de la magnésie, le sel rouge qui se forme d'abord ne tarde pas à noircir et renferme du protoxyde d'urane.

M. Patera a voulu employer le sel de potasse dans la peinture à l'huile; broyé avec de l'huile de pavot, ce sel produit un rouge très-vif, mais cette couleur ne se conserve pas; elle jaunit bientôt. Un autre inconvénient est que le plomb enlève facilement le soufre à l'urane et comme le plomb joue un grand rôle dans la peinture à l'huile, les combinaisons sulfurées de l'urane ne peuvent être employées dans la peinture à l'huile qu'à moins de remplacer le plomb par d'autres matières telles que le sulfate de baryte, etc.

66. — Sur le titane; par M. WÖHLER (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXVIII, p. 382, et *Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 34).

Nous avons déjà dit quelques mots de cet important travail de M. Wöhler dans l'*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 112; nous rapportons aujourd'hui la substance du mémoire que l'auteur vient de publier.

Les beaux cubes cuivrés qu'on observe si fréquemment dans les hauts fourneaux, ont été considérés, jusqu'ici, pour un corps simple, le titane métallique; M. Wœhler vient de démontrer que ces cristaux sont de nature complexe et qu'ils sont composés de cyanure et d'azoture de titane d'après la formule



Quand on fait chauffer ces cristaux dans du chlore sec, il se forme, comme on sait, du chlorure de titane liquide; mais, en même temps on observe un sublimé formé de petits cristaux, jaune citron, qui ne sont autre chose qu'une combinaison de chlorure de titane et de chlorure de cyanogène.

L'eau dissout ces cristaux en développant de la chaleur et, après qu'on en a éloigné le chlore libre au moyen d'un peu de mercure, la dissolution possède l'odeur particulière, irritante du chlorure de cyanogène, que l'on peut en effet isoler par la distillation.

En faisant fondre des cubes de titane, réduits en poudre, avec de la potasse hydratée, il se dégage de l'ammoniaque et il se produit du titanate de potasse.

Placée dans un tube en porcelaine et soumise à la calcination dans un courant de vapeur d'eau, la poudre de ce titane cubique donne lieu à un abondant dégagement d'hydrogène, fait, depuis longtemps constaté par M. Regnault; mais si, au lieu de le laisser se dégager, on dirige le gaz hydrogène dans de l'eau refroidie, cette dernière ne tarde pas à contracter l'odeur de l'ammoniaque et de l'acide cyanhydrique, deux corps dont on a en effet constaté la présence, à l'aide des différents réactifs.

Si, pour faire cette expérience, on emploie les cristaux intacts, l'acide titanique qui en résulte conserve la forme de cubes arrondis sur leurs bords. Mais, quand on les examine au microscope sous un grossissement de 300 fois, on reconnaît qu'ils sont formés d'une agrégation de cristaux parfois bien définis qui possèdent la forme de l'anatase. Ce sont des octaèdres à base carrée, allongée, dont les faces striées transversalement possèdent un fort éclat adamantin; ces cristaux sont tantôt incolores, tantôt colorés en brun; en un mot, ils constituent de l'anatase artificielle et jouissent de toutes les particularités propres à l'anatase naturelle.

La détermination de la composition des cubes de haut fourneau a présenté bien des difficultés et a fait faire à l'auteur beaucoup

d'expériences infructueuses. On a cherché à les éliminer de la pâte de fer et des scories dans lesquelles ils étaient engagés, au moyen de traitements par l'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique, et par des lavages; et enfin, à l'aide de l'acide fluorhydrique concentré on les a débarrassés du restant des matières étrangères.

Cependant, malgré tous ces traitements, les cubes retiennent toujours, mécaniquement, des lamelles de graphite et le produit, en apparence le plus pur, contient toujours de ces dernières; on peut les reconnaître à l'aide d'un fort grossissement, mais il est impossible de les enlever.

En brûlant ces cubes dans du chlore, M. Wœhler a constamment obtenu du chlorure de cyanogène dont il attribuait la formation à la présence du charbon et à l'azote des cubes qu'il considérait comme formés d'azoture de titane. Mais il revint de cette opinion, après avoir vainement tenté, à plusieurs reprises, d'obtenir du chlorure de cyanogène en traitant par du chlore sec un mélange formé soit de graphite des hauts fourneaux, soit de charbon de sucre et de l'azoture de titane qui va être décrit plus bas.

Il résultait de là, que les cubes renfermaient environ 1 pour 100 de graphite à l'état de substance étrangère et que, de plus, ils contenaient une certaine proportion de charbon à l'état de cyanogène.

Le titane fut dosé par 3 procédés différents :

a. 1^{er}, 6745 de cristaux cubiques, débarrassés autant que possible de leur graphite par les lavages, furent placés dans une nacelle de platine et brûlés dans un faible courant d'oxygène. La masse devint incandescente en produisant une flamme blanche. Par suite de la température qui s'est produite, l'acide titanique avait considérablement diminué de volume et s'est fritté, ce qui fit soupçonner que la combustion n'a pas été complète.

On le calcina donc une seconde fois dans un courant d'oxygène, et comme, par suite de cette opération, il augmenta encore de poids, on le réduisit en poudre fine et on le calcina à l'air dans un creuset de platine placé sur une lampe à alcool.

Quand son poids fut resté constant, l'acide possédait une couleur brun cannelle; il pesait 2^{es}, 133, ce qui correspond à 76,58 p. 100 de titane contenu dans les cubes, l'équivalent du titane étant de 301,55.

b. 2^{es}, 948 de cubes choisis, réduits en poudre fine, et placés sur une nacelle de platine dans un tube en porcelaine, furent calcinés dans un courant de vapeur d'eau longtemps maintenu.

L'acide titanique qui s'est formé pesait 3^{gr},764, c'est-à-dire 76,76 p. 100 de titane contenu dans les cristaux cubiques.

c. On projeta des cubes choisis, entiers, dans un creuset de platine contenant du sulfate acide de potasse en fusion. L'oxydation s'opère très-vite par ce moyen, il se sépare d'abord un peu de graphite qui disparaît ensuite peu à peu et il se dégage de l'acide sulfureux; quand les cristaux cubiques furent complètement dissous, on laissa refroidir et on obtint une masse blanche que l'on fit dissoudre dans l'eau tiède, on précipita ensuite par l'ammoniaque, et on calcina le précipité préalablement lavé et desséché.

1 gramme de substance donna ainsi 1^{gr},335 d'acide titanique ou 81,47 pour 100 de titane métallique.

Cet excès de titane fit soupçonner la présence d'un peu de sulfate de potasse qui aurait échappé aux lavages. On attaqua de nouveau cet acide titanique par de l'acide sulfurique concentré, on fit dissoudre la masse dans de l'eau, on précipita de nouveau par l'ammoniaque et on purifia par des lavages.

Après avoir été calciné, l'acide ne pesait plus que 1^{gr},305, ce qui fait 78,46 pour 100 de titane métallique.

La moyenne de ces trois expériences est de 77,26 pour 100 de titane.

Après avoir tenté différents moyens pour doser l'azote, M. Wœhler s'est arrêté au procédé que voici :

Il fit fondre des cristaux cubiques réduits en poudre fine avec du bisulfate de potasse, placé dans une petite cornue et maintenu préalablement en fusion; dans le col de la cornue, on plaça de l'amiant humecté d'une lessive de potasse concentrée. Pour enlever tout l'acide carbonique et tout l'acide sulfureux, on adapta un tube contenant des morceaux de potasse; enfin, ce tube était suivi du tube ordinaire, usité dans le dosage de l'azote par la méthode des volumes, destiné à conduire le gaz dans l'éprouvette graduée.

0^{gr},376 de cubes donnèrent ainsi 58,5 c. c. d'azote à 17° c. et 753^{mm} de pression.

Ce nombre correspond à 54,57 c. c. à 0° et 760^{mm} de hauteur barométrique, c'est-à-dire à 0,6688 grammes ou 18,30 pour 100 d'azote.

Pour arriver à doser le carbone, M. Wœhler s'est servi d'une propriété curieuse, particulière à ces cristaux; réduits en poudre et chauffés avec de l'oxyde de cuivre, de plomb ou de mercure, le

mélange brûle avec scintillation et les métaux contenus dans les oxydes se réduisent à l'état métallique. Dans cette expérience il se dégage une chaleur tellement intense que le cuivre lui-même devient coulant.

La combustion est tout aussi vive avec le chlorate de potasse.

C'est donc cette oxydation si facile et si complète que l'auteur a utilisée pour déterminer le carbone des cristaux cubiques des hauts fourneaux. Après une série de tâtonnements, il s'est assuré que l'oxyde de plomb, si fusible, se prêtait le mieux à cette expérience. On l'employa à l'état de minium légèrement calciné et à moitié décomposé et parfaitement exempt d'acide carbonique, on le prit en grand excès afin de modérer la combustion. La substance à brûler était réduite en poudre très-fine.

On procéda, en tout, comme pour une analyse organique, en se servant d'un tube à combustion ordinaire et de deux tubes à potasse.

En négligeant les petites quantités de potassium et de calcium contenues dans les cubes, 100 parties de ces derniers contenaient, d'après les analyses de M. Wœhler :

Titane.....	77,26
Azote.....	18,30
Carbone.....	3,64
Graphite.....	0,92

M. Wœhler représente ces nombres par la formule



Dans ce cas, 100 parties de ces cristaux seraient formées de

Cyanure de titane.....	16,21
Azoture de titane.....	83,79

Quant au mode de formation de ces cubes, M. Wœhler considère comme certain qu'elle est liée à la production du cyanure de potassium si fréquemment observé dans les hauts fourneaux. Il a fait d'ailleurs quelques expériences qui viennent complètement à l'appui de cette manière de voir.

Il a exposé, pendant une heure, à la température de la fusion du nickel, un mélange formé de cyanoferrure de potassium sec et d'acide titanique, le tout placé dans un creuset fermé. Il se produisit une

masse brune, poreuse, non fondue, qui ne céda plus que des traces de cyanure de potassium à l'eau.

En examinant cette substance au microscope, on reconnut, à l'aide d'un grossissement de 300 fois, une multitude de prismes raccourcis, brillants et doués d'une couleur de cuivre; ces prismes étaient mêlés de fer métallique. Sans aucun doute les prismes étaient formés de la substance qui constitue les cubes.

Traitée par l'acide chlorhydrique concentré, cette masse céda son fer avec dégagement d'hydrogène; il resta une poudre brune qui ressemblait beaucoup à la poudre qui provenait des cubes. Vue au microscope elle présentait un mélange d'aiguilles cuivrées, mêlées à du charbon. Chauffée à l'air, cette poudre brûlait lentement et se transformait en acide titanique. Mêlée avec de l'oxyde de cuivre et exposée à une certaine température, elle produisit le phénomène déjà observé pour les cubes; il se développa une chaleur très-élevée qui fit fondre le cuivre.

Enfin, elle donna lieu à un dégagement d'ammoniaque quand on la fit chauffer avec de l'hydrate de potasse. Chauffée dans un courant de chlore gazeux, elle produisit du chlorure de titane et une grande quantité de cyanochlorure de titane en cristaux; le résidu n'était autre chose que du charbon pulvérulent.

Dans une autre expérience on ajouta au mélange une petite quantité de carbonate de potasse afin de rendre la masse fusible et de favoriser la formation des cristaux: on obtint une scorie bulleuse contenant un volumineux régule de fer dont la surface était dendritique et entourée, partiellement, de titane cuivré qu'on ne put pas retrouver, d'ailleurs, soit dans la scorie, soit dans le régule.

M. Zincken a depuis longtemps annoncé que les cubes de titane des hauts fourneaux sont volatils à une haute température; ce fait, généralement mis en doute, a été confirmé par M. Wœhler. Il a placé quelques grammes de cristaux de titane dans un petit creuset de porcelaine luté et fixé dans un creuset de Hesse; les intervalles des deux creusets furent remplis de poussier de charbon et le tout fut exposé, pendant une heure environ, à la température de la fusion du nickel.

En apparence, les cubes restèrent intacts, ils n'avaient pas éprouvé la moindre fusion; cependant, leur couleur était devenue plus claire et leur éclat plus mat. Leurs surfaces offraient presque toutes, au microscope, une structure cristalline assez analogue à

un métal cristallin, attaqué superficiellement par un acide; leurs arêtes étaient émoussées.

D'un autre côté, la paroi interne du couvercle du creuset de Hesse était cuivrée, ce qui prouve que les cubes avaient éprouvé un commencement de volatilisation et que la partie qui s'est volatilisée avait traversé la couche de charbon.

Le creuset de porcelaine qui n'était pas verni, était devenu noir tant à l'intérieur qu'à l'extérieur.

Il n'est pas rare de remarquer des cubes de haut fourneau qui offrent des surfaces mates, comme si, après avoir été formés, ils avaient subi aussitôt un commencement de volatilisation.

Les cubes qui ont servi dans ces recherches ont tous été recueillis dans un haut fourneau de Rübeland, dans le Harz. Dans ce haut fourneau on a trouvé, tout récemment, une masse de titane qui s'élève, d'après M. Blumenau, jusqu'à 40 kilogr. (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 152). Cette masse remplissait en partie les fentes de la roche quartzreuse qui constituait le sol du haut fourneau; elle était aussi en partie empâtée dans du fer métallique.

Azoture de titane.

Tant qu'on considérait les cubes de titane comme du titane pur il était permis de prendre pour tel la substance cuivrée qui ressemblait à ces cristaux par la couleur et qui a été obtenue, pour la première fois, par M. Henri Rose. Cependant une simple combustion aurait suffi pour signaler l'erreur. En effet, 100 parties de cette substance ne fournissent que 120 parties d'acide titanique et non pas 166 parties comme elles le feraient si elles étaient formées de titane pur. Elles renferment donc environ 28 pour 100 d'une matière qui n'est pas du titane.

Cette matière, c'est l'azote.

En effet, le titane obtenu d'après le procédé de M. Liebig, en faisant chauffer le chlorure de titane ammoniacal dans un courant d'ammoniaque, est de l'azoture de titane composé d'après la formule



Par sa composition, il diffère donc de celui que renferment les cristaux cubiques.

Projeté dans de la potasse fondante, l'azoture de titane donne lieu à un abondant dégagement d'ammoniaque; il en est encore de même

quand on le calcine dans un courant de vapeur d'eau. Chauffé dans un courant de chlore, il brûle et forme du chlorure de titane; mais il ne forme pas de cristaux de cyanochlorure de titane quand on le mélange intimement avec de la poudre de charbon.

Pour fixer la composition de cet azoture, on fit une combustion dans un creuset de platine placé sur la lampe à alcool. Une expérience exigeait un peu plus d'une heure. Les lamelles bleurent d'abord, puis elles brûlèrent lentement. A une certaine période de l'oxydation, les lamelles éclatent avec bruit; ce phénomène se manifeste quand l'oxydation étant à peu près complète, on augmente la chaleur; il rappelle le fait curieux du passage de l'une des modifications de l'acide titanique dans l'autre, fait constaté par M. H. Rose.

L'acide titanique obtenu dans cette expérience était jaune à chaud; après le refroidissement il n'était plus que jaunâtre, tandis que l'acide obtenu avec les cubes était toujours d'un brun plus ou moins foncé. Vu sous un grossissement de 500 fois, le premier était cristallisé et transparent.

Les nombres ainsi obtenus correspondent à la formule



A côté de cet azoture il en existe encore deux qu'on peut également isoler. De même que les cubes, ces combinaisons possèdent la propriété de s'oxyder et de brûler vivement quand on les fait chauffer avec des oxydes métalliques facilement réductibles. Ces azotures résistent à une température qui peut aller jusqu'à celle de la fusion du cuivre.

L'azoture de titane TiAz se forme quand on expose l'acide titanique fortement chauffé à un courant de gaz ammoniac bien sec; on laisse refroidir l'azoture dans le courant, il se présente alors sous la forme d'une poudre violet foncé, possédant une nuance de rouge cuivre analogue à de la poudre d'indigo sublimé.

Si dans cette expérience on emploie de l'acide titanique en morceaux on obtient l'azoture à l'état de fragments doués d'un éclat métallique et d'une couleur violette virant au rouge cuivre. Cependant, dans ce cas, la transformation n'est que superficielle.

Traités de la même manière, des cristaux de rutile deviennent d'un rouge de cuivre, foncé à la surface, et noirci à l'intérieur.

L'azoture Ti^6Az^3 prend naissance, quand on fait chauffer vivement

la combinaison Ti^3Az^2 dans un courant d'hydrogène sec et qu'on fait refroidir le produit dans ce gaz. Avant même que la température soit arrivée au rouge, l'azote commence déjà à se dégager à l'état d'ammoniaque.

Il y a donc là un nouveau cas de formation de l'ammoniaque.

Si on a employé l'azoture de titane en lamelles brillantes et colorées en rouge cuivre, on obtient la nouvelle combinaison sous la forme de paillettes jaunes à éclat métallique.

Réduit en poudre cet azoture est bronzé, et possède un reflet métallique.

A en juger par la couleur, cette combinaison paraît encore se former quand on calcine l'acide titanique dans un courant de cyanogène ou d'acide cyanhydrique. Dans l'un et l'autre cas on obtient une matière à éclat métallique dont la couleur est celle du métal des cloches; cette matière est intimement mélangée avec du charbon qui influe nécessairement sur sa couleur.

Dans l'expérience où l'on a employé de l'acide cyanhydrique il se forme du cyanure d'ammonium, et les lamelles produites étaient recouvertes d'une espèce de suie qu'on ne remarquait pas sur l'azoture préparé au moyen du cyanogène. Cependant il y en avait, sa présence fut dévoilée quand on fit brûler l'azoture dans du chlore. Dans cette expérience il ne se forma que du chlorure de titane et pas de cyanochlorure, ce qui prouve que cet azoture ne contenait pas de cyanure de titane. Toutefois, il est à remarquer que ce cyanure ne se produit pas dans cette circonstance.

Il est à croire que l'azoture Ti^3Az^3 se produit aussi, quand on expose, pendant une heure, à la température de la fusion du nickel, l'azoture violet placé dans un creuset de porcelaine enterré dans de la poudre de charbon. Néanmoins la transformation n'est qu'incomplète, car dans une expérience, la perte de poids n'a été que de 3,6 p. 100 et le produit vu au microscope, offrait tous les caractères d'un mélange.

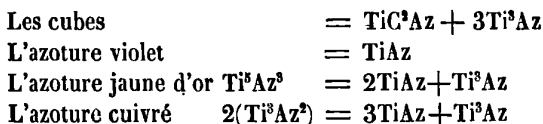
De tout ce qui précède, il résulte que l'azote forme avec le titane quatre combinaisons différentes. M. Wœhler pense qu'il y a entre ces azotures le même rapport qui existe entre les degrés d'oxydation de certains métaux; c'est-à-dire qu'il n'y a que deux combinaisons primitives et que les autres résultent de l'union de celles-ci.

Comme composé primitif formé de titane et d'azote, on pourrait considérer :

1° L'azoture Ti^3Az contenu dans les cubes et qui n'a pas encore été isolé;

2° L'azoture violet cuivré $TiAz$ obtenu par la calcination de l'acide titanique dans l'ammoniaque.

Les deux autres peuvent être considérés comme des combinaisons de ces azotures ; voici comment on pourrait se figurer ces groupements :



La question qui reste à traiter est celle de savoir quelles sont, en réalité, les propriétés du titane métallique.

Ce métal a été isolé pour la première fois par Berzélius. Mais ce chimiste ne l'a pas examiné de près. Il l'a obtenu à l'état de poudre noire en décomposant, à chaud, le fluotitanate de potassium par le potassium. L'auteur a répété cette expérience en opérant sur un creuset de platine couvert et placé sur une lampe à alcool. La décomposition est accompagnée de chaleur et de lumière. La masse refroidie est ensuite plongée dans beaucoup d'eau, on décante les parcelles grises contenant de l'acide titanique, et la poudre lourde qui reste est lavée pour la débarrasser du sel non décomposé ; on la recueille ensuite et on la fait sécher.

Le titane métallique constitue une poudre grise, amorphe, analogue au fer réduit par l'hydrogène à une basse température. Vu sous un grossissement de 100 fois, il se présente en masses frittées possédant la couleur du fer et douées d'un éclat métallique. Il ne possède pas la teinte cuivrée et ne l'acquiert pas même sous pression. Chauffé à l'air, il brûle avec une vive scintillation. Projeté dans une flamme, il brûle même avant d'en avoir éprouvé le contact et produit l'éclat et la scintillation de l'urane. La parcelle de titane, la plus minime, produit une brillante étincelle étoilée.

Un mélange de titane avec du minium ou de l'oxyde de cuivre, brûle vivement, à chaud ; la chaleur développée est énorme et la matière est projetée violemment hors du tube. Chauffé dans de l'oxygène, il produit une flamme momentanément éblouissante et analogue à l'éclair.

L'acide titanique qui se forme est pulvérulent ; mais quand on

l'examine sous un fort grossissement, on reconnaît qu'il est cristallin, brillant, légèrement fritté, et qu'il renferme çà et là des globules métalliques, qui proviennent sans doute du titane qui peut échapper à l'oxydation, à la faveur de la combustion trop subite.

Le titane brûle énergiquement dans l'oxygène. La combustion de ce métal dans le chlore est analogue à celle dans l'oxygène; cependant le chlore ne l'attaque pas à la température ordinaire.

Le titane est un des métaux qui décomposent l'eau; ce fait, parfaitement établi maintenant, est d'accord avec les observations faites par M. H. Rose et par M. Regnault sur le chlorure de titane. A 100 degrés, il la décompose déjà faiblement, en dégageant un peu d'hydrogène. L'acide chlorhydrique le dissout à chaud en laissant dégager de l'hydrogène. La dissolution qui en résulte est incolore et contient probablement du chlorure $TiCl$. L'ammoniaque précipite la dissolution en noir, et le précipité, qui est sans doute de l'hydrate d'oxyde, développe de l'hydrogène à chaud, puis il bleuit et passe à l'état d'acide titanique. La coloration bleue était probablement due à du titanate de titane.

Quant au soi-disant titane métallique décrit par M. Laugier, par M. Berthier et par d'autres, titane qu'ils ont obtenu en réduisant l'acide titanique dans des creusets brasqués placés dans un feu de forge, et auquel on attribue soit la couleur jaune laiton, soit la couleur du cuivre, M. Wöhler ne croit pas que ce fut du titane métallique.

L'auteur annexe à ce travail :

1° La description du cyanochloride de titane;

2° Une combinaison analogue à celle-là, obtenue avec l'acide cyanhydrique ;

3° Une nouvelle méthode pour préparer l'acide titanique.

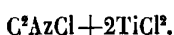
Cyanochloride de titane. — Sans la propriété du chloride titanique de s'unir avec le chlorure cyanique et de former avec lui une combinaison volatile et cristallisable, le titane cubique des hauts fourneaux eût été confondu, pendant longtemps encore, avec le titane métallique.

Ce cyanochloride se forme immédiatement et avec dégagement de chaleur quand on fait arriver du chlorure de cyanogène gazeux dans du chlorure de titane. Dans très-peu de temps, ce dernier est transformé dans une masse volumineuse jaune et cristalline, que l'on tâche de saturer complètement avec le chlorure de cyanogène en l'agitant et la faisant chauffer légèrement.

Le cyanochloride de titane est jaune citron et très-volatil. Il se volatilise déjà à une température inférieure à 100 degrés, et se sublime en petits cristaux limpides et jaunes. Leur forme cristalline paraît être un octaèdre rhomboïdal. Exposé à l'air humide, ce composé blanchit et répand des vapeurs épaisses. L'eau le dissout rapidement et avec un fort dégagement de chaleur, et il se développe du chlorure de cyanogène gazeux. Il est également soluble dans le chlorure titanique chaud, qui l'abandonne en cristaux par le refroidissement.

Ce composé absorbe vivement le gaz ammoniac en dégageant beaucoup de chaleur, et forme ensuite une combinaison d'un orangé foncé, qui blanchit à l'air humide, et qui se dissout dans l'eau en abandonnant une certaine quantité d'acide titanique.

Le cyanochloride de titane est composé d'après la formule



Cyanhydrate de chlorure de titane. — De même que le chlorure de titane se combine avec le chlorure cyanique, de même il s'unit avec l'acide cyanhydrique anhydre. En versant ce dernier dans le chlorure, il se produit aussitôt un bouillonnement, et les deux liquides s'unissent en produisant une masse pulvérulente jaune. Il est bon d'opérer sur des liqueurs refroidies à 0°, ou encore de se servir d'acide cyanhydrique gazeux qu'on fait arriver dans le chlorure placé dans une cornue tubulée.

Quand la saturation est complète, on sépare l'acide cyanhydrique en excès par la distillation à une température modérée, et on fait sublimer la matière en exposant la cornue à une chaleur convenable.

Cette combinaison est très-volatile; elle se sublime à une température inférieure à 100 degrés.

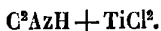
Sa vapeur se condense en petits cristaux jaune citron, limpides, analogues au cyanochlorure de titane. Leur forme est également un octaèdre rhomboïdal, soit simple, soit modifié. Quoique cette matière se volatilise sans fondre, pour ainsi dire, ses cristaux ne se prennent pas moins en masse cohérente, quand la sublimation est rapide, et cette masse se détache ensuite d'elle-même par le refroidissement.

Cette combinaison est légèrement fumante à l'air; elle y blanchit rapidement, développe une forte odeur d'acide cyanhydrique et se transforme dans une masse visqueuse, limpide. Quand on en dirige

la vapeur dans un tube légèrement chauffé au rouge, elle se décompose et recouvre le verre d'une couche d'azoture de titane d'une couleur cuivrée, un peu plus foncée que d'ordinaire, à cause d'un peu de charbon qui s'est déposé en même temps.

L'eau dissout ce corps en produisant beaucoup de chaleur et en déterminant un dégagement d'acide cyanhydrique.

A l'aide de l'analyse, l'auteur a constaté que cette combinaison est composée d'après la formule



Préparation de l'acide titanique pur. — On introduit dans un creuset de platine, placé dans un creuset de Hesse, du rutil en poudre fine mêlée avec le double de son poids de carbonate de potasse; on fait fondre; puis, après avoir pulvérisé la masse fondue et refroidie, on la fait dissoudre dans de l'acide fluorhydrique étendu d'eau. Il se forme alors le fluotitanate de potassium peu soluble, que Berzélius a fait connaître, et ce sel ne tarde pas à se déposer. On fait chauffer de nouveau en ajoutant, au besoin, une nouvelle quantité d'eau; quand le sel déposé s'est redissous, on filtre bouillant; cette opération peut être faite dans des vases en verre, si l'on a eu soin d'éviter un excès d'acide fluorhydrique.

Par le refroidissement, le liquide se prend en bouillie cristalline formée d'une masse de paillettes brillantes du sel en question. On sépare ce dernier par filtration, on le lave avec de l'eau froide, on le comprime entre des doubles de papier buvard et on purifie par des cristallisations dans l'eau. Après la dessiccation, ce sel se présente en paillettes nacrées, analogues à la cholestérine.

En versant de l'ammoniaque dans la dissolution aqueuse et chaude de ce sel, il se précipite une poudre blanche de titanate d'ammoniaque, très-soluble dans l'acide chlorhydrique; par la calcination, ce sel perd son ammoniaque en produisant une vive scintillation, et se transforme en acide titanique, qui ne noircit pas au contact du sulfhydrate d'ammoniaque.

Le fluotitanate de potassium possède la propriété de n'être pas immédiatement précipité par l'ammoniaque, quand il est en dissolution dans l'eau froide. Mais il précipite aussitôt dès qu'on fait chauffer; tout le titane se trouve dans ce précipité.

Cette propriété peut être mise à profit pour éliminer le fer qui est contenu dans les eaux mères provenant de la préparation de l'a-

cide titanique; elle permet, par conséquent, de recueillir également à l'état pur l'acide titanique contenu dans celles-ci. Pour cela on verse dans ces eaux mères de l'ammoniaque étendue, en évitant, toutefois, un excès de ce liquide. Par ce moyen, on précipite tout l'oxyde de fer sans toucher à l'acide titanique. On filtre dès que la précipitation est faite, car en tardant on éprouverait des pertes d'acide titanique, pertes dues à ce que cet acide se précipite également au bout de quelque temps.

Pour séparer ensuite l'acide titanique contenu dans le liquide filtré, on n'a plus qu'à faire bouillir ce dernier et précipiter à l'aide de l'ammoniaque.

Cette méthode s'applique tout aussi bien à l'extraction de l'acide titanique contenu dans le fer titané. On fait fondre ce minéral avec du carbonate de potasse, puis on traite par l'acide fluorhydrique étendu, qui dissout tout le titane et laisse pour résidu une grande partie de l'oxyde de fer. Quand la majeure partie du fluotitanate de potassium s'est séparé et que ce sel a été purifié par des cristallisations, on y ajoute du chlore ou un hypochlorite pour oxyder le fer, et on procède, pour le reste, comme on a fait plus haut.

Il est probable que cette méthode s'appliquera à l'analyse des fers titanés du jour où elle aura été étudiée à fond.

67. — Sur l'équivalent du tungstène; par M. SCHNEIDER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 152).

Berzélius est le seul chimiste qui se soit occupé de l'équivalent du tungstène; pour cela, il a fait deux expériences dont le résultat moyen est 1183,3; dans l'une de ces expériences on a réduit de l'acide tungstique dans un courant d'hydrogène, et dans l'autre on a au contraire brûlé le tungstène métallique pour le transformer en acide.

Cette marche a également été suivie par M. Schneider; après de nombreuses recherches ce chimiste est arrivé, pour l'équivalent du tungstène au nombre 1150,78, qui est sensiblement le double de l'équivalent du molybdène 575,829 tel que l'ont établi MM. Svanberg et Struve (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 153).

Il n'est pas facile de préparer de l'acide tungstique bien pur; l'acide brut, tel qu'on l'obtient après avoir attaqué le minerai par l'eau régale, retient de l'oxyde de fer et de l'oxyde de manganèse qui se dissolvent avec l'acide tungstique quand on vient à traiter par l'ammoniaque; on ne peut pas non plus éliminer ces oxydes

au moyen du sulphydrate d'ammoniaque, car les sulfures de ces métaux sont solubles dans le sulfotungstate d'ammoniaque.

Après bien des tâtonnements, M. Schneider s'est arrêté à la marche, un peu compliquée, il est vrai, que voici :

Après avoir décomposé le sulfotungstate d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique, on fait bouillir le précipité dans l'eau régale, puis on ajoute de l'eau et on lave le précipité avec de l'eau acidulée, jusqu'à ce que les eaux de lavage soient exemptes de fer ; puis on fait dissoudre dans l'ammoniaque ; après avoir précipité de nouveau par l'acide chlorhydrique, on traite le précipité une seconde fois par l'eau régale, puis par l'ammoniaque ainsi qu'on vient de dire ; après trois traitements pareils, le fer et le manganèse parurent complètement éliminés.

Après avoir fait sécher l'acide ainsi purifié, on le réduit en poudre fine et on le soumit à une forte calcination ; on le fit refroidir dans un courant d'air sec et on en plaça une quantité pesée dans un tube à réduction sur une nacelle en tôle tapissée de magnésie, et on calcina fortement dans un courant d'hydrogène.

L'auteur a fait 8 réductions pareilles et 3 oxydations.

Les nombres fournis par les premières oscillent entre 79,254 et 79,350, pour la quantité du tungstène contenu dans 100 parties d'acide ;

Ceux fournis par les oxydations sont situés entre 79,324 et 79,329, ce qui conduit à une moyenne générale de 1150,78 pour l'équivalent du tungstène.

68. — Sur la constitution chimique du wolfram ; par M. SCHNEIDER (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 321). — **Sur les formes cristallines du wolfram ;** par M. DESCLOIZEAUX (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXVIII, p. 163).

M. Schneider fait précéder son travail d'une assez longue notice historique qui intéressera sans doute ceux qui ont, comme lui, la patience germanique à leur service.

Peter Albin (1546) donne au wolfram le nom de *katzenzinn* (étain des chats), et il considère les noms de wolfram, de schoerl, de gneiss, de mispickel comme synonymes. *Henkel* range ce minéral parmi les minerais d'étain et y admet la présence du fer et de l'arsenic. *Cramer*, *Linné*, *Woltersdorf* le rangent parmi les minerais de fer. *Wallerius* y voit une combinaison de fer et d'arsenic.

Justi y admet la présence du fer, de l'arsenic, de l'étain et une terre; *Baumer* y ajoute de plus, de la chaux et du soufre. *Cartheuser*, *Bertrand* et *Macquer* sont de l'opinion de *Woltersdorf*. *Cronstedt* place le wolfram parmi les minerais de manganèse, et *Linné*, *Wallerius*, *Brunnich* se hâtent d'admettre cette opinion. *Scopoli*, qui trouve d'abord 28 p. 100 d'étain dans ce minéral, le classe plus tard parmi les basaltes, tandis que *Demachy* le décrit comme minerai métallique.

Seul parmi les naturalistes anciens, *Lehmann* examine le wolfram avec soin, et après des expériences laborieuses il arrive à cette conclusion, que ce minéral est une terre vitreuse, contenant beaucoup de fer et peu d'étain, et il soupçonne que le wolfram, le schoerl, le manganèse et la pyrite sont de même nature. A la suite de ce travail, le wolfram fut rangé parmi les minerais de fer par *Vogel*, *Forster*, *Blumenbach* et *Gmelin*. Pour *Sage*, ce minéral est une combinaison de basalte et d'étain.

Le seul minéralogiste qui fit du wolfram une espèce à part fut *Veltheim*, et cette opinion ne tarda pas à être confirmée par la découverte du tungstène, faite par les frères de Luyart. Ces deux chimistes français ont en outre le mérite d'avoir fait une bonne étude du minerai de wolfram et d'en avoir indiqué les principaux éléments constituants; les résultats de leur analyse faite avec du wolfram de Zinnwald sont les suivants :

Oxyde de manganèse.....	20,47
— de fer.....	12,15
Acide tungstique.....	65,00
Quartz, étain.....	2,00

Leurs expériences furent répétées par *Gmelin*, *Wiegleb* et *Klaproth*, qui n'y ont rien ajouté.

Enfin, la chimie moderne intervint et, avec elle, *Berzélius* et *Vauquelin*; plus tard le minerai de wolfram fut étudié par *Schaffgotsch*, puis par *M. Ebelmen* (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 120), *M. Marguerite* (*ibid.*), *M. Kerndt* (*ibid.*, 1848, p. 161), *M. Rammelsberg* (*ibid.*, 1847, p. 277), *M. Kussin*, *M. Richardson*. Là se termine la liste des auteurs qui se sont occupés du minerai de wolfram; à cette liste historique vient maintenant s'adjoindre le travail que nous allons analyser.

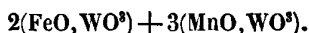
A part quelques modifications peu importantes, les analyses de

M. Schneider ont été, toutes, exécutées d'après le procédé décrit par M. Ebelmen, et d'accord avec ce dernier, il a trouvé dans le minerai du Zinnwald, de la chaux, qui paraît avoir échappé à M. Kerndt.

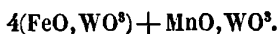
L'équivalent que M. Schneider a adopté pour le tungstène est celui qu'il a lui-même établi (voy. plus haut), c'est-à-dire 1150,6 pour le métal et 1450,6 pour l'acide tungstique. Voici le résultat des analyses :

	a	b	c	d
Acide tungstique.	76,01	76,04	76,21	76,25
Protoxyde de fer.	9,81	19,61	18,54	20,27
— de manganèse.	13,90	4,98	5,23	3,96
Chaux.	1,19	0,28	0,40	0,28
Magnésie.	0,00	trace	0,36	0,15

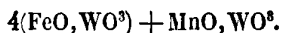
a) est du wolfram de Zinnwald; cette analyse confirme celles de M. Ebelmen et de M. Kussin. M. Schneider attribue à cette variété la formule



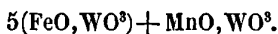
b) provient de la mine de Glasebach, près de Strassberg, au Harz. L'auteur le représente par la formule



c) a été pris dans la mine de Pfaffenberg, près de Neudorf (Harz), formule



d) est originaire de la mine de Meiseberg et non pas Mæuseberg, comme nous avons écrit d'après M. Kerndt (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 161); les nombres rapportés plus haut sont déduits de 3 analyses, que M. Schneider exprime par la formule



M. Schneider fait suivre ce travail d'une dissertation sur la constitution générale du minerai de wolfram; il répète les expériences de M. Marguerite, se prononce contre l'opinion de ce dernier, et se range finalement à l'opinion de Berzélius et de M. Ebelmen, d'après laquelle ce minéral n'est autre chose qu'un tungstate neutre de protoxyde de fer et de manganèse.

D'après cela le minéral de wolfram peut être représenté par la formule générale



Nous ne pouvons que mentionner ici l'importante étude que M. Descloizeaux a publiée sur les formes cristallines du wolfram. Selon nous, le système cristallin auquel ce minéral appartient est désormais établi, grâce à ce travail. M. Descloizeaux y démontre que la forme du wolfram est un prisme rhomboïdal légèrement oblique de 101° , dans lequel la base fait avec les faces latérales un angle de $91^\circ 32'$, et dont un des côtés de la base est à la hauteur dans le rapport des nombres 10000 : 6557.

M. G. Rose et plus récemment M. Kerndt avaient adopté pour la forme primitive du wolfram un prisme rhomboïdal droit.

69. — Sur les amido-azotures du tungstène; par M. WÖHLER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 190, et *Annales de Chimie et de Physique*, t. XXIX, p. 187).

En soumettant le chlorure de tungstène WCl^2 à un courant de gaz ammoniac, M. Wœhler obtint une combinaison qu'il appelle *amido-azoture de tungstène* et qui est formée d'azoture et d'amidure de tungstène. Le chlorure de tungstène qui a servi à cette préparation fut obtenu en faisant brûler du tungstène métallique dans du chlore gazeux exempt d'air atmosphérique. Ensuite, on introduisit rapidement ce chlorure dans un long tube de verre, parfaitement sec, et on y fit passer un courant d'ammoniaque en agitant le tube de temps à autre.

Dans le commencement de l'opération il est inutile de faire intervenir la chaleur; sous l'influence de l'ammoniaque, le chlorure s'échauffe au point de fondre en partie et de faire volatiliser une partie du sel ammoniac formé et qui vient se condenser à la surface du chlorure. Cependant, pour achever la réaction, il faut chauffer un peu, à l'aide de quelques charbons rouges que l'on place sous le tube, avec la précaution de ne pas dépasser la température à laquelle le sel ammoniac se sublime.

Après que tout le chlore fut chassé à l'état de sel ammoniac et qu'il ne se forma plus de traces de ce dernier, on fit refroidir le tube, tout en maintenant le courant d'ammoniaque.

Le produit de cette opération constitue un corps noir, fritté, offrant çà et là des traces de fusion, ce qui provient du chlorure de

tungstène qui a été fondu en partie par la chaleur produite pendant la réaction ; dans cet état il est plus dense et possède une espèce d'éclat métallique analogue au graphite des cornues à gaz.

Chauffé à l'air , il développe d'abord de l'ammoniaque puis il s'enflamme et se transforme en acide tungstique. Placé dans un creuset de porcelaine et porté à une température voisine de la fusion de l'argent , il perd son azote et son hydrogène et se réduit à l'état de tungstène métallique. Ce corps se comporte de la même manière quand on le chauffe , au rouge faible, dans un courant d'hydrogène ; à cette occasion , il donne lieu à un abondant dégagement d'ammoniaque.

Quand on le fait fondre avec de l'hydrate de potasse , il se transforme en tungstate en abandonnant de l'ammoniaque et de l'hydrogène. Les alcalis en dissolution aqueuse et les acides sont sans action sur cet amido-azoture et comme il retient énergiquement une certaine quantité de chlorure de tungstène ou de sel ammoniac , on l'a traité d'abord par une lessive de potasse ; puis par de l'ammoniaque , afin de le purifier et de l'approprier à l'analyse.

On acheva sa purification à l'aide de lavages à l'eau. Le tungstène de cette combinaison fut dosé , soit à l'état d'acide tungstique , soit à l'état de métal ; on le réduisit , dans le premier état , par la combustion ; on l'obtint à l'état métallique soit par une calcination pure et simple , soit en opérant à chaud dans un courant d'hydrogène. Les expériences furent faites avec de la substance provenant , soit de diverses préparations , soit de la même préparation , mais prises à divers endroits du tube.

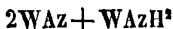
12 expériences ont donné pour le tungstène des nombres qui oscillent entre 86,76 p. 100 et 90,80 p. 100.

D'après cela , la somme de l'azote et de l'hydrogène varie entre 13,24 et 9,20 p. 100.

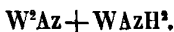
Ces variations tiennent à ce que , sous l'influence de la chaleur , l'amido-azoture de tungstène perd avec la plus grande facilité de l'azote et de l'hydrogène à l'état d'ammoniaque pour se transformer dans une autre combinaison plus riche en tungstène. On comprend donc qu'il peut toujours se former une certaine partie de ce corps pendant la préparation de l'amido-azoture ; en effet , pendant qu'on fait intervenir l'ammoniaque , la partie de la substance qui est la plus éloignée de l'ouverture par où l'ammoniaque arrive , se trouve toujours en présence d'une certaine quantité d'hydrogène prove-

nant, soit de la réaction même, soit d'une réaction secondaire exercée par le composé déjà formé et qui possède à un haut degré la propriété de décomposer l'ammoniaque, à une température qui n'a aucune prise sur ce gaz pur.

De ces résultats analytiques M. Wœhler conclut qu'il existe deux amido-azotures de tungstène, semblables entre eux; représentés, l'un par



l'autre par



La combinaison $2WAZ + WAZH^3$ renferme :

	Calculé.	Trouvé.
Tungstène.	» 86,58	86,76
Azote.	12,81	13,24
Hydrogène.	0,61	

La formation du premier peut s'interpréter par l'équation suivante :



Quand on chauffe cette combinaison dans un courant d'hydrogène elle perd un équivalent d'azote qui se dégage à l'état d'ammoniaque, et on obtient le second amido-azoture $W^2AZ + WAZH^3$ qui se distingue par la couleur grisâtre de sa poudre.

Cette substance s'obtient encore quand on calcine la première combinaison; cependant il se produit des mélanges qui varient avec la température. Mais les deux amido-azotures se réduisent en tungstène métallique quand on les soumet à une forte chaleur.

Oxy-amido-azoture de tungstène $3WAZ + W^2AZH^2 + 2WO^2$.

Ce composé prend naissance quand on fait réagir de l'ammoniaque gazeuse sur de l'acide tungstique chauffé.

Il est difficile d'obtenir ce corps avec une composition constante, car il perd facilement de l'azote et de l'hydrogène quand on le chauffe libre ou dans un courant d'hydrogène.

L'acide tungstique qui a concouru à cette préparation a été obtenu par la calcination du tungstate d'ammoniaque cristallisé. Réduit en poudre fine, cet acide fut ensuite étendu en couche mince dans un long tube de verre et exposé à un courant d'ammo-

niaque; on chauffa jusqu'à ce qu'il se manifestât une légère incandescence et avec la précaution de tourner fréquemment le tube. L'opération était terminée lorsqu'il ne se dégageait plus d'eau.

Dans cette opération, on voit se reproduire le fait déjà signalé plus haut, savoir l'action décomposante que cette substance exerce sur l'ammoniaque gazeuse.

Si on opérât dans un tube en porcelaine et à la température de la fusion de l'argent, on n'obtiendrait que du tungstène métallique ou des mélanges formés de tungstène et d'oxy-amido-azoture.

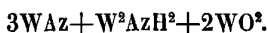
Ce corps est d'un noir pur. Préparé avec l'acide tungstique non pulvérisé et tel qu'on l'obtient quand on calcine le tungstate d'ammoniaque, il se présente en écailles noires à aspect semi-métallique.

Soumis à l'action de la chaleur, ce corps abandonne de l'ammoniaque. Il résiste aux acides et aux alcalis; mais quand l'action de l'ammoniaque sur l'acide tungstique n'a pas été épuisée, quand la décomposition n'a pas été complète, la potasse en dissolution aqueuse en déplace un peu d'ammoniaque et en retire un peu d'acide tungstique.

L'hypochlorite de soude dissout ce composé; il se dégage de l'azote accompagné d'une odeur de chlorure d'azote et il se forme du tungstate.

L'oxy-amido-azoture de tungstène brûle avec éclat quand on le chauffe à l'air et se transforme en acide tungstique. Il partage avec le tungstène et avec son oxyde la propriété de brûler quand on le chauffe avec du minium ou avec de l'oxyde de cuivre. Il se réduit complètement à l'état de métal quand on le calcine dans un courant d'hydrogène; dans cette opération il se dégage de l'eau et de l'ammoniaque. Chauffé avec de l'eau dans un tube scellé, il a supporté une température de 230 degrés sans se modifier.

M. Wœhler exprime les résultats de ses analyses par



D'après cette formule l'oxy-amido-azoture de tungstène serait formé de

	Calculé.	Trouvé.
Tungstène	88,04	88,03
Azote	7,44	7,15
Hydrogène	0,27	0,20
Oxygène	4,25	4,64

La décomposition mutuelle de l'acide tungstique et de l'ammoniaque ne se passe donc pas d'une manière aussi simple qu'on le croirait, quand on ne considère que la composition de ces deux substances; dans ce cas, on dirait que 1 équivalent d'acide tungstique et 1 équivalent d'ammoniaque produisent 3 équivalents d'eau et 1 équivalent d'azote de tungstène WAZ, qui renferme 87,41 pour 100 de métal, quantité qui est sensiblement celle de la combinaison qui se forme en réalité.

On obtient encore sinon cette dernière, du moins une combinaison analogue quand on fait fondre à une haute température, dans un creuset de platine, un mélange formé de tungstate de potasse et d'un grand excès de sel ammoniac et qu'on recouvre le tout d'une couche de chlorure de potassium. Si ensuite on traite par l'eau le produit de la fusion et qu'au moyen d'une lessive faible de potasse on enlève le tungstate acide, on obtient un résidu noir, pesant, qui constitue la nouvelle combinaison.

Vue au microscope, sous un grossissement de cent fois, elle se trouve formée de molécules noires métalliques. C'est cette matière que, par erreur, M. Wœhler a décrite il y a vingt-six ans sous le nom d'*oxyde noir de tungstène*.

Ce corps renferme de l'azote et de l'hydrogène, il dégage beaucoup d'ammoniaque, non-seulement au contact des alcalis, mais encore quand on le chauffe purement et simplement. Cette matière donne du tungstène pur quand on l'expose, en vase clos, à une chaleur blanche.

Pour le reste, ce corps se comporte en tout comme celui qui a été obtenu par l'action directe du gaz ammoniac. Il a fourni de 88 à 89 pour 100 de tungstène; mais, il a aussi donné un résidu de 1 à 2 pour 100 de potasse, quand on vint à le décomposer par un courant de chlore qui le fit volatiliser à l'état de chlorure et d'acichloride.

Quand on fait fondre sous une couche de chlorure de sodium, un mélange de tungstate de soude et de sel ammoniac, et que l'on traite ensuite par l'eau et par une lessive de potasse, on obtient une substance brun foncé dans laquelle on reconnaît, à l'aide du microscope, un corps noir et un autre rouge foncé. L'auteur pense que ce dernier est le tungstate de soude qu'il a décrit dans le temps.

En calcinant légèrement l'oxyde brun de tungstène dans un cou-

rant de gaz ammoniac on obtient également une substance hydrogénée et azotée, mais cette substance est mêlée avec de l'oxyde non modifié, ce qu'on reconnaît aisément à la couleur brun foncé. Elle abandonne le métal pur quand on la calcine fortement dans un tube en porcelaine.

Contrairement à l'assertion de Berzélius que l'oxyde de tungstène se réduit en métal quand on le calcine fortement dans un courant d'hydrogène, M. Wœhler a observé que l'acide tungstique se réduit en oxyde, à la température de l'argent en fusion, et cet oxyde n'éprouve plus de modification ultérieure. L'indication de Berzélius se rapporte probablement à un oxyde contenant un peu d'alcali.

L'oxyde de tungstène bien pur est d'un beau brun virant au violet. Au microscope il offre un aspect métallique qui est à peu près celui du bronze des canons; il paraît légèrement fritté ou cristallin.

L'auteur n'a pu obtenir un azoture de tungstène exempt d'hydrogène. En calcinant l'acide tungstique dans du cyanogène, on obtint un corps noir, à aspect métallique, et il se dégagait beaucoup d'oxyde de carbone. Traité par la potasse ce corps laissa dégager un peu d'ammoniaque; il renfermait donc de l'azote, mais il contenait également du charbon.

Ce corps contenait 94,5 pour 100 de tungstène.

70. — Sur le molybdène; par M. BERLIN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 444).

Aux molybdates d'ammoniaque décrits par MM. Svanberg et Struve (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 153). M. Berlin ajoute le trimolybdate et le tétramolybdate d'ammoniaque.

Trimolybdate d'ammoniaque $3\text{MoO}^3 + \text{AzH}^4\text{O}$. — Le sel double $\text{MoO}^3, \text{AzH}^4\text{O} + \text{MoO}^3, \text{AzH}^4\text{O} + 3\text{HO}$ se décompose parfois au contact de l'eau et donne lieu à une production de trimolybdate qui se présente en aiguilles soyeuses, analogues au sel de potasse correspondant que MM. Struve et Svanberg ont obtenu. M. Berlin ne peut pas préciser les circonstances dans lesquelles ce sel se forme; cependant il croit qu'il ne faut pas dépasser une température de 10 degrés au-dessus de zéro.

Ce sel est peu soluble dans l'eau froide, mais il se dissout rapidement dans l'eau chaude et se dépose de nouveau par le refroidisse-

ment. Il contient de l'eau de cristallisation que l'auteur n'a pas déterminée.

Tétramolybdate d'ammoniaque $4\text{MoO}^3 + \text{AzH}^4\text{O} + 2\text{HO}$. — En versant peu à peu de l'acide chlorhydrique ou de l'acide nitrique dans une dissolution du sel double que nous avons mentionné, il se forme un dépôt qui disparaît par l'agitation; bientôt, cependant, le liquide se prend en masse formée d'aiguilles que l'on fait égoutter et qu'on lave ensuite à l'eau froide dans laquelle elles sont insolubles. L'eau chaude, cependant, les dissout rapidement.

Molybdate de molybdène Mo^3O^8 . — En chauffant, à l'abri de l'air, un mélange d'acide molybdique et de molybdate d'ammoniaque on obtient, suivant la composition du mélange, des oxydes différents, renfermant des proportions différentes d'acide molybdique. Quand on fait fondre du molybdate d'ammoniaque avec deux fois son poids d'acide molybdique, on obtient, après avoir lessivé la masse avec de l'ammoniaque caustique, une poudre de couleur brune ou violette qui est du molybdate neutre de molybdène. L'acide nitrique l'oxyde rapidement; mais les acides sulfurique et chlorhydrique sont sans action.

M. Berlin a encore fait quelques tentatives pour déterminer l'équivalent du molybdène; il a échoué là où MM. Struve et Svanberg échouèrent; mais il a obtenu un résultat très-approché de celui de ces derniers en dosant le molybdène contenu dans le sel double $\text{MoO}^2, \text{AzH}^4\text{O} + \text{MoO}^3, \text{AzH}^4\text{O} + 3\text{HO}$. Pour cela il a imprégné d'acide nitrique ce sel réduit en poudre fine, puis il l'a fait chauffer lentement; repris par l'acide nitrique, le résidu fut encore une fois calciné; on réitéra ce traitement jusqu'à ce qu'on obtint un poids constant.

Les expériences ont donné en moyenne, pour l'équivalent du molybdène, le nombre 574,75; on se rappelle que MM. Struve et Svanberg ont obtenu 575,83.

71. — Sur la distillation du mercure par la vapeur d'eau surchauffée; par M. VIOLETTE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 546).

Le nouveau procédé de distillation du mercure consiste à plonger la masse à distiller dans un courant de vapeur d'eau surchauffée à la température de 350 degrés à 400 degrés centigrades; la vapeur agit à la fois comme agent calorifique et agent mécanique; elle

chauffe le métal d'abord jusqu'à provoquer la distillation, puis chasse devant elle et entraîne les vapeurs mercurielles, dont elle facilite le renouvellement; elle hâte la distillation, comme un courant d'air chaud facilite l'évaporation de l'eau, les vapeurs aqueuses, chargées des vapeurs mercurielles, sont condensées ensemble dans un réfrigérant ordinaire; le métal se sépare et gagne le fond du récipient, tandis que l'eau condensée s'écoule à la partie supérieure. C'est chose assez curieuse, dit l'auteur, d'observer le filet liquide qui s'écoule du réfrigérant; on y distingue deux courants ou deux filets, l'un supérieur qui est l'eau, et au-dessous, le filet mercuriel; c'est un courant continu de l'une et de l'autre substance. Il ne se produit aucun soubresaut, et l'opération se passe aussi tranquillement et aussi facilement que lorsqu'il s'agit de la distillation de l'eau ordinaire.

L'appareil qui a servi dans toutes ces expériences se compose : 1° d'une cornue cylindrique en fonte recevant le récipient qui contient le mercure; 2° d'un serpent in en fer surmontant le foyer qui le chauffe; la vapeur d'eau circule dans le serpent in, s'y chauffe au degré convenable, entre dans la cornue, la traverse d'une extrémité à l'autre en immergeant le mercure et s'échauffe, avec les vapeurs mercurielles, pour aller se condenser l'une et l'autre dans un réfrigérant.

Dans une série de tableaux l'auteur relate les résultats qu'il a obtenus dans une suite d'expériences relatives à la distillation du mercure seul ou amalgamé; il indique les quantités de vapeur nécessaires, et fait ressortir les avantages économiques du nouveau procédé qu'il résume ainsi :

« 1° *Facilité de l'opération.* — On substitue simplement l'ébullition et la distillation de l'eau à l'ébullition et à la distillation difficile et dangereuse du mercure; plus de gêne dans la conduite du feu, plus de crainte de brisement de l'appareil, plus de difficulté pour enlever le métal, plus d'usure notable de la cornue: température constante et déterminée, et bien inférieure à la température rouge ordinairement employée.

« 2° *Économie de main-d'œuvre.* — Un ouvrier peut conduire, à lui seul, un appareil de distillation chargé de 1000 kilogrammes d'amalgame; le nouveau procédé se prête aux plus grandes dimensions.

« 3° *Économie de combustible.* — Elle est certaine, et la pratique

seule en donnera la valeur ; on ne dépensera pas un excès de combustible inutile, puisqu'on ne chauffera pas au delà de la température nécessaire suffisante à la distillation du métal.

« 4° *Économie de mercure.* — La distillation de 100 kilogrammes d'amalgame argentifère détermine la perte de 2 kilogrammes de mercure. On produit et l'on distille annuellement 6 millions de kilogrammes d'argent amalgamé ; c'est donc une perte de 120 000 kilogrammes de mercure, valant au moins 1 million de francs, que le nouveau procédé permet d'éviter.

« 5° *Salubrité publique.* — Dans le nouveau procédé, il n'y a pas de perte de mercure ; les vapeurs mercurielles s'éteignent dans la vapeur d'eau et se condensent avec elle ; de plus, dans le mode ordinaire, la vapeur mercurielle remplit encore tout l'appareil lorsqu'on ouvre ce dernier à la fin de l'opération, et se répand dans l'air, tandis que, dans le nouveau mode, la vapeur d'eau a balayé de l'appareil toute vapeur métallique, et l'ouverture en est sans danger. Ainsi, la garantie est complète, et l'emploi de la vapeur d'eau surchauffée semble avoir résolu le problème longtemps cherché de préserver complètement les ouvriers des atteintes mortelles du mercure dans les nombreuses et importantes industries qui ont à distiller ce métal. »

72. — Sur la réduction du chlorure d'argent ; par M. DU MÉNIL (*Archiv der Pharmacie*, t. CXII, p. 161).

On mélange le chlorure d'argent avec du charbon en poudre, on calcine, puis on humecte le résidu et on l'arrose d'acide nitrique faible, en chauffant le tout à 20° c. On continue à ajouter l'acide nitrique tant qu'il se dégage de la vapeur nitreuse, puis on étend d'eau et on filtre, on évapore et on fait cristalliser ; le nitrate d'argent qui se dépose est pur, et le résidu de charbon contient à peine une trace de chlorure d'argent.

73. — Sur la précipitation de l'argent contenu dans des dissolutions de cuivre ; par M. BOLLEY (*Archiv der Pharmacie*, t. CXI, p. 311).

Quand on ajoute de la potasse, de l'ammoniaque et du sucre de canne à une dissolution étendue de nitrate d'argent et que l'on chauffe, il se forme un miroir d'argent tout aussi beau que celui que l'on obtient à l'aide de l'aldéhyde.

Les mêmes réactifs précipitent l'argent quand il est contenu dans une dissolution de cuivre ; mais alors le précipité consiste dans un dépôt brun, contenant de l'oxyde de cuivre et une substance de la nature de l'humus ; en lavant ce dépôt avec de l'eau chaude d'abord, puis avec de l'acide acétique, on obtient finalement une poudre blanche, miroitante d'argent métallique.

Toutefois il se perd toujours 1 pour 100 d'argent par ce procédé.

74. — Sur l'extraction de l'or et de l'argent ; par M. PERCY
(*Philosophical Magazine*, t. XXXVI, p. 1).

Le minerai sur lequel on a opéré provenait de l'Amérique méridionale ; il renfermait une grande quantité de galène, de pyrite et de sulfure de cuivre. La partie non métallique consistait essentiellement en silice. L'argent se trouvait à l'état de sulfure.

Par le grillage il se dégagait beaucoup d'acide sulfureux, et le minerai augmentait en volume. D'après deux analyses, il contenait par tonne (1000 kilogr.) à peu près 7,800 grammes d'argent aurifère. Ce dernier renfermait, de son côté, 3,78 pour 100 d'or.

Le minerai grillé céda un peu d'argent à l'ammoniaque, avec laquelle il fut mis en digestion ; l'hyposulfite exerça une action semblable.

L'auteur a également fait des expériences avec le chlore et l'hypochlorite de chaux ; expériences qui conduisirent aux conclusions suivantes :

1° Le maximum de perte en argent était de 13,5 pour 100, à l'aide du procédé par le chlore, tandis que cette perte peut s'élever à 35 pour 100 quand on emploie l'ancien procédé d'amalgamation usité à Mexico. Aujourd'hui, toutefois, l'amalgamation se fait dans des tonneaux, et les pertes ne dépassent plus 9 pour 100.

2° L'auteur appelle l'attention sur l'emploi du chlore et de l'hypochlorite de chaux pour transformer l'argent en chlorure d'argent ; il propose aussi d'employer l'hyposulfite de chaux comme succédané peu coûteux de l'hyposulfite de soude pour dissoudre le chlorure d'argent. On peut ensuite séparer l'argent soit à l'état de métal, soit à l'état de sulfure.

3° L'or se rencontre fréquemment dans les minerais d'argent de l'Amérique méridionale.

L'auteur pense que le meilleur moyen d'extraire à la fois ces

deux métaux, c'est l'emploi du chlore et de l'hypochlorite de chaux.

75. — Recherches chimiques sur l'or; par M. FRÉMY (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 893).

L'or est de tous les métaux faciles à purifier celui que les chimistes ont le moins étudié; la série d'oxydation de ce métal est incomplète, et on connaît à peine les combinaisons que les oxydes d'or peuvent former avec les acides et surtout avec les alcalis, car on sait que, semblable au bore, au silicium et à l'arsenic, l'or tend surtout à former des acides en s'unissant à l'oxygène.

M. Frémy a vérifié la formule Au^2O pour le protoxyde d'or, qui se décompose, comme on sait, au contact des alcalis, et se transforme en or et en aurate.

Les aurates sont faciles à obtenir; l'auteur prépare l'acide aurique en faisant bouillir le perchlorure d'or avec de la potasse en excès; lorsque la liqueur s'est en partie décolorée, il précipite l'acide aurique par l'acide sulfurique.

Pour purifier l'acide aurique, on le fait dissoudre dans l'acide nitrique concentré; on précipite cette dissolution par l'eau, et on lave l'acide aurique jusqu'à ce que la liqueur ne contienne plus d'acide nitrique.

L'acide aurique ainsi obtenu est insoluble dans les oxacides et même dans l'acide fluorhydrique; mais il se dissout dans les acides chlorhydrique et bromhydrique.

L'acide aurique se combine immédiatement à la potasse et à la soude. Ces dissolutions, évaporées dans le vide, laissent déposer des aurates de potasse et de soude cristallisés.

L'aurate de potasse, que l'auteur a surtout étudié, cristallise en petites houppes soyeuses; il est très-soluble dans l'eau: cette dissolution est colorée en jaune et présente une réaction alcaline. Ce sel se décompose au-dessous du rouge, et donne de l'or métallique, du peroxyde de potassium et un dégagement d'oxygène.

L'analyse de l'aurate de potasse a permis de déterminer l'équivalent de l'acide aurique et la composition générale des aurates.

Il résulte de ces analyses que l'aurate de potasse a pour formule:



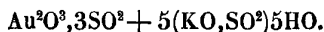
Dans les aurates neutres, le rapport de l'oxygène de l'acide à l'oxygène de la base est donc comme 3 : 1.

On peut, avec l'aurate de potasse, préparer, par double décomposition, tous les autres aurates métalliques métalliques qui sont insolubles. Ces aurates se dissolvent quelquefois dans un excès de précipitant. Ainsi l'aurate de chaux est très-soluble dans le chlorure de calcium.

L'aurate de potasse peut former un bain de dorure électrique, mais il ne peut être employé pour dorer par le procédé dit *au trempé*. Dans la dorure au trempé, par les procédés de MM. Elkington et de Ruolz, il est donc probable que le composé d'or qui se forme par la réaction du bicarbonate alcalin sur le chlorure d'or, n'est pas de l'aurate de potasse.

La réaction de l'aurate de potasse sur le sulfite de potasse présente un véritable intérêt.

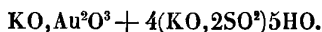
Quand on verse du sulfite de potasse dans de l'aurate de potasse, il se précipite aussitôt un sel jaune, qui cristallise en longues aiguilles satinées; M. Frémy a donné à ce sel le nom d'*aurosulfite de potasse*, il peut être représenté dans sa composition par la formule suivante :



En admettant cette formule, on considérerait ce sel comme résultant de la combinaison du sulfite de potasse et du sulfite neutre de peroxyde d'or; mais toutes les réactions de ce singulier composé tendent à prouver que l'or, l'oxygène et le soufre s'y trouvent dans un état d'arrangement qui ne s'accorde pas avec la formule précédente.

Il est difficile d'admettre, en effet, que l'acide aurique, qui ne se combine pas aux oxacides et qui fonctionne lui-même comme un véritable acide, vienne s'unir précisément avec l'acide sulfureux qui le réduit avec tant de facilité. De plus, dans ce nouveau sel, les réactions principales de l'acide aurique se trouvent entièrement dissimulées.

Il est mieux de représenter l'aurosulfite de potasse par la formule :



On voit que ce sel serait produit, d'après cette nouvelle formule, par la combinaison de l'équivalent d'aurate de potasse avec 4 équivalents de bisulfite de potasse.

En consultant, du reste, le mode de production, les propriétés et la composition de l'aurosulfite de potasse, l'auteur est porté à considérer ce sel comme résultant de la combinaison de la potasse avec un

acide ternaire formé d'or, de soufre et d'oxygène et à le rapprocher par conséquent des composés obtenus en mettant en contact les sulfites et les azotites, et désignés sous le nom de sels *sulfazotés*; l'or remplacerait l'azote qui existe dans les sels sulfazotés.

L'aurosulfite de potasse, semblable aux sels sulfazotés, ne peut être conservé qu'à l'état sec ou dans des liqueurs alcalines. Dès qu'on le met dans l'eau pure, il dégage de l'acide sulfureux, et laisse déposer bientôt de l'or métallique : les acides le décomposent immédiatement.

Sous l'influence de la chaleur, les dissolutions d'aurosulfite de potasse donnent un dépôt d'or très-brillant et adhérent. L'aurosulfite de potasse prendra de l'importance lorsqu'il sera démontré que d'autres sels métalliques peuvent, comme l'aurate de potasse, se combiner avec les sulfites pour former des composés ayant une certaine analogie avec les sels sulfazotés.

Tels sont les faits principaux consignés dans le Mémoire de M. Frémy; dans une prochaine communication, il examinera si l'or peut, en se combinant avec l'oxygène, former, comme on l'a avancé, une base salifiable ayant pour formule Au^2O^2 , et un acide plus oxygéné que l'acide aurique.

76. — Expériences pour retirer l'or des minerais aurifères; par M. DUFLOS (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLVIII, p. 65). — **Sur l'extraction de l'or des minerais aurifères;** par M. RICHTER (*Ibid.*, t. LI, p. 151).

Les résidus du minerai d'arsenic de Reichenstein contiennent une proportion d'or assez notable pour mériter d'être extraite, quoique les procédés actuellement connus ne puissent pas fournir un résultat satisfaisant. Ces résidus renferment à peu près 3 grammes d'or par 100 kilogrammes. Ils sont essentiellement formés de sesquioxyde de fer, d'oxyde ferroso-ferrique et d'arséniate basique de sesquioxyde de fer.

Des expériences faites en petit, par M. Plattner, prouvent que l'or peut être entièrement extrait de ces résidus à l'aide de l'eau de chlore dans laquelle on les fait séjourner.

Les recherches continuées depuis, par M. Richter, sur des résidus provenant du grillage de minerais sulfurés, établissent que le grillage plus ou moins parfait influe sensiblement sur la réussite de l'expérience. Si le résidu contient des parcelles de sulfures qui ont

échappé au grillage, le chlore est absorbé par ces derniers et passe à l'état de chlorure de soufre et de chlorure métallique; aussi l'odeur du chlore disparaît immédiatement et la liqueur ne renferme que des traces d'or.

L'extraction réussit parfaitement avec les minerais qui, comme le quartz, contiennent l'or à l'état d'écaillés métalliques, pour qu'en bocardant on évite d'introduire beaucoup de fer dans la mine; dans le cas contraire, il faudrait exposer cette dernière, un temps suffisant, à l'air humide pour peroxyder le fer.

En grand, l'extraction se fait par déplacement dans des vases coniques, en grès ou en bois bien mastiqué et recouvert de bitume; on ferme l'ouverture inférieure par des morceaux de quartz qu'on recouvre d'une couche de sable, on y introduit ensuite le minerai, puis on verse l'eau de chlore que l'on y fait séjourner un temps suffisant après avoir recouvert l'entonnoir d'un couvercle en bois recouvert de bitume. Le liquide s'écoule parfaitement limpide après qu'on a ouvert le robinet, et s'il renferme encore beaucoup de chlore libre, on peut le verser sur une seconde portion de minerai.

Après avoir chassé le chlore libre par l'ébullition, on précipite l'or par le sulfate ferreux. On voit que ce procédé exige encore quelques perfectionnements pour pouvoir être appliqué systématiquement.

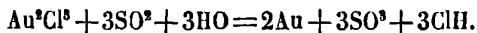
77. — Observations sur l'or sulfuré et détermination du poids atomique de l'or à l'aide d'une nouvelle méthode; par M. LEVOL (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXX, p. 355).

On ne sait que bien peu de chose sur les combinaisons du soufre avec l'or, et les auteurs qui en parlent se sont bornés à se copier réciproquement sans vérifier leurs assertions; c'est ce qui résulte clairement du travail de M. Levol, qui démontre tout d'abord que le précipité, qui passe pour être Au^2S et qui se forme quand on fait arriver de l'hydrogène sulfuré dans une dissolution bouillante de sesquichlorure d'or, n'est autre chose que de l'or métallique.

Un second sulfure qui doit correspondre à l'oxyde Au^2O^3 et qui a été appelé sesquisulfure d'or, possède, au contraire, une composition qui est en harmonie avec la formule Au^3S^3 ; on l'obtient en décomposant le sesquichlorure d'or à froid par l'hydrogène sulfuré.

M. Levol termine en exposant une nouvelle méthode pour déterminer le poids atomique de l'or. Cette méthode consiste à convertir

en chlorure, dans un petit matras, une certaine quantité d'or pur, pesée à des balances d'essayeur, à y décomposer ce sel par un courant d'acide sulfureux lavé, puis à peser, à l'état de sulfate de baryte, l'acide sulfurique formé d'après la réaction connue



La seule précaution particulière que l'on doit prendre ici, c'est d'éviter toute conversion d'acide sulfureux en acide sulfurique aux dépens de l'oxygène ambiant; et rien n'est plus facile, pourvu que l'on opère sur la solution d'or en pleine ébullition, que l'on continue quelque temps encore après la réduction du chlorure d'or, afin de chasser complètement tout excès de gaz sulfureux.

Un gramme d'or pur, converti en chlorure aurique, a ainsi produit 1^{er}, 782 de sulfate de baryte

$$1782 : 1000 :: 3\text{BaO}, \text{SO}^3 = 4373,07 : x = 2454,02.$$

Donc Au=12^o 7,01, nombre qui se confond, pour ainsi dire, avec le poids atomique de l'or, calculé d'après le nouveau poids atomique du mercure.

Une seconde détermination a fourni rigoureusement le même résultat. Pour celle-ci, on avait remplacé l'eau du premier des deux flacons laveurs qui avaient servi dans la première expérience, par une solution de chlorure de barium.

78. — De l'emploi de l'hydrogène dans les analyses des substances minérales; par M. Rivot (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 188).

M. Rivot a appliqué l'action réductrice de l'hydrogène à la séparation de l'oxyde de fer des terres, de l'oxyde de chrome et à celle de l'oxyde d'étain et de la silice.

Voici d'abord le procédé pour séparer l'oxyde de fer de l'alumine: ces deux oxydes sont précipités ensemble par l'ammoniaque, le précipité est séché, séparé du filtre; le filtre est grillé et les cendres sont réunies aux deux hydrates; le tout est calciné dans un creuset de platine à une bonne température rouge; le mélange des deux oxydes est porphyrisé et pesé exactement, puis placé dans une petite nacelle en porcelaine, également pesée, dans un tube de porcelaine, disposé horizontalement dans un fourneau à réverbère. A l'une des extrémités est adapté un tube en verre effilé; par l'autre

on fait arriver un courant lent d'hydrogène, desséché par son passage à travers un tube à chlorure de calcium et un flacon contenant de l'acide sulfurique monohydraté.

Quand l'air de l'appareil est bien complètement chassé, on chauffe progressivement le tube de porcelaine jusqu'au rouge vif, et l'on maintient cette température tant qu'on voit se déposer de l'eau sur les parois du tube de verre à l'extrémité de l'appareil. Dans toutes les expériences, il n'a pas fallu plus d'une heure de feu pour arriver à la fin de la réduction.

On laisse alors refroidir le tube en continuant le courant d'hydrogène. Quand le tube est bien froid, on retire la nacelle et l'on pèse. La perte de poids indique l'oxygène du peroxyde de fer, et permet de calculer sa proportion dans le mélange. Toutefois il n'est pas à conseiller de s'arrêter à cette détermination; quand l'alumine est en forte proportion, et quand on n'a pas eu la précaution de faire toujours arriver le gaz très-lentement, un peu d'alumine a pu être entraînée par l'hydrogène, et, par suite, la perte de poids conduirait à une proportion un peu trop grande de peroxyde de fer.

Le mélange de fer métallique et d'alumine est mis en digestion pendant environ 24 heures, et à froid, dans l'acide azotique très-faible. Il faut employer l'acide pur ordinaire, étendu d'au moins 30 fois son volume d'eau ou mieux, de l'acide beaucoup plus étendu ou de l'eau pure, et ajouter à différentes reprises de petites quantités d'acide azotique, de manière à maintenir une effervescence très-lente de gaz hydrogène; en opérant ainsi, on est certain de dissoudre complètement le fer sans attaquer l'alumine. La dissolution du fer est achevée quand l'alumine a pris une couleur à peu près blanche.

On sépare l'alumine non dissoute par filtration. Dans la liqueur azotique, chauffée préalablement pour bien peroxyder le fer, on précipite le peroxyde de fer par l'ammoniaque.

On peut de cette manière peser les deux oxydes séparés.

Quand la proportion de l'alumine est très-faible, on est conduit à un résultat très-exact par la seule perte de poids du mélange dans l'hydrogène, considérée comme représentant l'oxygène du peroxyde de fer.

Les dosages que M. Rivot a faits à l'appui ont fourni de très-bons résultats pour l'alumine, la glucine et la zirconie en présence de l'oxyde de fer.

Pour séparer l'oxyde d'étain de la silice, l'auteur opère ainsi qu'il suit :

Le mélange d'oxyde d'étain et de silice, fortement calciné et pesé, est placé dans une nacelle de porcelaine également pesée, dans un tube en porcelaine, comme dans l'expérience expliquée précédemment. On fait arriver très-lentement l'hydrogène afin que la silice ne soit pas entraînée par le courant gazeux, et l'on chauffe au rouge sombre seulement. La réduction de l'oxyde d'étain se fait très-rapidement. Après refroidissement dans l'hydrogène, le mélange d'étain métallique et de silice se présente sous forme d'une poudre grise, sans globules métalliques, à moins qu'on n'ait trop élevé la température, ou que l'oxyde d'étain ne soit à peu près pur. On pèse; la perte de poids donne l'oxygène de l'oxyde d'étain, et permet de calculer approximativement la composition du mélange. Cependant, comme la silice peut avoir été entraînée en petite quantité par le courant gazeux, il vaut mieux dissoudre dans l'eau régale l'étain métallique, peser la silice non dissoute, et, dans le cas où son poids ne correspond pas exactement à la quantité de silice calculée d'après la perte éprouvée par le mélange dans l'hydrogène, doser l'oxyde d'étain dans la dissolution régale. Le procédé qui a le mieux réussi dans ce dosage est le suivant : on sature les acides par l'ammoniaque; on ajoute assez d'hydrosulfate d'ammoniaque pour dissoudre complètement l'étain, ce qui donne le métal à l'état de sulfure. Le sulfure, bien lavé, est grillé avec précaution, et transformé en oxyde d'étain.

Ce procédé s'applique sans peine à l'analyse des minerais d'étain; quand on chauffe progressivement jusqu'au rouge, dans un courant d'hydrogène sec, le minerai d'étain bien porphyrisé, l'oxyde de fer et l'oxyde d'étain sont réduits complètement. Le temps nécessaire à la réduction est d'environ une heure et demie, pour 1 à 2 gr. de minerai. On laisse refroidir dans l'hydrogène et l'on pèse; la perte de poids donne l'oxygène combiné au fer et à l'étain. En traitant la matière par l'eau régale, on dissout le fer et l'étain métalliques; la gangue du minerai reste inattaquée: on peut l'analyser par les moyens ordinaires.

Dans la dissolution de l'étain et du fer dans l'eau régale, on ajoute de l'ammoniaque pour saturer les acides, et un assez grand excès d'hydrosulfate d'ammoniaque pour dissoudre le sulfure d'étain. On laisse digérer pendant environ 12 heures, puis on filtre.

Le sulfure de fer, bien lavé avec de l'eau chargée d'hydrosulfate d'ammoniaque, est transformé en peroxyde de fer par les procédés connus. Le sulfure d'étain en dissolution dans l'hydrosulfate d'ammoniaque est précipité par le moyen de l'acide acétique et transformé en oxyde d'étain par un grillage fait avec les précautions convenables.

Les poids du peroxyde de fer et du bioxyde d'étain, indiquent les poids de fer et d'étain métalliques rendus attaquables aux acides par l'action de l'hydrogène, tandis que la perte de poids du minerai, dans l'hydrogène, donne l'oxygène combiné aux deux métaux, et permet d'évaluer leur état d'oxydation.

La séparation des oxydes ferriques et chrômiques se fait par le procédé déjà indiqué pour l'alumine; nous n'avons donc pas à y revenir et nous nous bornerons à rapporter l'analyse du fer chrômé, telle que l'expose M. Rivot :

« Le minerai bien porphyrisé est placé dans une nacelle en porcelaine, dans un tube en porcelaine traversant horizontalement un fourneau à réverbère, et soumis pendant 4 heures à un courant d'hydrogène sec à la température rouge vif. Tout l'oxyde de fer est réduit. La perte de poids indique l'oxygène combiné au fer.

« La matière traitée par l'hydrogène est mise en digestion pendant 24 heures dans l'acide azotique faible à une douce chaleur; cet acide dissout le fer métallique et une trace de chaux, mais il est sans effet sur l'oxyde de chrôme, la silice, l'alumine et même la chaux.

« Le peroxyde de fer est précipité par l'ammoniaque de sa dissolution azotique. La partie non dissoute dans l'acide est fondue au creuset d'argent avec un mélange de 1 partie de nitre, 3 parties de carbonate de soude, 3 parties de potasse caustique. On maintient pendant 1 heure le mélange bien fondu au rouge naissant.

« En traitant par l'eau chaude la matière refroidie, on dissout rapidement et sans résidu; la liqueur est colorée en jaune.

« On ajoute à la dissolution aqueuse assez d'acide chlorhydrique pour la rendre franchement acide, puis on évapore à sec avec de l'alcool. On reprend par l'acide chlorhydrique; la silice reste non dissoute; la liqueur acide contient les chlorures de chrôme, d'aluminium et de calcium.

« Après filtration pour séparer la silice, on précipite par l'ammo-

niaque; le précipité contient : alumine, sesquioxyde de chrome et un peu de chaux. On le reçoit sur un filtre; on le sèche et on le calcine avec les précautions ordinaires, mais en ayant soin d'élever la température jusqu'au rouge vif vers la fin du grillage. Pour séparer la chaux entraînée on traite par l'acide acétique très-faible et à froid le précipité fortement calciné; on réunit la liqueur acétique à la dissolution ammoniacale, on précipite la chaux par l'oxalate d'ammoniaque, et l'on cherche si la liqueur renferme de la magnésie.

« On pèse l'oxyde de chrome et l'alumine calcinés de nouveau, puis on traite ce mélange par l'acide chlorhydrique, qui dissout seulement l'alumine; on pèse l'oxyde de chrome non dissous; on précipite l'alumine par l'ammoniaque. Dans le cas où l'alumine serait accompagnée d'un peu d'oxyde de chrome dissous par l'acide chlorhydrique, il faudrait faire la séparation au moyen de la potasse. »

79. — Application de l'acide fluosilicique aux analyses; par M. H. ROSE (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 403).

Les dosages et les séparations qu'on a faits jusqu'ici à l'aide de l'acide fluosilicique n'ont pas bien réussi, parce que les fluosilicates obtenus n'étaient pas complètement insolubles dans l'eau. A l'aide d'un simple artifice, depuis longtemps employé dans d'autres cas, M. H. Rose rend possibles le dosage de la potasse et la séparation de la baryte d'avec la strontiane.

Cet artifice consiste à ajouter un peu d'alcool à la liqueur; le fluosilicate de potasse et celui de baryte sont complètement insolubles dans de l'eau alcoolisée.

M. H. Rose ajoute que l'acide fluosilicique, même étendu d'eau, attaque toujours un peu le verre, contrairement à ce qui est dit dans les traités de chimie, et que ce fait est à prendre en considération quand on veut se servir de cet acide comme moyen d'analyse. Il propose donc de conserver cet acide dans des vases en platine ou en argent, ou de le préparer à mesure du besoin.

80. — Sur la séparation des alcalis de la magnésie et sur l'analyse des minéraux alcalifères; par M. EBELMEN (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 324).

La séparation de la magnésie d'avec les alcalis préoccupe depuis longtemps les analystes; le procédé le plus généralement employé

est celui de Berzélius, d'après lequel on traite les sulfates dissous dans l'eau par un excès d'acétate de baryte, pour transformer les trois bases en acétates. On filtre, on évapore à siccité la liqueur filtrée, et l'on calcine le résidu jusqu'au rouge, afin de transformer les acétates en carbonates. En reprenant par l'eau bouillante, on ne dissout que les carbonates de potasse et de soude, et on laisse la magnésie et le carbonate de baryte, que l'on sépare en reprenant par l'acide chlorhydrique qui les dissout tous deux, précipitant la baryte par l'acide sulfurique, puis évaporant à sec la liqueur filtrée, afin de doser la magnésie à l'état de sulfate. Quant aux carbonates alcalins, il est facile de les transformer en chlorures pour pouvoir séparer la potasse au moyen du chlorure de platine.

Ce procédé fort long est simplifié par M. Ebelmen, en ce qu'il remplace l'acétate de baryte par le carbonate de baryte, aidé d'un courant d'acide carbonique; l'intervention de ce dernier est nécessaire, parce que le carbonate de baryte seul est insuffisant pour décomposer tous les sulfates en dissolution; à l'aide de l'acide carbonique, le carbonate de baryte passe à l'état de bicarbonate, et la liqueur ne retient plus d'acide sulfurique. Les alcalis sont alors complètement changés en bicarbonates, et se trouvent dans la liqueur avec une petite quantité de bicarbonates de magnésie et de baryte. On les sépare aisément en filtrant la liqueur, l'évaporant à siccité à une assez forte chaleur pour ramener tout à l'état de carbonate neutre, puis reprenant par une très-petite quantité d'eau bouillante, qui ne dissout plus alors que les carbonates alcalins, sans magnésie ni baryte.

Il est facile, du reste, de s'assurer que l'on a fait passer assez d'acide carbonique dans la liqueur alcaline. On en jette quelques gouttes sur un très-petit filtre, et l'on essaye la liqueur filtrée en y ajoutant une goutte d'acide sulfurique extrêmement faible. Quand elle se trouble, on peut être assuré que la liqueur ne renferme plus de sulfate. On réunit à la liqueur principale les quelques gouttes qu'on en avait extraites, et l'on filtre le tout : la filtration se fait avec une très-grande rapidité.

L'emploi du carbonate de baryte présente sur l'acétate cet autre avantage, que le produit de l'évaporation à siccité étant très-peu volumineux, il suffit d'une très-petite quantité d'eau pour dissoudre complètement les carbonates alcalins sans enlever ni baryte ni magnésie en proportions notables. Il en est autrement quand on em-

plioie l'acétate. Le produit de la calcination renferme ordinairement beaucoup de carbonate de baryte : il faut une assez grande quantité d'eau pour le laver complètement, et cette circonstance permet à une petite quantité de magnésie de se dissoudre.

M. Ebelmen a appliqué le même procédé à la détermination exacte et rapide des alcalis contenus dans les minéraux inattaquables par les acides de force moyenne.

Quand on a à analyser un silicate inattaquable par l'acide chlorhydrique, on partage ordinairement l'analyse en deux opérations distinctes ; dans la première, on attaque le minéral par les alcalis au creuset d'argent, ou par les carbonates alcalins, au creuset de platine ; on reprend la masse fondue par l'acide chlorhydrique, et l'on sépare successivement la silice et les bases autres que les alcalis, telles que l'alumine, les oxydes de fer et de manganèse, la chaux et la magnésie. Pour doser les alcalis, on fait une attaque spéciale du minéral, soit au moyen du carbonate de baryte par voie sèche, soit au moyen de l'acide fluorhydrique. Dans l'un ou dans l'autre cas, on obtient les bases à l'état de sulfates, parce qu'il faut, dans le premier, se débarrasser de la baryte par l'acide sulfurique, et, dans le second, chasser l'acide fluorhydrique aussi par l'acide sulfurique. On précipite alors successivement par l'ammoniaque, le sulfhydrate et l'oxalate d'ammoniaque, puis on évapore à sec, et l'on calcine fortement le résidu pour se débarrasser des sels ammoniacaux. On obtient finalement un mélange de sulfates alcalins et magnésiques, qu'on pourrait séparer, comme nous l'avons vu tout à l'heure ; mais il est à remarquer que la décomposition du sulfate d'ammoniaque par la chaleur est très-pénible, et qu'il est difficile d'éviter les projections et les pertes qui en résultent.

M. Ebelmen opère de la manière suivante : On traite le silicate par l'acide fluorhydrique, puis par l'acide sulfurique, comme à l'ordinaire. La solution des sulfates est traitée directement par le carbonate de baryte et l'acide carbonique. On filtre quand l'acide sulfurique est complètement précipité, et l'on évapore à sec la solution des bicarbonates alcalins en opérant comme l'auteur l'indiquait tout à l'heure. Ce procédé serait des plus expéditifs et permettrait d'obtenir très-rapidement le dosage des alcalis que renferme le silicate. M. Ebelmen fait quelques expériences pour en vérifier l'exactitude.

Les expériences de l'auteur lui ont fait voir que l'on n'obtient pas tout l'alcali quand on précipite l'alumine par le carbonate de ba-

ryte ; une portion notable est retenue par le précipité ; la perte s'est élevée, dans une des expériences, à plus du dixième de la quantité contenue. Mais la soude a été obtenue à peu près en totalité. La présence d'une proportion un peu considérable de magnésie paraît avoir aussi pour résultat de faciliter la séparation de la potasse d'avec l'alumine ; mais cependant la réaction n'est jamais complète.

On obtient des résultats bien plus satisfaisants quand on fait agir successivement l'ammoniaque ou le carbonate d'ammoniaque, et le carbonate de baryte. On commence par précipiter la liqueur qui contient toutes les bases à l'état de sulfates par l'ammoniaque ou par le carbonate d'ammoniaque. L'alumine se précipite avec le peroxyde de fer et une portion du manganèse et de la magnésie. On filtre et l'on fait bouillir la liqueur avec du carbonate de baryte en excès, qui décompose complètement le sulfate d'ammoniaque. Quand l'addition d'une nouvelle quantité de carbonate de baryte en poudre ne produit plus de dégagement de carbonate d'ammoniaque, on traite la liqueur par l'acide carbonique, en opérant comme précédemment. On évite ainsi de décomposer le sulfate d'ammoniaque par la calcination. Le dosage des alcalis est rendu plus simple et plus exact.

M. Ebelmen pense qu'on peut employer avec confiance ce procédé dans l'analyse des silicates et des roches alcalifères, et qu'il est de nature à apporter de l'exactitude et de la célérité tout à la fois dans la détermination des alcalis qu'ils renferment.

81. — Sur le dosage de l'acide oxalique et sa séparation d'avec l'acide phosphorique ; par M. H. ROSE (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 549).

Pelletier, le premier, a observé l'action réductrice que l'acide oxalique exerce sur les dissolutions de chlorure d'or ; cette réaction a été, plus tard, employée par Berzélius pour contrôler la composition de l'acide oxalique. C'est encore sur elle que M. H. Rose fonde son procédé de dosage qu'il recommande surtout dans les cas où l'acide oxalique est accompagné d'acide phosphorique.

Pour cela on fait bouillir la dissolution saline avec une dissolution de chlorure d'or en excès, on filtre, on recueille l'or, on le fait sécher et on pèse ; de la quantité d'or obtenu, on conclut la quantité d'acide oxalique contenue dans le mélange. Ensuite on élimine l'or en excès par un courant d'hydrogène sulfuré et on dose l'acide phosphorique par les procédés ordinaires.

82. — Note sur le dosage du brome ; par M. FIGUIER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 898.)

L'auteur emploie à ce dosage une solution titrée de chlore dont il verse peu à peu dans la liqueur à analyser une proportion suffisante pour que l'affusion d'une nouvelle dose de chlore ne développe plus de teinte jaune dans la liqueur saline préalablement décolorée par l'ébullition. Il s'est assuré, par des expériences directes opérées sur des solutions contenant des quantités déterminées de bromure, que ce procédé était exact. Il résulte de ce travail, entre autres, que la quantité de brome contenue dans l'eau de la mer Méditerranée est moindre qu'on ne l'avait admis dans des analyses récentes, et en dosant la quantité d'argent contenue dans le mélange de chlorure et de bromure d'argent précipité de l'eau de mer.

83. — Sur le dosage du fluor ; par M. H. ROSE (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 112).

Lorsque le fluor fait partie essentielle d'une substance, le meilleur moyen pour le doser est, d'après M. H. Rose, le procédé par différence déjà appliqué par Berzélius et d'autres chimistes à la détermination de l'équivalent du fluor.

L'auteur recommande également le dosage à l'état de fluorure de calcium, dosage généralement usité dans les laboratoires. A cette occasion, il insiste sur quelques précautions que nous allons rapporter.

Si la liqueur qui contient le fluor n'est pas acide, on ajoute une dissolution de chlorure de calcium et on fait chauffer à l'ébullition, afin de faciliter le dépôt du fluorure de calcium qui se forme ; quand le dépôt s'est formé, on jette la liqueur surnageant sur un filtre, on remet de l'eau sur le précipité et on fait bouillir de nouveau, on décante ensuite et on n'introduit le précipité dans le filtre qu'après qu'il a été complètement lavé.

A la place du chlorure de calcium, on peut aussi employer du nitrate de chaux pour précipiter le fluor. Ce procédé est parfaitement applicable quand la liqueur contient des chlorures ou des nitrates.

Quand le fluorure à examiner est contenu dans une liqueur acide, on sursature par le carbonate de soude et on précipite ensuite par

le sel de chaux. Le précipité qui contient du carbonate de chaux se lave plus facilement que celui qui ne contient que du fluorure ; quand il est lavé, on le fait sécher et on calcine, puis on verse le produit de la calcination dans un creuset de platine. On attaque par l'acide acétique qui dissout le carbonate sans agir sensiblement sur le fluorure ; ensuite on évapore le tout au bain-marie et on chauffe jusqu'à ce qu'on ne perçoive plus l'odeur de l'acide acétique libre, puis on traite le résidu par l'eau chaude et on sépare le fluorure par filtration.

L'auteur insiste sur la nécessité de calciner le précipité obtenu par le sel de chaux et formé d'un mélange de fluorure et de carbonate, car sans cette précaution le fluorure purifié se lave moins bien ; il obstrue les pores du filtre et l'eau de lavage passe trouble.

Dosage à l'état de fluorure de barium. — Ce procédé est rarement applicable ; il ne l'est pas quand la liqueur renferme des chlorures ou des sels de chaux ; dans le premier cas, il se forme un sel double de fluorure et de chlorure de barium, déjà signalé par Berzélius ; dans le second cas, on obtient un sel double à base de chaux et de barium.

Pour qu'on puisse faire usage de ce procédé, il faut que la liqueur soit alcaline. Le sel de baryte à employer est le nitrate, et comme le fluorure de barium n'est pas entièrement insoluble dans l'eau, on ajoute à la liqueur son volume d'alcool concentré. Quand le dépôt s'est formé, on le sépare par filtration, on le lave avec de l'alcool faible, puis avec de l'alcool concentré.

Dosage à l'état de fluorure de plomb. — Il en est du dosage à l'état de fluorure de plomb, comme de celui à l'état de fluorure de barium. La liqueur ne doit renfermer ni acide nitrique libre, ni chlorure. La précipitation doit être faite avec du nitrate de plomb et achevée avec de l'alcool. Le dépôt n'est complet qu'après un repos de 48 heures ; on le recueille ensuite sur un filtre pesé et on fait sécher à 100° centigrades, car le fluorure de plomb est fusible et volatil.

M. H. Rose n'a pu doser exactement le fluor à l'état de *fluorure de magnésium*.

M. Kobell a proposé dans le temps un procédé d'après lequel on devait pouvoir précipiter complètement le fluor contenu dans une dissolution. A la dissolution aqueuse ou chlorhydrique, on devait, pour cela, ajouter une dissolution de chlorure de fer, et précipiter le tout, à froid, par du carbonate de chaux ou de magnésie.

M. H. Rose s'est assuré que ce procédé était inexact ; mais il lui donne de la précision en supprimant d'abord l'intervention du chlorure de fer et en n'employant qu'un excès de carbonate de chaux ; après avoir fait bouillir quelques instants, on ne trouve plus la moindre trace de fluor dans la liqueur.

Le carbonate de chaux ne peut pas être remplacé par celui de baryte, et comme il n'agit complètement qu'après ébullition, on comprend combien l'emploi de ce procédé doit être limité ; car à l'ébullition, ce carbonate précipite presque tous les oxydes métalliques.

Dosage à l'état de fluosilicate de baryte. — L'emploi de ce procédé suppose l'absence des alcalis. La liqueur sur laquelle on opère peut être neutre ou acide ; mais dans ce dernier cas, on l'étend de beaucoup d'eau et on ajoute un peu de silicate de potasse ou de soude étendu d'eau. Si la liqueur est neutre, on y verse un peu d'acide chlorhydrique après qu'on y a ajouté du silicate ; ensuite, on ajoute une dissolution de chlorure de barium. Le précipité de fluosilicate de baryte ne se forme qu'au bout de quelque temps ; avec un peu d'alcool on achève la séparation. On lave à l'alcool et on fait sécher à 100°.

Dosage du fluor des fluorures insolubles. — Les meilleurs dissolvants à employer dans ce cas sont l'acide nitrique ou l'acide acétique. L'acide chlorhydrique doit être rejeté, car il peut entraîner à une légère perte de fluor qu'il déplace à l'état d'acide fluorhydrique.

Le fluorure sur lequel on a le plus souvent à opérer est le fluorure de calcium ; on aurait tort de vouloir le décomposer en le faisant fondre avec du carbonate alcalin, à moins qu'on ne fasse intervenir de l'acide silicique ; dans ce cas la décomposition est complète. Il se forme d'abord une fluosilicate qu'un excès d'alcali décompose ensuite. Pour cela il faut employer environ 5 ou 6 fois son poids de carbonate, et 2 fois $\frac{1}{2}$ son poids de silice.

Après le refroidissement, on plonge la masse dans une grande quantité d'eau, puis on filtre et on ajoute du carbonate d'ammoniaque pour précipiter la silice. Après avoir chassé l'excès de ce carbonate par l'ébullition, on précipite par le chlorure de calcium et on traite le précipité comme il a été dit plus haut.

Séparation des fluorures d'avec les phosphates. — L'acide phosphorique accompagne presque toujours les fluorures naturels. La

séparation est assez difficile, surtout quand la matière est insoluble dans l'eau.

Lorsqu'elle est soluble, la séparation peut se faire au moyen du nitrate basique de protoxyde de mercure. Le fluor en est précipité comme l'acide phosphorique, mais le fluorure de mercure peut être enlevé facilement parce qu'il est soluble dans un excès du précipitant. Si donc, à une dissolution contenant un fluorure et un phosphate alcalin, on ajoute un excès de nitrate basique, le précipité ne consiste qu'en phosphate mercurieux que l'on traite absolument comme il a été dit dans l'*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 28; quant aux eaux mères, on les neutralise d'abord par le carbonate de soude, puis on les traite par l'hydrogène sulfuré qui précipite le mercure, et on précipite par le chlorure de calcium.

Si la combinaison de phosphate et de fluorure est insoluble dans l'eau, on la décompose par l'acide sulfurique et on dose le fluor par différence.

Séparation des fluorures d'avec les phosphates. — Après une série de tentatives, M. H. Rose s'est arrêté au procédé que voici : On fait fondre le minerai avec 6 parties de carbonate de potasse et de soude et 2 parties de silice, puis on fait dissoudre dans l'eau, on traite la liqueur par le carbonate d'ammoniaque, on sursature par l'acide chlorhydrique et on précipite l'acide sulfurique par le chlorure de barium.

Le fluor se dose assez difficilement dans ce cas ; à moins de sursaturer la liqueur par de l'acide nitrique et de précipiter l'acide sulfurique par le nitrate de baryte ; on neutralise ensuite exactement et on précipite le fluor à l'état de fluorure de barium.

84. — **Sur le dosage de l'acide carbonique des carbonates ;** par M. MULDER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 294).

Le procédé que M. Mulder recommande pour doser l'acide carbonique s'applique, selon lui, au dosage de différents autres acides volatils, tels que les acides acétique, formique, chlorhydrique, etc. Il se sert pour cela d'un tube en U muni d'un renflement horizontal destiné à recevoir la substance. L'une des extrémités de ce tube est terminée par un tube de Welter, l'autre est en communication avec un appareil à analyse organique ; cet appareil consiste dans un tube à chlorure de calcium, un tube à boules, et enfin un tube rempli

de potasse en morceaux. Les tubes à potasse sont pesés avant et après chaque expérience.

L'acide destiné à déplacer l'acide carbonique est introduit dans le tube horizontal à l'aide du tube de Welter; l'acide carbonique qui se dégage se dessèche d'abord sur le chlorure de calcium et vient ensuite se condenser dans la potasse.

L'acide destiné à décomposer le carbonate doit être ajouté peu à peu, afin que l'acide carbonique se dégage, comme dans les analyses organiques. Vers la fin de l'opération, on ajoute un excès d'acide, et l'on chauffe lentement.

L'acide à employer doit toujours être de nature à former un sel soluble.

Quand on veut appliquer ce procédé à la détermination d'un acide liquide tel que l'acide nitrique, on remplit le tube de Welter avec de l'acide sulfurique concentré et bouilli, on éloigne le tube à chlorure et on remplace l'appareil à boules par un tube en U contenant de la potasse en morceaux.

85. — Sur le dosage de l'acide borique ; par M. H. ROSE (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 262).

Le dosage de l'acide borique est, comme on sait, accompagné de beaucoup de difficultés, et le meilleur procédé qu'on connaisse consiste à doser cet acide par différence. Pour arriver à un mode de dosage direct, M. H. Rose a fait de nombreuses expériences qu'il décrit avec soin; malheureusement ses efforts ont échoué et il conclut lui-même que la meilleure méthode qu'on puisse employer est celle depuis longtemps proposée par Arfvedson, et qui consiste à doser l'acide borique par différence, après l'avoir chassé de ses combinaisons à l'état de gaz fluoborique.

L'auteur s'occupe encore du dosage de l'acide borique, contenu en dissolution aqueuse; le procédé qu'il recommande est le suivant: On ajoute à la dissolution un excès de carbonate de soude anhydre et pesé; on évapore à siccité, on calcine, on pèse, on détermine ensuite l'acide carbonique non expulsé, d'où on conclut la quantité d'acide borique qui était en combinaison.

A cette occasion, M. H. Rose a constaté que l'acide carbonique déplacé ne se trouve pas dans un rapport simple avec l'acide borique employé, contrairement aux observations d'Arfvedson, d'après lesquelles 2 équivalents d'acide borique déplacent 3 équivalents d'acide carbonique.

86. — Dosage de l'étain par les liqueurs titrées ; par M. MENK
(*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XVIII, p. 258).

Le principe de ce mode de dosage est basé sur la propriété que possède le protochlorure d'étain d'enlever le chlore à tout corps capable d'en céder. Si donc on vient à verser une dissolution de perchlorure de fer, sel coloré en jaune rouge, dans du protochlorure d'étain, sel tout à fait incolore, le sel de fer lui cédera un équivalent de chlore pour le faire passer à l'état de perchlorure, sel incolore, et restera dans la liqueur à l'état de protochlorure, sel, lui aussi, incolore.

La décoloration du sel de fer devra donc avoir lieu tant que le sel d'étain aura besoin de chlore ; mais dès que le protochlorure se sera complètement changé en perchlorure, la moindre goutte de la dissolution du sel de fer colorera vivement la liqueur d'essai, et marquera la fin de l'opération. Si la dissolution du perchlorure de fer est titrée, l'on connaîtra de suite la quantité d'étain que l'on cherche.

Pour cela, on introduit dans un matras d'environ un demi-litre 1 à 2 grammes de matière à analyser avec un mélange de 1 partie d'acide nitrique et 6 d'acide chlorhydrique. On attaque vivement par une courte ébullition ou mieux jusqu'au moment où la liqueur devient colorée en jaune et qu'elle sent fortement le chlore. Dans ce moment l'étain se trouve dissous à l'état de perchlorure. C'est alors que l'on ajoute du zinc dans ce ballon jusqu'à ce que la liqueur devienne claire, incolore et limpide ; le zinc, en se dissolvant, fait passer tout l'étain au minimum, c'est-à-dire qu'il le précipite à l'état métallique, mais l'acide chlorhydrique en excès le redissout immédiatement et le conserve dans la liqueur à l'état de protochlorure. A cet instant, avec une burette graduée, on verse la dissolution titrée du perchlorure de fer jusqu'à coloration fixe, et l'on détermine par un simple calcul la proportion d'étain que l'on cherchait. Il est utile, toutefois, d'ajouter à la liqueur d'essai une certaine quantité d'eau, surtout quand on opère sur des alliages qui contiennent du cuivre.

Observations. — Quand l'analyse que l'on exécute porte sur un mélange d'étain et de métaux, comme le cuivre, le plomb, c'est-à-dire sur des matières inattaquables, ou du moins fort peu attaquables par l'acide chlorhydrique, le zinc, comme précédemment,

décolore la liqueur et précipite ces métaux à l'état métallique. Leurs particules se réunissent au fond du vase et n'empêchent nullement l'opérateur de saisir le moment de la coloration finale.

Quand au contraire ce sont des métaux attaquables par l'acide chlorhydrique, comme le fer, etc., ils restent dans la liqueur à l'état de protochlorure, et ne gênent en aucune façon, puisque leurs affinités pour le chlore sont moindres que celles de l'étain et du perchlorure de fer.

L'arsenic seul fait exception à cette règle; aussi est-il nécessaire de soumettre la matière d'essai à une opération préliminaire. Il suffit, quand l'étain se trouve allié à ce métal, de le chauffer quelque temps assez fort dans un creuset brasqué. L'arsenic alors se volatilise, et l'étain resté seul avec les autres métaux fixes se dissout dans le mélange acide comme il a été dit précédemment. Enfin les bases terreuses comme la chaux, la baryte, l'alumine, ne mettent aucun obstacle à ce procédé.

Pour titrer une dissolution de perchlorure de fer, il est inutile de dire que l'on doit peser 1 ou 2 grammes d'étain, voir en nombres de divisions sur la burette ce qu'il faut pour le perchlorurer, et le comparer par le calcul aux résultats de l'analyse.

M. Mène prépare son perchlorure de fer en faisant bouillir le colcotar avec de l'acide chlorhydrique.

87. — Sur l'action réductrice de la soude dans les expériences du chalumeau; par M. WAGNER (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 191).

Berzélius avait depuis longtemps signalé les effets réducteurs de la soude dans les expériences au chalumeau. Plus tard M. Plattner a signalé le même fait qu'il a attribué à la réduction de la soude et à l'action du sodium en vapeur.

Les observations de MM. Bunsen et Playfair (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 75), celles de M. Delbruck (*ibid.*, 1848, p. 226), et la découverte de MM. Possoz et Boissière (*ibid.*, 1849, p. 293), d'après lesquelles il se forme du prussiate jaune par l'action de l'azote de l'air, ont fait soupçonner à M. Wagner que dans les recherches à l'aide du chalumeau la soude passe à l'état de cyanure.

C'est en effet ce qui a lieu quand on expose pendant quelque temps au chalumeau 1 ou 2 grammes de soude placés sur un char-

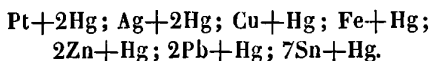
bon, et qu'on traite ensuite le charbon par l'eau; l'auteur a ainsi obtenu un précipité très-notable de bleu de Prusse.

88. — Sur quelques amalgames; par M. JOULE (*L'Institut*, 1850, p. 327).

L'auteur s'est procuré un amalgame de fer en précipitant le métal sur du mercure par les procédés d'électrotypie. Il a ensuite poursuivi ses recherches dans le but de former des amalgames définis par un procédé chimique simple ou quelque moyen mécanique. Quand le mercure était rendu négatif sous une solution de sulfate de cuivre, on formait un amalgame de cuivre qui, lorsqu'il était complètement saturé de cuivre, était représenté par la formule



L'auteur a inventé un petit appareil au moyen duquel on peut faire subir aux amalgames une pression de 6 tonnes par pouce carré anglais de surface. L'excès du mercure est expulsé par les ouvertures sur les côtés de la presse en laissant un amalgame de composition chimique définie. C'est ainsi qu'il s'est procuré les composés suivants :



89. — Analyse de deux bronzes antiques de l'époque gallo-romaine; par M. SALVÉTAT (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXX, p. 361).

Cette analyse porte sur deux anneaux en bronze trouvés, en 1826, dans un tombeau gallo-romain, qui paraît dater de la seconde moitié du IV^e siècle. Ce tombeau est placé au bord d'une falaise, dans la cité de Lime, vaste enceinte environnée de retranchements, située à une lieue nord-est de Dieppe.

Voici les résultats des analyses.

	I.	II.
Étain.....	23,52	15,73
Cuivre.....	75,55	79,93
Plomb.....	0,47	3,50
Perte.....	0,46	0,84
Argent.....	} traces	traces
Nickel.....		0,00
Antimoine.....		0,00

On remarque qu'il n'y a pas de zinc ; ce fait corrobore les observations faites dans le laboratoire de M. Erdmann (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 137) ; il tend à généraliser l'opinion énoncée par M. Goebel et à l'étendre aux époques celtique, gallo-romaine et romaine.

M. Salvétat pense que la conservation des alliages de la cité de Lime doit être attribuée à la forte proportion d'étain qui entre dans leur composition.

90. — Sur l'amalgame d'étain et de cadmium ; par M. VARRENT-RAPP (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 256).

Dans l'*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 123, nous avons décrit, d'après M. Pettenkofer, un amalgame de cuivre employé, avec quelque succès, par les dentistes ; cependant, on a un peu abandonné son emploi, parce que cet amalgame noircit assez rapidement dans la bouche.

On fabrique en ce moment un amalgame qui possède les avantages du précédent sans en avoir les défauts. On l'obtient en faisant fondre ensemble 2 parties d'étain avec 1 partie de cadmium, coulant en lingots et faisant dissoudre dans le mercure le métal converti en rognures ; on exprime ensuite dans une peau et on obtient une masse grumeuse qui se ramollit quand on la pétrit dans la main ; mais elle redevient friable au bout de dix minutes. Au bout de 24 heures elle est devenue très-dure si on n'y a pas mis trop de mercure.

Cette masse peut servir à obturer hermétiquement des tubes de verre.

91. — Sur les alliages considérés sous le rapport de leur composition chimique ; par M. LEVOL (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, t. XVII, p. 111).

De l'ensemble des résultats consignés dans son travail, M. Levol conclut :

1° Que l'argent et le cuivre sont susceptibles de former ensemble une combinaison définie ayant pour composition

Argent.....	718,13
Cuivre.....	281,07

pour formule



et pour caractère essentiel une parfaite homogénéité.

2° Qu'en dehors de cette formule tous les autres alliages d'argent et de cuivre peuvent être considérés comme des mélanges de la combinaison qu'elle représente avec du cuivre ou de l'argent en excès : du cuivre, si le titre est inférieur à 718^m, 93 ; de l'argent, s'il lui est supérieur.

3° Que conséquemment la limite au delà de laquelle les parties centrales des lingots d'alliage d'argent et de cuivre présentent un titre soit inférieur, soit supérieur à celui des parties superficielles, paraît devoir être fixée à 718^m, 93.

Les autres alliages éprouvent au moment où ils se solidifient, une liquation très-marquée à laquelle on n'a pu s'opposer jusqu'ici. Ainsi, un alliage au titre de 900 millièmes, coulé dans la forme sphérique, a donné à l'analyse, dans les parties extérieures de la sphère, des différences de 2 millièmes (2^m, 39) en moins du titre réel, et au centre, des différences de 8 millièmes (8^m, 36) en plus du titre donné par les parties extérieures.

92. — Sur le laiton malléable ; par M. REICH (*Archiv der Pharmacie*, t. CXI, p. 266.)

Cet alliage est composé d'après la formule Cu^7Zn^3 , ainsi que l'indique sa composition, mais pour le préparer il faut prendre

Cuivre.....	33
Zinc.....	25

Faire fondre d'abord le cuivre, y ajouter ensuite le zinc purifié par le soufre et brasser vivement ; quand l'union des deux métaux est opérée on coule en barres.

Cet alliage est malléable tant qu'il est chaud ; il est très-ductile ; si on le chauffe au rouge et qu'on le refroidisse ensuite, il conserve sa malléabilité, mais il devient cassant au rouge blanc.

Il est essentiel que les métaux employés à la préparation de cet alliage soient exempts de fer et de plomb.

93. — Recherches sur la composition des matières employées en Chine pour la fabrication et la décoration de la porcelaine ; par MM. EBELMEN et SALVÉTAT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 743.)

Le but que MM. Ebelmen et Salvétat se proposent dans ce tra-

vail, c'est l'examen chimique des matières dont se servent les Chinois pour fabriquer et pour peindre leurs porcelaines; ils ont profité, pour cela, des différentes collections qui ont été successivement envoyées à la manufacture de Sèvres.

Voici le court extrait que les auteurs donnent de leur travail.

La première partie concerne les matières employées dans la fabrication des pâtes et des couvertes.

Les kaolins chinois proviennent de la décomposition de roches granitiques; leur composition chimique est très-voisine de celle des kaolins de Saint-Yrieix.

Les petunt-sé ne sont pas, comme on pourrait s'y attendre, des granits ou des pegmatites, mais de véritables pétrosilex. Nous en avons analysé plusieurs échantillons provenant de localités différentes, et qui ont tous des caractères minéralogiques analogues et à peu près la même composition chimique. Ces roches paraissent se présenter dans un grand nombre de points différents de la province de Kiang-Si. On y trouve aussi de véritables porphyres quartzifères à cristaux de quartz bipyramidés, et qui fournissent, par leur décomposition, des matières argileuses qu'on utilise aussi dans la fabrication de certaines espèces de porcelaine.

Nous avons examiné aussi les matières désignées sous le nom de *hoachy*, qui servent à donner aux pâtes une plus grande solidité au feu, et qu'on utilise aussi pour produire des dessins blancs sur la porcelaine. Les minéraux ont les uns une composition voisine des halloysies, les autres sont caractérisés par de l'amphibole blanche associée à de la stéatite et à de la dolomie.

Nous donnons, en terminant, la composition des pâtes et des couvertes préparées, et nous les comparons aux matières premières ainsi qu'aux produits similaires européens.

La deuxième partie de notre travail, comprendra l'examen des diverses matières colorantes employées soit pour fonds dits *de grand feu*, soit pour la peinture de la porcelaine à la température des mouffles.

94. — Sur la constitution et les propriétés des smalts; par M. LUDWIG (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 129, et *Revue scientifique*, p. 11).

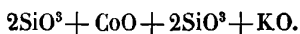
Dans cet important travail la question des smalts est traitée sous toutes ses faces; toutefois, ne pouvant suivre l'auteur dans les dé-

tails techniques qu'il donne, nous nous bornerons au côté purement scientifique de son mémoire.

Le bleu de smalt est un verre formé de silice, de protoxyde de cobalt et de potasse, renfermant accidentellement de la baryte, de la chaux, de la magnésie, de l'alumine, du protoxyde de fer et de manganèse, du nickel, du sesquioxyde de fer, de l'eau, et parfois de l'acide carbonique et de l'acide arsénique.

L'oxygène de la silice est à peu près six ou sept fois celui des bases.

D'après ses recherches, l'auteur croit que le principe colorant des smalts est le silicate double représenté par



L'intensité de la couleur d'un smalt dépendrait donc de l'abondance plus ou moins grande de ce silicate double.

Un caractère essentiel d'une bonne qualité de smalt, c'est la présence d'un peu de verre soluble, c'est-à-dire de silicate de potasse soluble dans l'eau. Il est vrai que ce dernier est en majeure partie enlevé par les lavages et la préparation que l'on fait subir au smalt, mais néanmoins il en reste toujours un peu, ce dont il est facile de s'assurer quand on fait bouillir le smalt dans l'eau.

Il paraît que le verre soluble entoure les particules du smalt pulvérisé et les rend plus légères; du moins, quand on délaye un smalt de bonne qualité dans de l'eau, le liquide reste trouble pendant des semaines, mais il se clarifie immédiatement quand on ajoute de l'eau de chaux, sans doute par suite du silicate de chaux plus dense qui s'est formé à la surface de ces particules.

Les acides n'agissent sur les smalts qu'en ce qu'ils en décomposent le silicate de potasse. Les alcalis agissent diversement: ainsi ils décomposent les smalts de bonne qualité quand on les fait agir pendant quelque temps à l'ébullition; il se dissout de la silice et il se forme un précipité bleu de protoxyde de cobalt qui ne tarde pas à noircir en s'oxydant.

Une bonne qualité de smalt ne doit pas être sableuse, elle doit s'agglomérer comme de la farine.

Qu'elles soient en poudre fine ou grossière, les molécules qui la constituent doivent avoir des dimensions égales et offrir la même nuance.

Elle doit être exempte de substances étrangères, telles que du plâtre, du sable, du spath pesant, de l'outremer.

La densité des smalts varie avec leur contenance en cobalt ; en général, elle oscille entre 2,602 et 2,860.

Leur capacité calorifique est

Entre 0° et 100° centig.	= 0,1875
Entre 0° et 300°	= 0,1883
Entre 0° et 1200°	= 0,2044

A 1200° le smalt est en fusion complète.

La puissance réfractive est

Pour les nuances très-foncées	= 1,8237
Pour les qualités moyennes	= 1,8167 et 1,7715
Pour les smalts pâles	= 1,7899

95. — Recherches sur les lois de l'hydraulicité et de la solidification des mortiers ; par M. de VILLENEUVE (*L'Institut*, n° 1850, p. 225).

On sait que, par le mot *hydraulicité*, on désigne la résistance à l'action de l'eau des pâtes dont la chaux est le liant. D'après M. Vicat, cette propriété est communiquée à la chaux par une certaine combinaison de silice et d'alumine. Cette combinaison s'établit de deux manières : ou directement et immédiatement par la cuisson du calcaire argilifère, ou d'une manière indirecte et progressive par l'action des pouzzolanes sur la chaux. La cuisson des carbonates calcaires contenant de 0 à 6 pour 100 d'argile fournit les chaux *grasses*. Si la teneur en argile s'élève de 6 à 23 pour 100, les calcaires produisent des chaux de plus en plus *hydrauliques*. De 27 à 30 pour 100 d'argile, on obtient les chaux *limites*. Les *ciments résultent* de la cuisson du calcaire contenant de 27 à 43 pour 100 d'argile. Enfin les marnes et les argiles soumises à une chaleur convenablement ménagée produisent des *pouzzolanes* d'autant plus énergiques que les argiles sont plus pures.

D'après nos connaissances actuelles, il y aurait discontinuité entre les chaux *hydrauliques* et les *ciments*. Les caractères tranchés de ces deux ordres de produits sont séparés par les chaux *limites*, qui, ne pouvant ni se déliter en poussière et former une pâte lorsqu'on les humecte comme la chaux, ni prendre une cohésion durable lorsqu'on gâche leur poussière broyée, devraient être rejetées comme nuisibles aux mortiers. Les incuits de chaux grasse et de chaux

hydraulique provenant de carbonates incomplètement décomposés ont été déjà signalés par M. Nimmot, et présentent des propriétés analogues à celles des chaux limites. A côté de ces notions viennent se placer les observations nouvelles de l'auteur de la présente note.

Tous les calcaires cuits éprouvent, lorsqu'on les humecte, une augmentation de volume due à la solidification de l'eau ; il y a délitement de la chaux. La combinaison avec l'eau se fait avec d'autant plus d'énergie, de rapidité, de chaleur, et une absorption d'eau d'autant plus grande que la chaux est moins hydraulique. Lorsqu'on fait agir l'eau sur les calcaires cuits dans les circonstances ordinaires, le gonflement des chaux limites peut n'en déliter qu'une portion et diviser seulement la masse en grumeaux. Dans les ciments, le gonflement ne produit que des gerçures. M. de Villeneuve a trouvé que, si l'on humecte les chaux *limites* et les *ciments* à une température élevée, si on les soumet même à un courant de vapeur d'eau, le gonflement et le délitement se produisent comme pour les chaux hydrauliques, et les produits obtenus jouissent de propriétés analogues à celles des chaux douées de la plus haute dose d'hydraulicité. Mais lorsque, au lieu de favoriser l'action de l'eau, on la ralentissait, soit par refroidissement, soit en n'appliquant l'eau que par parties successives, alors on parvenait à ralentir, à atténuer à son gré le gonflement et le délitement des chaux *limites*.

Les chaux limites soumises ainsi à une aspersion d'eau préalable, ou simplement exposées pendant plusieurs jours à l'action hygrométrique de l'atmosphère, peuvent être broyées ensuite ; leur adhésion persiste ; elles se comportent comme de bons ciments. La désagrégation naissait de l'augmentation de volume des molécules de chaux limite postérieure au gâchage et à la prise. Cette désagrégation a été éludée dès qu'une partie suffisante du gonflement a été obtenue avant le gâchage, avant même le broyage.

On voit donc qu'en favorisant l'action de l'eau sur les chaux *limites* on peut les utiliser comme chaux *hydrauliques* supérieures ; qu'en faisant agir faiblement l'eau sur les chaux limites on peut les broyer ensuite et les utiliser comme *ciments* très-liants.

Les carbonates incomplets, nommés aussi sous-carbonates et incuits, donnent naissance à des produits analogues aux chaux limites ; lorsqu'on les humecte faiblement avant le broyage ils agissent à la manière de ciments durables et ils peuvent, en cet état, être employés isolément ou mélangés avec les chaux hydrauliques.

Lorsqu'on aide l'action de l'eau sur les sous-carbonates par la chaleur, ils se délitent et agissent comme chaux. Si la température s'élève, l'incuit se comporte alors comme un mélange de chaux ordinaire et de carbonate neutre, phénomène pareil à l'action décomposante de l'eau exercée sur la chaux hydraulique lorsqu'on attaque celle-ci par une grande quantité d'eau chaude, ainsi que l'a vu M. Berthier.

En faisant agir l'eau faiblement, avant broyage, sur les carbonates calcaires incomplets, ou bien en les exposant à la vapeur d'eau atmosphérique avant broyage, M. de Villeneuve est parvenu à obtenir une cohésion persistante, non-seulement avec les sous-carbonates de chaux hydraulique, mais encore avec ceux qui proviennent de calcaires à chaux grasse.

Nous sommes ainsi amenés, dit l'auteur de la note en terminant, à attribuer les facultés hydrauliques, non pas seulement à l'action de la silice et de l'alumine, mais encore à l'influence de l'acide carbonique, et à la plupart des corps négatifs propres à donner avec la chaux des composés insolubles. L'hydraulicité aurait sa source essentielle dans l'insolubilité. L'acide carbonique produit l'hydraulicité non-seulement par combinaison directe, mais encore par combinaison indirecte, à la manière des pouzzolanes. Ainsi les ciments et les chaux hydrauliques qui, par une longue exposition à l'air, se sont chargés d'acide carbonique, étant devenus de cette manière riches en éléments négatifs, peuvent être mêlés à la chaux grasse et jouer le rôle des pouzzolanes les plus actives. En broyant des mortiers de chaux hydraulique solidifiée depuis quatre ans, nous avons obtenu une vraie pouzzolane qui faisait établir sous l'eau la prise d'un mortier de chaux grasse dans l'espace de 14 heures. Ne voit-on pas là le secret de certaines manipulations attribuées aux Romains et de quelques habitudes des constructions du milieu de la France?

L'acide carbonique est le principe hydraulique le plus économique; mais il n'amène pas la plus haute cohésion dans les mortiers et les ciments. Une cuisson poussée presque vers la scorification fait subir aux calcaires argileux une nouvelle disposition moléculaire qui les rapproche des propriétés des chaux limites ordinaires. Les grands principes de l'hydratation, favorisée par la chaleur ou atténuée par l'aspersion incomplète, donnent encore ici des produits classés dans les chaux hydrauliques, ou dans les ciments. Mais ces

produits sont alors doués d'une cohésion très-remarquable. L'auteur est ainsi parvenu à fabriquer des ciments qui ont pu rayer le marbre.

Les produits qui donnent les plus grands résultats en ce genre sont ceux qui proviennent de calcaires argileux riches en alumine. Ce sont eux qui éprouvent au feu la contraction la plus prononcée.

Il résulte de ce qui précède que les produits variés de la cuisson des calcaires ont chacun une utilité différente, que tous peuvent être utilisés incuits ou brûlés. Les conséquences pratiques de ces observations sont telles, que l'on pourra maintenant obtenir économiquement les mortiers hydrauliques dans presque tous les lieux où gisent des masses calcaires, et mettre à profit les produits divers de la cuisson inégale, telle qu'elle s'opère dans les fourneaux ordinaires.

96. — Analyse de la porcelaine de Berlin ; par M. WILSON
(*Archiv der Pharmacie*, t. CXIII, p. 339).

M. Wilson a trouvé dans un morceau d'une capsule en porcelaine

Silice.....	71,34
Alumine.....	23,76
Sesquioxyde de fer.....	1,74
Chaux.....	0,56
Magnésie.....	0,19
Potasse.....	2,00

97. — Sur la composition du ciment de Portland et de celui de Tegernsée ; par M. PETTENKOFER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 202).

100 parties de ces matières contiennent :

	Cément de Tegernsée.	Cément de Portland.
Chaux.....	52,11	54,11
Magnésie.....	3,05	0,75
Potasse.....	1,00	1,10
Soude.....	0,25	1,66
Alumine.....	3,38	»
Sesquioxyde de fer..	3,20	7,75
— de manganèse.	trace	trace

	Cément de Tegernsée.	Cément de Portland.
Silice.	20,82	5,30
Acide carbonique. . . .	4,75	22,23
Acide phosphorique. . .	2,55	2,15
Acide sulfurique.	0,57	0,75
Sable.	1,90	1,00
Eau.	6,00	2,20

MINÉRAUX, EAUX MINÉRALES.

98.—Sur une cause de variations dans les angles des cristaux;
par M. J. NICKLÈS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 530; et *Revue scientifique*, t. XXXVIII, p. 193).

Cette cause, déjà signalée précédemment et rapportée dans l'*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 207, est attribuée par l'auteur à l'intervention des substances d'interposition; elle avait surtout été constatée sur des cristaux de bimalate d'ammoniaque et de monohydrate de zinc.

Depuis, ce fait a été vérifié de différents côtés; il a été l'objet d'une étude particulière pour M. Hugard à l'occasion de son travail sur les formes cristallines de la strontiane sulfatée (voy. plus bas). M. Hugard constata à cette occasion que les variations d'angles correspondaient toujours à des quantités plus ou moins considérables de sulfate de chaux, de sulfate de baryte et de carbonate de chaux.

Tout récemment, M. G. Rose a fait une observation analogue sur le tétradymite (voy. p. 3); M. Rose cherche dans le soufre, que la tétradymite contient en excès, la cause d'une variation qui dépasse même 1°.

Les faits qui suivent permettent de vérifier plus aisément la part d'influence qu'une substance étrangère peut exercer sur les cristaux qui se forment en sa présence: quand on abandonne à elle-même une dissolution de chlorure de cobalt contenant un excès de sel ammoniac, on obtient des cristaux de ce dernier qui sont en apparence des cubes, mais dont les angles oscillent toujours autour de 90°; les oscillations sont parfois distantes de 1° à 1° 30' et pourtant ces cristaux ne renferment que 0,50 à 1 pour 100 de chlorure de cobalt. Le même fait a été observé sur des cristaux de chlorhydrate d'ammoniaque déposés en présence du bichlorure de

platine, du chlorure de nickel et sur des cristaux de chlorure de potassium qui s'étaient formés dans la même circonstance.

Selon l'auteur, l'influence des substances étrangères irait encore bien plus loin; dans certains cas, elle prédisposerait au dimorphisme non-seulement les corps dont les deux formes appartiennent à un même système, mais encore ceux dont les formes appartiennent à des systèmes différents. En effet, le sulfate de nickel cristallisé renferme 7 équivalents d'eau et se présente tantôt en prismes à base carrée, tantôt en prismes rhomboïdaux, isomorphes avec le sulfate de zinc. Au point de vue de la cristallographie pure, il n'y a là qu'un simple fait de paramorphisme ou isomorphisme de transition, car les prismes du sulfate de zinc sont très-voisins d'un prisme à base carrée; mais au point de vue physique il en est autrement.

Le prisme à base carrée ne possède *qu'un axe optique*; le prisme rhomboïdal en a *deux*; c'est-à-dire que ces deux espèces de cristaux, quoique possédant la même composition chimique, jouissent d'une structure moléculaire tout à fait différente, puisqu'ils agissent si différemment sur la lumière polarisée. Malgré cela, M. Nicklès maintient que ce changement de système a pu être déterminé par une substance étrangère qui intervient en petite quantité.

En effet, si l'on veut obtenir du sulfate de nickel à base carrée, on prend du sulfate rhomboïdal que l'on fait dissoudre dans de l'eau contenant de l'acide sulfurique (environ la moitié du poids des cristaux employés), et l'on abandonne la dissolution à la température ordinaire; on obtient alors du sulfate rhomboïdal bientôt suivi de prismes à base carrée.

Cette métamorphose tient à un peu d'acide sulfurique que les cristaux quadraoctaédriques renferment en plus; en effet, tandis que le sulfate rhomboïdal renferme 28,16 pour 100 d'acide sulfurique, celui à base carrée en contient 30 pour 100.

Pour prouver que ces 2 pour 100 d'acide sulfurique en excès sont quelque chose dans cette diversité de formes, il suffit de faire dissoudre dans l'eau distillée les cristaux prismatiques à base carrée contenant de l'acide sulfurique en plus; par ce moyen ces cristaux perdent leur excès d'acide sulfurique qu'ils cèdent à l'eau, et la nouvelle cristallisation qui se produit sera exclusivement formée de prismes rhomboïdaux.

On peut encore rappeler les deux formes cristallines du zinc

(voy. p. 1), l'une hexagonale et recueillie dans un haut fourneau, l'autre cubique et obtenue artificiellement. Le zinc hexagonal s'était produit dans un haut fourneau, par conséquent dans des conditions qui ne permettent pas d'admettre que le zinc fût d'une grande pureté. Au contraire, le zinc cubique avait été préparé avec soin et en vue d'obtenir un produit pur.

On se souvient aussi que MM. Laurent et Holms ont décrit dans le temps un zinc impur, cristallisant dans une forme qui n'appartenait pas au système cubique et qui contenait un peu de fer.

Enfin voici un dernier fait : le carbonate de fer natif cristallisé se présente ordinairement en rhomboèdres de 107° et constitue le fer spathique des minéralogistes ; il existe un autre carbonate de fer, la junckérite, découverte par M. Dufrenoy, et cristallisant dans une forme que ce savant minéralogiste fait dériver d'un prisme rhomboïdal droit de $108^\circ 26'$.

La junckérite contient 8 pour 100 de substances étrangères, le fer spathique n'en renferme pas.

99. — Documents pour servir à l'histoire de la cristallographie ; par M. HAUSMANN (*L'Institut*, 1850, p. 308.)

L'auteur partage en cinq divisions les produits cristallisés retirés des usines et des fabriques, et qu'il étudie dans ce travail. Ces divisions comprennent : 1° les métaux, 2° les sulfures, 3° les oxydes métalliques, 4° les silicates, 5° les sels métalliques.

1° *Métaux.* Parmi tous les corps qui jouissent d'un état d'agrégation cristalline, les métaux possèdent la moindre tendance à la cristallisation. On les rencontre rarement sous la forme cristallisée. La variété de leurs formes est bornée, et on les trouve plutôt sous des formes cristalloïdes qu'en cristaux individuels complets. Ceux-ci n'acquièrent pas non plus une grosseur sensible, et il n'y a qu'un petit nombre de métaux qui se prêtent à une structure feuilletée bien nette. La plus grande tendance à la cristallisation se présente dans les combinaisons d'un métal avec l'antimoine, le tellure, l'arsenic, le soufre, le chlore et l'oxygène. Elle apparaît d'une manière plus tranchée encore dans les silicates et les sels particuliers. Ces observations, auxquelles conduit un coup d'œil général sur les minéraux naturels, sont confirmées par l'étude des produits des usines métallurgiques.

L'argent et le plomb appartiennent aux métaux dans la préparation
ANNÉE 1851. 12

tion desquels il se produit parfois des cristaux. Chez tous les deux M. Hausmann n'a remarqué que l'octaèdre régulier, qui n'est pas ordinairement bien formé, mais qui présente des faces inégales concaves et une disposition plus ou moins prononcée à la forme tessulaire. M. Wœhler a indiqué une formation curieuse de cristaux de cuivre dans l'aventurine.

2° *Sulfures métalliques.* Il n'y a pas de sulfure métallique aussi remarquable et aussi fréquemment cristallisé parmi les produits des fourneaux de fusion que le sulfure de plomb.

L'auteur traite avec détail du *bleistein* cristallisé des usines du Harz supérieur, dont on rencontre souvent de gros cristaux qui ont l'aspect d'aiguilles, avec développement de l'arête terminale du rhomboèdre, que M. G. Rose avait déjà remarquées et regardées comme une accumulation de petits cubes. Leur structure s'accorde du reste aussi bien que l'aspect avec la galène dont elles renferment une notable proportion ; en outre, on y trouve un peu de plomb métallique et du sulfure de fer à l'état de pyrite magnétique.

L'auteur traite ensuite de la présence du sulfure de zinc comme produit des usines qui exploitent les minerais d'argent de Lauthenthaler et de la fusion des schistes cuivreuses dans les hauts fourneaux. Le premier se rencontre derrière les ponts des fours sous les formes d'une blende de zinc noire, brune, jaune ou verte, feuilletée, non-seulement en masses fusibles, mais parfois aussi en cristaux définis.

3° *Oxydes métalliques.* On trouve des cristaux d'oxyde de zinc dans les produits des hauts fourneaux à fer quand on y fond des minerais qui renferment en outre des blends, surtout à Stadtbergen en Westphalie. M. Kock a étudié la forme cristallisée de cet oxyde. Des observations ultérieures sur les cristaux de Stadtbergen, et qu'on doit à M. Descloiseaux, ont démontré que le système cristallin de l'oxyde de zinc était monotrimétrique. Ce résultat est en opposition évidente avec les données de M. Kock. M. Hausmann confirme les observations de M. Descloiseaux.

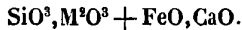
On a trouvé des cristaux de protoxyde de cuivre dans les scories de cuivre affiné de Spleissofen ou sur les grandes soles à Ocker près Goslar. La présence de la pyrite magnétique annoncée par M. Kock se trouve confirmée, et l'auteur fait connaître des observations sur la formation de cristaux de fer oligiste dans la cuve du haut fourneau de l'usine d'Altenau au Harz, qui sont semblables

aux cristaux spéculaires de l'île d'Elbe et dont l'existence suppose l'état de fusion.

4° *Silicates*. Parmi les laitiers cristallisés, il n'y a pas de composé qui soit plus commun et qui se présente sous des aspects aussi variés que le silicate de protoxyde de fer, qui, comme l'a montré M. Mitscherlich, s'accorde sous le rapport de la cristallisation avec la chrysolithe.

Le bisilicate de protoxyde de fer se forme dans la fusion des minerais de cuivre ou dans le travail dit *sulu* à Fahlun, en Suède. Par la description de cette scorie, remarquable sous le rapport de ses caractères cristallographiques, l'auteur montre que si elle se rapproche, par ses propriétés, de l'hypersthène, elle se comporte comme les substances pyroxéniques, de la même manière que le laitier de silicate de protoxyde vis-à-vis du péridot.

Sous le nom de chytrophyllite, on a décrit un laitier cristallin des hauts fourneaux à fer d'une composition particulière qu'on rencontre dans quelques usines à fer du Harz et qui se distingue par sa structure feuilletée : M. A. Knop, qui en a fait l'analyse, est arrivé pour résultat à la formule :



M. Forbes a montré le premier que, dans beaucoup de hauts fourneaux, il se forme une scorie qui, par sa composition chimique et sa cristallisation, se confond avec la humboldtilite. M. Hausmann rapporte plusieurs observations sur la présence de cette scorie dans certains hauts fourneaux à fer d'Angleterre et de France.

Parmi les phénomènes intéressants que présentent les produits cristallisés des usines, il faut ranger sans nul doute la formation de cristaux de feldspath par divers procédés de fusion. La première description d'un feldspath pareil, provenant d'une fonderie de cuivre du Mansfeld, a été faite par l'auteur dès 1811. Plus tard, l'accord entre la composition chimique de ce corps et celle du feldspath naturel a été démontré par une analyse de M. Heine, sur des cristaux provenant d'un fourneau à schistes cuivreuses, de l'usine de Sangerhausen. Dans le présent mémoire, l'auteur étudie avec soin de beaux cristaux de feldspath artificiel, qui ont été recueillis dans un haut fourneau éteint qu'il exploite à Josephüte près Stolberg, au Harz. Les cristaux qui, jusqu'à la plus petite dimension, ressemblent parfaitement au feldspath adulaire du Saint-Gothard,

se présentent tout aussi bien dans les formes isolées que dans celles groupées.

5° *Sels métalliques.* L'auteur décrit la présence du vitriol de plomb parmi les produits des mines d'argent du Harz supérieur et es fonderies de plomb de Bleiberg en Carinthie, qui fournissent non-seulement des sels de plomb en cristaux, mais aussi des pseudomorphoses des galènes régénérés. Il présente des remarques sur les petits cristaux qui ont tapissé les cavités d'une scorie de cuivre affiné à Ocker, près Goslar, et qui, d'après l'essai au chalumeau, paraît consister en arséniate de cuivre. Enfin il termine par des observations sur l'arséniate anhydre de nickel cristallisé qui se rencontre parfois dans les fours à smalt.

100. — Analyses de minéraux d'Amérique; par M. SILLIMAN
(*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 195).

Micas. M. Silliman décrit toute une série nouvelle de minéraux du genre mica. Tous sont originaires de la Pensylvanie, où on les trouve en société avec le corindon.

Émérylite. Ce minéral se rapproche de celui que M. Laurence Smith a trouvé dans l'Asie Mineure (voy. plus bas). Il se rencontre près du village de Green, aux environs d'Aston, en Pensylvanie, où il est associé au corindon. Il ressemble beaucoup au mica ordinaire, dont il possède la forme cristalline; il se divise aisément en lames parallèles non élastiques et friables. Il est blanc, d'un éclat vitré ou argentin, d'une dureté de 3,5 et d'une densité de 2,995. Chauffé dans un ballon, il perd de l'eau et un peu de fluor.

L'analyse faite par M. Crawe a fourni les résultats qui suivent :

	I.	II.	III.
Silice.	32,31	31,06	31,26
Alumine.	49,24	51,19	51,60
Chaux.	10,66	9,23	10,14
Magnésie.	0,29	0,28	0,49
Potasse et soude.	2,21	2,96	1,22
Eau.	5,27	5,27	5,27

Corundellite. Par ses caractères physiques, ce minéral a beaucoup d'analogie avec le précédent; mais il en diffère notablement par ses caractères chimiques. Il se trouve à Unionville, Chester

County (Pensylvanie), associé à l'émeri et au corindon. Il ressemble assez au mica commun. Sa dureté est 3,5, sa densité 3.

L'analyse en a été faite par M. Crooke.

Silice.....	35,70
Alumine.....	53,13
Chaux.....	7,27
Potasse.....	1,22
Soude.....	0,41
Eau et fluor.....	2,30

D'où M. Silliman déduit la formule :

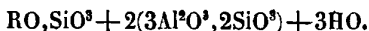


Euphyllite. C'est un beau minéral blanc, nacré, qui se trouve également à Unionville, accompagné de corindon et de tourmaline noire. Sa forme paraît hexagonale. Dureté, 3, densité, 2,96.

L'analyse fut exécutée par M. Crooke.

Silice.....	39,04
Alumine.....	51,37
Chaux.....	3,19
Magnésie.....	1,08
Soude.....	0,87
Eau.....	4,59

D'où la formule :



On a en vain cherché la zirconne.

M. Silliman parle encore d'un minéral brun implanté sur le corindon bleu de la Caroline du Nord. Dureté 3, densité 2,94 à 3. Il paraît hexagonal. Une analyse imparfaite a donné :

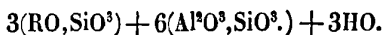
Silice.....	36,36
Alumine.....	42,37
Chaux.....	10,14
Magnésie.....	4,46
Eau.....	1,44

Unionite. Ce minéral, qui offre beaucoup d'analogie avec le scapolithe, se trouve implanté sur de la tourmaline noire en société de

l'euphyllite. Il jouit d'un éclat vitré et d'une couleur blanche ou jaunâtre. Sa dureté est de 6 à 6,5, sa densité de 3,298. Il est friable.

Silice.....	44,15
Alumine.....	42,26
Magnésie.....	7,36
Soude.....	1,73
Eau et fluor.....	3,52
Perte.....	0,96

D'où M. Silliman déduit la formule :

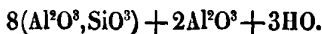


Ce minéral est nouveau.

Monrolite. Assez semblable au piknite, ce minéral en diffère cependant sous bien des rapports. On le trouve à Monroe, dans le grès, avec du feldspath, du mica, de la pinite et du grenat commun. Il possède une structure rayonnée et une dureté de 7,25. Sa densité varie entre 3,04 et 3,09.

Composition.	I.	II.	III.
Silice.....	40,92	40,38	40,39
Alumine.....	56,61	55,72	56,62
Magnésie.....	0,28	0,28	6,28
Eau.....	3,09	1,84	2,79

Ces nombres s'accordent avec la formule :



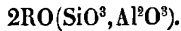
L'auteur pense que le monrolite pourrait être identique au wœrthite.

M. Silliman cherche ensuite à établir l'identité du sillimanite, de la fibrolite et du bucholzite avec le cyanite. Les analyses qu'il a fait exécuter dans son laboratoire tendent en effet à établir cette identité.

M. Shepard a trouvé près de Bolton (Massachusetts) un minéral qu'il appela boltonite et qu'il considéra plus tard comme identique avec le bisilicate de magnésie décrit par Thomson. M. Silliman revient sur cette opinion, et il cherche à démontrer que la boltonite constitue bien réellement une espèce définie. Voici la composition de ces deux minéraux :

	Boltonite.	Bisilicate de magnésie.
Silice.....	46,06	56,64
Alumine.....	5,66	6,07
Magnésie.....	38,14	36,52
Protoxyde de fer....	8,63	2,46
Chaux.....	1,51	

M. Silliman représente la boltonite par la formule :



L'analyse du bisilicate a été faite par M. Thomson. M. Silliman se fonde sur elle pour démontrer la différence des deux minéraux.

Nuttalite. M. Brooke considère ce minéral comme une variété du skapolite. M. Thomson obtint des nombres qui parurent établir une différence complète entre ces deux minéraux.

L'analyse que M. Silliman a fait exécuter par M. Stadtmuller établit au contraire la parfaite identité de ces deux minéraux.

101.—Analyses de minéraux de l'Amérique septentrionale;
par M. RAMMELSBERG (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 284).

Némalite. Originnaire de Hoboken, dans le New-Jersey, ce minéral constitue des masses vertes, à fibres parallèles, élastiques. D'après M. Nuttal, le némalite est un carbonate de magnésie; d'après M. Thomson, ce minéral serait un silicate; M. Connell a confirmé l'opinion de M. Nuttal.

Mais, suivant M. Rammelsberg, le némalite n'est ni un carbonate ni un silicate, mais un hydrate à base de magnésie qu'il représente par la formule très-simple :



fondée sur la composition que voici :

Magnésie.....	64,86
Protoxyde de fer.....	4,05
Eau.....	29,48
Silice.....	0,27

Cette composition est celle de la brucite, qui diffère toutefois du némalite par ses propriétés physiques.

Orthite. C'est un minéral noir originnaire d'East Bradford, Chester County, en Pensylvanie, que l'on soupçonnait être de la

Tcheffkinite ou de la gadolinite; l'auteur a constaté son identité avec l'orthite.

Ce silicate est compacte, friable, à cassure conchoïde. Densité, 3,535.

Silice.....	31,86
Alumine.....	16,87
Sesquioxyde de fer.....	3,58
Protoxyde ".....	12,26
» de cérium.....	21,27
Oxyde de lanthane.....	2,40
Chaux.....	10,15
Magnésie.....	1,67
Perte par calcination.....	1,11

Oxyde de cuivre noir. On a, tout récemment, trouvé des masses considérables de cuivre métallique argentifère dans la partie méridionale du lac Supérieur (Michigan). Aux environs de Copper-Harbour se trouve un conglomérat formé de masses pesantes, noires, cristallines, qui sont essentiellement formées d'oxyde de cuivre noir, avec un peu de fer, de chaux et de silice. Densité, 5,952.

102. — **Sur quelques nouveaux minéraux de Norvège;** par M. WEIBYE (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 299). — **Sur l'atheriastite;** par M. HAUSMANN (*ibid.*, t. LXXXI, p. 567).

Tritomite. Ce nom est dérivé de τριτομος, parce que ce minéral prend une section triangulaire au moment où, à l'aide du marteau, on le dégage de la roche.

Il se présente en tétraèdres à faces mates et à cassure conchoïde; il est translucide aux arêtes et possède une couleur brun foncé. Par sa dureté, il se place entre le feldspath et l'augite. Sa densité oscille entre 4,16 et 4,66.

Le tritomite se rencontre dans l'île Lamo, près de Brevig, dans le syénite et en société du leucophane, du mosandrite et du kataléite, etc.

L'analyse, faite par M. Berlin, a conduit aux résultats que voici :

Silice.....	20,13
Oxyde de cérium.....	40,36
» de lanthane.....	15,11

Chaux.....	5,15
Alumine.....	2,24
Yttria.....	0,46
Magnésie.....	0,22
Soude.....	1,46
Protoxyde de fer.....	1,83
Manganèse, cuivre.....	} 4,62
Étain, tungstène.....	
Perte par calcination.....	7,86

Katapléite. Ce minéral se rencontre toujours en société de minéraux très-rares; de là son nom dérivé de *κατα, πλεον*; il accompagne le tritomite et il cristallise en prismes d'environ 120°. Sa dureté est celle du feldspath. Densité 2,8.

L'analyse suivante a été exécutée par M. Sjogren.

	I.	II.
Silice.....	46,83	46,52
Zircone.....	29,81	29,33
Alumine.....	0,45	1,40
Soude.....	10,83	10,06
Chaux.....	3,61	4,66
Protoxyde de fer.....	0,63	0,49
Eau.....	8,86	9,05

d'où l'auteur déduit la formule :

M. Hausmann pense que l'athériastite est un pseudomorphose du skapolithe.

Athériastite, dérivé de *αθηριαστος* c'est-à-dire non observé, parce que ce minéral a été pendant longtemps confondu avec le skapolithe. Il se rencontre près d'Arendal, dans une roche granitique.

Il cristallise en octaèdres à base carrée, avec un angle-sommet de 135°. Sa couleur est d'un vert sale; il est opaque; sa cassure est esquilleuse.

D'après M. Berlin, ce minéral possède la composition suivante :

Silice.....	38,00
Alumine.....	24,10
Chaux.....	22,64
Magnésie.....	2,80

Protoxyde de fer.....	4,82
“ de manganèse.....	0,78
Eau.....	6,95

Eudrophite (ευ, δροφος,). Ce nom se rapporte aux beaux dessins qu'on trouve sur ce minéral ; il a été recueilli dans l'île Lamo avec un leucophane, etc.

L'eudrophite cristallise en prismes rhomboïdaux droits ; il possède un clivage parfait dans le sens de la base ; sa cassure est inégale, sa dureté se trouve entre celle du feldspath et de l'apatite. Densité 2,27.

	I.	II.
Silice.....	54,93	55,06
Alumine.....	25,59	23,12
Soude.....	14,06	14,06
Eau.....	8,29	8,16

L'analyse n° 1 a été exécutée par M. Borck.

L'analyse n° 2 a été exécutée par M. Berlin.

M. Weibye en déduit la formule :



et il considère l'eudrophite comme une variété dimorphe de l'analcime.

103.— Analyses de minéraux ; par M. BERGEMANN (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 393).

Dechenite. M. Bergemann attribue ce nom à du vanadate de plomb, nouveau minéral, qui a été trouvé tout récemment dans le Lauterthal, Bavière rhénane, à deux lieues de Wissembourg (Bas-Rhin), dans un gisement de limonite. Ce minéral y est assez rare ; il s'y présente en agglomérations cristallines, d'une couleur rouge foncé ; ou bien il se trouve en couches minces, recourbées et effleurées. Quand la masse est un peu notable, on peut y reconnaître des traces de clivage qui paraissent appartenir au rhomboèdre ; dans ce cas, la substance possède une couleur rouge foncé ; ce vanadate est jaunâtre quand il existe en couches. Densité de la variété rouge, 5,81 ; dureté, près de 4.

Le dechenite fond dans la pincette et se transforme en un verre jaunâtre ; il ne décrépité pas sur le charbon et devant le chalumeau,

comme le font d'ordinaire les minerais de vanadium. L'acide nitrique le dissout facilement ; l'acide chlorhydrique le décompose ; la potasse ne l'attaque pas.

L'analyse a donné les nombres que voici :

	Parties transparentes.	Parties effleuries.
Oxyde de plomb.	52,915—53,717	50,57
Acide vanadique.	47,164—46,10	49,27

Ce qui conduit à la formule VO^3, PbO et le différence du plomb vanadiaté de Zimapan, qui renferme du chlore.

Plomb molybdaté d'Azulaques (Zacatecas). Ce minéral se présente en cristaux tabulaires, transparents, jaunâtres, doués de beaucoup d'éclat. Chauffés dans un tube, ils décrépitent vivement sans se fondre.

Cent parties contiennent :

Oxyde de plomb.	62,35
Acide molybdique	37,65

Ces cristaux sont enveloppés d'un tissu de petites aiguilles cristallines qui possèdent également une couleur jaune ; elles consistent en plomb arséniaté et elles sont composées d'après la formule :



104. — Analyses de minéraux ; par M. MONHEIM (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 318).

Halloysite. Ce minéral provient du mont Altenberg, près d'Aix-la-Chapelle, où il recouvre la willémite et le spath de zinc ; il était en partie terreux, en partie compacte, à cassure conchoïde. Densité 2,21.

La formule



que l'auteur lui attribue est basée sur la composition suivante :

Alumine.	33,23
Silice.	40,31
Eau	23,69
Oxyde de zinc	1,23

Dolomie. A côté du gisement de calamine de l'Altenberg, on trouve de la dolomie que l'auteur a analysée :

Carbonate de chaux.....	54,31
» de magnésie.....	43,26
» de zinc.....	1,38
» de protoxyde de fer.....	0,99
» » de manganèse..	8,56
Silice.....	0,48

Si on considère les trois derniers oxydes comme remplaçant la magnésie, cette dolomie peut se représenter par 1 équivalent de carbonate de chaux et 1 équivalent de carbonate de magnésie.

Fer spathique vert. L'auteur a trouvé sur du minerai de manganèse, des environs de l'Altenberg, des cristaux verts, d'une densité de 3,60, et formés de :

Carbonate de protoxyde de fer.....	64,04
» de manganèse.....	16,56
» de chaux.....	20,22
Silice.....	1,10

Cette composition s'accorde sensiblement avec la formule :



Kapnite. M. Breithaupt avait fait de ce minéral une espèce particulière; le fer s'y trouve en proportions très-variables.

Six échantillons différents ont été analysés par M. Monheim. Voici les résultats analytiques :

	I	II.	III.	IV.	V.	VI.
Densité.....	4,09	4,15	4,00	4,04	4,00	—
Carbonate de zinc.....	71,08	60,35	58,52	55,89	40,43	28
» de protoxyde de fer.	23,98	32,21	35,41	36,46	53,24	67
» de chaux ...	2,54	1,90	3,67	2,27	5,09	5
» de magnésie.....	—	0,14	—	—	—	—
Zinc silicaté.....	—	2,19	0,48	0,41	—	—

Les cristaux sont tantôt verts, tantôt jaunâtres, bruns ou violets. La variété n° II, qui est riche en zinc, est d'un vert clair.

Zinc silicaté. M. Monheim a analysé 3 échantillons de ce minéral; l'un d'eux (n° III) est originaire de Rezbanya; les deux autres viennent de l'Altenberg.

La composition s'accorde avec la formule proposée par Berzélius.



	I.	II.	III.
Oxyde de zinc.....	65,74	67,05	67,02
Sesquioxyde de fer.....	0,43	—	0,68
Silice.....	24,31	25,40	25,34
Eau.....	17,51	7,47	7,58
Acide carbonique.....	0,31	0,31	0,35

N° I était laiteux.

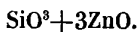
N° II était cristallisé.

La densité de ces deux minéraux de l'Altenberg variait entre 3,43 et 3,49.

Willémité. Originnaire du mont Busbach, près de Stolberg, aux environs d'Aix-la-Chapelle; ce minéral cristallise en prismes à 6 pans. Sa densité est de 4,18; sa dureté de 5 à 6.

Oxyde de zinc.....	72,91
Sesquioxyde de fer.....	0,35
Silice.....	26,29

Cette composition s'interprète facilement par la formule :



Ces cristaux sont ou blancs et translucides, ou jaunâtres, et parfois recouverts de matières blanchâtres ou brunes; quelquefois aussi on y rencontre des rhomboèdres brun foncé de spath de zinc enduit d'hydrate de fer.

Le willémité cristallisé est toujours implanté dans du willémité compacte exempt de zinc silicaté. Sa densité est de 4,02 à 4,16.

Un fragment rougeâtre de cette variété compacte était composé de :

Oxyde de zinc.....	69,06
Sesquioxyde de fer.....	4,36
Chaux.....	0,41
Magnésie.....	0,13
Silice.....	26,53
Acide carbonique.....	0,04

Dans le voisinage du willémité cristallisé, M. Monheim a trouvé une calamine compacte, semblable à la meilleure qualité de calamine de l'Altenberg, mais elle en différait par la couleur, qui est brune.

Cette calamine se compose de :

Oxyde de zinc.....	60,97
Sesquioxyde de fer.....	9,52
» de manganèse.....	0,82
Chaux.....	0,43
Magnésie.....	0,06
Alumine.....	0,36
Silice.....	18,79
Acide carbonique.....	7,56
Eau.....	2,76

105. — Sur le fluor contenu dans l'eau de mer; par M. WILSON
(*Archiv der Pharmacie*, t. CXI, p. 318).

M. Wilson assure qu'il a reconnu la présence du fluor dans le cal de la chaudière à vapeur qui fait le service entre Brith et Wick, près d'Édimbourg.

Il a fait la même observation avec de l'eau de mer provenant de quelques autres points.

106. — Sur l'identité de l'arkansite avec le brookite; par M. HERMANN
(*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 200).

Le fait annoncé par M. Hermann a déjà été démontré par M. Rammelsberg et par M. Miller. (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 220.)

L'arkansite n'est autre chose que de l'acide titanique.

107.—Analyse chimique du sel de Krankenheil; par M. FRÉSENIUS
(*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 146). — **Même sujet; par M. BARTH** (*ibid.*, p. 313).

Les sources iodurées de Krankenheil, près de Tœlz (Haute-Bavière) laissent, par évaporation, un résidu salin que l'on livre au commerce.

Ce sel a donné les résultats que voici :

I. *Substances solubles dans l'eau.*

Sulfate de potasse.....	1,298
» de soude.....	9,113
Carbonate de soude neutre.....	34,327
Sesquicarbonat de soude.....	6,743

Chlorure de sodium.....	20,259	
Iodure ".....	0,198	
Silicate de soude.....	4,475	
Ulmate ".....	1,110	
Brômure de sodium.....	} traces	
Chlorure de lithium.....		
Acide crénique et apocrénique.....		

II. *Substances insolubles dans l'eau.*

Carbonate de chaux.....	0,428	
" de magnésie.....	0,109	
Phosphate de chaux.....	0,054	
Phosphate de sesquioxyde de fer.....	0,048	
Résine à odeur de benjoin.....	} traces	
Eau.....		

M. Barth a obtenu en général les mêmes résultats que M. Frésénius ; toutefois il admet qu'à l'exception du chlore et de l'iode, qui se trouvent dans les mêmes proportions dans les différentes sources, les proportions des autres substances varient avec les sources.

108. — Analyse de quelques variétés de marbre blanc ; par M. WITTSTEIN (*Archiv der Pharmacie*, t. CXI, p. 182).

M. Wittstein a analysé les qualités de marbre blanc les plus pures qu'il ait pu se procurer : dans toutes il a trouvé de la magnésie et de l'acide phosphorique.

Voici les résultats analytiques :

	I.	II.	III.
Carbonate de chaux.....	99,236	99,01	97,04
" de magnésie.....	0,284	0,52	2,10
Protoxyde de fer, sesquioxyde de fer et acide phosphorique.	0,251	0,62	0,36

N° I est du marbre de Carrare à grains fins. Densité, 2,732 à 16°,25 centigr.

N° II vient de Schlanders dans le Tyrol ; il est à gros grains, cristallin, lamelleux. Densité, 2,700 à 16°,25 centigr.

N° III est du marbre compacte de Schlanders ; il est blanc, avec une teinte grise ; il jouit d'une dureté considérable. Densité, 2,566 à 16°,25 centigr.

L'auteur a dosé la chaux à l'état d'oxyde. '

109.—Analyse de la craie; par M. WITTSTEIN (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 61).

Un échantillon de craie très-pure, desséché à 100°, a fourni à l'analyse les résultats que voici :

Carbonate de chaux.....	97,686
» de magnésie.....	0,468
Silice.....	1,100
Alumine, proto et sesquioxyde de fer, protoxyde de manganèse, acide sul- furique.....	} 0,550
Acide phosphorique.....	

Par la calcination elle a donné, à côté de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, de l'hydrogène carboné et de l'ammoniaque.

110.—Analyse d'un calcaire coquillier; par M. SCHNABEL (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 382).

Ce calcaire est employé dans la fabrication du verre; il vient de Saarbruck où l'auteur l'a recueilli; sa composition est la suivante :

Carbonate de chaux.....	94,80
» de magnésie.....	0,96
Hydrate de peroxyde de fer.....	0,70
Silicate » ».....	} 3,32
» d'alumine.....	
Eau hygroscopique.....	0,22
Matière organique.....	trace

111.—Analyse de la dolomie; par M. WILDENSTEIN (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 154).

Ce sont les couches supérieures du calcaire conchylien de Saarbruck qui ont fourni cette dolomie; elle se présente en masses compactes, dures, cristallines, d'une densité de 2,753.

La composition trouvée est la suivante :

Acide carbonique.....	46,30
Chaux.....	30,50
Magnésie.....	20,13
Protoxyde de fer.....	1,17
Alumine et sable.....	1,88
Potasse.....	trace

112. — Étude cristallographique de la strontiane sulfatée,
par M. HUGARD (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*,
t. XXX, p. 387). — **Rapport** par M. DUFRÉNOY (*ibid.*, t. XXXI, p. 169).

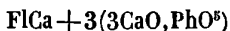
Ce mémoire est une monographie complète de la strontiane sulfatée; M. Hugard y décrit 22 formes nouvelles, ce qui porte à 58 le nombre des variétés de cristaux de strontiane sulfatée actuellement connues.

Les cristaux de strontiane sulfatée ont été longtemps confondus, dans les collections, avec les cristaux de sulfate de baryte, sous le nom de spath pesant. Haüy qui, le premier, sépara les cristaux de sulfate de strontiane, observa entre ceux-ci et les cristaux du sulfate de baryte une différence angulaire de plus de 3°. Une différence aussi considérable eût sapé les lois qu'il avait établies. Heureusement, ses doutes furent levés par Vauquelin, qui reconnut précisément que la variété de cristaux que Haüy avait détachée du groupe *spath pesant* appartenait à la strontiane sulfatée.

C'est à l'occasion de son travail sur les formes cristallines de la strontiane sulfatée que M. Hugard a remarqué l'influence des matières étrangères sur les angles des cristaux de la strontiane sulfatée. (Voy. plus haut, page 175.)

113. — Analyse du francolite; par M. HENRY (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 128).

Le francolite a été trouvé près de Wheal-Franco, dans les environs de Tavistock, Devon. D'après M. Henry, il doit être considéré pour un fluorapatite de la formule :



dans lequel la chaux est partiellement remplacée par la magnésie et le protoxyde de fer. Ce minéral se présente en petites masses irrégulières qui paraissent formées de cristaux prismatiques à 6 pans, très-brillants.

D'après l'analyse, le francolite est formé de :

	I.	II.
Chaux.....	53,38	52,81
Magnésie et sesquioxyde de fer.....	2,96	3,22
Acide phosphorique.....	41,34	41,80
Fluor et perte.....	2,32	2,17

ANNÉE 1851.

13

114. — Sur le spath de magnésie ; par M. BREITHAUP (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 313).

Ce spath est très-pur ; il se trouve près de Snarum , à Lofthnus , accompagné de serpentine, d'hydrotalkite, etc.

L'angle obtus du rhomboèdre est de $107^{\circ} 28 \frac{1}{4}$. Densité, 3,017.

L'analyse faite par M. Scheerer nous apprend que ce spath possède la composition ci-après :

Acide carbonique.....	51,447
Magnésie.	57,296
Protoxyde de fer.....	0,786
Eau	0,470

L'équivalent adopté pour la magnésie est 251,5.

Les acides attaquent ce spath beaucoup moins que la magnésite.

115. — Sur la composition du grès vert, de la strontianite et de la marne calcaire des environs de Hamm ; par M. VON DER MARCK (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 173.)

Le grès vert, qui a été analysé, était originaire de Buderich, près de Werl, où il est employé aux constructions.

La roche a été désagrégée par l'acide sulfurique.

100 parties de ce grès séché à 100° ont donné :

Silice.....	58,17
Protoxyde de fer.....	18,75
Alumine.	10,09
Magnésie.	3,37
Potasse.....	3,37
Eau	6,25

L'auteur y a trouvé un peu de fluor et de phosphate de chaux ; on sait que l'acide phosphorique a été depuis longtemps reconnu dans les grès verts de France et d'Angleterre.

La strontianite se rencontre avec du spath calcaire dans de la marne près du Herrensteinberg, entre Hamm et Drensteinfurt. Sa puissance augmente avec la profondeur. Les exemplaires les plus purs constituent des masses cristallines à texture fibreuse, d'une densité de 3,613.

Strontiane	63,56
Chaux	4,80
Acide carbonique	30,85
Silice et eau	traces

Ce minéral a également été analysé par M. Schnabel, qui a obtenu des résultats analogues aux précédents.

Marne strontianifère. Cette marne contient 85,1 pour 100 de substances solubles dans l'acide chlorhydrique, et 14,9 pour 100 de substances insolubles.

La partie soluble dans l'acide chlorhydrique contient :

Carbonate de chaux	81,9	pour 100
» de magnésie	0,2	»
Sesquioxyde de fer	1,1	»
Alumine	0,6	»

La partie insoluble renferme

Silice	10,8	»
Alumine	2,5	»
Sesquioxyde de fer	0,9	»
Chaux	0,3	»
Magnésie	trace	»
Potasse	0,4	»

116. — Sur l'hydrargillite du Brésil ; par M. DE KOBELL (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 493).

Il y a quelques années M. Kobell a analysé un minéral du Brésil qui passait pour de la wawellite et dont il a constaté l'identité avec l'hydrargillite $Al^2O^3 + 3HO$ (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 155) ; tout récemment il a examiné un autre minéral considéré pour de la stilbite et provenant également du Brésil ; cette prétendue stilbite n'est autre chose que l'hydrargillite en question.

A cette occasion, M. Kobell indique un procédé pour séparer l'acide phosphorique d'avec l'alumine. Voici ce procédé que l'auteur a dû chercher, ceux de M. Frésenius (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 186), de M. Hermann et de M. Fuchs ne lui ayant pas donné de résultats satisfaisants.

On fait dissoudre le phosphate dans le moins de potasse possible,

et on ajoute à la liqueur son volume de verre soluble. Il en résulte presque toujours un précipité, que l'on additionne d'un peu d'acide acétique, sans le séparer de la liqueur, puis on fait bouillir, et après avoir étendu d'eau on filtre; au liquide filtré on ajoute de l'acétate de plomb; s'il se forme un précipité, on doit conclure à la présence de l'acide phosphorique, M. Kobell s'étant assuré que l'acide silicique ne se précipitait pas dans cette circonstance.

Nous laissons à M. de Kobell la responsabilité de ce procédé, dont la précision paraît au moins aussi douteuse que celle des procédés de ses devanciers.

117. — Analyses des minerais de fer recueillis dans des gisements de houille; par M. SCHNABEL (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 441).

Le fer carbonaté dont il va être question a été trouvé pour la première fois dans la mine de houille *Friederika*; près Bochum, il y a à peu près dix-huit ans. M. Schnabel vient d'analyser plusieurs échantillons de même provenance.

Ils se présentent tous en masse difficile à pulvériser; leur éclat est d'un mat très-prononcé, leur raie est brillante, mais la poudre est noirâtre. Les variétés riches en fer possèdent une dureté qui est située entre 3 et 4; la dureté des autres varie entre 1 et 2. La densité oscille entre 2,2 et 2,9.

Voici la composition indiquée par les analyses :

	I.	II.	III.	IV.
Protoxyde de fer.	48,24	29,32	43,41	21,91
Sesquioxyde de fer.	1,30	7,46	7,77	5,93
Protoxyde de manganèse...	0,13	0,00	0,68	traces
Chaux.	0,59	traces	traces	0,96
Magnésie.	1,20	2,10	1,75	1,25
Alumine.	0,77	traces	traces	8,67
Eau.	0,92	4,14	3,01	5,09
Acide carbonique.	31,32	20,22	28,80	14,39
» sulfurique.	0,03	traces	traces	0,38
Charbon.	14,61	35,34	11,71	20,07
Silice.	0,93	0,81	2,71	20,23
Densité.	2,81	2,19	2,94	2,33

118. — Sur l'analyse de la calamine; par M. SCHMIDT (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 257).

Sous le nom de *calamine*, on désigne les minerais de zinc dans lesquels l'oxyde de zinc est uni à l'acide carbonique ou à la silice;

la calamine est le plus souvent un mélange de carbonate et de silicate de zinc avec d'autres substances.

Dans la fabrication du zinc, on a intérêt de savoir combien la calamine renferme de carbonate et de silicate; pour connaître cette proportion, on séparait jusqu'à ce jour ces deux sels au moyen de l'acide acétique qui dissout le carbonate et devait laisser le silicate intact.

Les expériences que M. Schmidt vient de faire sur ce point montrent que ce procédé est défectueux, attendu que l'acide acétique dissout toujours une certaine quantité de silicate de zinc.

Pour opérer la séparation de ces deux sels, M. Schmidt recommande de faire digérer la calamine calcinée avec une dissolution de carbonate d'ammoniaque contenant de l'ammoniaque caustique. Il avait observé que l'oxyde de zinc calciné n'est que peu attaqué par l'ammoniaque caustique ou le carbonate d'ammoniaque employés séparément et qu'il s'attaquait aisément quand ces deux substances sont réunies.

A l'aide de ce procédé de séparation, l'auteur a obtenu les nombres suivants pour la composition de deux échantillons de calamine :

	Calamine de Moresnet.		Calamine de Walkenraet.
Oxyde de zinc.....	16,4	dissous par l'ammoniaq.	27,10
»	56,4	non dissous	13,16
Silice.....	21,2		6,48
Sesquioxyde de fer..	5,8		53,40

Les calamines analysées avaient été grillées préalablement.

Ce procédé est également applicable à l'analyse des blendes grillées.

119. — Sur un spath contenant du zinc et du manganèse; par M. MONHEIM (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 382).

Ce spath se présente en rhomboèdres bien définis; il a été recueilli au Herrenberg près de Riom, où on le trouve soit à l'état de rhomboèdres vert clair (I) d'une densité de 4,03, soit à l'état de cristaux vert foncé (II) d'une densité de 2,98; M. Monheim a examiné une troisième variété trouvée au Altenberg (III); elle possède une couleur blanc jaunâtre et une densité de 4,20.

Voici la composition de ces trois variétés :

	I.	II.	III.
Carbonate de zinc.....	85,87	74,42	84,92
» de protoxyde de manganèse .	7,62	14,98	6,80
» » de fer.....	2,24	3,20	1,58
» » de magnésie...	4,44	3,38	2,84
» » de chaux.....	0,98	1,68	1,58
Silice	0,09	0,20	—
Eau.....	traces	0,56	—
Calamine.....	—	—	1,85

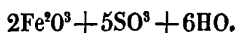
120. — Analyse du misy ; par M. LIST (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 239).

Ce minéral se trouve dans le mont Rammelsberg près de Goslar. Il se présente sous la forme d'une agrégation d'écaillés cristallines à éclat nacré, formées de tables rhomboïdales, microscopiques; ces cristaux sont agglomérés par un liquide contenant de l'acide sulfurique et que l'on peut enlever à l'aide de l'alcool.

Le misy est insoluble dans l'eau, mais après un contact prolongé avec ce liquide, il se trouve décomposé. Il n'en est pas de même quand l'eau renferme un peu d'acide sulfurique.

Composition :	I.	II.
Sesquioxyde de fer.....	30,066	30,36
Oxyde de zinc.....	2,49	»
Magnésie.....	2,81	»
Potasse.....	0,318	»
Acide sulfurique.....	42,92	43,20
Eau	21,39	»

M. List propose la formule :



Le misy ne différerait donc du copiapite de M. Rose que par l'eau; ce dernier en renferme 3 fois plus.

121. — Sur le carminspath, nouveau minéral de l'ordre des arséniates; par M. SANDBERGER (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 391).

Ce minéral se trouvait accolé en petite quantité à de la beudantite de Horhausen; il possède une couleur rouge; sa forme cristalline paraît être rhomboïdale; il se présente en aiguilles fines ou en

verres. Son éclat est vitré, légèrement nacré; il est transparent; par sa dureté, qui est de 215, il se place entre le sel gemme et le spath calcaire.

L'auteur n'a pas fait l'analyse de ce minéral, mais il assure qu'il possède les caractères d'un arséniate et qu'il contient beaucoup de fer et du plomb; il le considère comme un arséniate de plomb et de fer.

Le carminspath est implanté sur du quartz, du wurfelerz et du brauneisenstein, il est accompagné de pyrolusite fibreuse et aiguillée, d'arséniate de plomb et d'une substance terreuse qui n'a pas été examinée.

122. — Analyse du percylite; par M. PERCY (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 512).

Le percylite, originaire, à ce qu'il paraît, de la Sonora (Mexique), a été analysé par M. Percy. Le minéral qui a été examiné était de couleur bleue, cristallisé en cubes, associé à l'or et implanté dans une roche formée de quartz et d'oxyde rouge de fer.

Chauffé légèrement, ce minéral échange sa couleur bleue contre une couleur émeraude qui disparaît au refroidissement pour faire place à la couleur bleue primitive.

M. Percy a trouvé, pour 0,84 de chlore, 2,16 de plomb et 0,77 de cuivre, d'où il déduit la formule :



Il a négligé la petite quantité d'argent que ce minéral contient.

123. — Sur la composition du cuivre micacé d'Andreasberg; par M. RAMMELSBURG (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 465).

Dans les usines où l'on travaille avec des minerais de cuivre contenant de l'antimoine et du nickel on obtient un cuivre de très-mauvaise qualité, de structure cellulaire, qui doit à son aspect micacé le nom de *glimmerkupfer* que les praticiens du Harz lui ont donné. Quand on traite ce cuivre par l'acide nitrique, il reste de l'oxyde d'antimoine et un corps métallique en lamelles dorées et brillantes, qui a reçu le nom de *kupferglimmer*; c'est ce corps qui pénètre toute la masse du cuivre impur et qui lui communique cet aspect particulier.

Cette substance a déjà été examinée en 1817 par MM. Haus-

mann et Stromeyer. Plus tard, elle fut analysée par M. Borchers, dont les résultats furent exprimés par la formule :



Les nombres obtenus par M. Borchers sont les suivants :

Oxygène.....	18,31
Cuivre.....	34,63
Nickel.....	23,00
Antimoine.....	22,40

M. Rammelsberg, qui a repris l'analyse de cette matière, confirme entièrement la formule de M. Borchers.

La densité, déterminée par le premier, est de 5,783.

124. — Sur l'énargite, nouveau minéral ; par MM. BREITHAUP et PLATTNER (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 383).

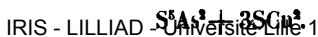
L'énargite doit son nom à la grande netteté de sa face de clivage (*ἐναργής*, qui frappe les yeux) ; il a été trouvé dans le Pérou, par M. Conrad. Sa couleur et sa raie sont noires. Sa forme cristalline est un prisme droit rhomboïdal de 98°11'. Dureté, = 4 ; densité, 4,43 à 4,44.

Ce minéral se présente en masses compactes, implantées sur du calcaire cristallin ; d'après M. Conrad, ce minéral est tellement fréquent que, dans une seule année, on en a retiré pour plus de 90 000 écus de cuivre.

100 parties d'énargite renferment :

Soufre.....	32,220
Arsenic.....	17,590
Antimoine.....	1,610
Cuivre.....	47,200
Fer.....	0,560
Zinc.....	0,220
Argent.....	0,017

C'est donc une combinaison de sulfure d'arsenic et de sulfure de cuivre, dont le cuivre est en partie remplacé par du zinc, du fer et de l'argent ; ce que M. Plattner formule par :



125. — Sur l'aræoxène, nouveau minéral ; par M. KOBELL (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 496).

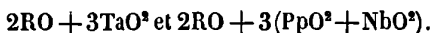
L'aræoxène est un vanadate de plomb et de zinc ; son nom dérive de ἀραιός, rare, et de ξένος, hôte ; il a été trouvé à Dahn, dans le palatinat rhénan, où il se rencontre dans le grès, parfois accompagné de pyromorphite.

Ce minéral se présente en masses cristallines à cassure rayonnée. Sa couleur est rouge, sa raie est jaune pâle, sa dureté = 3. Au chalu-meau et sur le charbon, il fond, développe une odeur arsénicale et produit des grains de plomb. Il ne contient ni fluor, ni chlore, ni acide sulfurique ; l'auteur y a trouvé 48,7 pour 100 d'oxyde de plomb, et 16,32 pour 100 d'oxyde de zinc.

De tous les minerais de vanadium connus, un seul renferme de l'oxyde de zinc ; c'est un minéral examiné par M. Damour, et qui ne renferme que 6,34 pour 100 de cet oxyde.

126. — Sur la composition des minerais de tantale ; par M. HERMANN (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 164).

On admet que la tantalite possède la même composition que la columbite, et que ces minéraux sont composés d'après les formules :



En comparant les formes cristallines de ces deux minéraux, M. Hermann a vu qu'elles ne se ramènent pas à un même type, et comme il ne peut pas admettre que les acides tantalique, niobique et pélopie soient dimorphes, il préfère attribuer ces différences dans la forme, à une différence dans la constitution. L'auteur dut donc chercher si, à côté du protoxyde de fer et de manganèse, ces minéraux ne renfermeraient pas les sesquioxides de ces métaux. Ce projet a dû rencontrer bien des difficultés, car on ne connaît pas de procédé qui permette de séparer les différents oxydes de ces métaux en combinaison avec des substances tantaliques. M. Hermann a fait ces dosages tant bien que mal en désagréant d'abord à l'aide du borax, faisant dissoudre dans l'acide chlorhydrique à l'abri de l'air, puis faisant bouillir la liqueur avec du cuivre ; on calcule ensuite les oxydes de fer, de manganèse, de cérium ou d'urane, d'après la quantité de cuivre qui a été dissous. M. Hermann a dû préalablement s'assurer que les tantalates peuvent être fondus avec le borax sans rien perdre,

et qu'à l'exception de l'acide titanique, toutes les autres substances tantaliques supportent le traitement par le cuivre et l'acide chlorhydrique sans altération.

Les variétés de columbite des monts Ilmen, de Middletown, de Kimito, ont toutes amené une oxydation de cuivre, ce qui doit nécessairement impliquer la présence des sesquioxydes cherchés.

M. Hermann revient ensuite avec détail sur sa vieille querelle à propos de l'ilménium; il maintient l'existence de ce corps simple, malgré tous les faits invoqués contre cette opinion par M. H. Rose (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 97).

Il a également analysé le samarskite, et il est arrivé à des résultats qui ne diffèrent de ceux obtenus par M. Peretz (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 147) qu'en ce qu'il trouve de l'ilménium là où M. Peretz a trouvé du niobium et du pélopium.

Après avoir parlé des formes cristallines du columbite, de l'ytteroilménite, du samarskite, du mengite, du polykrase, du polymignite et du wolfram, formes cristallines qui sont identiques, M. Hermann fait encore ici ce qu'il a déjà fait dans une autre occasion (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 212). Dans le but de les simplifier, il complique les formules de ces corps; en d'autres termes, il veut faire comprendre l'identité de forme de ces corps, du wolfram, par exemple, avec le samarskite, en représentant le premier par



et le second par



et il ne considère pas le procédé plus simple qu'il pourrait suivre en songeant que, dans ces minéraux, l'oxygène de l'acide est à celui des bases sensiblement comme 2 : 2, ainsi qu'il l'établit lui-même.

Pyrochlore. — Le nom de pyrochlore désigne des minéraux de constitution bien différente; mais ils cristallisent tous en octaèdres réguliers, et ils renferment tous des substances tantaliques; les différences essentielles consistent en ce que les uns contiennent du fluor mais point d'eau, d'autres de l'eau et point de fluor, et d'autres encore ni fluor ni eau. M. Hermann applique à ces derniers le nom générique de *microlithe*; aux premiers il donne celui de *fluochlore* et aux autres celui de *hydrochlore*.

L'auteur range dans le microlithe le pyrochlore de Frederikswærn analysé par M. Hayes.

Le microlithe lui-même se rencontre à Chesterfield, dans le Massachusetts, dans un filon d'albite et en compagnie de la rubellite et de la tourmaline verte.

Il constitue de petits octaèdres jaunes d'une densité de 4,75 à 5,56. M. Shepard l'a analysé.

Voici le résultat de ses analyses ainsi que de M. Hayes sur le pyrochlore de Frederikswærn.

	Microlithe.	Pyrochlore.
Substances tantaliques.....	75,40	59,00
Acide titanique.....	0,00	18,33
Chaux.....	14,84	16,73
Yttria.....	7,42	0,00
Protoxyde d'urane.....		»
» de fer.....		0,00
» de manganèse...	0,00	0,70
Acide tungstique.....	traces	0,00
Soude.....	0,00	5,63
Eau.....	2,04	0,80

M. Hermann range dans le genre hydrochlore les pyrochlores de Brevig et de Frederikswærn en Norvège.

Ces minéraux ont été analysés par M. Wœhler, qui y a trouvé :

	Brevig.	Frederikswærn.
Acides métalliques (TaO ³ ? et TiO ²).	67,021	62,75
Oxyde stannique.....	»	0,61
Thorine.....	5,159	6,80
Oxyde de cérium.....		»
Protoxyde d'urane.....	4,601	5,18
» de fer.....	1,329	2,16
» de manganèse.....	1,688	2,70
Chaux.....	9,877	12,85
Alcalis.....	traces	traces
Eau.....	7,059	4,20
Densité.....	3,802	4,20

L'auteur range dans le genre fluochlore, le pyrochlore de miask,

dans lequel M. Wœhler avait reconnu la présence de la thorine (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 175).

Æschynite.—M. Hermann a repris l'analyse de l'æschynite auquel il attribue définitivement la composition que voici :

Acide niobique.....	33,20
» titanique.....	25,90
Sesquioxyde de cérium....	22,20
Protoxyde de cérium.....	5,12
Lanthane.....	6,22
Yttria.....	1,28
Protoxyde de fer.....	5,45
Eau.....	1,20

Il termine par une division des minéraux tantalifères, division qui forme le digne pendant de celle des épидots.

127.—Sur un nouveau minéral uranifère; par M. WHITNEY (*Philosophical Magazine*, t. XXXVII, p. 153).

Ce minéral a été recueilli sur la côte septentrionale du lac Supérieur; il est amorphe, à cassure inégale et sans clivage. Dureté 3; sa couleur est noire, sa raie est grise, son éclat est résineux. Il n'éprouve aucune modification sous l'influence du chalumeau et se dissout avec effervescence dans l'acide chlorhydrique faible.

100 parties de ce minéral ont donné à l'analyse :

	I.	II.
Silice.....	4,35	5,60
Alumine.....	0,90	3,64
Sesquioxyde de fer.....	2,24	
Sesquioxyde d'urane.....	59,30	57,54
Oxyde de plomb.....	5,36	5,84
Chaux.....	14,44	13,47
Acide carbonique.....	7,47	»
Eau.....	4,64	»
Magnésie et manganèse.....	traces	»

L'auteur pense que l'urane se trouve dans ce minéral à l'état d'oxyde U^2O^3 et non pas à l'état de UO, U^2O^3 comme dans la pechblende; il fonde cette opinion sur la grande solubilité de ce minéral dans les acides.

128.—Sur la parenté du pollux avec le pétalite ; par M. G. ROSE
(*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 162.)

Le castor et son congénère pollux ont été décrits dans l'*Annuaire de Chimie* (1847, p. 227) d'après un travail de MM. Breithaupt et Plattner. Par des considérations basées sur la composition chimique et la forme cristalline, M. G. Rose vient d'établir l'isomorphisme sinon l'identité du castor avec le pétalite. Ces deux minéraux ne diffèrent en effet que par la densité un peu plus faible du castor et l'absence de la soude dans ce minéral.

**129.—Sur les roches volcaniques du bassin houiller de Commen-
try (Allier), et la transformation de houille en coke,
qui s'observe au contact de l'une d'elles ;** par M. MARTINS
(*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI,
p. 656.)

Dans ce travail on cherche à démontrer qu'il existe jusque sur le bord septentrional du massif central de la France les traces d'éruptions basaltiques et trachytiques qui ont eu lieu dans le centre. A cette occasion, M. Martins rapporte les résultats d'une analyse de roche provenant du bassin houiller de Commentry, situé précisément sur le bord septentrional du plateau central de la France.

Cette roche a été trouvée dans une galerie qu'on venait de percer dans les couches de houille ; le charbon de terre était transformé en coke partout où il touchait la roche. Cette roche est blanche, grenue, faisant pâte avec l'eau, mais durcissant beaucoup par la dessiccation. Au contact, les schistes houillers étaient redressés sous des angles compris entre 30 et 35°. Les prismes du coke ont de 4 à 6 centimètres de hauteur, sont tous perpendiculaires aux couches de la houille et à la surface de la roche ; leur cassure présente l'aspect métallique de la plombagine : en un mot, ils ressemblent complètement au coke artificiel.

L'analyse ci-après a été faite par M. Ebelmen ; M. Martins y annexe une autre analyse faite par M. Girardin avec de la domite du Puy-de-Dôme ; on remarquera la grande analogie qui existe dans la composition de ces deux roches :

	Commentry.	Domite du Puy-de-Dôme.
Silice	59,52	51,00
Alumine.....	22,08	24,00

	Commentry.	Domite du Puy-de-Dôme.
Peroxyde de fer.....	2,24	8,34
Chaux.....	2,31	2,06
Magnésie.....	1,19	7,82
Potasse.....	6,65	4,66
Soude.....	0,25	»
Oxyde de chrome.....	0,66	»
» de manganèse.....	»	0,64
Eau.....	5,50	»
Perte.....	»	1,48

130. — Analyse de quelques roches silicatées ; par M. DELESSE
 (*Annales des mines*, 4^e série, t. XVI, p. 323, 339 et 511 ; — *Bulletin de la Société géologique*, 2^e série, t. III, p. 374 ; — *Rammelsberg Handwörterbuch*, p. 189).

Euphotide. — M. Delesse a analysé le feldspath ainsi que le diallage de l'euphotide d'Odern.

(I) Feldspath du 6^e système en cristaux blancs grisâtres associés avec du quartz.

(II) Diallage vert-olive qui accompagne le feldspath précédent.

Voici la composition en centièmes de ces matières :

	I.	II.
Acide silicique.....	55,23	49,30
Alumine.....	24,24	5,50
Oxyde de chrome.....	0,00	0,30
Oxyde de fer.....	1,11	9,43
Protoxyde de manganèse. . .	0,00	0,51
Chaux.....	6,86	15,43
Magnésie.....	1,48	17,61
Soude.....	4,83	} 0,00
Potasse.....	3,03	
Perte au feu.....	3,05	0,85

Le feldspath a une teneur en silice élevée qui est même supérieure à celle du labrador ; c'est généralement l'inverse qui a lieu pour le feldspath qui forme la base de l'euphotide. Le diallage a une composition qui se rapproche assez de celle de l'amphibole, et un échantillon paraît d'ailleurs s'être clivé suivant un angle de 124°.

Cette euphotide renferme des nodules rayonnées de talc que M. Delesse a également examiné ; ce talc a la structure de la pyro-

phyllite ; il est blanc, quelquefois légèrement verdâtre ou jaunâtre lorsqu'il a été altéré par l'action atmosphérique.

Silice.....	59,61
Alumine.....	0,81
Protoxyde de fer.....	3,95
Protoxyde de manganèse.....	0,56
Chaux.....	2,88
Magnésie.....	28,41
Perte au feu.....	3,78

On voit qu'il se distingue des talcs transparents et bien cristallisés, tels que ceux de l'île de Rhodes et de Greiner, qui peuvent être considérés comme le type de l'espèce minérale, en ce qu'il est plus riche en oxyde de fer, et en ce qu'il contient de la chaux ; il renferme même un peu d'alumine, qui remplace sans doute une certaine quantité de silice. Sa perte au feu est du reste toujours de plusieurs centièmes, ainsi que M. Delesse l'a constaté antérieurement.

Diorite. — La diorite du Pont-Jean (Vosges) est composée de quelques minéraux intéressants que M. Delesse a soumis à l'analyse chimique.

(I) Feldspath du 6^e système en lamelles verdâtres, à éclat gras, difficilement clivables.

(II) Amphibole fibreuse et d'un beau vert. Densité = 3,059.

Sur 100 parties l'auteur a trouvé :

	I.	II.
Acide silicique.....	53,05	50,04
Alumine.....	28,66	8,95
Oxyde de chrome.....	0,00	0,24
Protoxyde de fer.....	0,90	9,59
Protoxyde de manganèse..	traces	0,20
Chaux.....	6,37	11,48
Magnésie.....	1,51	18,02
Soude.....	4,12	0,81
Potasse.....	2,80	0,80
Perte au feu.....	2,40	0,59

Le feldspath, duquel l'échantillon (I) se rapproche le plus, est le labrador.

L'amphibole (II) contient du chrome ; elle se rapproche beaucoup de celle de la mine de Kienrud, analysée par M. Kudernatsch.

Les alcalis peuvent tenir ici à un mélange de la pâte feldspathique de la roche.

Porphyre d'Oberstein. — Ce porphyre est connu par les belles agates qu'il renferme.

L'analyse de cristaux blancs de labrador extraits de ce porphyre a donné à M. Delesse :

Silice.....	53,89
Alumine.....	27,66
Oxyde de fer.....	0,97
Chaux.....	8,28
Soude.....	4,92
Potasse.....	1,28
Perte au feu.....	3,00

M. Delesse a examiné aussi le minerai vert fibreux qui tapisse les parois des amygdaloïdes, lequel est une variété de chlorite riche en fer, qu'il désigne sous le nom de *chlorite ferrugineuse*. L'analyse d'une chlorite ferrugineuse provenant d'un mélaphyre amygdaloïde de Planitz (Saxe), lui a donné :

Silice.....	29,45
Alumine.....	18,25
Protoxyde de fer.....	15,12
Sesquioxyde de fer.....	8,17
Chaux.....	0,45
Magnésie.....	15,32
Eau.....	14,57

131. — Sur la composition de la tourmaline comparée avec celle du mica et du feldspath et sur la cause de l'isomorphie de combinaisons de nature différente; par M. RAMELSBERG (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 449, et t. LXXXI, p. 1).

Les premières analyses de la tourmaline furent faites par Vauquelin et par Klapproth. Bucholz s'en occupa quelque temps après. En 1818 Lampadius et Vogel y découvrirent de l'acide borique. En 1820 Arfvedson et Gruner y constatèrent la présence de la lithine. M. C. Gmelin, M. du Ménil et M. Le Play ajoutèrent quelques faits nouveaux à l'histoire de la tourmaline; mais ces travaux, entrepris à une époque où l'analyse était moins avancée qu'aujourd'hui, laissait beaucoup à désirer, si bien que dans presque

toutes ces analyses, il y avait 3 à 4 pour 100 de perte que les auteurs ne savaient pas s'expliquer.

Il y a quelques années, M. Hermann publia des recherches sur cinq variétés de tourmaline ; il nia la présence du fluor dans ce minéral, il y admit, au contraire, la présence de l'acide carbonique et celle du fer sous deux formes, et rangea toutes les tourmalines en trois groupes qu'il désigna du nom de *Schoerl*, *Achroïte* et *Rubellite*, il fit accorder leur composition avec leur forme à l'aide du mot *hétéromérie*, etc.

La composition si variable des différents échantillons de tourmaline qui possèdent cependant tous la même forme, a engagé M. Rammelsberg a exécuter des analyses sur un grand nombre d'échantillons ; il a été ainsi conduit à examiner trente variétés de tourmaline qui l'ont forcé à exécuter plus de cent analyses, et lui ont coûté un travail patient de plus de deux années.

Le fruit de ces recherches consciencieuses est consigné dans deux mémoires très-intéressants dont nous profiterons ici autant que notre cadre nous le permettra.

L'auteur n'a jamais pu trouver de l'acide carbonique dans la tourmaline, mais, par contre, il y a constaté la présence du fluor, et parfois celle de l'acide phosphorique. Il est donc évident que par une forte calcination la tourmaline doit abandonner du fluorure de bore ou de silicium, et c'est en effet ce que M. Rammelsberg a constaté, de là une première cause de perte qui s'adresse spécialement à l'acide silicique. Par cette calcination, la tourmaline devient soluble dans l'acide chlorhydrique aqueux et bouillant, le petit résidu qu'elle laisse ordinairement paraît être un fluorure basique d'aluminium.

A l'aide du molybdate d'ammoniaque, réactif indiqué par MM. Svanberg et Struve (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 162), M. Rammelsberg a pu aisément constater la présence de l'acide phosphorique dans la majeure partie des variétés de tourmaline qu'il a examinées.

L'auteur s'est donné beaucoup de peine pour arriver à un mode de dosage de l'acide borique ; après en avoir essayé un grand nombre, il s'est vu forcé, dans la majorité des cas, de doser l'acide borique par différence.

Les déterminations de densité et les résultats analytiques sont consignés dans le tableau ci-joint :

	I.	Gouverneur. (Brune.)	2,28	2,10	2,51	2,50	2,38	2,50	2,23	2,36	2,33	2,10	1,71	1,78	1,95	1,59	1,49
Fluor.....			l'race	0,12	0,00	0,24	0,00	0,24	0,11	0,20	0,24	0,08	0,11	l'race	0,00	0,00	0,12
Acide phosphorique....	II.	Windisch-Kappel. (Brune.)	38,85	38,08	37,83	38,33	39,01	37,94	37,70	38,45	38,00	37,11	37,22	37,50	36,55	36,29	37,00
— silicique.....			8,25	9,39	8,88	9,86	9,04	8,58	7,36	8,48	8,99	8,78	8,70	7,94	4,87	6,94	7,66
— borique.....			31,32	34,21	30,86	33,15	31,18	33,64	34,53	34,56	32,28	31,26	29,70	30,87	32,46	30,44	33,09
Alumine.....			1,27		4,85	3,07	3,44	2,79	4,63	3,31	6,36	7,57	11,45	8,31	11,08	13,08	9,33
Sesquioxjde de fer....			0,00	1,43	0,00	0,12	0,98	0,37	0,25	0,00	1,51	0,77	0,86	1,06	0,00	2,38	0,00
— de manganèse....			0,00		0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,09	0,00	0,00	0,00	0,00	0,50	0,00	6,19
Protoxyde de fer.....			14,89	11,22	11,62	10,89	9,90	10,46	9,51	9,11	7,27	9,43	7,94	8,60	8,51	6,32	2,58
Magnésie.....			1,60	0,61	0,88	0,77	1,81	0,98	1,25	0,71	1,31	0,80	0,65	1,61	1,80	1,02	0,50
Chaux.....			1,28	2,37	2,27	1,52	1,82	2,13	2,00	2,00	1,43	1,78	1,13	1,60	2,28	1,94	1,39
Soude.....			0,26	0,47	0,30	0,44	0,44	0,37	0,43	0,73	0,28	0,32	0,53	0,73			0,65
Protoxyde de manganèse			"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"
Lithine.....			"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"	"
Densité.....			3,049	3,035	3,034	3,068	3,068	3,054	3,072	3,043	3,055	3,107	3,145	3,136	3,132	3,192	3,205

Fluor	1,54	1,64	1,30	1,43	1,90	1,75	2,00	2,35	2,00	2,09	2,10	2,41	2,58	2,47	2,70
Acide phosphorique...	0,00	0,12	trace	trace	0,00	0,06	0,00	0,00	0,00	trace	0,00	0,10	0,27	0,27	0,22
— silicique.....	35,74	36,51	36,82	37,24	38,43	38,30	36,71	38,19	38,47	38,55	40,26	39,27	38,33	38,38	41,16
— borique.....	8,00	7,62	8,70	7,62	8,06	6,32	7,11	7,58	7,69	7,29	7,79	7,87	9,00	7,41	8,56
Alumine.....	34,40	32,92	35,50	33,97	34,25	36,17	36,00	39,16	40,93	38,40	38,00	44,41	43,15	43,97	41,83
Sesquioxyde de fer.....	7,61	8,13	6,57	10,77	9,98	6,35	7,14	3,14	3,08	5,13	2,61	0,00	0,00	2,60	0,00
— de manganèse ...	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	3,71	0,00	0,00	0,00	0,00	0,90	0,64	1,12	0,00	0,97
Protoxyde de fer....	8,60	9,51	7,68	1,95	1,44	3,84	0,00	0,00	0,00	2,00	3,80	0,00	0,00	0,00	0,00
Magnésie.....	1,76	0,78	1,55	3,65	3,84	0,53	2,30	1,00	1,21	0,73	0,80	0,78	1,02	1,62	0,61
Chaux.....	0,86	0,72	0,81	0,62	0,44	0,27	0,80	0,84	0,88	1,14	0,81	0,00	0,00	0,62	0,00
Soude.....	1,02	1,36	0,98	1,93	1,36	2,37	2,04	2,40	2,36	2,37	2,09	2,00	2,60	1,97	1,37
Potasse.....	0,47	0,58	0,09	0,82	0,30	0,33	0,38	0,34	0,36	0,37	0,64	1,30	0,68	0,21	2,17
Protoxyde de manganèse	0,00	0,11	0,00	0,00	0,00	0,00	5,52	4,26	1,55	0,73	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00
Lithine.....	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,00	0,70	1,47	1,20	0,20	1,22	1;17	0,48	0,41
Densité.....	3,226	3,243	3,181	3,152	3,135	3,162	2,942	3,112	3,069	3,107	3,108	3,022	3,019	3,082	2,998

Hâtons-nous ici de compléter la désignation abrégée que nous avons donnée à chacune des variétés de tourmaline dont l'analyse est consignée dans l'un ou l'autre de ces tableaux.

I vient de *Gouverneur* (St. Lawrence County, New-York).

II vient de Windisch Kappel, dans la Carniole.

III vient d'Eibenstock en Saxe.

IV vient d'Oxford (New-Hampshire, États-Unis).

V vient de Monroe (Connecticut, États-Unis).

VI vient de Zillerthal (Tyrol).

VII vient de Godhaab (Groënland).

VIII vient du Texas (Lancaster County, Pensylvanie).

IX vient de Saint-Gothard.

X vient de Havredal, près de Krageroë (Norvège).

XI vient de Ramfossen, près de Snarum (Norvège).

XII vient de Haddam (Connecticut).

XIII vient de Haddam (idem).

XIV vient de Unity (New-Hampshire, États-Unis).

XV vient de Bovey-Tracy (Devonshire, Angleterre).

XVI vient de Alabaschka, près de Mursinsk (Oural).

XVII vient de Sonnenberg, près d'Andreasberg (Harz).

XVIII vient de Saar (Moravie).

XIX vient de Langenbielau (Silésie).

XX vient de Krummau (Bohême).

XXI vient de Sarapulsk, près de Mursinsk (Oural).

XXII vient de l'île d'Elbe.

XXIII (idem).

XXIV vient de Paris (Maine, États-Unis).

XXV vient du Brésil.

XXVI vient de Chesterfield (Massachusets, États-Unis).

XXVII vient de l'île d'Elbe.

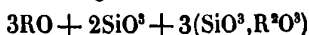
XXVIII vient de Paris (Maine, États-Unis).

XXIX vient de Schaitansk (Oural).

XXX vient de Rozena (Moravie).

M. Rammelsberg déduit de ces analyses que les différentes variétés de tourmaline peuvent se ranger dans cinq groupes différents par leur constitution.

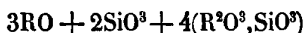
Le premier comprendrait les tourmalines depuis I à VI, et se représenterait par la formule générale



dans laquelle SiO^3 serait remplacé par une portion équivalente d'acide borique BO^3 .

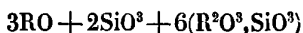
Ces tourmalines sont jaunes ou brunes ; elles contiennent peu de fer, mais elles renferment le plus de magnésie.

Le second groupe, représenté par la formule



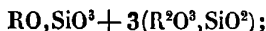
s'étendrait depuis VII jusqu'à XIV, et comprendrait les variétés noires qui renferment une proportion moyenne de fer et de magnésie.

Dans le troisième groupe, formulé par



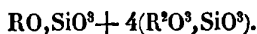
se trouveraient les variétés très-noires de XV à XX ; elles contiennent le plus de fer et le moins de magnésie.

Les variétés à partir du n° XXI jusqu'au n° XXVI seraient représentées par la formule

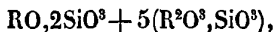


elles contiennent presque toutes de la lithine, et toujours du fer et du manganèse ; leur couleur est noire, bleue ou verte.

Les tourmalines du cinquième groupe contiennent de la lithine, et sont exemptes de fer ; leur couleur est rouge. La formule générale que l'auteur leur assigne est la suivante :



Reste la tourmaline de Rozena, dont la composition diffère beaucoup de celle des précédentes ; M. Rammelsberg la représente par la formule



mais il considère ce minéral comme altéré.

M. Rammelsberg cherche encore à justifier ces groupes par les densités des différentes variétés qui les composent ; mais on n'a qu'à comparer les densités qu'il a trouvées, pour remarquer le peu d'appui qu'elles prêtent à son hypothèse.

L'auteur passe ensuite à la détermination du volume atomique de ces corps, et il obtient nécessairement, pour chaque groupe, des nombres assez différents, puisqu'il admet pour chacun un équivalent si différent ; mais comme ces équivalents diffèrent entre eux par des proportions régulières d'acide silicique, de RO ou de R^2O^3 ,

que l'auteur fait intervenir dans ses formules, on comprend que cette apparente régularité puisse se traduire par une certaine régularité entre la moyenne des volumes atomiques des cinq groupes ; ces moyennes sont

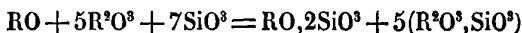
$$1 : 1,24 : 1,25 : 1,51 : 2,06,$$

ce qui correspond à la proportion

$$4 : 5 : 6 : 8.$$

Et c'est dans cette proportionnalité qu'il trouve la cause de l'isomorphisme des différentes variétés de tourmaline. Cela rappelle l'hétéromérie des épidots. (Voy. *Annuaire de Chimie*, 1849, p. 212.)

On a pu voir que la tourmaline de Rozena diffère de toutes les autres par une composition particulière. M. Rammelsberg qui représente cette composition par la formule



dans laquelle une partie de la silice est remplacée par de l'acide borique, M. Rammelsberg croit que cette variété a subi une profonde altération ; elle est pénétrée de mica (lépidolithe), et, par suite, elle renferme plus de potasse que les autres variétés.

Du reste, la tourmaline et le mica se trouvent dans une relation très-remarquable. Des recherches suivies, faites par MM. Blum et Bischof, tendent d'ailleurs à établir que la tourmaline est susceptible de se transformer en mica. M. Rammelsberg se range également de cette opinion, et il pense qu'en général le mica est un produit de décomposition du feldspath, de la cordiérite, de la tourmaline, du skapolithe et de l'andalousite. Cette considération l'a engagé à analyser une tourmaline noire pénétrée de mica blanc.

Voici les analyses :

	Tourmaline.		Mica.
Silice.....	36,70		48,78
Alumine.....	35,35		32,36
Sesquioxyde de fer.....	11,25		3,06
Magnésie.....	4,56		1,28
Chaux.....	0,75		0,29
Perte par calcination.....	0,30	Potasse..	10,25
Alcali.....	} 11,09	Soude...	1,55
Acide borique.....		Eau.....	2,43
Fluor.....		»	
Densité	3,057		2,831

La tourmaline paraît appartenir au troisième groupe; le mica correspond, d'après sa composition, à la formule



L'auteur a également analysé la lépidolithe qui accompagne la tourmaline de Rozena. Sa densité est de 2,848,

Voici les résultats analytiques obtenus avec les deux minéraux:

	Tourmaline.	Lépidolithe.
Fluor.	2,70	7,12
Acide phosphorique..	0,22	0,16
Acide silicique.....	41,16	51,70
Acide borique.....	8,56	»
Alumine.....	41,03	26,76
Sesquioxyde de manganèse.	0,97	1,29
Magnésie.....	0,61	0,24
Chaux.....	»	0,40
Potasse.....	2,17	10,29
Soude.....	1,37	1,15
Lithine.....	0,41	1,27

Ces analyses ne rendent pas compte de la métamorphose en question.

Enfin voici une autre analyse de mica faite par l'auteur, comparée avec une analyse d'un mica de Zinnwald, faite par M. Stein :

	(Stein.)	(Rammelsberg.)
Fluor.	8,16	7,47
Acide phosphorique.....	»	0,13
Silice.....	48,65	46,52
Alumine.....	17,67	21,81
Sesquioxyde de fer.....	»	4,78
Protoxyde de fer.....	14,57	6,80
Protoxyde de manganèse...	1,24	1,96
Magnésie.....	0,53	0,44
Potasse.....	8,60	9,09
Soude.....	0,71	0,39
Lithine.....	2,41	1,27

132. — Sur le feldspath du zirconsyénite de la Norvège méridionale; par M. C. G. GMELIN (*Annalen der Physik und Chemie* t. LXXXI, p. 311).

La différence qui existe dans la forme de l'orthoklase et de l'albite, a été attribuée, dans le temps, à l'alcali, qui n'était pas le même dans ces deux variétés de feldspath; aussi désigna-t-on l'orthoklase du nom de *feldspath à potasse*, en appelant l'albite *feldspath à soude*. Mais on ne tarda pas à reconnaître que le feldspath vitreux, qui est une orthoklase de même que le feldspath des trachytes et des *Phonolithes*, que ces roches contiennent de la soude à côté de la potasse. Il y a plus, M. Schnadermann a trouvé dans un feldspath vitreux, extrait du basalt du mont Hohenhagen, près de Goettingue, une proportion de soude qui dépassait de beaucoup celle de la potasse, 10,29 pour 100 de soude, et 2,62 pour 100 de potasse. Il est vrai que les feldspaths viennent tous dans des milieux très-riches en soude.

Les feldspaths qui suivent, et que M. Gmelin a analysés, sont également dans ces cas; ils ont été recueillis dans la zirconsyénite de la Norvège méridionale.

Le *natron mésotype*, que l'auteur a examiné, a été extrait d'un rocher placé isolément dans le sable près de Laurvig. Sa densité était 2,207 à 9° R. Avec l'acide chlorhydrique il produit une gelée en dégageant de la chaleur, et il perd 9,55 pour 100 d'eau par la calcination.

L'analyse de ce mésotype a donné :

Silice.....	48,680
Alumine.....	26,369
Soude.....	16,002
Potasse.....	20,352
Eau.....	9,550

Ce mésotype était accompagné d'un feldspath qui renfermait lui-même de la soude, ainsi que l'auteur l'a constaté par l'analyse.

La couleur de ce feldspath est d'un gris pâle. Sa densité est de 2,5872 à 10° R. Sa composition :

Silice.....	65,903
Alumine.....	19,463
Potasse.....	6,552

Soude.....	6,141
Chaux.....	0,275
Sesquioxyde de fer.....	0,440
Perte.....	0,121

Feldspath de Friedrichswarn. — Ce feldspath, déjà analysé par Klaproth a fourni en général les mêmes résultats analytiques à M. Gmelin.

Silice.....	65,186
Alumine.....	19,989
Potasse.....	7,029
Soude.....	7,081
Chaux.....	0,481
Sesquioxyde de fer.....	0,630
Perte.....	0,379

133. — Sur le porphyre rouge antique, par M. DELESSE (*Bulletin de la Société géologique*, 2^e série, t. VII, p. 484).

Le porphyre rouge antique était très-recherché par les Romains, et on le trouve, avec profusion, dans tous nos musées d'antiques. M. Delesse, qui a étudié ce porphyre, a analysé (I) les cristaux roses du feldspath qui a cristallisé dans la pâte de ce porphyre : densité = 2,690. Il a analysé également (II) la pâte rouge violacée qui contenait ces cristaux ; densité = 2,765.

La composition centésimale de ces cristaux est la suivante :

	I.	II.
Silice.....	58,92	62,17
Alumine.....	22,49	14,71
Protoxyde de manganèse....	0,60	traces
Sesquioxyde de fer.....	0,75	7,79
Chaux.....	5,53	3,30
Magnésie.....	1,87	5,00
Soude.....	6,93	4,10
Potasse.....	0,93	2,04
Perte au feu.....	1,64	0,58

Le porphyre rouge antique renferme encore de la hornblende en lamelles noires allongées séparées de la pâte d'une manière très-

nette; il y a aussi de l'oxyde de fer, et accidentellement un peu de quartz et de chaux carbonatée.

L'essai d'un échantillon de porphyre antique rouge clair ayant une densité égale à 2,763 a donné à M. Delesse :

Chaux.....	3,15
Silice.....	64,00

La perte au feu étant d'ailleurs de 0,29.

M. Delesse a aussi analysé un porphyre de Rennas, près Elfdalen (Suède), qui a quelque analogie avec le porphyre rouge antique. Il était formé par une pâte brun marron, noirâtre traversée par des veinules feldspathiques rougeâtres; il contenait des cristaux d'orthose et d'oligoclase verdâtres et à éclat gras, ainsi que des lamelles de hornblende et des grains d'oxyde de fer. Sa densité était de 2,623, sa composition :

Silice.....	77,99
Alumine et oxyde de fer.....	15,00
Alcalis par différence.....	6,00
Chaux et magnésie à peu près.....	1,00
Perte au feu.....	0,01

La grande teneur en silice de la pâte feldspathique de ce porphyre explique sa dureté et son usage pour la confection des mortiers, qui, dans les laboratoires, sont destinés à porphyriser les substances les plus dures.

L'analyse précédente montre, en outre, qu'il a une composition chimique qui diffère notablement de celle du porphyre rouge antique; par sa composition, aussi bien que par sa teneur élevée en silice, et par la présence du feldspath orthose, ce porphyre tend d'ailleurs à se rapprocher des roches granitoïdes, et même de celles qui sont riches en quartz.

Dans les feldspaths, la teneur en silice varie en sens inverse de la densité, c'est-à-dire qu'elle est d'autant plus grande que la densité du feldspath est elle-même plus petite; mais on a vu que le porphyre rouge antique dont la densité est 2,763, contient 64,00 de silice, tandis que le porphyre de Rennas, dont la densité est seulement 2,623, contient au contraire 77,99 de silice. Ce qui vient d'être dit pour les feldspaths s'applique donc aussi aux porphyres eux-mêmes, ainsi qu'à leurs pâtes, et c'est d'ailleurs ce qu'il

est facile de concevoir, car il a été démontré antérieurement que ces pâtes ont une composition qui diffère peu de celle d'un feldspath; on voit par conséquent qu'il suffit de déterminer la densité d'un porphyre pour qu'on puisse estimer approximativement sa teneur en silice, et même sa composition chimique.

134. — Sur le porphyre de Lessines; par M. DELESSE (*L'Institut*, 1850, p. 291).

Le feldspath qui constitue le porphyre de Lessines en Belgique se présente en macles fines et striées appartenant au sixième système. Ces cristaux, assez nets, mais très-petits, donnent à la roche la structure porphyrique; leur couleur est le blanc ou le blanc légèrement verdâtre à éclat vitreux; quand ils ont une couleur jaune verdâtre avec éclat brun, comme leur dureté est beaucoup moins grande que celle des cristaux blancs, il est probable qu'ils ont été altérés par infiltration et par voie de pseudomorphose; quand ils ont une couleur rouge, ils ont été altérés par l'action atmosphérique qui a produit leur rubéfaction. M. Delesse a analysé des cristaux blancs légèrement verdâtres et assez purs, extraits d'un échantillon des carrières de Quenast; ils se détachaient bien de la pâte de couleur verte assez foncée dans laquelle il y avait quelques grains de quartz. Dans 100 parties il a trouvé :

Silice.....	63,70
Alumine.....	22,64
Oxyde de fer.....	0,53
Oxyde de manganèse.....	traces
Magnésie.....	1,20
Chaux.....	4,44
Soude.....	6,15
Potasse.....	2,81
Perte au feu.....	1,22

Le feldspath constituant de ce porphyre est donc de l'*oligoclase*.

De même que dans tous les porphyres, cet oligoclase est répandu dans une pâte feldspathique non cristalline, qui est un résidu de cristallisation, et dans lequel on retrouve toutes les substances qui entrent dans le feldspath, mais en proportions un peu différentes.

Dans la Hollande et dans une partie de la Belgique, ce porphyre est employé pour le pavage des rues.

L'essai d'un échantillon du même porphyre provenant de Les-sines a donné sur 100 parties :

Silice.....	57,60
Alumine et peroxyde de fer.....	25,00
Chaux.....	3,23
Magnésie et alcalis, différence.....	9,92
Eau et acide carbonique.....	4,25

135. — Sur la roche de néphéline du mont Löbau; par M. HEIDEPRIEM (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 500).

Cette roche, décrite par M. Gumprecht sous le nom de *néphéline-dolérite*, possède une constitution minéralogique assez variable : tantôt elle est à grains fins, tantôt à grains grossiers : dans ce dernier cas on y reconnaît aisément la présence de la néphéline, de l'augite, du fer magnétique, de l'apatite et de l'olivine. Cette dernière se remarque surtout dans la roche en voie de décomposition.

Pour déterminer les proportions dans lesquelles ces différents minéraux interviennent, l'auteur a employé les traitements successifs par les différents acides, sauf à désagréger le résidu par le carbonate de soude. Contrairement à ce qui est admis, il a observé que le fer magnétique se dissout un peu dans l'acide nitrique même à froid.

D'après les différentes analyses qu'il a faites, la roche en question se trouve formée de

Augite.....	45,38
Néphéline.....	32,61
Fer magnétique.....	4,00
Apatite.....	3,91
Eau.....	3,42
Titanite.....	1,33

et elle se trouve composée, en bloc, de la manière suivante :

Silice.....	41,13
Alumine.....	14,33
Chaux.....	12,23
Protoxyde de fer.....	7,20
Sesquioxyde de fer.....	6,61
Magnésie.....	5,33
Soude.....	4,38
Potasse.....	1,70

Acide phosphorique.....	1,65
Chlorure de calcium.....	0,04
Fluorure.....	0,27
Protoxyde de manganèse.....	0,06
Eau.....	3,42

136. — Analyse d'une roche alumineuse; par M. FRIDAU (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXVI, p. 106).

Dans la partie septentrionale des montagnes trachytiques de Gleichenberg en Styrie, on trouve des blocs disséminés de différentes grosseurs qui constituent la roche alumineuse dont on s'occupe dans ce travail.

Cette roche, plus dure que le feldspath, donne des étincelles avec l'acier. A 23° C. sa densité est de 3,271. 100 parties de cette roche ont donné la composition suivante :

Silice.....	50,71
Acide sulfurique.....	16,50
Sesquioxyde de fer.....	1,13
Alumine.....	19,06
Chaux.....	0,55
Magnésie.....	0,40
Potasse.....	3,97
Eau.....	7,23
Silicate de potasse.....	0,30
Sulfate de magnésie.....	0,08
Chlorure de magnésium.....	0,03

Dans la même contrée on trouve une autre roche, mêlée avec la précédente, dont elle partage un grand nombre de caractères; toutefois, sa structure est plus poreuse, sa couleur est un peu plus foncée; elle adhère à la langue. Sa densité est de 2,305.

Elle renferme sur 100 parties :

Silice.....	89,30
Sesquioxyde de fer.....	4,83
Alumine.....	3,11
Magnésie.....	0,1
Chaux.....	0,13
Eau.....	2,31

137. — Sur l'allanite de Schmiedefeld; par M. CREENER (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 144).

A la suite d'une étude minéralogique des gisements de fer magnétique du Schwarzen Krux, près de Schmiedefeld, dans la forêt de Thuringe, M. Credener a reconnu que cette localité est extrêmement riche en minerais de cérium, et notamment en allanite, qui s'y trouve tantôt à l'état compacte ou cristallisé en lamelles, et parfois implanté sur du granite ou du fer magnétique.

Les cristaux constituent des prismes à 6 pans peu distincts, allongés, souvent recouverts de spath calcaire et de spath fluor. On sait que M. Haidinger range ces cristaux dans un des systèmes obliques; que MM. Rose et Hausmann les considèrent comme des prismes rhomboïdaux droits, tandis que pour M. Breithaupt ces cristaux ne sont autre chose que des pseudomorphoses.

Ce minéral n'est pas magnétique, sa dureté se trouve entre $5\frac{1}{2}$ et 6, sa densité est de 3,79.

Il renferme sur 100 parties :

	I.	II.
Silice.....	36,82	37,55
Alumine.....	16,94	15,99
Oxyde de lanthane.....	13,32	9,30
» de cérium.....		3,19
Yttria.....	17,11	0,56
Protoxyde de fer.....		16,83
» de manganèse....	0,56	0,23
Chaux.....	14,84	13,60
Magnésie.....	0,86	0,22
Eau.....	0,28	1,80

138. — Mémoire sur l'émeri d'Asie Mineure dans ses rapports géologique, minéralogique et commercial et sur les minéraux associés avec l'émeri; par M. Lawrence SMITH (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 191). — **Rapport; par M. DUFRÉNOY** (*Ibid*, p. 611).

L'émeri que M. L. Smith a étudié est une nouvelle espèce de mica qui se rencontre en abondance près d'Éphèse; la montagne de Gumuch-Dagh en contient des masses, dont quelques-unes ont plus de 15 mètres carrés de surface, enclavées dans un calcaire grenu; le tout repose sur des schistes micacés associés au gneiss.

Cet émeri se trouve souvent accompagné de diaspore, ainsi que d'émerilite, d'éphérite, de chorotoïde, espèce nouvelle que l'auteur décrit, enfin on y rencontre de l'hydrargilite, de la pholérite, différents minerais de fer, du rutile, de l'ilménite et du fer titané.

M. Lawrence Smith n'ayant pas encore publié ses analyses, nous devons nous borner à cette courte mention.

139. — Analyse du mica de la pegmatite de Ceux; par M. DELESSE (*Annales des Mines*, 4^e série, t. XVI, p. 102).

Ce mica est argenté et blanc grisâtre; il a été extrait de la pegmatite de Ceux, près Saint-Étienne (Vosges). Par l'altération atmosphérique ce mica ne se rubéfie pas, mais il prend une couleur brun noirâtre. Sa densité est de 2,817. Il est à 2 axes.

Il fond au chalumeau, mais plus difficilement que le mica gris-lilas argenté de Rozena. Il ne s'attaque pas par l'acide sulfurique ou chlorhydrique.

Sur 100 parties son analyse a donné :

Silice	46,23
Alumine	33,03
Sesquioxyde de fer	3,48
Oxyde de manganèse	traces
Magnésie	2,10
Chaux	traces
Potasse	8,87
Soude	1,45
Eau et fluorure de silicium	4,12

Ce mica est essentiellement à base de potasse. Mais M. Delesse fait remarquer qu'il contient de la soude qui n'a pas encore été signalée dans ces sortes de micas. M. Delesse a trouvé également de la soude dans le mica de la protogine.

La perte au feu est considérable, comme cela a lieu généralement pour les micas ayant une couleur blanche ou grisâtre argentée.

140. — Sur la serpentine; par M. DELESSE (*Annales des Mines*, 4^e série, t. XVIII, p. 309).

M. Delesse a fait une étude minéralogique et chimique de la serpentine.

Il a constaté que dans la serpentine des Vosges il y a fréquemment

un *grenat* rougeâtre ou vert grisâtre, et il a trouvé pour la composition centésimale de celui de Narouel :

Silice.....	41,56
Alumine.....	19,84
Oxyde de chrome.....	0,35
» de fer.....	10,17
» de manganèse.....	traces
Magnésie.....	22,00
Chaux.....	4,25
Perte au feu.....	1,58

Ce grenat a une teneur en silice égale à celle du pyrope et égale aussi à celle de la serpentine, dans laquelle il a cristallisé. Il contient du chrome. Il est caractérisé par l'existence d'un clivage, par une faible dureté, par une densité très-petite et égale seulement à 3,15, par la présence d'une certaine quantité d'eau, et surtout par une grande teneur en magnésie.

Il y a aussi du *diallage* qui est disséminé dans la serpentine ou bien en paquets et en filons : le diallage du Houx, dont la pesanteur spécifique est de 3,154, contient :

Silice.....	56,33
Oxyde de chrome et de manganèse....	1,50
Protoxyde de fer.....	6,73
Magnésie (par différence).....	31,93
Chaux.....	1,40
Perte au feu.....	2,11

Le diallage est une variété de bronzite qui est chromifère et riche en magnésie. Les nodules de grenat de la serpentine sont souvent pseudomorphosés et changés en *chlorite* ; l'analyse de ces nodules de chlorite provenant du col de Pertuis a donné à M. Delesse :

Silice.....	33,23
Alumine.....	14,78
Oxyde chromique.....	1,49
» ferrique.....	6,28
Protoxyde de manganèse.....	1,39
Magnésie (par différence).....	30,76
Chaux.....	1,86
Perte au feu.....	10,21

La substance verte à structure d'asbeste, qui forme si fréquemment des veines ou des filons dans la serpentine, a été également analysée, et sa composition se rapporte à celle du *chrysotil*; la substance verte du Goujot contient en effet :

Silice	1,58
Alumine.....	0,42
Protoxyde de fer	1,69
Magnésie (par différence).....	42,61
Eau	13,70

Après avoir passé en revue les autres minéraux de la serpentine des Vosges, parmi lesquels il signale la *némalite* et la *brucite*, M. Delesse étudie la *serpentine commune*, celle même qui forme la pâte dans laquelle se trouvent tous ces minéraux.

Il fait observer que les veines noires qui traversent si constamment la pâte verdâtre ou brunâtre de la serpentine sont les salbandes de petits filons ou de fissures souvent microscopiques, et qu'elles résultent d'infiltrations.

La pâte vert noirâtre de la *serpentine commune* du col de Pertuis, commune de Liézey, qui contient du grenat et de la chlorite (I), ainsi que la *serpentine commune* rouge marron du Goujot (II), ont donné en 100 parties :

	I.	II.
Silice.....	40,83	42,26
Alumine.....	0,92	1,51
Oxyde de chrome.....	0,68	
» manganoux.....	traces	0,00
» ferreux.....	7,39	7,11
Magnésie.....	37,98	38,90
Chaux.....	1,50	0,80
Perte au feu.....	10,70	9,42

Ces deux serpentines, qui diffèrent beaucoup par leur couleur et par leur aspect, ont cependant une composition chimique qui est à peu près la même pour toutes les deux, et qui diffère très-peu de la composition des autres serpentines communes : les différences que présentent les nombreuses variétés de la *serpentine commune*, sont donc beaucoup plus apparentes que réelles, et on doit même regarder la serpentine comme une des roches dont la composition chimique est la plus constante.

141. — Sur la variolite de la Durance; par M. DELESSE (*Annales des Mines*, 4^e série, t. XVII, p. 116).

La variolite, qui s'observe en place entre Servières et le mont Genève, se rencontre aussi à l'état de caillou roulé dans divers cours d'eau qui descendent des Alpes, notamment la Durance, la Doire, etc. M. Delesse a fait une étude complète de cette roche, qui se caractérise par des globules restant en saillie lorsque la pâte de la roche subit la décomposition atmosphérique.

Il a analysé (I) des globules homogènes et vert grisâtre pouvant atteindre la grosseur d'une petite noix; ils se trouvent à deux kilomètres au sud du village du mont Genève. Densité, = 2,923.

(II) Variolite ordinaire de la Durance. Densité, 2,896.

100 parties de ces silicates ont donné à l'analyse :

	I.	II.
Acide silicique.	56,12	52,79
Alumine.	17,40	11,76
Oxyde de chrome.	0,51	traces
Protoxyde de manganèse ...	traces	<i>id.</i>
» de fer.	7,79	11,07
Chaux.	8,74	5,90
Magnésie.	3,41	9,01
Soude.	3,72	3,07
Potasse.	0,24	1,16
Perte au feu.	1,93	4,38

La présence du chrome dans cette roche est digne de remarque.

La composition des globules (I) ne se rapporte à aucun des feldspaths connus : ils sont surtout très-riches en oxyde de fer; cependant, comme la soude en est l'alcali dominant, il est probable qu'ils résultent de la cristallisation imparfaite et globulaire d'un feldspath du 6^e système.

La variolite (II) diffère surtout des globules (I) en ce qu'elle contient plus de magnésie, plus d'oxyde de fer, moins d'alumine et moins de silice. La teneur en alcalis est à peu près la même.

142. — Sur la nontronite d'Andréasberg; par M. MEHNER (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 382).

Ce minéral a été examiné pour la première fois par M. Du Ménil, et plus tard par M. Biewend, qui y a constaté 37,30 p. 100 de per-

oxyde de fer. Sa couleur toutefois ferait croire à la présence exclusive du protoxyde de fer ; cependant il n'en est pas ainsi, à en juger par l'analyse que M. Mehner vient de publier :

Silice.....	40,495
Chaux.....	1,112
Protoxyde de fer.....	2,259
Sesquioxyde de fer.....	33,705
Alumine.....	1,095
Eau.....	21,816

Densité, = 2,337.

Ce minéral vert est accompagné d'un autre de couleur noire qui ne se dissout pas complètement dans l'acide chlorhydrique ; il renferme :

Silice.....	46,21
Sesquioxyde de fer.....	36,32
Eau.....	20,38
Chaux.....	} trace
Magnésie.....	

L'excès obtenu provient sans doute d'une partie de protoxyde de fer qui a été dosé à l'état de peroxyde.

143. — Sur l'aigirine; par M. BREITHAUP (Annalen der Physik und Chemie, t. LXXX, p. 314).

Le nom d'aigirine s'applique à deux minéraux découverts par M. Esmark ; l'un est un pyroxène, l'autre un amphibole.

L'aigirine pyroxène vient d'être examinée par M. Breithaupt ; ce minéral provient de l'île Skaadon, où il est accompagné de leucopène, de falsite, de cette variété de natrolithe qu'on a appelée bergmannite, etc.

Il possède un éclat vitreux et une couleur d'un vert très-foncé ; sa forme primitive est un prisme droit rhomboïdal de 86° 52' ; son clivage est analogue à celui de quelques autres pyroxènes tels que le bronzite.

Dureté 7 — 7 $\frac{1}{2}$; densité, 3,43 à 3,50.

L'analyse a été exécutée par M. Plattner, qui lui assigne la composition suivante :

Silice.....	52,00
Alumine.....	2,20
Protoxyde de fer.....	29,25

De plus ce minéral renferme beaucoup de soude, mais ni potasse, ni chaux, ni magnésie.

144. — Sur l'hyposclérite d'Arendal; par M. RAMMELSBURG (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 305).

L'hyposclérite a été découvert par M. Breithaupt et analysé par M. Hermann (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 207), qui prétend y avoir trouvé du cérium et du lanthane.

M. Rammelsberg n'a pas trouvé la moindre trace de ces substances dans un échantillon d'hyposclérite; d'ailleurs il a obtenu en général des résultats analytiques tout à fait différents de ceux de M. Hermann.

Voici les nombres de l'analyse de M. Rammelsberg :

Silice.....	67,62
Alumine.....	16,59
Sesquioxyde de fer.....	2,30
Chaux.....	0,85
Magnésie.....	1,46
Soude.....	10,24
Potasse.....	0,51
Perte.....	0,69

Les caractères physiques de l'hyposclérite analysé par M. Rammelsberg sont identiques à ceux que M. Hermann attribue au minéral qu'il a examiné.

145. — Sur l'algérinite, nouveau minéral; par M. HUNT (*Silliman's American Journal*, t. VIII).

M. Alger a trouvé à Franklin, Sussex County, New-Jersey, un minéral cristallisé en prismes rhomboïdaux et implanté sur du calcaire cristallin. Les cristaux qui se trouvent à fleur de terre sont bruns, ceux qui se trouvent dans l'intérieur ont une coloration blanchâtre visant au vert, transparents et ressemblant beaucoup à la chondrodite.

La densité de ce minéral varie entre 2,685 et 2,948. Il se boursoufle au chalumeau et se fond en émail.

100 parties renferment :

Silice.....	49,82
Alumine.....	24,91

Sesquioxyde de fer	1,35
Magnésie	1,15
Potasse.....	10,21
Soude.....	traces
Eau	7,57
Carbonate de chaux.....	3,94

Si l'on retranche le carbonate de chaux qui provient évidemment de la roche, il reste un silicate hydraté d'alumine et de potasse.

L'analyse a dû être exécutée sur des cristaux bruns, sinon M. Hunt aurait infailliblement trouvé du protoxyde de fer.

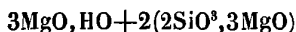
146. — Analyse du picrolithe; par M. LIST (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 241).

Il ne paraît pas que ce picrolithe ait déjà été analysé; il est originaire de Reichelstein en Silésie; sa couleur était gris verdâtre et d'un éclat de cire sur sa cassure. Comprimé, il se réduisait en fibres difficiles à pulvériser.

Sa composition est la suivante :

Acide silicique.....	44,60
Magnésie.....	39,74
Protoxyde de fer.....	2,63
Eau.....	12,57

Cette composition se rapproche beaucoup de la formule :



que MM. Mosander et Lichnell avaient proposée pour les variétés de la serpentine.

147. — Mémoire sur l'altération qu'éprouve l'eau des puits; par M. BLONDEAU (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 481).

L'auteur résume dans les termes suivants les conséquences qui se déduisent de ses recherches :

« 1° L'eau des puits de Rhodéz peut être altérée par deux causes, par la présence des sels minéraux maintenus en dissolution, et par la présence des matières animales.

« 2° Les substances minérales que l'on trouve dissoutes sont de la

silice, de l'alumine, des carbonates de chaux et de magnésie, des phosphates des mêmes bases, des sulfates de chaux et de magnésie, de l'alun à base de potasse, des chlorures de calcium, de magnésium et de sodium, des azotates des mêmes bases.

« Ces différentes substances n'exercent pas d'action nuisible sur l'économie lorsqu'elles ne se trouvent qu'en petite quantité dans les eaux. Une eau de puits, qui ne renferme que 4 à 5 décigrammes de ces corps en dissolution, peut servir à tous les usages domestiques, pourvu qu'elle ne contienne pas une trop forte proportion de matière animale.

« 3° Une eau qui renferme par litre 1 gramme des substances précédemment mentionnées peut encore être bonne pour la boisson, mais elle cesse d'être propre à la cuisson des légumes et au blanchissage du linge lorsqu'elle renferme 0^{gr},1 de chaux ou de magnésie.

« 4° Une eau devient impropre à tous les usages domestiques, lorsque, renfermant 0^{gr}, 1 de chaux ou de magnésie par litre, elle contient en outre 0^{gr}, 1 de matière organique.

« 5° Il est de la plus haute importance de signaler l'existence et de doser la quantité de matières animales en dissolution dans les eaux, car lorsqu'elles dépassent la limite que nous venons de fixer, elles exercent une action funeste sur l'économie : elles peuvent donner la dysenterie et une foule de maladies qui paraissent contagieuses parce que toute une population va en puiser les germes aux mêmes sources.

« 6° La présence de la magnésie dans les eaux potables ne produit pas une action aussi nuisible que quelques savants paraissent le supposer. Les eaux des puits de Rhodéz contiennent, en moyenne, cinq fois plus de magnésie que les eaux de la vallée de l'Isère, analysées par M. Grange, et cependant les maladies endémiques, telles que le goître, le crétinisme, sont complètement inconnues dans le chef-lieu de l'Aveyron.

« 7° L'eau de certains puits possède une saveur terreuse fort désagréable ; ce goût provient de l'alumine maintenue en dissolution par l'acide carbonique ; nous avons observé que c'est dans l'eau des puits où cette base existe en plus grande quantité que la saveur terreuse se manifeste d'une manière plus prononcée.

« 8° Il résulte encore de nos expériences que la classification des eaux potables, fondée sur les rapports qui existent entre les sulfates

et les chlorures, serait une classification vicieuse, car ce rapport varie dans des limites assez étendues pour une même espèce d'eau, et on n'est jamais sûr que celle sur laquelle on opère n'a pas rencontré dans son parcours, soit au-dessus, soit au-dessous du sol, de substances qui l'aient altérée, et changé les rapports suivant lesquels ces sels entrent dans les eaux. »

148. — Sur la constitution chimique des eaux potables qui alimentent la ville de Fécamp; par M. MARCHAND (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVII, p. 356).

Les deux sources dont l'auteur a fait l'analyse servent plus spécialement aux besoins alimentaires de la population de Fécamp. Voici les résultats rapportés à 1000 grammes d'eau :

Chlorure de potassium.	0,006	0,005
» de sodium.	0,017	0,038
» de lithium.	indices	indices
» de calcium.	»	0,002
» de magnésium.	»	indices
Iodure } de potassium.	»	»
Bromure }		
Bicarbonate d'ammoniaque.	»	»
» de chaux.	0,297	0,271
» de magnésie.	0,003	0,005
» de fer.	indices	indices
Sulfate de chaux.	0,005	0,005
Azotate »	0,016	0,016
Phosphate d'alumine.	} traces	} traces
Alumine.		
Oxyde ferrique.		
Silice.	0,012	0,010
Matières organiques.	traces	traces
Eau.	999,639	999,643

M. Marchand a, comme on voit, constaté la présence de l'iode dans ces eaux; il l'a également reconnu dans les cendres du *Ranunculus aquatilis* qui croît en abondance dans les ruisseaux de Fécamp. Pour reconnaître la présence d'un iodure, l'auteur se sert du procédé suivant :

Le liquide à examiner est placé dans un flacon bouché à l'émeri :

il y ajoute un peu d'amidon cru, puis il sursature par de l'acide chlorhydrique pur, et après avoir ajouté un milligramme de chlorate de potasse, il agite le flacon bouché et il laisse déposer l'amidon.

En opérant ainsi sur dix centimètres cubes de liqueur contenant un cinq cent millième d'iodure, on obtient encore une coloration rose bien manifeste.

M. Marchand ajoute qu'il a reconnu la présence de la lithine dans l'eau de la mer.

149. — Recherches sur les eaux de la ville et de l'arrondissement de Reims ; par M. MAUMENÉ (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 270).

Les résultats des analyses sont consignés dans le tableau ci-contre : on remarquera que les eaux analysées sont toutes exemptes de magnésie, et cependant la ville de Reims a été désolée par le goître, tant que l'eau de puits y a été seule en usage ; ce fait infirme l'opinion émise par M. Grange (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 718) sur l'influence que la magnésie exercerait dans les affections de ce genre.

A l'occasion de ses recherches, M. Maumené a constaté que les sels de chaux en général ne décomposent le savon avec dépôt qu'au delà d'une certaine limite, c'est-à-dire que le savon calcaire n'est pas absolument insoluble.

L'auteur indique les maxima suivants :

0 ^{gr} ,580	de sulfate de chaux anhydre	dans 1 litre
0 ,390	de chlorure de calcium	»
0 ,600	d'azotate de chaux	»

M. Maumené ne pense pas que les carbonates insolubles soient tenus en dissolution en vertu de l'action chimique que l'acide carbonique exerce sur eux, mais bien en vertu de la force de dissolution. C'est substituer une explication obscure à une interprétation parfaitement nette qui n'est nullement infirmée par cette circonstance, que certains sels peuvent se comporter comme l'acide carbonique en détruisant l'insolubilité des carbonates en question, car ces sels forment, avec ces carbonates, des combinaisons solubles absolument comme l'acide carbonique.

Composition des eaux de la ville et de l'arrondissement de Reims.

MATIÈRES DISSOUTES par 1000 LITRES D'EAU.	RIVIÈRES.				ORDINAIRES.										PUITS				SOURCES.	
	VESLE.		Suipe.	Saint-Brice, 18 juin 1849.	Carnes.	Hôtel-dieu (mandé).	Hôtel-dieu (jardin).	Tourne- bonneau.	Paris.	Abattoir.	Boulogne.	Houpin.	Camus.	Romagny.	Hermion- ville.	Marais.				
	Château-d'Eau, 23 Janvier 1849.	18 juin 1849.															Belieun.	Camus.	Romagny.	Paris.
Gaz { azote.....	18,68	15,62	17,62	19,03	14,60	18,35	18,82	18,20	19,450	16,34	14,90	18,85	18,85	18,85	172,91					
{ oxygène.....	8,22	5,77	7,71	6,09	1,96	5,21	5,21	3,69	4,097	5,36	4,12	1,37	1,37	18,12						
{ Acide carbonique.....	4,15	5,80	5,89	8,27	20,32	48,42	19,36	22,34	18,023	17,30	9,39	32,26	32,26	26,62						
Totaux.....	31,05	27,19	31,22	33,39	36,88	66,77	43,39	44,23	41,570	38,90	28,41	52,49	52,49	239,21						
Carbonate de chaux.....	165,48	164,33	174,70	174,70	237,10	243,61	205,47	343,12	241,45	236,11	438,28	262,20	262,20	239,21	172,91					
Sulfate de potasse.....	2,68	2,70	3,71	13,65	2,38	5,12	5,12	69,25	327,38	2,38	3,13	10,85	10,85	18,12	4,85					
Sulfate de soude.....	2,20	2,97	3,81	3,29	184,76	92,45	81,34	54,87	243,75	26,31	5,20	4,12	4,12	26,62	1,34					
Sulfate de chaux.....	2,20	2,97	3,81	3,29	285,27	163,81	64,92	116,16	301,34	4,62	11,39	15,05	15,05	2,21	2,21					
Chlorure de potassium.....	5,62	5,90	5,89	9,47	40,06	48,87	44,86	30,47	428,29	40,87	6,11	29,04	29,04	29,04	29,04					
Chlorure de sodium.....	1,80	1,80	1,80	1,80	542,07	82,76	11,87	65,33	428,29	2,76	6,11	29,04	29,04	29,04	29,04					
Chlorure de calcium.....	1,80	1,80	1,80	1,80	542,07	82,76	11,87	65,33	428,29	2,76	6,11	29,04	29,04	29,04	29,04					
Azotate de chaux.....	1,80	1,80	1,80	1,80	542,07	82,76	11,87	65,33	428,29	2,76	6,11	29,04	29,04	29,04	29,04					
Phosphate de soude.....	1,80	1,80	1,80	1,80	542,07	82,76	11,87	65,33	428,29	2,76	6,11	29,04	29,04	29,04	29,04					
Phosphate de chaux.....	1,80	1,80	1,80	1,80	542,07	82,76	11,87	65,33	428,29	2,76	6,11	29,04	29,04	29,04	29,04					
Acide silicique.....	1,82	1,78	1,60	1,60	20,34	21,11	1,26	20,34	21,11	0,21	4,40	8,81	8,81	8,81	8,81					
Alumine.....	1,12	1,19	1,40	1,40	16,43	12,31	8,34	43,17	28,54	1,51	9,36	9,59	9,59	18,20	14,14					
Oxyde de fer.....	3,64	4,25	5,18	5,18	12,31	6,38	2,27	3,95	17,04	0,83	2,21	2,21	2,21	11,34	0,86					
Ultimate crénate, apocrénate	7,87	8,19	10,66	7,19	8,73	11,20	0,74	8,73	5,36	2,14	2,14	29,02	29,02	27,12	0,33					
Matière azotée.....	7,87	8,19	10,66	7,19	8,73	11,20	0,74	8,73	5,36	2,14	2,14	29,02	29,02	27,12	0,33					
Eau de cristallisation.....	190,43	191,31	218,26	191,01	420,35	855,39	420,35	659,40	217,82	316,60	192,26	365,08	365,08	424,20	186,30					
Totaux.....	190,43	191,31	218,26	191,01	420,35	855,39	420,35	659,40	217,82	316,60	192,26	365,08	365,08	424,20	186,30					
Décomposit. dans les chaudières	170,00	170,00	170,00	170,00	304,1	522,20	304,1	406,30	1834,10	258,18	150,71	319,11	319,11	345,12	175,20					
Sels insolubles.....	20,4	20,4	20,4	20,4	116,2	333,19	116,2	233,10	891,20	58,50	41,55	45,97	45,97	79,08	11,40					
Sels solubles.....	20,4	20,4	20,4	20,4	116,2	333,19	116,2	233,10	891,20	58,50	41,55	45,97	45,97	79,08	11,40					

OBSERVATIONS. — Tous les nombres se rapportent à 1000 litres d'eau. Les gaz sont exprimés en litres à 0 degré et 0m,760. Les sels sont exprimés en grammes.

150. — Sur les eaux minérales de Cransac; par M. BLONDEAU
(*Bulletin de l'Académie de Médecine*, t. XV, p. 978).

Voici les conclusions de ce mémoire :

1° L'action si énergique exercée sur l'économie par les eaux de Cransac ne saurait être attribuée ni à la présence du fer qui s'y trouve en petite quantité, ni à celle du manganèse dont il n'existe que des traces, mais bien au sulfure d'arsenic maintenu en dissolution par le chlorhydrate et l'iodhydrate d'ammoniaque.

2° Que ce sulfure d'arsenic ainsi dissous paraît posséder des propriétés beaucoup plus énergiques que celles de l'acide arsénieux lui-même.

3° Que ce sulfure, qui peut être maintenu en dissolution par les chlorures de potassium et de sodium, aussi bien que par le chlorhydrate d'ammoniaque, doit se retrouver dans un grand nombre d'eaux minérales auxquelles il communique ses propriétés énergiques.

4° Que l'on doit agir avec la plus grande circonspection dans l'usage de ces eaux qui contiennent un agent toxique d'une si grande puissance ; et que sous ce rapport les eaux de Cransac méritent une surveillance toute spéciale.

5° Les effets attribués à la présence de l'iode dans certaines eaux peuvent être, à plus juste titre, imputés à l'arsenic que l'on rencontre dans toutes les eaux qui contiennent des iodures alcalins.

151. — Sur une source médicinale d'Hermione; par M. LANDERER
(*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 273).

Au milieu des imposantes ruines d'Hermione situées tout près de la ville d'Hydra, se trouve une eau minérale qui jouit de la propriété d'émulsionner les huiles et qui est recherchée pour le blanchissage du linge. Comme cette eau vient à jour dans une église, elle est considérée comme sacrée ; elle est surtout renommée pour ses propriétés curatives dans les maladies de la pierre, de la dysurie, etc. Toutes ces propriétés doivent être attribuées au carbonate de soude que cette eau contient.

500 grammes d'eau ont donné 1 gramme de résidu salin qui jouissait d'une réaction très-alcaline.

Ce résidu renfermait :

Carbonate de soude.....	0,10
Chlorure de sodium.....	0,25

Chlorure de calcium	0,075
» de magnésium	0,105
Sulfate de soude.....	0,20
» de chaux.....	0,05
Iodure de sodium	trace
Acide carbonique.....	4 c. c.

152. — Sur les eaux minérales de l'île de Zante; par M. LANDERER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 275).

L'auteur n'a analysé que quelques-unes des eaux qu'il énumère dans ce travail ; plusieurs d'entre elles sont sulfureuses.

L'une d'elles sourd sous l'autel d'une église dédiée à saint Panteleïmon ; elle ne peut donc pas manquer d'avoir des propriétés curatives extraordinaires.

Outre l'hydrogène sulfuré et l'acide carbonique, 500 grammes de cette eau renferment :

Sulfate de soude... ..	0,45
» de chaux.....	0,40
Chlorure de sodium.....	0,15
» de magnésium.....	0,15

A six lieues de Zante, sur une hauteur du village Keri, se trouvent deux fosses qui reçoivent les eaux d'une source bitumineuse. Le fond de ces fosses est tapissé de bitume que les indigènes recueillent pour l'employer à l'éclairage. Ce bitume est plus abondant après les tremblements de terre assez fréquents qui se manifestent dans cette île.

Un fait analogue se présente à Chlemoutsi, dans le Péloponèse.

L'eau médicinale qui surnage le bitume à Keri possède une saveur très-salée ; elle est sans odeur. La densité est de 1,09.

500 grammes de cette eau renferment :

Chlorure de sodium.....	0,90
» de calcium.....	0,20
» de magnésium.....	0,15
Sulfate de soude.....	0,15
Bromure de magnésium	} traces
Matière extractive et bitumineuse.....	

153. — Sur une eau contenant de l'alumine; par M. BEESLEY
(*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 177).

Aux environs d'Overthorp, village d'Angleterre, se trouve une eau qui laisse déposer, à l'air, un dépôt de sulfate d'alumine basique. Séché à l'air, ce dépôt renferme environ la moitié de son poids d'eau, et le résidu contient 25 p. 100 d'alumine et 25 p. 100 d'acide sulfurique.

10 000 parties de cette eau renferment :

Sulfate de potasse.....	0,155
» de soude.....	1,654
» de chaux.....	6,307
» de magnésie.....	2,434
» d'alumine (neutre).....	1,966
» » (basique).....	0,139
Chlorure de magnésium.....	0,748
Silice.....	0,300

154. — Analyse de l'eau de la Tamise prise à Greenwich;
par M. BENNETT (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 50).

Densité, 1,001; cette eau possède une réaction sensiblement acide.

100 litres renferment, en grammes :

Sulfate de potasse.....	1,955
» de soude.....	5,593
» de magnésie.....	0,781
Chlorure de magnésium.....	1,637
» de calcium.....	2,320
Carbonate de chaux.....	20,535
Silice.....	1,134
Phosphate d'alumine.....	} trace
Fer.....	
Matière organique.....	5,820
Acide carbonique.....	7,161 c. c.

155. — Eau minérale des environs de Bristol; par M. THORNTON
HERAPATH (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 51).

A quinze milles de Bristol se trouve une source d'eau minérale très-estimée pour ses propriétés; à 15° c. sa densité est de 1,005.

Une pinte de cette eau contient 56,2560 grains de matière saline et 4,124 pouces cubes d'acide carbonique.

Cette matière saline est composée ainsi qu'il suit :

Chlorure de magnésium..	0,06	Apocrénate de magnésie...	0,203
» de potassium ...	0,104	Crénate	» 0,145
» de sodium.....	7,603	Matière azotée.....	2,999
Iodure de sodium.....	0,009	Carbonate de chaux.....	3,966
Bromure de sodium.....	?	» de magnésie et	} traces
		de protoxyde de fer ...	
		Phosphate de chaux et alu-	
Sulfate de magnésie.....	16,219	mine.....	
» de soude.....	15,345	Silice.....	0,120
» de chaux.....	9,389	Bitume.....	trace
Nitrate.....	0,012		

156. -- Analyse chimique de l'eau minérale de Niederbrunn (Bas-Rhin); par M. KOSMANN (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVII, p. 43).

Un litre de cette eau minérale, qui jouit d'une juste célébrité, renferme, d'après M. Kosmann :

Chlorure de sodium.....	3,088	grammes
» de potassium.....	0,131	»
» de calcium.....	0,794	»
» de magnésium.....	0,311	»
» de lithium.....	0,004	»
» d'ammonium.....	traces	»
Bromure de sodium.....	0,010	»
Iodure de sodium.....	traces	»
Sulfate de chaux.....	0,074	»
Carbonate de protoxyde de fer.	0,010	»
» de chaux.....	0,179	»
» de magnésie.....	0,006	»
Silicate de fer avec trace		
d'oxyde de manganèse....	0,015	»
Silice pure.....	0,001	»
Alumine.....	traces	
Acide arsénieux, de légères	traces	
	<u>4,623</u>	

De ce poids total sont solubles.....	4,415
Sont insolubles.....	<u>0,212</u>
Et tenus en dissolution par l'acide carbonique	<u>4,627</u>

Le résultat de l'évaporation directe est :

Parties salines solubles.....	4,530
— insolubles dissoutes par l'acide carbonique.....	0,204
	<u>4,734</u>

Le nombre obtenu pour l'acide sulfurique n'est sans doute pas très-exact ; l'auteur a dosé cet acide à l'aide du nitrate de baryte, et l'on sait que le sulfate de baryte, ainsi obtenu, retient toujours un peu de nitrate malgré les lavages les plus prolongés.

157. — Analyse de l'eau minérale de Château-Gonthier ; par M. O. HENRY (*Bulletin de l'Académie de Médecine*, t. XV, p. 944).

Cette eau est connue depuis de longues années sous le nom d'*eau de Pougues* rouillée, et de tout temps elle a joui d'une certaine réputation ; elle sort d'un terrain schisteux, à peu de distance des bords de la Mayenne.

1 litre de cette eau renferme :

Acide carbonique libre.....	$\frac{1}{18}$ du volume
Bicarbonate de chaux	} 0,4556
» de magnésie (peu).....	
Sulfates de soude et de chaux (anhydres).....	0,1000
» de magnésie.....	0,5200
Chlorure de sodium.....	} 0,2004
» de magnésium (dominant)....	
Nitrate.....	traces légères
Silice et alumine (silicate?).....	0,0170
Crénate et apocrénate de fer.....	} 0,1040
Carbonate de fer.....	
Manganèse.....	indices
Principe arsénical sensible dans le dépôt ocracé de la source, mais en traces légères.....	traces légères
Les principes minéralisateurs sont de... ..	1,3970
Pour eau supposée pure.....	998,6030
	} 2,100

Le dépôt ocracé était formé de *carbonate terreux*, de *sesquioxyde de fer*, avec légères traces de *manganèse* et de *principe ar-*

sénical, enfin d'*alumine* et de *sable*, et d'une *matière organique* (acides crénique et apocrénique ou analogues) unie en partie au fer.

158. — Sur l'eau minérale de Villaine-Saint-Aubin; par M. POUMARÈDE (*Bulletin de l'Académie de Médecine*, t. XV, p. 138).

L'eau de Villaine-Saint-Aubin sort immédiatement de dessous une couche d'argile avec une température de 12 à 13° C.; c'est une eau presque pure ne donnant que 2 décigrammes de résidu salin par kilogramme.

Voici la composition de cette eau :

Bicarbonate de chaux.....	0,0507
» de magnésie.....	traces
» de soude.....	0,052
» de potasse.....	traces
Chlorure de sodium.....	0,0407
Phosphate de soude.....	0,0133
Alumine.....	0,028
Silice.....	0,024
Matière organique azotée.....	0,017
Fer et arsenic.....	traces
Total	0,2257
Eau	999,774

159. — Analyse chimique d'une nouvelle source d'eau minérale ferrugineuse à Bagnères-de-Bigorre; par M. O. HENRY (*Bulletin de l'Académie de Médecine*, t. XV, p. 980).

Il existe peu de localités aussi riches en eaux minérales que la petite ville de Bagnères-de-Bigorre (Hautes-Pyrénées), car on y compte au moins trente sources plus ou moins abondantes dont les eaux, assez variées par leur nature, appartiennent, en général, à la classe des *eaux salines* d'une thermalité qui va de 25 à 55° environ, ou à celle des eaux sulfureuses et des eaux ferrugineuses.

Une nouvelle source de ce genre s'est fait jour dans un terrain situé à Bagnères.

1000 grammes de cette eau renferment :

Acide carbonique libre	peu
Bicarbonate de chaux.....	} 0,019
» de magnésie.....	
» de soude	

Sulfate de soude et de chaux.	}	0,0375
Chlorure de sodium.		
Silice et alumine.		0,020
Crénate et apocrénate de fer.	}	0,020
Carbonate de fer.		
Matière arsénicale.		traces
Matières organiques.		"
Eau		999,9035

Cette eau sort d'un terrain argileux mêlé de matières tourbeuses : sa température est de 12 à 13° C.

160. — Analyse de l'eau minérale de Sternberg ; par M. QUADRAT (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 49).

Sternberg est situé à quatre milles de Prague. Il s'y trouve deux sources d'eau minérale qui ont été analysées en 1802 par Reuss, en 1820 par Duraş, et en 1848 par M. Quadrat. Les trois analyses s'accordent assez bien ; voici les résultats obtenus par ce dernier.

16 onces (500 grammes) de ces deux sources renferment en substances fixes :

	I.	II.
Sulfate de potasse.	0,119	0,115
» de soude.	0,225	0,143
» de chaux.	0,279	0,183
» de magnésie.	0,418	0,499
Chlorure de magnésium.	0,133	0,056
Bicarbonate de chaux.	2,857	2,828
» de magnésie.	0,326	0,590
» de protoxyde de fer.	0,248	0,241
Silice	0,098	0,088
Phosphate d'alumine.	}	traces
Protoxyde de manganèse.		
Acide arsénieux.		
Matière organique.		
Acide carbonique libre.	4,001	2,703

Le n° 1 est de la source de Seline (Selinenquelle) ; sa densité est de 1,000 à 11°,5 C.

Le n° 2 provient de la source de Henri (Heinrichsbrunnen); densité, 1,000 à 11° C.

161. — Analyse de l'eau minérale de Zahorowitz en Moravie;
par M. EHRMANN (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIV, p. 293).

Les bains de Zahorowitz sont alimentés par deux sources renommées pour l'action bienfaisante qu'elles doivent exercer sur l'estomac et la rate.

L'une de ces sources, dite Henriette, possède une saveur légèrement salée, d'une température qui est de 6° R. en hiver et de 8° R. en été.

2 litres de cette eau renferment :

Chlorure de sodium.....	0,92
Bicarbonate de soude.....	1,30
» de chaux.....	0,18
Silice.....	0,10
Iodure de magnésium.....	0,10
Bicarbonate ferreux.....	0,05
Bromure de magnésium.....	traces
Carbonate manganoux.....	»
Sulfates et phosphates.....	»
Acide carbonique libre.....	20 pouces cubes

162. — Sur l'eau de la mer de Galilée; par M. LANDERER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIII, p. 157).

L'eau de la mer de Galilée est douce, potable; mais elle n'est pas recherchée pour ce dernier objet, car elle n'est pas rafraîchissante.

500 grammes de cette eau ont donné un résidu de 0^{gr},325, qui se trouvait composé de :

Chlorure de sodium.....	0,100
» de potassium.....	0,005
Sulfate de soude.....	0,105
» de chaux.....	0,005
Carbonate de chaux.....	0,100
Matières organiques.....	indéterminé.

L'auteur a également analysé l'eau des bains de Tibériade, qui se trouvent à vingt pas de la mer de Galilée. Leur température est

de 48° R.; elles possèdent une saveur salée, amère. Ces sources sortent d'une roche amygdaloïde et répandent une forte odeur d'hydrogène sulfuré.

La densité de cette eau est de 1,036.

120 grammes ont donné à l'analyse :

Chlorure de sodium.....	0,175
» de magnésium.....	0,071
» de calcium.....	0,100
Sulfate de soude.....	0,100
» de chaux.....	0,110
Brômure de magnésium.....	traces
Carbonate de chaux.....	0,035
Sesquioxyde de fer.....	»

Cette eau thermale jouit, dans le pays, d'une grande réputation pour la guérison des affections rhumatismales.

163. — Sur des biolithes d'infusoires autédiluviens renfermant de la vivianite; par M. EHRENBURG (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 171).

Aux différents cas de formation de la vivianite par voie organique, dont nous avons entretenu nos lecteurs, d'après M. Schlossberger et M. Haidinger (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 481, et 1850, p. 574), se rattachent les observations microscopiques de M. Ehrenberg sur la terre ferrugineuse bleue de Bargusina (Sibérie occidentale), qui paraît constituer une formation puissante de vivianite remontant au moins à l'époque houillère. Cette vivianite se caractérise par d'abondants coquillages d'animaux polygastriques et de phytolithaires. M. Ehrenberg a étudié 71 formes de ces animaux, qu'il décrit avec soin dans la seconde partie de son grand ouvrage sur les infusoires.

164. — Sur l'état dans lequel le manganèse et l'arsenic se trouvent dans les dépôts de la fontaine dite Kochbrunnen à Wiesbaden; par M. FRÉSÉNIUS (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 172).

Dans un travail sur les sources de Rippoldsau (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 206), M. Will a déjà traité une partie de la question que M. Frésenius examine dans ce mémoire; comme conséquence de ses recherches sur l'état de l'arsenic dans les dépôts ocreux de

cette source, M. Will admit la présence de l'acide arsénieux. Une année avant, M. Figuiet avait émis une opinion semblable, et longtemps avant que M. Walchner eût démontré la présence constante de l'arsenic dans ces dépôts, M. Tripier avait déjà admis la présence de l'acide arsénieux dans l'eau de Hammam Miscoutin, dans laquelle il avait reconnu la présence de l'arsenic.

D'après les expériences de M. Frésenius, l'arsenic se trouve, au contraire, à l'état d'acide arsénique dans ces dépôts; comme il a opéré de manière à mettre ce fait hors de doute, nous reproduisons la marche qu'il a suivie.

a) On prit 30 grammes de dépôt que l'on réduisit en poudre fine et que l'on fit bouillir avec une assez grande quantité de potasse caustique; la partie insoluble brunit beaucoup par suite de la formation de l'oxyde manganique. Au bout d'une heure d'ébullition, on étendit d'eau la lessive concentrée et on filtra.

α) Un tiers de ce liquide filtré fut acidulé par l'acide nitrique, puis additionné d'un excès de nitrate d'argent; il en résulta un précipité de chlorure d'argent que l'on sépara, et on ajouta de l'ammoniaque au liquide limpide; il se produisit ainsi un beau précipité brun rouge d'arséniate d'argent.

β) Un autre tiers du liquide filtré *a* fut acidulé par l'acide chlorhydrique, puis soumis, pendant 20 minutes, à un courant assez rapide d'hydrogène sulfuré: il se produisit un précipité jaune sale, que l'on sépara, et l'on exposa de nouveau le liquide filtré à un courant d'hydrogène sulfuré. Il se sépara ainsi, dans le courant de la journée, du sulfide arsénieux d'un jaune pur.

γ) Le restant du liquide *a* fut soumis à l'ébullition avec du sulfate de cuivre en dissolution étendue; il ne se produisit pas la moindre réduction d'oxyde de cuivre,

b) 100 grammes de dépôt dissous dans l'acide chlorhydrique et soumis à l'hydrogène sulfuré donnent, au bout de quelques heures, un dépôt jaune qu'on lave et qu'on traite ensuite avec une lessive de soude étendue. La dissolution, bouillie avec du nitrate de bismuth basique, puis filtrée et aiguisée d'acide nitrique, fut additionnée d'un excès de nitrate d'argent; après avoir filtré on ajouta avec précaution de l'ammoniaque, et on obtint de nouveau un beau précipité d'arséniate d'argent.

M. Will a corroboré les résultats de M. Frésenius par l'expérience que voici :

Le produit du traitement de ce dépôt par une lessive de potasse fut neutralisé par l'acide chlorhydrique, puis additionné de sulfate de magnésie, de sel ammoniac et d'ammoniaque; on obtint un précipité considérable d'arséniate magnésico-ammonique; le liquide surnageant ne se troubla ensuite ni par l'hydrogène sulfuré, ni par le perchlorure d'or.

Quant au manganèse, ce métal se trouve dans ces dépôts à l'état de carbonate de protoxyde, et ce n'est qu'après une longue exposition à l'air qu'il renferme du sesquioxyde de manganèse. L'expérience suivante en fait foi.

Une portion assez notable de la partie interne du dépôt fut traitée à chaud par de l'acide chlorhydrique, et les gaz qui s'en dégagèrent ayant été dirigés dans de l'eau, on réagit sur cette dernière avec de l'empois d'amidon additionné d'iodure de potassium; il ne se produisit pas la moindre coloration bleue, tandis qu'il s'en manifesta une quand on soumit au même traitement la couche extérieure du dépôt.

165. — Présence de l'arsenic dans le fer limoneux de Carlsbad; par MM. BLUM et LEDDIN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 217).

100 grammes de limonite, recueillie à Carlsbad, ont été attaqués par l'acide chlorhydrique pur; après en avoir réduit l'oxyde ferrique par l'acide sulfureux, et éliminé par l'ébullition l'excès de ce dernier, on satura le liquide par de l'hydrogène sulfuré.

On obtint ainsi 0,446 grammes de sulfure d'arsenic, qui correspondent à 2,72 d'arsenic métallique sur 1000 grammes de substance, ou à 6,72 pour 1000 d'arséniate basique de peroxyde de fer, qui est, selon M. Walchner, la forme dans laquelle l'arsenic se rencontre dans les dépôts ferrugineux, ce que confirment les expériences dont on a rendu compte dans le précédent article.

166. — Notes sur le limon du Nil; par M. LAJONCHÈRE (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVII, p. 46). — **Même sujet;** par MM. PAYEN et POINSOT (*ibid.*, p. 47).

1^o *Analyse faite par M. Lajonchère.* — Ce limon se présente en morceaux irréguliers qui se réduisent facilement en poudre fine.

Calciné à l'air, il prend une couleur rouge brun, perd de l'eau et une matière organique azotée.

Tout l'azote du limon est contenu dans cette matière qui en contient 2,19 pour 100.

Le limon sec renferme 1,7 pour 1000 d'azote.

100 de matière a donné à l'analyse :

Partie soluble dans l'eau.	{	Silice.....	0,05
		Eau.....	4,75
		Matière organique.....	4,85
		Chlorures alcalins.....	0,65
Partie soluble dans l'acide chlorhydrique.	{	Peroxyde de fer.....	11,90
		Alumine.....	21,65
		Carbone de chaux.....	3,85
Matières insolubles dans l'eau et l'acide.	{	» de magnésie.....	2,05
		Silice.....	46,55
		Alumine.....	3,70

MM. Payen et Poinot ont analysé un échantillon de limon du Nil qui se présente en poudre fine, contenant des paillettes jaunes de mica ; mélangé avec l'eau, il en absorbe une certaine quantité, et forme une pâte ayant quelque plasticité.

Soumis à la calcination en vase clos, il donne directement des vapeurs alcalines ; calciné au contact de l'air, il laisse un résidu rougeâtre :

Voici sa composition sur 100 parties :

Eau.....	3,25
Matières organiques solubles dans l'eau.	0,35
» insolubles.....	4,46
Chlorures alcalins.....	0,07
Sulfate de chaux.....	0,37
Carbonate de chaux.....	6,33
Magnésie et carbonate de magnésie....	4,09
Silice.....	54,27
Alumine.....	10,77
Peroxyde de fer.....	13,18
Chaux.....	2,86

Il est très-remarquable que le limon du Nil ne renferme aucune trace de phosphate. Cette remarque avait déjà été faite par M. Renault et par M. Lassaigue.

167. — Recherches sur la terre noire de la Russie méridionale; par M. SCHMIDT; *Journal für prakt Chemie*, t. XLIX, p. 129, par M. PETZOLD. *Ibid.* t. LI, p. 1.—**Sur les principes microscopiques de la terre noire de la Russie méridionale;** par M. EHRENBURG (*ibid.*, t. LI, p. 172).

La terre noire, ou *tsherno-sem*, est un sol extrêmement fertile qui recouvre toute la partie méridionale de la Russie d'Europe; c'est ce sol qui vaut à la Russie sa richesse en produits agricoles. Dans son voyage dans la Russie méridionale et la Crimée, M. de Demidoff dit que la terre noire possède un développement de 60 000 milles carrés géographiques, sur une épaisseur qui varie de 30 centimètres à 2 mètres 60 centimètres.

Moyennant un travail convenable, le *tsherno-sem* peut se passer de fumure pendant plusieurs années, sans cesser de produire des céréales. La betterave y réussit également. Le chanvre et le tabac y sont trop luxuriants et le sol fumé est impropre à la culture de ces plantes.

Le *tsherno-sem* a été examiné par M. Hermann, par M. Payen, par M. Schmidt et M. Petzholdt; M. Ehrenberg en a fait l'objet d'une étude microscopique. Nous allons rapporter ici les résultats de tous ces travaux. L'examen mécanique du sol a été fait par M. Petzholdt, sur trois échantillons provenant d'une propriété de M. Uwaroff, dans le district de Kirsanow, gouvernement de Tambow.

A. est un *tsherno-sem* fumé, sur lequel on cultive le chanvre, le pavot, la pomme de terre, les choux et autres légumes.

B. n'a jamais été fumé; il a été pris dans un pré, à une profondeur que n'atteignent pas les racines des plantes; on peut dire que c'est une terre vierge.

C. n'a jamais été fumé; il a été pris à la surface d'un champ qui a toujours été cultivé dans l'assolement triennal, mais sans engrais.

Ces trois échantillons de terre noire possèdent une couleur brun foncé quand ils sont secs; ils consistent en fragments plus ou moins grossiers, entremêlés d'une poussière fine à l'état sec. Les fragments sont très-durs, mais quand on les humecte, ils se convertissent rapidement en un limon gras. Soumis aux lavages et à la décantation, ils laissent un sable à grain fin contenant quelques rares fragments de la grosseur d'un pois.

Le sol A a fourni 1,66 p. c. de ce sable.

Le sol B a fourni 0,25 à 0,94 p. c. de ce sable.

Le sol C a fourni 3,11 et 5,09 p. c. de ce sable.

Le sable était quartzeux ; les fragments provenaient du grès. Dans A et C, on reconnut de plus les squelettes siliceux de plusieurs graminées.

Le tableau qui suit contient les résultats obtenus par les différents chimistes qui se sont occupés de la composition du tchernosem.

A, B, C, sont les trois échantillons dont nous venons de parler ; ils ont été analysés par M. Petzholdt.

I, II, III et IV désignent les analyses faites par M. Schmidt. Ils proviennent d'une propriété du prince Gagarin, dans le gouvernement de Kasan.

I est une terre vierge.

II et III ont éprouvé un commencement d'épuisement par une longue culture sans engrais. II a été pris à la surface ; III a été pris à une profondeur inaccessible à la charrue ; IV est la terre arable d'un champ non fumé.

MM. Payen et Phillips n'indiquent pas l'origine des échantillons qu'ils ont examinés.

		A	B	C	I	II	III	IV	ANALYSES de M. Payen.							
Sol séché } à 120° C. }	substances organiques	18,18	9,48	8,28	12,16	8,29	5,75	8,62	6,95							
	azote.....	0,77	0,33	0,30	0,99	0,45	0,33	0,48	0,17							
Quantité de matières que l'acide chlorhydrique enlève au sol calciné		18,15	20,59	12,00	6,23	5,94	5,15	7,27	14,82							
Quantité insoluble dans l'acide chlorhydrique.....		81,85	79,41	88,00	93,77	94,06	94,85	92,73	85,22							
Solubles dans l'acide chlorhydrique.	chllore	18,15	20,59	12,00	6,23	5,94	5,15	7,27	14,82							
	acide sulfurique									0,007	0,01	0,01	0,07	0,49	0,24	0,12
	— phosphorique.....									0,260	0,10	0,09				
	chaux									0,540	0,18	0,18	0,78	0,23	0,18	0,88
	magnésie.....									2,340	4,45	0,88	0,52	2,37	2,96	0,56
	sesquioxjde de fer.....									0,820	1,37	0,58	2,86	1,80	3,14	3,14
	— de manganèse.									9,890	10,97	9,36				
	alumine.....									1,110	1,18	9,36	1,29	2,39	1,80	1,34
potasse	2,320	1,33	0,63	0,27	0,31	0,25										
soude.....	0,870	0,98	0,43	0,08	0,12	0,10										
Insolubles dans l'acide chlorhydrique.	silice	81,85	79,41	88,00	93,77	94,06	94,85	92,73	85,22							
	sesquioxjde de fer.....									70,940	72,14	78,18	93,77	94,06	94,85	92,73
	alumine.....									1,510	1,43	1,74				
	chaux									4,720	3,96	4,99	93,77	94,06	94,85	92,73
	magnésie.....									0,260	0,64	0,48				
	potasse									0,130	trace	trace	93,77	94,06	94,85	92,73
	soude.....									3,490	1,50	3,08				
	1,440	0,77	1,58													

Tous ces nombres se rapportent à 100 parties de matière.

L'examen microscopique auquel M. Ehrenberg s'est livré lui a permis de reconnaître dans le tscherno-sem la présence de 6 animaux polygastriques et de 22 genres de phytolithaires.

Ce savant micrographe considère ce tscherno-sem comme une vieille terre végétale.

M. Petzholdt pense que cette terre est de formation moderne, produite par un limon que les eaux de la mer Noire et de la mer Caspienne ont pu laisser après qu'elles se sont retirées. En ceci, M. Petzholdt est de l'opinion de M. Murchison.

M. Schmidt lui suppose une origine toute différente; il pense qu'on pourrait considérer le tscherno-sem comme provenant de la décomposition d'un schiste alumineux.

168. — Sur les cendres du Vésuve; par M. EHRENBURG (*L'Institut*, 1850, p. 255).

Les cendres, examinées microscopiquement par M. Ehrenberg, ont été rejetées par le Vésuve, le 9 février 1850; elles possèdent une couleur noire et un toucher assez analogue à celui de la poudre à canon. Vues au microscope, elles se présentent en grains irréguliers et fragmentaires, sans trace de cristallisation, et mêlées de débris de végétaux; certaines de ces particules jouissent de la double réfraction, d'autres sont fondues et doivent provenir de l'intérieur du cratère; les particules non vitreuses ou à double réfraction peuvent être des débris arrachés aux roches.

Les débris végétaux proviennent soit des corps de la surface soulevés en poussière, soit de matières flottant auparavant dans l'air, soit enfin des débris de masses de tourbes anciennes.

Quelques-unes des particules, et même un assez grand nombre, sont semblables à des lames de mica, et possèdent la double réfraction comme celles-ci; mais on n'y remarque pas de clivage distinct.

Une chose digne de remarque, c'est que les traces organiques dans le mélange n'appartiennent pas à une seule forme des eaux de la mer auxquelles on s'était si facilement plu à attribuer les actions chimiques qui provoquent l'inflammation et l'explosion des volcans.

D'après l'analyse de M. H. Rose, la poudre noire qui est attirable à l'aimant renferme surtout de la silice, du protoxyde et du

sesquioxyde de fer, et en outre de la chaux, de la magnésie et de l'alumine. Elle présente évidemment la composition de l'argile. On y signale encore la présence de l'acide phosphorique qui, d'après les recherches récentes, paraît accompagner tous les corps minéraux.

169. — Analyse du bois pétrifié de Wolsberg, près de Stegburg; par M. VON DER MARCK (Archiv der Pharmacie, t. CXIII, p. 166.)

Les carrières de Wolsberg offrent fréquemment des pétrifications variées, dont quelques-unes consistent essentiellement en carbonates.

L'auteur a analysé un de ces fossiles qui, comme on sait, sont plus rares que les autres.

La matière séchée à 100° est composée en 100 parties de :

Carbonate de chaux.....	91,3
» de magnésie.....	4,3
Sesquioxyde de fer.....	1,6
Alumine.....	0,4
Silice.....	0,2
Substance organique, brune.....	traces
Eau.....	2,5

Ces fossiles se trouvent au milieu de beaucoup d'autres, presque exclusivement formés de silice.

CHIMIE ORGANIQUE.

170. — Dosage du soufre contenu dans les substances organiques volatiles ; par M. DEBUS (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXVI, p. 88).

Aux différents procédés de dosage du soufre que nous avons rapportés dans nos précédents *Annuaire*s il faut ajouter le suivant, qui doit surtout s'appliquer aux substances organiques volatiles.

L'agent oxydant est l'acide chrômique ; pour l'employer dans une forme convenable, on prend 1 équivalent de chrômate de potasse purifié par cristallisation, on le fait dissoudre dans l'eau avec 2 équivalents de carbonate de potasse ou de soude purs, et on fait évaporer à siccité. On obtient ainsi une masse jaune citron formée de 1 équivalent de chrômate neutre et d'un demi équivalent de carbonate. On réduit en poudre, on calcine et on introduit la masse chaude dans un tube fermé d'un côté et étiré de manière à pouvoir introduire la masse facilement et sans perte dans le tube à combustion, précaution nécessaire surtout quand on emploie du carbonate de potasse qui attire si facilement l'humidité. Quand le chrômate est refroidi on en introduit une couche d'environ 3 ou 4 lignes d'épaisseur, dans le tube à analyse, puis on ajoute la substance que l'on recouvre d'une nouvelle couche de chrômate de quelques pouces d'épaisseur.

Si l'on analyse des corps solides on les introduit dans le tube à l'aide d'un fil de fer tourné en tire-bouchon et on le mélange avec le chrômate ; enfin on achève de remplir le tube avec du chrômate et on procède comme pour toute autre analyse organique. Quand le tube est rouge on y fait arriver de l'oxygène pendant 1 heure environ.

Après le refroidissement on dépouille le tube des cendres adhérentes, on le place sur une feuille de papier, on le coupe en plu-

sieurs morceaux que l'on introduit dans un verre à pied et on fait dissoudre dans l'eau, à laquelle on ajoute de l'acide chlorhydrique, de manière à rendre le liquide très-acide ; après avoir réduit l'acide chrômique par de l'alcool on chauffe légèrement sur un bain de sable jusqu'à ce que la liqueur ait pris la couleur du chloride chrômique.

Après avoir séparé par le filtre l'oxyde chrômique qui s'est formé dans la combustion et qui est insoluble dans les acides, on lave cet oxyde avec de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique, puis avec de l'alcool et on fait sécher ; cet oxyde retient énergiquement un peu d'acide sulfurique à l'état de sel basique ; après avoir brûlé le filtre on ajoute la cendre à l'oxyde de chrome placé dans un creuset de platine et on calcine avec un mélange formé de 1 partie de chlorate de potasse pour 2 parties de carbonate de potasse. Quand l'oxyde est transformé en chrômate on fait dissoudre dans l'acide chlorhydrique faible, on réduit l'acide chrômique par l'alcool et on ajoute le liquide à celui qu'on a obtenu en premier lieu. Après avoir fait bouillir les liquides réunis on en dose l'acide sulfurique par le chlorure de barium.

L'auteur a constaté qu'à l'aide de ce mélange tout le soufre est oxydé et fixé aux bases en présence ; il n'a pas remarqué la moindre perte en soufre.

Il a vu aussi que le carbonate de soude que les fabriques livrent comme pur, contient souvent 0,001 à 0,002 d'hyposulfite de soude, ce qui peut parfois produire des erreurs de 3 à 4 pour 100 pour le soufre.

17.— Essai sur le dosage de l'iode dans les substances organiques à l'aide du chloroforme ; par M. RABOURDIN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 784).

Le chloroforme enlève l'iode libre contenu dans une dissolution aqueuse et se colore en violet. M. Rabourdin se sert de cette propriété pour doser approximativement l'iode engagé dans des combinaisons organiques ; il a spécialement appliqué son procédé à l'huile de foie de morue, si employée aujourd'hui en médecine.

50 grammes d'huile de foie de morue sont mêlés par agitation dans une fiole avec 5 grammes de potasse caustique dissoute dans 15 grammes d'eau distillée, et on fait chauffer dans une cuiller en fer jusqu'à destruction complète de la matière organique ; le char-

bon provenant de cette combustion est lessivé avec de l'eau distillée, pour lui enlever toutes ses parties solubles : il faut employer le moins d'eau possible. Le liquide provenant du lavage est filtré, on y ajoute 10 gouttes d'acide nitrique et de l'acide sulfurique concentré, en ayant soin de refroidir ; on y verse alors 4 grammes de chloroforme et l'on remue vivement le tout. Par le repos, le chloroforme se sépare coloré en violet : on peut décanter le liquide surnageant et laver la solution chloroformique avec de l'eau, sans lui faire perdre de sa couleur.

D'un autre côté, on prépare une liqueur titrée renfermant 1 centigramme d'iodure de potassium pour 100 grammes d'eau distillée, de manière que 10 grammes représentent 1 milligramme d'iodure.

On prend 10 grammes de cette dissolution, on y ajoute 2 ou 3 gouttes d'acide nitrique, 20 gouttes d'acide sulfurique et 4 grammes de chloroforme ; par l'agitation on obtient une coloration que l'on compare à la nuance donnée par l'huile de foie de morue : on est ordinairement obligé d'ajouter 1, 2 ou 3 grammes de liqueur titrée pour que la nuance soit de même intensité.

M. Rabourdin a essayé 3 espèces principales d'huile de foie de morue qu'on trouve dans le commerce.

N° 1, couleur acajou foncé, dite *brune* dans le commerce.

N° 2, couleur ambrée, dite *blonde* dans le commerce.

N° 3, à peine colorée, dite *blanche* ou *anglaise* dans le commerce. Chaque espèce a été essayée trois fois, en agissant comme il est dit plus haut, sur 50 grammes.

Pour avoir une couleur d'intensité égale à la coloration donnée par 50 grammes d'huile couleur acajou, l'auteur a employé 14 grammes de liqueur titrée, soit 0^{sr},0014 d'iodure de potassium et 12 grammes seulement de la même liqueur pour les deux autres espèces d'huiles.

Ces trois sortes d'huiles renfermeraient donc sensiblement la même proportion d'iode, qui serait de 1 milligramme pour 50 grammes, si toutefois il n'y a pas de perte pendant la combustion.

M. Rabourdin ajoute le fait suivant : Le chloroforme pur en dissolvant une petite quantité d'iode prend une couleur violette très-belle et tout à fait comparable à la teinte de la vapeur d'iode ; mais si le chloroforme est mêlé d'éther sulfurique, même en très-petite quantité, au lieu d'une couleur violette on n'a plus qu'une couleur

vineuse et même rouge caramel, si l'éther est en quantité notable : ce caractère servira à faire découvrir la sophistication du chloroforme par l'éther.

172. — Recherches sur les radicaux organiques; par M. FRANKLAND (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 41.)

Ce mémoire se rattache aux recherches dont nous avons rendu compte dans l'*Annuaire de Chimie* de 1850, p. 296 et 300.

M. Frankland s'est attaché cette fois à isoler l'amyle. Pour cela il s'est servi de l'iodure d'amyle qu'il a décomposé par le zinc.

Pour préparer l'iodure d'amyle on fit dissoudre peu à peu 4 parties d'iode dans 7 parties d'alcool amylique, et entre chaque addition d'iode on fit plonger dans le liquide un bâton de phosphore qu'on y maintint jusqu'à ce que le liquide fût redevenu incolore. On obtint ainsi un corps huileux qui répandit à l'air d'épaisses vapeurs d'acide hydriodique. Pour le purifier, on le fit distiller dans un bain d'huile, ce qui donna d'un côté un produit volatil riche en alcool amylique et en acide hydriodique, et d'un autre côté un liquide épais, très-acide et insoluble dans l'eau. On lava le produit volatil avec un peu d'eau et après un repos de 24 heures, on le rectifia sur le chlorure de calcium; le produit entra en ébullition à 120°; mais le point d'ébullition augmenta peu à peu jusqu'à 146°, où il resta constant. Ce n'est qu'à cette température que cet éther bout et non pas à 120°, comme l'avait indiqué M. Cahours.

L'iodure d'amyle est fortement réfringent; sa densité est de 1,51113 à 11°,5. Le zinc l'attaque beaucoup moins facilement que l'iodure d'éthyle.

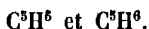
Pour arriver à une décomposition tant soit peu complète et homogène, l'auteur a eu l'idée d'employer le zinc amalgamé, ce qui a parfaitement rempli son but. Cet amalgame attaque le liquide dès 145°; il se ramollit lui-même, et secoué par les gaz qui se volatilisent il offre à tout moment une nouvelle surface au liquide à décomposer. Dans ces conditions toutefois, cette décomposition s'opère très-lentement; l'auteur préfère opérer dans un tube scellé à une température plus élevée de 10°; la métamorphose s'opère ainsi assez vite, et produit un liquide dont le point d'ébullition varie entre 30° et 160°.

Le produit qui passe en dernier lieu contient le radical amyle cherché. Ce radical est un liquide incolore, à odeur éthérée; sa saveur est

caustique ; exposé à un froid de -30° C., il s'épaissit sans se solidifier. Sa densité est de 0,7704 à 11° ; la densité de sa vapeur est de 4,8989, que l'auteur représente par 5 volumes de vapeur de carbone et 11 volumes d'hydrogène condensés en 1 seul volume.

L'amylo bout à 155° C. sous la pression de 788^{mm} ; il n'est pas inflammable à la température ordinaire, mais quand on le chauffe sa vapeur brûle avec une flamme fuligineuse. Il est insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool et l'éther. L'acide sulfurique fumant ne l'attaque pas et l'acide nitrique fumant ne l'oxyde que très-lentement et à chaud ; et pendant cette oxydation le liquide acquiert l'odeur de l'acide valérianique.

Le liquide qui s'était volatilisé à une température inférieure à 80° renferme deux gaz qui correspondent aux deux carbures qui se sont produits dans la décomposition de l'iodure d'éthyle ; ces deux gaz sont :



Pour les séparer, l'auteur se fonde sur la propriété que possèdent les carbures C^nH^n d'être absorbés par l'acide sulfurique anhydre, les carbures de la formule générale C^nH^{n+1} n'étant pas absorbables par ce acide. Après avoir fait refroidir le liquide à 10° C. au-dessus de zéro, il l'introduit dans de l'acide sulfurique fumant saturé d'acide anhydre ; au bout de quelques heures de contact le liquide éthéré ne paraissant plus diminuer de volume, on soumit le produit huileux restant à la distillation. Une partie seulement se volatilisa ainsi ; le résidu qui n'est volatil qu'à une haute température n'a pas été examiné.

A l'aide de quelques morceaux de potasse on dépouilla la partie distillée de l'acide sulfureux qu'elle contenait ; à partir de ce moment, ce liquide acquit une odeur très-agréable, analogue à celle du chloroforme,

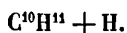
C'est ce liquide que M. Frankland formule par



La densité de sa vapeur fut trouvée de 2,4657, qui représente 1 volume.

L'auteur l'a également obtenu en décomposant l'iodure d'amylo par le zinc, au contact de l'eau ; il rapproche donc ce carbure de ceux fournis, dans les mêmes circonstances, par le zinkéthyle et le

zinkométhyle, il en double la formule et le considère comme l'*hydrure* du radical *amyle*



L'hydrure d'amyle est un liquide incolore, très-mobile, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther qui l'abandonnent d'ailleurs en présence de l'eau. Il constitue le liquide le plus léger que l'on connaisse jusqu'ici, sa densité n'étant que de 0,6385 à 14°, 2 C., et il conserve sa liquidité à —24°C., il bout à 30°C. et sous la pression de 734^{mm}; sa vapeur est très-inflammable et brûle avec une flamme fuligineuse. Cet hydrure possède une stabilité remarquable, et n'est que peu attaqué par les oxydants les plus énergiques.

M. Frankland pense que l'eupione de M. Reichenbach n'est autre chose que l'hydrure d'amyle; si on n'a pas encore trouvé cet hydrure ainsi que beaucoup d'autres carbures, cela tient aux méthodes défectueuses que l'on a toujours employées dans ces recherches. Il est vrai que la principale difficulté résidait jusqu'ici dans la séparation des hydrocarbures, séparation qui ne se laisse pas faire par distillation fractionnée; en effet, si on compare l'éthyle et le butyrène, l'amyle et l'amylène, et si l'on écrit leurs formules de manière à ce qu'elles représentent un même volume de vapeur, on obtient la série suivante :

			Point d'ébullition.	Différence.
Butyrène.....	(C ⁸ H ⁸)	C ⁴ H ⁴	—17°, 8 C.	} 5°, 2 C.
Ethyle.....	»	C ² H ²	—23°, 0	
Valérène.....	(C ¹⁰ H ¹⁰)	C ⁵ H ⁵	35°, 0	} 5°, 0
Hydrure d'amyle.	(C ¹⁰ H ¹²)	C ⁵ H ⁶	30°, 0	
Amylène.....	(C ²⁰ H ²⁰)	C ¹⁰ H ¹⁰	160°, 0	} 5°, 0
Amyle.....	»	C ¹⁰ H ¹¹	155°, 0	

D'où il résulte que deux hydrocarbures ayant, l'un la formule CⁿHⁿ, l'autre la formule CⁿHⁿ⁺¹, possèdent des points d'ébullition qui ne diffèrent que de 5°; il est donc impossible de séparer ces corps par distillation fractionnée, mais on le pourra sans doute à l'aide de l'acide sulfurique anhydre. Les hydrocarbures tels que Cⁿ + Hⁿ⁺¹ et Cⁿ⁺¹ + Hⁿ⁺², qui suivent ces derniers dans la série, possèdent des points d'ébullition distancés, au moins de 47°, et dans ce cas la séparation par distillation sera facilement applicable.

Dans le tableau ci-dessus, on a parlé du valérène, que l'on a re-

présenté par $C^{10}H^{10}$; on comprend que c'est le liquide huileux qui se forme conjointement avec l'hydrure d'amyle.

Le valérène est un liquide incolore, transparent, d'une odeur pénétrante et désagréable, analogue à celle du butyrène C^8H^8 . Il bout à $35^{\circ} C.$; l'acide sulfurique anhydre et le perchlorure d'antimoine l'absorbent instantanément.

L'auteur promet d'intéressants détails sur le zinkamyle qui se forme quand on décompose l'iodure d'amyle par le zinc.

Il étudiera l'action du chlore et du brome sur l'amyle, et termine par des considérations sur la théorie des radicaux organiques, dont il est un des partisans les plus distingués.

173.—Sur la constitution chimique et la nature des radicaux organiques; par M. KOLBE (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 211, et LXXVI, p. 1).

Dans ce mémoire très-volumineux, M. Kolbe traite *in extenso* et avec éclat le point de vue qui lui a inspiré ses principaux travaux (et dont nous avons déjà rendu compte (voy. *Annuaire de Chimie*, 1846, p. 423; 1848, p. 256; 1849, p. 19, 310, 329; 1850, p. 293).

L'auteur n'apportant pas de documents nouveaux, nous nous bornerons à signaler ce mémoire, remarquable, du reste, par la netteté de l'exposition ainsi que par l'ardeur des convictions de M. Kolbe, qui est un partisan décidé de la théorie des radicaux.

174.—Sur les huiles qui se produisent par l'action de l'acide sulfurique sur différents végétaux; par M. STENHOUSE (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 278).

On sait que le furfurol se produit, quand on fait agir l'acide sulfurique sur du son, de la farine d'avoine, etc. (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 587 et 1849, p. 415). On sait également que ce corps, ne se produit ni aux dépens de l'amidon ni aux dépens des principes sucrés que ces matières peuvent contenir. Le ligneux et le gluten ne contribuent pas davantage à sa production.

M. Fownes cherche l'origine du furfurol dans la matière incrustante des végétaux, cette matière qui tapisse la paroi intérieure des cellules végétales. M. Stenhouse se range à cette opinion et considérant qu'il y aura peut-être quelques différences dans les matières incrustantes des différentes classes de végétaux, il s'est at-

tendu à trouver des différences semblables dans les produits que ces matières fournissent avec l'acide sulfurique.

Il s'est donc de suite placé dans une condition extrême en opérant sur les cryptogames. Il a pris du *fucus nodosus*, *vesiculosus*, *serratus*, etc. qu'il fit hacher menu pour les faire bouillir avec de l'acide sulfurique affaibli ; il obtint, par distillation, une huile qu'il appela *fucusol* et qui possède la même composition que le furfurool.

A l'état brut, le *fucusol* contient une notable proportion d'acétone et de métafurfurool ou une huile qui est analogue à ce dernier.

Lavé et récemment rectifié, le *fucusol* est incolore, mais il jaunit au bout de peu de jours ; s'il contient encore du métafurfurool il noircit. A l'état pur il se conserve longtemps dans des verres fermés hermétiquement. A 13° C. sa densité est de 1,50 ; à cette température celle du furfurool est de 1,163. Son point d'ébullition est situé entre 171 et 172° C. : celui du furfurool est de 166° C. ; d'après M. Cahours et M. Fownes, ce point est de 162°,5'. Le *fucusol* se dissout dans 14 parties d'eau à 13° C. ; le furfurool se dissout dans 11 parties ; de même le *fucusol* exige 12 parties d'ammoniaque liquide à 13° C. pour se dissoudre, le furfurool n'en exige que 9 parties. Le *fucusol* est moins stable que le furfurool, mais l'un et l'autre possèdent même odeur et même saveur.

Avec l'acide chlorhydrique, le *fucusol* se colore en vert ; avec l'acide nitrique en jaune, avec l'acide sulfurique en brun verdâtre. Une dissolution de potasse caustique produit une coloration jaune qui passe peu à peu au rouge. Mais tous ces acides donnent lieu à une coloration pourpre quand le *fucusol* contient du métafurfurool.

L'analyse a donné pour le *fucusol* la même composition que pour le furfurool ; M. Stenhouse attribue donc au *fucusol* la formule



Ce composé forme avec l'ammoniaque une combinaison qui ne diffère de la furfuramide que par une stabilité moindre.

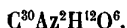
Enfin M. Stenhouse a également obtenu avec le *fucusol* la combinaison correspondante au thiofurfurool, au pyrofurfurool, à la furfurine et ceci par les procédés employés pour la préparation de ces derniers. Il a soumis la *fucusine* à une étude attentive.

A l'état brut la fucusine est souillée d'une résine brune ; elle n'offre pas la moindre trace de cristallisation. A 10° C. elle est visqueuse et peut être tirée en fils. Le procédé de purification employé pour la furfurine impure ne lui est pas applicable, et en général la fucusine ne cristallise pas tant qu'elle est souillée de cette résine brune.

Pour purifier la fucusine on la fait digérer avec de l'acide nitrique en léger excès, à une température peu élevée ; le liquide décanté laisse déposer une abondante cristallisation de nitrate dont on peut précipiter la base à l'aide de l'ammoniaque.

La fucusine et le furfurol possèdent à peu près la même solubilité dans l'eau bouillante. Mais 2400 parties d'eau froide à 8° C. dissolvent 1 partie de fucusine, tandis que la furfurine exige 4800 parties d'eau pour se dissoudre. La fucusine est bien moins soluble dans l'alcool aqueux que la furfurine.

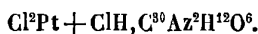
La composition centésimale de la fucusine est encore la même que celle de la furfurine. M. Stenhouse lui attribue donc la formule de cette dernière :



Le nitrate de fucusine a la plus grande analogie avec celui de furfurine dont il partage d'ailleurs la composition.

Quand on mêle des dissolutions chaudes de chlorhydrate de fucusine et de bichlorure de platine, il se dépose lentement un sel double en prismes élargis à 4 pans, tandis que le sel double correspondant fourni par la furfurine cristallise en aiguilles.

L'auteur attribue à ce sel la formule



Le bioxalate de fucusine $2C^2O^3 + C^{30}Az^2H^{12}O^6 + 2HO$ se prépare aisément en faisant digérer à chaud de la fucusine brute avec un excès d'acide oxalique ; par le refroidissement, le liquide filtré laisse déposer de petites aiguilles colorées qui se purifient aisément à l'aide du charbon animal. Elles sont insolubles dans l'eau froide, mais très-solubles dans l'eau chaude et l'alcool.

M. Stenhouse a encore expérimenté sur la mousse commune (sphagnum), ainsi que sur le lichen d'Islande, et il en a obtenu des produits huileux qui paraissent identiques au fucusol.

La fougère *Pteris aquilina* lui a fourni une huile qui lui paraît différente et du furfurol et du fucusol.

175. — Sur la quantité d'ammoniaque que renferment les eaux de condensation du gaz de l'éclairage dans l'usine de Châlons-sur-Marne; par M. MALENFANT (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVIII, p. 131).

Deux litres d'eau ammoniacale marquant 4° au pèse-sels contiennent 49^{gr}, 45 d'ammoniaque supposée pure, ce qui est déterminé par l'addition d'acide sulfurique pour obtenir la neutralisation de la liqueur et pour l'obtention du sel après l'évaporation du liquide.

L'ammoniaque s'y trouve à l'état de carbonate; en rapportant ces résultats à la quantité d'eau de lavages fournie par l'usine dans une année, l'auteur trouve 1650 kilogrammes de sulfate d'ammoniaque produits dans une année, ce qui correspond à une somme de 820 francs.

La chaux qui sert à l'épuration du gaz de houille retient une notable proportion de sulfocyanure de calcium que l'auteur en extrait par l'eau distillée d'abord, puis en soumettant la liqueur limpide à un courant d'acide carbonique en excès, pour précipiter la chaux libre; le bicarbonate de chaux formé est précipité par de l'alcool à 95° C. et la liqueur n'a plus qu'à être évaporée sur de la chaux pour donner le sulfocyanure solide.

Un procédé plus expéditif, également employé par M. Malenfant, consiste à épuiser la chaux d'épuration directement par l'alcool.

176. — Sur les combinaisons de l'acide sulfocarbamique; par M. DEBUS (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 26).

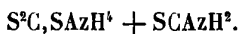
M. Zeise est le premier chimiste qui étudia l'action réciproque de l'ammoniaque et du sulfure de carbone; les résultats de ce travail, publiés il y a environ 25 ans, furent la découverte du sulfocarbonate d'ammoniaque, et celle d'un autre corps que M. Zeise prenait pour une combinaison d'hydrogène sulfuré et de sulfocyanure d'ammonium et qui est, d'après M. Debus, du sulfocarbonate de sulfure d'ammonium.

Quand on fait réagir entre eux du sulfure de carbone, de l'ammoniaque et de l'alcool anhydre, on observe deux espèces de réactions qui marchent parallèlement: d'abord il se forme un mélange de sulfocarbonate et de sulfocyanure d'ammonium, puis, l'ammoniaque s'unit avec du sulfure de carbone en formant du sulfocar-

bonate de sulfure d'ammonium. Les deux premiers se forment de préférence quand on opère à une température de 30 à 40° avec des liqueurs concentrées et sous l'influence d'un excès d'ammoniaque.

Au contraire, le sulfocarbonate d'ammoniaque se produit en présence d'un excès de sulfure de carbone avec des liqueurs étendues et à une température de 10 à 15°.

Ce sel cristallise en prismes allongés de couleur jaune citron ; ils possèdent une odeur de sulfure d'ammonium, sont très-solubles dans l'eau et dans l'alcool ; l'auteur leur attribue la formule



En versant de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique, il se sépare une huile incolore formée d'acide sulfocarbonique et d'hydrogène sulfuré ; cette combinaison se détruit rapidement, et parmi les produits et sa décomposition, on remarque une forte proportion d'acide sulfocyanhydrique.

Exposé à l'air, le sulfocarbamate de sulfure d'ammonium se résout en un liquide trouble qui ne paraît formé que de sulfocyanure d'ammonium. Chauffé avec de la potasse il se décompose en sulfure et sulfocyanure de potassium, en eau et en ammoniaque. Le chlore, l'iode et le brome lui enlèvent de l'ammoniaque et produisent une substance qui est composée d'après la formule



Le sulfocarbamate de sulfure d'ammonium précipite les sels de cadmium, de nickel, de cobalt, de bismuth et de mercure ; le nitrate d'urane en est coloré en rouge.

Avec des dissolutions concentrées de sulfocarbonate d'ammoniaque et de sulfate chrômique, il se produit au bout d'un quart d'heure une masse de petites aiguilles qui renferment du soufre et du chrôme.

Le *sulfocarbamate de sulfure de plomb* $S^3C^2AzH^2, SPb$, se produit par double décomposition au moyen du sel ammonique et de l'acétate de plomb. Le précipité est blanc, mais il passe au rose par la dessiccation. Chauffé avec de la potasse, il se décompose en sulfure de plomb, acide sulfocyanhydrique et hydrogène sulfuré. Contraire-

ment aux indications, ce sel a pu être desséché à l'air sans éprouver de décomposition.

Sulfocarbamate de sulfure de zinc, $S^3C^2AzH^2, SZn$.— Cette combinaison a été prise pour du sulfocarbonate de zinc par M. Zeise ; d'après lui, le sulfocarbonate de sulfure de zinc, ou, comme il l'appelle, le *sulfurénate de zinc* (S^2C^2AzH, SZn), se dépose en pyramides vertes quand on abandonne les eaux mères au repos. L'auteur n'a pu l'obtenir en cristaux ; il a préparé le sulfocarbamate de sulfure de zinc par voie de double affinité.

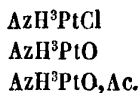
Il a préparé de la même manière le *sulfocarbamate* de cuivre qui constitue une poudre jaune, insoluble dans l'eau.

177. — Recherches sur les combinaisons ammoniacales du platine ; par M. GERHARDT (*Revue scientifique et industrielle*, t. XXXVII, p. 273, et *Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 241).

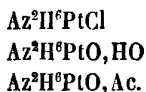
Avant de décrire les nouvelles combinaisons ammoniacales dont l'histoire du platine vient de s'enrichir, nous croyons utile de rappeler sommairement à nos lecteurs certaines séries salines, à côté desquelles doivent se placer parallèlement les composés platiniques qui font le sujet des recherches de M. Gerhardt.

En se combinant avec l'ammoniaque, le protochlorure et le protoxyde de platine ($PtCl$ et PtO) peuvent donner naissance à deux séries salines très-complètes.

Dans la première série, un seul équivalent d'ammoniaque AzH^3 se trouve intimement combiné à l'élément platineux. Les principaux termes de cette série se représentent par les formules :



Dans la deuxième série, 2 équivalents d'ammoniaque Az^2H^6 s'unissent à l'élément platineux pour donner :

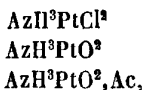


Telles sont les combinaisons décrites par M. Reiset et reproduites avec quelques détails dans l'*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 160.

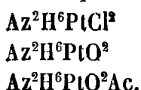
M. Gerhardt s'est demandé s'il ne serait pas possible d'obtenir, avec le bichlorure et le bioxyde de platine une série saline correspondante et présentant assez de stabilité pour permettre des doubles échanges comme dans les composés platineux.

Le succès a couronné les efforts de M. Gerhardt.

L'ammoniaque en s'unissant à l'élément *platinique* ($\text{PtCl}^3 - \text{PtO}^2$), peut également donner deux séries salines; l'une renfermant en combinaison 1 équivalent d'ammoniaque



et l'autre 2 équivalents d'ammoniaque



On le voit, ces nouveaux sels sont au bioxyde de platine ce que les combinaisons de M. Reiset sont au protoxyde de ce métal.

Pour éviter la confusion, nous leur conserverons les dénominations que M. Gerhardt leur applique.

Les sels de *platinamine* sont ceux dans lesquels l'élément platinique ($\text{PtO}^2 - \text{PtCl}^3$) est combiné avec 1 équivalent d'ammoniaque. Les sels de *diplatinamine* renferment 2 équivalents d'ammoniaque.

I. Sels de *platinamine*.

Ils ne dégagent pas d'ammoniaque par la potasse. On obtient plusieurs d'entre eux par double décomposition avec le nitrate neutre.

Une solution saturée et froide de nitrate neutre de *platinamine* présente les réactions suivantes :

- Avec la potasse. léger précipité cristallin blanc jaunâtre de *platinamine* aisément soluble dans les acides.
- l'ammoniaque. même réaction.
- le carbonate de soude. . . . précipité cristallin blanc jaunâtre.
- l'oxalate d'ammoniaque. . . . abondant précipité blanc jaunâtre et cristallin, qui se présente souvent au microscope comme une multitude de croix formées par des feuilles de fougère.

Avec le sulfate de soude. pas de précipité.

— le phosphate de soude. précipité blanc floconneux, soluble dans un excès de phosphate de soude.

Tous les sels de platinamine sont plus ou moins colorés en jaune et peu solubles dans l'eau. Leur réaction la plus caractéristique est celle qu'ils présentent avec l'acide chlorhydrique : lorsqu'on ajoute cet acide à la solution d'un sel de platinamine, elle se fonce davantage en couleur, et si l'on porte le liquide à l'ébullition, il se précipite une poudre cristalline d'un jaune citron qui se présente au microscope sous la forme d'octaèdres plus ou moins modifiés ; c'est le bichlorhydrate de platinamine.

Platinamine. — On obtient cet alcali à l'état cristallisé en ajoutant un excès d'ammoniaque à une solution bouillante de nitrate neutre de platinamine. Les parois du ballon se recouvrent alors d'une infinité de petits cristaux très-brillants qui y adhèrent fortement et dont la quantité augmente peu à peu ; on décante le liquide surnageant et on le remplace par de l'eau distillée qu'on porte à l'ébullition ; la platinamine, qui y est à peu près insoluble, se détache alors et se rassemble sous la forme d'une poudre cristalline, pesante, jaunâtre et très-brillante. Elle se présente au microscope sous la forme de petits prismes rhomboïdaux très-courts et souvent modifiés sur les arêtes et les angles. On obtient une nouvelle quantité de platinamine par l'évaporation du liquide ammoniacal décanté. Les cristaux ne changent pas de poids par la dessiccation à 130°.

Leur composition correspond à la formule :



Lorsqu'on chauffe la platinamine dans un petit tube fermé, elle décrépite, dégage de l'eau et de l'ammoniaque et finit par laisser du platine métallique. Elle se dissout aisément à chaud dans les acides étendus, même dans l'acide acétique. La potasse bouillante n'en dégage pas une trace d'ammoniaque et ne la dissout pas.

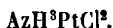
La platinamine forme avec un grand nombre d'acides des sels cristallisables ; elle donne des sels neutres et des sels acides

Bichlorhydrate de platinamine. — Ce sel est la matière première avec laquelle se préparent toutes les combinaisons de platinamine. On l'obtient de la manière suivante : on prépare d'abord

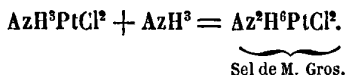
le chlorure $Az^2 H^6 PtCl$ de M. Reiset en dissolvant à chaud le proto-chlorure de platine dans l'ammoniaque; la dissolution étant évaporée à siccité, on pulvérise le résidu et on le chauffe dans une capsule de manière à lui faire perdre la moitié de son ammoniaque, et jusqu'à ce qu'on voie se développer de fortes vapeurs de sel ammoniac. On lave à l'eau froide pour enlever le sel biammoniacal qui n'aurait pas été transformé en chlorure jaune $AzH^3 PtCl$, on délaye le résidu dans l'eau, on porte à l'ébullition, et l'on dirige un courant de chlore dans la liqueur bouillante. Le chlorure qui est d'un jaune pâle, se transforme ainsi en une poudre pesante, d'un jaune citronné, très-brillante, entièrement composée d'octaèdres ou de dérivés de l'octaèdre. L'action est terminée quand une goutte du liquide surnageant, portée sur le porte-objet du microscope, ne présente plus les prismes incolores et enchevêtrés du chlorure $AzH^3 PtCl$, et qu'on ne voit que des cristaux jaunes du bichlorhydrate de platinamine.

Ce dernier sel est insoluble dans l'eau froide, et très-peu soluble dans l'eau bouillante, ainsi que dans l'eau chargée d'acide chlorhydrique.

Les résultats de l'analyse correspondent à la combinaison d'équivalents égaux de chlorure platinique et d'ammoniaque :



Ce composé, bouilli avec de l'ammoniaque, se dissout entièrement; la solution dépose par l'évaporation un précipité jaune clair et cristallin de bichlorhydrate de diplatinamine (chlorure de Gros). On a en effet :



L'acide nitrique et l'acide sulfurique, concentrés et bouillants, ne l'attaquent pas. La potasse n'en dégage pas d'ammoniaque, ni à froid ni à l'ébullition; mais la potasse bouillante le dissout en donnant une solution dorée; les acides produisent dans cette solution un précipité chamois, insoluble dans l'acide acétique bouillant.

Ce précipité ne se comporte pas comme la platinamine; la potasse, en dissolvant le bichlorhydrate de platinamine, paraît donc déterminer une action secondaire, ayant pour effet la métamorphose de la platinamine.

Les cristaux de bichlorhydrate de platinamine ne s'altèrent pas quand on les fait bouillir avec une solution concentrée de bichlorure de platine.

Les octaèdres du bichlorhydrate de platinamine paraissent être à base carrée ou rectangulaire, du moins ils sont quelquefois remplacés par des prismes.

Nitrate neutre de platinamine. — Pour obtenir ce sel, on fait bouillir le bichlorhydrate, délayé dans beaucoup d'eau, avec une solution de nitrate d'argent, jusqu'à ce qu'il ne se précipite plus de chlorure d'argent. On filtre bouillant; le nitrate se précipite alors par le refroidissement sous la forme d'une poudre cristalline, grenue comme du sable et jaunâtre. Ordinairement, si l'ébullition avec un léger excès de nitrate d'argent n'est pas longtemps prolongée, une certaine quantité de chlorhydrate reste non décomposée; dans ce cas, le liquide filtré est encore très-jaune, et dépose à la longue du chlorure d'argent. Mais si l'on abandonne le tout pendant 24 heures, la décomposition est complète, et l'on n'a ensuite qu'à faire bouillir avec de l'eau le premier dépôt des cristaux pour en séparer tout le chlorure d'argent.

Les cristaux de nitrate déposés dans une solution saturée à l'ébullition, sont ordinairement agglomérés de manière qu'on n'en reconnaît pas bien la forme au microscope. On la distingue mieux si l'on n'attend pas que tout le sel soit déposé, ou si l'on évapore la solution et qu'on examine les premières croûtes cristallines qui se forment à la surface: ce sont alors des rhombes, ou des tables hexagones.

Ce sel est peu soluble dans l'eau froide; il se dissout mieux dans l'eau bouillante; la solution est légèrement jaunâtre et rougit le tournesol. Il est bien moins soluble dans l'eau déjà chargée de sels.

Sa composition correspond à la formule :

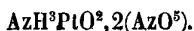


A froid, la solution de ce sel n'est pas précipitée par l'acide chlorhydrique, mais un léger échauffement suffit pour déterminer la précipitation d'octaèdres jaunes de bichlorhydrate de platinamine.

Binitrate de platinamine. — On l'obtient aisément en ajoutant un excès d'acide nitrique à la solution du nitrate neutre, et concentrant par l'évaporation. Quand la plus grande partie de l'acide

excédant est chassée, le liquide se prend en une masse cristalline qu'on reconnaît au microscope comme entièrement composée de prismes. On n'a qu'à laver le produit à l'eau froide où il est insoluble, pour l'avoir pur. Il se présente à l'état et sous la forme d'une poudre jaunâtre. L'eau bouillante n'en dissout que très-peu; mais l'eau chargée d'acide nitrique le dissout plus aisément, surtout à chaud, et le dépose par le refroidissement à l'état cristallisé.

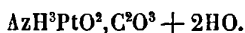
Ce sel se représente par :



Oxalate neutre de platinammine. — Lorsqu'on ajoute de l'oxalate d'ammoniaque à une solution de nitrate neutre de platinammine, il se produit un précipité jaune clair et cristallin qu'on fait dissoudre dans de l'eau bouillante. On l'obtient alors sous la forme de feuillets de même couleur.

M. Gerhardt a analysé le sel précipité et séché à 120° après l'avoir lavé à l'eau froide, où il est fort peu soluble. Il se présente alors à l'état d'une poudre jaune d'œuf.

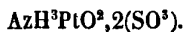
Les nombres conduisent à la formule :



Ce sel explosionne comme l'oxalate d'argent en donnant beaucoup d'eau, de l'ammoniaque et du platine métallique. Il est donc nécessaire de l'humecter avec de l'acide sulfurique concentré avant de le calciner pour le dosage du platine.

Bisulfate de platinammine. — La platinammine se dissout aisément dans l'acide sulfurique étendu; lorsqu'on concentre la solution, il se sépare à la surface des pellicules cristallines de bisulfate. On évapore le liquide presque à siccité et on le reprend par l'alcool qui ne dissout pas ce sel. On lave celui-ci à l'alcool; après la dessiccation, il se présente sous la forme d'une poudre jaune, sans saveur acide, et assez soluble dans l'eau chaude.

La formule est :



II. Sels de diplatinammine.

On les obtient par l'action de l'acide nitrique ou du chlore sur les sels platineux correspondants.

Ils contiennent donc tous les éléments des sels de platinammine, plus de l'ammoniaque, car



Aussi dégagent-ils de l'ammoniaque quand on les chauffe avec de la potasse concentrée; de même, on obtient le bichlorhydrate de diplatinammine quand on fait bouillir avec de l'ammoniaque le bichlorhydrate de platinammine.

On pourrait, d'après cela, considérer les sels de diplatinammine comme des combinaisons doubles de sels de platinammine et de sels d'ammoniaque. Cette manière de les envisager se trouverait appuyée par la circonstance qu'un grand nombre de sels de diplatinammine sont acides, et renferment deux acides, de sorte que si l'on y suppose de l'ammoniaque et de la platinammine, ils représenteraient des sels doubles neutres. Mais cette théorie effacerait tout parallélisme entre les combinaisons ammoniacales du bichlorure et du protochlorure de platine, puisqu'on n'aurait plus alors qu'une seule base ammoniacale pour le bichlorure.

L'auteur n'a pas encore réussi à isoler la diplatinammine. Ni l'ammoniaque, ni la potasse ne la précipitent d'une solution de nitrate neutre.

La diplatinammine forme trois espèces de sels : des équisels, des sesquisels et des bisels. Elle a surtout une grande tendance à former des sels doubles à deux acides. A cette classe de sels doubles, remarquables surtout par la persistance de leur type dans les doubles décompositions, appartiennent les sels découverts par M. Gros, et ceux décrits dernièrement par M. Raewsky (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 135). Ils constituent des sels acides de diplatinammine formés par l'acide chlorhydrique et un autre acide.

Bichlorhydrate de diplatinammine.— Ce sel a été obtenu pour la première fois par M. Gros, au moyen de son nitrate $\text{Az}^2\text{H}^6\text{PtClO}_4, \text{AzO}^5$ et l'acide chlorhydrique ou les chlorures. Il se produit aussi, suivant M. Reiset, lorsqu'on fait passer un courant de chlore dans une solution de son chlorure biammoniacal $\text{Az}^2\text{H}^6\text{PtCl}$. M. Gerhardt trouve cette dernière méthode bien préférable à la première, et il l'a toujours employée avec succès.

Un autre moyen d'obtenir le bichlorhydrate de diplatinammine consiste à faire bouillir avec de l'ammoniaque le sel correspondant de platinammine; quand la solution est effectuée, on chasse l'excé-

dant d'ammoniaque par l'évaporation; le sel se dépose alors sous la forme d'une poudre jaune clair et cristalline. Si l'évaporation de l'ammoniaque est lente, les cristaux du précipité sont assez gros pour qu'on les reconnaisse au microscope pour des octaèdres parfaitement déterminés. Il est nécessaire toutefois de laver le précipité à l'eau bouillante, afin d'enlever une petite quantité d'une matière soluble qui se produit par l'action prolongée de l'ammoniaque sur ces octaèdres. La solution aqueuse précipite en blanc par les acides.

Enfin on obtient ce bichlorhydrate en ajoutant de l'acide chlorhydrique à la solution du nitrate neutre de diptatinamine que nous décrirons plus bas.

La formule de ce sel est bien $Az^2H^6PtCl^2$.

M. Gerhardt s'est en outre assuré que le chlorhydrate décrit par M. Raewsky présente cette même composition.

A froid, le bichlorhydrate de diptatinamine ne dégage pas d'ammoniaque par la potasse; mais si l'on fait bouillir, il se développe lentement de l'ammoniaque. Une partie du sel se dissout en colorant la potasse en jaune, une autre partie reste à l'état de flocons blanc jaunâtre, peu solubles dans les acides chlorhydrique et nitrique; la partie dissoute précipite abondamment en blanc par les acides.

Sesquichlorhydro-nitrate de diptatinamine. — Lorsqu'on fait bouillir pendant quelques minutes le bichlorhydrate de diptatinamine avec une solution de nitrate d'argent en léger excès, et qu'on filtre la masse bouillante pour séparer le chlorure d'argent, le liquide dépose par le refroidissement une masse cristalline jaunâtre, composée d'une combinaison de binitrate et de chlorhydrate de diptatinamine. On la fait recristalliser dans l'eau bouillante. Le produit est pur lorsque la solution aqueuse ne précipite pas, par le sulfate de soude, des aiguilles incolores (sulfate de Gros). On l'obtient sous la forme de petits rhombes très-brillants et durs, jaunâtres, peu solubles dans l'eau froide, assez solubles dans l'eau bouillante. S'il précipitait le sulfate de soude, cela indiquerait un mélange de bichlorhydro-nitrate (nitrate de Gros), et il faudrait alors le traiter encore une fois par le nitrate d'argent. Si l'on n'emploie pas assez de nitrate d'argent dans le traitement du bichlorhydrate, on n'obtient que le bichlorhydro-nitrate.

On déduit de l'analyse la formule que voici :



La solution de ce sel précipite l'acide chlorhydrique en blanc

cristallin (1) ; l'oxalate d'ammoniaque en blanc ; le carbonate de soude en blanc caillebotté. Elle ne précipite pas immédiatement le phosphate de soude, mais par l'agitation avec une baguette, il apparaît d'abondants flocons blancs cristallins qui, examinés au microscope, présentent l'aspect de touffes de cheveux ; lorsqu'on frotte avec la baguette les parois du verre où l'on fait la précipitation, il y apparaît des stries, comme dans le cas du phosphate ammoniacomagnésien. Une solution saturée de sesquichlorhydro-nitrate ne précipite pas le sulfate de soude ; cependant si l'on abandonne le mélange pendant 24 heures, il s'y forme quelques flocons cristallins.

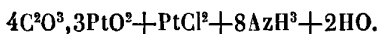
Les propriétés précédentes s'accordent entièrement avec celles que M. Raewsky attribue à un de ses nitrates. Les résultats analytiques paraissent aussi se confondre.

Bichlorhydro-nitrate de diptatinamine. — C'est le nitrate de Gros dont la formule est :



Sesquichlorhydro-oxalate de diptatinamine. — Lorsqu'on ajoute de l'oxalate d'ammoniaque à une solution chaude de sesquichlorhydro-nitrate, il se produit un précipité cristallin d'un blanc jaunâtre, insoluble dans l'eau. Ce précipité se présente au microscope sous la forme de prismes assez bizarrement groupés : ordinairement un certain nombre de prismes sont fixés rectangulairement par l'une de leurs extrémités, de distance en distance, sur toute la longueur d'un autre prisme, à peu près comme les échelons d'une échelle qui serait privée de l'un de ses montants. M. Gerhardt a trouvé exactement la même disposition dans le précipité obtenu avec le nitrate qui avait été préparé par M. Raewsky.

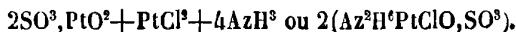
La composition de ce sel peut se représenter par :



Bichlorhydro-oxalate de diptatinamine. — C'est l'oxalate de M. Gros :



Bichlorhydro-sulfate de diptatinamine. — C'est le sulfate de M. Gros :



(1) Ce précipité est le bichlorhydrate. Il est d'un jaune très-clair après avoir été desséché.

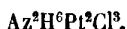
Dans l'espoir d'obtenir un sulfate non chloré, M. Gerhardt fit dissoudre le bichlorhydrate dans l'acide sulfurique concentré, et il fit chauffer dans une capsule jusqu'à chasser une partie de l'acide. La matière qui avait dégagé beaucoup d'acide chlorhydrique, se prit par le refroidissement en une masse cristalline, qui fut traitée par l'eau bouillante. Le sel peu soluble se dépose par le refroidissement sous la forme d'une poudre cristalline, composée de petits prismes très-courts. Ce sel lavé à l'eau froide contenait du chlore ; par la calcination, il donnait du sel ammoniac.

C'était le sulfate de M. Gros.

Le *sesquichlorhydro-carbonate de diptatinamine* et le *sesquichlorhydro-phosphate de diptatinamine* ne sont autre chose que le carbonate et le phosphate de M. Raewsky.

Bichlorhydro-chloroplatinate de diptatinamine. — Lorsqu'on fait passer du chlore dans le sel vert de Magnus (AzH^3PtCl) délayé dans l'eau bouillante, il se convertit peu à peu en une poudre cristalline d'un rouge tripoli, très-brillante, très-peu soluble et qui se présente au microscope sous la forme de tables hexagonales très-allongées et arrondies sur les angles. Ce corps n'est autre que le sel double déjà décrit par M. Reiset.

Sa formule brute est :



D'après cela, le chlorure vert fixe purement et simplement du chlore au contact de ce gaz. Mais là ne s'arrête pas l'action. Le liquide où s'est formé le chloroplatinate présente la couleur jaune d'une solution de bichlorure de platine ; si l'on continue l'action du chlore, le chloroplatinate se dissout en plus grande partie, une autre partie se transforme en un précipité blanc jaunâtre et cristallin. Il ne faut faire passer le gaz dans la liqueur que jusqu'au moment où l'on ne voit plus de précipité rouge ; un courant plus longtemps prolongé ferait perdre beaucoup de produit et augmenterait le précipité blanc jaunâtre. La solution jaune rougeâtre renferme en dissolution un nouveau sel qu'on obtient pur, en concentrant la liqueur par l'évaporation et ajoutant de l'alcool ; le sel se dépose alors sous la forme de paillettes jaunes et brillantes qui se présentent au microscope sous la forme de tables carrées très-minces, à peine colorées,

et réunies en faisceaux, ou de prismes jaunes plus gros et isolés. On peut aussi évaporer la solution presque à siccité et reprendre par l'alcool bouillant; le sel reste alors à l'état insoluble; après la dessiccation, il est jaune orangé comme le chloroplatinate d'ammoniaque. Il se dissout aisément dans l'eau chaude, et donne, par le refroidissement, des paillettes qui ont le même aspect que celles qu'on précipite par l'alcool.

Les résultats de l'analyse de ce sel séché à 120° conduisent aux rapports



Chlorhydrate neutre de diplatineamine. — MM. Laurent et Gerhardt ont décrit dernièrement (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 308), une substance résineuse, très-soluble dans l'eau, qu'on obtient par l'action de l'ammoniaque caustique sur le chloroplatinate d'ammoniaque. Cette substance a donné à l'analyse les rapports :



qui sont les mêmes que ceux du chlorhydrate neutre de diplatineamine.

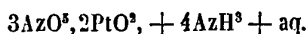
M. Gerhardt espérait obtenir le bichlorhydrate de la même base en ajoutant de l'acide chlorhydrique au chlorhydrate résineux; toutefois cet acide versé dans la solution aqueuse et chaude, a occasionné un précipité orangé et cristallin qui n'a paru être que du chloroplatinate d'ammoniaque régénéré.

Sesquinitrate de diplatineamine. — Après avoir vainement essayé, dans le but d'obtenir un sel de diplatineamine non chloré, de décomposer le bichlorhydrate par l'acide sulfurique concentré et le sesquichlorhydro-nitrate par le nitrate d'argent, M. Gerhardt a eu l'idée suivante qui a réalisé son désir. Les sels de M. Gros et de M. Raewsky se produisent soit par l'action du chlore sur le chlorure $\text{Az}^2\text{H}^6\text{PtCl}$ de M. Reiset, soit par celle de l'acide nitrique sur le sel vert de Magnus.

En faisant agir l'acide nitrique sur le nitrate $\text{Az}^2\text{H}^6\text{PtO}, \text{AzO}^5$, on devait obtenir le nitrate correspondant $\text{Az}^2\text{H}^6\text{PtO}^2, \text{AzO}^5$. Les cristaux de ce nitrate furent donc chauffés avec de l'acide nitrique pur et concentré. A peine les cristaux subissaient-ils le contact de l'acide chaud qu'ils se transformèrent en une poudre cristalline d'un beau

bleu de ciel ; on fit bouillir jusqu'à ce qu'il ne se développât plus de vapeurs rouges. La poudre bleue pâlit peu à peu sans cependant perdre entièrement sa teinte ; on décanta l'acide nitrique, et on fit dissoudre le dépôt dans l'eau bouillante. On obtint par le refroidissement un abondant dépôt cristallin, blanc, sans aucune apparence de bleu. Le liquide aussi où s'était formé ce précipité était entièrement incolore. La poudre cristalline se présentait au microscope soit sous forme de tables hexagones, soit sous celle de prismes très-obliques à base d'hexagone.

Les résultats de l'analyse de ce sel conduisent à la formule :



Cette composition est intéressante en ce qu'elle correspond au nitrate de M. Raewsky, produit dans des circonstances semblables, l'équivalent d'acide chlorhydrique de ce dernier sel étant remplacé par l'acide nitrique.

L'analogie entre les deux sels ne se borne pas seulement à la composition et au mode de formation, elle se continue aussi dans les réactions. De même que le nitrate de M. Raewsky échange son acide nitrique pour d'autres acides, par double décomposition, tandis que l'acide chlorhydrique (1 équivalent) persiste en combinaison, de même ce nouveau sesquinitrate échange, par double décomposition, la même quantité d'acide nitrique, tandis qu'il en reste en combinaison une autre proportion (1 équivalent), de manière à produire des sels doubles.

Le sesquinitrate de diplatinnamine est un sel peu soluble dans l'eau froide ; l'eau bouillante en dissout davantage, mais la plus grande partie se dépose par le refroidissement à l'état cristallin. Il est moins soluble dans l'acide nitrique que dans l'eau. Lorsqu'on le chauffe dans un tube fermé, il fait subitement explosion comme un corps nitré organique.

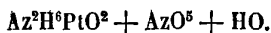
Voici les réactions que présente une solution aqueuse et saturée de sesquinitrate de diplatinnamine.

- Avec la potasse rien ; à chaud, non plus.
 — l'ammoniaque rien ; à chaud, non plus.
 — le carbonate de soude . . précipité blanc cristallin.

- Avec le carbonate d'ammonia-** au bout de quelques instants, des
que. flocons et des pellicules cristal-
 lines à la surface, se présentant
 au microscope comme des ai-
 guilles entrelacées.
- l'oxalate d'ammoniaque . . . abondant précipité blanc flocon-
 neux.
- le sulfate de soude . . . pas de précipité.
- le phosphate de soude . . pas de précipité.
- l'acide chlorhydrique . . . au bout de quelques instants, un
 précipité blanc, pesant et cris-
 tallin; il devient plus abondant
 par l'ébullition et se présente
 au microscope sous forme de
 petits prismes.
- le chlorhydrate d'ammo-
 niaque rien.
- l'acide sulfurique rien.
- l'acide nitrique au bout de quelques instants, un
 léger précipité cristallin.

Nitrate neutre de diplatine. — Lorsqu'on fait bouillir le sesquinitrate solide avec de l'ammoniaque, le sel se dissout, et, par le refroidissement, il se dépose une poudre blanche amorphe. C'est le nitrate neutre. Il est peu soluble dans l'eau froide et assez soluble dans l'eau chaude.

La formule du nitrate neutre est :



Ce sel explosionne vivement et avec ignition quand on le chauffe dans un tube. Humecté à l'état sec, avec de l'acide sulfurique, il prend une teinte bleue, en émettant quelques vapeurs rouges.

Une solution moyennement concentrée de ce sel présente les réactions suivantes :

- Avec l'oxalate d'ammoniaque** . . précipité blanc, pesant et cristal-
 lin, composé de petits prismes.
- le phosphate de soude . . précipité blanc floconneux, solu-
 ble dans un excès de phosphate,
- le sulfate de soude rien.
- le carbonate de soude . . léger précipité blanc et cristallin.

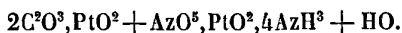
Avec le chlorhydrate d'ammoniaque rien.

— l'acide chlorhydrique . . . rien à froid; si l'on fait bouillir, il se produit par le refroidissement un léger précipité blanc et cristallin, composé d'octaèdres de bichlorhydrate.

La formation du bichlorhydrate par l'acide chlorhydrique et le nitrate neutre de diplatnammine établit un lien direct entre les sels de diplatnammine et les sels de MM. Gros et Raewsky.

Sesquinitro-oxalate de diplatnammine. — Ce sel se précipite sous la forme de flocons blancs volumineux, lorsqu'on ajoute de l'oxalate d'ammoniaque à une solution de sesquinitrate de diplatnammine. Il est insoluble dans l'eau à chaud et à froid.

Il aurait pour formule :



Ce sel chauffé dans un petit tube, explosionne en prenant feu, et donne de l'eau et de l'ammoniaque. A chaud, il se dissout avec effervescence dans l'acide sulfurique concentré en dégageant des vapeurs rouges; la liqueur devient alors d'un jaune foncé, et si l'on y ajoute un peu d'eau, elle dépose par le refroidissement un sel jaune cristallin. Lorsqu'on humecte d'acide sulfurique concentré le sesquinitro-oxalate et qu'on chauffe dans une petite capsule, comme pour le dégager du platine, on voit le sel devenir d'un bleu clair: il se forme probablement alors le même corps bleu signalé plus haut.

Le sesquinitro-oxalate se dissout aisément dans l'acide nitrique étendu et bouillant; la solution dépose par le refroidissement un sel blanc et cristallin qui paraît être le binitro-oxalate analogue au bichlorhydro-oxalate (oxalate de Gros).

Il reste à conclure de ces recherches intéressantes, que le bichlorure et le bioxyde de platine forment avec l'ammoniaque deux séries salines tout à fait correspondantes à celles du protochlorure et du protoxyde de ce métal.

Enfin que les sels de M. Gros et de M. Raewsky sont des bisels et des sesquisels doubles, en admettant avec M. Gerhardt, que certaines formules de M. Raewsky reposent sur des analyses inexactes et doivent être modifiées.

178. — Sur plusieurs nouvelles combinaisons de l'ammoniaque avec les cyanoferrures et en particulier avec le cyanoferrure de nickel; par M. REYNOSO (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 409).

En versant un excès d'ammoniaque sur le cyanoferrure de nickel récemment précipité et humide, ce sel se dissout, change de couleur, et produit un précipité formé d'aiguilles fines, violacées. Ce composé est très-peu stable et se décompose presque instantanément à l'air. Aussi, pour le dessécher, l'auteur a dû recourir à un artifice particulier, qui est le suivant :

Il prépare une quantité assez notable de ce composé ammoniacal, et, après l'avoir bien lavé avec de l'eau contenant de l'ammoniaque, il le laisse exposé à l'air libre, pendant deux jours, sur un filtre ; la partie qui est en contact avec l'air se décompose instantanément ; mais au centre de la masse, on trouve le produit sec et parfaitement intact, sous la forme d'aiguilles d'une couleur bleue violacée. Par cette dessiccation, ce composé a acquis de la stabilité, il résiste parfaitement à l'action de l'air ; mais à 100 ou 150°, il abandonne de l'eau et de l'ammoniaque. Le résidu, toutefois, n'est pas du cyanoferrure de nickel ; car, porté à une température plus élevée, il laisse dégager du cyanhydrate d'ammoniaque et se réduit en carbures de fer et de nickel pyrophoriques.

Si, au lieu de soumettre le sel sec à l'action de la chaleur, on fait bouillir le sel humide avec de l'eau, il se décompose en cyanoferrure de nickel, en eau et en ammoniaque. Le cyanoferrure de nickel ainsi obtenu est parfaitement pur, et ce moyen de le préparer est le seul qui le fournisse exempt de cyanure de potassium ; et, en effet, il est pour ainsi dire impossible de le débarrasser du cyanoferrure de potassium. Quand on le prépare en précipitant un sel de nickel par du cyanoferrure de potassium, même après qu'il a été lavé pendant plusieurs jours avec de l'eau chaude, il laisse des cendres alcalines. Il n'est pas nécessaire de le faire bouillir avec de l'eau ; à la température ordinaire, la décomposition du cyanoferrure de nickel ammoniacal s'effectue déjà, seulement elle est beaucoup plus longue. Les acides faibles s'emparent de l'ammoniaque sans attaquer le cyanoferrure de nickel mis en liberté ; les acides concentrés décomposent le cyanoferrure de nickel à la manière ordinaire. La

potasse dégage de l'ammoniaque, produit un précipité d'oxyde de nickel et du cyanoferrure de potassium.

Le cyanoferrure de nickel ammoniacal se prépare, comme nous l'avons déjà dit, directement, en versant de l'ammoniaque sur le cyanoferrure de nickel récemment précipité et humide; on peut aussi le préparer en versant du cyanoferrure de potassium dans une dissolution de nickel contenant beaucoup d'ammoniaque, ou en faisant réagir le sel de nickel en dissolution sur un mélange d'ammoniaque et de cyanoferrure de potassium. Dans tous les cas, les aiguilles du sel sont d'autant plus belles qu'elles se sont formées plus lentement, c'est-à-dire quand il y avait beaucoup d'ammoniaque, et que la dissolution était par conséquent très-étendue.

L'analyse de ce sel a conduit à la formule



Cyanoferrure de nickel biammoniacal : $2\text{NiC}^2\text{Az}, \text{FeC}^2\text{Az}, 2\text{AzH}^3\text{HO}$. — En versant du cyanoferrure de potassium dans une dissolution de nitrate de nickel ammoniacal, on obtient un précipité blanc verdâtre, qui, après avoir été bien desséché, se montre en masse verte très-foncée qui devient blanche par la pulvérisation. Il happe à la langue et est entièrement insipide. Ce corps est complètement insoluble dans l'eau et tout à fait inaltérable dans ce liquide. Les acides faibles agissent sur lui de la même manière que sur le sel précédent; cependant il se détruit moins facilement. L'ammoniaque le dissout et le transforme en cyanoferrure quintiammoniacal. La chaleur le décompose en dégageant de l'ammoniaque, du cyanhydrate d'ammoniaque, et laissant un carbure qui brûle en fusant.

Ce sel se combine ou plutôt se mélange avec le cyanoferrure de cuivre ammoniacal, en produisant un précipité d'une belle couleur fleur de pêcher. La meilleure manière d'obtenir ce précipité consiste à précipiter par le cyanoferrure de potassium un mélange de nitrate de nickel ammoniacal et du nitrate de cuivre ammoniacal.

Cyanoferride de nickel biammoniacal. — Le cyanoferride de potassium, versé dans le nitrate de nickel ammoniacal, produit un précipité d'un beau jaune, soluble dans un excès d'ammoniaque, et dont la formule est :



Tous les cyanoferrures et cyanoferrides des métaux dont les oxydes sont solubles dans l'ammoniaque sont eux-mêmes solubles dans l'ammoniaque. La dissolution alcaline du cyanoferride de cobalt est d'une couleur rouge très-foncée. Il faut pourtant excepter ceux de protoxyde de manganèse et de protoxyde de fer, qui sont insolubles dans l'ammoniaque. Du reste, ces oxydes ne sont solubles dans l'ammoniaque, qu'à la faveur d'un sel ammoniacal.

Les cyanoferrures et cyanoferrides des métaux dont les oxydes sont solubles dans la potasse sont eux-mêmes solubles dans la potasse. C'est ainsi, par exemple, que la potasse, versée dans le cyanoferrure de zinc, produit d'abord du cyanoferrure de potassium et de l'oxyde de zinc qui se dissout dans l'excès de potasse. Si l'on verse la potasse avec précaution, en filtrant, la liqueur ne contient que du cyanoferrure de potassium, et il reste sur le filtre de l'oxyde de zinc. Avec le cyanoferrure de mercure, la réaction est très-nette; ce composé est blanc. En le traitant par la potasse, il se produit du cyanoferrure de potassium, plus de l'oxyde de mercure jaune et insoluble dans un excès de potasse.

179.—Dosage du cyanogène; par M. HEISCH (*Archiv der Pharmacie*, t. CXII, p. 57).

On introduit le cyanure dans un flacon contenant de l'eau et du zinc, on ajoute un peu d'acide sulfurique, et on dirige le gaz dans une dissolution de nitrate d'argent. Le cyanogène se dégage à l'état d'acide cyanhydrique, qui se précipite à l'état de cyanure d'argent.

180.—Sur quelques propriétés de l'iodure de cyanogène; par MM. HERZOG et KLOBACH (*Archiv der Pharmacie*, t. III, p. 129).

L'iodure de cyanogène, découvert en 1821 par M. Wœhler, n'a eu jusqu'ici qu'un intérêt purement théorique. Depuis que M. Meyer (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 29) a constaté sa présence dans l'iode soi-disant pur, quelques chimistes se sont attachés à préciser les propriétés de cette intéressante combinaison.

De ce nombre sont MM. Herzog et Klobach, qui lui assignent la formule C^2AzI .

L'iodure de cyanogène forme des aiguilles incolores, soyeuses, flexibles, semblables à la caféine; il possède une odeur pénétrante qui rappelle d'abord le chlore, puis le cyanogène; sa saveur est très-caustique. Il brunit au soleil, se volatilise à 10° C. Peu soluble

dans l'eau froide, il se dissout aisément dans l'eau chaude, dans l'alcool et dans l'éther.

Dissous dans l'éther ou l'alcool absolu, il s'en sépare particulièrement sous la forme de petites tables carrées; l'alcool à 80 pour 100 l'abandonne en aiguilles flexibles. Les acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique le dissolvent à la température ordinaire, sans l'altérer. L'eau de chlore agit de la même manière.

La dissolution aqueuse du chlorure de cyanogène est sans action sur les dissolutions métalliques. Trituré avec quelques métaux, ce chlorure se décompose, il abandonne du cyanogène, et forme du chlorure et des traces de cyanures.

A chaud, l'acide sulfurique le décompose en iode et en acide cyanhydrique; l'acide chlorhydrique et l'acide nitrique n'agissent pas dans cette circonstance.

L'ammoniaque n'agit qu'en dissolution alcoolique; d'après M. Herzog, elle donne naissance à de l'*iodocyanure d'ammonium*(?) qui se détruit au bout de 12 heures.

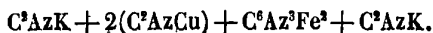
Avec la potasse il forme de l'iodate de potasse, du cyanure et de l'iodure de potassium.

181. — Sur deux nouveaux cyanures doubles; par le duc de LEUCHTEMBERG (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLVIII, p. 377).

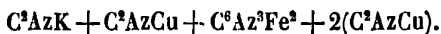
Dans le somptueux établissement galvanoplastique établi par le gouvernement russe, M. le duc de Leuchtemberg a plusieurs fois déjà eu l'occasion de faire des observations (voir, entre autres, *Annuaire de Chimie*, 1848, p. 81) qui ont dû nécessairement échapper à tous ceux qui travaillent sur une petite échelle.

Après avoir donné des détails techniques très-curieux, mais qui intéressent spécialement la galvanoplastie, l'auteur décrit deux cyanures qui se déposent au pôle négatif dans des bains qui contiennent du potassium, du fer, du cuivre et du cyanogène; ces dépôts sont de couleur rouge; ils avaient été observés d'abord dans des bains préparés pour la dorure, et ils commencent à se former dès que la moitié à peu près de l'or a été précipitée. Pendant longtemps ils ont été mis à part et considérés comme aurifères.

Le dépôt qui s'est formé dans le bain d'or paraît composé d'après la formule



Celui qui se produit dans un bain de cuivre est représenté par :

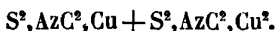


L'auteur ne donne pas ces formules comme irréprochables, et il se propose de revenir sur la composition de ces deux cyanures.

Tous les deux se dissolvent partiellement dans l'eau bouillante; l'acide chlorhydrique les dissout également en laissant un résidu noir, et si on verse de l'acide nitrique dans la liqueur, il se produit un précipité jaune brun, insoluble dans les acides. L'eau régale produit le même effet. L'acide sulfurique dissout les deux cyanures, l'eau précipite de cette dissolution une matière brun jaunâtre, à moins que la liqueur n'ait été préalablement bouillie, alors l'eau ne produit aucune action.

182. — Sur quelques combinaisons du sulfocyanogène; par M. HULL (Annalen der Chemie und Pharmacie, t. LXXVI, p. 93).

Combinaison du sulfocyanure cuivrique avec le sulfocyanure cuivreux. — Le sulfocyanure cuivrique noir se dissout dans une dissolution aqueuse de sulfocyanure de potassium, et quand on l'étend d'eau il se forme un précipité contenant du sulfocyanure cuivreux, et la combinaison en question que l'auteur représente par



Ce composé s'obtient pur quand on fait dissoudre le sulfocyanure cuivrique dans une dissolution alcoolique chaude de sulfocyanure de potassium. Le composé se sépare alors avec une couleur d'orpiment; on le lave d'abord à l'alcool, puis à l'eau. Il se présente dès lors à l'état de poudre amorphe inattaquable par l'eau et insoluble dans le sulfocyanure de potassium. La potasse le décompose en formant du sulfocyanure de potassium. L'acide chlorhydrique est sans action même à chaud et en présence du chlorate de potasse. Mais l'acide nitrique le détruit avec violence et en produisant de l'acide sulfurique.

Il paraît que ce composé se forme encore quand on chauffe modérément le sulfocyanure de cuivre sur une lame de platine; à l'endroit où la température est le plus élevée, il se produit un corps brun jaune qui se propage subitement à travers toute la masse;

cette transformation est accompagnée de sulfure de carbone, de cyanogène et d'autres corps volatils.

Le sulfocyanure cuivrique qui a servi dans une expérience a été préparé de la manière suivante : Une dissolution moyennement concentrée de sulfocyanure de potassium et privée d'air par l'ébullition, puis refroidie, est acidulée par l'acide sulfurique, puis additionnée d'une dissolution de sulfate de cuivre, saturée et privée d'air ; la combinaison se sépare aussitôt à l'état de poudre noire, cristalline, dont la forte densité favorise le lavage par décantation ; exprimée ensuite, puis desséchée sur l'acide sulfurique, elle se conserve assez bien, mais elle se décompose facilement au contact de l'eau ou sous l'influence de la chaleur.

Sulfocyanure d'argent et de potassium. $S^2, AzC^2, Ag + S^2, AzC^2, K.$
—Le sulfocyanure d'argent obtenu par précipitation du nitrate d'argent par le sulfocyanure de potassium est très-soluble dans une dissolution de ce dernier sel, et quand on abandonne sur l'acide sulfurique une dissolution ainsi saturée à chaud, il se forme, au bout de quelques jours, des cristaux incolores du sulfocyanure double dont nous venons de donner la formule.

Ces cristaux appartiennent au système du prisme rhomboïdal droit ; l'eau les décompose en sulfocyanure de potassium et en sulfocyanure d'argent. Quand on opère cette décomposition sous le microscope, on voit le cristal s'entr'ouvrir et donner issue à des grains qui, bientôt, se réunissent en prismes.

Ce sulfocyanure double fond vers 140° , et sans se décomposer. A une température plus élevée, il se décompose et noircit ; si on continue l'action de la chaleur pendant quelque temps, et que l'on traite ensuite par l'eau, il reste du sulfocyanure d'argent en prismes allongés.

Le cyanure et le chlorure d'argent récemment précipités sont très-solubles dans une dissolution concentrée de sulfocyanure de potassium ; l'eau en précipite du sulfocyanure d'argent cristallisé ; l'auteur n'a pas pu en retirer de combinaison définie.

183. — Sur les nitroprussiates, nouvelle classe de sels; par M. PLAYFAIR (*Philosophical Magazine*, t. XXXVI, p. 197, et *Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 317). — **Même sujet; par M. GERHARDT** (*Revue scientifique*, t. XXXVIII, p. 147). — *Id.*, par M. KYD (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 340). — **Action du bioxyde d'azote sur le ferrocyanure de potassium; par M. BARRESWILL** (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVII, p. 441).

L'acide nitrique produit, avec le cyanoferrure de potassium, une combinaison intéressante, le *nitroprussiate de potasse* qui a été entrevu par plusieurs chimistes, et que M. Playfair a soumis à un examen consciencieux.

Thomson est le premier chimiste qui se soit occupé de cette réaction. En faisant digérer une dissolution de cyanoferrure de potassium avec de l'acide nitrique faible, la liqueur prend une couleur de café qui précipite les sels ferreux en bleu, ainsi que l'avait observé Doebereiner; en versant dans cette même liqueur un sulfure alcalin, M. Gmelin produisit de belles nuances qui variaient depuis le rose jusqu'au pourpre ou au bleu.

Durant la première phase de la réaction il ne se dégage que du bioxyde d'azote, mais peu à peu l'action devient moins énergique, et ce gaz cesse de paraître. Le bioxyde d'azote ne se dégage donc que quand la réaction est violente, et comme il était à supposer que ce gaz intervient activement dans le phénomène, M. Playfair en a directement étudié les effets.

Le bioxyde d'azote attaque le cyanure de potassium; la dissolution se colore en rouge et laisse déposer une matière noire qui ressemble au paracyanogène; mais il ne se produit de nitroprussiate qu'après que l'on a ajouté du sulfate de fer. Le bioxyde d'azote joue donc un rôle dans la production de ce sel; toutefois, il n'attaque le sulfocyanure de potassium qu'après qu'on a ajouté la quantité d'acide nécessaire pour neutraliser la base contenue dans le cyanoferrure; dans ce cas le gaz est abondamment absorbé quand on chauffe; il ne l'est pas à froid, et dans le premier cas le liquide produit, avec les sulfures, la coloration caractéristique que nous avons mentionnée plus haut.

Cependant, M. Barreswill conteste l'action du bioxyde d'azote qui vient d'être mentionnée; il pense que, dans l'expérience de M. Playfair, l'air a dû avoir accès; de sorte qu'en définitive, le phénomène d'oxydation dont il s'agit doit être attribué à l'acide hypoazotique.

Les autres cyanoferrures produisent un résultat semblable ; l'acide ferrocyanhydrique est lui-même dans ce cas ; à froid il n'éprouve aucune modification, mais à chaud il passe d'abord à l'état d'acide ferricyanhydrique reconnaissable à son action sur les sels ferreux ; le précipité bleu qu'il produit avec ce dernier pâlit petit à petit et finit par devenir couleur saumon clair ; la liqueur contient alors de l'acide nitroprussique. Pendant toute cette réaction il se dégage du cyanogène et de l'acide carbonique ; ce gaz est exempt de bioxyde d'azote dès que la réaction initiale, si tumultueuse, a cessé.

Le procédé de préparation à l'aide de l'acide ferrocyanhydrique n'est pourtant pas le meilleur ; M. Playfair recommande la marche que voici : On prend 2 équivalents de ferrocyanure de potassium pulvérisé que l'on introduit dans un ballon contenant 5 équivalents d'acide nitrique du commerce étendu de son volume d'eau, et dont le titre a été déterminé à l'aide d'un essai alcalimétrique, Cette proportion d'acide donne le meilleur produit, quoique le cinquième (1 équivalent) suffise pour opérer la transformation complète du sel. On verse à la fois tout l'acide sur le sel, le mélange devient laiteux d'abord, puis il brunit et il se dégage beaucoup de gaz. Quand le tout s'est dissous, le liquide contient du prussiate rouge, du nitroprussiate et du nitrate de potasse. On place le ballon dans un bain-marie pour continuer la réaction ; bientôt le liquide ne produit plus de bleu de Prusse avec le sulfate de fer, le précipité est vert foncé ou bleuâtre. On laisse refroidir, il se dépose du nitrate de potasse souillé d'un peu d'oxamide. L'eau mère, de couleur de café, est neutralisée par un carbonate alcalin correspondant au sel alcalin que l'on veut produire ; on fait bouillir ; ce qui donne lieu à un précipité vert ou brunâtre ; le liquide filtré est rouge rubis et ne contient que du nitrate et du nitroprussiate que l'on sépare par cristallisation. Le sel de soude se prépare le plus facilement.

Il est essentiel de saturer avec du carbonate de soude et non avec de la soude caustique, car le produit se mélangerait avec des ferrocyanures.

Dans cette préparation, le prussiate rouge peut servir tout aussi bien que le prussiate jaune.

Les nitroprussiates possèdent des caractères tellement tranchés qu'il est impossible de les confondre avec aucune autre classe de sels. Ils sont, en général, fortement colorés. Les sels de potassium,

d'ammonium, de sodium, de barium, de calcium et de plomb sont d'une couleur rouge rubis; ils sont très-solubles dans l'eau, qu'ils colorent en rouge foncé. L'alcool ne précipite pas ces dissolutions. Les nitroprussiates sont tous cristallisables. Ceux de cuivre, de zinc, de fer, de nickel, de cobalt et d'argent sont à peu près insolubles.

Le tableau suivant résume les principaux caractères des nitroprussiates solubles en présence des réactifs.

Sulfures alcalins.....	Couleur d'un beau pourpre.
Hydrogène sulfuré.....	Bleu de Prusse, un cyanoferrure et une combinaison particulière.
Sels de plomb neutres.....	Pas de changement.
" basiques.....	Précipité blanc, quand la dissolution est concentrée.
Sels de mercure.....	Pas de changement.
Sels stanneux et stanniques..	<i>Id.</i>
Sels de zinc.....	Précipité couleur de saumon.
" cuivre.....	" vert clair.
" nickel.....	" blanc sale.
" cobalt.....	" incarnat.
" ferreux.....	" couleur de saumon.
" ferriques.....	Pas de changement.
Alcalis caustiques.....	La coloration rouge de la liqueur devient orangée.

Une réaction caractéristique de ces sels se trouve dans la coloration pourpre qu'ils produisent avec les sulfures solubles; ce caractère est tellement sensible qu'il permet de constater de très-minimes quantités de l'un ou l'autre de ces corps. Toutefois, cette couleur pourpre disparaît au bout de quelque temps, par suite d'une décomposition dans laquelle on voit apparaître de l'acide cyanhydrique, de l'ammoniaque, de l'azote, du sesquioxyde de fer, un ferrocyanure et un sulfocyanure, ainsi qu'un nitrite.

Les nitroprussiates solubles se décomposent au contact de l'hydrogène sulfuré; parmi les produits de décomposition on rencontre du sesquioxyde de fer, du bleu de Prusse, du soufre, un ferrocyanure et une combinaison sulfurée particulière.

Ces mêmes sels se décomposent également quand on les fait

bouillir avec les alcalis ; dans ce cas il se forme du sesquioxyde de fer, de l'azote, un ferrocyanure et un nitrite.

L'ammoniaque en excès les décompose, même à froid ; il se dégage de l'azote, et il se précipite une combinaison noire, insoluble.

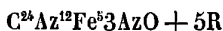
L'acide sulfureux, les sulfites et les hyposulfites ne paraissent pas agir sur les nitroprussiates. L'acide sulfurique concentré les décompose à l'ébullition, et pendant la réaction on remarque la coloration pourpre produite par les sulfures.

Le chlore est sans action.

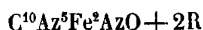
Le bleu de Prusse se dissout dans quelques nitroprussiates avec une belle couleur bleue.

Les dissolutions de quelques nitroprussiates résistent à l'air et à la chaleur. D'autres, et surtout l'acide nitroprussique, les sels de barium, de calcium et d'ammonium se décomposent à froid à la longue, et rapidement quand on chauffe.

Les nombreuses analyses que M. Playfair a exécutées s'accordent avec la formule très-compiquée que voici :



L'auteur ne considère pas cette formule comme irrévocable, il préférerait celle plus simple de



mais il ne trouve pas suffisamment de faits à l'appui.

L'exactitude de cette dernière formule a cependant été établie par M. Gerhardt, et plus tard par M. Kyd, qui a préparé et analysé le nitroprussiate de soude sous la direction de M. Will.

f. *Acide nitroprussique*, $C^{10}Az^5Fe^2AzO + 2H$. — Cet acide s'obtient en dissolution quand on précipite le nitroprussiate d'argent par son équivalent d'acide chlorhydrique ou celui de baryte par son équivalent d'acide sulfurique. Le liquide qui en résulte est rouge brun et très-acide. L'éther ne précipite pas cet acide. La dissolution se décompose rapidement ; elle dégage de l'acide cyanhydrique et elle contient ou elle laisse déposer du sesquioxyde de fer. En évaporant la liqueur dans le vide sur l'acide sulfurique, il se dépose des cristaux d'acide nitroprussique mélangés d'une matière qui paraît être du cyanure de fer. Les cristaux sont rouge foncé, déliquescents, solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther. On peut les dessécher

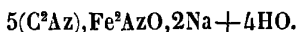
au bain-marie sans qu'ils se décomposent, mais ils se détruisent quand on fait bouillir leur dissolution.

Le *nitroprussiate de potasse* peut s'obtenir d'après le procédé décrit plus haut, ou encore en décomposant par la potasse caustique le nitroprussiate de cuivre maintenu en excès. Ce sel est très-soluble et cristallise difficilement; ses cristaux appartiennent au prisme rhomboïdal oblique; ce sont des prismes à 6 pans, terminés par des pointements; les faces prismatiques sont coupées par des faces terminales obliques sous un angle de $130^{\circ} 14'$, et ces dernières forment avec l'une des faces octaédriques un angle de $125^{\circ} 55'$.

Ce sel verdit à l'air; à la longue ses dissolutions se décomposent et abandonnent du bleu de Prusse. Elles n'éprouvent aucune altération sous l'influence du chlore, de l'hydrogène et de l'acide sulfureux. A 100° , ce sel a perdu 11,73 pour 100 d'eau, et il en a retenu 6,9 pour 100.

Le *nitroprussiate de soude* est le plus cristallisable de tous les sels de cette série; il se prépare comme le sel de potasse ou bien par la décomposition du nitroprussiate de cuivre ou de fer par le carbonate de soude.

M. Kyd s'est servi de ce sel pour établir la formule des nitroprussiates; pour le préparer il a neutralisé l'acide brut par du carbonate de soude, puis il a précipité la dissolution par le sulfate de cuivre, et après avoir bien lavé le dépôt, il l'a décomposé par la soude caustique; le liquide filtré, ayant été évaporé à une douce température, a laissé déposer de gros cristaux que M. Kyd représente par la formule



C'est bien la formule soupçonnée comme vraie par M. Playfair, mais les nombres obtenus par M. Kyd diffèrent de ceux de M. Playfair.

Les cristaux de ce sel appartiennent au système rhomboïdal oblique; son prisme est de $105^{\circ} 17'$; ce prisme est surmonté de deux biseaux dont l'un est de $136^{\circ} 32'$, et l'autre de $125^{\circ} 52'$.

Son aspect rappelle beaucoup le prussiate rouge qui a cristallisé dans une dissolution alcaline. Ce nitroprussiate n'est pas déliquescant, il se dissout dans $2 \frac{1}{2}$ parties d'eau à 16° ; il est plus soluble dans l'eau bouillante, mais il paraît qu'il y a une température intermédiaire à laquelle il est moins soluble qu'à chaud et à froid.

Il supporte une température de 100° sans perdre de son poids.

Le *nitroprussiate de baryte* a été obtenu en décomposant le sel de cuivre par la baryte caustique dont on a évité un excès. La dissolution rouge foncé qu'on obtient abandonne par l'évaporation des cristaux à base carrée surmontés d'un octaèdre de $120^{\circ} 30'$ dont les faces sont coupées par une face terminale sous l'angle de $135^{\circ} 25'$.

Le *nitroprussiate de baryte* est assez soluble dans l'eau. Il se décompose partiellement à l'ébullition. Chauffé au bain-marie, ce sel a abandonné 14,92 à 15,23 pour 100 d'eau.

Le *nitroprussiate d'argent* s'obtient par double décomposition; suivant le procédé employé pour sa préparation sa couleur varie entre l'incarnat et le rose. Il est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'acide nitrique. Avec l'acide chlorhydrique il se décompose en chlorure d'argent et acide nitroprussique; les alcalis caustiques le détruisent également; à froid l'ammoniaque le dissout d'abord, puis il reproduit des cristaux blancs souillés de sesquioxyde de fer, et qui consistent dans une combinaison de *nitroprussiate d'argent* avec l'ammoniaque; au contact de l'eau cette combinaison régénère de l'ammoniaque et du *nitroprussiate d'argent*; à l'ébullition, l'ammoniaque détruit complètement ce sel.

Ce *nitroprussiate* contient de l'eau, dont il perd une partie à 100° ; l'autre partie ne se dégage qu'à une température de beaucoup supérieure à cette dernière.

Le *nitroprussiate de cuivre* obtenu par double décomposition constitue un précipité vert pâle qui devient gris à la lumière. Il est presque insoluble dans l'eau chaude et ne se dissout pas du tout dans l'eau froide ou dans l'alcool. A 100° ce sel perd de 9,92 à 11,42 pour 100 d'eau.

Le *nitroprussiate de fer* se prépare de la même manière que le précédent; il n'est pas tout à fait insoluble dans l'eau froide et se dissout assez bien dans l'eau aiguisée d'acide nitrique. A 100° il perd de 20,40 à 21,30 pour 100 d'eau.

Le *sel de zinc* constitue un précipité couleur saumon; il est orangé foncé quand il se forme lentement. L'eau le dissout mieux à chaud qu'à froid.

Nitroprussiate d'ammoniaque obtenu en décomposant le sel de fer par l'ammoniaque. — Sa dissolution est rouge, elle cristallise mal; les cristaux bleussent au bain-marie, même quand ils ont été desséchés dans le vide. Quand on fait bouillir sa dissolution il se produit du bleu de Prusse, et la liqueur abandonne de beaux cristaux

rouges très-foncés en couleur, qui sont un sel basique. Leur forme appartient au système du prisme rhomboïdal droit; le prisme qui est de $91^{\circ}56'$ est surmonté d'un biseau macradiagonal de $69^{\circ}54'$.

Ce sel est déliquescent et très-soluble dans l'eau.

Le *nitroprussiate de chaux* a été préparé au moyen du sel de fer ou de cuivre qu'on a décomposé par un lait de chaux. Sa dissolution dépose facilement du bleu de Prusse. Concentrée convenablement elle fournit des cristaux rouge foncé brillants, appartenant au prisme rhomboïdal oblique; l'angle du prisme pris dans la section ortho-diagonale est de 140° .

Ce sel est très-soluble dans l'eau; à 100° il perd 17,85 pour 100.

Décomposition des nitroprussiates par les alcalis caustiques et par les sulfures alcalins.

Quand on verse de la potasse dans une dissolution aqueuse de nitroprussiate de potasse additionnée de 2 fois son volume d'alcool, il se produit un précipité floconneux, cristallin, que l'on presse et que l'on fait dessécher sur l'acide sulfurique. Ce précipité est un sel basique; il est peu soluble dans l'alcool; l'eau le dissout abondamment, et acquiert par là une réaction alcaline; la dissolution précipite les sels de plomb en jaune, en brun les sels de fer et de cuivre. Dans le vide elle se décompose en abandonnant du sesquioxyde de fer et un gaz qui colore l'acide sulfurique en rouge. Chauffé, il perd de l'azote et de l'ammoniaque, et il reste un corps noir qui cède du cyanoferrure de potassium à l'eau.

La couleur pourpre mentionnée au commencement et qui s'obtient quand on verse du sulfure alcalin dans la dissolution d'un nitroprussiate, est due à un corps que l'on peut obtenir à l'état solide; quand on additionne une dissolution concentrée de nitroprussiate de soude de 5 ou 6 fois son volume d'alcool, qu'on ajoute ensuite une dissolution alcoolique de monosulfure de sodium, et qu'on lave avec de l'alcool, les gouttes huileuses qui se déposent. Dans le vide, ces gouttes se réduisent en poudre verte, et alors elle ne constitue plus qu'un mélange ou masse bleue, qui représente un produit pur soluble dans l'eau avec une couleur pourpre.

Cette dissolution précipite les sels ferreux avec cette même couleur pourpre; ce précipité se décompose par les lavages. Avec les sels de plomb il se forme un précipité jaune brunâtre et un pré-

cipité brun avec les dissolution cuivriques. La dissolution elle-même s'altère rapidement; elle devient rouge, abandonne un précipité brun et ne renferme plus que du ferrocyanure et du sulfocyanure de sodium, ainsi que du nitrite de soude; en même temps il se dégage un peu d'ammoniaque, de l'acide cyanhydrique et de l'azote. A l'ébullition, cette métamorphose s'opère instantanément.

184. — Sur quelques produits de décomposition du mellonuré de potassium; par M. HENNEBERG (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 228). — **Sur la composition du mellon et des mellonures;** par M. GERHARDT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 318).

Préparation du mellonure de potassium. — Des trois procédés que M. Liebig a fait connaître pour préparer ce corps, M. Henneberg en a expérimenté deux; l'un qui consiste à employer le mellon brut, l'autre, qui fait immédiatement intervenir le prussiate jaune. Comme la préparation en grand de ce mellonure est assez difficile, M. Henneberg rapporte les observations qu'il a faites sur ce point.

Quand on veut préparer le mellonure de potassium avec le mellon brut, on se sert d'un sulfocyanure de potassium qui a été purifié au moins une fois par une cristallisation dans l'alcool. On prépare d'abord du sulfocyanogène par le chlore et le sulfocyanure de potassium; on dessèche le sulfocyanogène et on calcine en vase découvert pour empêcher le soufre de retomber sur le mellon et de l'agglomérer, comme cela arrive toujours quand on opère dans une cornue; la température à employer ne doit pas dépasser celle à laquelle le soufre se volatilise. On termine l'opération dans un creuset couvert et à une température qui ne doit pas être trop forte.

Ainsi obtenu, le mellon brut doit être d'un jaune clair avec peu de gris. On le pulvérise et on le chauffe avant de s'en servir.

On fait fondre ensuite 3 à 5 parties de sulfocyanure de potassium pur que l'on maintient en fusion jusqu'à ce que toute humidité soit expulsée; on y introduit, peu à peu, 1 partie de mellon et pas davantage, sinon il se produirait un boursoufflement trop intense; quand la première réaction est terminée on active le feu en protégeant la masse contre l'action de l'air, et on ne s'arrête que quand on aperçoit de petites aiguilles aux endroits de la cornue où l'on a fait couler une petite quantité de la masse en fusion.

M. Henneberg préfère la chaleur obtenue à l'aide de la lampe à celle produite par le feu du charbon, cette dernière se règle moins

facilement ; au reste, on a une mesure de la température dans le dégagement de cyanogène ; la production de ce gaz indique une décomposition du mellon. L'auteur n'emploie pour cela que de petites cornues, et il n'opère qu'avec 15 ou 20 grammes de sulfocyanure de potassium.

Après avoir débarrassé le col de la cornue des produits bruns qui proviennent de la distillation, on traite la masse à l'eau chaude, on filtre la dissolution et on concentre au bain-marie après avoir ajouté quelques gouttes d'acide acétique ; cette opération amène parfois la séparation d'un corps mucilagineux insoluble dans l'eau. Il se produit alors des cristaux de mellonure que l'on purifie en les faisant dissoudre dans beaucoup d'eau et faisant bouillir la dissolution avec de l'acide acétique et du charbon animal ; on neutralise chaque fois l'acide acétique par un peu de potasse.

Pour éviter l'emploi de l'alcool qui complique un peu la purification du produit, on concentre fortement la dissolution qu'on veut faire cristalliser. L'alcool n'intervient qu'au dernier moment pour laver les cristaux et pour les dépouiller de l'acétate et du sulfocyanure.

M. L. Gmelin a le premier observé la production du mellon pendant qu'on fait fondre le prussiate jaune avec le soufre. Cette opération a, sur la précédente, l'avantage de n'exiger qu'un seul traitement, de plus elle donne un produit plus pur, mais elle en fournit très-peu.

Produit de décomposition du mellonure de potassium.

On fit bouillir 1 partie de mellonure avec 10 parties d'une lessive de potasse de 1,2 de densité étendue de 20 parties d'eau. On remplace de temps en temps l'eau évaporée, et quand le liquide, convenablement concentré, laisse séparer des aiguilles et que par le refroidissement la masse se prend en bouillie, on interrompt cette opération qui est toujours accompagnée d'un abondant dégagement d'ammoniaque.

Après avoir recueilli les cristaux sur un entonnoir garni d'asbeste on les lave d'abord avec de la potasse, et ensuite avec de l'alcool. Puis on les fait dissoudre dans l'eau bouillante et on ajoute un peu d'alcool au liquide filtré, ce qui produit parfois un précipité floconneux qu'on élimine par filtration. En se refroidissant, la dissolution laisse dépo-

ser de longues aiguilles incolores, brillantes, qui constituent le sel d'un acide nouveau, que l'auteur appelle acide *cyamélurique*. Ce sel possède une forte réaction alcaline et une saveur amère et piquante. Il se dissout dans 7,4 parties d'eau à 18° C. et dans 1 ou 2 parties d'eau bouillante. Cette dissolution précipite les sels des terres et des oxydes métalliques. Le précipité magnésien est soluble dans le sel ammoniac. Le sel de cuivre est bleuâtre, cristallin ; il est soluble dans l'ammoniaque.

Le perchlorure de fer neutralisé par l'ammoniaque produit un abondant précipité jaune, amorphe, analogue au phosphate ferrique.

L'acide nitrique ou l'acide chlorhydrique décompose ces sels, et en sépare l'acide cyamélurique sous la forme d'une poudre blanche.

D'après les analyses de l'auteur, l'acide cyamélurique serait tribasique ; son sel de potasse se représenterait par la formule



D'après M. Gerhardt cette formule est



Et alors le mellon devient l'imide de cet acide, c'est-à-dire un sel ammoniac acide moins 2 équivalents d'eau ; M. Gerhardt le représente conjointement avec M. Laurent par la formule



De sorte que les mellonures sont des composés semblables aux sels métalliques qu'on obtient avec beaucoup d'imides, la phthalimide, la succinimide par exemple ; c'est-à-dire que le mellon peut échanger 1 équivalent d'hydrogène contre 1 équivalent de métal.

Le cyamélurate de potasse perd toute son eau à 100° ; il la conserve sur l'acide sulfurique. Chauffé au rouge faible, il abandonne de l'ammoniaque ; le résidu cristallise et donne lieu à un dégagement d'acide cyanique quand on le traite par l'acide sulfurique.

Le sel de baryte, $C^{12}Az^7HO^3, 3BaO + HO$, est insoluble dans l'eau et se précipite en aiguilles microscopiques.

Le sel d'argent, $C^{12}Az^7HO^3, 3AgO + 2HO$, constitue une masse blanche très-friable, qui retient une certaine quantité d'eau, même à 130°.

L'acide *cyamélurique*, $C^{12}Az^7HO^3 + 3HO$, est peu soluble dans l'eau froide; 1 partie se dissout dans 420 parties à 17° C. On le purifie en faisant bouillir dans de l'eau, aiguisée d'acide chlorhydrique, le précipité pulvérulent obtenu avec le cyamélurate de potasse et l'acide chlorhydrique; on filtre ensuite et on fait cristalliser. L'acide se dépose ainsi sur les bords du vase en croûtes blanches dominées par de petits cristaux isolés qui constituent des prismes surmontés de pointements.

L'acide sec déteint sur les doigts; il rougit le tournesol et déplace l'acide carbonique quand on chauffe; on en prépare aisément le sel de soude et celui d'ammoniaque, qui possèdent tous les deux l'aspect aiguillé du sel de potasse; ils sont très-solubles dans l'eau. Les cristaux du sel d'ammoniaque s'effleurissent à l'air et forment un sel acide.

En contact avec l'acide nitrique bouillant, cet acide produit des cristaux que l'auteur considère pour de l'acide cyanurique.

Chauffé au rouge sombre, l'acide sec se colore en jaune et développe des vapeurs acides et un sublimé blanc peu soluble dans l'eau, qui est, selon l'auteur, un mélange d'acide cyanique et de l'acide cyanurique. Le résidu est une poudre jaune de l'aspect du mellon, et produisant, comme celui-ci, du cyanogène quand on l'expose à une température plus élevée.

Cyamélurate acide de potasse, $C^{12}Az^7HO^3, KO + 2HO$. — Quand on ajoute de l'acide acétique au sel de potasse décrit plus haut, il se sépare des lamelles minces, irisées. En faisant refroidir lentement la dissolution bouillante, les cristaux se déposent sous forme de géodes groupées concentriquement. Ce sel est un peu plus soluble dans l'eau que l'acide cyamélurique. Soumis à la calcination, il fournit les mêmes produits volatils que ce dernier et un résidu de melonure de potassium.

Les eaux mères, dans lesquelles le cyamélurate de potasse s'était déposé, donnèrent par l'acide acétique un abondant précipité que l'auteur a reconnu pour de l'ammélide.

M. Henneberg termine par des considérations sur la constitution de l'acide cyamélurique, et il ajoute qu'il a constaté l'identité du cyamélurate de potasse avec le sel que M. Liebig a obtenu en faisant bouillir le mellon avec la potasse.

185. — Simplification du procédé pour préparer l'acide urique; par M. DELFFS (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXXI, p. 310).

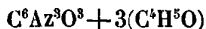
Le procédé recommandé par les traités de chimie pour préparer l'acide urique, consiste à faire dissoudre les excréments de serpent dans la potasse ; faire précipiter la liqueur par un courant d'acide carbonique, et traiter ensuite par les acides l'urate acide de potasse qui s'est précipité. A ce procédé qui est très-long, M. Delffs propose de substituer le suivant :

On fait dissoudre 1 partie d'excréments dans 14 parties d'eau contenant 1 partie de potasse ; on fait bouillir, et sans s'inquiéter du dégagement d'ammoniaque, on fait tomber le liquide dans un mélange formé de 2 parties d'acide sulfurique et 8 parties d'eau, et on agite de temps à autre. Plus le liquide possède une température élevée moins le précipité est volumineux ; et par conséquent, mieux l'acide urique se dépose vite et se prête aux lavages.

A l'aide de ce procédé on obtient, selon l'auteur, un acide urique parfaitement pur, à moins que les excréments ne soient par eux-mêmes trop mélangés d'impuretés.

186. — Sur quelques combinaisons obtenues avec l'acide cyanurique et l'éther; par M. LIMPRICHT (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 208).

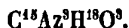
Dans ses recherches sur l'acide cyanurique (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 235), M. Wœhler a conclu à la bibasicité de cet acide. Des expériences plus récentes contredisent cette opinion ; en effet, en soumettant à la distillation sèche un mélange de cyanurate et de sulfovinat de potasse, M. Wurtz obtint un éther qu'il représente par la formule



ce qui confirmait l'ancienne opinion sur la constitution de l'acide cyanurique, opinion d'après laquelle cet acide est tribasique.

M. Limpricht n'est pas de cet avis, et il fonde son opinion sur ce fait observé par M. Wurtz, qu'au contact de la potasse l'éther cyanurique ne se transforme pas en alcool et en acide, comme les autres éthers, mais qu'il se métamorphose en acide carbonique et en éthylamine. L'auteur confirme ce fait, mais il ajoute que cette décomposition est précédée d'une autre, que l'on observe plus aisé-

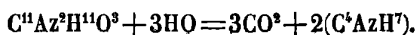
ment quand on remplace la lessive de potasse par de l'eau de baryte à l'ébullition ; dans ce cas, l'éther échange 3 équivalents d'acide carbonique pour 3 équivalents d'eau, et après qu'on a évaporé on obtient une matière résineuse, à laquelle M. Limpricht attribue la formule



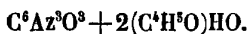
Ce corps distille à 170° et se décompose partiellement en éthylamine et un autre corps moins volatil.



A 200° cette décomposition est très-accélérée ; le corps moins volatil ne contracte aucune espèce de combinaison fusible à 106°, il se sublime à 250. Bouilli avec une lessive de potasse, il fixe de l'eau et se décompose en acide carbonique et en éthylamine

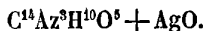


Quand on prépare de l'éther cyanurique, indépendamment de cet éther on en obtient un autre, que l'auteur représente par



Il paraît que cet éther se volatilise à la fin de l'opération ; en combinaison avec l'éthylamine, il reste dans les eaux mères de l'éther cyanurique. Cette combinaison se décompose au contact de l'eau de baryte bouillante, la méthylamine se dégage et le nouvel éther se sépare en beaux prismes à 6 pans. Très-soluble dans l'eau chaude, l'alcool et l'éther, il s'en sépare en rhomboèdres obtus. Sa dissolution aqueuse est acide. Il fond à 173° et se sublime ensuite sans s'altérer.

Il n'absorbe ni l'ammoniaque ni le gaz chlorhydrique. Il est plus soluble dans l'eau de baryte, ou dans des lessives de potasse ou d'ammoniaque que dans l'eau pure, et il s'en sépare en cristaux non altérés. Si, dans sa dissolution ammoniacale on verse du nitrate d'argent, il se sépare des aiguilles dont la composition s'exprime par



Cette même dissolution donne également des précipités avec les

sels de plomb, de cuivre et de mercure; on n'a pas pu l'unir à la potasse ou à la baryte.

Quand on soumet à la distillation sèche un mélange formé de la combinaison plombique et de sulfovinat de potasse, on obtient l'éther cyanurique de M. Wurtz.

Mis en fusion avec de l'hydrate de potasse il dégage de l'éthylamine.

187.—Sur les alcoolates; par M. CHODNEW (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIII, p. 178). — **Même sujet;** par M. EINBRODT (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 193).

M. Chodnew combat les doutes que M. Einbrodt a émis (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 240) sur l'existence des combinaisons que M. Graham a obtenues avec l'alcool et le nitrate de magnésie. De plus, il a obtenu le nitrate de magnésie anhydre et le nitrate hydraté, et il confirme en grande partie les expériences que M. Graham a faites à ce sujet.

Contrairement aux assertions de M. Einbrodt, d'après lesquelles le nitrate de magnésie à 6 équivalents d'eau cristallise en parallépipèdes à base carrée, ce nitrate se présente, d'après M. Chodnew, en prismes rhomboïdaux et déliquescents, qui perdent sur l'acide sulfurique 4 équivalents d'eau.

Le nitrate de magnésie monohydraté et le nitrate anhydre existent et sont faciles à préparer. Ce dernier toutefois renferme constamment un excès de base; malgré cela, il se prête parfaitement à la préparation de l'alcoolat.

Quand on décompose le nitrate de magnésie anhydre par la chaleur, il se forme d'abord un sel tribasique, qui se décompose finalement en magnésie, acide nitreux et oxygène.

Le nitrate anhydre de magnésie forme avec l'alcool une combinaison composée de 3 équivalents d'alcool et de 1 équivalent de nitrate de magnésie anhydre. M. Chodnew soupçonne également l'existence d'une combinaison formée de nitrate de magnésie, d'alcool et d'eau.

Le chlorure de calcium forme un alcoolat quand on le fait dissoudre dans de l'alcool absolu. Ce corps renferme 1 équivalent d'alcool pour 1 de chlorure. M. Chodnew tend encore à admettre l'existence d'une autre combinaison alcoolique contenant 3 équivalents de chlorure de calcium, 3 équivalents d'alcool et 2 équivalents d'eau.

Il suit de là que l'alcool peut former avec certains sels des combinaisons, ainsi que M. Graham l'a depuis longtemps annoncé.

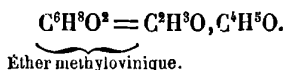
M. Einbrodt répond à M. Chodnew en maintenant entièrement les faits consignés dans son mémoire. Nous n'insisterons pas davantage; cette discussion est trop féconde en personnalités pour qu'on s'y méprenne.

188. — Théorie de l'éthérification; par M. WILLIAMSON (*Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1850, p. 354.)—**Remarques sur l'article précédent;** par M. CH. GERHARDT (*ibid.*, p. 361). — **Même sujet;** par M. CHANCEL (*ibid.*, p. 369 et 402).

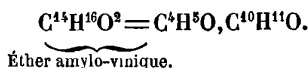
En faisant agir l'éther hydriodique C^4H^5I sur l'alcool potassé C^4H^5O, KO , M. Williamson a obtenu de l'iodure de potassium et de l'éther hydrique.



En remplaçant l'éther hydriodique par de l'hydriodate méthylique C^2H^3I , l'auteur a produit un éther mixte, formé par l'union de l'éther méthylique C^2H^3O , avec l'éther vinique (éther ordinaire), C^4H^5O . Ce nouveau composé s'exprime par conséquent par



Avec l'hydriodate amylique et l'alcool potassé, on arrive encore à une réaction analogue : l'éther vinique C^4H^5O s'unit à l'éther amylique $C^{10}H^{11}O$ et forme l'éther amylo-vinique.



Ces réactions curieuses qui semblent s'accomplir sans complication aucune, permettent d'entrevoir de nouvelles séries de composés organiques dont la découverte fait honneur à M. Williamson. Il ne manquera certainement pas de les étudier avec soin, et de leur faire prendre alors le rang qui leur appartient parmi les combinaisons organiques.

Dès maintenant, on entrevoit le moyen de combiner intimement deux éthers de séries différentes, en employant l'alcool potassé d'une série avec l'éther hydriodique de l'autre série. Ce résultat est déjà

d'une très-grande généralité ; il étend nos ressources dans le sens des combinaisons organiques intimes et associe des groupes moléculaires distincts. C'est là un progrès réel dont l'avenir marquera la portée. M. Williamson pense voir en outre, dans les faits qu'il indique, le moyen de résoudre la théorie de l'éthérification, le moyen de fixer le nombre des atomes respectifs de l'alcool et de l'éther ; il s'autorise encore de ces mêmes faits pour substituer l'hypothèse du mouvement des atomes à l'hypothèse de leur repos.

Nous croyons ces dernières questions assez importantes pour qu'on ne les entame, à l'occasion des faits annoncés par M. Williamson, qu'autant que ces faits auront été l'objet d'une étude satisfaisante et complète.

M. Gerhardt n'en a pas jugé ainsi ; il entre de suite dans le débat ; il proclame les éthers mixtes comme la confirmation de *ses* idées, de *ses* propositions, de *ses* théories et de *ses* prédictions chimiques. Il est vrai que, par générosité sans doute, il laisse à M. Williamson le soin de découvrir les faits.

M. Chancel marche à la suite de M. Gerhardt ; dans les indications si sommaires de M. Williamson, M. Chancel « *voit développées, d'une manière complète, des observations dont il s'occupe depuis longtemps et qu'il était en mesure de livrer sous peu à la publicité.* » Toutefois, il ne revendique nullement la priorité sur M. Williamson, mais il fait savoir comment il a obtenu de l'éther en distillant ensemble de l'alcool potassé et du sulfoviniate de potasse. Dans une publication ultérieure, M. Chancel décrit l'*oxaméthylvinide* et le *carbométhylvinide bisulfuré*.

Voici les détails qu'il fournit sur ces deux corps :

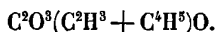
Oxaméthylvinide $C^2O^3(C^2H^3 + C^4H^5)O$. — Le procédé qui a le mieux réussi pour préparer ce corps est le suivant : D'abord on se procure de l'éther oxalique, que l'auteur obtient en quantité très-considérable en faisant tomber goutte à goutte de l'alcool absolu sur de l'acide oxalique chauffé à 180 ou 200°. Aucun des autres procédés ne vaut celui-là qui donne pour 100 parties d'acide oxalique 80 parties d'éther. A l'aide d'une disposition particulière de l'appareil qui fonctionne de lui-même, on n'a, pour ainsi dire, pas besoin de s'en occuper et l'on peut facilement préparer 4 à 500 grammes d'éther oxalique. — On transforme cet éther en oxalovinate de potasse par le procédé de M. Mitscherlich. On dessèche ce sel d'abord à 100°, puis dans le vide sec. Ensuite on fait un mélange intime de

1 partie de ce sel, avec 1 partie de sulfométhylate potassique parfaitement sec et dépouillé de son eau de cristallisation. On introduit ce mélange dans une cornue tubulée munie d'un récipient et on le chauffe au bain de sable à une chaleur très-modérée. La matière se boursoufle considérablement et pour pouvoir terminer la distillation, par l'application d'une température suffisamment élevée, l'auteur a été obligé de la mélanger avec de la pierre ponce. — On obtient ainsi une quantité assez notable d'oxaméthylvinide sous la forme d'un liquide jaunâtre plus dense que l'eau. A l'état brut ce corps possède une odeur d'oignon assez pénétrante qui lui est communiquée par une très-faible quantité de sulfométhylide qui prend naissance dans la réaction. Mais on se débarrasse de cette odeur en le distillant à plusieurs reprises sur du chlorure de sodium qui détruit le sulfométhylide sans altérer le nouvel éther. — Ce qu'il y a de plus remarquable c'est l'analogie extrême de ce corps avec les éthers oxaliques de l'alcool et de l'esprit de bois. Voici d'abord ses propriétés :

Liquide, incolore et limpide, doué d'une faible odeur aromatique. Insoluble dans l'eau au fond de laquelle il se précipite. Sa densité à 12° C. est 1,27. Il distille sans altération et bout entre 160 et 170°. Il est inflammable et brûle avec une flamme éclairante bordée de bleue.

L'ammoniaque décompose immédiatement ce corps en donnant un précipité d'oxamide.

Pour obtenir l'éther doué de toutes les propriétés qui viennent d'être indiquées, il doit avoir été purifié complètement. Il faut d'abord l'agiter avec de l'eau froide, puis le mettre pendant vingt-quatre heures en contact avec du chlorure de calcium, et enfin le distiller sur de l'oxyde de plomb. Il est alors tout à fait pur et donne à l'analyse des nombres qui s'accordent avec la formule



Carbométhylvinide bisulfuré $C^2S^4(C^2H^3 + C^4H^5)O$. — En distillant 1 équivalent de xanthate de potasse ou 1 équivalent de sulfométhylate de potasse on obtient ce corps sous la forme d'un liquide éthéré plus lourd que l'eau et insoluble dans ce liquide, mais soluble dans l'alcool et l'éther.

Le carbométhylvinide bisulfuré constitue un liquide jaune pâle, limpide, d'une densité de 1,123 à 11° C. Il possède une saveur su-

crée, une odeur forte et éthérée. A 179° il distille complètement et sans altération. Il brûle avec la flamme bleue du soufre en donnant beaucoup d'acide sulfureux.

189.—Observations sur l'éthérification ; par M. GRAHAM (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 124).

Dans le procédé ordinairement suivi pour éthérifier l'alcool en distillant ce liquide avec l'acide sulfurique, on reconnaît deux changements chimiques distincts, 1^o la formation de l'acide sulfovinique (sulfate double d'éther et d'eau) ; 2^o la destruction de ce composé et la mise en liberté de l'éther. Ce dernier phénomène ou la séparation de l'éther, est rapporté à son évaporation, dans les circonstances de l'expérience, au milieu d'une atmosphère de vapeurs d'eau et d'alcool, et avec le concours de l'eau qui se substitue à l'éther et le remplace comme base auprès de l'acide sulfurique. Cependant l'observation faite par M. Liebig que l'éther n'est pas dégagé par un courant d'air passant au travers d'un mélange d'acide sulfurique et d'alcool, vient contrarier cette théorie en prouvant que le fait seul de l'évaporation ne suffit pas pour séparer l'éther.

Ces considérations ont suggéré à M. Graham une série d'expériences qui l'ont amené à préparer de l'éther sans le secours de la distillation. Il réalise cette opération en opérant sous pression. Les proportions qui lui paraissent le plus convenables sont un mélange formé d'acide sulfurique, et de 4 à 8 fois son volume d'alcool à 83° centésimaux, exposé à une température de 160° C. pendant peu de temps et dans un tube de verre scellé à la lampe.

Il se produit dans le tube deux couches, l'une supérieure qui est de l'éther entièrement exempt d'acide sulfureux, l'autre inférieure est un mélange d'eau, d'alcool, d'acide sulfurique et un peu d'acide sulfovinique.

190. — Sur l'indice de réfraction de quelques éthers composés ; par M. DELFFS (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXXI, p. 470).

M. Delffs a déterminé d'une manière très-superficielle les indices de réfraction de quelques éthers composés ; il croit être arrivé aux deux faits que voici :

1^o Les indices de réfraction des éthers composés augmentent avec l'équivalent.

2° Les éthers isomériques possèdent le même indice.

Ces faits étaient à prévoir puisqu'en général la réfrangibilité augmente avec le carbone et l'hydrogène ; ensuite puisque cette réfrangibilité n'est pas subordonnée à la constitution des éthers mais bien à leurs densités et à leur composition centésimale.

M. Delffs a fait ses observations avec l'appareil inventé par M. Muller, appareil auquel l'auteur lui-même n'attribue que peu de précision.

Au reste voici les résultats de l'observation.

	Composition.	Indice.
Formiate éthylique.	$C^6H^6O^4$	1,3570
Acétate méthylique.	$C^6H^6O^4$	1,3576
Acétate éthylique.	$C^8H^8O^4$	1,3672
Butyrate éthylique.	$C^{12}H^{12}O^4$	1,3778
Valérate éthylique.	$C^{14}H^{14}O^4$	1,3904
Acétate amylique.	$C^{14}H^{14}O^4$	1,3904

191. — Sur la production des éthers à l'aide de la potasse et des baumes ; par M. SCHARLING (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 230).

On sait qu'en distillant le baume du Pérou sur de la potasse M. Plantamour obtint de l'éther cinnamique ; M. Scharling qui a répété avec succès cette expérience a voulu la généraliser, mais il n'a pas obtenu de résultat conforme à ses espérances.

Pour reconnaître la présence d'un éther, M. Zeise a employé le sulfure de carbone en présence de la potasse, en vue d'obtenir le xanthate de potasse si caractéristique par ses réactions ; cette expérience a parfaitement réussi avec l'éther cinnamique ; elle avait l'air de réussir avec le produit de la distillation de la térébenthine, mais vérification faite, il s'est trouvé que la combinaison peut également se produire avec l'essence de térébenthine ; elle se forme d'autant mieux que l'essence est plus ancienne et moins bien conservée ; la potasse qu'on emploie doit être aussi parfaitement déshydratée que possible ; pendant qu'elle agit conjointement avec le sulfure de carbone il se produit une température de plus de 60° et il se forme une masse blanche, gélatineuse qui ressemble au xanthate que les mêmes réactifs produisent avec un éther.

Cette combinaison n'a pu être obtenue avec la terpine : l'auteur en étudie en ce moment la constitution.

192.—Sur les combinaisons du stibéthyle; par MM. LOEWIG et SCHWEITZER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 321).

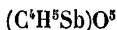
Le stibéthyle, dont la préparation et quelques propriétés ont été décrites dans un précédent mémoire, le stibéthyle possède un point d'ébullition constant à 158°,5; sa densité est de 1,3244 à 16°; la densité de sa vapeur est de 7,499 pour 4 volumes.

Sous le rapport de la tendance à former des combinaisons, le stibéthyle se trouve très-rapproché du cacodyle. A la température ordinaire, il s'unit avec l'oxygène, le soufre, le sélénium et les halogènes avec un dégagement de chaleur considérable, et qui peut aller jusqu'à l'inflammation. Ces combinaisons se font toujours dans le rapport de 1 équivalent de stibéthyle avec 2 équivalents d'oxygène, de soufre, etc. Parfois le stibéthyle perd 2 équivalents d'éthyle, et il reste une matière que les auteurs appellent éthylstibyle et qu'ils représentent par la formule

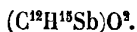


Ce composé s'unit également avec les métalloïdes; les combinaisons se font dans le rapport de 1 équivalent du radical antimonique pour 5 d'oxygène, de chlore, etc. Il se distingue du stibéthyle par l'insolubilité de son sulfure dans l'eau.

Si on fait arriver un filet de vapeur de stibéthyle dans de l'oxygène pur, le stibéthyle s'enflamme et brûle avec une flamme blanche. Si l'oxydation est lente, il se produit au contraire une masse sirupeuse et une poudre blanche, composée d'après la formule



et que les auteurs appellent *acide éthylstibilique*. La masse sirupeuse possède la formule



Les auteurs la nomment *oxyde stibéthylrique*. Cet oxyde s'obtient le mieux quand on abandonne une dissolution alcoolique de stibéthyle dans un verre à pied, recouvert d'un papier; on traite le produit par l'éther, qui dissout l'oxyde avec un peu d'acide éthylstibilyque, que l'on ne peut éliminer complètement qu'en faisant dissoudre dans l'éther, en abandonnant à l'évaporation lente et en répétant plusieurs fois cette opération.

Quand la dissolution aqueuse de l'oxyde stibéthylrique ne se

trouble plus par l'hydrogène sulfuré, on peut considérer cet oxyde comme pur; il se colore en jaune pour peu qu'il y ait de l'acide éthylstibylque.

Pour l'obtenir pur d'une manière rapide, on peut le préparer avec le sulfate de stibéthyle, que l'on décompose par la baryte. La dissolution filtrée est évaporée au bain-marie, et le résidu est traité par l'alcool, qui lui enlève une combinaison formée d'oxyde stibéthylque et de baryte, que l'on décompose à l'aide d'un courant d'acide carbonique; par la filtration et l'évaporation, on obtient l'oxyde stibéthylque pur.

On peut encore obtenir cet oxyde en secouant, avec de l'oxyde de mercure en poudre fine, une dissolution alcoolique de stibéthyle; l'oxyde de mercure se réduit rapidement, et l'oxyde stibéthylque qui se forme est entièrement pur.

L'oxyde stibéthylque se présente en masse visqueuse, limpide, incristallisable; soluble dans l'eau, dans l'alcool et un peu dans l'éther. Il possède une saveur amère, et ne paraît pas vénéneux. Il se conserve parfaitement à l'air; le potassium le décompose, en déplaçant le stibéthyle; l'acide nitrique le détruit avec production de lumière; l'acide sulfurique concentré le dissout sans décomposition. Quand on l'expose à un courant de gaz chlorhydrique sec, il se produit de l'eau et du chlorure de stibéthyle; l'acide chlorhydrique se comporte de même, ainsi que les acides bromhydrique et iodhydrique,

L'oxyde de stibéthyle constitue une base salifiable énergique, et fournit des sels cristallisables.

Nitrate de stibéthyle, $2\text{AzO}^5 + \text{C}^{12}\text{H}^{15}\text{SbO}^2$. — Ce sel s'obtient sans peine, soit avec le stibéthyle, soit avec son oxyde, que l'on traite par l'acide nitrique. Il est peu soluble dans l'acide nitrique, ce qui fournit un bon moyen de l'obtenir cristallisé. Ce nitrate est très-soluble dans l'eau, mais peu dans l'alcool et presque insoluble dans l'éther; ses dissolutions possèdent une réaction acide et une saveur amère. A $62^{\circ},5$, le sel se fond, mais il se prend en masse cristalline à 57° . Il détone quand on le chauffe. Les acides sulfurique et chlorhydrique en chassent l'acide nitrique.

Le *sulfate de stibéthyle*, $2\text{SO}^3 + \text{C}^{12}\text{H}^{15}\text{SbO}^2$, se prépare le mieux avec le sulfure de stibéthyle, que l'on décompose par le sulfate de cuivre en présence de l'eau. Ce sel, très-soluble dans l'eau, ne cristallise que dans des dissolutions très-concentrées. Un excès d'acide sulfurique entrave la cristallisation sans exercer une action décom-

posante. Les cristaux sont petits et se ramollissent à une température peu supérieure à 100°; ils sont assez solubles dans l'alcool, mais presque insolubles dans l'éther. L'acide chlorhydrique décompose la dissolution aqueuse en précipitant du chlorhydrate de stibéthyle.

Le *sulfure de stibéthyle*, $S^2C^{12}H^{15}Sb$, se produit instantanément et avec dégagement de chaleur, quand on met du soufre dans une dissolution aqueuse de stibéthyle; on l'obtient encore quand on met de la fleur de soufre lavée en contact avec une dissolution éthérée de stibéthyle; on décante le liquide encore chaud, et, au bout de peu de temps, il se prend en une bouillie d'aiguilles, que l'on débarrasse des eaux mères, et que l'on expose ensuite à l'air, afin de permettre au stibéthyle non attaqué de s'oxyder, puis on fait redissoudre dans l'éther chaud et on purifie par plusieurs cristallisations.

Le sulfure de stibéthyle possède une odeur qui rappelle un peu le mercaptan; sa saveur est amère et rappelle en même temps le sulfure de potassium. Il est soluble dans l'eau et l'alcool, peu soluble dans l'éther froid. A quelques degrés au-dessus de 100°, il se prend en un liquide incolore, qui se transforme en masse cristalline en se refroidissant. Bien desséché, il est inaltérable à l'air. Chauffé au delà de son point de fusion, il fournit un produit huileux qui ressemble au sulfure d'éthyle.

Sa dissolution aqueuse précipite les sels métalliques à l'état de sulfures; les acides faibles le décomposent immédiatement avec dégagement d'hydrogène sulfuré; en un mot, le sulfure de stibéthyle se comporte en tout comme le sulfure de potassium.

Le *sélénure de stibéthyle*, $Se^2C^{12}H^{15}Sb$, se prépare comme le sulfure dont il partage les propriétés, à cela près qu'il est moins stable, et qu'il abandonne du sélénium par son exposition à l'air.

Iodure de stibéthyle, $I^2C^{12}H^{15}Sb$. — L'iode et le stibéthyle s'unissent immédiatement au contact de l'eau et avec dégagement de chaleur. Cet iodure se prépare le mieux en mettant, petit à petit, de l'iode dans une dissolution alcoolique de stibéthyle, placée dans un mélange réfrigérant; on ajoute de l'iode tant que ce metalloïde disparaît, puis on abandonne à la cristallisation. L'iodure de stibéthyle cristallise en aiguilles que l'on purifie par des cristallisations répétées dans l'alcool et dans l'éther.

Cet iodure possède une odeur qui rappelle le stibéthyle; sa sa-

veur est d'une amertume prononcée. L'eau, l'alcool et l'éther le dissolvent sans peine. A $70^{\circ},5$, il fond; à 100° , il se sublime; à une température un peu supérieure, il se décompose. Le potassium réduit instantanément l'iodure fondu. Dans ses réactions sur les dissolutions salines, ce sel se comporte comme l'iodure de potassium.

Brômure de stibéthyle, $\text{BrC}^{12}\text{H}^{15}\text{Sb}$. — Le stibéthyle s'enflamme au contact du brôme. Pour préparer le brômure, on verse, petit à petit, une dissolution alcoolique de brôme dans une dissolution alcoolique de stibéthyle, jusqu'à ce que le brôme cesse d'être absorbé; on a soin de bien refroidir le ballon où se passe la réaction. On ajoute ensuite une grande quantité d'eau qui précipite le brômure à l'état de liquide lourd, transparent, que l'on lave d'abord pour le dessécher ensuite sur le chlorure de calcium. On peut encore le purifier, en le précipitant plusieurs fois par l'eau, de sa dissolution alcoolique.

Ce brômure est un liquide incolore très-réfringent; sa densité est de 1,953 à 17° ; à 10° au-dessous de 0, il se prend en masse blanche. Son odeur rappelle la térébenthine; à chaud, il irrite les yeux et provoque des éternements. Complètement insoluble dans l'eau, il se dissout dans l'alcool et dans l'éther. Il n'est pas volatil, et il ne se laisse pas même entraîner par les vapeurs d'eau. Soumis à la distillation sèche, il se décompose et fournit entre autres un liquide fumant à odeur de chloral. L'acide sulfurique concentré le décompose, ce dernier produit un dégagement d'acide chlorhydrique; le chlore en sépare de l'iode.

Une dissolution alcoolique de stibéthyle se comporte en tout comme le brômure de potassium.

Chlorure de stibéthyle, $\text{ClC}^{12}\text{H}^{15}\text{Sb}$. — Le stibéthyle s'enflamme au contact du chlore; il décompose l'acide chlorhydrique gazeux avec dégagement d'hydrogène. On prépare le chlorure en traitant le nitrate de stibéthyle par l'acide chlorhydrique; il se précipite aussitôt du chlorure de stibéthyle, sous la forme d'un liquide incolore, que l'on purifie comme le brômure correspondant.

Ce chlorure constitue un liquide incolore, réfringent, de 1,540 de densité à 17° . Il possède une odeur de térébenthine et une saveur très-amère; à -12° , il est encore liquide. A la distillation sèche, il se comporte comme le brômure, de même encore avec l'acide sulfurique.

En mettant 1 équivalent de sulfure de stibéthyle avec 2 équivalents de cyanure de mercure, il se précipite du sulfure de mercure, et le liquide possède l'odeur de l'acide cyanhydrique. Cette dissolution se comporte en tout comme du cyanure de potassium; mais elle ne se conserve pas et se détruit surtout à chaud.

L'iodure de stibéthyle forme avec le cyanure de mercure une combinaison cristalline qui paraît correspondre à la combinaison d'iodure de mercure et de cyanure de potassium.

Cette combinaison cristallise en prismes jaunes, durs et brillants.

Les auteurs promettent un autre mémoire, qui traitera des métamorphoses du stibéthyle; ils ajoutent qu'ils ont obtenu un composé analogue avec le bismuth ainsi qu'avec le phosphore.

Quant à la constitution du stibéthyle, MM. Lœwig et Schweitzer considèrent cette substance comme dé l'hydrogène antimonié, dans lequel l'hydrogène est remplacé par de l'éthyle.

193. — Sur l'acide sulfamylique et ses sels; par M. KÉKULÉ
(*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 275).

L'acide sulfamylique qui a servi à ces recherches a été préparé par le procédé décrit par M. Cahours, qui le premier a obtenu cet acide; toutefois M. Kékulé n'a pu l'obtenir cristallisé.

De même que l'acide sulfovinique, l'acide sulfamylique ne forme, en général, que des sels neutres, le plus souvent cristallisables, toujours solubles dans l'eau et souvent solubles dans l'alcool et l'éther. On les prépare soit en faisant dissoudre les oxydes ou les carbonates dans l'acide sulfamylique, soit en y faisant dissoudre le métal en présence de l'eau; certains d'entre eux s'obtiennent avec le sel de chaux et un carbonate, ou avec le sel de baryte décomposé par un sulfate.

Ils possèdent tous une saveur plus ou moins amère; leur toucher est gras et savonneux; la majeure partie de ces sels contient de l'eau de cristallisation qu'ils perdent, en partie à l'air, souvent dans le vide et toujours dans l'air chaud, parfois avec décomposition.

Les sulfamylates ne sont pas déliquescents d'ordinaire, mais ils se décomposent généralement à l'air, en formant de l'alcool amylique et un sulfate; la chaleur hâte cette décomposition. Toutefois la majeure partie de ces sels peut être desséchée à 100° sans se décomposer, mais à une température plus élevée ils se transforment en

sulfates, en gaz $C^{10}H^{10}$, que M. Balard a appelé *amylène*, et qu'il a obtenu en distillant l'alcool amylique avec du chlorure de zinc; enfin il se produit encore un liquide, bouillant entre 165° et 175° et possédant la composition



qui est celle de l'éther amylique.

Ce liquide ne paraît pas différer du composé que l'on a décrit sous le nom d'*ether amylique* : il se mélange avec l'acide sulfurique concentré en produisant une substance colorée en rouge, plus dense que l'eau, et qui cède de nouveau l'éther à ce liquide quand on l'agite avec lui.

Sulfamylate d'ammoniaque, $SO^3(SO^3, C^{10}H^{10}O) + AzH^5O$. — Quand on précipite le sel de chaux par le carbonate d'ammoniaque et que l'on évapore le liquide au bain-marie, il se produit une masse cristalline formée d'écaillés amères et déliquescentes. Ce sel ne perd rien à 100° , sa décomposition commence à 140° ; très-soluble dans l'eau, il ne se dissout que peu dans l'alcool et pas du tout dans l'éther; projeté à l'état de poudre à la surface de l'eau, il produit le mouvement gyroïre que possèdent beaucoup de sels et notamment les métacétates et les butyrates.

Le *sulfamylate de potasse*, $SO^3(SO^3, C^{10}H^{10}O)KO + aq.$ préparé comme le précédent se dépose en aiguilles soyeuses de sa dissolution abandonnée à l'évaporation lente. Il est très-soluble dans l'eau et peu soluble dans l'alcool froid et insoluble dans l'éther au contact duquel il se transforme en écaillés qui se convertissent plus tard en aiguilles. A l'air, il se ternit d'abord, puis il brunit en se décomposant.

Le *sulfamylate de soude*, $SO^3(SO^3, C^{10}H^{10}O)NaO + 3aq.$ offre de grandes analogies avec le précédent; préparé comme lui il fournit des verrues incolores, amères, solubles dans l'eau et peu solubles dans l'alcool et se comportant avec l'éther comme le précédent.

Le *sulfamylate de baryte*, $SO^3(SO^3, C^{10}H^{10}O)BaO + 2aq.$ est composé d'après la formule de M. Cahours. M. Kékulé l'a préparé au moyen de l'alcool amylique, de l'acide sulfurique et du carbonate de baryte; le liquide filtré est décoloré aisément par le charbon; il cristallise en écaillés nacrées.

Le *sel de strontiane* cristallise également avec 2 équivalents d'eau; il a été préparé par le carbonate de strontiane et l'acide sulfa-

mylique; il se présente en verrues blanches, cristallines qui se décomposent et brunissent à l'air; elles sont très-solubles dans l'eau.

Sulfamate de chaux, $\text{SO}^3(\text{SO}^3, \text{C}^{10}\text{H}^{11}\text{O})\text{CaO} + 2\text{aq}$. — Ce sel fut préparé comme le sel de baryte; concentré lentement, il fournit des cristaux groupés en verrues, d'une saveur amère. Il se décompose à l'air.

La formule que M. Cahours a adoptée pour ce sel ne suppose qu'un équivalent d'eau.

Le *sulfamate de magnésie* et celui de manganèse renferment la même quantité d'eau, c'est-à-dire 4 équivalents; ils ont été obtenus en faisant dissoudre les carbonates respectifs dans de l'acide sulfamylique aqueux; le sel de magnésie cristallise en lamelles allongées à éclat nacré; celui de manganèse fournit des cristaux aplatis et transparents.

L'un et l'autre sont solubles dans l'eau et l'alcool, et insolubles dans l'éther.

En faisant dissoudre de l'alumine hydratée dans de l'acide sulfamylique aqueux, l'auteur obtint un liquide limpide qui fournit un dépôt gélatineux par sa concentration dans le vide et sur l'acide sulfurique; cette masse était soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

Le *sel de zinc*, $\text{SO}^3(\text{SO}^3, \text{C}^{10}\text{H}^{11}\text{O})\text{ZnO} + 2\text{aq}$. fournit des lamelles nacrées, groupées en verrues, solubles dans l'eau et l'alcool et décomposant à 110°

L'acide sulfamylique forme deux sels de plomb; un premier composé d'après la formule $\text{SO}^3(\text{SO}^3, \text{C}^{10}\text{H}^{11}\text{O})\text{PbO} + \text{aq}$. qui s'obtient en neutralisant l'acide par du carbonate de plomb et un autre contenant 2 équivalents d'oxyde de plomb, qu'on prépare en faisant digérer le précédent avec de la litharge. Le sel neutre est cristallisé en verrues, le sel basique se présente en masse visqueuse, incolore.

L'acide sulfamylique aqueux dissout le fer métallique et se convertit en un liquide vert pâle à réaction acide qui fournit, par évaporation, des grains cristallisés de sel ferreux accompagnés de sesquioxyde de fer. Ce dernier produit également avec l'acide sulfamylique un composé cristallisé déliquescent et peu stable.

Sulfamate de nickel, $\text{SO}^3(\text{SO}^3, \text{C}^{10}\text{H}^{11}\text{O})\text{NiO} + 2\text{aq}$. — Ce sel s'obtient directement par l'évaporation dans le vide; la dissolution de ce sel fournit des verrues vertes, déliquescentes, solubles dans l'eau et l'alcool et insolubles dans l'éther.

Sulfamylate de cuivre, $\text{SO}^3(\text{SO}^3, \text{C}^{10}\text{H}^{11}\text{O})\text{CuO} + 4 \text{aq.}$ — Quand on fait évaporer la dissolution de ce sel dans le vide, on obtient des tables allongées d'un bleu pâle; elles sont très-solubles dans l'eau et l'alcool aqueux et insolubles dans l'éther.

Le *sulfamylate d'argent est anhydre*, il cristallise en écailles groupées en verrues noircissant à l'air et insolubles dans l'éther.

Le *sulfamylate de mercure*, $\text{SO}^3(\text{SO}^3, \text{C}^{10}\text{H}^{11}\text{O})\text{HgO} + 2 \text{aq.}$ donne par l'évaporation dans le vide de beaux cristaux jaune foncé et groupés en verrues, ils sont déliquescents et se décomposent à la longue par l'exposition à l'air.

194.—De l'action du chlore et du brome sur le propylène, l'éthylène et leurs homologues; par M. CAHOURS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 291). — **Même sujet;** par M. LAURENT (*ibid.*, p. 355).

Dans ses recherches sur les éthers, M. Regnault a fait voir que le gaz oléfiant, soumis à l'action du chlore, donnait naissance à deux séries de composés appartenant, l'une au groupement C^4H^4 , l'autre au groupement C^4H^6 , dont les termes ultimes sont, pour le premier, C^4Cl^4 , et pour le second, C^4Cl^6 .

L'action d'une chaleur voisine du rouge sombre sur les acides du groupe $\text{C}^m\text{H}^m\text{O}^4$ et sur les alcools qui leur correspondent, fournissant un gaz polymère du gaz oléfiant, le propylène C^6H^6 , gaz qu'on peut obtenir en quantités considérables si l'on observe certaines conditions de température, M. Cahours a étudié l'action du chlore sur ce gaz en vue d'établir deux séries parallèles à celles qui viennent d'être indiquées.

Si l'on fait arriver dans un grand ballon à trois tubulures, dont l'une, terminée en pointe, vient se rendre dans un flacon qui sert de récipient, d'une part un courant de chlore, et de l'autre les gaz qui proviennent de la décomposition de l'acide pélargonique, de l'acide éthalique ou de tout autre acide de cette série, on voit se produire, même à la lumière diffuse la plus affaiblie, une réaction qui se traduit par l'apparition de vapeurs blanches. Si le courant du gaz est bien réglé, on n'aperçoit jamais la couleur jaune verdâtre du chlore, et l'on voit ruisseler contre les parois du ballon un liquide limpide qui vient se rassembler dans le récipient. Ce dernier, qui est complexe, renferme comme produit principal un liquide qui bout vers 104° à 105° , doué d'une odeur éthérée ana-

logue à celle de la liqueur des Hollandais, et présentant une composition qu'on peut traduire par la formule



C'est le composé découvert par M. Reynolds en faisant agir le chlore sur les produits gazeux résultant de la décomposition ignée de l'alcool amylique. L'action du chlore sur cette matière devait nécessairement fournir une série d'homologues des dérivés de la liqueur des Hollandais; en conséquence, M. Cahours a soumis le produit précédent à l'action successive du chlore, et il est parvenu à réaliser la série suivante :

$\text{C}^6\text{H}^6\text{Cl}^2$	bouillant à 104°	$D=1,151=4$	volumes de vapeur.
$\text{C}^6\text{H}^5\text{Cl}^3$	» à 170°	$D=1,347=$	»
$\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^4$	» entre 195 et 200°	$D=1,548=$	»
$\text{C}^6\text{H}^3\text{Cl}^5$	» entre 220 et 225°	»	»
$\text{C}^6\text{H}^2\text{Cl}^6$	» entre 240 et 245°	$D=1,626=$	»
$\text{C}^6\text{H Cl}^7$	» à 260°	$D=1,731=$	»

Enfin, on obtient comme dernier produit le chlorure de carbone C^6Cl^8 bouillant à 280° = 1,860 = 4 vol. de vapeur.

Ce composé est, comme on le voit, homologue de l'acétène perchloré (sesquichlorure de Faraday) :



Les termes précédents étant soumis à la distillation avec une dissolution alcoolique de potasse, donnent une série d'homologues de ceux qu'on dérive de la liqueur des Hollandais et de ses produits de substitution. Celle-ci peut se formuler ainsi :

$\text{C}^6\text{H}^5\text{Cl}$	=	4 vol. de vapeur
$\text{C}^6\text{H}^4\text{Cl}^2$	=	» »
$\text{C}^6\text{H}^3\text{Cl}^3$	=	» »
$\text{C}^6\text{H}^2\text{Cl}^4$	=	» »
$\text{C}^6\text{H Cl}^5$	=	» »
$\text{C}^6 \text{Cl}^6$	=	» »

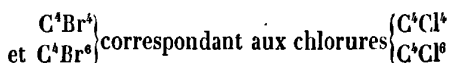
M. Reynolds ayant également constaté que le brôme forme, avec le propylène, le composé



il restait à obtenir, par l'action successive d'une dissolution alcoolique de potasse et du brôme, une série correspondante à la précédente. L'auteur a déjà réalisé plusieurs termes parfaitement définis qu'il formule de la manière suivante :

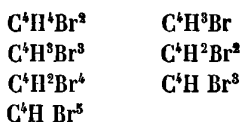
$C^6H^6Br^2$, $D=1,974$, bouillant à $145^\circ=4$ vol. C^6H^5Br , $D=1,472$, bouillant à 62°
 $C^6H^5Br^3$, $D=2,336$ » à $150^\circ=$ » $C^6H^4Br^2$, $D=1,950$, » à 120°
 $C^6H^4Br^4$, $D=2,465$ » à $226^\circ=$ » $C^6H^3Br^3$
 $C^6H^3Br^6$, $D=2,601$ » à 255

M. Cahours a aussi examiné l'action successive de la potasse alcoolique et du brôme sur la liqueur des Hollandais brômée, dans l'espoir d'obtenir les deux brômures de carbone

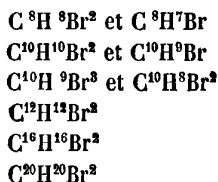


mais il n'a pu arriver à la formation de ces deux composés, les dérivés du produit $C^4H^4Br^2$ étant d'autant plus fortement altérés par la dissolution alcoolique de potasse, qu'ils renferment une plus forte proportion de brôme; outre le brômure de potassium et le terme brômé de la série inférieure, il se produit des sels de potasse formés par des acides brômés particuliers.

L'auteur a obtenu les deux séries



Il a fait également agir le brôme sur quelques polymères du gaz oléfiant et du propylène, tels que le butylène, l'amylène, l'oléène, le paramylène, et il a obtenu :



En jetant un coup d'œil sur les résultats qui précèdent, on voit que tous les termes de la première série correspondent à une suite d'hydrogènes carbonés représentés par la formule générale



qu'on peut considérer comme les groupements d'où dérivent les éthers simples ou les isomères de ces derniers, tandis que les termes de la seconde série, qu'on peut représenter par la formule générale



sont des homologues du gaz oléfiant. Dans son travail relatif aux substitutions de l'hydrogène au chlore, M. Melsens a fait voir que le chlorure de carbone C^2Cl^4 pouvait être ramené à l'état de gaz des marais C^2H^4 , en passant successivement par les intermédiaires C^2HCl^3 , $C^2H^2Cl^2$, C^2H^3Cl .

M. Regnault ayant démontré, de son côté, que la liqueur des Hollandais et son isomère, l'éther chlorhydrique monochloré, donnent, sous l'influence du chlore, une série de produits isomériques dont les termes ultimes seulement sont identiques, il serait curieux d'appliquer la méthode des substitutions inverses de M. Melsens à ces composés, cette méthode devant conduire au gaz C^4H^6 , en passant par l'intermédiaire C^4H^5Cl . D'après M. Cahours, cette dernière substance, qui présente la composition de l'éther chlorhydrique, doit être isomérique et non identique avec lui, si l'on se base sur ce fait, que les différents produits de ces deux séries sont seulement isomériques et ne deviennent identiques que lorsqu'on arrive au produit final.

En tout cas, il serait curieux, si l'on parvient à obtenir les produits C^4H^5Cl et C^4H^5Br de la liqueur des Hollandais chlorée et bromée, de les comparer aux éthers chlorhydrique et bromhydrique, et de chercher par suite à obtenir une série de combinaisons isomères des différents éthers simples. Si l'on se rappelle, en outre, que M. Hofmann, en faisant réagir la potasse hydratée sur l'éther bromhydrique, a pu régénérer de l'alcool, on pourrait espérer obtenir un isomère de l'alcool et, par suite, des combinaisons correspondantes.

M. Cahours et M. Wurtz se proposent d'examiner conjointement ces hypothèses.

Les observations que M. Laurent publie au sujet du travail de M. Cahours ont pour objet d'établir qu'il a formulé le premier le mode d'action du chlore et des alcalis employés alternativement sur les carbures d'hydrogène; qu'à la suite du travail de M. Regnault sur le chlorure et le bromure d'aldéhyde, il annonça les métamorphoses que devrait subir la liqueur des Hollandais si on la traitait

alternativement par les alcalis et par le chlore, ce qui fut confirmé par ses propres recherches et par celles de M. Regnault, et que le composé $C^4H^3Br^3$, donné comme nouveau par M. Cahours (voyez plus haut), a été découvert par M. Regnault et représenté par M. Laurent par la formule que M. Cahours adopte aujourd'hui.

195.—Sur quelques combinaisons des radicaux $(C^6H^5)R^n$; par M. HLASIWETZ (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 355).

Ces recherches s'ajoutent à celles que l'auteur a publiées, l'année dernière, sur l'huile d'assa fœtida, qu'il considère comme formée de deux hydrogènes carbonés unis au soufre ; ces deux hydrogènes carbonés donnent parfois naissance à de l'allyle, $2(C^6H^5)$ en perdant de l'hydrogène (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 389).

Les corps à radical C^6H^5 , que l'auteur considère, sont :

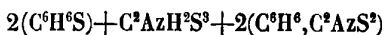
L'acétone.....	$C^6H^5 + HO$
L'oxyde de mésityle.....	C^6H^5O
Le métacétone... ..	C^6H^5O
Les composés.....	$C^{12}H^{10}O^{10}$

Il étudie les combinaisons que ces corps forment avec le soufre et le sulfocyanogène.

Quand on mêle de l'acétone pur avec son volume de sulfure de carbone et deux fois son volume d'ammoniaque, il se forme, au bout de 2 ou 3 jours, des cristaux lamelleux, qui disparaissent pour faire place à des cristaux jaunes et plus compactes ; lavés à l'eau, qui ne les dissout pas, ces cristaux sont, en général, opaques et doués d'une couleur orangée, et possèdent une odeur qui rappelle l'acétone et l'hydrogène sulfuré, dont il renferme les éléments ; l'auteur en exprime la composition par la formule



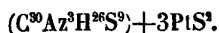
qu'il décompose en



c'est-à-dire une combinaison sulfocarbamique et sulfocyanique d'acétone C^6H^6 ; l'auteur a en effet pu constater la présence du sulfocyanogène dans ce composé. A chaud, l'alcool le dissout en le décomposant ; l'acide chlorhydrique ne le dissout qu'à chaud et avec dépôt de soufre ; l'éther est presque sans action.

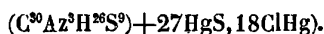
Avec le bichlorure de platine en dissolution alcoolique froide, cette combinaison forme un précipité un peu soluble dans l'alcool; l'eau en complète la précipitation. Ce précipité est brunâtre, amorphe; chauffé, il développe d'abord une odeur rance, puis il perd de l'hydrogène sulfuré, de l'acide sulfureux, et il brûle enfin en laissant un résidu de platine.

M. Hlasiwetz représente cette combinaison par la formule



Avec le bichlorure de mercure, on obtient une combinaison du même genre, quand on en emploie des dissolutions froides; le produit constitue une poudre blanche, jaunissant par la dessiccation, peu soluble dans l'alcool et insoluble dans l'eau. Ces dissolutions donnent, avec le chlorure de fer et à chaud, la réaction propre aux sulfocyanures; mais, pas plus que le précédent composé, celui-ci ne fournit d'essence de moutarde, quand on le traite par les sulfocyanures alcalins.

Cette matière retient beaucoup de bichlorure de mercure; l'auteur lui donne la formule très-compiquée



Quand on fait bouillir les cristaux de sulfocarbamate et de sulfocyanate de sulfacétonyle avec de la potasse caustique, il se volatilise de l'oxyde de mésityle ainsi que de l'ammoniaque; quand on chauffe les mêmes cristaux jusqu'à leur point de fusion, il se dégage deux matières qui se déposent en deux couches huileuses formées d'acétone, de sulfure de carbone et de sulfhydrate d'ammoniaque; en même temps, le col de la cornue se tapisse de cristaux inodores, mais très-amers, solubles dans l'eau, l'alcool, l'éther; ces cristaux sont d'ailleurs pénétrés de matière étrangère. L'auteur ne les a pas examinés.

Acétonylamide et sulfocyanocétonyle.—En faisant bouillir les cristaux de sulfocarbamate ci-dessus avec de l'alcool, il se dégage de l'alcool et de l'acide carbonique; la liqueur se décompose en rougissant et en formant du sulfhydrate d'ammoniaque. A cette occasion, il se dépose au fond une petite quantité d'une substance cristalline, difficile à débarrasser de l'eau mère, et qu'on ne peut purifier qu'après plusieurs cristallisations; la matière pure paraît blanche et contient du sulfocyanogène. Desséchée dans le vide, cette

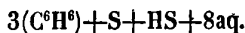
substance a offert à l'analyse des nombres que l'auteur interprète par la formule brute



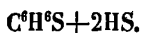
L'auteur a cherché en vain à obtenir une combinaison sulfurée de l'acétone.

Il a été plus heureux avec l'oxyde de mésityle, en distillant un mélange de sulfomésitylate de chaux avec du monosulfure ou du polysulfure de potassium; la combinaison se développe déjà pendant qu'on mélange les deux sels; mais le dégagement n'a réellement lieu que de 120° à 130°. Quand on emploie du monosulfure de potassium, on obtient un liquide qui est d'abord limpide, mais bientôt on en voit passer un autre qui est laiteux, et qui se dissout dans le premier. Ces produits de la distillation dissolvent abondamment le chlorure de calcium, et c'est en rectifiant au bain-marie la combinaison avec ce dernier que l'auteur a obtenu un liquide à odeur alliagée, et brûlant avec une flamme bleue.

Ce liquide est une combinaison que M. Hlasiwetz représente par la formule



A côté de cette combinaison avec le chlorure de calcium, il y avait une huile qui ne se combinait pas avec ce chlorure, et qui paraissait exempte d'oxygène, l'auteur la considère comme formée de :



Dans une autre opération, l'auteur recueillit les huiles séparément, puis il les lava avec du carbonate de soude, pour éloigner l'hydrogène sulfuré; par l'analyse, il obtint des nombres qui s'accordaient avec les précédents, à cela près, qu'ils fournirent un peu plus pour l'hydrogène et pour le soufre; ce qui tend à prouver que c'étaient des combinaisons de C^6H^6S avec plus ou moins d'hydrogène sulfuré.

Les deux corps analysés sont représentés par les formules



Ces huiles possèdent toutes une odeur repoussante; si, pour les obtenir, on emploie du quintisulfure de potassium, il se produit en outre une huile jaune, dense, qui possède à peu près la composition de l'huile la plus riche en soufre.

Cette dernière huile a donné, avec le bichlorure de platine, une combinaison qui, traduite en formules, se représente, d'après l'auteur, par



Elle fut obtenue en mêlant les dissolutions alcooliques des deux matières et en séparant par filtration le précipité de sulfure de platine produit.

Les huiles précédentes se désulfurent en partie en les secouant avec de la potasse et de l'oxyde de mercure. L'odeur d'ail disparaît alors; néanmoins, l'huile désulfurée conserve sa propriété de dissoudre le chlorure de calcium: M. Hlasiwetz n'est pas parvenu à les désulfurer complètement; le produit qu'il a examiné renferme 1 équivalent de $\text{C}^6\text{H}^6\text{S}$ pour 7 équivalents de $\text{C}^6\text{H}^6\text{O}$ et 23 d'eau.

Le métacétone $\text{C}^6\text{H}^8\text{O}$ ne fournit point de combinaisons pareilles avec le sulfide carbonique et l'ammoniaque; les cristaux qui se produisent néanmoins sont du sulfocarbamate d'ammoniaque.

L'auteur n'a pas davantage réussi avec le sulfure et le sulfocyanure de potassium. M. Hlasiwetz a soumis au même traitement les substances de la molécule $\text{C}^{12}\text{H}^{10}\text{O}^{10}$; il n'a pu obtenir autre chose que de l'hydrogène sulfuré et un liquide empyreumatique, rappelant le métacétone par son odeur.

De l'ensemble des faits consignés dans ce mémoire, on peut donc conclure qu'en remplaçant l'oxygène des dérivés de C^6H^5 par le soufre ou le sulfocyanogène, on n'obtient pas de combinaisons sulfurées qui soient identiques avec l'allyle.

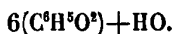
Dans la seconde partie de son mémoire, l'auteur examine si l'allyle peut fournir des composés oxydés qui aient du rapport avec ceux qui dérivent de la série isomère C^6H^5 . Ici encore, ses recherches n'ont pas abouti, quoiqu'il ait constamment trouvé de l'acide métacétique parmi les produits de décomposition.

Quand on fait bouillir, pendant plusieurs heures, de l'huile de moutarde avec une lessive concentrée de soude caustique, l'huile change d'odeur; après un lavage et une rectification convenable, elle possède une odeur qui rappelle le poisson mariné.

Avec la chaux potassée, l'huile de moutarde fournit le même corps; en la traitant à chaud par une dissolution de plombate de potasse, on la dépouille du soufre adhérent; on la lave ensuite avec de l'acide sulfurique étendu et on la rectifie. L'acide sulfurique faible lui enlève une huile qui a donné, avec le bichlorure de pla-

tine, une combinaison renfermant 33,6 pour 100 de platine. Le sel double de platine et de thiosinnamine ne fournit que 30,6 pour 100 de platine.

A l'état pur, la partie insoluble dans l'acide sulfurique est limpide; sa composition s'accorde avec la formule



Il est possible que cette combinaison ne soit autre que celle que M. Wertheim a depuis longtemps obtenue (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 580); de même que cette dernière, l'huile décrite par M. Hlasiwetz donne avec le nitrate d'argent des cristaux d'un sel double qui possède toutes les propriétés du nitrate d'argent et d'allyle.

L'auteur rappelle encore une expérience qu'il avait faite avec une huile de moutarde, qui a fourni de l'essence de sauge par le traitement au moyen de la soude caustique.

196. — Procédé pour préparer l'acide métacétique; par M. KELLER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 205).

On prend du son de froment que l'on transforme en bouillie à l'aide de trois fois son poids d'eau chaude de 50 à 60°, puis on y met le quart de son poids de rognures de peaux, on ajoute de la craie et on expose dans un endroit chaud. L'opération exige trois ou quatre semaines en hiver ou quelques jours en été pour être terminée. On filtre, on lessive à l'eau chaude, on transforme le tout en sel de soude et on déplace l'acide à l'aide de l'acide sulfurique.

On obtient ainsi d'après M. Keller une grande quantité d'acide métacétique, souillé d'un peu d'acide acétique. L'auteur n'a pu trouver d'autre acide que les deux précédents dans le produit de cette fermentation.

197. — Faits pour servir à l'histoire de l'acide caproïque et de l'acide œnanthylrique; par MM. BRAZIER et GOFSLETH (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 249).

L'acide caproïque, qui a servi à ces expériences, a été préparé directement à l'aide de l'acide sulfamylique d'après le procédé décrit par MM. Frankland et Kolbe (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 330). Le cyanure de potassium que MM. Brazier et Gofsleth employèrent contenait du cyanate, de sorte que le cyanamyle était souillé d'éther

cyanique et d'éther cyanurique. Sans s'en inquiéter, les auteurs traitent le tout par une dissolution alcoolique de potasse dans un appareil qui permet aux vapeurs condensées de retomber dans le liquide mère. Au bout d'une demi-heure d'ébullition, on ajoute de l'eau et on distille; le liquide qui passe contient de l'ammoniaque, de l'alcool amylique, de l'amylamine et de l'alcool, le résidu se compose de caprate de potasse.

Durant la purification de l'acide caproïque les auteurs ont obtenu accidentellement du caproate amylique $C^{12}H^{10}O^3 + C^{10}H^{12}O$ bouillant à 211° . Cet éther possède une saveur amère; il est insoluble dans l'eau; l'alcool et l'éther le dissolvent en toute proportion.

En soumettant du caproate de baryte à la distillation sèche, on obtient un liquide impur, dont le point d'ébullition varie entre 120 et 170° , et il se dégage de l'acide carbonique et un hydrogène carboné inflammable qui consiste presque exclusivement en propylène. Le liquide impur est un mélange de caproone $C^{11}H^{11}O$ avec un peu d'aldéhyde caproïque $C^{12}H^{12}O^2$.

Le caproone est insoluble dans l'eau tout en lui communiquant son odeur caractéristique; il se dissout facilement dans l'alcool et l'éther. Il bout à 165° ; sa densité est inférieure à celle de l'eau. L'acide nitrique l'attaque facilement, et quand on neutralise par le carbonate de potasse le produit de la réaction, il se sépare un liquide huileux aromatique, que les auteurs n'ont pas examiné; la potasse retient un acide volatil qui paraît être de l'acide nitrovalérique, ce qui ne doit pas étonner depuis que MM. Laurent et Chancel ont obtenu de l'acide nitrométacétique (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 258) en traitant le butyrone par l'acide nitrique.

En exposant le caproate de potasse à l'action d'une batterie galvanique composée de six couples de Bunsen, il se dégage un mélange d'hydrogène et d'acide carbonique, et la surface de la dissolution se recouvre d'un liquide huileux qui possède tous les caractères de l'amyle $C^{10}H^{11}$, que M. Frankland a obtenu en décomposant l'iodure d'amyle par l'action du zinc.

MM. Brazier et Gofslath ont soumis l'acide œnanthylique à un traitement analogue; la réaction est la même: dégagement d'hydrogène et d'acide carbonique et production d'un liquide huileux qui représente le radical de l'acide caproïque, le capronyle $C^{12}H^{13}$. Il bout à 202° , possède une odeur aromatique très-agréable et se dissout, en toute proportion, dans l'éther et l'alcool, mais il est inso-

luble dans l'eau. L'acide nitrique et l'acide sulfurique ne l'attaquent que quand on les fait réagir concurremment; le produit de la réaction est un acide qui a beaucoup de ressemblance avec l'acide caproïque.

Le brôme est sans action sur le capronyle, mais le chlore l'attaque sans peine en produisant une masse résineuse que les auteurs n'ont pas examinée.

198. — De l'action simultanée de la chaleur et des bases alcalines en excès sur les acides homologues de l'acide acétique; par M. CAHOURS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 142).

En décomposant le valérate de potasse par un courant voltaïque, M. Kolbe (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 293) obtint un hydrogène carboné C^8H^9 , qu'il appela *valyle*. Raisonnant par analogie M. Cahours a cherché à obtenir avec l'acide pélargonique $C^{18}H^{18}O^4$, le carbure $C^{16}H^{18}$ homologue du gaz des marais et présentant une composition identique à celle du valyle. Il s'est servi d'un procédé analogue à celui que l'on emploie pour préparer le gaz des marais. De la chaux potassée en poudre fine fut arrosée du quart de son poids d'acide pélargonique et le tout fut soumis à la distillation sèche; les produits volatils étant de nature fort complexe, M. Cahours fit passer les gaz dans du brôme, qui en fixait une certaine portion.

Le liquide brômé renfermait trois produits distincts en proportion variable, dont on peut exprimer la composition par les formules suivantes :

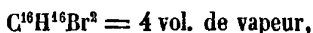


Le gaz absorbé consiste donc en un mélange de gaz oléfiant, C^4H^4 , de propylène, C^6H^6 , et de gaz de Faraday, C^8H^8 ; quant à la partie non absorbable par le brôme, elle renferme de l'hydrogène et du gaz des marais.

Le liquide condensé commence à bouillir vers 105 à 106°. Les dernières portions distillent entre 135 et 140°. La partie qui bout entre 106 et 110°, possède une densité de 0,708 à 16°; le densité de sa vapeur a été trouvée par expérience, de 3,954, ce qui conduit à la formule



Traité par le brôme, ce produit s'échauffe et donne un liquide pesant, auquel l'analyse assigne la formule



ce qui en fait un homologue des précédents.

M. Cahours a encore cherché à savoir si les acides caprylique et œnanthylque, homologues de l'acide pélargonique, se comporteraient d'une manière analogue. Il a obtenu, en effet, des carbures d'hydrogène liquide de la forme



ainsi que les gaz C^4H^4 , C^6H^6 , C^8H^8 .

Les acides éthalique et margarique ont donné des résultats semblables. On peut donc en conclure rigoureusement que les intermédiaires entre l'acide pélargonique et l'acide éthalique fourniraient des résultats analogues.

Ces résultats s'accordent complètement avec ceux que M. Hofmann vient d'obtenir récemment relativement à la décomposition que subit l'acide valérique sous l'influence simultanée de la chaleur et des bases alcalines employées en excès.

L'éthal, soumis à l'action d'une température voisine du rouge sombre, s'est comporté comme les corps précédents. On sait, en outre, par le travail de M. Reynolds, que l'huile de pommes de terre donne, dans les mêmes circonstances, une grande quantité de propylène, gaz dont on lui doit la découverte (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 306).

Il résulte donc des faits précédents qu'à partir de l'acide valérique les termes homologues du gaz des marais, ne possédant pas une stabilité suffisante pour pouvoir résister à la température élevée sous l'influence de laquelle la décomposition de l'acide s'accomplit, se dédoublent en gaz des marais et hydrogène, et en une série d'hydrogènes carbonés de la forme C^mH^m , différant l'un de l'autre par l'état de condensation des éléments.

Ce fait est certes remarquable lorsqu'on le met en parallèle avec les résultats que nous présentent l'acide benzoïque et ses homologues qui, sous l'influence de la chaleur et des bases, éprouvent une décomposition nette et semblable à celle que présente l'acide acétique lui-même qui se transforme uniquement en acide carbonique et en un carbure d'hydrogène complémentaire, sans qu'il y ait séparation ni d'hydrogène, ni de carbone.

Dans toutes ces expériences, la proportion du propylène l'a toujours notablement emporté sur celle du gaz oléfiant et du gaz de Faraday. Ces trois gaz peuvent donc être considérés comme le produit constant de la décomposition de tous les acides de la série



et probablement aussi de tous les aldéhydes et de tous les alcools qui s'y rattachent.

199.— Sur le benzoate de cuivre; par M. CHANCEL (*L'Institut*, 1850, p. 262).

Dans une séance de l'académie de Montpellier, M. Chancel communiqua le fait suivant :

Contrairement aux indications qui se trouvent dans la plupart des traités de chimie, le benzoate de cuivre ne peut pas être obtenu à l'état cristallisé lorsqu'on ajoute de l'acide acétique à la solution aqueuse. Il est décomposé, dans cette circonstance, en acide benzoïque et en acétate de cuivre. Le corps que l'on avait pris pour du benzoate de cuivre n'est que de l'acide benzoïque cristallisé et imprégné d'acétate de cuivre.

200.— Note sur l'acide brômobenzoïque anhydre; par M. MULLER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 325). — **Même sujet;** par M. LAURENT (*ibid.*, p. 339, et t. XXXI, p. 694).

M. Muller a préparé de l'acide brômobenzoïque anhydre en faisant agir le brome sur le benzoate d'argent sec et chauffant le produit dans une cornue; la distillation a fourni un acide brômé qui, dissous dans l'eau, possédait les propriétés que M. Péligot assigne à l'acide brômobenzoïque hydraté.

Voilà tout ce qui concerne le travail de M. Muller; on n'y trouve pas d'analyse, l'auteur n'a pas même cherché à s'assurer si son acide était bien réellement anhydre, ce qui ne l'empêche pas de donner une équation.

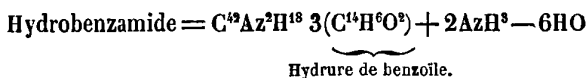
201.— Sur de nouvelles combinaisons de l'essence d'amandes amères; par MM. LAURENT et GERHARDT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 404).

Dans ce mémoire, les auteurs rapportent quelques expériences sur les métamorphoses que l'essence d'amandes amères subit par

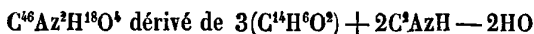
l'action des alcaloïdes, notamment par l'action de l'ammoniaque, de l'aniline et de l'urée.

On sait que l'ammoniaque donne, avec l'hydrure de benzoïle pur, un composé connu sous le nom d'hydrobenzamide, qui renferme les éléments des deux corps réagissant, moins les éléments de l'eau. Lorsqu'on emploie de l'essence brute, on obtient généralement d'autres produits qui se distinguent de l'hydrobenzamide par leur faible solubilité dans l'alcool. MM. Laurent et Gerhardt ont reconnu que ces produits doivent leur formation à l'acide cyanhydrique contenu dans l'essence brute : de même que l'hydrobenzamide se dédouble de nouveau, par l'acide chlorhydrique, en hydrure de benzoïle et en ammoniaque, de même les produits en question se scindent, sous l'influence de cet acide, en hydrure de benzoïle, ammoniaque et acide cyanhydrique. Leur composition est d'ailleurs analogue à celle de l'hydrobenzamide. Dans toutes ces combinaisons, il s'élimine une quantité d'eau qui renferme tout l'hydrogène de l'ammoniaque ou de l'acide cyanhydrique intervenu dans la réaction.

Les équations suivantes font voir la manière dont ces corps dérivent de l'hydrure de benzoïle :



Ces composés ont une ressemblance frappante avec le cyanobenzoïle de M. Zinin :



Les deux produits ammoniaco-cyanhydriques nouveaux sont identiques à la benzhydramide et à l'azotide benzoïlique : de même, d'après les auteurs, le cyanobenzoïle n'est autre chose que de la benzimide.

MM. Laurent et Gerhardt ont obtenu avec l'aniline et l'urée des composés analogues qui régénèrent avec les acides l'hydrure et l'alcaloïde ; ils les appellent benzoïlanilide et benzoïluréide et ils les représentent, le premier, par $\text{C}^{26}\text{AzH}^{11}$, et la benzoïluréide par la formule $\text{C}^{80}\text{Az}^8\text{H}^{26}\text{O}^8$.

Ils trouvent dans l'urée un excellent moyen de reconnaître de petites quantités d'hydrure de benzoïle, la benzoïluréide se formant sans peine et jouissant de propriétés très-caractéristiques.

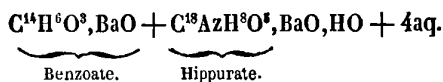
Les auteurs mentionnent encore un isomère du chlorure de benzile de M. Cahours et qui se forme en abondance quand on abandonne, dans des flacons bouchés, de l'essence d'amandes amères imparfaitement décomposée par le chlore. Ils la représentent par la formule, $C^{14}H^6O^2, C^{14}H^5ClO^2$.

Cette combinaison, formée d'hydrure et de chlorure de benzoïle, se présente en belles lames incolores fort analogues à l'acide benzoïque, mais peu solubles dans l'alcool froid. L'eau chaude la décompose immédiatement en hydrure et en acide benzoïque; les autres réactifs déterminent un dédoublement semblable.

202. — Sur l'acide hippurique et les produits de son oxydation par le peroxyde de plomb; par M. SCHWARZ (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 190).

L'acide hippurique qui cristallise avec tant de facilité existe également à l'état amorphe, ainsi que l'a établi M. Liebig, qui a vu ce corps se produire, par le repos prolongé d'une dissolution d'acide hippurique dans l'alcool. M. Schwarz confirme cette observation.

Quand on neutralise par l'eau de baryte un mélange d'acide hippurique et d'acide benzoïque et que l'on évapore convenablement, il se dépose d'abord des lamelles de benzoate de baryte, plus tard, une cristallisation formée de tables rhomboïdales d'hippurate de baryte, et enfin des verrues cristallines, dont M. Schwarz exprime la composition par la formule



On sait qu'en traitant l'acide hippurique par le peroxyde de plomb, M. Fehling a obtenu de la benzamide. En répétant cette expérience, M. Schwarz a obtenu une combinaison nouvelle composée d'après la formule



et qu'il nomme *hipparaffine*.

Il l'a obtenue en même temps que la benzamide, et il s'est assuré que sa formation a lieu quand on ajoute un excès d'acide sulfurique

ou d'acide phosphorique au mélange de peroxyde et d'acide hippurique ; il est essentiel de ne chauffer que légèrement, sinon on n'obtient que de l'acide benzoïque et du sucre de gélatine.

Après avoir fait égoutter sur un filtre on lave à l'eau chaude et on traite par l'alcool bouillant ; on filtre à chaud et on fait cristalliser ; il se produit ainsi une bouillie d'aiguilles prismatiques qui retiennent beaucoup d'alcool ; on les fait sécher et bouillir dans l'eau, qui ne les dissout que très-peu et qui ne les mouille pas. Cette substance est assez réfractaire et demande à être brûlée avec précaution quand on veut déterminer sa composition élémentaire.

Les analyses ont été faites avec du chrômate de plomb.

L'hipparaffine est très-soluble dans l'éther ; elle est sans action sur le papier de tournesol.

Les acides sulfurique et chlorhydrique, la potasse aqueuse ne l'attaquent pas, même à l'ébullition ; la potasse fondante ne la décompose que partiellement, mais quand on la calcine avec de la chaux potassée, elle fournit de l'ammoniaque et de la benzine.

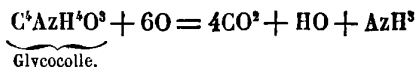
Les acides sulfurique et nitrique concentrés la dissolvent à froid sans altération notable, l'acide nitrique fumant la transforme en produits que l'auteur n'a pas étudiés.

Les agents oxydants, tels que l'acide chrômique à l'état naissant, ne modifient pas sensiblement cette substance ; elle résiste également à un mélange de chlorate de potasse et d'acide chlorhydrique. Elle fond à 200°C., et par le refroidissement elle se prend en masse cristalline ; à une température plus élevée elle se décompose en partie, et une petite portion distille sans altération. A l'air elle brûle avec une flamme fuligineuse.

On voit que l'hipparaffine est d'une stabilité remarquable : c'est cette propriété que l'auteur a entendu désigner en dénommant cette substance à l'aide des mots *ἱππος* et *parum affinis*.

Il est vrai qu'alors, pour être conséquent il faudrait écrire ce nom avec trois *p*, *hipparaffine*.

En vue d'établir la constitution de l'hipparaffine, M. Schwarz a étudié les produits de décomposition du glyocolle, puisque ceux de l'hipparaffine ne lui fournissaient rien de précis. Il a constaté que le sucre de gélatine se décompose en acide carbonique, en eau et ammoniaque quand on le fait bouillir avec le peroxyde de plomb

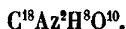


Avec l'hydrate de potasse il donne de l'acide oxalique, de l'acide cyanhydrique et de l'hydrogène, ainsi que l'avait observé M. Horsford (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 677), mais il n'a jamais pu réaliser la couleur rouge cerise que M. Horsford a observée à cette occasion.

La décomposition est la même quand on traite le glyocolle par le peroxyde de plomb et par l'acide sulfurique.

203. — Sur la formation de l'acide nitrohippurique dans l'économie animale ; par M. BERTAGNINI (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 490).

En partant du fait de la transformation de l'acide benzoïque en acide hippurique, dans l'économie animale, M. Bertagnini a reconnu que l'acide nitrobenzoïque introduit dans l'économie donnait naissance à un acide facile à isoler et offrant la composition



L'auteur considère cet acide comme de l'acide nitrohippurique, et en effet, il a reproduit cet acide en traitant de l'acide hippurique par un mélange d'acide nitrique fumant et d'acide sulfurique.

Traité par l'acide chlorhydrique, cet acide se dédouble en acide nitrobenzoïque et en sucre de gélatine.

204. — Sur des combinaisons sulfuriques et nitriques de la benzine et de la naphthaline ; par M. LAURENT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 537).

M. Laurent considère la nitrobenzide, l'aniline, la nitronaphtaline et la naphtalidame comme des dérivés par substitution de la benzine et de la naphthaline, et devant, par conséquent, avoir plus ou moins d'analogie avec ces derniers. On sait qu'en traitant la plupart d'entre eux par l'acide sulfurique, on obtient les acides sulfobenzidique, sulfanilique, sulfonaphtalique, sulfonaphtalique nitré.

Ces mêmes acides peuvent s'obtenir par d'autres procédés. Ainsi, en traitant l'acide sulfonaphtalique par l'acide nitrique ; il se forme de l'acide sulfonaphtalique nitré



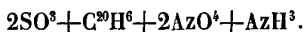
Si l'on met ce dernier en contact avec le sulphydrate d'ammoniaque, on obtient l'acide sulfonaphtalidamique



Celui-ci peut encore s'obtenir à l'aide de la carbamide naphthalidamique. On chauffe légèrement celle-ci avec de l'acide sulfurique concentré; il se dégage immédiatement de l'acide carbonique, et la liqueur, étendue d'eau, laisse déposer de l'acide sulfonaphtalidamique



En prolongeant l'action de l'acide nitrique sur l'acide sulfonaphtalique, on obtient de l'acide sulfonaphtalique binitré, dont le sel ammoniacal cristallisant en belles aiguilles jaunes, renferme



Ce sel traité par l'hydrogène sulfuré, laisse déposer du soufre, et il se forme un nouvel acide nitré, qui paraît être l'acide sulfonaphtalidamique nitré



Quoique l'on ne connaisse pas la naphthalidame nitrée, M. Laurent pense que cette base se forme en traitant la naphthaline binitrée par l'hydrogène sulfuré, car en faisant cette opération, il a obtenu un alcali rouge carmin, et fusant en vase clos sous l'influence de la chaleur.

On sait qu'en traitant la benzine successivement par l'acide nitrique, l'hydrogène sulfuré et l'acide sulfurique, on obtient de l'acide sulfanilique. On peut encore obtenir ce dernier de la manière suivante :

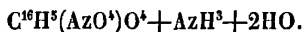
On fait bouillir l'acide sulfobenzidique avec de l'acide nitrique, et l'on obtient un nouvel acide, dont le sel ammoniacal renferme



C'est donc du sulfobenzidate nitré d'ammoniaque.

En traitant ensuite ce dernier par l'hydrogène sulfuré, il se forme du sulfanilate d'ammoniaque.

En versant un peu d'acide nitrique dans du phtalate nitré d'ammoniaque, il se dépose un sel acide qui renferme

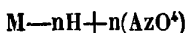


En chauffant ce sel jusqu'à ce qu'il commence à entrer en fusion, il perd de l'eau et se transforme en phtalimide nitrée qui renferme



205. — Mémoire sur quelques produits nouveaux obtenus par l'action du sulfite d'ammoniaque sur la nitronaphtaline; par M. PIRIA (Comptes rendus des Séances de l'Académie des Sciences, t. XXXI, p. 488).

M. Piria a reconnu que le sulfite d'ammoniaque agit énergiquement sur les substances organiques du type



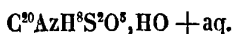
en donnant des produits nouveaux. L'auteur a spécialement étudié l'action du sulfite d'ammoniaque sur la nitronaphtaline.

Lorsqu'on chauffe ensemble une dissolution alcoolique de nitronaphtaline $C^{20}H^7Az^4O$ et une dissolution très-concentrée de sulfite d'ammoniaque (en ayant soin de maintenir la liqueur neutre pendant toute la durée de l'ébullition) on donne naissance à deux nouveaux acides isomères que l'on obtient combinés avec l'ammoniaque.

L'auteur donne à ces acides le nom d'acides *naphthionique* et *thionaphthique*. La formule de ces acides, tels qu'ils existent dans les sels privés d'eau, est



L'acide naphthionique cristallisé est représenté par la formule

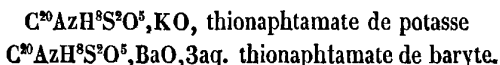


Il est blanc, presque insoluble dans l'eau froide et dans l'alcool, plus soluble dans l'eau bouillante, d'où il se dépose, par le refroidissement, sous forme de cristaux aciculaires d'un éclat satiné. Cet acide est assez énergique pour déplacer l'acide acétique de ses combinaisons; il est très-stable, et n'est guère attaqué que par les oxydants énergiques. Ainsi, l'acide chlorhydrique bouillant et l'acide sulfurique, à la température de 200° , ne l'attaquent pas; l'acide nitrique bouillant l'attaque en le transformant en une matière résineuse brune.

Les naphthionates sont tous solubles et cristallisent facilement. L'auteur rapporte les analyses des naphthionates de potasse, de soude et de chaux, et a déterminé les formes cristallines de ces deux derniers sels.

Le naphthionate de potasse est anhydre. Ceux de soude et de chaux renferment 8 équivalents d'eau de cristallisation.

Acide thionaphtamique. Cet acide ne peut être obtenu à l'état libre, mais il forme des sels parfaitement définis qui ont été analysés. Voici quelques formules :



Les thionaphtamates de potasse, de soude et d'ammoniaque, sont solubles et cristallisent ; les autres s'obtiennent par double décomposition. Lorsqu'on essaye d'isoler l'acide thionaphtamique, il se décompose en acide sulfurique naphthalidame $\text{C}^{20}\text{H}^9\text{Az}$. On obtient facilement et en abondance la naphthalidaine en distillant un thionaphtamate.

L'auteur signale une propriété de la naphthalidame qui n'avait pas encore été indiquée ; c'est sa conversion, sous l'influence du perchlorure de fer et de corps oxydants, en *naphtaméine*, substance nouvelle d'un beau bleu, et qui rappelle l'orcine par quelques propriétés.

En résumé, l'auteur conclut que, sous l'influence du sulfite d'ammoniaque, la nitronaphtaline se transforme en naphthalidame, comme elle le ferait sous l'influence du sulfhydrate d'ammoniaque, avec cette différence que la naphthalidame naissante s'unit aux éléments de l'acide sulfurique pour former deux composés isomériques acides de la formule



A ce point de vue, les acides naphthionique et thionaphtique ont la plus grande analogie avec les acides formés par la réaction de l'acide sulfurique sur plusieurs matières organiques.

Les deux acides en question présentent le même cas d'isomérisie que les acides sulfovinique et iséthionique, avec cette différence qu'ils prennent naissance simultanément dans les mêmes circonstances et en quantité à peu près égale.

Toutes les tentatives faites pour transformer l'un de ces acides en son isomère ont échoué.

206. — Sur de nouvelles combinaisons chlorées de la naphthaline; par M. LAURENT (*Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1850, p. 1.)

Aux deux chlorures de naphthaline $\text{C}^{20}\text{H}^8\text{Cl}^2$ et $\text{C}^{20}\text{H}^8\text{Cl}^4$ que

M. Laurent a fait connaître dans le temps, l'auteur ajoute un troisième qu'il appelle *bichlorure B de naphthaline* et qu'il représente par la formule



et qu'il considère comme identique au chlorure de chlonaphtase qu'il a décrit il y a quelques années. Ce composé est isomère de l'un des précédents, voici comment on le prépare :

Lorsqu'on traite la naphthaline par le chlore, on obtient une matière épaisse formée de plusieurs chlorures dont l'un solide ; le chlorure liquide s'enlève avec un peu d'éther et le chlorure solide exprimé est traité par l'éther alcoolisé qui le dissout. Abandonnée dans un vase incomplètement fermé, la liqueur dépose une matière cristalline que l'on fait dissoudre dans l'alcool bouillant ; à la suite d'un refroidissement très-lent, il se forme d'abord du bichlorure que l'on sépare, puis un mélange de ce dernier avec le bichlorure B ; ce dernier étant très-soluble dans l'éther on l'enlève à l'aide de ce liquide qui agit assez lentement sur l'autre chlorure.

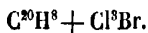
On répète ces cristallisations jusqu'à ce que la matière cristalline, arrosée d'une petite quantité d'éther, s'y dissolve subitement sans résidu.

Le bichlorure B est incolore, inodore, très-soluble dans l'alcool, l'éther et le pétrole ; il cristallise en petites lamelles sans forme précise. Après avoir été fondu, il peut descendre à la température de 10° sans se solidifier ; peu à peu, toutefois, il cristallise en boules radiées.

Soumis à la distillation, il se décompose en acide chlorhydrique, en naphthaline bichlorée C et en une huile particulière. Une dissolution alcoolique et bouillante de potasse donne du chlorure de potassium, une huile et de la naphthaline bichlorée F.

Quand on verse du brôme sur ce bichlorure contenu dans un flacon on obtient un autre composé que M. Laurent appelle *bichlorobromure de naphthaline* qu'on lave avec de l'alcool tiède qui enlève le brôme et le bichlorure non attaqués et que l'on dissout ensuite dans l'éther bouillant. Par le refroidissement il cristallise en prismes obliques à base rhomboïdale de 4 ou 8 pans. Les angles du prisme sont de 133° $\frac{1}{2}$.

Ce composé est incolore, plus soluble dans l'éther que le bichlorure ordinaire, mais moins que le bichlorure B. Sa composition s'accorde avec la formule



Naphtaline sulfochlorée. — En versant une dissolution alcoolique de sulfure d'ammonium dans une dissolution alcoolique et bouillante de bichlorure B, la liqueur brunit, se trouble et laisse déposer un précipité jaune pâle qu'on lave à l'alcool. Ce composé est presque insoluble dans l'alcool et l'éther. Il se dissout dans la potasse alcoolique bouillante, l'eau en précipite une matière jaune visqueuse.

Par la distillation il donne d'abord environ 8 pour 100 d'eau, puis de l'acide hydrochlorique, une matière huileuse qui cristallise par le refroidissement, une huile épaisse et un résidu de charbon.

Le bichlorure ordinaire donne une combinaison analogue, *naphtaline trichlorée* Æ. Les dérivés chlorés de la naphtaline sont remarquables par le grand nombre d'isomères qu'ils présentent. Ainsi il y a sept naphtalines bichlorées et six naphtalines trichlorées auxquelles M. Laurent ajoute une septième qu'il obtient de la manière suivante :

On traite par l'acide sulfurique fumant l'huile brute qui accompagne la formation du bichlorure de naphtaline chlorée $C^{20}H^7Cl-Cl^4$ et on chauffe légèrement ; il se dégage de l'acide chlorhydrique et la liqueur brunit ; on y ajoute de l'eau et on laisse refroidir. Au bout de quelques heures il s'est déposé une matière brune qu'on lave d'abord à l'eau, puis à l'alcool, et qu'on fait dissoudre dans l'éther. Par l'évaporation il se dépose un mélange de naphtaline trichlorée A, du produit Æ et d'une petite quantité d'huile. On purifie à l'aide de l'éther qui a moins d'action sur Æ que sur les deux autres corps.

Ce composé est incolore, moins soluble que A dans l'éther mais plus soluble dans l'alcool. Il cristallise en petites aiguilles lamelleuses dont la section est un hexagone dérivant d'un rhombe de 122° . Il fond à 93° et par le refroidissement il cristallise comme A, en rectangles. Il se dissout rapidement dans le brôme en dégageant de l'acide brômhydrique et en donnant une matière cristalline presque insoluble dans l'éther. Il distille sans décomposition. L'auteur lui attribue la formule



L'acide sulfurique se combine en partie avec lui pour former un acide sulfonaphtalique trichloré.

Naphtaline brômobinitrée $C^{20}H^5BrAzO^4$. — Lorsqu'on traite la naphtaline bibrômée par l'acide nitrique bouillant, elle s'y dissout très-lentement ; en ajoutant de l'eau à la dissolution il se précipite une

huile épaisse qui se solidifie par le refroidissement et qui purifiée par des cristallisations dans un mélange d'alcool et d'éther, est jaune, insoluble dans l'eau, très-soluble dans l'éther et peu soluble dans l'alcool. Chauffé dans un tube, ce composé entre en ignition.

La liqueur acide d'où ce corps a été précipité, donne par l'évaporation un mélange d'acide oxalique et d'un corps qui paraît être un acide phtalique brômé.

Bichlorure de naphtaline chlorobibrômée. — L'ancien *perchlorure de bronaphtèse* est représenté maintenant par la formule



qui est aussi la formule du bichlorure de naphtaline chlorobibrômée. Ces deux corps sont isomorphes.

M. Laurent s'est aussi assuré que la naphtaline donne avec le perchlorure de soufre un composé qui n'est autre chose que de la naphtaline bichlorée C.

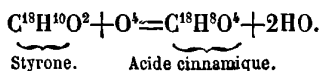
207. — Sur la composition de la styracine; par M. STRECKER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 112).

M. Strecker confirme par l'analyse la formule qu'il a proposée, l'année dernière, pour la styracine, et qu'il considère comme une combinaison d'acide cinnamique avec l'alcool de cet acide (le styrone). (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 407.)

La formule de la styracine, $C^{36}H^{16}O^4$, peut donc être considérée comme établie.

208. — Sur la styracine; par M. WOLFF (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 297).

M. Wolff a fait quelques expériences qui appuient l'opinion de M. Strecker sur la nature du styrone, qu'il considère comme un alcool (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 404 et 409). Il a vu, en effet, que le styrone fixe 4 équivalents d'oxygène et se transforme en acide cinnamique :



Il a opéré cette transformation à l'aide de la potasse, de l'acide chromique ou un mélange de bichromate de potasse et d'acide sulfurique.

Quand on traite le styrone par un mélange de potasse et de peroxyde de plomb et que l'on chauffe, la masse se solidifie, et si l'on augmente la chaleur, la masse se fond, l'oxyde se réduit, et il se volatilise de l'essence d'amandes amères; le résidu contient beaucoup d'acide cinnamique.

Le styrone produit encore de l'essence d'amandes amères et de l'acide benzoïque quand on le fait bouillir avec de l'acide nitrique; si l'on empêche la formation d'acide nitreux en ajoutant un peu d'urée, on obtient, outre l'hydrure de benzoïle, une cristallisation d'acide nitrocinnamique.

L'auteur mentionne, en outre, un acide formé par le styrone et l'acide sulfurique et donnant un sel de baryte soluble.

209. — Mémoire sur la fabrication du sucre; par M. ROUSSEAU.
— **Rapport** par M. PAYEN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 539).

Le but et l'importance du perfectionnement que M. Rousseau a apporté à la fabrication du sucre se trouvent parfaitement exposés dans le rapport de M. Payen, et nous ne pouvons mieux faire que le reproduire :

« Les procédés nouveaux qui ont pour but de perfectionner l'extraction du sucre excitent toujours un vif intérêt; on le comprend sans peine, car cette industrie, à la fois agricole et manufacturière, tend à élever la puissance du sol en France, elle développe le travail et répand d'utiles notions mécaniques et chimiques dans nos campagnes, elle exploite dans nos colonies le principal produit des cultures.

« L'importance de la fabrication du sucre est grande d'ailleurs, si on la mesure à l'étendue des débouchés qui lui sont ouverts; notre marché intérieur absorbe chaque année environ 120 millions de kilogrammes, et, dans un avenir peu éloigné sans doute, la consommation du sucre doit s'accroître beaucoup, elle pourrait même être triplée chez nous, si l'on en juge par les progrès qu'elle a faits chez plusieurs nations voisines. Tous les moyens de rendre les opérations moins chanceuses et les produits plus purs concourent à ce but.

« Depuis quarante ans nos habiles manufacturiers, au prix d'essais persévérants, variés et dispendieux, ont introduit des perfectionnements remarquables dans les sucreries indigènes et dans les raffineries. Cependant, il reste encore des problèmes à résoudre et des

progrès à faire en France, et plus encore dans nos colonies ; car on obtient seulement, en moyenne, les 0,6 du sucre que contient la betterave, et à peine les 0,4 de la quantité, presque double cependant, que renferme la canne. Aussi, les tentatives de nos chimistes manufacturiers sont-elles, en ce moment, plus actives que jamais, et l'on peut espérer que bientôt le produit de l'extraction en grand s'approchera beaucoup des limites assignées par la science.

« Parmi les circonstances qui offrent les plus graves obstacles à la réalisation du maximum de produit, on doit compter surtout la composition très-complexe des jus de la betterave et de la canne à sucre ; composition instable, d'ailleurs, et variable, en outre, suivant la nature des sols, les saisons et l'époque des récoltes.

« Les principes immédiats qui engendrent des ferments, ceux qui développent des substances colorées ou visqueuses occasionnent souvent l'altération du sucre, et amènent encore une complication de phénomènes très-défavorables pour son extraction ; un grand nombre de réactifs ont été essayés, soit dans les laboratoires, soit dans les usines, pour séparer ces substances nuisibles ; mais deux seulement des agents chimiques sont restés dans la pratique : la chaux hydratée, qui rend insolubles plusieurs matières albuminoïdes et pectiques, et le charbon d'os qui enlève l'excès de la chaux, une partie des substances colorantes et quelques autres matières étrangères.

« En 1811, M. Barruel, chef des travaux chimiques de la Faculté de médecine, indiqua, dans une note insérée au *Moniteur*, l'emploi de l'acide carbonique pour précipiter la chaux du jus de betteraves et déféqué, comme à l'ordinaire, avec environ 3 de chaux pour 1000 de jus. Plus tard, M. Baudrimont (*Dict. de l'industrie manufacturière*, art. SUCRE, t. X, p. 335) essaya l'application en grand d'un moyen analogue.

« En 1833, M. Kuhlmann, de Lille, supposant que dans la défécation usuelle toute la matière azotée du jus se trouve précipitée, mais qu'il y a toujours combinaison d'une partie du sucre avec la chaux, proposa d'effectuer la séparation de la chaux par un moyen qui lui parut plus prompt et plus économique que l'emploi du charbon d'os ; c'était encore l'injection du gaz acide carbonique dans le jus de betteraves, après la défécation habituelle.

« Plus tard, en 1838, rappelant les expériences de M. Pelouze sur la persistance des propriétés du sucre lorsqu'on vient à le dégager

de sa combinaison avec la chaux, M. Kuhlmann, admettant d'ailleurs que la chaux prévient l'absorption de l'oxygène dans les jus déféqués, émit la pensée que l'on pourrait fonder un procédé de fabrication sur cette propriété conservatrice du sucre, loin d'avoir à redouter l'influence de la chaux durant le travail manufacturier, qu'en conséquence, il était convenable de faire subir au sucre combiné avec la chaux, une grande partie des traitements nécessaires pour son extraction ; qu'en opérant ainsi, l'on économiserait le noir animal, tout en facilitant le travail des sucreries.

« Des essais furent entrepris d'après ces indications : on fit bouillir le jus avec un excès de chaux (15 pour 1000) sans séparation complète des écumes. La précipitation de la chaux par l'acide carbonique n'eut lieu qu'après cette ébullition ou l'évaporation partielle, et à la température de 25 à 30° seulement.

« Si les résultats obtenus par ces moyens dans le laboratoire parurent favorables, ils ne purent, toutefois, être réalisés en grand ; aucune fabrique, en France, n'adopta un mode d'opérer établi sur de pareilles bases.

« Les choses en étaient là, lorsque vers la fin de 1848, M. Rousseau s'occupait de monter en grand un procédé d'extraction du sucre, dont il avait déterminé, par de longues recherches, les conditions principales de succès, conditions bien différentes, comme on va le voir, de celles qui avaient échoué précédemment.

« Il répéta ses essais sur de petites quantités de jus, en présence de M. Cail, l'un de nos plus habiles constructeurs d'appareils de sucreries, et de M. Lequime, fabricant de sucre très-expérimenté.

« Ces messieurs acquirent aussitôt la conviction que le procédé nouveau devait être avantageux ; ils n'hésitèrent pas à le mettre en pratique, et obtinrent des résultats favorables dès les premières opérations faites en grand.

« Le procédé de M. Rousseau exige : 1° l'emploi d'un certain excès de chaux à une température déterminée ; 2° la séparation des écumes et des substances précipitées ; 3° l'élimination immédiate de la chaux unie au sucre ; 4° la filtration sur le charbon d'os en grains ; 5° l'évaporation rapide, la cristallisation et les clairçages par les voies ordinaires.

« Si l'on a pu croire, au premier abord, que ce procédé reproduisait les moyens indiqués soit, en 1833, soit en 1848, bien que ceux-ci eussent constamment échoué, tandis que ce procédé nouveau réussit

infailliblement ; en y regardant de plus près, on reconnaît sans peine les différences fondamentales qui les séparent.

« M. Rousseau explique dans son mémoire les caractères qui distinguent son procédé des moyens proposés antérieurement, et nous devons dire que les recherches entreprises par nous pour vérifier les faits annoncés par l'auteur viennent à l'appui de ces faits et des explications qu'il en a déduites.

« Nous croyons donc pouvoir établir nettement les différences, en montrant les causes d'insuccès des premiers moyens et les conditions essentielles qui ont assuré la réussite du procédé nouveau.

« Le premier moyen indiqué par les prédécesseurs de M. Rousseau avait évidemment pour but et pour résultat de séparer la chaux après une défécation ordinaire, ou de remplacer, sous ce rapport, le noir animal par l'acide carbonique. Mais on comprendra que cette substitution ne dut pas être avantageuse, parce qu'elle ne mettait rien à la place des propriétés décolorantes et dépuratives du charbon d'os.

« Le second moyen était inapplicable industriellement, car il offrait plusieurs inconvénients graves sans compensation.

« En effet : 1° la défécation incomplète laissait dans le liquide trouble, des substances organiques que l'acide carbonique remettait ultérieurement en présence du sucre, puisqu'il les dégagait de leur combinaison avec la chaux ;

« 2° Les jus ou sirops contenant des sucrates de chaux, de potasse et de soude ; ces liquides, eussent-ils même été limpides, ne pouvaient être évaporés, ni aussi vite, ni aussi facilement que la solution du sucre isolé de ses combinaisons avec les bases ;

« 3° La température évidemment plus élevée et plus longtemps prolongée de l'ébullition, devait déterminer, avec le concours d'une forte réaction alcaline, l'altération profonde de plusieurs substances ternaires et azotées ; cette altération se manifestait par un dégagement de vapeurs ammoniacales et par le développement d'une odeur forte et d'une coloration brune ; en supposant que le sucre lui-même fût resté intact, son extraction à l'état de pureté était devenue plus difficile ;

« 4° En de telles circonstances, l'acide carbonique employé pour saturer la chaux, pouvait bien arrêter les progrès du mal, mais il était impuissant pour remédier aux altérations produites.

« Nous allons montrer maintenant que les conditions réunies dans

le procédé de M. Rousseau sont tout autres, et qu'elles reposent sur des observations expérimentales nouvelles.

« M. Rousseau opère la défécation avec une quantité de chaux telle, que non-seulement les substances ayant plus d'affinité pour cette base que le sucre, mais encore celles qui en ont moins, et par conséquent, le sucre lui-même, puissent s'y combiner.

« Il en résulte que le sucrate de chaux reste dissous, tandis que les substances étrangères sont séparées en plus fortes proportions que par la défécation usuelle.

« Les expériences que nous avons faites sur les produits précipités par des doses de chaux graduées, nous ont démontré qu'en effet plusieurs matières organiques différentes peuvent être ainsi enlevées successivement au jus.

« Les conditions essentielles de la nouvelle défécation consistent à verser la chaux hydratée en forte émulsion dans le jus de betterave, préalablement chauffé à 55° centésimaux environ. La température s'élève en même temps que la coagulation se prononce davantage; et dès que le thermomètre marque de 80 à 90°, mais surtout avant que l'ébullition commence, on arrête le chauffage en fermant le robinet qui contenait la vapeur.

« On soutire alors au clair, et l'on sépare soigneusement, à l'aide d'une filtration, toutes les matières floconneuses en suspension dans le liquide.

« Le suc filtré s'écoule directement dans une chaudière à double fond, où l'on procède aussitôt à la saturation de la chaux par le gaz acide carbonique.

« D'abord une mousse volumineuse s'élève; mais à mesure que la viscosité diminue par la décomposition des sucrales, la solution sucrée devenue plus fluide, laisse échapper le gaz comme s'il passait au travers de l'eau. Ce changement guide l'ouvrier qui arrête au moment convenable l'insufflation du gaz.

« Ouvrant alors le robinet de vapeur, on chauffe, par le double fond, le liquide, jusqu'à produire une ébullition que l'on soutient pendant quelques minutes, afin de chasser l'acide carbonique en excès, et de compléter la précipitation du carbonate de chaux.

« On verse le liquide sur un filtre chargé de charbon animal en grains sans attendre que le carbonate de chaux se soit déposé, car ce carbonate cristallin ne s'oppose pas à la filtration.

« Les opérations suivantes, évaporation, deuxième filtration sur le

noir et cuite, s'effectuent comme à l'ordinaire; seulement elles sont plus faciles et plus promptes; car les sirops moins visqueux, mieux dépouillés de composés calcaires et moins colorés, ne forment plus de mousse durant l'ébullition; se rapprochent plus vite, à une moindre température, ne produisent pas d'incrustations dans les chaudières, enfin exigent à peine les deux tiers des quantités de noir qu'on emploie en suivant le procédé usuel.

« Quant aux sucres obtenus, ils sont plus blancs, doués d'une saveur plus agréable, plus faciles à mettre chaque jour sous les formes nouvelles de pains claircés, et livrables directement à la consommation au sortir des fabriques.

« Les cristallisations successives, dites de deuxième, troisième, quatrième et cinquième jets, sont moins embarrassées et se prolongent dans des sirops qui, naguère, passaient aux mélasses et donnent des produits faciles à égoutter et purifiés par les clairçages dans les appareils rotatifs.

« En présence de ces faits peut-on conclure que le procédé nouveau donnera plus de sucre et sera plus économique que les procédés suivis jusqu'alors? Cela paraît très-probable, pourvu qu'on ait le soin d'extraire la plus grande partie du sucre engagé dans les écumes; car un égal volume de sirop donnera des cristaux plus abondants, on consommera moins de noir animal, les appareils évaporatoires fonctionneront mieux, exigeront beaucoup moins de nettoyages; la faible dépense pour l'acide carbonique (15 centimes par hectolitre de jus) et l'excès de chaux (5 centimes environ), seront très-largement compensés par la diminution des autres frais.

« A cet égard, les noms des habiles manufacturiers qui, après avoir vérifié les faits dont nous avons nous-même été témoin chez M. Lequime, ont adopté cette méthode présentant la meilleure garantie d'une exacte appréciation. »

210.—Précipitation de la matière colorante du sucre à l'aide d'un oxyde métallique; par M. Warburton (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVIII, p. 377).

Pour débarrasser les sucres de la matière colorante qu'ils contiennent ordinairement, M. Warburton propose de mêler au sirop une dissolution de sulfate d'étain et de l'hydrate de chaux en quantité plus que suffisante pour saturer l'acide de ce sel; on fait bouillir ensuite et on filtre chaud dans des vases entourés de toutes parts par la vapeur.

Cette expérience a été faite sur une grande échelle, les sucres purifiés étaient exempts d'étain.

Le sulfate d'étain à employer dans cette opération doit être préparé en faisant agir de l'étain finement granulé sur une dissolution concentrée de sulfate de cuivre. Préparé directement par l'action de l'acide sulfurique sur l'étain, ce sulfate ne pourrait pas servir, la dissolution obtenue étant trop diluée.

L'opération proposée par l'auteur est parfois rendue assez difficile par la viscosité des sirops; il y remédie par l'addition d'un peu de charbon animal qui ne tarde pas, selon lui, à leur donner la fluidité nécessaire pour que la matière colorante puisse se précipiter complètement.

211. — Sur un homologue du sucre de raisin; par M. LAURENT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 41, et p. 339). — **Recherches sur la dulcine;** par M. JACQUELAIN (*ibid.*, t. XXXI, p. 625). — **Réponse;** par M. LAURENT (*ibid.*, p. 694).

Ce sucre vient de Madagascar, son origine n'est pas bien connue. Il cristallise en prismes rhomboïdaux obliques, possède une légère saveur sucrée, et répand sur les charbons ardents la même odeur que le sucre. M. Laurent donne à ce sucre le nom de *dulcose*, M. Jacquelin l'appelle *dulcine*. Par sa composition, le dulcose est un homologue du glucose.

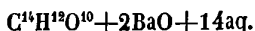
Privé d'eau par la fusion, le dulcose possède une composition que M. Laurent interprète par la formule



qui devient $C^{12}H^{12}O^{12}$, c'est-à-dire du glucose en en retranchant C^2H^2 .

Quand on fait redissoudre dans l'eau le dulcose desséché il en absorbe 3 équivalents.

Comme le sucre de raisin, le dulcose joue le rôle d'un acide faible et polybasique, et il donne un sel de baryte parfaitement cristallisé, que M. Laurent représente par la formule



Sous l'influence de l'acide nitrique, ce sucre se transforme en acide mucique.

D'après M. Biot, il est sans action sur la lumière polarisée, et d'après M. Soubeiran, il n'éprouve pas la fermentation alcoolique.

Suivant son analyse, M. Jacquelain attribue au dulcose cristallisé la formule $C^{10}H^{12}O^{10}$; dans sa réplique, M. Laurent fait voir que la formule qu'il propose s'accorde parfaitement avec les résultats analytiques obtenus par M. Jacquelain.

Ce dernier annonce encore qu'il a obtenu avec le dulcose et l'acide sulfurique deux acides copulés donnant des sels de baryte solubles dans l'eau.

Que sous l'influence de la potasse, de la chaux, ou de la chaux potassée, le dulcose se convertit en butyrate, oxalate et carbonate alcalin, en fournissant de l'hydrogène en abondance.

Qu'en présence de l'acide nitrique le dulcose donne naissance à des acides qui forment des sels de baryte peu solubles.

Qu'avec le chlore ce sucre produit un acide dont le sel de baryte est neutre, visqueux et incristallisable.

M. Jacquelain ne donnant pas de détails, il est impossible de se faire une idée de tous ces acides, et il est permis de croire que les sels de baryte, *peu solubles*, qu'il obtient avec l'acide nitrique et le dulcose, consistent en mucate et en oxalate.

212. — Sur un nouveau sucre retiré de la chair musculaire;
par M. SCHERER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 322).

M. Scherer a obtenu ce sucre, en poursuivant ses recherches sur les acides volatils du liquide musculaire (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 568), après avoir traité ce liquide par la baryte, précipité celle-ci par l'acide sulfurique, puis soumis à la distillation pour séparer les acides volatils; on traite le résidu par l'éther pour en séparer l'acide lactique et le restant des autres acides. On ajoute ensuite peu à peu de l'alcool jusqu'à ce que le liquide se trouble, et on laisse reposer; on observe d'abord une cristallisation de sulfate de potasse, puis, si l'on ajoute de nouvel alcool, on voit se former un dépôt cristallin analogue à celui du sulfate de chaux. Cette dernière substance constitue une nouvelle espèce de sucre qui diffère du glucose cristallisé par 2 équivalents d'eau qu'il renferme en plus.

Ce sucre se sépare aisément du sulfate de potasse avec lequel il est mélangé, un peu d'eau chaude suffit, il y est plus soluble que

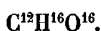
le sel. Cette dissolution aqueuse l'abandonne ensuite en beaux prismes qui appartiennent au système rhomboïdal oblique.

A l'air sec ces cristaux s'effleurissent ; sur l'acide sulfurique ou à 100° C., ils perdent toute leur eau de cristallisation, 16 à 17 pour 100. Ils fondent au delà de 210° C., et la masse fondue se prend en aiguilles quand on la fait refroidir rapidement ; elle se transforme au contraire en masse cornée quand le refroidissement est lent ; mais ils n'ont pas changé de poids et le produit de la dessiccation reparaît sous sa forme primitive quand on le fait cristalliser dans l'eau.

A l'état sec cette poudre possède la composition de la lactine et se représente, par conséquent, par la formule



mais à l'état cristallisé, cette formule devient :



Pour rappeler son origine, M. Scherer appelle ce sucre *inosite*. La saveur de cette substance est douce ; soluble dans l'eau, l'inosite est insoluble dans l'alcool absolu et dans l'éther. L'alcool aqueux le dissout à chaud, et la dissolution l'abandonne presque en entier par le refroidissement. Ni l'acide chlorhydrique, ni l'acide sulfurique faible ne l'altèrent, même à chaud, il en est de même des dissolutions de potasse et de baryte. La potasse concentrée ne produit pas de changement de couleur. La potasse et le sulfate de cuivre produisent un précipité bleu verdâtre, soluble dans un excès de potasse, et il ne se produit aucune réduction, même à chaud.

Jusqu'ici M. Scherer n'est pas parvenu à faire subir à ce sucre la fermentation alcoolique ; par contre il a obtenu avec lui de l'acide butyrique et de l'acide lactique, en l'abandonnant avec du fromage ou de la chair musculaire.

213. — Analyse de la mélasse de sucre brut de betteraves ; employée à la nourriture des bestiaux ; par MM. PAYEN, POINSOT et BRUNET (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVII, p. 47).

100 de mélasse normale renferment :

Eau.....	21,74	(dans le vide, à la température de 180°)
Cendres....	12,58	
Azote.....	1,47	

100 de mélasse sèche contiennent donc :

Cendres.....	16,07
Azote.....	1,89

Composition des cendres.

Carbonate de potasse.....	} 77,10
» de soude.....	
Chlorure de potassium et de sodium...	12,54
Sulfate de potasse.....	2,23
Carbonate de chaux.....	6,95
» de magnésie.....	0,94
Alumine et trace d'oxyde de fer.....	0,17
Silice.....	0,07

La matière organique, privée d'eau et de cendres, contiendrait 2,25 pour 100 d'azote.

214. — Sur un nouveau réactif pour distinguer la présence du sucre dans certains liquides ; par M. MAUMENÉ (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 314 et 447).

Ce réactif est basé sur l'action que le chlore ou les perchlorures exercent sur le sucre. En présence de ces corps et à une température de 100°, le sucre brunit et forme une espèce de caramel en partie soluble dans l'eau et qui devient d'un noir brillant lorsqu'il est desséché.

Les différents sucres éprouvent tous cette déshydratation dont le produit brun noir est, selon l'auteur, le terme final; le ligneux, le chanvre, le lin, le coton, le papier, l'amidon, etc., sont dans le même cas.

Le chlorure que M. Maumené emploie de préférence est le bichlorure d'étain, $\text{SnCl} + 5\text{HO}$; il en fait une dissolution aqueuse dans le rapport de 1 partie de sel pour 2 d'eau, puis il y fait tremper pendant 4 minutes, une bandelette de mérinos blanc. Après avoir fait égoutter le liquide, il fait sécher le mérinos sur une bande de même étoffe au bain-marie, et il obtient ainsi un tissu réactif qui permet de constater la moindre trace de sucre diabétique; il suffit de verser une goutte d'urine sur une bandelette ainsi préparée et de l'exposer à une température de 150° ou au-dessus d'un charbon rouge, ou de la flamme d'une lampe ou

d'une bougie, pour produire en une minute une tache noire très-visible. 10 gouttes d'une urine diabétique versées dans 100 centimètres cubes d'eau, forment une liqueur avec laquelle on rend le mérinos chloruré complètement brun noir. L'urine ordinaire, l'urée, l'acide urique, n'ont aucune coloration par le chlorure d'étain.

L'auteur recommande encore ce réactif pour reconnaître dans les tissus blancs ou de couleur claire, le mélange de coton ou de lin avec la laine et la soie ; sous l'influence du bichlorure et de la chaleur, les fils de lin ou de coton deviennent entièrement noirs, tandis que ceux de laine ou de soie conservent leur couleur.

215. — Des moyens de reconnaître le sirop de fécule dans les divers sirops de sucre du commerce ; par M. SOUBEIRAN (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVIII, p. 328).

Dans ce Mémoire, M. Soubeiran fournit des données et des tableaux qui seront consultés avec fruit par les personnes qui ont à examiner des sirops de sucre de canne falsifiés. Ce travail ne comportant guère l'analyse nous le transcrivons en grande partie :

« Toutes les rotations dont je parlerai ont été trouvées au saccharimètre de M. Soleil ; les annotations dont je me servirai seront celles qui ont été établies par cet habile constructeur. Cet instrument que les arts ont déjà adopté, se recommande par son exactitude et la facilité de son emploi.

« 1^o Un volume de sirop de sucre de canne ordinaire, marquant 35° à l'aréomètre, étant étendu de neuf volumes d'eau, donne au saccharimètre à la température de 15° dans un tube de 20^{cc} de longueur, une rotation à droite de 52° D.

« En prenant dix volumes de cette même liqueur, y ajoutant un volume d'acide hydrochlorique pur et concentré, mettant le tout dans un matras de verre dans lequel on tient plongé un thermomètre, et chauffant au bain-marie jusqu'à + 68°, la liqueur refroidie et observée dans un tube de 22^{cc} et à + 15° se trouve avoir cette fois 21°,3° D. : c'est la conséquence du pouvoir d'inversion déterminé par M. Biot, 38 G. : 100° D.

« 2^o J'ai pris du sirop de fécule du commerce ; je l'ai traité comme je l'ai dit tout à l'heure pour le sirop de sucre, j'ai trouvé 100° D. pour la rotation primitive et 100° D. encore après l'action de l'acide. J'ai fait la même expérience sur un autre sirop du commerce qui d'abord donna 102° D. puis 101° D. encore après l'action de l'acide.

« Cet essai eût été parfaitement inutile, si le sirop de fécule ne contenait pas toujours de la dextrine qui a elle-même une forte rotation vers la droite, et qui aurait pu apporter une complication fâcheuse dans les observations. Mais puisque après l'action de l'acide hydrochlorique qui fait disparaître entièrement la fécule et la change en glucose, la rotation du sirop ne change pas d'une quantité notable, il est évident que cette dextrine, conservant après sa transformation un pouvoir égal à celui qu'elle possédait avant, sa présence ne peut apporter plus tard aucun changement dans les effets de l'inversion.

« J'ai été étonné que la dextrine se comportât ainsi, lorsqu'elle a, dit-on, un pouvoir de rotation plus élevé que celui du glucose. Le fait était trop important pour ne pas être examiné de nouveau. Dans ce but, j'ai fait les trois expériences suivantes. De la dextrine du commerce, dans l'état d'humidité hygrométrique ordinaire, a été dissoute dans l'eau distillée et a été observée dans un tube de 20^{cc} ; cela fait, j'ai traité la dissolution par un dixième de son volume d'acide hydrochlorique, et j'ai pris de nouveau la rotation dans un tube de 22^{cc} ; les deux observations ont été faites à la température de 15°.

	Rotation avant l'acide	Rotation après l'acide
1 ^{re} Expérience. — Dextrine de couleur citrine.	98 D.	97 D.
2 ^e Expérience. — Dextrine un peu jaune.	65	65
3 ^e Expérience. — Dextrine blanche.	153	164

« La dernière rotation plus forte s'explique parce que cette dextrine retenait encore une petite portion d'amidon désagrégé qui permettait à sa solution de se colorer en bleu par l'iode.

« Il reste donc bien établi que la dextrine qui se trouve dans le sirop de fécule du commerce se comporte au saccharimètre, de la même manière que le glucose, et par conséquent, n'apporte aucun trouble dans les observations.

« En ce moment les sirops de fécule qui se trouvent dans le commerce de Paris, marquent tous dans le voisinage de 100° D. lorsqu'on les a étendus avec neuf volumes d'eau. Cependant, on commence à y vendre sous le nom de *sirop de blé*, un produit de même nature, plus épais, moins sucré, qui m'a donné 174 D. au saccharimètre et 170° après l'action de l'acide hydrochlorique.

« 3° Ceci étant bien établi, lorsqu'il s'agira d'analyser un mélange de sirop de fécule et de sirop de sucre de canne, on le soumettra au

traitement que nous avons indiqué, c'est-à-dire qu'on l'étendra de neuf volumes d'eau, on prendra sa rotation à $+ 15^{\circ}$ dans le tube de 20^{cc} . On ajoutera à dix volumes de cette solution, un volume d'acide hydrochlorique concentré, on chauffera doucement au bain-marie jusqu'à $+ 68^{\circ}$ et on prendra de nouveau la rotation à $+ 15^{\circ}$ dans le tube de 22^{cc} .

« Dans l'action de l'acide, le sirop de fécule conservera son degré, mais le sirop de sucre sera interverti, de façon que 100° D. deviendront 38° G., lesquels neutraliseront 38° de sucre de fécule, de sorte que le degré restant se composera de la totalité du sucre de fécule, moins la portion qui se trouvera masquée par le sucre interverti.

« Sachant que 100 parties de sucre de canne donnent dans les conditions de l'expérience 52° D., le calcul fait connaître quelle est la proportion de ce sirop dans le mélange. La déviation qui lui appartient est donnée en multipliant par la fraction $100/138$, la perte de degré opérée par l'inversion, et la proportion en volume de sucre de canne est donnée à son tour, en multipliant le produit de la précédente opération, par $100/52$.

« Plus simplement encore on a la proportion en volume, du sirop du sucre de canne dans le mélange, en multipliant par 1,4 la perte de degrés opérée par l'inversion. Il est bien entendu que si la rotation, après l'action de l'acide hydrochlorique, se faisait à gauche, la perte serait représentée par la rotation à droite avant l'action de l'acide, plus l'excès de rotation à gauche après cette action.

« Le tableau suivant donne un exemple de ce genre de résultat.

Sirop.	Rotation.	Perte après l'inversion.	Volume de sirop de sucre p. 100.
Sirop de sucre.	52 D.	71,76°	100
9 vol. sp. sucre.	} 56,8	64,68	90
1 — sp. fécule.			
8 vol. sp. de sucre.	} 61,6	57,36	80
2 — sp. de fécule.			
7 vol. sp. sucre.	} 66,4	50,2	70
3 — sp. fécule.			
6 vol. sp. sucre.	} 71,2	43	60
4 — sp. fécule.			
5 vol. sp. sucre.	} 76	35,9	50
5 — sp. fécule.			

Sirop.	Rotation.	Perte après l'inversion.	Volume de sirop de sucre p. 100.
4 vol. sp. sucre.	80,8	28,68	40
6 — sp. féculé.			
3 vol. sp. sucre.	85,6	21,5	30
7 — sp. féculé.			
2 vol. sp. sucre.	90,4	14,4	20
8 — sp. féculé.			
1 vol. sp. sucre.	95,2	7,2	10
9 — sp. féculé.			

« Lorsqu'on a affaire à des sirops acides, cette méthode n'est plus applicable, car la rotation du sirop, au moment où on fait l'observation; se compose presque constamment de trois éléments, savoir: la rotation à droite du sucre de féculé, la rotation à gauche d'une portion de sucre de canne interverti sous l'influence de l'acide, et enfin, de la rotation à droite du sucre de canne, qui n'a pas encore été changé. Ceci n'empêche pas absolument de constater la fraude, mais rend difficile de dire en quelles proportions le mélange a été fait. La coloration par la potasse ne peut ici venir en aide, car cet agent colore le sucre interverti comme le glucose. On pourra opérer par une des deux méthodes suivantes: 1° précipiter par l'alcool qui dénotera la présence de la dextrine; 2° intervertir le sirop et mesurer sa rotation dans le tube de 22^{cc}. Il doit alors marquer de 19 à 20° G., s'il a été fait avec du sucre de canne, et avoir une rotation plus faible à gauche, et même une rotation à droite, s'il est entré dans sa composition du sirop de féculé. Avec le sirop de féculé marquant 100° D., qui se trouve aujourd'hui dans le commerce de Paris, l'interversion du sirop, étendu de 9 volumes d'eau et de 1 volume d'acide hydrochlorique, serait pour les sirops acides, toujours moins cuits que les autres sirops, s'ils ont été fait avec

Sucre pur.	17,7° G.
$\frac{1}{10}$ sirop de féculé.	7,7 id.
$\frac{2}{10}$ sirop de féculé.	4,24 D.
$\frac{3}{10}$ sirop de féculé.	16,2 id.
$\frac{4}{10}$ sirop de féculé.	28,2 id.
$\frac{5}{10}$ sirop de féculé.	30,12 id.
$\frac{6}{10}$ sirop de féculé.	52,12 id.
$\frac{7}{10}$ sirop de féculé.	54,1 id.
$\frac{8}{10}$ sirop de féculé.	76 id.
$\frac{9}{10}$ sirop de féculé.	88 id.

« Mais il faut bien remarquer que les indications fournies par cette expérience ne sont vraies que si le sirop de fécule a un pouvoir de rotation semblable à celui qui est vendu habituellement aujourd'hui dans le commerce de Paris ; elles donneraient des indications fausses, si on avait introduit, dans le mélange, un sirop de fécule ayant une rotation différente, tel, par exemple, que le sirop dit sirop de blé.

« Une nouvelle difficulté se présente, le problème devient plus compliqué, si le sirop acide a été fait avec des jus de fruits, parce que ceux-ci contiennent naturellement du sucre tournant à gauche. Heureusement, l'influence de ce sucre naturel est toujours très-faible, parce que les sucs de fruits n'en renferment que des quantités assez médiocres. Leur densité ne s'élève jamais à plus de 8 ou 10°, ce qui, en supposant qu'elle fût due tout entière au sucre de fruit, ne correspondrait qu'à une déviation à gauche de 5 à 6° ; et comme, d'ailleurs, ces sucs n'entrent guère dans les sirops que pour le tiers du volume, il en résulte qu'ils ne peuvent causer qu'une différence qui ne s'élève pas à 2°.

« Les sirops acides, qui renferment de l'acide tartrique, sont influencés par la présence de cet acide, qui a un pouvoir de rotation vers la droite. On peut toujours négliger cet effet, parce qu'il est extrêmement faible, en raison de la très-petite dose d'acide tartrique qui entre dans les sirops : d'ailleurs, la rotation de l'acide tartrique étant dans le même sens que celle du sucre de fécule ; son effet est nul dans les méthodes qui conduisent à connaître le volume de sirop de sucre de canne qui fait partie du mélange. On peut en dire autant du vin qui entre dans la composition d'un prétendu sirop de groseilles qui se débite chez les marchands de vin, et qui est fabriqué avec du vin rouge, de l'acide tartrique, du sirop de framboise et du sucre plus ou moins mélangé de sirop de fécule.

« Le sirop de gomme est, de tous les sirops, celui que l'on falsifie plus volontiers avec le sirop de fécule. Parfois même, on débite le sirop de fécule pur pour du sirop de gomme, parce que les deux sirops se ressemblent un peu par leur viscosité et par la propriété qu'ils possèdent tous deux d'être précipités par l'alcool. On reconnaît la fraude par la potasse : tandis que le sirop de gomme, bien préparé, reste blanc, le sirop de fécule devient noir à l'ébullition. D'un autre côté, si on mélange chacun de ces sirops avec un volume égal au sien d'alcool à 34°, le sirop de gomme devient très-laiteux, tandis que le sirop de fécule reste transparent, ce qui tient

à ce que la dextrine est soluble dans l'alcool affaibli. Une plus grande quantité d'alcool déterminerait une précipitation, mais toujours moins abondante que celle qui se produit dans le sirop de gomme.

« Quand on a affaire à un mélange de sirop de gomme et de sirop de dextrine, le pouvoir de rotation du sirop peut être consulté avec avantage. Établissons d'abord ce qui se passe avec le sirop de gomme pur. Quand il marque 29° bouillant, sa densité, à la température ordinaire, est 1,321. Il contient alors, en poids, 1 partie de gomme arabique, 1 partie d'eau et 8 parties de sirop, et, en volumes, 1 partie de gomme, 1 partie d'eau et 6 parties de sirop. Or, un poids de gomme arabique dissous dans 9 parties d'eau exerce, au saccharimètre, une rotation vers la gauche de 28° ; la rotation de la gomme seule est donc 280°.

« Comme le sirop de gomme en contient un huitième de son volume, l'effet sur 1 volume de sirop est de 35° D. Le sirop de sucre a une rotation de 520°, soit, pour 6 volumes, 3120° ; lesquels 6 volumes étant, dans le sirop, étendus à 8 volumes, donnent, pour la rotation de 1 volume de sirop, 390° à droite.

« En retranchant 35° de déviation à gauche produits par la gomme, la rotation restant à 1 volume de sirop sera 355° : de sorte qu'en faisant l'observation sur 1 volume de sirop de gomme étendu de 9 volumes d'eau, on trouvera 35°,5 dans le tube de 20^{cc}.

« En appliquant ce calcul à des sirops de gomme faits avec d'autres proportions de gomme, on peut savoir quelle est la dose de gomme qu'on y a fait entrer.

Sirop de gomme.....	35,5	D.
$\frac{1}{10}$ de gomme en moins.....	36,7	<i>id.</i>
$\frac{2}{10}$	38	<i>id.</i>
$\frac{3}{10}$	39,6	<i>id.</i>
$\frac{4}{10}$	41,2	<i>id.</i>
$\frac{5}{10}$	42,1	<i>id.</i>
$\frac{4}{10}$	44,24	<i>id.</i>
$\frac{3}{10}$	46	<i>id.</i>
$\frac{2}{10}$	47,8	<i>id.</i>
$\frac{1}{10}$	49,8	<i>id.</i>

« Un moyen de contrôle consisterait à mélanger 1 volume de sirop de gomme avec deux volumes d'une dissolution d'acétate neutre de

plomb, marquant 20°; d'ajouter 7 volumes d'alcool et de filtrer pour séparer le magma de gommate de plomb. La liqueur filtrée marquerait au saccharimètre :

Sirop de gomme pur.....	39	D.
Avec $\frac{1}{10}$ de gomme en moins.....	50,3	<i>id.</i>
Avec $\frac{2}{10}$	48,7	<i>id.</i>
Avec $\frac{3}{10}$	47,2	<i>id.</i>
Avec $\frac{4}{10}$	46	<i>id.</i>
Avec $\frac{5}{10}$	44,6	<i>id.</i>
Avec $\frac{6}{10}$	43,3	<i>id.</i>
Avec $\frac{7}{10}$	42,1	<i>id.</i>
Avec $\frac{8}{10}$	41	<i>id.</i>
Avec $\frac{9}{10}$	40	<i>id.</i>

« La proportion de gomme qui entrera dans un sirop fait avec la gomme et le sucre sera donc donnée par l'une ou l'autre table ci-dessus.

« Il ne faudrait pas cependant appliquer cette table d'une manière absolue, car le lavage que l'on fait subir à la gomme en fait perdre une grande partie, et, de plus, la présence de quelques morceaux de gomme insoluble peut en avoir diminué encore la proportion.

« On pourrait avoir directement la proportion de gomme contenue dans un sirop, en agitant celui-ci avec 5 à 6 volumes d'alcool rectifié, chauffant au bain-marie jusqu'à l'ébullition, et recevant la gomme sur un filtre taré. On lave la gomme à plusieurs reprises avec de l'alcool; on sèche le filtre, mais on ne le pèse que lorsque la gomme a repris à l'air la proportion d'eau hygrométrique qu'elle renferme dans son état ordinaire.

« Veut-on, par un essai fait chez le débitant même, reconnaître si un sirop est convenablement chargé de gomme, le mieux est d'emporter avec soi un sirop dont on soit sûr, et de les précipiter tous les deux comparativement avec un même volume d'alcool.

« Si l'on a affaire à un mélange composé de sirop de sucre, de gomme et de sirop de fécule, rien ne sera plus facile que de reconnaître le mélange, et rien de plus difficile que d'en déterminer les proportions. D'abord, un tel sirop sera coloré fortement par l'essai à la potasse; de plus, il aura toujours, au saccharimètre, une rotation vers la droite, plus forte que celle du sirop de gomme, plus forte surtout que celle du sirop de sucre. Il ne faut pas penser à

précipiter le sirop par l'alcool, parce qu'il est trop difficile de dépouiller le dépôt qui contient de la dextrine, de tout le sucre qu'il a entraîné.

« Je n'ai pas réussi davantage en cherchant à compléter par la diastase la saccharification de la dextrine restée dans le sirop : on sait, en effet, qu'en présence du sucre les dernières portions de dextrine résistent singulièrement à la saccharification. On ne peut avoir recours à la transformation de la dextrine par un acide, car celui-ci agit également sur la gomme ; de sorte que je ne connais aujourd'hui aucun moyen de résoudre absolument ce problème : un mélange de gomme, de sirop de dextrine et de sucre étant donné, en déterminer les proportions. Tout consistera à trouver un agent qui transforme la dextrine sans changer rien à la gomme. Ceci trouvé il suffira de précipiter la gomme par l'acétate de plomb alcoolique, de prendre la rotation de la liqueur, de l'invertir par l'acide hydrochlorique et de prendre de nouveau sa rotation. L'opération fera connaître le volume de sirop de sucre et le volume de sirop de fécule, et ce qui manquera sera le volume à parties égales d'eau et de gomme qui faisait partie du sirop. Ce qui rend l'opération impossible, c'est que la dextrine est précipitée en même temps que la gomme par l'acétate de plomb alcoolique, et que si l'on veut se servir d'une dissolution aqueuse d'acétate de plomb, une partie du gommate de plomb est dissoute à son tour par le sirop. Du reste il faut se rappeler que si la détermination exacte des proportions dans lesquelles le mélange a été fait présente tant de difficultés, l'existence même du mélange est accusée par les moyens les plus simples et les plus sûrs. »

216. — Sur la nitromannite ; par M. STRECKER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 59).

La nitromannite, obtenue pour la première fois par MM. Dörmont et Ménard (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 268), a été depuis soumise à de nombreuses analyses, sans que les chimistes soient bien tombés d'accord sur la formule qui doit la représenter. M. Strecker vient d'en reprendre l'analyse. D'après les résultats qu'il a obtenus, il admet la formule $C^6H^4(3AzO^4)O^6$, qui contient comme on voit, une somme d'oxygène plus que suffisante pour brûler tout le carbone et tout l'hydrogène.

Cette substance se prépare le mieux de la manière suivante : on

trituration dans un mortier 1 partie de mannite en poudre fine avec un peu d'acide nitrique de 1,5 de densité; quand tout s'est dissous on ajoute un peu d'acide sulfurique, puis alternativement de l'acide nitrique et de l'acide sulfurique, jusqu'à ce qu'on ait employé $4 \frac{1}{2}$ parties d'acide nitrique et $10 \frac{1}{2}$ parties d'acide sulfurique. On obtient ainsi une masse pâteuse que l'on fait égoutter sur un entonnoir en verre. Après cela on lave à l'eau, on exprime et on traite par l'alcool chaud, qui l'abandonne en grande partie par le refroidissement.

Le mélange sulfuro-nitrique contient encore une certaine proportion de substance que l'on peut obtenir en traitant l'acide par beaucoup d'eau. Aussi, peut-on de suite traiter la masse pâteuse par l'eau.

La nitromannite cristallisée dans l'alcool constitue une masse blanche formée d'aiguilles anastomosées, peu solubles dans l'alcool froid, insolubles dans l'eau. L'acide sulfurique étendu ne la décompose pas à l'ébullition, l'acide concentré la dissout sans dégagement de gaz; quand on plonge une lame de cuivre dans ce mélange, elle reste intacte, mais il se développe aussitôt des vapeurs rouges dès que l'on ajoute quelques gouttes d'eau, et la dissolution se colore en vert.

La potasse faible est sans action; la potasse concentrée la dissout à chaud et produit une coloration brune; une dissolution alcoolique de potasse produit déjà cet effet à froid.

Il paraît que la nitromannite se décompose par un repos prolongé; M. Strecker a pu constater la présence des vapeurs nitreuses dans un flacon qui renfermait depuis plusieurs années de la nitromannite.

217. — Note sur l'iodure d'amidon; par M. GAULTIER DE CLAUERY
(*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVIII, p. 409).

L'auteur revendique pour lui et pour M. Colin la priorité de la découverte de l'iodure d'amidon et de l'emploi de l'amidon pour constater la présence de l'iode libre. Il fournit des dates précises à ce sujet; les auteurs ont présenté leur Mémoire à la première classe de l'Institut le 27 mars 1814 et le Mémoire a été imprimé dans les *Annales de Chimie*, t. XC.

Ce n'est qu'après que ce Mémoire eut été reproduit dans des

recueils scientifiques d'Allemagne que les chimistes allemands s'en occupèrent.

C'est donc à tort que la découverte de l'iodure d'amidon et l'emploi de l'amidon comme caractère de l'iode, ont été attribués à un Allemand par Berzélius et tous ceux qui l'ont copié.

218. — Sur la non-existence de l'oxalate double de potasse et de soude ; par M. RAMMELSBURG (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 562).

D'après une indication de Wenzel, il existerait un sel double d'oxalate de potasse et de soude, consistant en cristaux analogues à l'alun, très-solubles dans l'eau, et se formant quand on neutralise le sel d'oseille par de la soude.

En neutralisant par du carbonate de soude une dissolution bouillante de sel d'oseille, il se précipite une poudre blanche cristalline dès que le liquide est sur le point de se neutraliser complètement; les eaux mères ne donnent elles-mêmes qu'un peu de ce sel pulvérulent. Si la dissolution est étendue, il ne se dépose rien, et on n'obtient un produit cristallisé qu'après concentration.

Ces cristaux constituent l'oxalate neutre de soude, qui a été examiné par M. Bérard et par M. Graham.

1 partie de ce sel se dissout dans 36,4 parties d'eau, de température moyenne, et dans 24,6 parties d'eau bouillante.

D'après cela, M. Rammelsberg pense que le sel double mentionné par Wenzel n'existe pas.

219. — Sur les métamorphoses du mellitate d'ammoniaque à diverses températures ; par M. FISCHER (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 113).

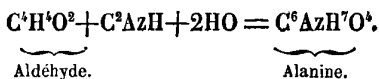
Il est impossible de rien saisir dans cette note, qui ne fait, en grande partie, que rapporter des faits depuis longtemps mentionnés par les chimistes qui se sont occupés de l'acide mellitique. M. Fischer ne précise rien, n'analyse rien; il ne fait que signaler des réactions, des colorations, des cristallisations, sans dire en quoi elles consistent.

220. — Sur la formation artificielle de l'acide lactique et sur un nouveau corps homologue du glycolle ; par M. STRECKER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 204).

M. Strecker a réussi à préparer de l'acide lactique avec de l'aldéhyde ammoniac et de l'acide cyanhydrique, en passant toute-

fois par une combinaison intermédiaire, l'*alanine*, qui constitue une intéressante base organique. Voici le résultat de ses expériences.

L'aldéhyde ammoniacque et l'acide prussique, traités en dissolution aqueuse par l'acide chlorhydrique, se combinent en fixant 2 équivalents d'eau : il se forme du sel ammoniac et la combinaison chlorhydrique d'un nouveau corps homologue du glyocolle et de la leucine, que l'auteur nomme *alanine*. L'équation suivante représente la formation de l'alanine :



L'alanine est un isomère de la lactamide, de l'uréthane et de la sarcosine ; elle diffère de ces combinaisons par ses propriétés. L'alanine cristallise en prismes obliques rhomboïdaux ; elle se dissout facilement dans l'eau, mais elle est insoluble dans l'alcool et dans l'éther. La solution d'alanine a une saveur franchement sucrée ; elle est sans action sur le papier de tournesol. Exposée à une chaleur modérée, l'alanine n'éprouve aucune altération ; ce n'est qu'à une température supérieure à 200° qu'elle se sublime, sans changer de composition.

L'alanine se combine avec les acides, et elle donne un sel double avec le chlorure de platine. Ces combinaisons, qui ne diffèrent pas, par leur composition, des sels formés par les bases organiques, ont une réaction acide. Elles sont facilement solubles dans l'eau et dans l'alcool. M Strecker a analysé les suivantes :

Nitrate.	$C^6AzH^7O^4, AzO^5, HO;$
Chlorhydrate.	$C^6AzH^7O^4, HCl;$
»	$2(C^6AzH^7O^4), HCl;$
Chloroplatinate.	$2(C^6AzH^7O^4), HCl, 2PtCl^2.$

L'alanine se combine aussi avec les oxydes métalliques, en formant des composés solubles dans l'eau, et moins solubles dans l'alcool. Dans ces combinaisons, l'oxyde métallique remplace l'équivalent d'eau de l'alanine. L'auteur a analysé le sel cuivrique, cristallisé en prismes d'une belle couleur bleue ($C^6AzH^6O^3, CuO + HO$), et qui perd 1 équivalent d'eau à 120°, et les sels argentiques ($C^6AzH^6O^3, AgO$), et plombiques ($C^6AzH^6O^3, PbO + PbO, PbO, HO$).

L'alanine se combine aussi avec le nitrate d'argent ; cette combi-

naison, dont la composition se représente par $C^6AzH^7O^4, AgO, AzO^5$, cristallise en tables rhomboïdales, sans couleur; elle est soluble dans l'alcool.

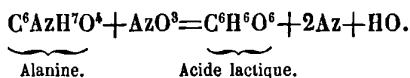
Comme on le voit, l'alanine diffère beaucoup par ses propriétés de ses isomères, l'uréthane et la lactamide; elle se rapproche plutôt de la sarcosine, dont elle se distingue cependant par la propriété qu'elle possède de s'unir avec les oxydes métalliques. C'est donc l'alanine, et non pas la sarcosine, qui est l'homologue du glycolle et de la leucine.

M. Stecker espère obtenir la leucine, en substituant le valéral à l'aldéhyde.

L'alanine n'est pas attaquée par les acides ni par une lessive de potasse concentrée et bouillante. Fondue avec l'hydrate de potasse, elle dégage de l'hydrogène, et il se forme de l'acide hydrocyanique et de l'acide acétique qui restent combinés avec la potasse.

Si l'on fait agir du gaz nitreux (AzO^3) sur une dissolution d'alanine, il se dégage beaucoup d'azote; la solution, évaporée à une douce chaleur, donne un résidu sirupeux, qui, traité par l'éther, lui abandonne de l'acide lactique ordinaire.

La formation de l'acide lactique, dans la réaction dont il s'agit, se représente par l'équation



Cette réaction n'est pas sans intérêt, surtout si l'on considère que l'acide lactique, dont la formule doit être probablement doublée, dérive du sucre de raisin, par une simple modification moléculaire.

221.—Procédé d'extraction de l'acide fumarique; par M. DELFFS
(*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 435).

Le procédé actuellement usité pour extraire l'acide fumarique a été recommandé par M. Demarçay; il consiste à précipiter le jus de la fumeterre par l'acétate de plomb, et à décomposer le sel de plomb par l'hydrogène sulfuré. Ce procédé exige que l'acide fumarique soit assez soluble dans l'eau; malheureusement cet acide exige plus de 200 parties pour se dissoudre. Voici donc le procédé que M. Delffs propose de substituer au précédent :

On écrase l'herbe fraîche, et on exprime; puis on coagule l'albumine à l'aide de l'ébullition, et on laisse reposer le liquide pendant quelques heures; au bout de ce temps, on précipite par l'acétate de plomb, et, après avoir séparé par le filtre et séché, on triture le précipité dans de l'acide nitrique. Au bout de 24 heures, on ajoute assez d'eau pour pouvoir enlever, par filtration, l'acide nitrique excédant; on lave ensuite; on fait égoutter, et on extrait l'acide par l'alcool bouillant. On neutralise par l'ammoniaque, dont on chasse l'excédant par l'ébullition, et on abandonne au repos; il se forme ainsi peu à peu des cristaux de fumarate acide d'ammoniaque que l'on décompose à chaud par l'acide nitrique. Par le refroidissement, l'acide fumarique cristallise ordinairement.

Le peu de plomb qui peut entrer en dissolution est éliminé par l'hydrogène sulfuré, et le sulfure qui se produit suffit ordinairement pour décolorer complètement le liquide.

D'après l'auteur, ce procédé doit fournir plus de produit que celui de M. Demarçay. Il ajoute que le fumarate acide d'ammoniaque cristallise en prismes de 70 et de 110° qui appartiennent à l'un des systèmes obliques.

222. — Recherches sur les propriétés spécifiques des deux acides qui composent l'acide racémique; par M. PASTEUR (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXVIII, p. 56. — **Même sujet;** par M. Biot (*Ibid.*, p. 99).

Dans ce Mémoire, M. Pasteur établit que l'acide paratartrique ou racémique est une combinaison de deux acides, l'un déviant à droite, l'autre à gauche le plan de polarisation des rayons lumineux, tous deux de la même quantité absolue et dont les formes cristallines, identiques dans toutes leurs parties respectives, sont des polyèdres symétriques non superposables. Il a déjà été question de faits analogues dans des communications antérieures (voir *Annuaire de Chimie*, 1849, p. 4, et plus haut, p. 1); mais dans le présent Mémoire, l'auteur motive ses opinions par des faits nettement exposés.

Il montre ensuite que l'un de ces acides est l'acide tartrique, et que toute la différence qui existe entre les sels correspondants de ces deux acides réside, comme chez leurs acides isolés, dans le pouvoir inverse qu'ils exercent sur le plan de polarisation de la lumière et dans la symétrie de leurs formes cristallines.

Dans le but de rappeler l'origine de ces deux acides et l'action

que la lumière polarisée produit sur eux, M. Pasteur les nomme *acide dextroracémique* et *acide lévoraécémique*. Le premier est l'acide tartrique.

Grâce à la générosité de M. Kestner de Thann, auteur de la découverte de l'acide racémique, M. Pasteur, a pu opérer sur une grande échelle. M. Kestner n'obtient plus de cet acide dans sa fabrication (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 368), et il a échoué dans les tentatives qu'il a faites pour le reproduire; mais les expériences de M. Pasteur semblent indiquer la voie à suivre pour opérer la transformation de l'acide tartrique en acide racémique.

La matière première à l'aide de laquelle l'auteur sépare les deux acides qui constituent l'acide racémique est le racémate double de soude et d'ammoniaque, que l'on obtient en abandonnant à elle-même une dissolution neutre renfermant des poids égaux d'acide racémique saturés par de la soude et de l'ammoniaque. Par refroidissement ou par évaporation spontanée, le sel se dépose en beaux cristaux, dans lesquels on reconnaît, en les examinant un à un, deux sortes de cristaux, les uns hémiedres à droite, les autres hémiedres à gauche et exactement en même poids, quelle que soit l'époque de la cristallisation. On a déjà vu, dans les Mémoires cités précédemment, que les cristaux hémiedres à droite, le dextroracémate, déviaient à droite le plan de polarisation, et que les cristaux gauches, le lévoraécémate, déviaient à gauche. Pour isoler ces deux sels, il n'y a, pour le moment, d'autre moyen que de trier les cristaux, et de mettre ensemble tous ceux dont les facettes hémiedriques ont la même orientation; on les purifie en les faisant cristalliser séparément, car le caractère hémiedrique se maintient dans chacun de ces deux sels.

Pour s'assurer qu'ils sont exempts d'acide racémique, il suffit de prendre un cristal, de le dissoudre dans l'eau, et d'ajouter un sel de chaux; pour peu que la dissolution soit étendue, il ne se forme pas de précipité, tandis qu'il s'en forme un immédiatement s'il y a de l'acide racémique en présence ou si on réunit les deux espèces de cristaux. On peut donc reproduire de l'acide racémique en mêlant ensemble les deux espèces, et c'est ce que l'auteur a constaté directement.

De tous les racémates il n'y a que celui de soude et d'ammoniaque, ainsi que le racémate double de soude et de potasse, qui donnent lieu à ce dédoublement. En présence des autres bases,

l'acide racémique conserve son caractère tout spécial, et d'ailleurs les cristaux de ces sels ne sont pas hémihédriques.

Pour isoler les deux acides, on traite leurs dissolutions salines par du nitrate de plomb, qui produit un sel de plomb presque insoluble dans l'eau. On décompose le sel plombique par l'acide sulfurique, qu'il faut employer en léger excès quand on veut obtenir de l'acide cristallisé. M. Pasteur préfère l'emploi de l'acide sulfurique à celui de l'hydrogène sulfuré.

L'acide dextroracémique cristallise en très-beaux prismes identiques sous tous les rapports avec l'acide tartrique : même forme cristalline, même composition, même solubilité dans l'eau, même pyro-électricité, même poids spécifique. M. Pasteur a épuisé tous les caractères, toutes les réactions propres à l'acide tartrique, et il les a retrouvés intégralement dans l'acide dextroracémique, dont il maintient néanmoins le nom pour en marquer l'origine et la différence avec l'acide lévoraécémique.

L'acide lévoraécémique cristallisé ne diffère des acides dextroraécémique ou tartrique que par l'hémihédrie et le sens de la déviation du plan de polarisation des rayons lumineux, et représente, quant à sa forme, de l'acide dextroracémique vu dans un miroir ; les autres caractères sont ceux de l'acide tartrique, moins toutefois la pyro-électricité qui se manifeste en sens inverse par cela même que les facettes hémihédriques sont placées inversement dans les deux acides.

M. Pasteur ajoute à son Mémoire une étude comparée des lévoraécémates et des dextroraécémates. Après ce qui a été dit plus haut, il ne ressort rien de nouveau de cette étude. Les caractères des deux acides libres se maintiennent dans leurs combinaisons salines, identiques entre elles sous le rapport de la composition et des propriétés chimiques, différentes sous le rapport de l'hémihédrie et de la polarisation.

L'auteur termine par des considérations sur la relation du phénomène de la polarisation rotatoire avec l'hémihédrie, considérations dont nous avons déjà parlé à l'occasion des précédentes communications.

Dans le Mémoire de M. Biot sont consignés tous les détails des expériences que la commission de l'Académie des sciences a faites pour vérifier les relations établies par M. Pasteur entre les actions rotatoires des acides dextro et lévoraécémiques et celle qu'exerce l'acide tartrique cristallisé. Ce Mémoire sera consulté avec fruit par ceux des chimistes qui s'occupent de cette question.

223.—Nouvelles observations sur les transformations que la chaleur fait éprouver aux acides tartrique et paratartrique; par M. FRÉMY (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 890). — **Même sujet;** par M. BIOT (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXVIII, p. 351, et *Comptes rendus des travaux de Chimie*, 1850, p. 419).

M. Frémy ne fait connaître provisoirement que les conclusions de son Mémoire, qui a pour but de défendre le travail qu'il a publié, dans le temps, sur ce sujet, et dont MM. Laurent et Gerhardt (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 347) ont contesté les principaux résultats. Nous rapportons les conclusions du Mémoire de M. Frémy :

« 1^o Les acides tartrique et paratartrique soumis à l'action de la chaleur avant de produire des gaz pyrogénés, forment chacun trois acides qui diffèrent des acides primitifs par leurs propriétés générales, leur eau d'hydratation, leur capacité de saturation, et qui régénèrent en présence de l'eau les acides primitifs.

« J'ai donc confirmé, dans cette première partie de mon travail, mes observations précédentes, et je crois avoir prouvé que MM. Laurent et Gerhardt qui ont changé, il est vrai, le nom des acides que j'ai découverts, n'ont apporté, dans l'ensemble des faits qui caractérisent la distillation de l'acide tartrique, aucun changement important.

« 2^o Le but principal du Mémoire de MM. Laurent et Gerhardt était d'établir que les modifications que j'attribuais à des pertes d'eau, étaient dues à de simples changements isomériques, et que l'eau d'hydratation était sans influence sur la capacité de saturation des acides.

« Pour que cette théorie fût admissible, il faudrait qu'elle fût appuyée sur des analyses et des observations précises; or, toutes les analyses, toutes les observations que j'ai faites, se trouvent en contradiction avec l'hypothèse de MM. Laurent et Gerhardt.

« Ainsi les modifications des acides tartrique et paratartrique qui ont de l'influence sur la capacité de saturation, se déterminent entre 170 et 175 degrés. A cette température, ces acides laissent dégager des quantités d'eau qui augmentent avec les modifications produites; les acides modifiés reviennent, au contraire, à leur premier état lorsqu'on leur rend l'eau que la chaleur leur a fait perdre; enfin, si l'on soumet à l'analyse élémentaire les acides modifiés, on

reconnaît qu'ils diffèrent des acides primitifs par les éléments de l'eau. Je ne comprends pas qu'en présence de tous ces faits, on puisse nier l'influence de l'eau sur les modifications des acides tartrique et paratartrique.

« 3° MM. Laurent et Gerhardt ont voulu apprécier par la balance la perte que l'acide tartrique éprouve lorsqu'on le chauffe à 170° ; je suis étonné que des observateurs aussi exercés n'aient pas reconnu que l'acide tartrique chauffé à 170° ne dégage pas seulement de l'eau, mais encore un acide volatil qui donne au liquide distillé une saveur acide presque insupportable.

« Je suis donc obligé de contester l'exactitude de toutes les observations de MM. Laurent et Gerhardt qui se rapportent à la détermination de l'eau dégagée par l'acide tartrique, et à la production de ces phénomènes de *trempe*, c'est-à-dire de changements de propriétés sans perte de poids, dont il est souvent question dans leur Mémoire, parce qu'à la température de 170° et même au-dessous, l'acide tartrique perd de l'eau et une partie de sa propre substance.

« 4° Quant aux transformations qui ont été obtenues en présence d'une petite quantité d'eau ajoutée à l'acide tartrique fondu, dans le but de démontrer que la perte d'eau n'était pas la cause des modifications produites, je prouve au contraire, dans mon travail, en m'appuyant sur des observations nombreuses, que l'eau ajoutée dans les circonstances indiquées par MM. Laurent et Gerhardt ne s'oppose pas aux phénomènes de déshydratation.

« 5° Sans vouloir insister sur des détails analytiques qui ne pourraient trouver place dans cet extrait, je dirai cependant que j'ai confirmé la capacité de saturation des acides que j'ai étudiés dans mon premier Mémoire, et qu'il m'est impossible d'admettre avec MM. Laurent et Gerhardt que l'on puisse préparer un tartrate de chaux pure en versant de l'alcool dans une liqueur qui tient en dissolution quatre ou cinq substances différentes ; le sel visqueux qui se précipite doit retenir nécessairement une certaine proportion des corps étrangers contenus dans la dissolution ; je crois donc que ces chimistes ont souvent analysé des sels impurs, et que c'est ainsi qu'il faut expliquer les différences qui existent entre leurs résultats analytiques et ceux que j'avais obtenus précédemment.

« En résumé, après avoir constaté par des analyses élémentaires et des observations nouvelles que les modifications des acides tartrique et paratartrique sont toujours accompagnées d'un dégagement d'eau,

et qu'elles se détruisent successivement à mesure que les acides modifiés reprennent l'eau que la chaleur leur a fait perdre, je viens avancer de nouveau que l'eau exerce de l'influence sur la capacité de saturation de certains acides organiques, et que les modifications des acides tartrique et paratartrique ne sont pas dues uniquement à des changements isomériques. »

M. Biot qui avait étudié les observations de MM. Laurent et Gerhardt, au point de vue de l'action que les acides isomères exercent sur la lumière polarisée, y revient aujourd'hui avec tout le détail possible. Il fait voir que les acides qui se produisent en déshydratant plus ou moins l'acide tartrique, produits si différents les uns des autres par la proportion d'eau qu'ils contiennent, étant redissous dans ce liquide, à dosage égal, n'y montrent aucune différence de pouvoir rotatoire appréciable, soit entre eux, soit avec l'acide cristallisé primitif. Mais aussitôt qu'on introduit de l'acide borique dans ces solutions, en maintenant toujours l'identité du dosage, la diversité des états moléculaires de leurs éléments tartriques, se manifeste par des différences d'action, par conséquent de combinaisons, considérables, quoique la totalité des éléments de chaque système y participe toujours. Les moins actifs des éléments tartriques sont ceux qui ont subi les plus grandes pertes d'eau. Toutefois, en les abandonnant à eux-mêmes, sous l'influence commune de la température ambiante, les dissolutions qui les contenaient étant mises à l'abri de l'air extérieur, dans des tubes fermés, leur énergie s'accroît de jour en jour, non par saccades brusques, mais par un progrès lent et continu. Enfin, après un temps d'autant plus long qu'ils avaient été modifiés plus profondément, ils se trouvent tous avoir repris un degré d'énergie égal à celui de l'acide cristallisé primitif.

À notre sens ces changements ne témoignent pas plus en faveur d'acides isomères qu'en faveur d'acides différents entre eux par les proportions d'eau qu'ils renferment. Ils prouvent uniquement que ces acides ne sont plus de l'acide tartrique, mais qu'ils reprennent cet état à la suite d'un temps plus ou moins long.

En ceci donc, les observations de M. Biot sont en faveur des deux manières de voir.

M. Biot remarque ensuite que l'acide volatil, qui se dégage d'après M. Frémy quand on chauffe l'acide tartrique à 170°, se produit en quantité tellement minime que la masse d'acide tartrique modifié ne peut guère s'en ressentir.

Enfin M. Biot termine par la réplique que voici :

« Mon second cas de dissentiment avec M. Frémy porte sur l'autre limite extrême de sa série. Parmi les masses fondues que M. Laurent m'a préparées, avec les précautions que j'ai déjà décrites, plusieurs avaient perdu plus de 1 équivalent d'eau; et, pour l'une d'elles, la perte dépassait 1 $\frac{1}{2}$ équivalent. D'après la doctrine de M. Frémy, ces produits auraient dû être des mélanges de son acide tartrélique soluble, où la perte est 1 équivalent d'eau, avec son acide tartrique anhydre, immédiatement insoluble. Cependant ils se sont montrés complètement solubles dans l'eau. Et cela ne venait pas de ce qu'ils y auraient été déjà restitués à l'état d'acide cristallisé primitif. Car leur action immédiate sur l'acide borique était beaucoup moindre, et d'autant moindre, qu'on leur avait enlevé plus d'eau par la fusion. Toutefois, ils reprenaient une énergie égale à la sienne avec le temps. »

224. — Sur l'acide de l'*equisetum fluviatile* et sur quelques aconitates ; par M. BAUP (*Annales de Chimie et de Physique*, t. XXX, p. 312).

M. Braconnot avait découvert dans la prêle fluviatile (*equisetum fluviatile*) un acide qu'il appela *équisétique* : M. Regnault l'ayant également retrouvé dans l'*equisetum limosum*, considéra cet acide comme identique avec l'acide maléique.

Plus tard, M. Baup démontra l'identité de cet acide avec l'acide aconitique extrait de l'aconit, et l'acide artificiel d'abord appelé citridique, obtenu par la décomposition de l'acide citrique, et connu aujourd'hui sous le nom d'acide aconitique.

M. Baup s'assure de nouveau de l'identité des acides *équisétique*, citridique et aconitique, et il démontre qu'il existe une grande différence entre les propriétés de cet acide et celles de l'acide maléique.

Ces acides sont simplement isomères; l'acide maléique est volatil, l'acide aconitique ne l'est pas. Ces acides diffèrent encore par leur solubilité et par leur forme cristalline.

Voici comment l'auteur a extrait l'acide de l'*equisetum*; une certaine quantité de suc de la prêle fluviatile dont la chlorophylle s'était séparée spontanément, fut précipitée par l'acétate de plomb et le précipité grisâtre fut jeté sur une toile, puis décomposé par l'acide sulfurique; la liqueur séparée du sulfate de plomb renfer-

mait de l'acide aconitique, de l'acide maléique et une substance astringente; cette dernière fut enlevée à l'aide de la gélatine, et pour éliminer l'acide malique on fit dissoudre dans la liqueur du carbonate de chaux. Après évaporation à consistance sirupeuse et un repos convenable, il se déposa du bimalate de chaux.

Enfin, l'acétate de plomb de nouveau employé, y produisit un précipité gris pâle plus pur que le premier et que l'on décomposa à son tour par l'acide sulfurique. Par l'évaporation et le repos, l'acide se déposa en croûtes brunâtres, qu'on purifia par le charbon animal et l'éther.

Durant cette préparation, M. Baup a observé une matière neutre, jaune, qu'il appela *flavéquisétine* et qui se produit quand, après avoir précipité le suc d'*equisetum* par l'acétate neutre de plomb, on ajoute de l'acétate triplombique; il se forme aussitôt un précipité jaune, qui, décomposé par l'acide sulfurique, donne lieu à un acide incristallisable et à une matière grenue, noirâtre, qui devient jaune par la purification en se comportant comme une matière colorante. Elle est peu soluble dans l'eau froide, l'eau bouillante la dissout et par le refroidissement elle se dépose en beaux flocons jaunes; elle est soluble et cristallisable dans l'alcool et peu soluble dans l'éther; l'auteur se propose d'y revenir.

L'acide aconitique est soluble dans l'éther, l'alcool à 88 centièmes en dissout à 12° C. la moitié de son poids. A 15° il faut 3 parties d'eau pour en dissoudre une d'acide; à chaud il s'en dissout davantage.

Obtenu par cristallisation lente, il présente de petites lames quadrangulaires, transparentes. La dissolution est précipitée par l'acétate de plomb et le nitrate de protoxyde de mercure. Les nitrates d'argent et de plomb ne le précipitent que quand il a été en partie neutralisé.

D'après M. Baup, l'acide aconitique forme un sel neutre, un sel acide et un sel à 3 équivalents d'acide.

Le sel neutre a été décrit par M. Buchner, comme incristallisable et hygroscopique, le bisel au contraire est cristallisable; il se dépose en dernier lieu quand on abandonne une dissolution concentrée formée de sel neutre additionné d'une proportion d'acide aconitique égale à celle que le sel neutre contient déjà; ce sel se décompose au contact de l'eau, il se dépose du triaconitate et la liqueur retient un mélange de bisel et de sel neutre.

La manière la plus expéditive de préparer ce bisel est donc d'ajouter à 1 partie d'acide aconitique neutralisée par la potasse environ $\frac{1}{2}$ partie d'acide libre, puisque ce bisel ne peut cristalliser qu'au sein d'une solution neutre.

Le biconitate cristallise en lamelles quadrangulaires ou prismes très-comprimés, transparents, inaltérables à l'air. Sur 1 équivalent de potasse il contient 2 équivalents d'acide et 2 équivalents d'eau.

Triaconitate de potasse. — Ce sel qui renferme 2 équivalents d'eau se précipite quand on fait dissoudre le biconitate dans l'eau; on l'obtient plus aisément en ajoutant 2 parties d'acide libre à 1 partie d'acide neutralisé par la potasse.

Ce sel cristallise en petites lames triangulaires, superposées, transparentes, mais devenant opaques au bout d'un certain temps, sans toutefois éprouver de modification dans sa composition. Ils supportent une température de 100° sans perdre de l'eau.

Aconitate neutre de soude. — C'est une masse hygroscopique, incristallisable et insoluble dans l'alcool.

Le biconitate de soude se forme à la manière ordinaire des bisels. Il se dépose sous forme de poudre cristalline d'une dissolution très-concentrée. Il se dissout dans 2 parties d'eau à 15° C. Il s'effleurit dans l'air sec et y perd à peu près la moitié de son eau de cristallisation, dont il renferme 5 équivalents. Il en perd 4 à 100° C., mais il en reprend $1\frac{1}{2}$ quand on l'expose à l'air libre.

Biconitate d'ammoniaque. — L'aconitate neutre est incristallisable; le biconitate qui se prépare comme le bisel de potasse se dépose en croûtes cristallines de sa dissolution très-concentrée, il contient 2 équivalents d'eau.

Le triaconitate d'ammoniaque contient 3 équivalents d'eau et cristallise en lamelles triangulaires, transparentes, solubles dans 6 $\frac{1}{2}$ parties d'eau à 15° C.

Aconitate de chaux. — Ce sel a été obtenu directement. Évaporée lentement à une douce température la solution de ce sel peut être réduite à consistance sirupeuse sans donner d'indices de cristallisation; si on l'abandonne à l'air une portion s'élève alors vers le milieu de la capsule sous forme d'une masse gélatineuse qui se désagrège ensuite et prend l'aspect de la gomme arabique. Si au contraire on met dans la solution un cristal de ce sel, alors le liquide cristallise à son tour. En cet état il contient 2 équivalents d'eau.

L'Aconitate de protoxyde de manganèse cristallise avec 4 équiva-

lents d'eau ; il s'obtient par une ébullition prolongée de l'acide acotinique avec le carbonate manganeux. Les cristaux sont inaltérables à l'air, peu solubles dans l'eau froide, et quand on les fait dissoudre dans l'eau chaude, le liquide se trouble, à moins qu'on n'ait ajouté un peu d'acide.

225. — Formation d'acide aspartique avec le bimalate d'ammoniaque ; par M. DESSAIGNES (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 359). — **Formation d'acide aspartique au moyen de l'acide malique ;** par M. WOLFF (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 293).

On doit à M. Piria la connaissance de ce fait, que l'asparagine et l'acide aspartique soumis à l'action oxydante du gaz nitreux, dégagent de l'azote et laissent un résidu d'acide malique. Il a ainsi démontré, par la voie analytique, que ces deux corps peuvent être considérés comme des amides de l'acide malique, correspondant par exemple, à l'oxamide et à l'acide oxamique. S'il en est ainsi, on doit pouvoir, par la synthèse, reproduire l'asparagine et l'acide aspartique. L'action de l'ammoniaque sur l'éther malique, quand on aura pu préparer cet éther, devra donner naissance à l'asparagine. M. Dessaignes n'a pas été plus heureux que ses devanciers dans ses tentatives pour obtenir l'éther malique. Mais il a réussi à préparer l'acide aspartique avec le bimalate d'ammoniaque.

Quand on chauffe ce sel de 160 à 200° au bain d'huile, il fond et dégage en se boursouffant de l'eau très-peu ammoniacale. Le résidu est une masse rougeâtre, transparente, comme résineuse, qui ne se dissout qu'en très-petite quantité dans l'eau même bouillante. Par des lavages répétés à l'eau chaude, on obtient une matière pulvérulente, amorphe, ayant une couleur de brique pâle et d'une saveur terreuse. C'est un nouvel acide azoté qui diffère de l'acide aspartique par toutes ses réactions. Ce corps est très-stable, il se dissout à chaud dans les acides concentrés, d'où une addition d'eau le précipite sans altération, même après une ébullition de quelques instants, mais si on le chauffe 5 à 6 heures avec l'acide nitrique ou l'acide chlorhydrique, il subit une transformation remarquable. On s'aperçoit que la réaction est terminée quand l'eau, ajoutée à la solution acide, n'en précipite plus rien. La solution évaporée à sec, au bain-marie, a laissé un résidu brun, cristallin et très-acide, qui est une combinaison d'acide chlorhydrique et d'une matière

organique. Cette combinaison est facile à purifier par le charbon et on l'obtient en beaux cristaux incolores. On l'a dissoute à chaud dans une assez grande quantité d'eau, et la solution a été divisée en deux parties égales, dont l'une a été saturée exactement par l'ammoniaque, puis ajoutée à l'autre partie.

Par le refroidissement il s'est formé une quantité de petits prismes brillants qui sont de l'acide aspartique. Cet acide ne se présente pas sous la même forme cristalline que l'acide aspartique tiré de l'asparagine; mais les sels qu'il forme avec la chaux, la soude et les oxydes de cuivre et d'argent, cristallisent sous la même forme que les aspartates correspondants, et renferment la même quantité de base.

Les expériences de M. Wolff n'ajoutent rien à ce qui précède; elles confirment de point en point les observations de M. Dessaignes. M. Wolff rapporte les nombres qu'il a obtenus par l'analyse de l'acide aspartique; ces nombres s'accordent avec la formule



226. — Formation de l'acide succinique par l'oxydation de l'acide butyrique; par M. DESSAIGNES (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 50).

Voici comment M. Dessaignes s'y prend pour opérer cette curieuse transformation: « Dans un appareil composé d'une cornue, d'un long tube servant d'allonge et d'un récipient, pièces usées l'une sur l'autre à l'émeri et ajustées sans liège, j'ai chauffé environ 30 grammes d'acide butyrique bien pur et préparé par la fermentation de la chair et de la fécule, avec le double de son volume d'acide nitrique, dont la densité était de 1,40; l'appareil était incliné de telle sorte que les vapeurs condensées de l'acide butyrique retombaient incessamment dans la cornue, et de l'acide nitrique était ajouté de temps à autre. Quoique le mélange fût continuellement surmonté d'une atmosphère rouge de gaz nitreux, l'action a été très-lente, et elle était loin d'être complète au bout de 10 jours de 24 heures chacun. Ne voyant pas la fin des vapeurs rouges, j'ai distillé avec précaution la liqueur jusqu'à ce que j'aie obtenu un résidu cristallin. Ce résidu était souillé d'une matière attirant l'humidité de l'air, et dont je n'ai pu le dépouiller par la chaleur prolongée du bain-marie. Je l'ai fortement pressé dans du papier, et je l'ai

obtenu ainsi assez pur pour le soumettre à quelques essais. Il m'a été facile de reconnaître que ces cristaux présentent tous les caractères physiques et toutes les réactions de l'acide succinique. Je n'avais pas assez de matière pour la purifier complètement et en tenter l'analyse directe, mais j'ai préparé et calciné le sel d'argent, qui m'a semblé offrir plus de garantie de pureté : 0^{gr},471 ont laissé 0^{gr},303 d'argent, ce qui donne sur 100 parties 64,33 d'argent : le calcul indique 65,05. »

227. — Nouvelles recherches sur la production de l'acide succinique au moyen de la fermentation ; par M. DESSAIGNES (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 254).

M. Dessaignes complète ses recherches précédemment publiées (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 368), par quelques faits qu'il vient de faire connaître et qui, dit-il, ont échappé à M. Liebig ; voici la substance de sa note :

« Je me sers de la caséine brute comme ferment, je la mêle intimement à l'eau, tenant en dissolution ou en suspension la matière mise en expérience, et j'abandonne le tout à la température ordinaire de l'été pendant trois semaines ou un mois. Mes essais ont porté sur le malate de chaux, le malate de potasse, l'aspartate de potasse et celui de chaux, le fumarate de chaux, le maléate de même base et l'aconitate de chaux, extrait de l'aconit napel. Tous ces sels se convertissent facilement en succinate sous l'influence de la fermentation de la caséine. L'asparagine, sous la même influence, commence à se changer en aspartate d'ammoniaque, qui, lui-même se transforme en succinate. En effet, si l'on interrompt la fermentation quand elle est loin d'être achevée, on trouve dans la liqueur une grande quantité d'acide aspartique en même temps que de l'acide succinique.

« Le corps non isolé encore qui existe dans les semences de la famille des légumineuses, et s'y convertit par la germination en asparagine, est aussi susceptible de se transformer en acide succinique. En effet, si l'on délaye dans l'eau de la farine de pois pendant 12 heures, et si l'on abandonne à la fermentation, après y avoir ajouté de la craie, la liqueur filtrée, on y trouve une notable quantité de succinate de chaux. J'ai fait fermenter séparément la légumine, la liqueur d'où elle avait été précipitée, et aussi un corps azoté, précipitant le tannin, et qui a été signalé par M. Braconnot. J'espérais

ainsi découvrir le corps qui produit l'acide succinique. Toutes ces fermentations donnent pour résultat de l'acide succinique en quantités, il est vrai, inégales; mais cette partie de mes recherches n'est pas encore terminée. J'ai aussi produit le même acide par la fermentation de l'émulsion d'amandes douces, séparée de son huile et mélangée de craie. Il paraît donc que la fermentation succinique se rencontrera aussi fréquemment dans la nature que les fermentations acétique, métacétique, butyrique et valérianique. J'ajouterai maintenant un mot sur les acides isomères de la formule



Comme on l'a vu plus haut, les acides fumarique, maléique et aconitique se convertissent également en acide succinique; cette similitude de transformation est remarquable, car, d'une part, les citrates de chaux ou de soude fermentés avec de la caséine, ne donnent pas d'acide succinique, et de l'autre, les deux acides dérivés de l'acide malique se distinguent très-nettement de l'acide aconitique par une autre métamorphose. En effet, j'ai trouvé que le bifumate et le bimaléate d'ammoniaque soumis à la distillation sèche, donnent une matière très-semblable pour la plupart de ses réactions, mais non identique à celle que le bimalate d'ammoniaque produit dans les mêmes circonstances. Cette matière, par l'action prolongée de l'acide chlorhydrique, se convertit en acide aspartique, qui est absolument le même que l'on obtient avec l'acide malique. Or, le biconitate d'ammoniaque et le biéquisétate d'ammoniaque soumis au même traitement, ne produisent pas d'acide aspartique. Le maléate ammonique neutre ne précipite pas le chlorure ferrique, tandis que l'aconitate et l'équisétate neutres d'ammoniaque précipitent le même sel. Dans l'étude comparative que j'avais commencée de ces trois acides, j'avais pu facilement me convaincre de la complète identité des acides aconitique et équisétique, de la non-identité de ce dernier acide et de l'acide maléique; mais les détails que je pourrais donner à cet égard deviennent inutiles par la publication récente de M. Baup sur ce sujet (voir p. 359).

« Je terminerai enfin en indiquant un moyen d'obtenir avec l'asparagine un acide aspartique cristallisant sous la même forme que l'acide aspartique tiré du bimalate d'ammoniaque. On chauffe à 200° jusqu'à ce qu'on ne sente plus d'odeur ammoniacale de l'aspartate d'ammoniaque provenant de l'asparagine; il reste une matière

brune peu soluble qui, traitée par l'acide chlorhydrique, reproduit de l'acide aspartique cristallisant en prismes courts et durs, tels que ceux de l'acide dérivant des acides malique, maléique et fumarique. »

228. — Préparation de l'acide succinique au moyen des résidus de l'éther nitreux ; par M. REICH (*Archiv der Pharmacie*, t. CXII, p. 148).

Comme conséquence de la transformation de l'acide malique en acide succinique par la fermentation (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 368), M. Reich a soumis au même traitement les résidus de la préparation de l'éther nitreux, résidus que l'on dit formés en majeure partie d'acide saccharique, d'acide oxalique et d'acide malique.

M. Reich a analysé plusieurs résidus de ce genre; dans tous il trouva des proportions plus ou moins considérables de ces acides. Pour opérer la transformation, il neutralisa par l'eau de chaux, lava le précipité sur le filtre même, avec de l'eau froide, qui entraîna tout le malate; ou bien il fixa l'acide malique sur la chaux, par double décomposition.

500 grammes de ce malate furent traités par 2 kilogrammes d'eau à 40°, triturés dans un mortier et additionnés de 45 grammes de fromage patréfié et divisé dans l'eau, le tout fut maintenu pendant 60 heures à une température de 35 à 40°; bientôt il se dégagait de l'acide carbonique et vers la fin il se produisit de l'hydrogène; quand tout fut devenu tranquille, le liquide contenait de l'acide acétique et un dépôt formé de carbonate et de succinate de chaux, dont on retira de l'acide succinique par les procédés usités.

L'auteur ajoute quelques observations sur l'éther nitreux; il n'a jamais rencontré d'acide oxalique dans cet éther devenu acide, mais souvent il y a trouvé de l'acide malique et toujours de l'acide saccharique et de l'acide acétique.

Pour empêcher cet éther de se décomposer l'auteur propose de faire digérer avec du tartrate neutre de potasse cet éther au moment où il sort du récipient; on agite de temps à autre, puis on décante, on fait séjourner pendant 12 heures sur du chlorure de calcium fondu et on rectifie ensuite; on peut aussi rectifier sur du nitrate de magnésie, l'éther préalablement traité par le tartrate de potasse. Le produit doit être conservé dans des flacons de 30 à 60 grammes bien clos.

L'auteur a souvent observé la production de l'acide cyanhydrique dans la préparation de l'éther nitreux.

229. — Action du bichromate de potasse et de l'acide sulfurique sur quelques huiles grasses ; par M. ARZBACHER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 199).

Les huiles dont l'auteur a spécialement étudié les produits d'oxydation, obtenus par l'action du bichromate de potasse et de l'acide sulfurique, sont l'huile de ricin et celle de pavot.

L'huile de ricin lui a fourni de l'acide œnanthylrique et un liquide qui possède la composition du valéral ; l'huile de pavot a produit de l'acide caproïque $C^{12}H^{12}O^6$ et du valéral.

Au commencement la réaction est toujours énergique, et il ne faut ajouter le mélange oxydant que par petites portions. L'huile de ricin et celle de lin exigent une dissolution assez étendue, tandis que pour oxyder le suif, l'oléine, l'huile de pavot, l'acide stéarique, il faut employer des dissolutions passablement concentrées.

L'auteur n'a obtenu aucun résultat précis avec les autres corps gras mentionnés plus haut.

230. — Sur les acides gras contenus dans l'huile du *bassia latifolia* ; par M. HARDWICK (*The quarterly Journal of the Chemical Society*, octobre 1849, et *Journal de Pharmacie*, t. XVII, p. 155).

Le *bassia latifolia* se trouve dans les montagnes centrales de l'Himalaya, ainsi que dans les provinces du nord et du midi de l'Inde. Cet arbre et le *bassia longifolia* ont une grande importance sous le rapport économique ; ses fleurs sont comestibles ; son bois sert dans les constructions, et de plus il fournit quelques médicaments utiles. Par la fermentation, les fleurs produisent de l'alcool très-fort. Les graines fournissent par expression une huile grasse qu'on emploie souvent dans la cuisine et dans la fabrication du savon.

Cette huile est jaune, mais elle blanchit peu à peu à la lumière ; elle possède une odeur faible, mais assez agréable, et présente l'aspect et la consistance du beurre. Sa densité est de 0,958. Vers 26° C. elle se ramollit, et fond à quelques degrés au-dessus. Elle est peu soluble dans l'alcool ; l'éther la dissout aisément.

Au contact de la potasse caustique elle se saponifie rapidement, fournit beaucoup d'acide oléique, ainsi que deux acides gras solides,

dont l'un, l'*acide bassique*, constitue un nouveau terme dans la série des acides gras homologues; M. Hardwick lui attribue la formule



Pour l'obtenir, l'auteur décompose le savon par l'acide tartrique, puis il exprime le mélange d'acides gras, et il fait cristalliser 6 à 8 fois dans l'alcool le produit de l'expression. A 57°,2, le point de fusion est constant; si ensuite on fait cristalliser dans l'éther, le point de fusion s'élève jusqu'à 70°,5 C.

1 kilogramme d'huile a donné environ 240 grammes de mélange d'acides exprimés et un peu plus de 15 grammes d'acide bassique.

Cet acide offre une texture cristalline; il est dénué d'odeur et de saveur; il n'est pas gras au toucher, et se pulvérise sans peine. Ses dissolutions rougissent le tournesol. Il peut être distillé sans altération.

Le bassiate de potasse et celui de soude s'obtiennent en faisant bouillir l'acide bassique avec le carbonate de potasse ou de soude, évaporant à siccité et faisant cristalliser dans l'alcool qui abandonne le sel de potasse en aiguilles enchevêtrées. Le bassiate de soude ne cristallise pas dans l'alcool, et il est presque insoluble dans l'eau.

Le bassiate de potasse a servi de matière première à la préparation des sels suivants :

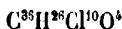
Bassiate d'argent $C^{36}H^{35}O^3, AgO$. — C'est un précipité caillebotté, très-volumineux, qui se colore lentement à la lumière.

Bassiate de baryte $C^{36}H^{35}O^3, BaO$. — Précipité insoluble dans l'alcool et l'éther.

Le bassiate de plomb est également insoluble dans ces deux liquides; mais, de plus, il est insoluble dans l'eau.

Par l'action du chlore sec sur l'acide bassique, maintenu en fusion au bain-marie, il se forme d'abord un acide très-liquide, puis la matière s'épaissit peu à peu, jaunit, devient résineuse et facile à pulvériser. Ce résultat ne s'obtient qu'après une action de 15 jours à 3 semaines.

Ce corps jaune est de l'*acide chlorobassique*.



Il rougit le tournesol; sa dissolution alcoolique donne des sels

insolubles avec le plomb et avec la baryte. Le carbonate de potasse le transforme rapidement en un savon blanc, très-floconneux et soluble dans l'alcool. Ce savon est incristallisable.

Le second acide qui se produit, conjointement avec l'acide basique, dans la saponification de l'huile de bassia, est fusible entre 55°,5 et 56°,5; il offre l'aspect de la cire, et se dépose en mame-lons grenus de sa dissolution dans l'éther. Les nombres que cet acide a donnés à l'analyse se rapprochent de l'acide palmitique. Malgré cela, M. Hardwick le considère comme un acide



qui vient se placer après l'acide myristique et qui est souillé par un peu d'acide bassique.

231. — Sur le suif de Chine; par M. BORCK (*Journal für prakt. Chemie*, t. XLIX, p. 395).

Ce suif, d'origine végétale, est employé par les Chinois à l'éclairage, et il a sur la substance de nos bougies de suif, l'avantage d'être inodore et moins fusible. On le retire des fruits d'un arbre appelé kau-shu, très-répandu en Chine. Dépouillés de leur écorce extérieure, ces fruits ressemblent aux haricots blancs, et quand on les exprime ils fournissent un produit huileux et le suif en question. Le produit huileux ne paraît pas se rencontrer dans le commerce chinois, mais le suif y est très-recherché.

Ce suif est blanc, sans odeur ni saveur; à 12° C. il possède une densité de 0,818; à 37° C. il entre en fusion, se congèle à 30°, mais il n'est entièrement dur que vers 22°. Peu soluble dans l'alcool froid, il se dissout aisément dans l'éther et dans 75 parties d'alcool bouillant, qui l'abandonne par le refroidissement. L'eau mère retient une graisse liquide, sans que pour cela la partie solide qui s'est déposée ait éprouvé un changement dans son point d'ébullition.

L'auteur pense que les fruits appartiennent au *stilingia sebifera*, Mich. (*Croton sebiferum*, L.) Ils sont groupés par trois et constituent de véritables fruits à noyaux; ces derniers sont enveloppés d'une écorce très-dure, accompagnée d'une couche blanche formée de cellulose imprégnée de suif. Une détermination approximative de ces matières a donné les résultats que voici :

Noyau.....	38
Écorce.....	37
Cellulose imprégnée de suif.....	25

L'alcool bouillant a extrait des grains concassés, 65 pour 100 d'une huile rougeâtre; de même il a retiré 80 pour 100 de suif à la couche de cellulose; le point de fusion de cette graisse était de 40°, mais il montait à 48°, après plusieurs cristallisations. Par la saponification on en obtint un acide gras qui fondait de 61 à 62° après plusieurs cristallisations. Les eaux mères retenaient de l'acide oléique; et la dissolution alcoolique qui avait concouru à la saponification contenait de la glycérine.

L'acide gras que M. V. Borck appelle acide *stillistéarique* est très-soluble dans l'alcool chaud, et s'en sépare par le refroidissement en lamelles nacrées, qui deviennent d'autant plus grandes que l'alcool était plus aqueux. L'éther le dissout aisément. Son point de fusion est situé entre 61 et 62°; cet acide peut supporter une température de 250 à 300° sans éprouver la moindre modification; à un degré plus élevé il distille sans altération.

D'après ses analyses, l'auteur attribue à cet acide la formule



qui est aussi celle de l'acide bénique; mais les propriétés de ce dernier diffèrent trop de celles de l'acide stillistéarique pour que l'auteur puisse confondre ces deux acides; cependant on remarquera que l'acide stillistéarique possède en grande partie les propriétés de l'acide dit margarique. On se rappelle d'ailleurs que MM. Thomson et Wood (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 379) ont déjà reconnu que le suif de Chine contient de l'acide margarique.

La *stillistéarine* aurait donc pour formule



Le *stillistéarate de soude* se présente en aiguilles fines solubles dans 10 parties d'alcool bouillant; cette dissolution devient poisseuse par le refroidissement. Avec peu d'eau ce sel fournit une dissolution limpide; beaucoup d'eau le décompose, en donnant lieu à la formation d'un sel acide.

Le *sel de plomb* s'obtient en faisant fondre l'acide avec de l'oxyde de plomb et enlevant l'excès d'acide par l'éther. Ce sel constitue une masse blanche, cirreuse, fusible à 112° et insoluble dans l'alcool et l'éther.

Le *sel d'argent* $C^{80}H^{20}O^3, AgO$, obtenu par double décomposition, se présente en dépôt caséux que l'on purifie par des lavages à l'alcool chaud. La lumière solaire noircit rapidement ce précipité tant qu'il est humide. A l'état sec il constitue une poudre fine, légère, soluble dans l'ammoniaque.

L'*ether stillistéarique* se prépare facilement par le procédé ordinaire; il fond à $+22^\circ$ et se prend en masse cristalline par le refroidissement. Il distille sans altération.

232. — Recherches sur les huiles légères obtenues dans la distillation du bois; par M. CAHOURS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 319).

Lorsqu'on verse de l'eau dans l'esprit de bois brut du commerce, il se sépare une huile jaunâtre formée de plusieurs substances et possédant un point d'ébullition qui varie depuis 90° jusqu'à 200° . En agitant cette huile avec de l'acide sulfurique concentré on obtient une masse visqueuse, brun rouge, surnagée d'un liquide clair doué d'une odeur aromatique. Ce liquide lavé avec une lessive alcaline, étendue, séché sur du chlorure de calcium fondu, puis distillé sur de l'acide phosphorique anhydre, commence à bouillir à 108° ; les dernières portions distillent entre 160 et 170° . Une portion notable de ce produit passait à la distillation de 108 à 112° . De même, M. Cahours a obtenu d'autres points fixes: l'un de 128 à 130° , l'autre de 145 à 148° , et le dernier de 164 à 168° .

Le produit qui bout entre 108 et 110° est le *toluène* (benzoène de M. Deville)



La moyenne de plusieurs densités de vapeur trouvée égale à 3,27, représente 4 volumes de vapeur, et s'accorde parfaitement avec la densité théorique 3,24. En effet, M. Cahours a préparé sans peine le toluène mononitrique et le toluène bintrique et un nouvel alcaloïde dont ce chimiste avait déjà signalé la formation dans une note relative à l'anisol (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 398), c'est la *toluidine nitrrique*, dont la formule est



Cet alcaloïde qui cristallise en aiguilles jaunes, donne, avec les acides chlorhydrique, azotique, sulfurique et phosphorique, des combinaisons bien définies auxquelles l'analyse assigne les formules :

Chlorhydrate.....	HCl, C ¹⁴ H ⁸ Az ² O ⁴
Azotate.....	AzO ⁵ , C ¹⁴ H ⁸ Az ² O ⁴ , HO
Sulfate.....	SO ³ , C ¹⁴ H ⁸ Az ² O ⁴ , HO.

Traité par le chlorure de benzoïle et de cumyle, il donne en outre des composés analogues aux amides et aux anilides.

Le produit qui bout entre 128 et 130° présente de grandes analogies de propriétés avec le toluène, il n'en diffère, au point de vue de la composition, qu'en ce qu'il renferme en plus C²H² : c'est donc un homologue de ce corps. Plusieurs analyses et trois densités de vapeur concordant parfaitement entre elles ont conduit à la formule



M. Cahours le désigne sous le nom de *xylène*. Traité par l'acide nitrique fumant, ce corps donne des produits analogues à ceux que fournit le toluène. Le *xylène mononitrique* étant dissous dans l'alcool et traité par le sulfhydrate d'ammoniaque, donne une base analogue à la toluidine, que l'auteur désigne sous le nom de *xylidine*.

Le liquide qui bout à 148° présente la composition et tous les caractères du cumène



avec lequel M. Cahours a préparé du cumène mononitrique et binitrique, ainsi que de la cumidine et de la cumidine nitrique.

A cette occasion M. Cahours a repris ses recherches sur le mésitylène, que M. Kane considère comme le radical des combinaisons dérivées de l'acétone. M. Cahours confirme la formule C¹⁸H¹³ proposée par M. Hofmann, et d'après laquelle le mésitylène est un isomère du cumène (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 320), dont il diffère par le point d'ébullition et par ses différents produits. Ainsi, sous l'influence de l'acide nitrique il en fournit trois, savoir : 1° le mésitylène mononitrique C¹⁸H¹¹(AzO⁴), en évitant d'employer un excès d'acide nitrique et en refroidissant bien le mélange ; 2° le mésitylène binitrique C¹⁸H¹⁰2(AzO⁴) en employant plus d'acide nitrique ; 3° Enfin, le mésitylène trinitrique, C¹⁸H⁹3(AzO⁴), en employant un mélange d'acide nitrique et d'acide sulfurique fumant.

Traité par une dissolution alcoolique de potasse, le mésitylène mononitrique s'échauffe et laisse dégager deux produits par la distillation ; l'un, liquide, peu abondant, jouit des propriétés des alcaloïdes, l'autre solide, cristallise dans l'alcool en tables d'une grande beauté ; c'est un isomère du mésitylène mononitrique.

Le dernier carbure d'hydrogène obtenu dans le traitement de l'huile volatile du bois par l'acide sulfurique, et qui bout entre 164 et 168°, possède la composition et la condensation du cumène et du mésitylène, mais il en diffère par ses autres propriétés.

Dans certains esprits de bois, M. Cahours a rencontré une huile beaucoup plus volatile que celle qui fait l'objet de ce travail; cette huile consistait dans un mélange d'acétate de méthylène et de méta-cétone.

233. — Sur le stéaroptène de l'essence de cassia; par MM. ROCHLEDER et HLASIWETZ (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 432).

Ce stéaroptène a été importé de Chine par un négociant hollandais; il se présentait en fragments incolores et parfois jaunâtres, cristallins et imprégnés d'une huile brune à odeur de cannelle.

Pour purifier cette matière on la fit dissoudre à chaud dans un peu d'alcool absolu; par le refroidissement elle s'en sépara en masse lamelleuse que l'on exprima dans du papier buvard; on l'obtint ainsi en lames brillantes, friables, craquant sous la dent, fusible et jaunissant par la chaleur; elle se volatilise avec décomposition partielle et se dissout dans l'acide sulfurique sans s'altérer; l'eau la précipite de cette dissolution.

Fondue et desséchée dans le vide, la substance a donné à l'analyse des nombres que les auteurs représentent par la formule

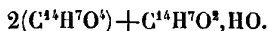


qu'ils décomposent en $2(C^{14}H^7O^2) + HO$, ce qui représente l'hydrate d'un composé qui ne diffère de l'hydrure de benzoïle que par un équivalent d'hydrogène qu'il renferme en plus; pour exprimer cette composition les auteurs la nomment benzhydrol.

En faisant bouillir le benzhydrol avec de la potasse caustique il se volatilise une huile pesante à odeur d'amandes douces. Les auteurs représentent cette huile par la formule



ou

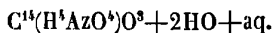


En même temps que ce composé il se produit dans cette réaction une petite quantité de résine visqueuse qui reste mélangée avec la lessive de potasse.

Au contact de l'acide nitrique, le benzhydrol jaunit et vient surna-

ger la liqueur. A chaud, la réaction est très-intense ; quand elle s'est apaisée on évapore à un feu doux et on fait dissoudre dans l'eau chaude le produit cristallisé qui s'est produit. Par le refroidissement il se sépare une abondance de cristaux jaunâtres qu'on purifie par de nouvelles cristallisations dans l'eau chaude.

Le produit pur possède presque toutes les propriétés de l'acide nitrobenzoïque ; d'après sa composition, il correspond à un hydrate de l'acide nitrobenzoïque, et les auteurs le représentent par la formule



234. — Sur le camphre de persil ; par M. LOOSE (*Archiv der Pharmacie*, t. LXIII, p. 267).

Cette note n'est, en grande partie, que la répétition de ce qui a été dit par MM. Schutz, Bley, Th. Martius et Rump. MM. Blanchet et Sell représentent le camphre de persil par la formule $C^6H^4O^2$. A l'aide d'une distillation fractionnée de l'essence de persil M. Lœwig a obtenu une huile ne contenant que du carbone et de l'hydrogène, dans le rapport de 5 : 8 ; le résidu solide était composé d'après la formule $C^{12}H^{16}O^3$.

Dans une vieille eau de persil, M. Loose a trouvé des cristaux prismatiques dont il décrit les propriétés, qui ne sont autres que celles du stéaroptène de persil, et une poudre jaunâtre qui paraît provenir d'une altération de ces cristaux. Cette poudre est soluble dans l'alcool auquel elle communique une réaction acide ; l'eau la précipite de cette dissolution. Par le refroidissement de la dissolution alcoolique, il se produit une cristallisation étoilée, inaltérable à l'air.

L'acide nitrique concentré attaque cette poudre, et la transforme dans une combinaison cristalline qui paraît se produire également avec le stéaroptène. L'éther et la potasse dissolvent également cette poudre jaune.

Voici les seuls faits un peu précis qu'on puisse dégager des nombreuses réactions consignées dans cette note.

235. — Sur la rectification de l'huile de succin ; par M. MARSSON (*Archiv der Pharmacie*, t. CXII, p. 1).

Les produits de la distillation sèche du succin, produits connus sous le nom d'huile de succin, ont été examinés par MM. Pelletier et

A. Walter et par M. Dœpping (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 633); ces chimistes ont trouvé que cette huile rectifiée devait être considérée pour un isomère de l'essence de térébenthine.

A cette occasion M. Marsson s'aperçut de l'acidité de l'eau qui servit à la rectification de cette huile; cette acidité était due à un mélange des acides valérianique, butyrique, métacétique, acétique et formique.

On employait autrefois en médecine une substance appelée *musc artificiel*, dont l'odeur rappelait faiblement cette sécrétion. Ce musc artificiel s'obtenait en traitant le succin par l'acide nitrique. M. Marsson a constaté que ce produit d'oxydation du succin renfermait également les acides volatils mentionnés plus haut.

236. — Préparation de Phellénine; par M. DELFFS (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 440).

On fait bouillir avec de l'alcool à 80 pour 100, les racines d'aunée, fraîchement coupées, on filtre à chaud et on étend le liquide de trois ou quatre fois son volume d'eau froide; il se produit un léger trouble; au bout de vingt-quatre heures le liquide contient de longues aiguilles blanches d'hellénine. L'eau mère ne retient plus que des traces de cette substance.

L'expérience réussit encore avec une racine âgée de plus de six mois et recueillie en octobre.

237. — Sur le principe odorant des feuilles de faham; par M. GOBLEY (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 348).

Les feuilles de faham, connues aussi sous le nom de feuilles de fahon ou fahum, nous viennent de l'île Maurice. Elles sont fournies par une plante que Dupetit-Thouars a décrite le premier, et qu'il a reconnu pour un angréc, auquel il a donné le nom d'*angræcum fragrans*, appartenant à la gynandrie monandrie de Linné, et aux monocotylédones épigynes de Jussieu, famille des orchidées. Comme beaucoup d'orchidées exotiques, le faham est parasite. C'est une jolie plante, qui est très-recherchée des Asiatiques à cause de son odeur. Il suffit de toucher les feuilles fraîches pour que les doigts restent imprégnés de leur arôme. Les feuilles sèches, qu'on trouve dans le commerce, sont douées d'une odeur ayant de l'analogie avec le parfum de la vanille, qui appartient à la même famille de végétaux. L'alcool et l'éther en séparent le principe aro-

matique. Elles cèdent à l'eau bouillante, outre l'arome, un principe légèrement amer et une substance mucilagineuse. Dans le pays d'où elles viennent, et même en France, on en prépare un thé fort agréable, qui est employé comme digestif, et recommandé même dans les maladies des voies respiratoires. Mélangées avec le thé ordinaire, elles lui communiquent un parfum fort agréable.

M. Gobley a reconnu que cet arome revient en entier à la coumarine, que ces feuilles renferment en proportion assez notable, et qui, découverte d'abord dans la fève tonka, a été retrouvée depuis dans le mélilot, par M. Guillemette, et dans l'aspérule odorante par M. Kosmann.

238. — De l'origine et de la composition de la gomme-gutte ;
par M. CHRISTISON (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 241).

Nous ne pouvons extraire de ce mémoire que ce qui a des rapports avec la chimie proprement dite, renvoyant à l'original le lecteur qui pourrait s'intéresser à la partie médicale ou pharmacologique.

La gomme-gutte paraît avoir été connue pour la première fois en Europe il y a un peu plus de deux siècles, la première description en fut publiée par Clusius. Les premières analyses en furent faites par Boulduc, par Cartheuser, par Geoffroy. En 1808, M. Braconnot analysa la gomme-gutte de première qualité, John de Berlin en fit également l'analyse et il arriva à des résultats différents de ceux de M. Braconnot. Au reste ces recherches n'ont été exécutées que sur une seule qualité de gomme-gutte. M. Christison a examiné les trois variétés principales qui se trouvent dans le commerce.

Gutte en canons (pipe gamboge). — Cette variété se trouve dans le commerce à l'état de cylindres accolés et réunis en pains ou gâteaux irréguliers du poids de 2 à 3 livres. La surface des cylindres est striée, d'un jaune verdâtre sale, ce qui provient sans doute des moules en bambou dans lesquels on les a coulés. Cette gutte est très-fragile; elle devient d'un jaune brillant par la pulvérisation et forme immédiatement une émulsion de même couleur au contact du doigt mouillé. Elle constitue un excellent purgatif; ses propriétés actives résident dans la substance résineuse. C'est cette variété qui a été analysée par M. Braconnot et par John.

Le meilleur dissolvant pour extraire la résine de la gutte est l'éther sulfurique qui se colore en orangé même à un degré de dilution considérable.

Voici, d'après M. Christison, la composition de 100 parties de cette gomme-gutte :

	I.	II.
Résine chauffée à 204°, jusqu'à ce qu'elle ait cessé de perdre de son poids.....	74,2	71,6
Arabine, ou gomme soluble desséchée à 100°.....	21,8	24,0
Eau dégagée à 132°.....	4,8	4,0
Fibre ligneuse.....	traces	

II. *Gutte en gâteau*. — La composition de cette gutte varie beaucoup avec la qualité : dans le commerce on l'appelle *gutte inférieure* (*coarse gamboge*). La meilleure qualité de cette espèce se trouve en masses informes du poids d'environ 2 kil. ; elles ne sont pas striées, et ne sont pas cassantes comme la précédente variété.

Traitée par l'eau bouillante puis additionnée d'iode, cette gutte devient d'un vert foncé ; la gutte en canon acquiert une couleur tanée avec ce réactif.

Voici la composition de 100 parties de cette matière :

	I.	II.
Résine desséchée à 204°	64,3	65,0
Arabine » à 127°	20,7	19,7
Fécule » à 100°	6,2	5,0
Lignine » à 100°	4,4	6,2
Eau	4,0	4,2

La *coarse gamboge*, ou gutte inférieure, n'est qu'une qualité très-inférieure de la précédente, et parfois elle ne renferme que 35 p. 100 de résine.

La *gutte de Ceylan* se présente en fragments irréguliers ou en masses rondes aplaties. Voici les analyses de trois échantillons :

	I.	II.	III.
Résine desséchée à 204°	68,8	71,5	72,9
Arabine » à 116°	20,7	18,8	19,4
Fibre ligneuse	6,8	5,7	4,3
Eau	4,6		

A ces observations M. Christison annexe l'analyse de deux sucsguttoïdes, provenant d'arbres qui ont été regardés, à différentes épo-

ques, comme les producteurs de la gomme-gutte ; ces arbres sont le *garcinia cambogia* et le *xanthochymus pictorius*.

Le suc du *garcinia* se concrète lentement ; sa persistance à l'état de mollesse provient de 12 p. 100 d'huile volatile.

Son analyse a donné :

Résine.....	66,0
Arabine.....	14,0
Huile volatile.....	12,0
Fibre.....	5,0
Perte.....	3,0

Cette matière n'est pas émulsive, sa résine diffère de celle de la gutte en ce qu'elle est un peu moins soluble dans l'éther et dans l'alcool ; d'ailleurs sa dissolution étherée n'est pas orangée mais jaune citron.

Le suc concrété du *xanthochymus* diffère encore davantage de la gutte ; il se ramollit aisément à chaud ; l'éther en sépare une résine verdâtre pâle et il laisse une masse glutineuse opaque.

Ce suc renferme :

Résine.....	76,5 p. 100
Arabine.....	17,6 »
Fibre ligneuse.....	5,9 »

239. — Recherches sur les bases organiques volatiles ; par M. W. HOFMANN (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXVIII, p. 429).

On a pu voir dans les précédents *Annales* les recherches persévérantes de M. Hofmann sur les bases organiques (voy. *Annuaire de Chimie*, 1849, p. 393 et 1850, p. 414).

Il continue ici l'examen de la base qu'il a découverte en faisant agir le cyanogène sur l'aniline.

Action de l'acide hydrochlorique.—L'acide concentré forme un hydrochlorate insoluble dans la liqueur où il a été préparé. Le même sel se précipite encore lorsque la base a été dissoute dans de l'acide faible auquel on ajoute ensuite de l'acide fumant.

Mais on tente vainement de faire cristalliser l'hydrochlorate de cyaniline, en concentrant une solution faible ; le sel se détruit, et il ne se forme pas moins de cinq composés différents, savoir :

Chlorhydrate d'ammoniaque,
 Chlorhydrate d'aniline,
 Oxanilide,
 Oxamide,
 Oxanilamide.

M. Hofmann signale, en outre, une combinaison d'oxanilide et d'oxamide.

Pour effectuer cette conversion du chlorhydrate de cyaniline, il suffit de dissoudre une demi-once de la base dans de l'acide affaibli et d'évaporer au bain-marie. La masse blanche qu'on obtient pour résidu est ensuite épuisée par différents dissolvants.

L'oxanilide, entre autres, a été reprise par la benzine.

Action de l'acide sulfurique concentré. — La cyaniline s'y dissout avec une coloration violette. La liqueur, légèrement chauffée, développe des volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. En chauffant plus fort, il se dégage de l'acide sulfureux; par le refroidissement, l'acide sulfanilique se prend en masse, et il se forme en même temps du sulfate d'ammoniaque.

Le brôme attaque violemment la cyaniline; il paraît se faire d'abord une substitution, mais on arrive promptement à de l'aniline tribromée qui, par le refroidissement, se prend en belles aiguilles.

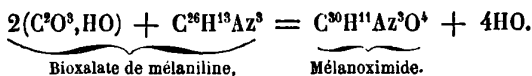
On peut faire bouillir la cyaniline des heures entières avec des solutions aqueuses ou alcooliques de potasse et de soude sans altération sensible; ce n'est qu'en présence de la potasse fondue qu'il se dégage de l'aniline et de l'ammoniaque.

Métamorphoses de la dicyanomélaniline. — Mélanoximide. — On a vu la formation de la dicyanomélaniline (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 405) et son peu d'affinité pour les acides, où elle se montre simplement très-soluble. M. Hofmann a déjà annoncé que la solution hydrochlorique de ce curieux produit abandonnait une masse jaunâtre qui n'est pas un chlorhydrate. Ce nouveau produit peut être lavé et séparé ainsi de l'acide qui l'imprègne, puis dissous dans l'alcool bouillant, qui le laisse déposer sous forme d'une croûte cristalline.

L'analyse donne pour formule :



M. Hofmann fait observer que cette composition est celle du bioxalate de mélaniline, moins 4 équivalents d'eau :



En effet, cette substance, que nous nommerons mélanoximide, donne de la mélaniline et de l'acide oxalique lorsqu'on la fait dissoudre dans l'alcool avec addition de potasse ou d'ammoniaque.

L'acide hydrochlorique produit un dédoublement analogue ; il donne en outre naissance à un produit encore indéterminé et cristallisé en longues et belles aiguilles.

M. Hofmann a essayé de reproduire la mélanoximide au moyen du bioxalate de mélaniline, soit par la chaleur seule, soit avec le concours des agents de déshydratation. Le sel fond, dégage beaucoup d'acide carbonique et d'oxyde de carbone, et laisse sublimer de la carbanilide vers la fin de l'opération ; dans la cornue reste une masse visqueuse, transparente, qui se solidifie par le refroidissement et prend un aspect résinoïde. En même temps se dégage une odeur prussique particulière que M. Hofmann est parvenu à rattacher à un produit distinct qu'il nomme acide anilocyanique. Ce dernier produit, qui est liquide, se détruit sous l'influence de l'humidité ; aussi se forme-t-il bien plus facilement par la distillation de la mélanoximide.

Acide anilocyanique. — La distillation sèche de la mélanoximide donne naissance aux produits indiqués ci-dessus : acide carbonique, oxyde de carbone en excès, matière visqueuse et résinoïde, cristaux radiés et liquide huileux, ambré, d'une odeur mixte d'aniline, de cyanogène et d'acide prussique.

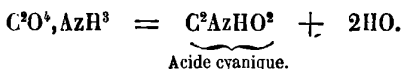
C'est ce dernier liquide qui constitue l'acide anilocyanique. Pour le séparer des cristaux qui seraient volatilisés à la même température, on fait agir le froid ; les cristaux se déposent, et le liquide est filtré.

L'acide anilocyanique pur est liquide, incolore, très-mobile, très-réfringent, plus dense que l'eau, d'une odeur mixte, très-forte, qui provoque le larmolement et l'étouffement ; il bout à 178° ; il a pour formule :

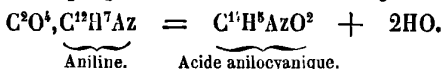


L'acide cyanique C^2AzHO^2 se rattache très-bien au bicarbonate

d'ammoniaque C^2O^4, AzH^3 , dont il ne diffère que par une élimination de 2 équivalents d'eau :

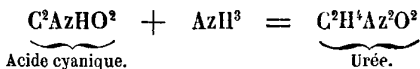


De même l'acide anilocyannique se rattache au bicarbonate d'aniline, dont il ne diffère que par une élimination de 2 équivalents d'eau :

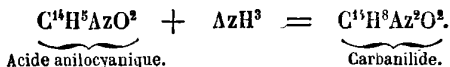


M. Hofmann a établi le parallèle avec soin : ainsi la potasse et l'acide hydrochlorique convertissent l'acide anilocyannique en aniline et en acide carbonique ; avec l'acide sulfurique concentré, on obtient de l'acide sulfanilique,

De même que l'acide cyanique fournit de l'urée en fixant de l'ammoniaque :



l'acide anilocyannique forme l'urée anilique, autrement dit la carbanilide :



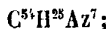
Au contact de l'eau, l'acide anilocyannique laisse dégager de l'acide carbonique et forme de la carbanilide.

En présence de l'aniline, l'acide cyanique donne la carbamide-carbanilide, et l'acide anilocyannique de la carbanilide.

La cumidine, la toluidine et la leucoline se combinent à l'acide anilocyannique : l'hydrate de phényle et tous les alcools sont dans le même cas.

L'analogie fait soupçonner ici des produits nombreux sur lesquels M. Hofmann ne fournit encore rien de positif.

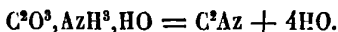
Action de la chaleur sur la mélaniline. — Cette substance fond entre 120° et 130° , et se solidifie par le refroidissement. Entre 150° et 170° sa décomposition commence : il se dégage de l'ammoniaque vers 170° . Le résidu se présente sous forme d'une masse ambrée, résineuse, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool et soluble dans l'acide sulfurique d'où l'eau la précipite avec des apparences d'altération. Les résultats analytiques peuvent se traduire par :



ce qui représenterait une combinaison de mellon et d'aniline :



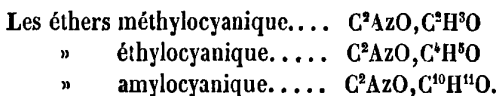
M. Hofmann, entraîné par les développements si remarquables qu'il a donnés aux analogues de l'aniline et de l'ammoniaque, a cherché à produire des termes correspondants aux nitryles : il n'a pu parvenir à enlever tout l'oxygène sous forme d'eau, ainsi qu'on le fait, par exemple, en convertissant l'oxalate d'ammoniaque en cyanogène et en eau



Il a employé, à cet effet, la baryte anhydre, le chlorure de zinc et l'acide phosphorique anhydre : mais il a vainement tenté la réaction soit avec divers sels d'aniline, soit avec leurs anilides.

240. — Recherches sur la constitution moléculaire des bases organiques volatiles ; par M. W. HOFMANN (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 87). — **Mémoire sur une série d'alcaloïdes ;** par M. WURTZ (*ibid.*, t. XXX, p. 443).

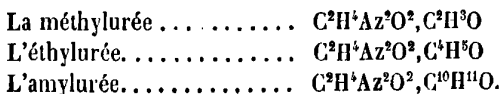
En étudiant les éthers cyanique et cyanurique formés par les alcools méthylique, vinique et amylique, M. Wurtz a caractérisé nettement ces divers produits, il a obtenu :



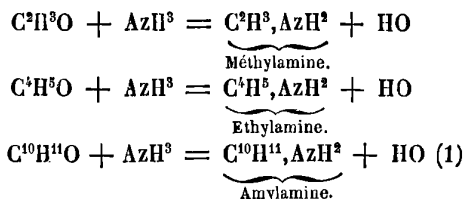
Chacun de ces éthers, en s'adjoignant 1 équivalent d'ammoniaque et 1 équivalent d'eau, se convertit en un corps analogue à l'urée, absolument comme l'acide cyanique C^2AzO se convertit en urée par l'adjonction de AzH^3, HO



De sorte qu'on a le groupe de l'urée augmenté de l'éther méthylique, ou de l'éther éthylique, ou de l'éther amylique, ou de tout autre éther. En d'autres termes, l'urée peut se combiner intimement aux divers éthers de manière à former :



En distillant ces diverses urées avec de la potasse, ou bien encore en prenant à la place les éthers cyanique ou cyanurique, M. Wurtz a obtenu de nouveaux alcaloïdes qui se rattachent très-simplement à la constitution des éthers. Chaque alcaloïde nouveau peut être représenté comme un produit de l'action réciproque de l'ammoniaque et de l'éther, avec élimination d'eau.



Ce mode de formation, simple et régulier, qu'on peut retrouver à la rigueur dans les réactions de M. Wurtz, où l'on voit l'éther et l'ammoniaque mis ensemble à l'état naissant, est devenu d'une entière évidence entre les mains de M. Hofmann. Se jetant dans la voie qui venait d'être frayée, ce chimiste a obtenu, par une déduction élégante, les bases nouvelles en faisant réagir l'ammoniaque sur les éthers hydriodique ou hydrobromique. M. Hofmann ne s'est pas arrêté là ; il a montré que l'ammoniaque AzH^3 pouvait agir sur deux ou trois molécules d'éther au lieu d'une seule, et produire autant de bases nouvelles. Substituant l'aniline à l'ammoniaque, M. Hofmann a encore démontré que les éthers hydrobromique et hydriodique fournissaient autant de bases nouvelles en se combinant intimement à 1, 2 ou 3 molécules d'aniline.

Nous devrions commencer cette exposition par l'examen des éthers cyanique et cyanurique, ainsi que des urées ; mais ces faits, annoncés depuis plusieurs années par M. Wurtz, ne sont pas encore publiés de manière à ce qu'il soit possible d'en rendre un compte satisfaisant.

Il est bon de remarquer que ces résultats ne sont déjà plus isolés :

(1) L'existence de ces alcaloïdes avait été en quelque sorte prévue par M. Liebig, lorsqu'il écrivait : « Si on pouvait substituer l'amidogène à l'oxygène des oxydes de méthyle et d'éthyle, on obtiendrait à coup sûr des corps tout à fait comparables à l'ammoniaque elle-même. » Si au lieu de fixer son esprit sur la constitution théorique de ces corps, M. Liebig eût envisagé le mode de formation des dérivés ammoniacaux, le célèbre chimiste eût certainement fait produire dès longtemps ces composés par quelqu'un de ses élèves.

M. Wertheim a obtenu la métacétamine, qu'il nomme *propylamine*, dans la distillation de la morphine avec la potasse. Cette base entre dans une série dont l'alcool et l'éther sont inconnus. M. Anderson a isolé de l'huile animale une base qu'il a nommée *pétinine* (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 532), et qui n'est autre que la butyramine, ainsi que M. Gerhardt l'a très-bien fait voir. Enfin, M. Rochleder a obtenu la méthylamine en traitant la caféine par le chlore (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 430).

Ces faits renferment en eux assez d'inductions théoriques et ouvrent un champ assez vaste à l'expérimentation pour qu'il soit superflu de les grouper en tableaux plus ou moins étendus auxquels il est loisible d'annexer tous les termes voisins ou correspondants. Nous nous bornerons à tracer succinctement les propriétés et le mode de préparation de ces nouvelles substances.

Méthylamine ; gaz méthyliaque : C^2H^5Az . — M. Wurtz produit cette base en faisant agir la potasse sur l'éther méthylcyanurique. On opère dans un ballon surmonté d'un serpentín ; les vapeurs aqueuses se condensent dans le serpentín, et la méthylamine qui est gazeuse, va se dissoudre dans un vase renfermant un peu d'eau pure. La lessive de potasse ne décompose que difficilement l'éther méthylcyanurique ; mais cette opération marche mieux si on fond l'éther avec de la potasse solide à laquelle on ajoute un peu d'eau.

La solution dense et extrêmement caustique de méthylamine que l'on obtient ainsi est saturée par l'acide chlorhydrique et évaporée à siccité. Le résidu se dissout facilement dans l'alcool absolu et bouillant, et cristallise par le refroidissement en belles et larges feuilles qui offrent des reflets irisés au moment de leur formation. On peut obtenir ensuite la méthylamine très-pure en mélangeant le chlorhydrate bien sec avec deux fois son poids de chaux vive : le mélange est introduit dans un long tube fermé par un bout, que l'on remplit à moitié ; l'autre moitié étant remplie avec des fragments de potasse caustique, on chauffe doucement, et l'on recueille sur le mercure le gaz qui se dégage.

Ainsi préparée, la méthylamine est un gaz non permanent. A quelques degrés au-dessous de 0, elle se condense en un liquide fort mobile, qui ne se solidifie pas dans un mélange d'acide carbonique solide et d'éther.

Dans l'air très-humide, le gaz méthyliaque condense de la vapeur d'eau. Son odeur est fortement ammoniacale. Quelquefois,

lorsqu'il n'est pas tout à fait pur, on distingue, à côté de cette odeur si forte, celle qui se dégage de la marée un peu avancée.

Sa densité de vapeur a été déterminée au laboratoire de M. Regnault par M. Izarn.

Prise à 43°, elle est égale à 1,08. La densité théorique est de 1,0731 pour 4 volumes.

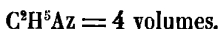
Le gaz méthyliaque est le plus soluble de tous les gaz que l'on connaît jusqu'à présent. A la température de 12°, 5, 0^{er}, 650 d'eau, contenus dans une petite ampoule et introduits dans le gaz, en ont dissous 750 centimètres cubes. D'après cette expérience, 1 volume d'eau dissoudrait, à 12°, 5, 1153,9, ou, en nombres ronds, 1150 volumes de gaz méthyliaque.

Une température plus élevée diminue cette solubilité, comme on devait s'y attendre. A 25°, l'eau n'en prend plus que 959 fois son volume.

Le gaz méthyliaque est fortement alcalin. Comme l'ammoniaque, il bleuit instantanément le papier de tournesol rougi, et répand des fumées blanches très-épaisses au contact d'une baguette imprégnée d'acide chlorhydrique et se condense avec lui sous la forme d'un sel blanc et solide qui s'attache, comme le sel ammoniac, aux parois de l'éprouvette, mais qui tombe en déliquescence dès qu'il a le contact de l'air humide.

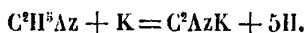
Le gaz méthyliaque se condense avec la moitié de son volume d'acide carbonique sec en un corps blanc et solide, analogue au carbonate d'ammoniaque anhydre. Il se distingue de l'ammoniaque par la propriété suivante : au contact d'une bougie allumée, il prend feu et brûle avec une flamme jaunâtre, livide, comme celle de toutes les substances combustibles qui renferment de l'azote. En brûlant, il donne naissance à de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote ; lorsque la combustion est incomplète, ces gaz sont mélangés avec une petite quantité de cyanogène ou d'acide prussique.

La composition du gaz méthyliaque se représente par la formule :



Une méthode d'analyse, élégante et rapide, consiste à chauffer le gaz avec du potassium dans une cloche courbe. Il se forme du cyanure de potassium, et il se dégage de l'hydrogène pur.

Cette réaction est représentée par la formule suivante :



On vient de voir l'extrême solubilité de la méthylamine dans l'eau. Cette solution possède l'odeur forte du gaz lui-même. Elle est caustique et brûlante au plus haut degré. Lorsqu'on la fait bouillir, elle perd le gaz qu'elle tient en dissolution. Elle réagit sur un grand nombre de dissolutions métalliques, comme le fait l'ammoniaque elle-même. Elle en précipite les oxydes, et quelquefois un excès de réactif redissout le précipité.

Les sels de magnésie, de manganèse, de fer, de bismuth, de chrome, d'urane, d'étain, sont précipités par la méthylamine comme par l'ammoniaque.

Les sels de zinc sont d'abord précipités en blanc bleuâtre, et le précipité disparaît dans un grand excès de réactif.

Les sels de cuivre sont précipités en blanc bleuâtre, et un excès de réactif redissout facilement le précipité, de manière à former une liqueur d'un bleu foncé analogue à l'eau céleste.

Les sels de cadmium sont précipités par la dissolution de méthylamine en blanc, mais le précipité ne se redissout pas dans un excès de réactif. On sait que le précipité que forme l'ammoniaque dans les sels de cadmium se dissout très-facilement lorsqu'on ajoute cette base en excès.

Les sels de nickel et de cobalt se comportent comme les sels de cadmium. Les oxydes précipités sont insolubles dans un excès de méthylamine.

L'acétate de plomb est à peine troublé par ce réactif, tandis que le nitrate de plomb est précipité complètement.

Les sels de protoxyde de mercure sont précipités en noir par la méthylamine comme par l'ammoniaque. Le sublimé corrosif donne un précipité blanc, floconneux, insoluble dans un excès de réactif.

Le nitrate d'argent est précipité complètement par la méthylamine; l'oxyde d'argent, précipité soit par cet alcaloïde, soit par la potasse, se dissout facilement dans un excès de méthylamine. Lorsqu'on abandonne cette solution à l'évaporation spontanée, il s'en précipite un corps noir renfermant du carbone, de l'hydrogène, de l'azote et de l'argent, et qui est probablement le composé correspondant à l'argent fulminant. Toutefois, cette substance ne fait explosion ni par le choc, ni par la chaleur.

Le chlorure d'argent lui-même se dissout dans la solution de méthylamine.

Le chlorure d'or est précipité en jaune brunâtre par cette base ; un excès de réactif dissout très-facilement le précipité, en formant une liqueur d'un rouge orangé.

Une solution concentrée de chlorure de platine donne, avec la méthylamine, un dépôt cristallisé en paillettes jaune orangé, et formé par du chlorhydrate double de méthylamine et de platine. Pour peu que la dissolution du sel platinique soit un peu étendue, ce dépôt ne se forme pas.

Dans l'action du potassium sur la méthylamine, on passe, selon toute apparence, par un produit analogue à l'amidure de potassium ; mais cette réaction manque de netteté.

Action de la chaleur sur la méthylamine. — Le gaz dirigé à travers un long tube de porcelaine, rempli de fragments de porcelaine et chauffé au rouge, se décompose en acide prussique, hydrogène et hydrogène protocarboné.

Action du chlore et du brome sur la méthylamine. — Le chlore décompose la solution de méthylamine en donnant naissance à du chlorhydrate de méthylamine, et des gouttelettes d'un liquide huileux, probablement l'analogue de l'éthylamine bichlorée.

Le brome réagit de la même manière ; il se forme du bromhydrate de méthylamine, et un composé bromé soluble, en partie, dans le liquide aqueux chargé du bromhydrate de méthylamine.

Action de l'iode sur la méthylamine. — L'iode réagit instantanément sur la solution de méthylamine, en se transformant en une poudre d'un rouge grenat. La liqueur, qui se colore à peine lorsqu'on évite d'employer un excès d'iode, renferme de l'iodhydrate de méthylamine. Le composé rouge et insoluble qui se forme dans cette réaction, est la méthylamine biiodée. Sa composition se représente par la formule :



La méthylamine biiodée se décompose par l'action de la chaleur sans donner lieu à une explosion, comme on le remarque avec l'iodure d'azote.

Elle se dissout dans l'alcool, et paraît être décomposée par ce liquide. Il reste, après l'évaporation de la solution alcoolique, un enduit brun qui ne possède aucun des caractères d'une substance bien définie.

La potasse caustique décompose la méthylamine biiodée. Il se

forme, outre l'iodure de potassium, une petite quantité d'une matière qui possède une odeur fort pénétrante, et il reste, comme résidu insoluble, quelques flocons d'une matière jaune.

Le *chlorhydrate de méthylamine* est un sel déliquescent; il ne fond qu'au-dessus de 100°, et se distingue déjà par cette propriété du chlorhydrate d'éthylamine fusible au bain-marie. Chauffé en vase ouvert, à une température très-élevée, il se volatilise en vapeurs fort épaisses, qui se condensent en une poudre blanche à la surface des corps froids.

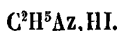
Chlorhydrate double de méthylamine et de platine. — Ce sel forme de belles écailles d'un jaune d'or, solubles dans l'eau bouillante et cristallisant par le refroidissement. L'alcool ne les dissout pas. Quand on le chauffe, il noircit, émet des vapeurs très-abondantes, et laisse un résidu de platine mêlé à du charbon qui brûle à l'air.

Chlorhydrate double d'or et de méthylamine. — Lorsqu'on mélange une dissolution du chlorhydrate de méthylamine avec une solution de chlorure d'or, il ne se forme pas de précipité; mais par l'évaporation et le refroidissement de la liqueur concentrée et chaude, on obtient de magnifiques aiguilles d'un jaune d'or, solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther.

Chlorhydrate double de méthylamine et de mercure. — On obtient ce sel double en évaporant un mélange à équivalents égaux de chlorhydrate de méthylamine et de bichlorure de mercure. La dissolution très-concentrée fournit des cristaux volumineux de chlorhydrate double de méthylamine et de mercure



Iodhydrate de méthylamine. — Ce sel constitue des lames incolores qui brunissent à l'air; elles sont fort déliquescentes et fort solubles dans l'eau et dans l'alcool. Leur composition se représente par la formule



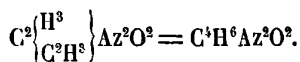
Azotate de méthylamine. — On prépare ce sel directement en saturant la méthylamine aqueuse par l'acide azotique. Par l'évaporation de la dissolution, on obtient de beaux prismes droits rhomboïdaux, fort allongés et ressemblant beaucoup aux cristaux que forme l'azotate d'ammoniaque. Ils sont déliquescents et fort solubles

dans l'eau et dans l'alcool. Par la distillation ils se décomposent en fournissant des produits gazeux et des gouttelettes huileuses, insolubles dans l'eau.

Sulfate de méthylamine. — Ce sel est extrêmement soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. Il ne cristallise pas.

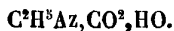
Lorsqu'on évapore une solution de ce sel avec du cyanate de potasse et qu'on reprend le résidu sec par l'alcool, celui-ci extrait une urée artificielle, qui forme une combinaison cristallisable avec l'acide nitrique, et qui est à l'urée ordinaire ce que la méthylamine est à l'ammoniaque.

C'est la méthylurée



Carbonate de méthylamine. — Ce sel peut être obtenu par la distillation d'un mélange de chlorhydrate de méthylamine fondu avec du carbonate de chaux.

On obtient, comme produit de cette distillation, un liquide très-épais au milieu duquel se trouve empâtée une matière concrète. La matière solide est du carbonate de méthylamine anhydre; le liquide épais est une dissolution extrêmement concentrée de carbonate de méthylamine. Dans la distillation du mélange du chlorhydrate de méthylamine avec du carbonate de chaux, il se forme donc une certaine quantité de carbonate de méthylamine anhydre, tandis que l'eau qui se trouve mise en liberté, liquéfie du carbonate de méthylamine hydraté. Si l'on essaye de préparer ce dernier sel en chauffant à une douce chaleur le contenu du récipient, le carbonate anhydre se dissout en partie, l'autre partie se volatilise; et si l'on refroidit fortement la partie liquéfiée, il s'en sépare des cristaux prismatiques assez durs de carbonate de méthylamine hydraté qui ont pour formule :



Néanmoins ces cristaux retiennent du carbonate anhydre.

Action de la méthylamine sur le protochlorure de platine. — Lorsqu'on traite le protochlorure de platine délayé dans un peu d'eau par une solution concentrée de méthylamine, on observe un dégagement de chaleur, et le protochlorure brun olive se transforme en une poudre d'un vert de chrôme. Ce composé, insoluble dans l'eau, correspond au sel vert de Magnus.

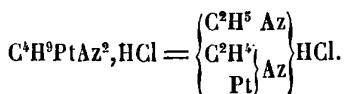
La formule $2(\text{PtCl}, \text{C}^2\text{H}^5\text{Az})$ exige 59,72 de platine, ce qui s'accorde tout à fait avec le résultat de l'expérience.

Lorsqu'on chauffe ce composé vert avec de l'acide azotique, il se dégage des vapeurs rutilantes, et il se précipite une poudre grise, probablement du platine. La liqueur filtrée, qui est jaune, laisse déposer, par le refroidissement, des cristaux qui continuent sans doute le composé analogue au sel décrit par M. Gros.

Rien n'est plus facile que d'obtenir, avec la méthylamine, des composés analogues aux sels de M. Reiset.

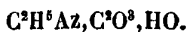
Pour cela, il suffit d'introduire dans un matras d'essayeur le sel $2(\text{PtCl}, \text{C}^2\text{H}^5\text{Az})$ correspondant au sel vert de Magnus, de le traiter par un excès de méthylamine, de fermer le matras à la lampe et de le chauffer pendant quelque temps au bain-marie. Le précipité se dissout peu à peu, et il ne reste, à la fin de l'expérience, qu'une petite quantité d'une poudre noire insoluble. Après avoir brisé la pointe du matras, on fait bouillir la liqueur pour recueillir l'excès de méthylamine, et on la filtre. La solution presque incolore qu'on obtient ainsi est évaporée en consistance sirupeuse, et finit par se prendre en une masse cristalline. Ces cristaux ont été séparés, par expression entre du papier, de l'eau mère colorée qui les imprégnait, et ont été purifiés par plusieurs cristallisations dans l'eau, et finalement dans l'alcool, dans lequel ils se dissolvent moins facilement que dans l'eau.

La composition de ce sel s'exprime par la formule



Ce sel, chauffé à 160° , a laissé dégager du gaz méthyliaque. Le résidu s'est redissous entièrement dans l'eau chaude, sauf un léger résidu de platine provenant sans doute d'une décomposition partielle. La solution aqueuse a laissé déposer, par le refroidissement, de petits cristaux brillants, moins solubles dans l'eau que ceux du sel précédent.

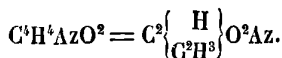
Oxalate de méthylamine. — Lorsqu'on sature l'acide oxalique par la méthylamine, on obtient une dissolution qui peut être évaporée en consistance sirupeuse, et qui ne cristallise que très-difficilement. Elle renferme



Par la distillation sèche, l'oxalate de méthylamine se transforme en eau et en méthyloxamide. Cette transformation est même beaucoup plus nette et plus complète que celle que subit le sel ammoniacal correspondant.

Méthyloxamide. — On prépare cette substance très-facilement en faisant réagir une dissolution de méthylamine sur l'éther oxalique. La réaction s'accomplit immédiatement avec dégagement de chaleur, et donne lieu à la formation d'un magma blanc, formé d'aiguilles fines qui se dissolvent facilement dans l'eau chaude. Par le refroidissement de cette dissolution, la méthyloxamide cristallise sous forme de longues aiguilles entrelacées les unes dans les autres. Elle est moins soluble dans l'alcool que dans l'eau. Les alcalis dédoublent cette substance avec facilité, en dégageant de l'ammoniaque et en s'emparant de l'acide oxalique régénéré. L'acide phosphorique anhydre la charbone.

La composition de la méthyloxamide se représente par la formule suivante :



Oxalate acide de méthylamine. — Il est facile de préparer ce sel en ajoutant à l'oxalate neutre de méthylamine une quantité d'acide oxalique égale à celle qu'il contient déjà. Le sel acide cristallise plus facilement que le sel neutre; il se dépose de sa dissolution alcoolique, sous forme de petites lamelles.

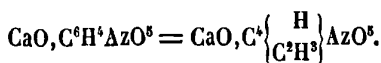
Acide méthyloxamique. — Lorsqu'on chauffe l'oxalate acide de méthylamine à une température de 160° environ, il se décompose; 2 équivalents d'eau sont éliminés, et il se forme de l'acide méthyloxamique correspondant à l'acide oxamique dont le mode de formation est complètement analogue. Cet acide méthyloxamique reste en partie dans le résidu tandis qu'une autre portion se volatilise, et recouvre quelquefois le col de la cornue, sous la forme d'un sublimé cristallin. On peut s'en assurer en interrompant l'opération à ce moment-là, et en traitant le sublimé cristallin et fortement acide par un sel de chaux. Ce sel ne sera pas précipité.

L'acide méthyloxamique ne se forme cependant qu'en petite quantité dans cette opération; car, en même temps qu'une partie du bioxalate de méthylamine se transforme en acide méthyloxamique, une autre partie de ce sel, et la plus considérable, perd continuelle-

ment de l'acide oxalique, et tend à se transformer en oxalate neutre. L'acide oxalique, qui devient libre, se transforme pendant tout le cours de l'opération en oxyde de carbone, acide carbonique et eau. Quant à l'oxalate neutre qui se forme, il se transforme en méthyloxamide qui ne tarde pas à cristalliser dans le col de la cornue. L'apparition de ce produit est donc un indice de la transformation d'une partie de l'oxalate acide en oxalate neutre. On peut alors interrompre l'opération pour ajouter au résidu un peu d'acide oxalique libre pour remplacer celui qui s'est décomposé en produits gazeux.

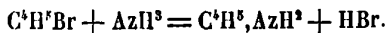
Quand on juge que l'opération est terminée, il faut chercher l'acide méthyloxamique dans le produit distillé et dans le résidu. On le dissout dans l'eau chaude; on sature par la craie et l'on filtre. Par le refroidissement de la liqueur concentrée on obtient un mélange de cristaux de méthyloxamide qu'il est facile de distinguer et de séparer; car il suffit de les chauffer pour que la méthyloxamide se volatilise, et que le sel de chaux, fixe et stable, reste sans se décomposer. On le purifie en le redissolvant dans l'eau chaude d'où il se dépose, par le refroidissement, sous forme de petits cristaux parfaitement nets.

La composition du méthyloxamate de chaux sec se représente par la formule



Éthylamine. $\text{C}^4\text{H}^7\text{Az}$. — Cette base se prépare, comme la précédente, à l'aide de l'éther cyanurique, mais la réaction s'accomplit plus facilement. On introduit le mélange de potasse et d'éther à décomposer dans un flacon à l'émeri dont on fixe solidement le bouchon et qu'on a soin de refroidir; on agite aussi à deux ou trois reprises. Au bout de cinq minutes l'éther cyanurique a disparu, et l'on ne trouve plus dans la liqueur alcaline que du carbonate de potasse et de l'éthylamine; on verse le tout dans un ballon surmonté d'un tube qui se dirige dans de l'eau froide: on chauffe, l'éthylamine se dissout dans l'eau, et on forme du chlorhydrate dont la décomposition par la chaux donne l'éthylamine très-pure.

M. Hofmann prépare l'éthylamine en faisant agir l'ammoniaque sur l'éther hydrobromique :



Il emploie une solution alcoolique d'ammoniaque à laquelle il ajoute

de l'éther hydrobromique : au bout de 24 heures il se fait un abondant précipité d'hydrobromate d'ammoniaque et les eaux mères retiennent un mélange d'éthylamine et d'hydrobromate d'éthylamine. On accélère beaucoup la réaction en introduisant le mélange, dans lequel on maintient l'éther hydrobromique en excès, dans des tubes à analyse longs de 2 pieds et scellés aux deux extrémités. On plonge les tubes à moitié dans l'eau à $+ 100^{\circ}$. L'éther distille et retombe sans cesse dans la partie inférieure du tube.

Les propriétés de l'éthylamine sont les suivantes :

A l'état de pureté, c'est un liquide léger, mobile et parfaitement limpide. Il bout à $18^{\circ},7$. Versé sur la main, il se volatilise instantanément en produisant la sensation d'un froid très-vif. Il ne se solidifie pas dans un mélange d'acide carbonique solide et d'éther. A la température de 8° , sa densité est de 0,6964. La densité de vapeur de l'éthylamine, qu'il était trop difficile de déterminer rigoureusement à l'aide des procédés ordinairement en usage dans les laboratoires de chimie, a été prise par M. Izarn.

La densité théorique est 1,5568 pour 4 volumes. L'expérience a donné pour moyenne 1,5940, à des températures un peu supérieures à son point d'ébullition et qui n'ont pas dépassé $+ 55^{\circ}$.

Il est remarquable que l'éthylamine, qui bout entre 18 et 19° sous la pression de 760 millimètres, présente même à 27° une densité si faible. Quelques essais sur la force élastique de la vapeur de ce corps placeraient son point d'ébullition à 23° sous la pression de 876 millimètres; c'est donc à 4° seulement au-dessus de ce point qu'on a trouvé la densité 1,5940, qui ne diffère que de 0,037 de la densité théorique.

L'éthylamine possède une odeur ammoniacale extrêmement pénétrante; sa causticité est comparable à celle de la potasse. Une gouttelette d'une dissolution concentrée d'éthylamine, déposée sur la langue et laissée un instant seulement, détermine une douleur cuisante et une vive inflammation.

Elle bleuit avec intensité le papier de tournesol rouge et neutralise les acides aussi complètement que l'ammoniaque. Au contact du gaz chlorhydrique, elle répand des vapeurs blanches fort épaisses. Chaque goutte d'acide qu'on y verse fait entendre un sifflement au moment où elle se mêle avec l'alcaloïde liquide.

A l'approche d'un corps en combustion, l'éthylamine prend feu et brûle avec une flamme jaunâtre.

Elle se mêle à l'eau en toutes proportions, en s'échauffant beaucoup et en donnant naissance à une dissolution qui se distingue, par une certaine viscosité, de la dissolution d'ammoniaque ordinaire. Une ébullition prolongée chasse de cette dissolution toute l'éthylamine qu'elle renferme. La solution d'éthylamine précipite les sels métalliques, comme le fait la solution de méthylamine. Il n'y a presque aucune différence à signaler à cet égard entre les deux alcaloïdes.

L'hydrate d'oxyde de cuivre se dissout moins facilement dans l'éthylamine que dans la méthylamine.

Le chlorure de platine n'est pas précipité immédiatement par l'éthylamine moyennement concentrée.

Un fait digne de remarque, c'est la solubilité de l'alumine dans l'éthylamine. Lorsqu'on précipite une solution d'alun par de l'éthylamine, on obtient un précipité floconneux qui disparaît dans un excès de réactif, exactement comme si l'on avait ajouté de la potasse. Si l'éthylamine pouvait être fabriquée en grand, ce qui est loin d'être impossible, elle offrirait aux chimistes un réactif sûr et commode dans une foule de cas. Elle servirait en particulier, avec plus d'avantage que la potasse, à la séparation de l'alumine et de l'oxyde de fer, qu'il est si pénible d'effectuer complètement à l'aide du dernier réactif.

L'éthylamine déplace l'ammoniaque de ses combinaisons salines. Lorsqu'on ajoute un grand excès d'éthylamine à du sel ammoniac et qu'on évapore à siccité, il ne reste que du chlorhydrate d'éthylamine. Lorsqu'on sature à moitié par l'acide sulfurique un mélange d'un excès d'éthylamine avec de l'ammoniaque, le résidu renferme du sulfate d'éthylamine accompagné de quelques traces seulement de sulfate d'ammoniaque. On peut donc appliquer à la séparation de l'éthylamine et de l'ammoniaque le procédé de saturation fractionnée que M. Liebig a mis en usage pour la séparation des acides gras. Toutefois, d'après ce qui précède, ce procédé n'a pas une rigueur absolue; mais il permet de se procurer au moins des résidus dans lesquels il ne reste que des traces d'ammoniaque.

La composition de l'éthylamine anhydre se représente par la formule :

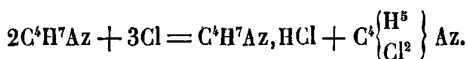


Action de la chaleur sur l'éthylamine. — Quelques grammes d'éthylamine pure ont été vaporisés lentement, et la vapeur a été

dirigée à travers un tube de porcelaine. Dès que l'air a été chassé de l'appareil, on a recueilli le gaz après l'avoir dirigé à travers un tube rempli d'eau. Cette eau tenait en suspension de l'oxyde de mercure finement broyé et destiné à retenir l'acide prussique qui se forme en abondance pendant l'opération. Le gaz, lavé, a été recueilli dans des flacons pleins de mercure. Une analyse eudiométrique a montré qu'il était formé par de l'hydrogène mélangé avec une quantité relativement petite d'un gaz carburé, et qu'il ne renfermait que des traces d'azote.

Après l'opération, l'eau de lavage était devenue fortement ammoniacale. Soumise à la distillation avec de la potasse, elle a laissé dégager une grande quantité d'ammoniaque. Le résidu de l'ébullition, débarrassé par la filtration de la poudre grise qu'il tenait en suspension, a laissé déposer par l'évaporation une quantité notable de cyanure de mercure.

Action du chlore sur l'éthylamine. — Le chlore réagit immédiatement sur la solution d'éthylamine. La réaction se fait avec production de chaleur, et elle est accompagnée d'un dégagement insignifiant de gaz azote. Il se forme de l'éthylamine bichlorée et du chlorhydrate d'éthylamine, comme le fait voir l'équation suivante :



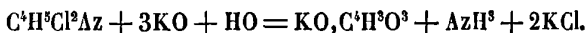
Pour préparer l'éthylamine bichlorée, on fait arriver du chlore lavé dans une solution d'éthylamine assez étendue et renfermée dans un tube large de 3 centimètres auquel se trouvait soudé, à la partie inférieure, un tube de 1 centimètre seulement de diamètre. A mesure que le chlore arrive dans la solution il est absorbé, et si l'on n'avait soin de refroidir la liqueur en plongeant le tube dans la glace, le dégagement de chaleur que produit la réaction pourrait donner lieu à la décomposition partielle du produit. L'éthylamine bichlorée, qui se forme avec la plus grande facilité, tombe en grosses gouttes au fond de la solution et vient se rassembler dans le tube étroit dans lequel le produit déjà formé se trouve soustrait à l'action d'un excès de chlore qui le décompose. La réaction est terminée lorsque le chlore n'est plus absorbé. On trouve alors, dans le tube inférieur, un liquide jaune, limpide, souvent rempli de petits cristaux provenant sans doute de l'action d'un excès de chlore.

Pour le purifier, on l'agite avec un peu d'eau pure, et on le rectifie sur le chlorure de calcium.

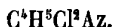
A l'état de pureté, c'est un liquide très-fluide, d'un jaune clair. Son odeur est pénétrante et provoque la toux et le larmolement. Il bout à 91°, et distille facilement en se condensant en un liquide limpide qui, conservé pendant quelques jours, laisse déposer souvent de petites paillettes incolores. Lorsqu'on surchauffe sa vapeur dans un tube, elle détone, sans cependant briser le vase.

Un excès de chlore solidifie l'éthylamine bichlorée en la transformant en un composé cristallisant en petites paillettes.

L'ammoniaque liquide la décompose et la dissout du jour au lendemain. La potasse caustique la décompose lentement ; il se forme du chlorure de potassium, de l'acétate de potasse et de l'ammoniaque. Il se dégage en même temps une petite quantité d'un gaz chloré, qui n'est pas de l'éther chlorhydrique, et il se forme quelques gouttelettes d'un liquide huileux d'une odeur fort désagréable, rappelant jusqu'à un certain point l'odeur que répand l'éther cyanhydrique impur. Ces deux derniers produits sont, sans doute, le résultat d'une décomposition secondaire. La réaction principale s'exprime d'une manière fort nette par la formule suivante :



La composition de l'éthylamine bichlorée est représentée par la formule :



Dans son travail sur les espèces chlorées de l'aniline, M. Hofmann a prouvé que dans ces substances le caractère basique de l'aniline allait en diminuant à mesure que le nombre des équivalents de chlore augmente dans la combinaison. L'aniline bichlorée et l'aniline trichlorée sont encore des bases, quoique leurs caractères basiques soient moins prononcés que ceux de l'aniline. Dans l'éthylamine bichlorée, au contraire, les propriétés basiques si énergiques de l'éthylamine sont complètement effacées par l'introduction dans la molécule de 2 équivalents de chlore.

Action du brome sur l'éthylamine. — Lorsqu'on traite une solution concentrée d'éthylamine par du brome, on observe une réaction fort vive, et qui donne lieu à un dégagement considérable de chaleur. Pour modérer la réaction, il est bon d'ajouter le brome

petit à petit, et de refroidir par de la glace la solution d'éthylamine. Chaque goutte de brôme, en tombant dans le liquide, détermine à la surface la formation de nuages blancs très-épais; après quelques instants de contact, la goutte de brôme qui est tombée au fond se décolore, diminue peu à peu, et finit par se dissoudre dans le liquide.

Il se forme, sans aucun doute, un produit de substitution analogue au composé chloré, mais ce composé se dissout dans la solution concentrée de brômhydrate d'éthylamine qui se forme en même temps. Quand la réaction est terminée, ce qu'on reconnaît à ce que le brôme ne se décolore plus dans le liquide coloré en jaune orangé et neutre, on trouve au fond du liquide aqueux une petite quantité d'un liquide huileux coloré, qui est probablement l'éthylamine bibrômée. La plus grande partie de cette substance demeure dans le liquide aqueux; on peut la retirer en agitant celui-ci avec de l'éther et en laissant évaporer dans une soucoupe la solution éthérée. On obtient ainsi un liquide coloré en rouge orangé et qui, agité avec une solution faible de potasse caustique, perd son petit excès de brôme qui lui donne cette coloration; son odeur est piquante et analogue à celle du composé chloré.

Action de l'iode sur l'éthylamine. — L'iode réagit immédiatement sur une solution d'éthylamine en donnant lieu à un dégagement de chaleur et en se transformant en un liquide fort épais, opaque et coloré en bleu noir. En même temps, il se forme de l'iodhydrate d'éthylamine. La production de ce sel, ainsi que les analyses de M. Wurtz, prouvent que l'iode a réellement décomposé l'éthylamine en se substituant à de l'hydrogène. Cette réaction donne lieu à la formation d'un corps iodé dont les propriétés physiques et chimiques s'éloignent considérablement des propriétés si nettes qui appartiennent aux corps chlorés obtenus par substitution. Quand on le distille, il laisse dégager de l'iode. Si l'on élève la température, il passe en même temps un liquide brun foncé, et il reste un résidu de charbon. L'alcool et l'éther le dissolvent. La potasse caustique ne le décompose pas instantanément, ce qui prouve bien que l'iode est entré par substitution dans la combinaison; cependant, du jour au lendemain, la décomposition est complète. Il se forme de l'iodure de potassium, un peu d'iodate de potasse, et une quantité assez notable d'un corps jaune cristallin, peu soluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, mais ne cristallisant pas de cette dissolution. M. Wurtz ne saurait assigner une composition bien définie à ces composés iodés.

Hydrochlorate d'éthylamine.—Les cristaux de chlorhydrate d'éthylamine, complètement débarrassés d'humidité dans le vide sec, commencent à fondre à 76° et sont complètement fondus à 80°. Par le refroidissement, le sel fondu se prend, dans le tube dans lequel on a fait l'expérience, en une masse cristalline, demi-transparente et fendillée.

Lorsqu'on chauffe le chlorhydrate d'éthylamine à une température plus élevée, il émet des vapeurs et entre en ébullition de 315 à 320°. Par le refroidissement, il se prend, après avoir été soumis à l'action de cette température élevée, en une masse d'un blanc laiteux qui n'a plus rien de cristallin. Chose remarquable, le sel ainsi modifié ne fond qu'à une température très-élevée. Le tube très-fin et fermé par les deux bouts qui contenait les cristaux fondus à 80° a été plongé, pendant quelques instants, dans un bain d'huile bouillante. A 260°, la fusion du sel modifié n'était complète que sur quelques points.

Le chlorhydrate d'éthylamine est un sel très-déliquescent ; sa dissolution aqueuse le laisse déposer sur quelques points sous forme de beaux prismes striés. Traitée par un amalgame de potassium, elle dégage de l'hydrogène et il se dissout de l'éthylamine ; sa composition est représentée par la formule ;



Chlorhydrate d'éthylamine et de platine. — On prépare ce sel double en mêlant des solutions concentrées de chlorure de platine et de chlorhydrate d'éthylamine, et en ajoutant de l'alcool. Le précipité jaune que l'on obtient ainsi est exprimé et redissous dans l'eau bouillante. Par le refroidissement, le chlorhydrate d'éthylamine et de platine se sépare en belles tables d'un jaune orangé foncé.

Il contient :



Chlorhydrate double d'éthylamine et de mercure. — On l'obtient en mélangeant équivalents égaux de bichlorure de mercure et de chlorhydrate d'éthylamine. Il cristallise plus facilement que le sel de méthylamine correspondant, mais il ne forme pas des cristaux aussi volumineux. Il se dépose en petites paillettes blanches de sa dissolution alcoolique.

Il renferme :



Chlorhydrate double d'éthylamine et d'or. — Ce sel double s'obtient comme le précédent, et forme de très-beaux cristaux prismatiques d'un jaune d'or et solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther; il renferme :



En distillant un mélange de carbonate de soude sec et d'hydrochlorate d'éthylamine, on obtient une masse cristalline qu'imprègne un liquide épais. Cette masse, exprimée entre des feuilles de papier, est un sel fortement alcalin. Son odeur est ammoniacale et il répand, à la température ordinaire, des vapeurs qui bleussent le papier de tournesol rouge; il est très-déliquescent; il dissout le carbonate de cuivre et le carbonate de zinc hydraté.

Les résultats analytiques ne concordent pas avec la formule



M. Wurtz a sans doute obtenu un carbonate mixte.

Carbonate anhydre d'éthylamine. — Pour préparer ce sel, on a fait arriver un courant d'acide carbonique sec dans un ballon, renfermant de l'éthylamine anhydre et entouré d'un mélange réfrigérant. L'acide carbonique a été absorbé et le liquide s'est transformé en une masse pulvérulente d'un blanc de neige. Cette matière se dissout dans l'eau, la solution ne précipite pas instantanément le chlorure de barium. Le précipité ne se forme qu'au bout de quelque temps ou à l'aide de la chaleur.

La composition de cette substance se trouve représentée par la formule



Sulphhydrate d'éthylamine. — On obtient facilement des cristaux de ce sel, en faisant arriver de l'hydrogène sulfuré dans un ballon renfermant de l'éthylamine anhydre et entouré de glace. Les parois du ballon dans lequel se fait la saturation, et qu'il faut avoir soin de remplir d'hydrogène avant d'y faire arriver l'hydrogène sulfuré, se tapissent de cristaux incolores.

Le sulphhydrate d'éthylamine est un sel très-fusible et volatil. Par le refroidissement, le sel fondu se prend de nouveau en fort beaux

cristaux qui paraissent appartenir à des prismes obliques à base rectangulaire et terminés par des pointements à quatre faces.

La vapeur de ce sel est inflammable.

A l'air, il se colore en jaune et attire rapidement l'humidité en se transformant en gouttelettes jaunes. Sa dissolution dissout le sulfure d'antimoine hydraté et forme une liqueur incolore qui laisse déposer une poudre orangée par l'évaporation.

Sulfate d'éthylamine. — Sel déliquescent, incristallisable, très-soluble dans l'alcool, et se desséchant dans le vide en une masse transparente d'apparence gommeuse.

La solubilité de ce sel dans l'alcool permet de séparer l'éthylamine de la méthylamine. Si l'on avait un mélange d'ammoniaque de méthylamine et d'éthylamine, on pourrait, pour séparer ces trois alcaloïdes, commencer par saturer par l'acide chlorhydrique, évaporer à siccité et reprendre par l'alcool absolu. La presque totalité du chlorhydrate d'ammoniaque resterait comme résidu, tandis que les deux autres chlorhydrates se dissoudraient.

Après les avoir transformés en sulfate, on les traiterait de nouveau par l'alcool, qui ne dissoudrait que le sulfate d'éthylamine.

Nitrate d'éthylamine. — Il est facile d'obtenir ce sel en saturant l'éthylamine avec de l'acide nitrique. La dissolution évaporée au bain-marie laisse déposer quelquefois des cristaux, sous forme de lamelles légères et très-déliquescentes, paraissant remplir entièrement le liquide sirupeux au milieu duquel ils s'étaient formés. Mais la quantité du sel cristallisé est très-peu considérable et a été insuffisante pour une analyse. Le liquide sirupeux décanté des cristaux a refusé de cristalliser, même après plusieurs semaines d'exposition dans le vide sec.

Lorsqu'on chauffe le liquide sirupeux et incolore dont il est question, il ne tarde pas à se décomposer, en se colorant, et en dégageant continuellement du gaz. Une fois bien commencée, la réaction continue d'elle-même sans qu'on ait besoin de chauffer. Il arrive même un moment où il est impossible de la maîtriser, et où le liquide fortement coloré qui reste dans la cornue, laisse dégager des torrents de gaz mélangés d'une vapeur facilement condensable en brouillards jaunes fort épais. Ce qui reste dans la cornue est une masse brune qui laisse un résidu de charbon lorsqu'on pousse la distillation jusqu'au bout. Dans le récipient, on trouve un liquide aqueux brun, sur lequel nagent quelques gouttelettes d'un liquide

huileux, dont l'odeur est particulière et désagréable. Quant aux gaz, ils sont inflammables et brûlent avec une flamme jaune et livide qui indique la présence d'un composé azoté.

Action de l'éthylamine sur le protochlorure de platine. — L'éthylamine réagit immédiatement sur le protochlorure de platine en donnant lieu à un dégagement considérable de chaleur ; on obtient d'abord une combinaison de ces deux corps correspondant au sel vert de Magnus, et qui constitue une poudre chamois, insoluble dans l'eau. La composition de cette substance est représentée par la formule



Pour obtenir avec l'éthylamine un sel correspondant aux sels de M. Reiset, il faut chauffer le composé précédent avec un excès d'éthylamine. Il est bon, pour ne pas perdre d'éthylamine, de faire cette opération dans un matras d'essayeur fermé à la lampe et placé dans un bain-marie. Au bout de quelque temps, la poudre chamois se dissout, quelquefois en entier, d'autres fois en laissant un résidu noir, qui détone lorsqu'on le chauffe et qui correspond probablement au platine fulminant.

La dissolution filtrée et évaporée laisse déposer de magnifiques cristaux prismatiques incolores, assez solubles dans l'eau, peu solubles dans l'alcool, et qui constituent le chlorhydrate d'une base nouvelle, renfermant du carbone, de l'hydrogène, de l'azote et du platine. Le sulfate de cette base paraît devoir s'exprimer par

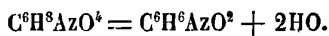


Oxalate d'éthylamine. — On prépare ce sel directement en saturant l'éthylamine par l'acide oxalique. En évaporant la solution on obtient des prismes droits rhomboïdaux, dont les sommets sont modifiés par des facettes.

Ces cristaux renferment



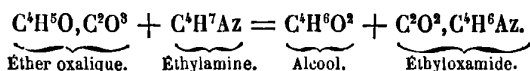
Lorsqu'on chauffe l'oxalate d'éthylamine, il se décompose facilement et perd 2 équivalents d'eau en se transformant en éthyloxamide, l'équation suivante rend compte de cette réaction remarquable par sa netteté :



Oxalate d'éthylamine. Éthyloxamide.

Lorsqu'on mélange l'oxalate d'éthylamine avec un excès d'acide oxalique et qu'on maintient l'oxalate acide en fusion au bain d'huile à la température de 180°, il se forme une petite quantité d'acide éthyloxamique.

Éthyloxamide. — On prépare ce composé très-facilement en faisant réagir l'éthylamine sur l'éther oxalique. Il se forme de l'alcool et il se dépose de l'éthyloxamide



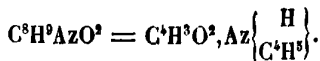
L'éthyloxamide se distingue de l'oxamide par une plus grande solubilité dans l'alcool et dans l'eau. Elle cristallise du premier de ces liquides en belles aiguilles. Elle est volatile et se condense en cristaux lanugineux à la surface des corps froids. La potasse la dédouble en acide oxalique et éthylamine. L'acide phosphorique la charbonne. La composition de l'éthyloxamide se trouve exprimée par la formule



Acétate d'éthylamine. — Lorsqu'on fait arriver des vapeurs d'éthylamine dans un ballon renfermant de l'acide acétique cristallisable et entouré de glace, on obtient une masse cristalline d'une blancheur éclatante et très-déliquescente, qui constitue l'acétate d'éthylamine. L'acide phosphorique anhydre réagit vivement sur ce sel qui se charbonne sans donner naissance à un composé correspondant à l'acétonitrile.

Éthylacétamide. — L'éther acétique se dissout facilement dans l'éthylamine aqueuse. La solution, évaporée d'abord au bain-marie et puis dans le vide sec, se concentre peu à peu en un liquide sirupeux qui refuse de cristalliser. C'est l'éthylacétamide. Ce corps se distingue de l'acétamide par son état liquide, par sa volatilité. Il entre en ébullition vers 200°, et passe à la distillation en n'éprouvant qu'une décomposition insignifiante.

La potasse caustique décompose l'éthylacétamide en éthylamine et acide acétique. L'acide phosphorique anhydre la charbonne. D'après son mode de formation et d'après la manière dont la potasse la décompose, elle doit renfermer



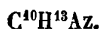
Amylamine. — Cette base se forme par la réaction de la potasse sur les éthers amylycyanique et amylycyanurique.

Pour la préparer à l'état de pureté, on décompose le chlorhydrate d'amylamine par la chaux dans un appareil distillatoire. Pour priver complètement d'eau l'alcali qui s'est condensé dans le récipient, il est bon de le rectifier sur la potasse ou sur la baryte caustique.

L'amylamine pure est un liquide léger, très-fluide, parfaitement incolore. Son odeur rappelle à la fois celle de l'ammoniaque et celle des composés amyliques. Sa causticité est extrême. A la température de 18°, sa densité est de 0,7503, elle bout à 95°. A l'approche d'un corps en combustion, elle brûle avec une flamme éclairante et livide sur les bords et à la fin de la combustion. Exposée à l'air, elle en attire l'acide carbonique, et les parois du vase dans lequel on la conserve se recouvrent d'un enduit cristallin de carbonate d'amylamine.

Elle se mêle à l'eau en toutes proportions. La dissolution ainsi obtenue précipite presque tous les sels métalliques.

La composition de l'amylamine se trouve exprimée par la formule



Chlorhydrate d'amylamine. — Pour obtenir ce sel, on prend le produit de la distillation du cyanate de potasse et du sulfamylate de potasse, et on le distille avec une solution concentrée de potasse. Les éthers amylycyanique et amylycyanurique que renferme ce produit distillé se décomposent en carbonate de potasse et en amylamine; la décomposition de l'éther amylycyanurique par l'alcali, plus difficile que celle de l'acide amylycyanique, ne se fait bien que lorsque toute l'eau est distillée et que la potasse se trouve à l'état d'hydrate fondu. Quand la réaction est terminée, on trouve dans le récipient un liquide fortement alcalin, quelquefois séparé en deux couches, et dont il est facile d'extraire l'amylamine en le saturant par l'acide chlorhydrique.

La liqueur filtrée et évaporée au bain-marie fournit un chlorhydrate parfaitement neutre, qu'une nouvelle cristallisation permet d'obtenir sous forme d'écailles blanches, grasses au toucher, assez solubles dans l'eau et solubles dans l'alcool. Ce sel n'est pas déliquescent à l'air.

L'analyse s'accorde parfaitement avec la formule



L'exactitude de cette formule a été vérifiée en analysant le sel double qui se précipite lorsque l'on mélange des dissolutions concentrées de chlorure de platine et d'hydrochlorate d'amylamine. Comme il est assez soluble dans l'eau, il convient d'ajouter un peu d'alcool au mélange; après avoir recueilli et exprimé le précipité on le redissout dans l'eau bouillante. Par le refroidissement, il se précipite sous forme de belles paillettes d'un jaune d'or, dont la composition se représente par la formule



Brômhydrate d'amylamine. — On obtient ce sel en faisant réagir le brôme sur l'amylamine. La réaction donne lieu à des gouttelettes insolubles, d'un composé bromé dérivé de l'amylamine par substitution en même temps qu'il se forme du brômhydrate d'amylamine.

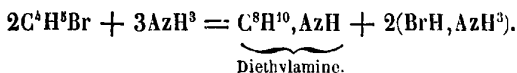
Ce sel n'est pas déliquescent; il fond à une température très-élevée en émettant des vapeurs blanches inflammables. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, peu soluble dans l'éther qui le précipite, en paillettes nacrées de sa dissolution alcoolique concentrée.

Lorsqu'on ajoute de l'amylamine à de l'éther oxalique, le mélange s'échauffe beaucoup et se prend en une masse cristalline formée par des aiguilles soyeuses très-fines, entrelacées les unes dans les autres. Ces aiguilles fondent à 139°. A une température plus élevée, la matière fondue émet des vapeurs abondantes et finit par se volatiliser sans laisser de résidu; c'est l'*amyloxamide*. Ce corps est insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool bouillant, dont il se dépose presque entièrement par le refroidissement.

Il nous reste à faire connaître les faits qui ont permis à M. Hofmann d'agir sur deux ou trois molécules d'éther, soit à l'aide de l'ammoniaque AzH^3 , soit à l'aide de l'aniline $\text{C}^{12}\text{H}^7\text{Az}$, et de constituer ainsi autant de bases nouvelles.

Diéthylamine. — On a vu précédemment (page 392) par quelle réaction simple M. Hofmann convertissait l'éther hydrobromique en éthylamine. Si l'on se place dans les mêmes conditions, c'est-à-dire si l'on enferme un mélange d'éther hydrobromique et d'ammoniaque en solution alcoolique dans un long tube scellé, et qu'on ait soin de mettre un excès d'éther hydrobromique, la conversion est plus rapide; elle se termine après quelques heures d'ébullition. Par le refroidissement, il se fait un dépôt de cristaux aciculaires qui consistent en hydrobromate de diéthylamine.

La réaction doit s'envisager de la manière suivante :



Ainsi la diéthylamine renferme :



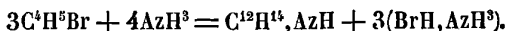
Lorsqu'on distille l'hydrobrômate de diéthylamine avec de la potasse, on obtient un liquide très-volatil, très-inflammable, soluble dans l'eau et fortement alcalin.

Le chloroplatinate de la base est d'un rouge orangé; il a pour formule :



Triéthylamine. — Le mélange de diéthylamine et d'éther hydrobrômique se solidifie, au bout d'une très-courte ébullition, en beaux cristaux fibreux de plusieurs pouces de longueur. C'est un hydrobrômate de triéthylamine, qui, traité par la potasse, abandonne sa base sous forme d'un liquide incolore inflammable, très-alcalin, soluble dans l'eau, mais moins que la diéthylamine.

La réaction peut se traduire ainsi :



Le chloroplatinate est un très-beau sel; il est soluble dans l'eau où il cristallise en rhomboèdres réguliers, d'un demi-pouce de diamètre et d'un beau rouge orangé. Il fond à 200°.

Il renferme :

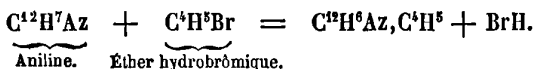


On comprend que les mêmes termes doivent s'obtenir pour les éthers méthylique et amylique.

Nous passerons maintenant aux composés curieux que M. Hofmann a découverts en faisant agir les hydrobrômates éthylique, méthylique et amylique sur l'aniline et ses dérivés.

Action de l'hydrobrômate éthylique sur l'aniline. — Le mélange d'aniline et d'éther hydrobrômique ne produit d'abord rien à froid; mais en opérant à l'aide d'une douce chaleur dans un appareil disposé de manière à faire repasser dans l'aniline l'éther qui a distillé, la réaction s'effectue avec vivacité. La liqueur reste bouillante quelque temps, puis elle se prend en une masse de cristaux. A froid,

le mélange des deux corps abandonné à lui-même pendant quelques heures, dépose des cristaux beaucoup plus nets. Ceux-ci, qui sont d'une teinte foncée, ont une composition variable suivant les proportions réagissantes. Si l'aniline est en excès, on ne trouve que de l'hydrobrômure de cette base; mais si c'est l'éther hydrobrômique qu'on emploie en plus grande proportion, les cristaux qui se présentent sous forme de tables aplaties constituent l'hydrobrômure d'une base nouvelle que M. Hofmann nomme *éthylaniline*. On peut concevoir ainsi la réaction :



L'éthylaniline a donc pour formule :

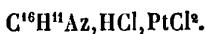


On l'obtient pure en décomposant une dissolution d'hydrobrômure par de la potasse concentrée. Une huile brune nage à la surface de la liqueur. On la décante avec une pipette, et on la rectifie après une digestion sur de la potasse en fragments. On obtient ainsi une huile incolore, très-réfringente et brunissant rapidement à l'air et à la lumière. Son odeur diffère peu de celle de l'aniline; elle bout à 204° et pèse 0,954 à + 18°. L'éthylaniline ne donne pas, avec le chlorure de chaux, la réaction caractéristique de l'aniline. Ses solutions acides colorent en jaune le sapin et la moelle de sureau. L'acide chromique sec l'enflamme.

Ses sels sont extrêmement solubles : le nitrate et le sulfate n'ont pu être solidifiés; l'hydrochlorate et l'oxalate ne se forment qu'en évaporant à sec.

L'hydrobrômure d'éthylaniline $C^{16}H^{11}Az, BrH$ cristallise dans l'alcool en magnifiques tables. Par la chaleur il se sublime en belles aiguilles; mais si on le chauffe brusquement, il reforme de l'aniline et de l'éther hydrobrômique. L'acide hydrochlorique dédouble aussi le sel de la même façon.

Le chloroplatinate est soluble, cristallisable en belles aiguilles d'un rouge orangé foncé; il contient :



Le perchlorure d'or et le bichlorure de platine donnent des précipités jaunes oléagineux qui se décomposent aisément.

Au contact de l'oxygène l'éthylaniline donne naissance à deux

produits cristallisés, l'un basique, l'autre neutre, qui ne sont probablement que de la bibrômaniline et de la tribrômaniline.

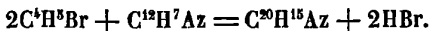
Un courant de cyanogène détermine, dans la solution alcoolique d'éthylaniline, la formation de cristaux jaunes qui constituent évidemment de la *cyanéthylaniline* $C^3Az, C^{16}H^{11}Az$, laquelle se combine à l'acide hydrochlorique.

L'éthylaniline absorbe rapidement le chlorure de cyanogène, avec dégagement de chaleur. Par le refroidissement la masse se solidifie en un magma résineux, formé d'un hydrochlorate et d'une huile neutre que l'eau précipite. La base est huileuse et volatile, à l'inverse de la mélaniline qui est solide et non volatile.

Le sulfure de carbone développe de l'hydrogène sulfuré, sans dépôt de cristaux.

Le gaz chloroxycarbonique CO, Cl réagit avec énergie et forme un composé liquide en même temps que de l'hydrochlorate d'éthylaniline.

Action de l'éther hydrobromique sur l'éthylaniline. — Cette seconde phase de la réaction s'accomplit plus difficilement que la première; elle exige l'emploi d'un grand excès d'éther et l'action prolongée de la chaleur. Le mélange finit par donner de belles tables cristallines très-volumineuses, qui consistent en hydrobromate de diéthylaniline : 2 équivalents d'éther sont entrés dans la réaction :



Diéthylaniline. — Cette base est liquide, inaltérable à l'air et à la lumière; elle bout à $213^{\circ},5$, et pèse $0,939$ à 18° . Elle colore en jaune le bois de pin, mais n'exerce aucune action sur le chlorure de chaux.

L'hydrobromate de diéthylaniline est très-soluble, susceptible de fondre et de se volatiliser; chauffé rapidement, il régénère de l'éther hydrobromique et de l'éthylaniline; il contient :



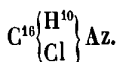
Le chloroplatinate de cette base se précipite sous forme d'une huile jaune foncé, qui ne tarde pas à se concréter si la solution est étendue; les cristaux formés sont groupés en croix.

Le sel a pour composition :



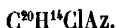
L'éther hydrobromique n'a pas d'action ultérieure sur la diéthylaniline; de sorte que l'aniline ne perd que 2 équivalents d'hydrogène par la réaction antagoniste de l'éther hydrobromique.

Action du bromure d'éthyle sur la chloraniline. — Il ne se manifeste aucun changement apparent, même au bout de plusieurs jours d'exposition à une température de $+100^{\circ}$; on trouve cependant, en ajoutant de l'eau, qu'il s'est formé un hydrobromate. La potasse précipite une huile basique d'une odeur d'anis qui reste liquide, même en hiver. C'est de l'*éthylchloraniline*.



Le sel de platine forme une huile jaunâtre qui refuse de cristalliser.

En faisant agir de nouveau l'éther hydrobromique sur l'éthylchloraniline, il se fait, après un contact de deux jours à $+100^{\circ}$, de la diéthylchloraniline



L'hydrobromate de cette base, décomposé par la potasse, cède une huile qu'on enlève avec l'éther.

Le chloroplatinate se précipite lorsqu'on dissout l'huile dans l'acide hydrochlorique et qu'on ajoute du bichlorure de platine.

Ce sel est orangé, fusible à $+100^{\circ}$.

Il a pour formule :

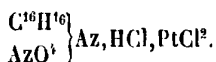


En faisant agir l'éther hydrobromique sur la brômaniline, l'analyse se poursuit.

Ce sont encore des phénomènes analogues avec la nitraniline; la réaction donne lieu à des cristaux d'un jaune pâle et d'un volume considérable. C'est un hydrobromate d'*éthylonitraniline*. La potasse sépare l'alcaloïde de ce dernier sel, sous forme d'une huile qui ne tarde pas à se concréter.

L'éthylonitraniline est soluble dans l'éther et l'alcool, peu soluble dans l'eau bouillante, d'où elle se précipite en groupes étoilés formés de cristaux jaunâtres.

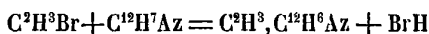
Le sel de platine se précipite en écailles jaunes, solubles dans les liqueurs très-acides; il contient :



M. Hofmann a encore suivi les analogies précédentes en substituant à l'hydrochlorate éthylique, les hydrobrômates méthylique et amylique.

Avec l'aniline et l'hydrobrômate méthylique le mélange ne tarde pas à se concréter en une masse de cristaux; avec l'hydriodate méthylique l'action est si violente, qu'à moins d'opérer par portions ménagées, le précipité cristallisé est projeté hors du vase.

Du reste, le mode de réaction est le même



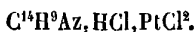
d'où l'on déduit $\text{C}^{14}\text{H}^9\text{Az}$, pour formule de la *méthylaniline*.

C'est une huile d'une odeur particulière qui rappelle un peu celle de l'aniline; elle bout à 192° ; elle colore en violet l'hypochlorite de chaux.

L'oxalate de la base est très-aisé à obtenir, mais il se décompose rapidement avec formation d'aniline et sans doute aussi d'oxalate méthylique.

Le chloroplatinate se précipite sous forme d'une huile incolore qui se fond en une masse de cristaux d'un jaune pâle, susceptibles de se décomposer rapidement. Ce sel est soluble dans l'eau; il noircit immédiatement dans une solution alcoolique.

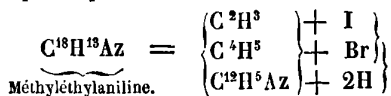
Il a pour formule :



Si au lieu d'employer l'aniline on prend de l'éthylaniline et qu'on agisse sur celle-ci avec de l'hydriodate méthylique, il se fait, au bout de deux jours, à $+100^\circ$, un mélange cristallin, qui consiste en un hydrobrômate de *méthyléthylaniline*.

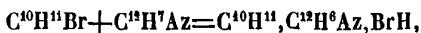
Cette base complexe présente la combinaison certaine de trois groupements distincts : celui de l'éther éthylique; celui de l'éther méthylique, et celui de l'aniline.

Le tout s'exprime par :



Le chloroplatinate reste à l'état huileux.

Le mélange d'aniline et d'hydrobrômate amylique dépose, au bout de quelques jours, de magnifiques cristaux d'hydrobrômate d'*amylaniline* :



d'où l'on déduit pour formule de la base :



L'*amylaniline* est un liquide incolore, d'une odeur agréable, promptement modifié par la chaleur qui développe l'odeur d'huile de pomme de terre. Elle bout à 258°. Elle forme de beaux sels insolubles avec les acides hydrochlorique, hydrobrômique et oxalique.

Le sel de platine est huileux et se décompose rapidement.

On peut encore faire agir le bromhydrate amylique sur l'*amylaniline* et obtenir la *diamylaniline*.



Cette dernière base bout de 275° à 280°.

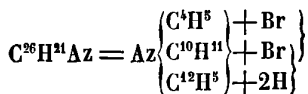
Son chloroplatinate est une substance huileuse, qui se solidifie sous forme d'un précipité rouge brique; il fond à 100° sans se décomposer; il contient :



L'hydrobrômate éthylique agit sur l'*amylaniline* et l'hydrobrômate amylique sur l'éthylaniline. Cette double réaction donne naissance à une même base, l'*amyléthylaniline*, dans laquelle on voit réunis en combinaison intime, trois groupements distincts :

Le groupement amylique,
Le groupement éthylique,
Et le groupement anilique.

Cette base a pour formule :



C'est un liquide incolore, bouillant à 262°; l'hydrochlorate et

l'hydrobrômate sont bien cristallisés. Le chloroplatinate est régulièrement constitué



Il fond à 100°.

241. — Action de l'acide nitrique sur les alcalis organiques ;
par M. ANDERSON (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*,
t. XXXI, p. 136).

Quand on traite la codéine par de l'acide nitrique très-étendu, on obtient une base substituée, la nitrocodéine ; si, au contraire, l'acide est d'une concentration moyenne, une action fort violente a lieu, accompagnée d'un dégagement de vapeurs d'acide nitreux, dont résulte une dissolution de couleur orange, déposant, quand on y ajoute de l'eau, un acide résineux. Si l'on fait évaporer l'acide nitrique en chauffant au bain-marie, on obtient l'acide nouveau sous la forme d'une masse poreuse, jaunâtre, facilement soluble dans l'alcool, dont il est reprécipité par l'eau.

M. Anderson pense que la formule de cette combinaison dérive de celle de la codéine par la substitution de AzO^4 et l'addition de plusieurs équivalents d'oxygène. Si l'on traite cet acide par une dissolution de potasse diluée, il se dissout en donnant à la liqueur une couleur rouge foncé, et si l'on porte à l'ébullition, se dégage une base volatile, d'une odeur très-forte et particulière, base qu'on obtient par la distillation dissoute dans l'eau du récipient. Le liquide qui passe est d'une odeur à la fois pénétrante et putride, et dégage des vapeurs blanches lorsque l'on approche une baguette de verre humectée avec de l'acide chlorhydrique ; il possède une réaction basique très-forte. Cette dissolution, saturée d'acide chlorhydrique et évaporée ensuite au bain-marie, abandonne un sel très-cristallin, qui se dissout facilement dans l'alcool absolu. Le bichlorure de platine, ajouté à cette dissolution, donne lieu à un beau précipité jaune. Les analyses de ce sel ont donné des résultats correspondants à la formule $C^2H^5Az, HCl, PtCl^2$, d'où il résulte que la base est la méthylamine de M. Wurtz. Cette base paraît être le seul produit de l'action de la potasse sur l'acide jaune, mais l'auteur s'est assuré que l'action de la chaux potassée sur la codéine elle-même détermine la formation non-seulement de la méthylamine mais aussi d'une autre base C^6H^9Az , la *propylamine*. Il paraît donc qu'il existe une certaine analogie entre l'action de la chaux sodée et celle

qu'exercent successivement l'acide nitrique et la potasse sur cette base. M. Anderson se propose de revenir sur ce point.

La narcotine forme avec l'acide nitrique une grande variété de produits qui dépendent de la concentration de l'acide. Si l'on opère à une température basse et avec un acide très-étendu, on obtient des bases dérivées que l'auteur n'a pas encore examinées; mais, par l'action d'un acide plus concentré, il se forme un acide jaune résineux. Si l'on traite cet acide par une dissolution de potasse, il se dégage une base volatile qui, avec le sel de platine, donne des résultats correspondants à la méthylamine.

La *morphine* et la *strychnine*, par le même traitement, donnent des bases volatiles que l'auteur n'a pas encore examinées.

L'action de l'acide nitrique sur la pipérine est très-énergique; des vapeurs d'acide nitreux se dégagent en abondance, accompagnées d'une odeur particulière, ressemblant à celle des amandes amères. Il se forme une résine brunâtre dont une partie flotte à la surface, et dont l'autre reste dissoute dans l'excès d'acide nitrique; on peut la précipiter de cette dissolution en ajoutant de l'eau.

En évaporant l'excès d'acide au bain-marie, on obtient un résidu brun qui se dissout dans la potasse, avec une magnifique couleur rouge de sang. A l'ébullition il se dégage une base volatile d'une odeur particulière et aromatique formant un très-beau sel avec l'acide chlorhydrique; ce sel cristallise dans l'alcool absolu en aiguilles d'un pouce de longueur, même en opérant avec de très-petites quantités.

Lorsqu'on chauffe un mélange de nicotine et d'acide nitrique, il se dégage des vapeurs rouges en abondance, et en ajoutant un excès de potasse, on obtient une nouvelle base volatile qui paraît être l'éthylamine.

242. — Sur la constitution de quelques alcaloïdes; par M. WERTHEIM (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 208).

Quand on soumet la narcotine à la distillation sèche à une température de 220° C., avec un excès de potasse, on obtient un liquide incolore, à odeur ammoniacale, et à saveur caustique. Ses vapeurs bleuissent le tournesol rouge et produisent des fumées blanches avec l'acide chlorhydrique. Ce liquide n'est autre chose que la dissolution aqueuse d'une base organique, de la série métacétique, et

que M. Wertheim appelle pour cela *métacétamine* ou *œnyliaque*, C^6AzH^9 .

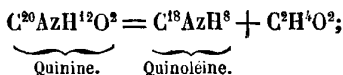
Lorsqu'on étend cette dissolution de beaucoup d'eau, elle acquiert une odeur de marée, sans perdre son odeur ammoniacale. Cette base forme avec les acides sulfurique et chlorhydrique des sels très-solubles dans l'eau et dans l'alcool. Le sel double que son chlorure forme avec le bichlorure de platine est soluble dans l'eau chaude et s'y dépose à l'état de mamelons orangés; à 100° C. ce sel double développe une odeur de marée, mais il ne se décompose pas.

Dans les mêmes circonstances, la morphine a fourni de la méthylamine découverte par M. Wurtz; la quinine en a fourni également quand on a eu soin d'opérer à une température suffisamment basse. M. Wertheim trouve qu'on réussit le mieux à 180 ou 190° C.

A cette occasion, M. Wertheim a fait des expériences pour contrôler l'équivalent de la quinine; ses analyses ont porté sur le sulfocyanhydrate de cette base; les résultats de cette analyse s'accordent parfaitement avec la formule



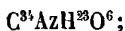
que M. Liebig a établie depuis très-longtemps. Cette formule représente exactement la somme des éléments de l'esprit de bois et de la quinoléine



ce qui porte l'auteur à considérer la quinine comme formée de quinoléine copulée avec de l'esprit de bois, ou encore, comme de la méthylamine dans laquelle l'ammoniaque est substituée par de la quinoléine.

243. — Sur la composition de quelques alcaloïdes naturels;
par M. PLANTA (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 246).

Atropine. — Cet alcaloïde découvert par MM. Geiger et Hesse et par M. Mein, fut analysé pour la première fois par M. Liebig qui avait proposé la formule



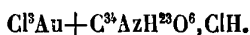
ce que les analyses de M. Planta confirment pleinement.

L'atropine se dissout très-facilement dans l'alcool et l'éther; elle

exige 299 parties d'eau pour se dissoudre. Vers 90° C. l'atropine entre en fusion, se prend en masse cristalline par le refroidissement. A 140°, elle se décompose en même temps qu'une partie de la substance se sublime.

Sa dissolution aqueuse possède une réaction alcaline; les acides fournissent des sels neutres avec l'atropine; l'auteur n'a pu réussir à faire cristalliser ces sels, très-solubles dans l'alcool et l'eau, mais peu solubles dans l'éther.

L'ammoniaque, la potasse et son carbonate ne précipitent la dissolution de ces sels que quand ces derniers sont concentrés; le précipité pulvérulent qui se produit est soluble dans un excès de réactif. Le carbonate d'ammoniaque, le bicarbonate de soude et le phosphate de soude sont sans action, mais le chlorure d'or produit avec les sels d'atropine un précipité jaune, cristallin, peu soluble dans l'acide chlorhydrique que l'auteur représente par la formule



L'auteur prépare ce sel double de la manière suivante:

Une dissolution concentrée d'atropine dans l'acide chlorhydrique est introduite goutte à goutte dans une dissolution faible de chlorure d'or; on agite fréquemment et on obtient une bouillie de cristaux d'une belle couleur jaune.

Le chlorure double d'iridium et de sodium et le bichlorure de mercure ne produisent de précipité que dans la dissolution concentrée.

L'iodure de mercure et de potassium forment un précipité blanchâtre, cailloteux, qui se prend en masse quand on ajoute de l'acide chlorhydrique.

L'iodure et le sulfocyanure de potassium ne produisent point de précipité; la teinture d'iode en produit un de couleur kermès, l'acide iodique ne donne de coloration qu'à chaud. La teinture et l'infusion de galle ne précipitent rien par elles-mêmes, mais elles fournissent un précipité abondant quand on ajoute de l'acide chlorhydrique.

L'acide nitrique ne donne rien; l'acide picrique précipite l'atropine en jaune.

Soumise à un courant de gaz chlorhydrique sec, l'atropine s'échauffe et se résout en une masse jaunâtre, transparente et complètement soluble dans l'eau. 10) parties absorbent 13,85 de ce gaz.

D'après M. Liebig, 100 parties en absorbent 18,91. Les nombres que M. Planta a obtenus par la saturation au moyen de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique, ainsi que ceux qu'il a déduits de la combinaison aurique, font tomber l'équivalent de l'atropine entre 287 et 289.

Daturine. — Cette base a été également isolée par MM. Geiger et Hesse, qui l'ont extraite du *datura stramonium*, plante de la famille des solanées à laquelle appartient l'*atropa belladonna* qui a fourni l'atropine.

La propriété de la daturine, les résultats qu'elle a donnés à l'analyse, tout s'accorde à la faire considérer comme identique avec l'atropine.

Aconitine. — Cet alcaloïde avait été fourni par M. Merck de Darmstadt. Comme il contenait des matières minérales et une substance résineuse, l'auteur l'a soumis à une purification préalable; pour cela on le traita par l'éther qui le sépara immédiatement de ces matières, puis on chassa l'éther par la distillation et comme on ne parvint pas à dessécher le résidu dans le vide, on le fit dissoudre dans l'alcool absolu et l'on versa la dissolution concentrée en un filet mince dans de l'eau qu'on agita avec une baguette. On obtint ainsi un précipité épais et pulvérulent qu'on lava sur un filtre et qu'on fit sécher dans le vide. Ainsi purifiée l'aconitine constitue une poudre blanche, inodore, plus dense que l'eau qui ne la dissout pas; elle est soluble dans l'alcool et dans l'éther.

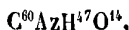
Chauffée sur une lame de platine elle fond, s'enflamme et laisse un charbon brillant qui ne tarde pas à disparaître; elle ne se volatilise pas comme l'atropine.

A 80° C. elle se prend en masse vitreuse sans perdre de son poids; à une température supérieure à 120° C. elle brunit et se décompose.

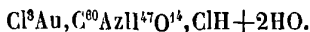
L'aconitine possède une réaction fortement alcaline, elle fournit avec les acides des sels neutres, incristallisables. Son chlorhydrate est précipité par la potasse, l'ammoniaque et le carbonate de potasse qui en déplacent la base. Le carbonate d'ammoniaque, le bicarbonate de soude et le phosphate de soude ne précipitent pas. Avec le chlorure d'or, il se produit un précipité dense, blanchâtre, peu soluble dans l'acide chlorhydrique; le bichlorure de platine ne précipite pas. Le bichlorure de mercure, le sulfocyanure de potassium, produisent des précipités caséux assez solubles dans l'acide chlorhy-

drique et le sel ammoniac quand ils ont été obtenus avec le premier. Avec la teinture d'iode on obtient un précipité couleur de kermès; avec l'infusion de noix de galle, un précipité floconneux quand on ajoute de l'acide chlorhydrique.

D'après l'analyse, l'auteur attribue à l'aconitine la formule



et au chloro-aurate d'aconitine, qu'il a également analysé, la formule



A 100° C. l'aconitine a absorbé 13,41 pour 100 d'acide chlorhydrique.

244. — Sur quelques nouveaux sels à base organique; par M. ELDERHORST (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 77).

Fluorhydrate acide de strychnine $3FlH + C^{32}Az^2H^{23}O^4, FlH + 4HO$, — La strychnine se dissout sans peine dans l'acide fluorhydrique chauffé, moyennement concentré. Par le refroidissement il se sépare de longs prismes à 4 pans, solubles dans l'eau et l'alcool chaud. Ce sel est insoluble dans l'éther. Chauffé il perd d'abord de l'eau, rougit ensuite et se détruit. Il perd 3 équivalents d'eau sur l'acide sulfurique et ses cristaux deviennent opaques. A 100°, il perd son 4^e équivalent d'eau et ne perd plus rien jusqu'à 150°.

La strychnine se dissout aussi dans l'acide hydrofluosilicique, mais il ne se forme que du fluorhydrate de strychnine et il se sépare de la silice.

Quand on traite la brucine par de l'acide fluorhydrique chaud, elle se dissout; par le refroidissement il se dépose de petits prismes incolores, solubles dans l'eau, presque insolubles dans l'alcool froid. A 100°, ce sel perd 3,34 pour 100 d'eau.

Le *fluorhydrate de quinine* ne cristallise que quand on réduit sa dissolution jusqu'à siccité; alors il se prend en masse formée d'aiguilles concentriques très-déliquescentes et solubles dans l'alcool.

Le *fluorhydrate de cinchonine* cristallise en prismes incolores; il cristallise moins bien quand il est dissous dans l'alcool, à moins qu'on ne l'étende d'eau. Il se présente en prismes rhomboïdaux à 4 pans, qui deviennent laiteux à 100°.

Le *fluorhydrate de morphine* se présente en prismes allongés, in-

colores. Assez peu soluble dans l'eau, il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther.

Le *chrômate de cinchonine* se prépare par double décomposition ; il se présente d'abord à l'état de précipité jaune, amorphe, dans lequel se forment, à la longue, des prismes jaunes. Le précipité se fond dans l'eau chaude et dans l'alcool chaud.

Urate de cinchonine $C^5Az^2HO^2, C^{20}AzH^{12}O + 5HO$. — Quand on fait digérer dans beaucoup d'eau bouillante de l'acide urique avec un excès de cinchonine récemment précipitée et qu'on filtre chaud, il se forme par le refroidissement une cristallisation de prismes qui consistent en urate de cinchonine, peu soluble dans l'eau froide et presque insoluble dans l'alcool et l'éther chauds.

En faisant dessécher ce sel, soit par la chaleur, soit sur l'acide sulfurique, il présente un phénomène analogue au deutiodure de mercure ; les cristaux s'effleurissent et la poudre blanche qui en résulte jaunit peu à peu. Quand on observe cette métamorphose au microscope, on aperçoit dans cette poudre un grand mouvement provenant sans doute d'un changement de forme.

L'*urate de quinine* n'a pu être obtenu en cristaux. Sa dissolution fournit par l'évaporation une masse blanche et lamelleuse, sans forme définie.

L'*urate de morphine* se sépare de la dissolution préparée en faisant bouillir de la morphine avec de l'acide urique dans de l'eau ; il se présente en prismes disposés en groupes concentriques.

Oxalurate de cinchonine. — Ce sel s'obtient quand on fait bouillir avec un excès de cinchonine une dissolution aqueuse d'acide parabanique. La liqueur se transforme ainsi en une masse jaunâtre, transparente, qui devient blanche et cristalline. L'acide chlorhydrique en sépare de l'acide oxalurique.

L'*oxalurate de strychnine* ne paraît pas exister ; en essayant de le préparer par le procédé qu'il a suivi pour l'oxalurate de cinchonine, l'auteur a obtenu de l'*oxalate* de strychnine.

Le *cyanurate de cinchonine* fut produit en faisant dissoudre de la cinchonine récemment précipitée dans une dissolution d'acide cyanurique saturée à chaud. Le sel cristallise alors en prismes obliques à 4 pans, peu solubles dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther.

Le *cyanurate de quinine* est incristallisable.

Celui de *morphine* se présente en prismes allongés, incolores,

groupés concentriquement, et toujours mêlés de cristaux d'acide cyanurique. Il se décompose par une seconde cristallisation.

L'*hippurate de strychnine* ne cristallise pas d'abord ; quand on abandonne sa dissolution à l'évaporation lente, elle devient sirupeuse et produit une masse amorphe, transparente qui devient cristalline à la longue.

L'*hippurate de morphine* ne paraît pas non plus cristallisable.

Il en est de même de l'*hippurate de cinchonine*.

245. — Sur quelques sels de nicotine ; par M. BŒDECKER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 372).

Sur l'invitation de M. Wœhler, M. Bœdecker a fait quelques recherches pour arriver à un moyen qui permette de préparer facilement de la nicotine pure avec un produit impur. M. Wœhler ajoute que ce procédé est réalisé à l'aide d'une combinaison formée de 1 équivalent de nicotine pour 3 de bichlorure de mercure.

M. Bœdecker obtient cette combinaison en versant une dissolution saturée de bichlorure de mercure dans une dissolution formée de nicotine et d'acide chlorhydrique affaibli, jusqu'à ce que le précipité qui se forme cesse de se redissoudre. Au bout de quelques jours le sel cristallise dans la dissolution laiteuse. Si la dissolution de nicotine est trop concentrée, il se sépare une matière huileuse, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide chlorhydrique faible et se transformant en cristaux à l'aide d'un peu de bichlorure de mercure.

Cette combinaison diffère de celle que M. Ortigosa a décrite et qui renferme la nicotine et le bichlorure de mercure à équivalents égaux ; elle se présente en cristaux jaunâtres peu solubles à froid, dans l'eau et dans l'alcool et se décomposant dans l'eau chaude.

Iodure double de mercure et de nicotine. — Ce composé qui renferme les deux iodures à équivalents égaux forme des prismes jaunes peu solubles dans l'eau et l'alcool froids et décomposables par l'eau chaude. On l'obtient en traitant une dissolution de nicotine dans l'acide iodhydrique aqueux par une dissolution de bichlorure de mercure aiguillée d'acide iodhydrique jusqu'à ce que le précipité qui se forme, cesse d'être soluble. Le sel se sépare en cristaux au bout de quelque temps.

Si dans une dissolution neutre de chlorhydrate de nicotine on verse son volume de cyanure de mercure en dissolution saturée, on obtient des prismes incolores, brillants, solubles dans l'eau et dans

l'alcool. La potasse ne précipite pas cette dissolution ; mais elle décompose les cristaux de ce sel en produisant une coloration orangée.

Avec l'acide chlorhydrique ces cristaux développent de l'acide cyanhydrique.

M. Bœdecker n'est pas fixé sur la composition de ce sel.

246. — Sur la caféine ; par M. ROCHLEDER (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 398).

Dans ce Mémoire M. Rochleder coordonne les différentes notes qu'il a successivement publiées sur la caféine et les produits de sa décomposition. Nous avons déjà fait ce travail dans l'*Annuaire de Chimie* (1850, p. 430), où nous avons reproduit tous les faits que l'auteur a signalés. Nous avons été plus sobres à l'endroit des rangées de formules qui abondent dans ces notes ; nous ferons encore de même aujourd'hui.

247. — Sur le citrate de caféine ; par M. HANNON (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 209).

On peut suivre deux procédés pour obtenir le citrate de caféine que M. Hannon fait concourir à plusieurs préparations pharmaceutiques. Le procédé le plus simple consiste à unir directement la caféine avec l'acide citrique en dissolution aqueuse, et à faire évaporer ensuite à une concentration convenable.

Le procédé le plus économique est le suivant : On fait infuser dans une dissolution d'acide citrique à 80° C. du café non torréfié, mais desséché et pulvérisé ; on filtre la liqueur chaude, on la mêle avec un volume d'éther égal aux deux tiers du liquide et on agite fortement afin d'enlever l'acide chlorogénique. A l'aide d'un appareil à déplacement, on sépare la portion inférieure du liquide et l'on concentre à une douce chaleur le liquide déplacé.

Le citrate de caféine cristallise en longues aiguilles que l'on redissout dans de l'eau distillée, pour faire cristalliser une seconde fois, afin de l'obtenir pur.

Ce sel est très-soluble dans l'eau ; l'estomac doit l'assimiler plus facilement que la caféine pure.

Il renferme 1 équivalent de caféine, 2 équivalents d'eau et 2 équivalents d'acide citrique.

218. — Sur un composé d'iode et de codéine ; par M. ANDERSON
(*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 427).

Ce composé s'obtient en mêlant des dissolutions alcooliques de quantités égales de codéine et d'iode et en abandonnant le mélange à l'évaporation spontanée après laquelle le nouveau composé se dépose en cristaux.

Ce composé est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool froid, mais il se dissout dans l'alcool bouillant et s'y dépose de nouveau en lames triangulaires, à mesure que la solution se refroidit. D'après M. Haidinger, la forme cristalline de ce composé appartient au système rhomboïdal oblique.

Ces cristaux ont un bel éclat adamantin, une couleur pourpre foncée par réflexion, et rubis par transmission ; leur poudre possède une couleur brun cannelle.

219. — Sur un produit de décomposition de la tyrosine ; par M. STRECKER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 70).

La tyrosine se dissout rapidement dans l'acide nitrique ordinaire, avec dégagement de vapeurs rutilantes et dépôt d'acide oxalique ; c'est cet acide que M. Warren de La Rue a considéré comme un acide nouveau dans son étude sur la tyrosine préparée avec la cochenille (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 334).

Si on met la tyrosine dans de l'eau et qu'on y ajoute goutte à goutte de l'acide nitrique, elle se dissout sans dégagement de gaz ; si on cesse d'ajouter de l'acide quand la liqueur s'est colorée en jaune, il se dépose après quelques heures de repos une poudre jaune peu soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau chaude qui l'abandonne ensuite en petites écailles bronzées. Cette matière est également soluble dans l'alcool, et toutes ses dissolutions possèdent une réaction acide et une couleur jaunâtre ; leur saveur est amère.

Cette substance est le nitrate de *nitrotyrosine* composé d'après la formule :



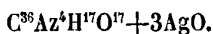
que M. Strecker représente de la manière suivante :



qui indique que 2 équivalents d'hydrogène ont été remplacés par 2 équivalents d'acide nitrique anhydre. Cette constitution paraît confirmée à M. Strecker par ce fait, que l'acide sulfurique déplace de l'acide nitrique quand on le verse sur la nitrotyrosine; il trouve une autre preuve dans ce qui suit :

En faisant dissoudre le nitrate de nitrotyrosine dans de l'ammoniaque faible et en ajoutant du nitrate d'argent, il se produit à froid un précipité amorphe qui devient orange à l'ébullition; ce précipité est soluble dans l'ammoniaque et dans l'acide nitrique; il détone faiblement quand on le chauffe.

L'auteur attribue à cette combinaison la formule :



L'acide chlorhydrique décompose ce corps et produit avec lui des aiguilles de chlorhydrate de nitrotyrosine.

Le nitrate de nitrotyrosine peut donner naissance à beaucoup d'autres combinaisons avec les différents sels métalliques; l'auteur ne les a pas examinées.

Ce sel se dissout dans l'eau de baryte, en produisant une coloration orange, et l'acide carbonique ne précipite qu'une partie de la baryte renfermée dans cette combinaison. Si on fait bouillir ce nitrate sur du carbonate de baryte, on obtient une dissolution jaune qui produit deux espèces de cristaux quand on fait évaporer.

La *nitrotyrosine* se prépare le mieux avec la combinaison argentine que l'on décompose à l'aide d'un courant d'hydrogène sulfuré.

Les différents faits que M. Strecker a constatés avec la tyrosine établissent une grande analogie de réactions entre cette substance, le glyocolle et la leucine.

250. — Sur un nouveau mode de préparation de l'éthylamine; par M. STRECKER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 206).

Si l'on fait absorber des vapeurs d'acide sulfurique anhydre par de l'éther ordinaire, il se forme de l'éther sulfurique proprement dit ou éther sulfatique (C^2H^5O, SO^2), qui, lorsqu'on ajoute de l'eau, reste dissous dans l'éther excédant dont il peut être séparé par l'évaporation spontanée.

L'éther sulfatique, traité par l'ammoniaque, se comporte comme un acide anhydre, il absorbe cette base en formant le sel ammoni-

que d'un acide amidé. Ce nouveau sel se représente par la formule :



4 équivalents de l'éther composé ont absorbé 2 équivalents d'ammoniaque, dont l'un est entré dans la composition de l'acide. En traitant ce sel par le carbonate de baryte ou de plomb, il se dégage de l'ammoniaque, et l'on obtient les sels barytiques ou plombiques du nouvel acide, que l'auteur appelle *acide éthamique*. Cet acide, traité par une lessive de potasse chaude, développe de l'éthylamine, ainsi que l'auteur l'a constaté par l'analyse du sel de platine qui a donné la composition :



Il se forme en outre de l'alcool et de l'acide sulfurique.

251. — Sur la papavérine; par M. MERCK (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 50).

M. Merck donne aujourd'hui le mode de préparation de la papavérine, base organique qu'il a extraite de l'opium, et dont il a fait connaître quelques propriétés (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 409).

Voici comment il faut procéder :

On précipite un extrait aqueux d'opium par le carbonate de soude, on traite par l'alcool le précipité, riche en morphine qui se forme; on obtient ainsi une teinture brune qui laisse un résidu foncé quand on fait évaporer; on traite ce résidu par un acide faible, on filtre et on ajoute de l'ammoniaque qui précipite une masse brune, résineuse, qui contient beaucoup de papavérine.

Après avoir fait dissoudre cette résine dans l'acide chlorhydrique, on ajoute de l'acétate de potasse; il se précipite aussitôt une matière résineuse brune que l'on lave avec de l'eau et qu'on dissout ensuite dans l'éther bouillant; par le refroidissement, il se dépose des cristaux de papavérine.

On peut encore préparer cette base en traitant par son poids d'alcool la résine desséchée au bain-marie; il se forme ainsi une masse visqueuse qui se solidifie et devient cristalline au bout de plusieurs jours. On exprime bien cette masse, on la purifie par le charbon animal et on fait cristalliser dans l'alcool. La papavérine qui se dépose est souillée d'un peu de narcotine que l'on élimine à l'état de chlorhydrate, le chlorhydrate de narcotine étant soluble dans l'eau froide, tandis que celui de papavérine y est presque insoluble.

La papavérine cristallise en aiguilles enchevêtrées peu solubles dans l'alcool et l'éther froids. Elle est insoluble dans l'eau. La dissolution aqueuse agit sur le papier réactif. Au contact de l'acide sulfurique concentré, la papavérine devient d'un beau bleu foncé.

De l'ensemble de son analyse, l'auteur déduit pour la papavérine la formule :



Chlorhydrate de papavérine $HCl, C^{40}AzH^{21}O^8$. — L'acide chlorhydrique étendu dissout facilement la papavérine; quand on ajoute un excès d'acide concentré à cette liqueur, le chlorhydrate se sépare, en partie, à l'état de liquide épais qui se réunit au fond du vase; par le repos ce liquide donne naissance à des prismes rhomboïdaux que l'on obtient purs en les faisant cristalliser dans l'eau bouillante.

Le bichlorure de platine forme avec ce sel un précipité jaune, pulvérulent, insoluble dans l'eau et dans l'alcool. Ce précipité est composé d'après la formule :



Nitrate de papavérine $AzO^5, C^{40}AzH^{21}O^8 + HO$. — Ce sel ne s'obtient pas pur par voie directe; l'auteur l'a préparé par double décomposition, au moyen du chlorhydrate et du nitrate d'argent. Ce nitrate est cristallisable, mais il se décompose facilement.

Sous le rapport de ses propriétés physiologiques, la papavérine n'a aucune analogie avec les autres bases de l'opium; on peut en prendre des quantités considérables sans éprouver aucun symptôme fâcheux.

Soumise à l'oxydation par un mélange de peroxyde de manganèse, d'acide sulfurique et d'eau, elle a donné lieu à une masse cristalline que l'auteur n'a pas étudiée davantage. Il a obtenu les mêmes résultats avec le peroxyde de plomb.

Bouillie avec l'acide nitrique moyennement concentré, elle fournit une masse cristalline qui paraît renfermer de l'acide hyponitrique.

252. — Préparation de l'atropine au moyen du chloroforme; par M. RABOURDIN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 550).

On prend de la belladone fraîche (*Atropa belladonna*) au mo-

ment où elle commence à fleurir ; après l'avoir pilée dans un mortier de marbre, et soumise à la presse pour extraire le suc, on chauffe celui-ci à 80 ou 90° centigrades pour coaguler l'albumine, et l'on filtre. Quand le suc ainsi clarifié est froid, on y ajoute 4 grammes de potasse caustique et 30 grammes de chloroforme par litre ; on agite le tout pendant une minute et on l'abandonne au repos. Au bout d'une demi-heure, le chloroforme chargé d'atropine est déposé, ayant l'aspect d'une huile verdâtre ; on décante le liquide surnageant, qui est remplacé par un peu d'eau ; celle-ci est décantée à son tour et l'on continue le lavage jusqu'à ce que l'eau sorte limpide. On recueille alors la solution chloroformique dans une petite cornue tubulée ; on distille au bain-marie jusqu'à ce que tout le chloroforme soit passé dans le récipient. Le résidu de la cornue est repris par un peu d'eau acidulée d'acide sulfurique, qui dissout l'atropine, en laissant une matière résinoïde verte, la solution filtrée passe incolore. Il suffit, pour avoir l'atropine à l'état de pureté, de verser dans la dissolution un léger excès de carbonate de potasse, de recueillir le précipité et de le dissoudre dans l'alcool rectifié. Cette solution donne, par son évaporation spontanée, de beaux groupes de cristaux aiguillés d'atropine.

A défaut de plante fraîche, on peut se servir de l'extrait officinal bien préparé ; 30 grammes d'extrait de belladone obtenus avec le suc dépuré de cette plante, ont été dissous dans 100 grammes d'eau distillée ; à la solution filtrée, on a ajouté 2 grammes de potasse caustique et 15 grammes de chloroforme. Après avoir agité le mélange une minute, et laissé en repos pendant une demi-heure, le chloroforme chargé d'atropine était déposé, le liquide surnageant a été décanté et remplacé par de l'eau, qui a été renouvelée trois fois ; la solution chloroformique recueillie sur un verre de montre pesait 11 grammes (c'est donc 4 grammes de chloroforme perdus pendant les manipulations). Cette solution abandonnée à l'air libre s'est rapidement évaporée, laissant une masse cristalline verdâtre, formée presque entièrement par de l'atropine ; reprise par de l'eau acidulée d'acide sulfurique, cette masse, précipitée de nouveau par une solution de carbonate de potasse, a donné un produit qui, recueilli, pesait 16 centigrammes. Il était entièrement soluble dans l'alcool rectifié, et a fourni, en s'évaporant spontanément, de belles aiguilles d'atropine.

253. — Procédé pour reconnaître la présence de la strychnine; par M. L. THOMPSON (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 276).

On verse sur un verre de montre une goutte d'acide sulfurique pur et concentré, on y ajoute une petite quantité de la substance à essayer, en favorisant la solution ou la divisant en agitant le mélange avec un tube de verre. Ensuite, on répand sur la solution un peu de bichromate de potasse pulvérisé et on agite.

Si la substance essayée contient de la strychnine, on voit se produire immédiatement, au contact des parcelles du chromate, une belle couleur violette qui, en peu de temps, passe au jaune, mais qui peut être reproduite par une nouvelle addition de chromate.

La morphine, la brucine, l'aconitine, l'atropine, la codéine, la narcotine, la picrotoxine, la cinchonine, la quinine, la solanine, la vératrine et la phloridzine n'ont pas produit de réaction pareille.

254. — Sur la cinchonine; par M. HLASIWETZ (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 409).

M. Liebig représente la cinchonine par $C^{20}AzH^{11}O$.
 M. Regnault " " par $C^{40}Az^2H^{24}O^2$.
 M. Laurent " " par $C^{38}Az^2H^{22}O^2$.

De quel côté est la vérité? Les analyses que M. Hlasiwetz a faites appuient les trois formules; de plus elles inspirent à l'auteur une quatrième formule qui a de grandes analogies avec celle que M. Regnault a proposée; cette formule est la suivante :



Voici maintenant comment il se fait, qu'après ses nombreuses analyses, l'auteur hésite à se prononcer sur la formule de la cinchonine.

Il a remarqué qu'en faisant cristalliser de la cinchonine, le corps qui se dépose en premier est composé d'après la formule de M. Regnault. Le sel double que cette cinchonine produit avec le bichlorure de platine possède une composition qui confirme la formule de M. Laurent.

Quand on chauffe la cinchonine précédente dans un tube, il se sublime des aiguilles soyeuses dont la composition s'accorde également avec la formule de M. Laurent.

Une qualité de cinchonine cristallisée fabriquée par M. Merck de Darmstadt s'accorde par sa composition avec la formule proposée par M. Liebig.

Enfin, comme si toutes ces formules ne suffisaient pas, M. Hlasiwetz, tout en se prononçant en faveur de la formule proposée par M. Regnault, et sans insister sur la formule qu'il déduit de ses calculs, croit néanmoins devoir la diviser par 2, d'où une cinquième formule représentée par



ce qui justifie, une fois de plus, le reproche de ne pas conclure, qu'on fait avec raison aux mémoires didactiques des savants allemands.

Les cristaux qui se déposent après ceux dans lesquels M. Hlasiwetz a reconnu de la cinchonine composée d'après la formule de M. Regnault, constituent de beaux prismes rhomboïdaux très-solubles dans l'éther, contrairement à la cinchonine qui est insoluble dans ce liquide. Ces cristaux deviennent opaques à chaud, se fondent et ne donnent pas de sublimé. Ils correspondent à la variété de quinine que M. Van Heiningen a appelée *quinine* β et qu'il représente par la formule :



Cette quinine β a été rencontrée par M. Van Heiningen dans de la quinoïdine du commerce.

En précipitant une dissolution de cinchonine par une dissolution alcoolique de bichlorure de platine, additionnée d'acide chlorhydrique, il se produit un précipité cristallin blanchâtre dont la composition s'accorde avec la formule de M. Laurent. Si on fait redissoudre ce sel double dans l'eau, ce qui n'est possible qu'à l'aide d'une ébullition prolongée, il se dépose d'abord une poudre blanchâtre, et puis au bout de quelque temps un beau sel orangé dont la composition appuie la formule $C^{20}AzH^{12}O$ que l'auteur propose en dernier lieu pour la cinchonine. L'auteur ne dit pas ce qu'est cette poudre blanchâtre qui se dépose d'abord; néanmoins cette expérience tend à prouver que la cinchonine qui est composée d'après la formule de

M. Laurent, renferme une matière étrangère moins carbonée que la cinchonine *proprement dite*.

255. — Sur quelques réactions de la quinine; par M. VOGEL (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 221).

On se souvient de cette réaction de la quinine, constatée par Brandes et qui consiste à produire une belle coloration verte quand on ajoute de l'ammoniaque caustique à une dissolution de sulfate de quinine additionnée de chlore.

Si, d'après M. Vogel, on verse un excès de cyanoferrure de potassium dans une dissolution de sulfate de quinine traitée par le chlore, on observe immédiatement une coloration orangée foncée qui passe au vert au bout de quelques heures.

Si, dans l'expérience de Brandes, on remplace l'ammoniaque par la potasse, la dissolution se colore en jaune soufre.

En substituant à l'eau chlorée une solution de chlorure de calcium additionnée d'acide chlorhydrique et ajoutant ensuite de l'ammoniaque, il se précipite aussitôt une poudre verte.

La cinchonine ne produit aucune de ces réactions.

256. — Essais des quinquinas par le chloroforme; par M. RABOURDIN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 782).

Le procédé que M. Rabourdin propose pour doser les alcaloïdes des quinquinas se fonde sur la propriété du chloroforme de dissoudre ces alcaloïdes au sein d'un liquide aqueux.

Quinquina gris. — 40 grammes d'écorce de quinquina gris du commerce, pulvérisés et passés au tamis de crin serré, sont humectés avec quantité suffisante d'eau acidulée par l'acide chlorhydrique (20 grammes d'acide pour 1 kilogramme d'eau), et tassés dans une petite allonge. Une feuille de papier à filtrer est placée dessus, et l'on verse de l'eau acidulée pour lessiver la poudre; on arrête l'écoulement des liqueurs quand elles passent presque incolores et privées d'amertume (lorsque la poudre est uniformément et convenablement tassée, elle est épuisée quand on a recueilli 200 à 250 grammes de liquide); on ajoute à la liqueur 5 à 6 grammes de potasse caustique et 15 grammes de chloroforme; on agite vivement le tout pendant quelques instants, et l'on abandonne au repos. Au bout d'un temps plus ou moins long, mais qui n'excède

pas une demi-heure, le chloroforme est déposé, entraînant avec lui toute la cinchonine. On décante avec soin le liquide rouge et transparent qui surnage le dépôt sans laisser passer de celui-ci : on ajoute de l'eau à plusieurs reprises en décantant chaque fois jusqu'à ce que le dépôt soit bien lavé ; on le verse alors dans une capsule de porcelaine. Cette matière est composée d'une partie liquide, qui est une solution chloroformique de cinchonine, d'une partie demi-solide rougeâtre, formée de cinchonine, de chloroforme divisé et comme émulsionné, et de rouge cinchonique. On met la capsule sur un bain d'eau bouillante pour chasser le chloroforme, et l'on traite le résidu par de l'eau acidulée d'acide chlorhydrique, qui dissout toute la cinchonine et une partie du rouge cinchonique. On filtre et l'on ajoute à la liqueur de l'ammoniaque étendue de quinze à vingt fois son volume d'eau ; cette addition se fait goutte à goutte en remuant. On cesse d'en ajouter aussitôt qu'il paraît un nuage blanc qui ne se dissout pas par l'agitation. Cette manipulation a pour effet de précipiter le rouge cinchonique sans toucher à la cinchonine. Il y a un moment à saisir, et qu'il est facile d'apprécier, le rouge cinchonique se précipitant sous forme de flocons brun rougeâtre, la cinchonine, au contraire, en flocons blancs caillebotés. Quand on a ajouté une quantité suffisante d'ammoniaque faible, on filtre la liqueur qui doit être incolore, on lave le filtre avec un peu d'eau distillée, et l'on précipite les liqueurs réunies par un excès d'ammoniaque ; le précipité qui est de la cinchonine pure, et dont il est facile de constater les propriétés chimiques, est recueilli, séché et pesé.

Une première expérience a donné 0^{gr},19, et une seconde 0^{gr},195 de cinchonine. En prenant le nombre le plus élevé, on a 4^{gr},87 d'alcaloïde pour 1 kilogramme de quinquina gris.

20 grammes de quinquina jaune, pulvérisés et passés au tamis de crin serré, sont épuisés par de l'eau acidulée, comme il a été dit ci-dessus en parlant du quinquina gris. L'écoulement des liqueurs est arrêté quand elles passent incolores et insipides ; on obtient ainsi de 150 à 200 grammes de liquide, auquel on ajoute 5 à 6 grammes de potasse caustique et 10 grammes de chloroforme ; on agite pendant quelques instants et l'on abandonne au repos ; il se fait un dépôt blanchâtre très-dense, composé de quinine, de cinchonine et de chloroforme ; quelquefois la séparation est complète et se fait en un instant laissant surnager un liquide rouge et transparent qu'on

peut immédiatement décanter. On lave la solution chloroformique ; on la recueille dans une petite capsule, et par l'évaporation spontanée du chloroforme les alcaloïdes restent à l'état de pureté.

257. — Sur l'analyse de l'opium ; par M. DE VRIJ (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 439).

M. de Vrij modifie de la manière suivante le procédé proposé par M. Guilliermond (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 471) pour l'essai de l'opium.

Le mélange de morphine et de narcotine que l'on obtient quand on précipite une teinture d'opium par l'ammoniaque est lavé, puis chauffé avec de l'eau pure à laquelle on ajoute un léger excès de sulfate de cuivre. Il se forme ainsi du sulfate de morphine et du sulfate tribasique de cuivre ; ce sel basique est insoluble et se dépose avec la narcotine qui n'exerce aucune action sur le sulfate de cuivre. La liqueur retient d'ailleurs un peu de sulfate de cuivre que l'on décompose par l'hydrogène sulfuré et on précipite la morphine par l'ammoniaque.

258. — Moyen de reconnaître les falsifications des farines ; par M. MARTENS (*L'Institut*, n^o 852, p. 141).

Voici la marche que M. Martens propose de suivre dans le cas d'une expertise chimico-légale de farines plus ou moins suspectes.

1^o Décrire les caractères physiques de la farine et ceux qu'elle présente lorsqu'on l'examine à la loupe ou même au microscope avec un faible grossissement ;

2^o Rechercher si la farine a subi quelque avarie, si elle renferme des traces de moisissure ou des sporules de champignons ; si on y trouve des sels ammoniacaux, indice de son altération ;

3^o Constater l'état d'humidité de la farine en dosant l'eau hygrométrique qu'elle renferme ou celle qui peut en être chassée en la tenant, pendant deux heures, exposée à la température de 100° ;

4^o Déterminer l'hygroscopicité de la farine, en la desséchant, pendant douze heures, dans une étuve sèche chauffée à 30° C., et abandonnant ensuite un poids déterminé de cette farine sèche, pendant cinq jours, dans un lieu froid et humide ; la quantité d'eau qu'elle aura absorbée dans ce cas est généralement en raison du gluten qui s'y trouve et de la qualité de ce dernier ; car, ainsi que l'auteur l'a reconnu, les bonnes farines de blé et celles qui sont le mieux blutées sont les plus hygroscopiques ;

5° Tamiser la farine séchée à 30° par un tamis de soie des plus fins et déterminer les proportions relatives de fine fleur et de son ou autres matières restées sur le tamis ;

6° Constater le poids des cendres ou des matières minérales fournies par 5 grammes de farine desséchée à 100°, en l'incinérant à une chaleur rouge sombre dans une petite capsule de platine mince et tarée ; ce qui se fait en chauffant celle-ci avec une lampe à alcool à simple courant d'air et remuant souvent la matière avec un gros fil de platine vers la fin de l'opération.

L'incinération qui est lente à se faire doit être poussée jusqu'à ce que les cendres aient acquis une couleur d'un blanc sale ou légèrement grisâtre. Si on voulait incinérer au blanc parfait, il faudrait employer une chaleur plus forte, qui pourrait altérer la nature des cendres, ainsi que l'a fort bien fait observer M. Louyet. On prend le poids de ces cendres, pour juger s'il y a ou non excès de matières inorganiques dans la farine. On constate aussi si ces cendres attirent ou non l'humidité de l'air ; si elles sont neutres ou alcalines au papier de curcuma, ce dernier caractère devant faire soupçonner la présence des féveroles ;

7° On procède ensuite à l'examen chimique de ces cendres en déterminant leur nature. S'il s'y trouve du carbonate calcaire en quantité notable, cela indique une addition de matières minérales, puisque les farines de céréales, et même celles des haricots et des féveroles, ne contiennent pas de carbonate calcaire, d'après M. Liebig ;

8° Faire l'analyse mécanique de la farine, en opérant sur 25 ou 50 grammes de farine desséchée à 30° seulement, qu'on met en pâte avec la moitié environ de son poids d'eau. Après avoir abandonné cette pâte à elle-même pendant 20 à 30 minutes, on examine son élasticité, sa consistance, et on la malaxe ensuite entre ses doigts sous un filet d'eau au-dessus d'un tamis de soie placé sur une capsule propre à recevoir les matières qui passent à travers le tamis. Le gluten resté entre les doigts est réuni au besoin à celui qui a pu s'échapper et qui est resté sur le tamis. On l'examine dans ses qualités physiques, puis on le pèse, après l'avoir exprimé légèrement et essuyé entre des feuilles de papier brouillard ; on a ainsi le poids du gluten frais et hydraté ; si on l'étend en lames minces et qu'on l'expose à un air assez sec, il se dessèche en moins de trois jours, et on peut le peser dans ce nouvel état, en considérant que le gluten frais pèse environ le double du même gluten desséché ;

9° On recueille l'amidon et l'eau de lavage provenus de l'analyse mécanique et on y recherche la présence des substances étrangères au blé. S'il y a des matières minérales insolubles, on les sépare autant que possible de l'amidon, en mettant celui-ci en suspension dans l'eau et décantant le liquide trouble dès que les matières minérales se sont en grande partie déposées. On peut aussi isoler ces matières de l'amidon en saccharifiant ce dernier avec de l'eau acidulée par l'acide chlorhydrique, qu'on fait bouillir à la vapeur jusqu'à ce que le liquide ne bleuisse plus par l'iode.

On sépare, en outre, l'amidon, au moyen de l'eau, en divers dépôts, pour recueillir séparément les globules de fécule les plus gros, d'après les indications de MM. Boland et Lecanu ;

10° On examine au microscope, avec un grossissement de 200 à 300 fois, les particules d'amidon les plus pesantes recueillies dans l'analyse mécanique susdite, afin d'y découvrir, s'il y a lieu, les globules de fécule de pommes de terre et ceux des légumineuses ;

11° On procède directement et successivement à la recherche spéciale des légumineuses, des féveroles ou vesces, de la fécule de pommes de terre, de la farine de seigle, de celle de sarrasin, etc., par les procédés connus et rapportés sommairement, pour la plupart, dans cette notice.

Les procédés à suivre dans ces cas ont déjà été indiqués dans les précédents *Annuaire*s. M. Martens y ajoute quelques observations dont nous allons rapporter ce qui est nouveau.

Recherche de la farine de légumineuses.—Pour constater la présence d'une farine de légumineuses dans de la farine de blé, on avait entre autres recommandé d'extraire la légumine, soit avec l'eau tiède, soit avec de l'eau ammoniacale. M. Martens rejette l'un et l'autre de ces moyens ; en effet il s'est assuré que l'eau n'extrait que la moitié de la légumine environ, et que l'eau ammoniacale ne peut être employée quand il s'agit d'une farine contenant du gluten, parce que ce dernier est soluble dans un liquide de cette nature ; il n'y a rien de mieux à proposer que de faire une étude comparative d'une farine pure avec la farine suspecte.

L'auteur étudie ensuite comparativement les précipités que l'acide acétique détermine dans des liquides provenant de macérations de farine de légumineuses et de farine de sarrasin. Ces deux précipités sont solubles dans l'ammoniaque, mais celui fourni par la farine de sarrasin reste en dissolution, quand on ajoute de l'acide acéti-

que tandis que la légumine se précipite sous l'influence de cet acide.

Farine de seigle. — La farine de seigle se distingue, comme on sait, de la farine de froment en ce qu'elle ne fournit pas un gluten élastique et restant dans la main de la personne qui malaxe avec de l'eau une pâte de cette farine; mais comme des farines de froment avariées, ou falsifiées peuvent présenter le même caractère, il est bon de ne pas se borner à ce caractère; M. Martens recommande l'emploi du sous-acétate de plomb qui ne précipite pas la solution de farine de froment, mais bien celle de farine de seigle à cause du mucilage qu'elle renferme; il est vrai que l'acétate de plomb précipite également les dissolutions de farine de lin et de féveroles, mais la dissolution de farine de seigle devient visqueuse au contact du sel de plomb, mais en conservant sa transparence, tandis que la dissolution de farine de lin produit un précipité.

Si l'on fait macérer de la farine de seigle avec quatre fois son poids d'eau à 8° C., le mélange devient, au bout de deux heures, beaucoup plus visqueux que celui qui se produit par la farine de froment ou de féveroles.

Voilà les caractères que M. Martens invoque pour distinguer la farine de seigle de celle de froment, de celle de lin, ou de féveroles; il faut convenir que ces caractères sont loin de résoudre la question.

259. Sur l'hydratation des blés de la récolte de 1850; par M. MILLON (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t XXXI, p. 746). — **Même sujet;** par M. DUREAU DE LANALLE (*ibid.*, p. 897).

Voici la note telle que M. Millon l'a publiée sur cette importante question de l'hydratation des blés :

« L'analyse des blés récoltés dans le nord, en 1849, m'a fourni des résultats que je n'ai pas encore publiés; je voulais y joindre l'analyse comparative des blés de 1850, mais le mode d'hydratation de ces derniers m'a frappé par une disposition particulière qu'il est bon de faire connaître de suite. Il en résultera, je crois, quelques indications pratiques, tout à fait actuelles, urgentes peut-être, et qu'on apercevrait moins bien dans un travail d'ensemble.

« Trois agriculteurs distingués de l'arrondissement de Lille, dont les exploitations sont assez distantes l'une de l'autre, m'ont remis huit échantillons de blés qui devaient représenter, d'une part, les

plus répandues dans la culture du nord, et, d'autre part, l'état moyen des récoltes de l'année courante.

« Cette récolte a été troublée, on le sait, au moment même de la moisson, par des pluies si abondantes, si continues, qu'on n'a pu faucher, ni javeler, ni engranger à temps. Les gerbes ont été largement mouillées, l'eau a pénétré les meules et la fermentation s'y est mise; enfin le blé a germé même sur sa tige.

« Dans de pareilles conditions, je m'attendais à trouver la semence fortement hydratée, chargée même d'une quantité d'eau tout exceptionnelle, il n'en a rien été.

« J'ai constaté un minimum d'eau de 15,22 pour 100, et un maximum de 16,05.

« Voici d'ailleurs ce tableau d'hydratation pour les huit échantillons auxquels j'ai conservé les noms que leur donnent les agriculteurs du pays :

Blé blauzé.	15,22	pour 100
Autre blé blauzé.	15,22	»
Blé à duvet.	16,05	»
Blé barbu	15,74	»
Blé roux anglais	15,48	»
Blé de mars.	15,67	»
Blé de mai	15,64	»
Blé d'Espagne.	15,52	»

« L'hydratation moyenne est 15,56.

« Sept échantillons, provenant de la récolte précédente (1845), contenaient la proportion d'eau qui suit :

Blé blauzé.	17,05	pour 100
Autre blé blauzé.	17,00	»
Blé à duvet.	17,01	»
Blé barbu	17,15	»
Blé roux anglais	17,10	»
Blé d'Espagne.	16,50	»
Blé de miracle (cultivé exceptionnellement).	17,70	»

« En moyenne 17,07 pour 100.

« Je trouve encore dans mes notes des années précédentes, qu'un

blé, récolté en 1847, dans l'arrondissement de Lille, m'a donné 18,5 pour 100 d'eau, et un autre de 1848, 14,00 pour 100.

« Ainsi le blé de la dernière récolte, malgré son mouillage prolongé, contient moins d'eau que le blé de 1849, dont l'excellente qualité a été reconnu ; il en contient beaucoup moins que le blé de 1847 et un peu plus que celui de 1848. Au total, il figure parmi les blés les moins hydratés.

« Cette contradiction apparente entre l'état du blé et les conditions hygrométriques qui ont accompagné sa récolte, s'est expliquée par un examen plus intime du mode d'hydratation.

« Je me suis souvenu d'avoir analysé un blé tendre exotique, transporté par eau et qui avait dû séjourner dans des lieux humides ; sa fleur ne renfermait que 15,2 pour 100 d'eau, tandis que la farine brute en contenait 15,7 et le son jusqu'à 16,3.

« Je me suis demandé si dans le blé de notre dernière récolte, l'eau ne s'était pas arrêtée à la périphérie du grain. L'expérience a été décisive. J'ai reconnu constamment dans la fleur une proportion moindre que dans la farine brute. Cette différence a été en moyenne de $\frac{1}{2}$ pour 100. Si j'avais pu disposer d'une quantité de chaque espèce de blé suffisante pour la faire passer à la meule, au lieu d'employer un petit moulin de fer, le son régulièrement extrait eût présenté un excédant d'eau que j'évalue à 2 pour 100.

« Mais la différence qui précède suffit pour montrer que l'hydratation du blé est inégalement répartie ; l'eau versée par le ciel n'a pénétré que la partie corticale du grain, elle s'y est accumulée, mais elle n'a pas mouillé le centre. Celui-ci reste dans un état de siccité qui fait entrevoir des chances favorables à sa bonne conservation.

« Ce mode d'hydratation devient conforme aux variations de l'atmosphère ; il devient conforme aux observations de nos cultivateurs, qui savent tous que le blé avait atteint la maturité la plus satisfaisante lorsque la pluie est survenue ; leur sentiment se trouve éclairé et confirmé par le fait précis que l'analyse chimique révèle.

« Maintenant, et c'est ici que les données du laboratoire se convertissent en formules pratiques, lorsque la mouture du blé sera faite, si la farine reste à l'état brut, le son devra y introduire promptement les dispositions fermentescibles ; si, au contraire, le blutoir divise sans retard le son et la fleur, il aura fait le partage de la partie mouillée et de la partie sèche, autrement dit, de la partie alté-

rable et de la partie saine. Du moins est-il à pressentir que le son sera soumis à toutes les avaries du mouillage, tandis que la fleur isolée du son sera dès lors moins exposée et sans doute plus facilement conservable.

• On devine encore les ressources d'une aération forte et persévérante appliquée aux blés de 1850. Qu'on s'attache donc à les purger et nettoyer; qu'on les passe et repasse fréquemment à la pelle et au crible; qu'on ne se presse point de les introduire dans les sacs; qu'on les dispose en couches moins épaisses sur le plancher du grenier, et que les courants d'air pénètrent celui-ci en tous sens, lorsqu'ils y portent la sécheresse. Enfin c'est le cas ou jamais de recourir aux ventilateurs énergiques, presque toujours utiles et indispensables en cette occurrence. On récupérera cent fois par la valeur du produit ce qu'on perdra par déchet de la masse.

« Qu'on ne l'oublie pas, car cette pensée est consolante, l'humidité qui a saisi nos céréales est superficielle; le remède sera d'autant plus facile et plus efficace que le mal est moins profond. »

260. Sur les propriétés alimentaires du son; par M. DUBOIS
(*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 47).

On sait que M. Millon, se fondant sur ce fait que le son de blé contient au moins 90 pour 100 de substance nutritive, a proposé de le soumettre à une nouvelle mouture et de le mélanger à la farine pour la fabrication du pain (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 485.)

Appelé par l'administration centrale de force et de correction de Limoges à reconnaître la qualité du pain distribué aux détenus et les valeurs des farines employées à la fabrication, M. Dubois, pharmacien, s'est convaincu que le son est une matière essentiellement alimentaire même pour l'homme lorsqu'il est placé dans des conditions assez favorables pour le digérer; il a vu que le son possède une valeur alibile plus grande que la farine de seigle, qu'il communique au pain une saveur aromatique agréable et la propriété de se conserver plus longtemps frais que le pain préparé avec de la farine fortement blutée.

M. Dubois conclut de ses observations que du pain préparé avec du blé de bonne qualité, soumis à une mouture telle qu'il fût réduit en poudre impalpable et homogène, conviendrait, sous tous les rapports, à l'alimentation de l'homme. Il termine en faisant ressortir les avantages économiques et particulièrement l'accroissement im-

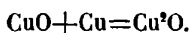
médiat de nos richesses agricoles qui résulteraient de cette application nouvelle des propriétés alibiles du son.

261. — Sur l'action du sel ammoniac dans l'oxydation des matières colorantes; par MM. KOEHLIN et PLESSY (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 401). — **Même sujet;** par M. H. SCHLUMBERGER (*ibid*, p. 406).

Lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans une dissolution d'acétate de cuivre, à l'abri du contact de l'air, il n'y a, comme on sait, aucune réaction. Mais, si dans cette dissolution, on ajoute de l'hydrochlorate d'ammoniaque (le double en poids du sel de cuivre) et à l'abri du contact de l'air, le liquide se décolore spontanément. Par le refroidissement, il se précipite des cristaux de protochlorure de cuivre. La liqueur redevient bleue dès qu'on la remet au contact de l'air.

Cette expérience n'est qu'une variante de cette autre qui consiste à mettre une lame de cuivre dans une dissolution d'ammoniaque, ce qui fournit une liqueur bleue ou incolore, suivant que l'on opère en présence ou à l'abri de l'air.

Dans le premier cas, la lame de cuivre s'oxyde, et le bioxyde formé se dissout dans l'ammoniaque; vient-on à supprimer le contact de l'air, le bioxyde de cuivre se réduit en protoxyde à la faveur d'une portion de cuivre qui entre en combinaison.



La propriété du sel ammoniac mentionnée plus haut, est depuis longtemps utilisée dans l'impression sur étoffes. Quand un sel de cuivre est en présence du sel ammoniac et d'une matière organique colorable, le cachou par exemple, les choses se passent comme dans l'expérience avec l'acétate de cuivre, à cela près qu'ici le principe organique tient lieu de métal et que c'est lui qui se charge de la réduction du bioxyde de cuivre. Et comme le protoxyde de cuivre peut de nouveau reprendre de l'oxygène à l'air humide, on peut admettre que l'oxyde de cuivre agit ici comme moyen de transport continu de l'oxygène de l'air sur le principe colorable.

C'est ce qui résulte pleinement du travail de MM. Koechlin et Plessy. De plus, ces chimistes se sont assurés que les chlorures de potassium, de sodium, de calcium, d'étain peuvent être substitués

au chlorhydrate d'ammoniaque, toutefois ils trouvent que l'action de ce dernier est plus énergique.

Mais, en fait de sels ammoniacaux, il n'y a que le chlorhydrate qui agisse convenablement.

M. Schlumberger, qui a répété les expériences de MM. Koechlin et Plessy, conclut de ses propres observations ainsi que de celles de ces deux chimistes :

1° Que l'action du chlorure ammonique mélangé de sels de cuivre, a pour but de produire des sels doubles, qui ont la propriété d'oxyder les matières colorables et, de plus, de se décomposer et de céder de l'oxyde cuivrique à la matière colorante modifiée ou oxydée, qui se fixe, dans cet état, sur la toile de coton.

2° Que le chlorure ammonique ne peut être remplacé par d'autre chlorure, dans la fixation et l'oxydation des matières colorantes par les sels de cuivre ;

3° Que ces faits se confirment pour la matière colorante du bois de Lima, de celle du bois de Campêche, aussi bien que pour le cachou.

4° Que le chlorure cuivrique et le nitrate cuivrique, employés en grandes doses, fixent et oxydent également le cachou ; mais, dans ce cas, la proportion de ces sels doit être tellement forte, qu'elle devient impraticable pour l'emploi en grand ;

5° Que la matière colorante du cachou, *oxydée* et fixée sur la toile par les sels doubles de cuivre, peut donner une couleur brune foncée, avec la proportion du cachou.

6° Que la matière colorante *non oxydée* du cachou peut également se fixer sur la toile, en combinaison avec l'oxyde cuivrique ; mais en produisant des couleurs différentes et plus claires que dans les cas précédents d'oxydation ;

7° Enfin, que le cachou ne peut se fixer sur la toile de coton sans l'intermédiaire d'un mordant, tel que l'oxyde de cuivre, l'oxyde de chrome, l'oxyde de fer, l'oxyde de manganèse, l'oxyde d'étain, l'alumine, la chaux, etc., etc.

262.—Sur les principes colorants du bois jaune ; par M. WAGNER
(*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 82).

Comme tous les chimistes qui depuis cinq ans ont étudié les différentes matières colorantes, M. Wagner a eu occasion de reconnaître la fausseté des assertions de M. Preisser dans sa dissertation

sur l'origine des matières organiques (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 385).

M. Wagner a spécialement examiné les principes colorants du bois jaune (*morus tinctoria*, Jacq.) ; pour les obtenir il abandonne à elle-même la décoction filtrée de ce bois. Au bout de quelques jours il se sépare un dépôt jaune que l'on lave sur le filtre. Ce dépôt est formé de houppes microscopiques, jaunes, et il constitue la *morine* de M. Chevreul. Mais M. Wagner ne tarda pas à reconnaître que cette prétendue morine est formée d'un acide tannique particulier, mêlé avec une combinaison calcaire peu soluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool. C'est dans cette substance qu'il faut chercher le principe colorant du bois jaune, principe pour lequel l'auteur conserve le nom de *morine*.

Pour préparer la morine pure, M. Wagner s'est arrêté au procédé suivant : on épuise le bois jaune par l'eau et on évapore à un tel point la décoction filtrée, que le liquide obtenu avec 5 kilogrammes de bois soit réduit à 5 litres. On abandonne le liquide à lui-même et au bout de un à deux jours il s'est formé un dépôt sur-nagé d'un liquide brun qui retient un peu de cette matière jaune et beaucoup d'un acide que l'auteur appelle *acide morintannique*, qui constitue également une matière colorante et que l'on peut isoler en évaporant le liquide à siccité.

Après avoir recueilli et exprimé le dépôt jaune de morine on le fait dissoudre dans l'alcool bouillant et on verse la dissolution alcoolique dans 8 ou 10 fois son volume d'eau. La morine impure se précipite aussitôt tandis que l'acide morintannique reste en dissolution. On réitère trois ou quatre fois cette opération, on recueille la morine sur un filtre, on lave à l'eau froide et on fait sécher.

Ainsi obtenue, la morine se présente à l'état de poudre jaune cristalline, donnant par la combustion une cendre de carbonate de chaux qui se monte d'ordinaire à 7 ou 8 pour 100. Pour isoler la morine on fait bouillir la combinaison calcaire avec 15 à 20 fois son volume d'alcool contenant une quantité appropriée d'acide oxalique, environ 12 pour 100 du poids de morine calcaire ; on filtre bouillant et on verse le liquide dans 100 fois son volume d'eau. Il se sépare aussitôt une poudre jaunâtre, cristalline, qu'on obtient tout à fait blanche par des précipitations réitérées, et que l'on fait sécher à l'abri de l'air.

La morine pure jaunît rapidement à l'air. Presque insoluble dans

l'eau froide, elle se dissout un peu mieux dans l'eau bouillante. 1 partie de morine se dissout dans 4000 parties d'eau à 20° et dans 1060 parties à 100°. La dissolution est incolore et elle abandonne la majeure partie de la substance par le refroidissement. La morine est très-soluble dans l'alcool et l'éther; à l'état concentré, ces dissolutions sont colorées en jaune foncé. La saveur de la morine est amère mais non astringente; ses dissolutions sont faiblement acides et ne précipitent pas par la gélatine.

La coloration que les dissolutions de morine éprouvent à l'air est due à la fixation d'un peu d'ammoniaque et non à celle de l'oxygène. Une dissolution ammoniacale de morine noircit à l'air; les acides en séparent alors une substance de nature alkumique. La grande sensibilité de la morine à l'égard des alcalis permet de l'employer comme réactif pour le bicarbonate de chaux en dissolution dans les eaux.

Chauffée à 180° la morine abandonne de l'eau et se conserve assez bien jusqu'à 250°; à 300° elle noircit, perd de l'acide carbonique ainsi qu'une huile qui cristallise dans le récipient et qui est très-soluble dans l'eau. Il se forme en même temps du spiroïl.

Au contact de l'acide sulfurique concentré la morine se dissout avec une couleur jaune et en dégageant l'odeur caractéristique du castoreum et du jaune indien.

L'acide nitrique concentré produit une dissolution rouge brun qui fournit par l'évaporation de belles tables jaunâtres d'acide oxy-picrique (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 426).

Les acides chlorhydrique, oxalique, sulfurique faible, phosphorique, tartrique et acétique, forment avec la morine une dissolution incolore que les alcalis colorent en jaune ou en brun.

Certains teinturiers tirent parti de cette action des acides pour aviver la couleur en arrosant d'acide acétique les copeaux de bois jaune avant de les épuiser par l'eau.

Les alcalis forment avec la morine une belle couleur jaune; le perchlorure de fer produit une coloration grenat; cette réaction fournit un excellent caractère pour la pureté de la morine, pour peu qu'elle renferme de l'acide morintannique il se produit une coloration vert foncé.

Le sulfate ferreux produit un précipité vert olive.

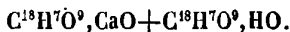
Le sulfate et l'acétate de cuivre, le nitrate d'argent en sont réduits.

Les analyses de la morine concordent avec la formule



Mais M. Wagner préfère doubler cette formule à cause de ses rapports avec l'acide morintannique.

La combinaison calcaire que l'on extrait de la décoction de bois jaune est alors représentée par la formule



Acide morintannique. — Cet acide se trouve accumulé dans le centre des blocs de bois jaune d'où on le peut retirer sans peine et sans traitement préalable par l'eau. Cet acide tel qu'on l'extrait à l'aide du ciseau ne renferme que 60 pour 100 de cendres.

On le purifie de la manière suivante : d'abord on le fait cristalliser à plusieurs reprises, ensuite, pour le débarrasser d'une substance résineuse, on le fait dissoudre dans une grande quantité d'eau bouillante, aiguisée de quelques gouttes d'acide chlorhydrique, et on filtre la dissolution toutes les fois qu'elle est devenue trouble; quand le liquide reste limpide on l'abandonne à lui-même; l'acide morintannique se dépose alors, au bout de quelque temps, à l'état de poudre jaune claire, cristalline, formée de prismes microscopiques.

L'acide morintannique possède une saveur douceâtre, astringente; il est peu soluble dans l'eau froide, mais il se dissout sans peine dans l'eau bouillante. Cette dissolution est jaune et possède une réaction acide. 6,4 parties d'eau à 20° dissolvent 1 partie de cet acide qui n'exige que 2,14 parties d'eau à 100° pour se dissoudre. Il est très-soluble dans l'alcool, l'esprit de bois et l'éther. La dissolution éthérée concentrée est brune par transmission et verdâtre par réflexion. L'acide morintannique est insoluble dans l'essence de térébenthine, le pétrole et les huiles grasses.

Cet acide exerce quelques réactions curieuses qui le distinguent essentiellement de tous les acides tanniques actuellement connus.

A l'exception des acides oxydants, tous les autres acides sont presque sans action à froid. A chaud, l'acide sulfurique le brunit en développant une forte odeur d'acide carbolique (*oxyde de phényle*), et au bout de quelques jours la liqueur dépose un corps rouge brique cristallin qui devient pourpre pour peu qu'il éprouve l'action de l'ammoniaque.

Ce corps pourpre se produit également avec l'acide chlorhydrique étendu et bouillant; avec l'acide concentré, la décomposition est plus profonde et se termine par la formation d'une substance ulmi-

que. Dans toutes ces décompositions on remarque une forte odeur d'acide carbolique.

L'acide nitrique faible donne lieu à une résine et à de l'acide oxalique. L'acide chrômique détruit complètement cet acide, le chlore forme des produits résineux.

La gélatine précipite complètement l'acide morintannique, l'émétique le précipite partiellement. Le nitrate d'argent est sans action mais il y a réduction quand on fait bouillir après avoir ajouté quelques gouttes d'ammoniaque.

Le sulfate ferroso-ferrique produit un précipité vert foncé soluble dans l'acide acétique.

Le sulfate de cuivre donne un précipité brun ; quand on fait chauffer cet acide avec de l'acétate de cuivre il se dépose de l'hydrate de protoxyde de cuivre.

Avec l'acétate de plomb neutre il se produit un précipité jaune.

La dissolution aqueuse de l'acide morintannique n'est pas précipitée par les acides sulfurique, chlorhydrique, phosphorique, et arsénique ; elle se comporte donc d'une manière inverse à l'acide tannique du chêne.

A 200°, l'acide morintannique entre en fusion, à 250° il abandonne de l'acide carbonique et une eau acide, et le résidu se compose d'une substance brune. A 300° il passe un liquide huileux qui laisse déposer des cristaux incolores. Le liquide huileux est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther ; les sels ferreux le colorent en vert foncé.

Les cristaux constituent un acide nouveau, que l'auteur appelle *acide pyromorintannique* ; il se produit en même temps une huile qui paraît être de l'acide carbolique.

L'acide morintannique se distingue des autres acides tanniques par les caractères suivants :

Il diffère des acides du cachou, du kino de la noix de galle et de l'acide caféannique parce qu'il *crystallise*, qu'il constitue une *matière colorante jaune* et que *son sel de plomb est soluble dans l'eau*.

Il diffère de l'acide quercitannique en ce que les acides ne précipitent pas sa dissolution aqueuse ; enfin, son action sur l'émétique le différencie des acides du kino, du café et du cachou.

L'expression la plus simple qu'on puisse donner à la composition de l'acide morintannique est la formule



L'auteur la double toutefois à cause de l'analogie de cet acide

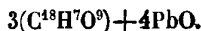
avec les autres acides tanniques ; c'est là la seule raison, car il n'a pas réussi à obtenir un équivalent bien net. La formule de cet acide devient alors identique à celle de la morine, et comme, d'après plusieurs chimistes, l'acide gallique séché à 100° est isomère avec le tannin, que l'acide catéchucique est isomère avec l'acide tannique du cachou, M. Wagner pense que la morine n'est autre chose que l'acide gallique de l'acide morintannique.

En généralisant la formule que M. Mulder et M. Wetherill proposent pour l'acide tannique (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 373) on arrive à la série suivante :

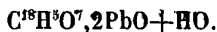
$C^{14}H^6 + 5O$	acide cafétannique
$C^{14}H^6 + 6O$	» cachoutannique, catéchucique, quinique.
$C^{14}H^6 + 7O$	» viridique.
$C^{14}H^6 + 8O$	» morintannique, morine, acide bohéique.
$C^{14}H^6 + 9O$	» tannomélanique.
$C^{14}H^6 + 10O$	» tannique, gallique.

M. Wagner a examiné quelques morintannates. Le morintannate de plomb constitue un précipité jaune soluble dans l'eau bouillante et se déposant aussitôt à l'état de poudre cristalline. L'eau mère abandonne, au bout de quelque temps, des flocons qui se produisent exclusivement quand on fait bouillir trop longtemps la dissolution aqueuse du sel de plomb.

L'analyse de ce sel cristallin a donné des résultats que l'auteur représente par la formule



Quand on traite une dissolution bouillante d'acide morintannique par une dissolution d'acétate basique de plomb il se produit un précipité jaune peu soluble dans l'eau que l'auteur représente par



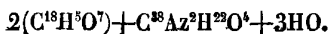
Morintannate de chaux $2(C^{18}H^5O^7) + CaO, 3HO$. — Ce sel se prépare en faisant bouillir du carbonate de chaux dans une dissolution aqueuse d'acide morintannique jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique ; on filtre bouillant. Au bout de quelques heures il se sépare des flocons bruns que l'on recueille et que l'on fait dissoudre dans l'alcool. On coule la dissolution dans 10 fois son volume d'eau

et le morintannate de chaux se précipite en cristaux jaunes, microscopiques qui ressemblent extrêmement à la combinaison calcaire sous la forme de laquelle la morine se rencontre dans le bois jaune.

Morintannate de sesquioxyle de fer.—En versant du sesquichlorure de fer dans une dissolution d'acide morintannique, il se produit un précipité vert foncé que l'auteur représente par une formule qu'il ne considère pas comme définitive puisqu'il ne tient pas compte de la réduction que le sesquichlorure a pu subir.

Le morintannate de quinine a été obtenu en décomposant le morintannate de chaux par du chlorhydrate de quinine ; ce sel constitue un précipité amorphe, jaune, peu soluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool.

L'auteur adopte pour la quinine la formule proposée par M. Laurent, et il représente ce sel par



M. Wagner termine par des considérations techniques très-intéressantes mais sortant du cadre de cet ouvrage.

263.—Sur la matière colorante du bois de santal ; par MM. WEYERMANN et HAEFFELY (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 226).

Les auteurs ont préparé et analysé la matière colorante que M. Meier, qui l'a isolée, appela acide *santalique* (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 446). On sait que la matière colorante du santal a été isolée pour la première fois par Pelletier, qui l'appela *santaline* et qu'il représenta par la formule



MM. Weyermann et Haefely ont préparé cet acide santalique d'après le procédé indiqué par M. Meier : on épuise le bois de santal par l'alcool, on évapore, on fait bouillir le résidu dans l'eau et on le dissout dans l'alcool. Additionnée d'une dissolution alcoolique d'acétate de plomb, cette liqueur fournit un précipité violet foncé de santalate de plomb dont on sépare l'acide au moyen de l'acide sulfurique.

Cet acide est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool qu'il colore en rouge de sang ; il est soluble dans les alcalis, dans l'acide acétique et dans l'acide sulfurique. Les combinaisons qu'il forme avec la baryte et la chaux sont presque insolubles dans l'eau.

Les auteurs ont purifié cet acide en le faisant dissoudre dans de l'alcool contenant de l'acide chlorhydrique et précipitant par l'eau.

Après une seconde purification dans l'alcool, et une évaporation convenable, ils obtinrent une poudre rouge, cristalline, dont ils représentent la composition par



la combinaison barytique est : $C^{30}H^{13}O^9, BaO$.

264. — Sur les matières colorantes rouges de la garance; par MM. WOLFF et STRECKER (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 206).

Les auteurs résument leur Mémoire de la manière suivante :

« La garance contient deux matières colorantes rouges, qui ont été désignées depuis longtemps par MM. Robiquet et Colin, sous le nom d'*alizarine* et de *purpurine*. Ce sont les mêmes corps que M. Runge a décrits sous le nom de *krapproth* et *krappurpur*, M. Debus les a nommés *acide lizarique* et *oxylizarique*. »

La composition de l'alizarine est exprimée par la formule



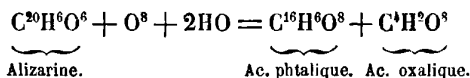
qui correspond exactement aux résultats des analyses de MM. Schunck et Debus. L'alizarine est un acide faible, qui s'unit avec les bases en proportions différentes. Voici la table des sels que les auteurs ont analysés et calculés :

Alizarine hydratée.....	$C^{20}H^6O^6 + 4HO;$
» plombique.....	$2(C^{20}H^5O^5) + 3PbO;$
La même, autre préparation...	$3(C^{20}H^5O^5) + 4PbO;$
Alizarine calcique.....	$2(C^{20}H^6O^6) + 3(CaO, HO);$
» barytique.....	$C^{20}H^6O^6 + 2BaO;$
La même, autre préparation...	$2(C^{20}H^6O^6) + 3(BaO, HO);$
» séchée à 120°.....	$2(C^{20}H^6O^6) + 3BaO;$
» autre préparation...	$3(C^{20}H^6O^6) + 2BaO;$

L'acide chloronaphtalique, $C^{20}H^5ClO^6$, découvert par M. Laurent, est, comme cette formule de l'alizarine le fait voir, de l'alizarine chlorée. On sait que cet acide forme, avec les oxydes, des sels d'une couleur rouge ou jaune. Les auteurs ont vainement cherché à trans-

former cet acide en alizarine, soit par l'amalgame de potassium, soit par le courant électrique au sein d'une solution alcaline. Cependant MM. Wolff et Strecker ne doutent pas que des recherches ultérieures ne puissent faire obtenir une réaction que la théorie présente comme possible.

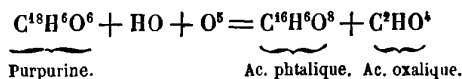
L'alizarine, traitée par l'acide nitrique, donne, outre l'acide oxalique, un acide volatil que M. Schunck a nommé *acide alizarique*, et dans lequel M. Laurent a reconnu l'acide phtalique. MM. Wolff et Strecker ont prouvé, par l'analyse élémentaire du sel argentique, qui a donné la composition $C^{16}H^4Ag^2O^8$, que l'alizarine donne, en effet, par l'acide nitrique, de l'acide phtalique. L'équation suivante rend compte de cette transformation :



M. Laurent a trouvé que l'acide chloronaphtalique se transforme de même, sous l'influence de l'acide nitrique, en acides phtalique et oxalique. C'est une nouvelle preuve de la liaison intime qui existe entre cet acide et l'alizarine.

La purpurine, la seconde matière colorante rouge de la garance, a pour composition $C^{18}H^6O^6$; elle diffère de l'alizarine par 2 équivalents de carbone. Elle donne, ainsi que l'alizarine, avec les différents mordants, toutes les couleurs qu'on produit par la garance. Le rouge d'Andrinople produit au moyen de la purpurine, est beaucoup plus beau (moins bleu) que celui que l'on obtient au moyen de l'alizarine. La purpurine est séparée de l'alizarine par une dissolution concentrée et bouillante de l'alun dans laquelle elle se dissout aisément. Elle donne, avec la potasse, une dissolution rouge groseille, tandis que la couleur de la solution potassique de l'alizarine est d'un bleu pur à la lumière réfléchie, et pourpre quand on la place entre l'œil et la lumière.

La purpurine, traitée par l'acide nitrique, se transforme aussi en acide phtalique et en acide oxalique, d'après l'équation :

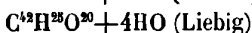
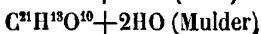
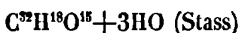


Dans la garance qu'on a fait fermenter avec de la levure, à la température de 30°, les auteurs n'ont trouvé que de la purpurine ;

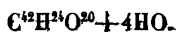
il est très-probable que l'alizarine s'est transformée, dans ces conditions, en purpurine, ce qui pourrait avoir lieu avec dégagement d'acide carbonique et d'hydrogène.

265. — **Sur la phloridzine;** par M. ROSER (*Annalen der Chemie und Pharmacia*, t. LXXIV, p. 178). — **Sur la formule chimique de la phloridzine;** par M. STRECKER (*Ibid.*, p. 184).

Diverses formules avaient été proposées pour représenter la phloridzine, telles sont :



M. Stass fondait sa formule sur les résultats obtenus avec une combinaison de cette substance avec le plomb. M. Liebig basa la sienne sur les réactions de la phloridzine; les expériences que M. Roser avait entreprises dans le but de fixer l'équivalent de la phloridzine, appuient la formule proposée par M. Liebig qui, calculée d'après le nouvel équivalent du carbone, est :



M. Roser s'étant assuré que la phloridzine forme avec l'oxyde de plomb plusieurs combinaisons difficiles à séparer, il chercha à arriver à son but en déterminant le sucre qui se produit quand on fait chauffer de la phloridzine avec de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique affaibli.

A cette occasion, l'auteur a constaté le peu de précision de la méthode que M. Krocker a employée pour doser la fécule par sa conversion en sucre et la fermentation de celui-ci (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 448); en effet la saccharification de la fécule ne s'opère pas toujours complètement, la transformation complète du sucre de canne en glucose se fait assez lentement; enfin la réaction avec l'iode, adoptée par M. Krocker, conduit parfois à des erreurs.

M. Roser croit avoir été plus heureux en se servant d'un procédé déjà suivi par M. Kersting dans son analyse des vins du Rhin (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 507).

Après avoir décomposé la phloridzine par l'acide sulfurique, et séparé la phlorétine par filtration, on neutralisa la liqueur par la

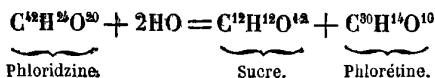
soûde, et on étendit d'eau, de manière à obtenir 200 c. c. On prit ensuite 10 centimètres cubes d'une dissolution normale de cuivre et on y ajouta de la liqueur sucrée ci-dessus jusqu'à décomposition complète du sel de cuivre, ce dont on s'assura en traitant quelques gouttes de liqueur par un peu de prussiate de potasse, ou d'hydrogène sulfuré.

La transformation de la phloridzine en sucre et en phlorétine, n'est guère complète avant quatre jours de contact.

L'auteur s'est assuré que la phloridzine et la phlorétine sont sans action sur le sel de cuivre.

La quantité de sucre fournie a été en moyenne 41,76 pour 100.

Cette transformation peut donc s'interpréter de la manière suivante :



M. Roser a cru pouvoir appliquer le procédé précédent à la détermination du sucre qui se produit dans la même circonstance avec la salicine; il n'a pu réussir; la salicine ne se décompose qu'incomplètement dans cette circonstance et la saligénine produite se transforme en salirétine.

266. — Sur la githagine; par M. SCHARLING (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 351).

M. Scharling appelle *githagine* la substance vénéneuse que M. Schulze a extraite de l'*agrostemma githago* (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 425), et que ce chimiste appela *agrostemmine*. D'après M. Scharling, cette matière ne se comporterait pas comme base organique; elle est d'ailleurs précipitée par le nitrate d'argent et l'acétate de plomb basique, l'acide nitrique la transforme en acide oxalique; l'acide sulfurique produit avec elle une coloration analogue à celle que fournit la salicine.

M. Scharling ne fait pas connaître d'analyses. Il ajoute quelques expériences qui démontrent la puissance toxique de ce principe.

267. — Sur l'anémone; par M. MULLER (*Archiv der Pharmacie*, t. CXIII, p. 1).

L'anémone s'obtient, comme on sait, avec l'anémone pulsatile usitée en médecine. Quand on soumet la plante fraîche à la distil-

lation avec de l'eau, il se produit une eau aromatique limpide dont l'odeur irrite fortement les yeux. Abandonnée à elle-même, cette eau s'épaissit peu à peu et laisse déposer à la longue de petits cristaux accompagnés d'une poudre blanche qui est de l'acide anémone d'après M. Schwartz. Cependant, après un temps plus ou moins long, l'eau s'éclaircit et devient enfin d'une innocuité parfaite.

Contrairement à ce que disent les traités, l'anémone est insoluble dans l'éther froid.

D'après M. Frankenheim, cette substance cristallise en prismes rhomboïdaux voisins de l'isatine; les axes de ces cristaux sont entre eux :: 1 : 0,4777 : 0,409.

M. Muller a encore obtenu de l'anémone avec les eaux distillées de l'*Anemone nemorosa*, du *Ranunculus flammula* et *bulbosus*; il n'a pas réussi avec le *Ranunculus sceleratus* et *acris*, *auricomus*, *polyanthemus*, *lingua*, *repens*. L'eau distillée préparée avec ces quatre dernières était presque tout à fait insipide.

268.— Sur l'apiine; par MM. PLANTA et WALLACE (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 262).

L'apiine, préparée pour la première fois par M. Braconnot (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 433), vient d'être étudiée par MM. Planta et Wallace qui lui ont reconnu, en outre, plusieurs propriétés curieuses dont il va être question plus bas.

Obtenue d'après le procédé recommandé par M. Braconnot, l'apiine s'est montrée très-impure; elle contenait plus de 8 pour 100 de cendres; pour la purifier, ils l'épuisèrent par l'alcool bouillant qui élimina immédiatement les matières salines; par le refroidissement, la dissolution alcoolique se prenait en gelée qui se dissolvait rapidement quand on plongeait le ballon dans l'eau bouillante; après avoir chassé l'alcool par la distillation, on obtint une masse pâteuse verte mêlée d'une poudre blanche; cette masse était composée de chlorophylle, de cire et d'apiine. Par une forte expression, cette masse devint blanc verdâtre; on la plongea avec le linge qui la contenait dans de l'alcool chaud on pétrit à plusieurs reprises et enfin on épuisa le résidu par de l'éther bouillant, qui est sans action sur l'apiine, tandis qu'il dissout les deux substances qui accompagnent cette dernière. Desséché ensuite dans le vide, et puis sur le bain-marie, le produit se présente sous la forme d'une poudre tendre, incolore, sans odeur et sans saveur.

L'apiine possède des propriétés hygrométriques très-tranchées ; exposée à l'air après avoir été desséchée, elle reprend exactement les 4,21 p. 100 d'eau qu'elle a perdus par la dessiccation à 100°. A 180°, elle fond sans perdre de son poids, mais elle se décompose vers 210°. L'apiine fondue se dissout plus rapidement dans l'eau bouillante que l'apiine non fondue, et la dissolution se prend en gelée par le refroidissement. Chauffée sur la lame de platine, elle fond, s'enflamme et laisse 0,15 p. 100 de cendres que les auteurs n'ont pu lui enlever.

L'apiine est peu soluble dans l'eau froide ; 1 partie exige 8500 parties d'eau pour se dissoudre. 1 partie d'apiine suffit encore pour rendre gélatineuses 1537 parties d'eau, et cette propriété ne cesse que quand la proportion d'eau est arrivée à 8500 parties.

L'apiine se dissout dans 389 parties d'alcool froid ; elle est beaucoup plus soluble dans l'alcool chaud, et le point d'ébullition d'une dissolution pareille saturée à chaud est beaucoup plus élevé que celui de l'eau.

Une dissolution aqueuse ou alcoolique d'apiine n'est pas précipitée par le chlorure de barium, l'acétate de plomb et le nitrate d'argent ; mais une dissolution alcoolique d'acétate de plomb produit un précipité jaune ; la coloration rouge que cette substance donne avec le sulfate de fer, coloration observée par M. Braconnot, est un caractère très-précieux de l'apiine.

L'apiine ne forme avec les oxydes aucune combinaison définie ; la formule



que les auteurs lui attribuent a été déduite de plusieurs analyses d'apiine pure et de quelques-unes de ses métamorphoses.

Quand on fait bouillir l'apiine pendant une journée avec de l'eau distillée et que l'on a la précaution de remplacer l'eau évaporée, le liquide, jaunâtre d'abord, devient rouge sans se troubler. Par le refroidissement, il se sépare un précipité floconneux et le liquide cesse de s'épaissir.

Ce précipité floconneux est un hydrate d'apiine ; sa formule est représentée par



Cette matière est très-friable et donne une poudre brune ; elle se dissout facilement dans l'eau bouillante, mais elle ne fond pas

quand on la chauffe ; cependant elle produit avec le sulfate de fer la coloration rouge, dont nous avons parlé, et elle est précipitée abondamment par une dissolution aqueuse d'acétate de plomb.

L'apiine se dissout rapidement dans l'acide sulfurique affaibli ; la liqueur perd la propriété de se transformer en une gelée ; si, après cela on laisse refroidir, il se produit un précipité blanchâtre, floconneux, qui devient brunâtre après avoir été lavé et séché.

Cette matière diffère de l'apiine par 4 équivalents d'eau qu'elle renferme en moins ; elle se forme même quand l'eau ne contient plus que 1 pour 100 d'acide sulfurique anglais, et elle reste la même quelle qu'ait été la durée de l'ébullition.

D'après ce qui précède, la formule de ce corps doit être



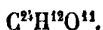
Par ses propriétés, il diffère complètement de l'apiine ; il est presque insoluble dans l'eau et la partie dissoute à l'ébullition se sépare par le refroidissement. Mais il se dissout aisément dans l'alcool bouillant et la dissolution se maintient par le refroidissement. Cette dissolution est neutre et donne un précipité rouge floconneux, avec le sulfate de fer. Le chlorure de barium, l'acétate de plomb et le nitrate d'argent sont sans action. Ce corps ne fond qu'en se décomposant.

Par une ébullition prolongée avec l'acide sulfurique étendu, l'apiine produit une matière à saveur sucrée qui ne fermente pas toutefois, mais qui produit avec le tartrate de cuivre la réaction particulière au glucose.

Avec l'acide chlorhydrique étendu, employé comme l'acide sulfurique, on obtient un corps semblable au précédent par la composition, mais en différant par une plus grande solubilité dans l'eau ; cette dissolution est jaunâtre et ne devient pas gélatineuse par le refroidissement ; le sulfate de fer la précipite en rouge brique.

Les deux acides précédents, employés à froid et à l'état concentré, produisent un composé intermédiaire entre l'apiine et le corps précédent ; ce composé n'a pas entièrement perdu la propriété de se prendre en gelée.

Les auteurs lui attribuent la formule



A chaud ces mêmes acides détruisent complètement l'apiine.

Les alcalis caustiques dissolvent l'apiine sans rien changer à ses propriétés.

Une dissolution aqueuse d'apiine absorbe le chlore gazeux et produit avec lui un précipité jaune sale qui renferme du chlore en combinaison ; ce précipité est soluble dans l'eau chaude et dans l'alcool, mais ces dissolutions abandonnent un dépôt floconneux lorsqu'elles se refroidissent. La dissolution aqueuse se colore en rouge par les sels de fer, et précipite en jaune avec l'acétate de plomb.

100 parties d'apiine séchée à 100° absorbent de 5,11 à 5,13 de gaz chlorhydrique sec et prennent une teinte jaune qui disparaît quand on fait intervenir la chaleur.

Les auteurs n'ont pas obtenu avec l'apiine pure et l'acide nitrique le mélange d'acide picrique et d'acide oxalique que M. Braconnot avait obtenu avec l'apiine telle qu'il l'avait préparée, mais avec de l'apiine impure ils ont pu observer la formation d'un composé qui possédait quelques-uns des caractères de l'acide picrique et qui renfermait, dans tous les cas, de l'acide oxalique.

Un mélange de peroxyde de manganèse et d'acide sulfurique brûle complètement l'apiine et la transforme en acide formique et en acide acétique.

269.—Recherches sur la saponine ; par M. LE BEUF (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 652).

La saponine a été étudiée par MM. Henri et Boutron-Charlard, et par M. Bussy ; à l'état de pureté elle n'a pas reçu d'application jusqu'à ce jour, tandis que les végétaux qui la contiennent ont été, de temps immémorial, employés à divers usages.

M. Le Beuf a reconnu la présence de ce principe dans l'écorce du yallhoy (*Monina polystachia*) et dans celle du quillay (*Quillaja saponaria*) qui en contient le plus.

Voici la description que donne M. Le Beuf du procédé dont il s'est servi pour extraire la saponine :

« Nous avons disposé un appareil à déplacement en cuivre étamé, de la contenance de 10 à 12 litres auquel nous avons fait souder un double corps qui l'entoure dans toute sa hauteur : nous y avons fait ajouter une rigole circulaire ou gouttière placée immédiatement au-dessus du robinet inférieur, destinée à contenir l'esprit-de-vin de chauffage. Après avoir garni de *quillay* moulu

(2500 grammes) le récipient qui fait l'office de bain-marie, on suspend l'appareil à une potence en fer; on verse sur le quillay environ 8 litres d'alcool à 90° : on remplit d'eau bouillante le double corps qui entoure le bain-marie et qui sert de cucurbite, et l'on garnit la rigole d'esprit-de-vin qu'on allume; lorsque celui-ci est consommé, on en ajoute de nouveau et l'on continue à chauffer jusqu'à ce que le liquide alcoolique contenu dans le bain-marie soit arrivé au point d'ébullition. L'esprit-de-vin de la rigole achève de se consumer, et lorsque la flamme s'est éteinte, on ouvre le robinet et l'on reçoit dans une terrine l'alcool tenant en dissolution la saponine.

« Cet alcoolat de saponine est d'une couleur orangée foncée; il est parfaitement clair au sortir de l'appareil, mais en se refroidissant il ne tarde pas à se troubler, et des flocons jaunâtres se précipitent au fond du vase. Lorsque ce liquide est refroidi, on le verse dans un flacon de 6 litres environ qui porte une tubulure bouchée à 7 ou 8 centimètres au-dessus du fond; après vingt-quatre heures, la saponine précipitée occupe la partie inférieure du vase : on débouche la tubulure sans remuer le flacon, on reçoit dans une terrine l'alcool coloré, et l'on met à part le précipité de saponine qui se trouve au-dessous de la tubulure. Ce moyen de décantation nous a paru nécessaire pour séparer complètement le précipité de la partie liquide; car la saponine remonte dans la liqueur et revient s'y mêler, pour peu que l'on agite le vase au fond duquel elle s'est déposée. Afin d'obtenir la saponine entièrement pure, on lave le précipité avec l'éther sulfurique qui s'empare de la matière colorante, et l'on renouvelle l'éther jusqu'à ce qu'il sorte presque incolore. Nous pensons cependant que la saponine obtenue par le refroidissement de l'alcool peut, sans autre opération, être employée à l'usage médical.

« Les 6 litres d'alcoolat de saponine séparés du précipité nous ont donné, par l'évaporation de l'alcool, 162 grammes de saponine beaucoup plus colorée que celle qui s'est précipitée par le simple refroidissement. Mais toute l'écorce n'est pas épuisée de la saponine qu'elle contient, et une nouvelle addition d'alcool à 90° peut encore en extraire une quantité égale au tiers de celle que l'on a obtenue par le premier traitement. L'alcoolat de saponine retient en solution, après le refroidissement, environ 27 grammes de saponine par litre, ou 3,375 pour 100. »

La saponine est soluble dans l'eau comme les gommés pures, et soluble dans l'alcool comme les résines. Cette propriété remarqua-

ble, qui avait été signalée, mais sans avoir reçu d'applications, a été mise à profit par M. Le Beuf pour rendre soluble dans l'eau des corps qui, jusqu'à présent, ne pouvaient se dissoudre que dans l'alcool. Il a obtenu ce résultat, qu'il croit entièrement nouveau, que tous les corps solubles dans l'alcool à 90°, deviennent divisibles en molécules imperceptibles et solubles en quantité notable dans l'eau, par l'intermédiaire de l'alcoolat de saponine.

Il a pu, au moyen de cet intermédiaire, mettre en suspension dans l'eau le baume du Pérou, le baume de Tolu, la résine de gaïac, le baume de copahu, l'huile de ricin, le goudron de Norvège, l'*Asa fœtida*, l'euphorbe, l'huile de *croton tiglium*, la gomme-gutte, la résine de jalap, le *lactucarium*, le camphre, les huiles volatiles, etc., et obtenir des émulsions semblables à du lait qui se maintiennent dans cet état sans subir d'altération; il a des échantillons qui, après six mois, n'ont éprouvé aucun changement.

L'auteur pense qu'on pourrait employer ce moyen pour suspendre dans l'eau les diverses préparations d'iode, de quinine, le bichlorure de mercure, les sels de morphine, dans les cas où ces médicaments doivent être administrés à l'intérieur.

Un fait remarquable encore, est la division du mercure métallique dans l'alcoolat de saponine. Si l'on verse dans cet alcoolat une certaine quantité de ce métal et si l'on agite le flacon, le mercure se divise en particules très-menues qui ont l'apparence de la limaille de fer. Ces molécules sont restées séparées pendant plus de six mois. Après avoir décanté le liquide et versé dans l'axonge le mercure divisé, le mélange s'est effectué avec une grande promptitude, et deux heures de trituration ont suffi pour rendre le métal invisible à une loupe.

270. — Sur la scillitine ; par M. BLEY (*Archiv der Pharmacie*, t. LXI, p. 141).

M. Bley a préparé la scillitine d'après le procédé indiqué par M. Lebordais, qui a découvert cette substance. Après avoir épuisé la scille par l'eau froide, il agita fréquemment le liquide à froid avec du charbon animal; le liquide ne tarda pas à être dépouillé de son amertume par le charbon : on fit sécher ce dernier, puis on le traita par l'alcool chaud; abandonnée à elle-même à environ 25° C. la dissolution a laissé déposer de longues aiguilles flexibles, d'une amertume considérable.

D'après M. Lebordais la scillitine serait amorphe ; M. Bley a en effet observé que cette substance ne cristallise pas quand la température dépasse celle à laquelle il a opéré ; d'ailleurs M. Lebordais a fait intervenir le charbon animal à chaud. Aussi les deux scillitines ne se ressemblent-elles guère : ainsi la dissolution de scillitine cristallisée se trouble dans l'eau ; celle de scillitine amorphe reste tout à fait limpide.

271.— Sur la racine de *chiococca racemosa* ; par MM. ROCHLEDER et HLASIWETZ (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 415).

La racine de cette rubiacée a été déjà examinée par MM. François, Pelletier et Caventou ; ces chimistes en ont extrait la *caïncline*, ou *amer de caïnca* ou *acide caïncique*, que M. Liebig a analysé et représenté par la formule



Brandes a trouvé dans cette racine une substance alcaline qu'il appela *chiococcine*, et que M. de Santen considère comme identique avec l'évétine.

MM. Rochleder et Hlasiwetz ont repris cette étude ; et dans un premier mémoire ils examinent l'acide caïncique et le produit de sa décomposition.

La matière ligneuse de cette racine contient peu de principes solubles, la majeure partie de ces derniers se trouve concentrée dans l'écorce ; celle-ci renferme une matière qui communique aux décoctions la propriété de précipiter en vert par les sels ferriques, et qui n'est autre chose que de l'*acide cafétannique* (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 355).

L'extrait alcoolique de cette écorce donne avec l'acétate de plomb un précipité jaune foncé de cafétannate, de caïnicate et de quelques sels de plomb à acides minéraux tels que l'acide phosphorique. Le liquide filtré précipite par l'acétate basique de plomb, le précipité est presque entièrement formé de caïnicate et ne renferme qu'un peu de cafétannate assez difficile à enlever complètement. Ces deux acides s'isolent à l'aide d'un courant d'hydrogène sulfuré.

L'acide caïncique se dépose de sa dissolution sous la forme de prismes quadrangulaires, microscopiques que l'on purifie à l'aide de plusieurs cristallisations. En cet état il constitue une masse cristalline formée d'aiguilles soyeuses, enchevêtrées, inodores, développant une

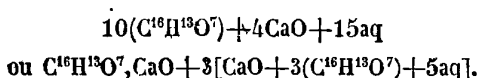
odeur d'encens quand on les chauffe. Ses dissolutions aqueuses ou alcooliques sont sans action sur les sels ferriques ; elles précipitent en blanc les sels de plomb. Les acides sulfurique, nitrique et chlorhydrique, étendus, décomposent instantanément sa dissolution aqueuse chaude.

Desséché à 100°, l'acide caïnique a donné à l'analyse des nombres que les auteurs formulent par



et ne diffère de celle de M. Liebig que par 1 équivalent d'eau.

L'extrait alcoolique de l'écorce contient de la chaux qui est entraînée dans les sels de plomb et qui se retrouve ensuite dans l'acide déplacé par l'hydrogène sulfuré. En évaporant cette dissolution jusqu'à consistance sirupeuse et ajoutant ensuite de l'alcool absolu en excès, il se précipite une substance floconneuse qui est du caïnate acide de chaux et qui, desséché à 100°, possède une composition que les auteurs représentent par la formule au moins singulière que voici :

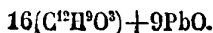


La dissolution alcoolique d'acide caïnique pur donne avec l'acétate neutre de plomb un léger précipité blanc qui constitue le sel neutre.

En faisant bouillir l'acide caïnique avec une lessive concentrée de potasse, il se produit un abondant dégagement de gaz et une masse brune qui donne, par l'acide acétique, une matière gélatineuse et de l'acide carbonique. Cette gelée constitue un nouvel acide que les auteurs appellent acide *chiococcique*.

Cet acide se forme aussi, et plus abondamment, quand on fait bouillir l'acide caïnique avec les acides dilués. Pour le purifier on le fait dissoudre dans l'alcool bouillant qui le laisse déposer par le refroidissement. Le produit constitue une masse analogue au savon transparent ; on l'exprime et on recommence le traitement qui précède jusqu'à ce que la dissolution soit devenue parfaitement incolore.

L'eau précipite ces dissolutions ; l'acétate de plomb produit un précipité blanc, lequel, desséché à 100°, possède une composition que les auteurs représentent par la formule



L'acide chiococcique gélatineux, desséché dans vide, a lui-même pour formule



En cet état, l'acide est blanc ; desséché à 100° C. il possède une teinte grise. A une température plus élevée, il noircit et abandonne un faible sublimé de cristaux, puis il se volatilise une huile visqueuse à odeur de pétrole.

Dans le traitement de l'acide caïncique par les acides dilués, il se développe toujours une odeur de métacétone que les auteurs attribuent à la décomposition du sucre de raisin qui se forme en cette circonstance.

272.— Sur la racine de cephaëlis ipecacuanha ; par M. WILLIGK
(*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 424).

Cette racine a été analysée par M. Pelletier qui y a trouvé : de la graisse, de l'huile essentielle, de la cire, de la gomme, de l'amidon, de l'émétine, de l'acide gallique et du ligneux ; ces mêmes corps, moins la cire, ont été retrouvés dans la partie ligneuse de la racine qui renferme de plus une matière extractive particulière.

M. Willigk infirme ces résultats quant à l'acide, qui n'est pas, selon lui, de l'acide gallique, mais un acide spécial qu'il appelle *ipécacuanhique*, et qu'il représente par la formule



Pour préparer cet acide on épuise la racine pulvérisée avec de l'alcool à 0,84, on précipite le liquide avec de l'acétate triplombique, on lave avec de l'alcool à 0,830 et on fait dissoudre dans l'acide acétique faible ; on se débarrasse ainsi de tout le phosphate de plomb qui adhérerait à l'ipécacuanhate de plomb. Ensuite on précipite de nouveau par l'acétate triplombique et on recueille sur un filtre et on lave.

Quand on ajoute de l'ammoniaque le liquide acétique surageant fournit un nouveau précipité de même nature que le précédent ; après qu'on a lavé ces précipités avec de l'alcool à 98 pour 100, on les délaye avec de l'éther et on les décompose par l'hydrogène sulfuré.

Traités de cette manière, ces précipités fournissent une liqueur jaune clair que l'on évapore au bain-marie, dans une atmosphère

d'acide carbonique, jusqu'à ce que l'éther soit éliminé. Le résidu est ensuite additionné d'eau, puis mis en digestion avec du charbon animal; enfin, le liquide, ainsi purifié, n'a plus qu'à être évaporé au bain-marie dans un courant d'acide carbonique pour fournir de l'acide pur.

L'acide ipécacuanhique ainsi préparé constitue une masse brunnâtre, amorphe, de saveur fortement amère; elle est très-hygroscopique, soluble dans l'éther, l'alcool et l'eau. Étendue d'eau, la dissolution aqueuse n'est pas précipitée par l'acétate de plomb; avec l'acétate triplombique il se produit un précipité d'un blanc sale qui se colore rapidement au contact de l'oxygène.

Cet acide colore en vert les dissolutions de sesquioxyde de fer, même très-étendues; quand on ajoute de l'ammoniaque cette coloration devient violette, ou même noire si l'ammoniaque est en grand excès et il se dépose un corps brun foncé.

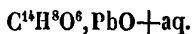
La dissolution aqueuse de cet acide réduit les sels d'argent et de mercure; au contact des alcalis cette dissolution brunit à l'air en absorbant de l'oxygène.

Chauffé, l'acide ipécacuanhique fond, se boursoufle, développe une forte odeur d'acide formique et abandonne un charbon poreux qui brûle difficilement.

L'acide sulfurique concentré dissout cet acide en brunissant; l'eau sépare de cette dissolution des flocons grisâtres d'un produit particulier provenant de la décomposition de l'acide ipécacuanhique. L'acide nitrique décompose également cet acide.

L'auteur a obtenu un sel de plomb neutre en précipitant d'abord par l'acétate de plomb dissous dans l'alcool une dissolution également alcoolique obtenue de la racine d'ipécacuanha, puis, après avoir filtré, il précipita de nouveau par l'acétate basique.

Séché à 100°, le précipité était brun et possédait une composition que l'auteur représente par la formule



M. Willigk décrit encore quelques autres sels de plomb qui ne sont évidemment que des mélanges.

L'acide ipécacuanhique est à rapprocher de la série d'acides que nous avons rapportée plus haut d'après M. Wagner (voy. p. 437).

273.— Recherches chimiques sur la racine de guaïcuru ; par M. LENOBLE (*Journal de Pharmacie et de Chimie*, 3^e série, t. XVII, p. 200).

Cette racine croît dans la république orientale de l'Uruguay (Montevideo) ; elle offre beaucoup d'analogie avec la *bistorte*, sa saveur est astringente. Les indigènes l'emploient : 1^o pour le traitement de la syphilis ; 2^o pour arrêter l'hémorragie ; 3^o pour guérir les hémorroïdes.

M. Lenoble a trouvé dans cette racine :

De l'acide tannique ;

Une résine ;

Un principe colorant rougeâtre, soluble dans l'eau et dans l'alcool ;

Un sel à base d'ammoniaque.

274.— De la yerba mate du Paraguay ; par M. LENOBLE (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 199).

D'après M. d'Orbigny, la *Yerba mate* ou thé des Américains du sud provient des feuilles du *psoralea glandulosa*, qui ont été grillées légèrement et ensuite pulvérisées.

Le *psoralea glandulosa* est un arbre sauvage de la taille d'un pommier moyen ; son écorce est lisse et blanchâtre, ses fleurs sont polypétales, ses graines ressemblent aux grains de poivre, ses feuilles ont beaucoup de rapport avec celles de l'oranger.

L'infusion de la yerba mate a beaucoup d'analogie avec celle du thé ; elle possède une odeur très-aromatique, et une saveur amère et astringente.

M. Lenoble a trouvé dans l'yerba mate :

De l'acide tannique ;

De la chlorophylle ;

De la cire végétale ;

De l'albumine ;

Une huile volatile ;

Un extrait gommeux ;

Une substance cristallisée en aiguilles.

Cette substance est azotée et soluble dans l'éther ; elle possède une saveur amère.

L'auteur ne l'a pas examinée davantage ; provisoirement il lui décerne le nom de *psoraléine*.

275. — Sur la noix de galle de Chine; par M. BLEY (Archiv der Pharmacie, t. LXI, p. 297).

Depuis quelque temps on rencontre dans le commerce d'Allemagne une variété de noix de galle appelée *galle de Chine*. D'après M. Schlechtendal, ces galles seraient des excroissances provenant de la piqûre d'un insecte appartenant au genre *aphis*. On sait que les noix de galle communes ont une origine semblable.

100 parties de galle de Chine, renferment :

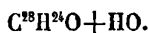
Acide tannique.....	69,00
Résine et graisse	3,00
Acide gallique, sels solubles, substance } extractive, albumine..... }	4,00
Eau	8,00
Amidon.....	7,35
Fibre végétale.....	8,65

276.—Sur l'hydratation de la cholestérine et les produits de la distillation sèche de cette substance; par M. HEINTZ (Annalen der Physik und Chemie, t. LXXIX, p. 524).

La composition élémentaire de la cholestérine, déterminée pour la première fois par M. Chevreul, puis confirmée par M. Couerbe, et plus tard par M. Marchand, a été successivement l'objet des travaux de M. Payen, de MM. Schwendler, L. Meissner (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 724), de M. E. Kopp (*ibid.*, 1848, p. 465), de M. Zwenger (*ibid.*, 1849, p. 454).

De $C^{87}H^{69}O$ qu'elle était d'abord, la formule de la cholestérine devint successivement : $C^{28}H^{24}O$ suivant MM. Schwendler et Meissner, enfin $C^{81}H^{69}O^3 + 2HO$ d'après M. Zwenger.

Tout d'abord M. Heintz confirme la formule adoptée par MM. Schwendler et Meissner pour la cholestérine sèche, puis il s'assure que la cholestérine perd 4,96 pour 100 quand on la chauffe à 125° C. et que la substance cristallisée doit être représentée par la formule



La cholestérine peut être distillée à la température de l'ébullition du mercure; à une température plus élevée il passe d'abord de la cholestérine impure, suivie bientôt d'un mélange de cholestérine et

de cholestérone, etc. ; enfin il se volatilise une huile visqueuse, limpide, qui cède à la distillation fractionnée un hydrogène carboné très-fluide, consistant toutefois, en majeure partie dans un hydrogène carboné très-avide d'oxygène et paraissant composé d'après la formule



A mesure que la distillation avance, le résidu de la cornue devient plus riche en carbone et plus pauvre en hydrogène ; il ne contient plus de cholestérine. Quand la majeure partie de la substance a passé à la distillation, le reste contient un corps brun peu soluble dans l'éther, ne contenant plus que 4,5 p. 100 d'hydrogène, et paraissant composé d'après la formule



En faisant passer la cholestérine en vapeur à travers des tubes chauffés au rouge faible, il se dépose du charbon et il se volatilise un corps visqueux, noirâtre, accompagné d'un mélange de gaz des marais et de gaz oléfiant.

277.—Sur le mode d'action du ferment ; par M. SCHUBERT (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXVII, p. 197 et 397).

M. Schubert revient sur un sujet dont il s'est déjà occupé il y a quelques années (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 614) ; aujourd'hui comme alors, il se prononce en faveur de l'action purement physique du ferment. Selon lui, cette matière agit comme corps poreux ; elle détermine la transformation du sucre en alcool et en acide carbonique de la même manière que le noir de platine ou la ponce décomposent l'acide tartrique en eau et en acide carbonique, ou que la fibrine, le charbon, qui décomposent l'eau oxygénée, etc.

M. Schubert étudie ensuite la composition d'une grande quantité de vins de différentes provenances ; il en détermine la densité, l'acide, l'arome, la matière extractive, et consigne ses résultats dans des tableaux qui toutefois ne permettent pas de voir ce qui détermine selon lui, la valeur réelle d'un vin.

Les améliorations que le vin peut éprouver sont réduites par l'auteur aux phases que voici :

- 1° Augmentation de l'alcool par la fermentation secondaire ;
- 2° Développement de l'odeur du vin par la formation de l'éther

œnanthique et concentration de cette odeur par l'évaporation de l'eau et de l'alcool ;

3° Diminution de l'acide par la précipitation d'une portion de crème de tartre par suite de l'évaporation éprouvée par le liquide ;

4° Dépôt du ferment ;

5° Combinaison plus intime entre l'alcool et l'eau, d'où il suit que le vin vieux grise moins que le vin jeune. Voici quelques exemples en faveur de cette dernière proposition.

Quand on introduit dans l'estomac un mélange d'eau et d'alcool, l'effet physiologique produit est à peu près le même que celui de la même quantité d'alcool pur, et d'après Brandes un mélange d'eau et d'alcool qui a reposé depuis quelque temps ne grise pas plus que le vin qui contient une proportion correspondante d'alcool.

Dans le Portugal, les vins destinés à l'exportation sont additionnés d'un douzième d'eau-de-vie ; puis on les laisse reposer trois ans, et alors seulement on les expédie, car ce n'est qu'au bout de ce terme que l'odeur de l'eau-de-vie s'est dissipée.

Les pharmaciens ne peuvent pas toujours employer immédiatement les eaux aromatiques récemment faites ; elles possèdent alors une odeur désagréable qui ne ressemble pas toujours à la plante qui les a fournies ; mais cette odeur se bonifie peu à peu par la conservation dans les caves.

Avec le temps l'odeur du vin prend un caractère particulier qu'on estime tant dans les vins vieux. L'auteur pense que ce bouquet se produit par l'action de l'acide tartrique sur l'extrait de vin. Plus il y a d'acide dans le vin et plus il se produit de cet arôme. C'est pour cela qu'on le trouve dès la première année dans le vin de groseilles et surtout dans celui de groseilles noires.

Après avoir réduit du vin de raisin au cinquième de son volume, de manière à le dépouiller de presque tout son alcool et à augmenter la proportion de son acide qui s'élevait jusqu'à 3,4 pour 100, l'auteur a conservé le résidu dans un flacon bouché. Au bout de cinq ans, ce vin avait pris un bouquet plus suave encore qu'un vin de cent ans.

Il paraît, d'après cela, que l'alcool ne prend pas part à l'élaboration de ce bouquet ; il se forme des arômes semblables dans la concentration du moût, et quand on fait réagir les acides et les alcalis sur différentes substances végétales inodores dans l'origine.

278. — Sur un banc de goémon fossile dans le département du Finistère; par M. BOBIERRE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 51).

Il existe dans le département du Finistère, dans la commune de Kérouan, une anse d'une vaste dimension, où le flux amène, de temps immémorial, des fucus sans cesse accumulés et comprimés par les sables qui s'y trouvent mélangés. La disposition de la baie de Ieven, où s'opère cette accumulation de végétaux, est telle, que les rochers s'opposent à l'enlèvement des varechs constamment comprimés, et que le retrait de l'eau pourrait, sans ces obstacles naturels, disperser au fur et à mesure de l'accroissement de la masse. On comprend ce qu'a pu produire, sous de telles influences et sur de grandes masses de varechs, l'action simultanée et longtemps prolongée de la pression des sables, de l'eau salée et de l'atmosphère; un véritable banc de combustible s'est formé. Les molécules végétales se scindant de la manière la plus intime, il en est résulté une masse homogène, à texture feuilletée, mais cependant très-cohérente, susceptible de prendre le poli, et dont l'ensemble occupe une longueur de 1500 mètres environ. On peut, sans exagération, évaluer à 100 000 hectolitres la quantité de cette singulière substance qui s'avance dans la mer jusqu'à 800 mètres environ, et dont les grandes marées permettent d'apprécier l'énorme développement.

De même que dans les houilles, certaines empreintes accusent dans cette matière la forme du végétal qui a donné naissance à la masse.

La composition du goémon fossile est la suivante :

Matière organique.....		83,3											
Sels solubles dans l'eau.	<table> <tbody> <tr> <td rowspan="2">Chlorures</td> <td>de sodium</td> <td rowspan="5">}</td> <td rowspan="5">8,0</td> </tr> <tr> <td>de magnésium</td> </tr> <tr> <td rowspan="3">Sulfates</td> <td>de calcium</td> </tr> <tr> <td>de potasse</td> </tr> <tr> <td>de soude</td> </tr> <tr> <td></td> <td>de magnésie</td> </tr> </tbody> </table>	Chlorures	de sodium	}	8,0	de magnésium	Sulfates	de calcium	de potasse	de soude		de magnésie	
Chlorures	de sodium		}			8,0							
	de magnésium												
Sulfates	de calcium												
	de potasse												
	de soude												
	de magnésie												
Carbonate de chaux et de magnésie.....		1,7											
Alumine et oxyde de fer		3,0											
Silice.....		4,0											
Azote.....		18 pour 100											

La proportion d'azote que l'analyse décèle dans cette substance

est de beaucoup supérieure à celle de toutes les tourbes connues, et explique, concurremment avec la présence des sels solubles, les propriétés fertilisantes du goémon fossile. Cette quantité d'azote est plus considérable ici que dans la plupart des poudrettes, où elle n'est que de 16 pour 100 environ.

Chaque année on extrait dans les marais de Montoire (Loire-Inférieure) 300 000 hectolitres de tourbe destinés à falsifier, dans l'ouest, les résidus de raffinerie employés comme engrais. Cette tourbe renferme 5 à 6 pour 100 d'azote; c'est à peu près le tiers de ce que l'auteur a trouvé dans le goémon fossile, dont la texture représente, en somme, l'engrais si fertilisant employé à l'état de goémon vert, mais qui a ici subi une condensation des plus commodes pour les besoins de l'agriculture.

Examinée au point de vue industriel, cette substance intéressante a donné les résultats suivants :

La calcination avec la litharge accuse un poids de carbone pur qui s'élève à 28 pour 100 de la matière, ce qui correspond à une puissance calorifique de 2022. D'après les calculs antérieurement faits, la tourbe ordinaire donne 1500, et le bois séché à l'air 2945.

100 parties de matière sèche ont donné les chiffres que voici :

Eau ammoniacale contenant un dixième de	
goudron.....	38
Charbon d'un beau noir bleuâtre.....	52
Gaz très-éclairant.....	10

L'eau ammoniacale donne une quantité de sulfate d'ammoniaque qui correspond à 4 pour 100 du goémon employé. On en obtiendrait une plus forte proportion en ajoutant un peu de chaux à la substance soumise à la calcination.

Décanté et distillé, le liquide goudronneux, qui représente 5 pour 100 du goémon, donne un hydrate de méthylène analogue à l'esprit de bois, et une quantité de paraffine beaucoup plus forte que celle qu'on obtient par la distillation des tourbes ordinaires.

Le résidu charbonneux retenant environ 6 pour 100 d'azote, contient pour 100 parties :

Carbone.....	66,2
Sels solubles	$\left\{ \begin{array}{l} \text{de soude} \\ \text{de potasse} \\ \text{de magnésie} \end{array} \right\} \dots\dots\dots 15,1$
de soude	
de potasse	

Carbonate de chaux et de magnésie.....	3,5
Alumine et oxyde de fer	5,2
Silice	10,0

Comme le prouvent ces chiffres, le goëmon fossile pourrait être exploité avec un avantage réel. Il renferme, en effet, tous les éléments au moyen desquels sa carbonisation pourrait être opérée économiquement par l'emploi des gaz carbonés. Son ammoniaque serait condensée avec profit au moyen d'acide sulfurique, et la paraffine, séparée du goudron et de l'hydrate de méthylène, a aujourd'hui, comme on sait, un débouché des plus avantageux comme matière éclairante.

Quant au résidu charbonneux, il en est peu qui soient plus convenables comme matière absorbante pour être additionnée de corps fertilisants propres à activer la végétation. A l'action propre de ces corps viendrait s'ajouter, en pareil cas, l'influence des sels solubles que contient ce résidu lui-même.

279. — Analyse de plusieurs combustibles minéraux ; par M. BAER (*Archiv der Pharmacie*, t. LXI, p. 1).

Les résultats analytiques obtenus par M. Baer sont consignés dans les tableaux qui suivent ; l'auteur n'indique pas si les combustions ont été exécutées sur des substances desséchées artificiellement.

	100 parties contiennent :				Eau.
	Carbone.	Hydrogène.	Oxygène.	Cendres.	
<i>I. Lignite.</i>					
1. Lignite de Rauen	59,00	4,55	25,77	10,68	14,83
<i>II. Houilles de Silésie.</i>					
2. De la mine de Léopold..	76,21	5,03	13,50	5,26	3,55
3. » de Fausta (couche de Clara)	76,63	4,98	13,92	4,47	3,75
4. De la mine de Fausta (couche de Fausta)....	77,25	4,58	13,35	4,82	3,84
5. De la mine de Koenig (couche de Gerhard) ..	79,51	4,87	12,96	2,66	4,15
6. De la mine de Mor- genroth	74,57	4,82	16,14	4,47	8,35
7. De la mine de Leo.....	78,22	4,89	12,95	3,94	4,05

Ces matières ont
perdu par une dessica-
tion à 110°.

100 parties contiennent :

Carbone. Hydrogène. Oxygène. Cendres. Eau.

III. Houilles de Westphalie.

8. De la mine de Laura ...	74,81	4,35	8,76	12,08	1,05
9. » de Gluks- bourg(couche de Franz)	72,66	4,05	9,24	14,05	1,28
10. De la mine de Flottwell.	77,25	4,02	8,14	10,59	1,08
11. » d'Engels- bourg.....	85,90	4,56	6,33	3,21	1,23
12. De la mine de Schafberg (couche d'Alexander)..	82,02	4,16	4,53	9,29	1,27

IV. Coke.

13. De la houille de Fausta.	87,82	1,43	5,14	5,61	4,96
14. » de Gerhard	90,01	1,46	6,30	2,23	5,88

V. Houilles de Silésie.

15. Houille de la mine royale (couche de Heintzmann)	73,48	4,95	18,64	2,93	4,37
16. Houille de la reine Louise (couche de Heinitz) ...	73,91	4,85	17,59	3,65	3,35
17. Houille de Louise (cou- che supérieure).....	70,02	4,99	14,87	10,12	3,56 à 3,81
18. Houille de Louise (cou- che inférieure).....	70,79	5,32	19,34	4,55	3,27
19. Mine d'Eugeniens Gluck.	73,20	4,93	19,11	2,76	6,83
20. » de Gluckhilf.....	80,82	5,10	9,51	4,57	2,39

VI. Houilles de Westphalie.

21. Houille de la galerie Franziska	77,10	4,55	11,79	6,56	1,19
22. Houille de Louise.....	78,05	5,05	12,92	3,98	2,25
23. » de la mine, Pré- sident	79,72	4,62	12,40	3,26	1,09 à 1,53
24. Houille de la mine de Frédéric-Guillaume....	82,22	5,00	7,71	5,07	2,03

VII. Tourbe.

25. Charbon de tourbe.....	78,42	4,01	14,77	2,80	6,28
----------------------------	-------	------	-------	------	------

La lignite de Rauen , desséchée à 110° C., avait repris 5,73 pour 100 d'eau au bout de 18 heures d'exposition à l'air.

ANNÉE 1851.

30

Les houilles de la mine de Leopold avaient repris toute leur eau au bout de 8 jours.

Le coke de la houille Gerhard en avait repris 5,17 pour 100 après 8 jours.

La houille extraite de la mine royale en avait repris 3,92 pour 100 au bout de 24 heures.

Comme le tableau ne tient pas compte de l'azote, ce gaz est compris dans l'oxygène; toutefois l'auteur a fait quelques dosages d'azote; en voici les résultats :

La houille d'Engelsbourg a fourni	1,61	pour 100 d'azote.
Celle de la reine Louise de la couche Heinitz.	2,49	
Celle de la mine Président	0,48	

Cet azote doit être déduit de l'oxygène correspondant.

Les cendres n'ont pas été analysées quantitativement. Celles des houilles se ressemblent, du reste, en tout; elles ne renferment pas d'alcalis, mais elles contiennent du sesquioxyle de fer, de l'alumine, de la chaux, de la silice, du soufre et de l'acide sulfurique, du chlore et de la magnésie et des traces d'acide phosphorique.

280.— Sur un nouveau combustible minéral de l'Esthland;
par M. PETZOLDT (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 112).

Sur la côte septentrionale du Peypus on trouve dans des couches de terrain silurien une matière jaune, légère, friable, très-combustible.

Ce fossile renferme sur 100 parties

Matière organique.	65,5
Carbonate de chaux.	17,0
» de magnésie.	0,2
Alumine et oxyde de fer	2,3
Silice et silicates	13,6
Eau.	1,2

5,55 grammes ont fourni, à la distillation sèche, 550 c.c. de gaz d'éclairage.

L'auteur conclut de ses recherches que ce fossile constitue un excellent combustible, mais qu'il ne saurait être appliqué économiquement à la fabrication du gaz d'éclairage.

281.— Recherches fondamentales sur l'analyse des cendres de plantes; par M. STRECKER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 339).

Sur l'invitation de M. Liebig, M. Strecker a entrepris des recherches comparatives sur les différentes méthodes usitées pour le dosage des substances minérales contenues dans les matières organiques. L'auteur se demande d'abord ce qu'il faut compter parmi les éléments inorganiques quand on considère les substances contenues dans une matière organique? Question très-importante, puisque la composition des substances inorganiques contenues dans une matière organique différera suivant la manière dont cette question sera résolue. Ainsi la bile de presque tous les animaux renferme du soufre engagé dans une combinaison organique, l'acide choléique que l'on sait obtenir exempt de *cendres*. Cette même bile renferme aussi des sulfates que l'on peut également extraire sans détruire la substance. Or, en énumérant les éléments inorganiques de la bile, on doit se demander s'il faut citer le soufre de l'acide choléique, ou si le soufre des sulfates doit seul entrer en ligne?

Il en est ainsi de presque toutes les substances végétales ou animales; on trouve aussi dans leurs cendres de l'acide carbonique qui n'était pas ou qui n'était contenu qu'en partie dans la matière organique. Dans beaucoup d'analyses, on a simplement retranché cet acide, et on a calculé le reste en centièmes. Il n'en est pas moins vrai que l'acide carbonique contenu dans la substance organique à l'état de carbonate, doit être rangé parmi les substances minérales.

M. Strecker se borne à soulever ces questions, sans essayer d'y répondre; il pense d'ailleurs qu'elles n'ont qu'un intérêt purement théorique. L'essentiel sera toujours de connaître la composition élémentaire de la substance, et c'est précisément sur la question de savoir si l'état actuel de nos connaissances nous permet de prétendre toujours à un pareil résultat que se fondent les expériences de M. Strecker.

Les résultats si divergents obtenus par différents chimistes opérant sur le même végétal (voy., par exemple, le rapport de M. Magnus, *Annuaire de Chimie*, 1850, p. 535), comparés aux résultats si concordants obtenus avec les analyses de minéraux, prouvent que

les divergences tiennent moins au mode d'analyse qu'au mode d'incinération.

L'auteur fait bonne justice de l'ancienne méthode, qui consiste à incinérer dans un creuset placé dans un feu de charbon ; d'ailleurs M. Erdmann a prouvé depuis longtemps qu'il se perd, dans ce cas, de l'acide phosphorique, et tout récemment M. H. Rose est arrivé à une conclusion semblable au sujet du chlore et de l'acide carbonique. M. Strecker n'a pas non plus compris dans ses recherches l'incinération dans un courant d'oxygène, M. H. Rose ayant suffisamment démontré le côté défectueux de ce procédé. Il ne restait plus que deux méthodes : celle de M. Erdmann, qui consiste à incinérer dans une moufle, et celle de M. H. Rose, qui a été exposée dans l'*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 512.

Ainsi qu'on a pu le voir, le procédé de M. H. Rose pêche par bien des endroits ; il exige beaucoup d'appareils, car il faut constamment évaporer dans des vases en platine, et l'eau bouillante qu'on emploie doit être préparée dans des vases métalliques. Une seule analyse peut exiger parfois des mois entiers ; le lessivage du charbon de sang a pris, à lui seul, quinze jours ; elle demande une aptitude toute spéciale, car une seule erreur anéantit toute l'analyse. D'ailleurs ce procédé est privé du contrôle que l'on possède dans les analyses de minéraux, à savoir que la somme des substances trouvées est égale au poids de la matière employée. Enfin, les éléments doivent être tous dosés dans la même dissolution, ce qui exige des filtrations et des précipitations sans nombre.

Mais ces objections seraient nulles si les résultats obtenus par cette méthode se rapprochaient de la vérité plus que ceux fournis par toute autre. Elle serait indispensable si on pouvait considérer comme démontrées les conclusions auxquelles M. Rose est conduit par l'inspection des résultats obtenus sous sa direction, conclusions d'après lesquelles les matières organiques renfermeraient les substances minérales sous deux formes : ou bien ces substances sont complètement oxydées (*corps téléoxydés*), ou bien elles sont exemptes d'oxygène (*corps anoxydés*) et combinées avec la molécule organique d'une manière particulière, qui n'a pas encore été approfondie. M. Rose considère comme téléoxydés les corps que les cendres peuvent céder à l'eau et à l'acide chlorhydrique ; les anoxydés restent dans le charbon et ne s'obtiendraient à l'état oxydé que par la combustion.

Ainsi, il est bien démontré pour M. Rose que les substances minérales, que le charbon protège contre l'acide chlorhydrique, se trouvent combinées avec la matière organique. Voici comment M. Strecker démontre qu'il ne peut en être ainsi :

Dans ses expériences sur le sang (voy. plus bas), M. Roser montre que le sang, coagulé à chaud, cède la majeure partie de ses sels à l'eau, et que le résidu, bien lavé et séché, ne laisse que 0,4 pour 100 de cendres qui renferment plus de 0,2 pour 100 de sesquioxyde de fer. Or, comme d'après MM. Playfair et Bœckmann, le sang desséché donne 4,4 pour 100 de cendres, l'extrait aqueux du sang desséché devait contenir les combinaisons organiques soupçonnées par M. Rose, combinaisons qui renferment, à l'état anoxydé, un tiers des éléments des cendres. M. Strecker épuisa donc par l'eau bouillante du sang coagulé à 100°, et il évapora dans une capsule en platine la dissolution limpide et faiblement colorée. Le résidu, peu considérable, fut carbonisé dans un creuset de platine fermé, et le charbon fut épuisé par l'eau et ensuite par l'acide chlorhydrique. Par l'incinération, ce charbon ne laissa qu'une trace de cendres presque exclusivement formée d'acide phosphorique et de sesquioxyde de fer.

Une autre portion du résidu carbonisé fut incinérée sans lessivage préalable.

0^{gr},762 de ce charbon ont donné 0^{gr},622 de cendres, soit 81,6 pour 100. 0^{gr},845 du même charbon, préalablement épuisés par l'eau et l'acide chlorhydrique, ont donné 0^{gr},005 de cendres, soit 0,6 pour 100.

Ainsi, tandis que le sang fournit par la carbonisation un résidu qui retient un tiers des cendres malgré le traitement par l'acide chlorhydrique, on peut, en éliminant l'albumine et en carbonisant isolément, dissoudre par l'acide chlorhydrique plus des $\frac{9}{10}$ des cendres, de sorte qu'il n'en reste pas même un dixième.

On voit, par cette expérience, que les principes anoxydés du sang ne se rencontrent ni dans le résidu ni dans la dissolution ; par la coagulation, le sang a été transformé dans une substance soi-disant *méroxycée* de *téléoxydé* qu'il était. Le sang ne contient donc pas de combinaisons qui renferment du potassium, du sodium, etc. D'ailleurs, cette expérience fait voir encore pourquoi on ne peut pas enlever complètement les substances inorganiques au charbon du sang.

Quand on chauffe le sang à l'abri de l'air, la masse charbonnée qui en résulte renferme 12 ou 15 pour 100 d'éléments minéraux dont l'acide chlorhydrique n'enlève qu'un tiers, d'après M. Rose; mais en éliminant les parties coagulables à 100°, dont la proportion est énorme comparativement à la substance dissoute, on obtient, après avoir fait évaporer la dissolution, un charbon qui laisse plus de 80 pour 100 d'une cendre, et ce charbon cède toutes ses matières minérales à l'eau et à l'acide chlorhydrique. Il est donc évident que le charbon du sang coagulé retient les substances minérales soit par une affinité chimique, soit en les enveloppant, ou en les protégeant contre l'action des dissolvants. Ce fait rappelle les alliages d'or et d'argent dans lesquels tout l'argent n'est pas enlevé par l'acide nitrique du moment que la proportion d'or contenu dans l'alliage dépasse une certaine limite. On comprend que ce n'est pas l'affinité de l'or pour l'argent qui protège ce dernier contre l'action de l'acide, mais que l'argent est enveloppé par l'or et soustrait par lui aux atteintes du réactif.

Il y a entre le charbon et les substances minérales une certaine proportion dans laquelle une portion de ces dernières échappe à l'action des dissolvants; si, au contraire, la proportion de matières minérales est plus considérable, le charbon se dépouille complètement de ces dernières.

L'analogie ne saurait être plus grande entre ce fait et celui des alliages que nous venons de citer. On pourrait donc dire exactement dans quelles circonstances le charbon se laissera dépouiller de ses cendres, et dans quelles autres il en conservera une partie.

Quelques expériences faites par M. Strecker prouvent que le charbon d'un même corps organique cède *proportionnellement* d'autant plus de substances minérales qu'il en contient davantage. L'auteur a opéré sur de la caséine pure ne laissant presque pas de cendres: il la fit dissoudre dans la potasse, et il l'additionna de sel ammoniac, de phosphate de soude et de sulfate de magnésie; puis il carbonisa en vase clos, et fit les dosages dont les résultats sont consignés dans le tableau que voici:

	I.	II.	III.
Substance minérale contenue dans le charbon.	31,5	21,7	9,2
Substance minérale contenue dans le charbon qui a été traité par l'acide chlorhydrique.	0,5	3,0	3,1

	I.	II.	III.
Substance qui a été dissoute par cet acide.....	31,0	18,7	6,1
Rapport entre la substance minérale retenue par le charbon et l'ensemble de substance contenue dans celui-ci.	1:63	1:7	1:3

D'autres causes interviennent peut-être encore dans ce phénomène : ainsi, quand une matière organique est fusible, on peut penser que son charbon enveloppera bien plus complètement la substance minérale que si cette matière peut être carbonisée sans changer de forme. On sait d'ailleurs que le charbon possède la propriété d'enlever les sels à beaucoup de dissolutions, et ces sels, ainsi fixés sur le charbon, sont parfois assez difficiles à séparer de ce dernier. Cette dernière cause, du reste, ne joue pas un grand rôle dans le cas particulier qui nous occupe.

Les substances que M. H. Rose appelle *anoxydées* renferment proportionnellement peu de matières minérales ; c'est l'inverse avec les substances appelées *téleoxydées*. Parmi ces dernières, M. Rose range l'urine, dont le charbon a donné :

Dans l'extrait aqueux.....	54,148 grammes
» chlorhydrique.	5,085
Par la combustion du charbon.....	0,352

Mais l'urine contient beaucoup de substances fixes ; ainsi, d'après une détermination de M. Fleitmann, l'urine a fourni 93,4 pour 100 de sels et 6,6 pour 100 de charbon.

D'après M. Rose, les os et la bile renferment aussi des substances téleoxydées ; les os renferment jusqu'à 80 pour 100 de substance fixe, et la bile en a fourni 78,10 pour 100 à M. Strecker.

On voit par là que les charbons qui s'épuisent complètement par l'eau et l'acide chlorhydrique sont ceux-là même qui renferment les substances fixes en proportion considérable. Le sang, la chair et le blanc d'œuf en contiennent peu, et le charbon de ces substances retient toujours beaucoup de matière minérale.

On observe des rapports semblables dans les substances végétales, et on peut donc admettre que la cause qui fait que certains charbons cèdent leur substance minérale plus aisément que d'autres,

ne réside pas dans un mode de combinaison particulier, mais qu'il faut la chercher dans la constitution du charbon.

Un fait important, parfaitement observé d'ailleurs par M. Rose, c'est que l'extrait aqueux du charbon contient, en général, les mêmes substances minérales que l'extrait chlorhydrique et le produit de l'incinération du charbon épuisé. Ce fait est une conséquence de ce qui précède; le charbon épuisé par l'eau doit contenir des chlorures du moment que l'extrait aqueux en contient. Ce résultat est d'une haute importance ici, car dans le procédé de M. H. Rose on traite par l'acide chlorhydrique le charbon épuisé par l'eau.

Des expériences très-précises prouvent en effet que le charbon retient des chlorures, même quand il a été traité pendant longtemps par l'eau et de manière à ne plus donner de réaction avec le nitrate d'argent; le tableau suivant contient les résultats des expériences que M. Strecker a faites sur ce point avec du sang :

	I.	II.	III.	IV.
	Pour 100.	Pour 100.	Pour 100.	Pour 100.
Chlore dans le charbon du sang...	4,58	5,32	5,70	5,70
» dans l'extrait aqueux.....	3,53	2,34	2,62	»
» dans le résidu.....	0,94	3,08	2,89	1,44
Somme de ces deux derniers.....	4,47	5,42	5,51	»

Ainsi, le charbon épuisé par l'eau bouillante retient encore une certaine proportion de chlore, que l'on perd complètement quand on opère d'après le procédé de M. H. Rose. De là vient que ce dernier ne trouva que 36 pour 100 de chlorure de sodium dans le sang de bœuf, tandis que M. Verdeil (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 568) en trouva de 54 à 59 pour 100 par incinération dans la moufle. M. Strecker en trouva lui-même de 53 à 60 pour 100.

Cette perte du chlore influe d'ailleurs encore autrement sur le résultat des analyses, car dans le calcul de ces dernières, M. Rose met de l'oxygène à la place du chlore ainsi négligé; aussi y a-t-il telle analyse du sang dans laquelle on trouve du phosphate qui, pour 1 équivalent d'acide phosphorique, renfermerait 8 équivalents de base. Du reste, cette circonstance n'a pas échappé à la sagacité de M. H. Rose, et elle l'aurait certainement conduit à la vérité s'il y avait donné suite.

Ainsi les indications fournies par le procédé d'analyse de M. H. Rose sont inexactes, quant au chlore, toutes les fois que le charbon ne s'épuise qu'incomplètement par l'eau et l'acide chlorhydrique;

d'un autre côté, elles conduisent à des conclusions erronées au sujet des oxydes, puisque dans le calcul on met de l'oxygène à la place du chlore qui a échappé à l'analyse.

Il y a quelques années déjà, M. Enderlin a reconnu que la cendre du sang humain contenait du phosphate de soude tribasique, de là la conclusion, rejetée depuis par son auteur (*Annuaire de Chimie*, 1849, p. 553), que le sang de l'homme contient du phosphate de soude tribasique. Ce fait que le phosphate acide de soude pourrait donner du phosphate tribasique quand on le calcine avec du carbonate ou un sel à acide organique, ce fait réfutait surabondamment l'opinion de M. Enderlin. D'un autre côté, M. H. Rose a observé qu'en carbonisant du sang de bœuf et en épuisant le charbon par l'eau, on obtient une proportion considérable de carbonate alcalin et très-peu de phosphate, d'où la conclusion que le sang renfermait des carbonates alcalins ou des sels alcalins à acides organiques.

Cette conclusion paraît tout aussi erronée que celle de M. Enderlin; car en calcinant à l'abri de l'air un mélange de phosphate tribasique ($\text{PhO}^5, 3\text{NaO}$) avec du sucre, on obtient un charbon qui cède du *carbonate de soude* à l'eau, tandis que la cendre provenant de l'incinération du charbon épuisé, renferme du *pyrophosphate de soude*.

Cette expérience, dont le résultat paraît surprenant, montre que la présence des carbonates dans l'extrait aqueux des charbons ne prouve pas que ces sels soient contenus dans une substance animale ou végétale.

M. Strecker rapporte encore quelques expériences qu'il a faites au sujet des sulfures et des cyanures que les charbons peuvent renfermer. La présence de ces derniers peut influencer les dosages du chlore, aussi M. H. Rose y a-t-il songé; mais il a conclu à l'absence de ces derniers, parce qu'il ne se dégagait pas d'ammoniaque pendant l'évaporation de l'extrait aqueux.

Or, comme l'ammoniaque ne se dégage que peu à peu pendant l'évaporation que d'ailleurs on opère généralement sur une dissolution étendue, on ne peut pas conclure à l'absence complète des cyanures alcalins, par la raison qu'on n'a pas observé de dégagement d'ammoniaque. M. Strecker a distillé ces charbons avec de l'acide sulfurique faible et il a aisément reconnu l'acide cyanhydrique dans les produits de la distillation; toutefois, cet acide s'y trouvait en proportion tellement minime qu'il n'influçait pas sen-

siblement les analyses. Par contre, le charbon du sang de bœuf dégagea une énorme quantité d'hydrogène sulfuré.

Il va sans dire que les charbons ne peuvent pas contenir des cyanates, puisque ces derniers se transforment en cyanures par la calcination avec le charbon.

Incinération dans la moufle. — Le procédé de M. Erdmann consiste à incinérer la substance sèche dans une moufle scellée dans un fourneau ; à l'aide d'un tube on fait circuler dans la moufle un courant d'air, ce qui peut parfois amener des inconvénients, aussi a-t-on supprimé ce tube dans le laboratoire de Giessen. La moufle est légèrement close à l'aide d'un couvercle en argile. L'air qui arrive, dans ce cas, suffit amplement à l'incinération complète de la substance, et cette incinération s'opère à une température assez basse. A une température rouge, invisible au grand jour, il suffit de 12 heures pour obtenir une quantité de cendres suffisante pour l'analyse ; à cette température, le sel marin ne fond pas encore, pas plus que le pyrophosphate de soude ; on n'a donc pas de perte de sel marin à craindre ; mais on peut perdre de l'acide phosphorique par suite de l'action du charbon sur les phosphates acides, de plus ces phosphates peuvent déplacer un peu d'acide chlorhydrique quand l'humidité intervient.

Ces pertes en acide phosphorique et en chlore, M. Strecker les prévient en ajoutant de l'hydrate de baryte à la substance à incinérer ; ce moyen avait déjà été proposé par M. Wackenroder, qui, du reste, ne lui avait pas donné suite. Voici le procédé que M. Strecker propose :

On dessèche la substance à incinérer et on la carbonise faiblement dans une capsule en porcelaine ou en platine sur une lampe à alcool. On humecte le charbon avec une dissolution concentrée d'hydrate de baryte pur et on en prend assez pour que la cendre produite contienne la moitié de son poids de cet hydrate. On dessèche ensuite le charbon humecté et on le brûle dans la moufle à une température aussi basse que possible. La cendre ne fond pas et se prête parfaitement à une incinération complète. Le résidu doit contenir un excès de carbonate de baryte, sinon on doit craindre une perte de soufre ou de phosphore, et on fait bien d'incinérer une nouvelle portion de substance avec une plus grande quantité d'hydrate de baryte. Après cela on réduit le résidu en poudre fine et on en fait un mélange homogène.

Les cendres des substances animales contiennent parfois des quantités assez notables de cyanates qui peuvent amener des erreurs dans le dosage de l'acide carbonique, puisque 1 équivalent d'acide cyanique fournit 2 équivalents d'acide carbonique. Pour détruire ces cyanates, on humecte les cendres avec de l'eau et on chauffe peu à peu au rouge; un seul traitement suffit d'ordinaire pour détruire l'acide cyanique.

Dans une prochaine communication, M. Strecker traitera du dosage des substances qui composent les cendres.

282.— Sur les substances inorganiques contenues dans les matières organiques en général et sur celle des œufs en particulier; par M. H. ROSE. — **Sur le dosage des substances inorganiques contenues dans les matières organiques;** par le même (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 398 et t. LXXX, p. 94).

A la suite de nombreuses recherches sur les différents points de la méthode d'analyse des cendres de plantes (voy. *Annuaire de Chimie*, 1850, p. 512), M. H. Rose a lui-même reconnu plusieurs des défauts que M. Strecker vient de relever. Rendu attentif par M. Liebig sur ce fait, que, dans certaines circonstances, les substances minérales pourraient bien s'unir intimement au charbon de manière à résister à l'action de l'eau et de l'acide chlorhydrique; il a reconnu qu'en effet il en est ainsi toutes les fois qu'une substance saline, dissoute dans l'eau ou dans un acide, est ajoutée à un excès d'une substance organique elle-même en dissolution, quand on évapore le liquide, et qu'on carbonise le résidu. Le sulfate de soude, par exemple, a résisté, partiellement même, à l'action de l'eau régale.

Dans cette circonstance, les carbonates sont complètement décomposés; leur acide se dégage sous une forme que M. Rose n'a pas examinée.

L'auteur a encore opéré sur le chlorure de sodium, le phosphate de chaux et celui de magnésie. Ces deux derniers ont été employés en dissolution dans l'acide chlorhydrique. Tous ont donné des résultats analogues.

Si, au contraire, la substance organique n'est pas employée en grand excès, les matières minérales peuvent être presque entièrement enlevées par les dissolvants.

Les expériences comparatives que l'auteur a fait faire par M. Weber et que nous rapportons ici, corroborent encore les conclusions de

M. Strecker. Ces expériences ont été faites sur du blanc et du jaune d'œuf. Une partie de ces matières a été extraite par l'eau, puis par l'acide chlorhydrique, et sans carbonisation préalable; une autre fut carbonisée et traitée d'après le procédé mentionné.

Voici les résultats de ces recherches :

	Blanc d'œuf carbonisé.	Blanc d'œuf coagulé, non carbonisé.
Extrait aqueux.....	85,58	78,83
» chlorhydrique..	9,84	18,28
Résidu.....	4,18	2,89

La somme des substances minérales trouvées est la suivante :

	Blanc d'œuf carbonisé.	Blanc d'œuf non carbonisé.
Chlorure de sodium...	38,47	39,30
Potasse.....	26,34	27,66
Soude.....	8,64	12,09
Chaux.....	2,04	2,90
Magnésie.....	3,06	2,70
Sesquioxyde de fer. ...	0,34	0,54
Acide phosphorique. . .	5,06	3,16
» sulfurique.....	1,40	1,70
» carbonique.....	14,05	9,67
» silicique.....	0,60	0,28

Substances minérales contenues dans le jaune :

	Carbonisé.	Non carbonisé.
Dans l'extrait aqueux..	28,81	32,07
» chlorhydrique	13,33	58,38
Dans le résidu.....	57,86	9,55

100 parties de ces substances minérales étaient composées de la manière suivante :

	Jaune carbonisé.	Jaune non carbonisé.
Chlorure de sodium...	0,00	9,12
Potasse.....	8,60	10,90
Soude.....	5,70	1,08
Chaux.....	11,50	13,62
Magnésie.....	1,67	2,20

	Jaune carbonisé.	Jaune non carbonisé.
Sesquioxyde de fer.	1,50	2,30
Acide phosphorique.	70,92	60,16
Silice.	0,11	0,62

On remarque dans ces deux analyses des différences frappantes. D'abord il n'y a pas de sel marin dans le produit du jaune carbonisé, tandis qu'il y en a 9 pour 100 dans l'autre. On remarque également une différence pour l'acide phosphorique; la différence en moins provient d'une perte éprouvée par le résidu épuisé par les dissolvants lorsque ce résidu fut soumis à l'incinération. Comme cette calcination fut faite dans des creusets de Hesse, les cendres ont dû fixer une certaine proportion de silice que l'on retrouve en effet dans le tableau ci-dessus.

M. H. Rose a encore observé que des substances organiques de constitution analogue se comportent parfois d'une manière fort différente quand on les examine sous le même point de vue que ci-dessus, le sang de bœuf, par exemple, dont le charbon retient une partie de la substance saline, tandis que le charbon du blanc d'œuf n'en retient presque pas.

Ces analyses ont été faites d'après le procédé que M. Rose a décrit l'année dernière. Aujourd'hui il propose une autre méthode d'incinération; il renonce au traitement du charbon par l'eau et l'acide chlorhydrique, et il incinère immédiatement le charbon obtenu. Voici comment il faut procéder :

On réduit en poudre fine le charbon obtenu, et on le mélange intimement avec 20 ou 30 grammes d'éponge de platine; on porte cette poudre sur un couvercle en platine, et on chauffe sur une lampe d'alcool. La combustion s'opère rapidement; on la hâte d'ailleurs en remuant le mélange avec une petite spatule en platine. Quand on n'aperçoit plus d'incandescence, même en activant la flamme, on introduit la matière dans un creuset de platine et on la chauffe à 120° C. jusqu'à ce que son poids demeure constant, puis on la fait bouillir dans l'eau, on traite par l'acide nitrique étendu le résidu insoluble dans l'eau, et après avoir fait évaporer cette dissolution, contenant surtout les phosphates, on l'additionne de mercure, et on procède en tout de la manière qui a été décrite dans le Mémoire de l'année dernière.

Le platine qui a concouru à cette opération peut encore servir onze à douze fois avec le même succès.

M. H. Rose est assez de l'avis de M. Strecker quand ce dernier propose de calciner la substance organique avec de l'hydrate de baryte; cependant il préférerait remplacer ce dernier par une quantité pesée de carbonate de soude, la séparation du sulfate de baryte étant assez compliquée quand les cendres renferment des sels de chaux.

283.— Analyse de quelques cendres végétales; par M. HÉRAPATH
(*Archiv der Pharmacie*, t. LXIII, p. 51).

Cochlearia (cochlearia anglica). — Cette plante est consommée par les marins atteints de scorbut; l'échantillon qui a fourni les cendres examinées par M. Hérath, a été cultivé dans des débris de grès rouge sur les bords fréquemment inondés de l'Avon.

La plante fraîche a fourni..... 2,42 pour 100 de cendres
» sèche » 21,07 »

Abstraction faite de l'acide carbonique, 100 parties de ces cendres renferment :

Acide sulfurique	3,38
» phosphorique.....	5,43
Potasse.....	0,05
Soude.....	8,35
Chlorure de sodium.....	68,70
Chaux.....	10,28
Magnésie.....	0,65
Sesquioxyde de fer.....	0,36
Silice.....	2,76

Céleri (apium graveolens).

La plante fraîche fournit 1,09 pour 100 de cendres
» sèche » 16,27 »

formées en centièmes de

Acide sulfurique.....	1,09
» phosphorique.....	14,39
Potasse.....	33,14
Soude.....	traces

Chlorure de sodium.....	36,46
Chaux.....	13,056
Magnésie.....	} traces
Sesquioxyde de fer.....	
Silice.....	1,84

Chou marin (*crambe maritima*). — Les cendres de cette plante ont été obtenues avec les feuilles adultes et les tiges (I) et avec les jeunes pousses (II). La plante elle-même a été cultivée sur un terrain fumé, riche en grès et en carbonate de chaux.

	I.	II.
100 parties de plante fraîche ont fourni..	1,732	0,710 de cendres
» » sèche » ..	16,736	9,949 »

La composition centésimale de ces cendres est la suivante :

Acide sulfurique.....	19,782	23,195
» phosphorique.....	7,998	19,926
Potasse.....	2,594	7,164
Soude.....	25,640	25,039
Chlorure de sodium.....	15,465	traces
Chaux.....	27,557	20,199
Magnésie.....	traces	traces
Sesquioxyde de fer.....	0,835	traces
Silice.....	0,129	4,477

Asperges. — Les analyses qui suivent ont été exécutées sur deux échantillons parfaitement développés, dont l'un (I) a été cultivé à Bristol, dans un terrain très-analogue au précédent; le numéro (II) était grenu à l'état sauvage, dans un terrain d'alluvion, situé sur les bords de l'Avon.

	I.	II.
100 parties de plante fraîche ont fourni...	1,532	6,674 de cendres
» » sèche » ...	2,422	6,730 »

100 parties de cendres possédaient la composition suivante :

Acide sulfurique.....	4,487	9,224
» phosphorique.....	12,357	12,814
Potasse.....	41,299	18,766
Soude.....	0,00	3,225

Chlorure de sodium.....	traces	24,337
» de potassium.....	16,473	0,00
Chaux.....	21,332	28,081
Magnésie.....	0,00	1,479
Sesquioxyde de fer.....	0,308	1,069
Silice.....	3,744	1,007

Choux-fleurs (brassica oleracea, variété botrytis). — Cultivés dans le Cornouailles, dans un terrain glaiseux, pesant et bien fumé.

Cendres contenues dans la plante fraîche....	0,788	pour 100
» » sèche.....	8,815	

100 parties de ces cendres ont donné :

Acide sulfurique.....	14,158
» phosphorique.....	22,135
Potasse.....	23,463
Soude.....	6,651
Chlorure de sodium.....	} 7,956
» de potassium.....	
Chaux.....	23,333
Magnésie.....	traces
Sesquioxyde de fer.....	0,723
Alumine.....	} traces
Protoxyde de manganèse.....	
Silice.....	1,581

Fèves (phaseolus multiflorus). — Ce légume, et tous ceux dont il va être question, ont été cultivés près de Bristol, dans un terrain sablonneux, humide, reposant sur du grès rouge, riche en calcaires ferrugineux et magnésiens.

La plante fraîche a donné....	0,631	pour 100 de cendres
» sèche »	10,687	»

Composition centésimale de ces cendres.

Acide sulfurique.....	4,553
» phosphorique.....	9,451
Potasse.....	48,667

Chlorure de sodium.....	6,648
Chaux.....	25,337
Magnésie.....	2,553
Oxyde de fer.....	traces
Silice.....	2,791

Oignon (allium sativum). — Après la dessiccation, la plante a fourni 0,543 pour 100 de cendres, dont la composition centésimale est la suivante :

Acide sulfurique.....	5,900
» phosphorique.....	19,660
Potasse.....	43,000
Soude.....	traces
Chlorure de sodium.....	3,372
Chaux.....	23,765
Magnésie.....	4,014
Oxyde de fer.....	traces
Silice.....	0,280

Pommes de terre. — L'auteur a examiné les cendres de cinq variétés de tubercules, dont voici les noms :

A	est la variété appelée	<i>White-Apple.</i>
B	»	<i>Prince's beauty.</i>
C	»	<i>Clabridge Ridney.</i>
D	»	<i>The Maggie.</i>
E	»	<i>Forty fold.</i>

Cendres contenues dans 100 parties de plantes :

	A.	B.	C.	D.	E.
Fraîche...	1,302	1,060	1,270	1,095	0,810
Sèche...	4,818	4,630	4,358	3,464	3,975

Composition centésimale de ces cendres.

	A.	B.	C.	D.	E.
Acide sulfurique.....	3,615	6,007	4,329	7,530	7,942
» phosphorique....	17,222	20,831	14,892	14,363	20,677
Potasse.....	69,688	65,823	70,590	69,985	62,118
Soude.....	traces	traces	traces	traces	traces
Chlorure de sodium....	»	»	»	»	2,454
Chaux.....	2,976	1,843	4,969	5,009	3,301
Magnésie.....	6,499	5,496	5,014	2,113	3,508

	A.	B.	C.	D.	E.
Sesquioxyde de fer	traces	traces	0,043	traces	traces
Alumine et manganèse ..	»	»	»	»	»
Silice	»	»	0,163	»	»

Dans le tableau suivant nous consignons les analyses obtenues avec les cendres de quelques autres comestibles.

N° 1 est la rave commune (*brassica rapa*).

N° 2 est la rave de Suède (*brassica campestris, napobrassica*).

N° 3 est la betterave (*beta vulgaris*).

N° 4 est le radis (*raphanus sativus*).

N° 5 est la carotte (*daucus carota*).

N° 6 est le panais (*pastinaca sativa*).

Cendres fournies par 100 parties de plantes.

	1	4	5	6
Fraîches	0,648	0,828	1,334	1,413
Sèches	7,413	20,090	10,137	5,934

Voici les résultats :

Composition centésimale de ces cendres.

	1	2	3	4	5	6			
Acide sulfurique	2,619	4,242	8,322	4,840	8,239	5,751			
» phosphorique	16,620	15,890	7,101	11,916	14,970	18,270			
Potasse	47,888	62,631	53,463	24,739	17,029	52,67			
Soude	—	traces		24,451	29,855				
Chlorure de sodium	14,601	7,439	8,158	14,235	9,220	4,588			
» de potassium	0,00						0,00		
Chaux	14,679	6,921	20,244	17,608	0,00	16,811			
Magnésie	2,357	2,531	traces	1,728	16,523	traces			
Alumine	0,00	traces					0,00	1,341	0,00
Protoxyde de manganèse	0,00						0,00	traces	
Sesquioxyde de fer	traces	0,251					0,077	0,00	1,910
Silice	1,236	0,094	0,352	2,823	traces				

284.—Rapport sur quelques analyses des cendres de lin; par M. REICH (Archiv der Pharmacie, t. LXI, p. 283).

M. Reich et M. Rammelsberg ont analysé séparément, et à l'insu l'un de l'autre, une même qualité de lin pris dans la même botte, et ils sont arrivés à des résultats bien plus rassurants que ceux qui ont été obtenus l'an dernier dans des circonstances analogues (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 535). Il est vrai que M. Reich

et M. Rammelsberg ont fait les incinérations de la même manière, par le procédé de M. H. Rose.

	M. REICH.			M. RAMMELSBURG.	
	Paille.	Graines.	La plante entière.	Paille.	Graines.
Cendres fournies.....	3,61 p. 100	4,22 p. 100	3,73 p. 100	3,60 p. 100	4,22 p. 100
Potasse.....	35,48	28,36	34,05	35,44	28,34
Soude.....	3,73	1,65	3,31	3,71	1,63
Magnésie.....	5,54	13,39	7,10	5,57	13,41
Chaux.....	20,97	8,43	18,46	21,00	8,45
Sesquioxyde de fer....	1,17	1,24	1,18	1,16	2,00
» de manga- nèse.....	0,27	0,76	0,31	0,28	
Acide carbonique.....	8,58	1,61	7,18	8,55	1,59
» sulfurique.....	6,19	0,10	4,97	6,19	0,10
» chlorhydrique... ..	3,48	0,06	2,79	3,48	0,06
» phosphorique....	12,12	44,01	18,60	12,13	44,02
» silicique.....	2,47	0,39	2,05	2,49	0,40

D'après M. Reich, la plante entière contient 0,904 pour 100 d'azote.

Le sol sur lequel ce lin a été cultivé contenait, d'après ces deux chimistes, 1,34 pour 100 de magnésie.

M. Reich annexe un autre travail qu'il a exécuté sur les cendres d'un lin de la basse Silésie.

La plante entière a fourni 26 $\frac{1}{2}$ pour 100 de graines, 3,90 pour 100 de cendres et 1,005 pour 100 d'azote.

100 parties de ces cendres contenaient :

Potasse.....	32,48
Soude.....	2,67
Magnésie.....	9,41
Chaux.....	14,14
Sesquioxyde de fer.....	1,23
» de manganèse.....	0,53
Acide carbonique.....	5,10
» sulfurique.....	3,16
» chlorhydrique.....	1,78
» phosphorique.....	28,10
» silicique.....	1,39

Les analyses qui précèdent constatent une fois de plus ce fait que le lin est une plante très-épuisante. M. Reich propose de rendre au sol les eaux du rouissage et les débris provenant de la

préparation du lin. M. Kane était arrivé à une semblable conclusion dans son *Mémoire sur la constitution chimique du chanvre et du lin* (*Annuaire de Chimie*, 1845, p. 450).

M. Reich a également fait l'analyse des cendres du chanvre, en voici les résultats :

La plante entière a fourni 25 pour 100 de grains; elle contient 1,05 pour 100 d'azote.

	Paille.	Graine.	La plante entière.
Cendres fournies...	4,35 p. 100	5,36 p. 100	4,60 p. 100
Potasse.....	14,25	18,55	15,82
Soude.....	4,94	0,84	3,40
Magnésie.....	6,81	10,26	7,67
Chaux.....	40,66	20,25	35,55
Sesquioxyde de fer et de manganèse....}	1,04	1,21	1,08
Acide carbonique...	10,35	1,36	8,38
» sulfurique....	3,63	0,24	2,76
» chlorhydrique.	4,51	0,10	3,40
» phosphorique..	6,45	37,59	14,24
» silicique.....	7,36	9,60	7,70

Le sol où ce chanvre a été cultivé contenait 1,48 pour 100 de magnésie et 1,93 pour 100 d'acide phosphorique.

285.—Analyse des cendres de la graine de panis d'Islande;
par M. WILDENSTEIN (*Journal für prakt Chemie*, t. XLIX, p. 152).

Le panis d'Islande a été cultivé dans la ferme de Geisberg près de Wiesbaden, sur un terrain formé de schistes décomposés.

La graine a laissé 3,33 pour 100 de cendres, qui renferment sur 100 parties :

Silice.....	45,062
Acide phosphorique.....	28,643
» sulfurique.....	0,099
Sesquioxyde de fer.....	0,599
Magnésie.....	9,217
Chaux.....	1,037
Chlorure de potassium.....	0,208
Potasse.....	14,147
Charbon.....	0,783
Oxyde manganoso-manganique.....	traces
Soufre.....	0,020

286.—Sur l'iode des cendres de plantes ; par M. VÖLCKER (*Archiv der Pharmacie*, t. LXII, p. 202).

M. Völcker croit pouvoir confirmer cette observation de Dickie et Aberdeen, d'après laquelle un même végétal renferme en quantités dominantes, soit la soude, soit la potasse, suivant qu'il croît sur les bords de la mer ou dans l'intérieur des continents.

Il prétend avoir trouvé du fluor dans les cendres de la *sea junk* (*armeria maritima*) provenant de trois localités différentes; mais il n'a trouvé de l'iode que dans celui des trois échantillons qui a été recueilli sur les bords de la mer.

Ce dernier résultat est infirmé par des recherches rapportées plus loin et dues à M. Chatin.

287.—Sur la composition de la paroi de la cellule végétale ; par M. MITSCHERLICH (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 144).

Cet important mémoire de M. Mitscherlich traite essentiellement de la cellulose et de la matière subéreuse ou liège.

La cellulose pure est le papier qui se prépare en Suède avec de l'eau pure. La filasse du lin retient souvent une matière que l'iode brunit et qui ne bleuit pas ensuite au contact de l'acide sulfurique; cette matière, qui ne s'y trouve qu'en très-petite quantité, est éloignée par le travail mécanique que l'on fait subir à la toile pour la convertir en papier; par suite de ce travail, les cellules sont déchirées et perdent tout leur contenu pendant le blanchiment.

Une lessive faible de soude enlève les dernières traces de cette substance, mais en même temps elle altère la cellulose.

La cellule des fibres textiles est formée de fibres longitudinales, ainsi qu'on peut s'en assurer quand on les fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique; cette structure, et la propriété de la cellulose d'être mouillée par l'eau, est la cause de l'hygroscopicité de ces cellules.

Du papier séché à 140° dans un courant d'air sec a donné, sur 100 parties :

	I.	II.
Carbone.....	43,99	45,70
Hydrogène.....	6,20	6,24
Oxygène.....	49,31	48,79
Cendres.....	0,50	0,27

Le n° II est du papier qui a été bouilli pendant longtemps avec une lessive de soude de 1,060.

Les cendres se composaient presque entièrement de carbonate de chaux. L'analyse n° I prouve que la cellulose doit être représentée par la formule $C^{24}H^{21}O^{21}$ et non pas par $C^{12}H^{10}O^{10}$, comme l'a proposé M. Mulder.

La cellulose n° II était déjà un peu altérée par l'action de la soude.

Si on prolonge la réaction entre la cellulose et les alcalis, la cellulose devient susceptible de bleuir par l'iode, et quand on concentre la liqueur à un point où il se dégage de l'hydrogène, il se produit, quand on ajoute de l'eau, un dépôt qui a la forme de la cellulose, bleuisant par l'iode, et la dissolution retient une combinaison de cellulose et de potasse que les acides décomposent.

Dans cette réaction, il ne se forme pas de combinaisons ulmiques.

Pour prouver qu'il se forme de l'amidon quand on traite la cellulose par les acides, M. Mitscherlich place une lamie de papier sur une plaque de verre, et, après l'avoir mouillée, il y dépose une goutte d'acide sulfurique; bientôt on observe, à l'aide du microscope, un gonflement des fibres analogue à de l'empois d'amidon; on lave avec de l'eau pour enlever l'acide sulfurique et on ajoute une dissolution étendue d'iodure de potassium ioduré; bientôt on voit se produire la couleur bleue caractéristique.

Si on laisse continuer l'action de l'acide sulfurique jusqu'à ce que toute la cellulose soit dissoute et qu'on lave, on peut apercevoir d'un coup d'œil la série des modifications intermédiaires entre la cellulose et la dextrine.

L'acide nitrique de 1,20 n'agit pas à froid; elle n'a que peu d'action au bain-marie.

La cellulose est susceptible de fermenter; l'auteur se procure le ferment en abandonnant un mélange de pommes de terre pourries et de pommes de terre fraîches dans de l'eau, jusqu'à ce que les cellules des pommes de terre se détachent facilement. On filtre le liquide et on y plonge des disques de pommes de terre fraîches, et quand ces disques sont décomposés, on peut en ajouter d'autres qui se décomposent très-vite et augmentent l'intensité d'action du ferment. Ce dernier n'agit que sur la cellulose des pommes de terre,

qui constitue les parois des cellules à féculé; d'abord les cellules se détachent, ensuite leurs parois se dissolvent et abandonnent les granules féculacés. Dans l'espace de 24 heures, un disque de pommes de terre se ramollit ainsi, au point qu'on peut enlever la partie supérieure à l'aide d'un pinceau.

Le liquide excitateur ne renferme pas de champignons, mais il est rempli de vibrions auxquels M. Mitscherlich attribue l'action décomposante.

M. Mitscherlich n'a pas encore pu reconnaître les produits de cette fermentation. Il dit que le phénomène qui vient d'être décrit est le même que celui qui a lieu dans la maladie des pommes de terre, où la cellulose est seule attaquée; car en plaçant une pomme de terre malade dans de l'eau, il a obtenu un liquide qui a immédiatement déterminé la putréfaction d'un tubercule sain.

La putréfaction des pommes de terre ne constitue donc pas, d'après l'auteur, la maladie en elle-même, elle est une conséquence de celle-ci. La cause réside dans la mort préalable du végétal, mort qui peut être amenée par une pluie froide qui tombe subitement à la suite d'une douce température; de même que d'autres plantes périssent quand on refroidit subitement les stomates de leurs racines.

La substance qui constitue, après la cellulose, la partie la plus importante de la cellule est la matière subéreuse. M. Mitscherlich n'a pu l'obtenir tout à fait pure. Cette substance recouvre parfois toute la plante, parfois aussi elle ne forme que la couche cellulaire de la superficie du tronc, ou bien encore elle constitue des couches successives comme c'est le cas chez la pomme de terre. Le nombre de ces couches diffère avec les variétés du tubercule. Elles peuvent être facilement enlevées sur les pommes de terre cuites, et on peut sans peine les séparer des cellules féculacées.

La matière subéreuse se distingue nettement de la cellulose par la manière dont elle se comporte avec l'acide sulfurique et l'acide nitrique. Le premier n'agit sur la matière subéreuse qu'après beaucoup de temps, et alors il se forme des produits colorés.

L'acide nitrique de 1,2 l'attaque à une température au-dessous du point d'ébullition de l'eau; les cellules se gonflent d'abord et forment un produit soluble dans la potasse; enfin, si l'action se prolonge, il se produit une série d'acides dont les derniers termes sont l'acide subérique et l'acide succinique: les premiers produits sont rougeâtres et solubles dans l'alcool.

On obtient les mêmes matières quand on fait bouillir avec de l'acide nitrique de 1,2 du liège, les enveloppes de pommes de terre et la cuticule de l'aloë lingua.

Si l'on retranche la cellulose, les cendres et les substances solubles dans l'alcool, le reste de la couche subéreuse de la pomme de terre est composé de

Carbone.....	62,30
Hydrogène.....	7,15
Oxygène.....	27,57
Azote.....	3,03

Du liège retiré du quercus suber a donné sur 100 parties

Carbone.....	65,73
Hydrogène.....	8,33
Oxygène.....	24,54
Azote.....	1,50

Cette composition s'accorde assez bien avec celle de la cuticule de l'agave americana, analysée par M. Mulder, et avec celle du liège, déterminée par M. Dœpping.

La couche subéreuse protège la substance enveloppée contre l'action des liquides extérieurs et contre la dessiccation

A l'aide de l'iode et de l'acide sulfurique, on peut même s'assurer que les fibres végétales les plus délicates sont recouvertes d'une couche mince de matière subéreuse. Le coton frais se mouille difficilement par l'eau ; mais il en est aussitôt humecté si, par l'action du chlore, on a enlevé le liège. Il est difficile de mordancer le coton sans cette opération préalable ; de l'étoffe non blanchie ne se teint que par places, peut-être seulement entre les fibres, tandis que le coton blanchi se colore jusqu'au centre.

M. Mitscherlich considère comme probable qu'une seule et même cellule sécrète la cellulose, le liège et les acides gras qui les accompagnent ; il croit que le liège constitue la partie externe de la paroi cellulaire, et que c'est là peut-être la cause qui fait qu'avec des agents oxydants on peut facilement séparer les cellules du bois et de la substance incrustante des fruits à noyaux, etc., etc., opération qui réussit si bien quand on fait bouillir avec de l'acide nitrique additionné d'un peu de chlorate de potasse.

M. Mitscherlich promet un nouveau mémoire dans lequel il

traitera de la formation et de la composition de la matière subéreuse ; il s'occupera également du lien qui existe entre la cellulose et la matière subéreuse des tourbes et des lignites.

288.—Recherches chimiques sur la végétation ; par MM. CLOEZ et GRATIOLLET (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 625).

Les expériences dont on va lire le résumé ont été faites sur diverses espèces de potamogeton, de naias, de ceratophyllum, de myriophyllum et sur des conferves.

Les auteurs formulent ainsi leurs conclusions :

« 1° *Influence de la lumière.*—Le dégagement d'oxygène, très-rapide à la lumière solaire, insensible à la lumière diffuse, est complètement nul dans l'obscurité. Dans ce dernier cas, les plantes dont nous parlons, contrairement à l'opinion généralement reçue, ne laissent point dégager la plus petite trace d'acide carbonique.

« Nous avons essayé de déterminer comparativement l'action des verres colorés sur la décomposition de l'acide carbonique par les parties vertes des plantes ; or, autant que la difficulté des expériences permet de conclure, l'activité du phénomène est au maximum quand on emploie le verre incolore transparent, le rouge, le vert et, en dernier lieu, le verre bleu. Nous nous sommes assurés que ces différences ne tiennent point à des différences de température.

« 2° *Influence de la température.*—La décomposition de l'acide carbonique par les plantes aquatiques exposées à la lumière dans un milieu dont la température s'élève depuis $+4^{\circ}$ centigrades ne commence point au-dessous de 15° , et paraît atteindre son maximum à 30° .

« La décomposition de l'acide carbonique par des plantes placées à la lumière dans un milieu dont la température s'abaisse depuis 30° , continue encore à $14, 13, 12, 11^{\circ}$, et ne s'arrête complètement qu'à $+10^{\circ}$.

« Ce résultat est absolument conforme aux conclusions que M. Chevreul a déduites de ses observations sur la circulation et l'ascension des sucs dans les végétaux.

« 3° *Influence de la composition du milieu ambiant.*—La végétation des plantes submergées peut se continuer pendant plusieurs mois dans de l'eau de Seine aérée et renouvelée chaque jour.

« Dans l'eau de rivière privée d'air par l'ébullition et contenant

uniquement de l'acide carbonique en même proportion que l'eau de Seine, eau qu'on renouvelle aussi chaque jour, la décomposition est d'abord très-active; mais elle se ralentit bientôt, et cesse complètement au bout de quatre ou cinq jours.

« Après ce temps, l'intensité de la couleur verte des plantes s'est singulièrement affaiblie.

« Les phases de ce phénomène sont très-remarquables. En effet, on observe d'abord que le gaz qui se produit est mêlé d'une certaine quantité d'azote, quantité qui va en diminuant, si bien qu'au moment où la décomposition s'arrête, l'air qui se dégage est de l'oxygène presque pur. On observe encore que le volume total du gaz azote dégagé est beaucoup plus considérable que le volume de la plante; et si l'on soumet cette plante à l'analyse élémentaire, on trouve qu'à poids égal, elle renferme beaucoup moins d'azote qu'une portion de la même plante qui n'a point été soumise à l'expérience.

« Ces faits démontrent que dans l'acte de la végétation des plantes submergées, il se produit de l'azote provenant de la décomposition des éléments mêmes de ces plantes; qu'en conséquence, une réparation est nécessaire, et que l'azote libre ou combiné est un *aliment* indispensable à la vie des végétaux aquatiques.

« Nous avons dû, dès lors, rechercher l'influence de l'ammoniaque et des sels ammoniacaux. Dans nos expériences, l'ammoniaque et les sels ammoniacaux dissous dans l'eau à la dose d'un $\frac{10}{1000}$ en poids, ont toujours été nuisibles. La décomposition de l'acide carbonique a diminué et s'est arrêtée au bout de quelques heures.

« Nous sommes, en conséquence, en droit de conclure que la plante assimile directement le gaz azote en dissolution dans l'eau.

« 4° *Des mouvements des éléments absorbés ou exhalés dans la plante.* — Une observation que tout le monde peut faire aisément est que, quelle que soit la position des feuilles de potamogeton dans l'eau, du carbonate de chaux se dépose constamment à la face supérieure des feuilles (nous disons supérieure dans le sens des botanistes) et jamais à la face inférieure. Ce fait paraît démontrer que l'absorption de l'acide carbonique s'effectue essentiellement par la face supérieure des feuilles.

« L'oxygène produit par la décomposition de l'acide carbonique a, dans la plante, un cours parfaitement défini; il descend constamment des feuilles vers les racines. Ainsi, quand un tronçon de po-

tamogeton garni de quelques feuilles est placé horizontalement dans l'eau, l'écoulement du gaz a toujours lieu par la section la plus rapprochée de l'extrémité radiculaire de la plante. »

289.—Sur l'assimilation de l'azote de l'air par les plantes et sur l'influence qu'exerce l'ammoniaque dans la végétation ; par M. VILLE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 578).

Les chimistes et les physiologistes sont assez généralement d'accord sur l'origine de l'azote contenu dans les végétaux ; ils attribuent cette origine à l'ammoniaque fournie soit par l'atmosphère, soit par le sol ou les engrais. Les expériences de M. Ville, d'accord avec celles de MM. Cloez et Gratiolet, établissent, au contraire, l'assimilation directe de l'azote, et n'attribuent à l'ammoniaque qu'un rôle secondaire.

Voici comment M. Ville a disposé ses expériences :

« J'ai semé, dit-il, un certain nombre de graines dans un mélange, à parties égales, de sable blanc et de brique en poudre, qui avaient été privés, par une calcination de plusieurs jours dans un four à porcelaine, de toutes les matières organiques qu'ils pouvaient contenir.

« Ce mélange, partagé dans un certain nombre de pots, a reçu une addition de 5 pour 100 des cendres qui provenaient de la combustion des plantes dont les espèces devaient être cultivées. Les pots qui ont servi aux semis ont été enfermés dans une cloche hermétiquement close. Tous les jours on a renouvelé l'air de l'intérieur de la cloche au moyen d'un aspirateur de très-grande capacité (631 litres à 0° sous la pression de 760). Mais, comme cette quantité d'air, bien que considérable, n'aurait pas contenu assez d'acide carbonique pour suffire aux besoins des végétations, on l'a additionnée de 5 puis de 7 pour 100 de ce gaz au moyen d'un appareil d'où il se dégageait bulle à bulle pendant tout le temps que durait le renouvellement de l'air.

« Au sortir de la cloche, l'air traverse un appareil d'analyse où il se dépouille de l'ammoniaque qu'il peut contenir.

« Ainsi, deux expériences s'accomplissent simultanément. Dans la première, on dose l'ammoniaque d'une certaine quantité d'air pur ; et dans la seconde, l'ammoniaque d'une quantité d'air à peu près égale, après que cet air a servi à la nutrition des plantes qui sont enfermées dans l'intérieur de la cloche.

« En comparant les résultats des deux analyses, on voit immédiatement si l'ammoniaque de l'air a pris part au développement des plantes.

« D'un autre côté, on connaît, par l'analyse antérieurement faite d'un certain nombre de graines des espèces sur lesquelles on a opéré, la quantité d'azote qui a été introduite dans la cloche sous forme de semences. Lorsque l'expérience est finie, on connaît, au moyen d'analyses semblables, la quantité d'azote qui est contenue dans les récoltes, et, par conséquent, la quantité d'azote que les plantes ont assimilé pendant le cours de l'expérience, et par conséquent encore, si cet azote vient de l'ammoniaque ou de l'azote de l'air.

« Bien que la récolte des plantes n'ait pas encore été faite, on peut considérer la question comme résolue. Il est manifeste, en effet, qu'une certaine quantité d'azote a été assimilée par les plantes, et que cet azote vient de l'azote de l'air, car les plantes ont pris dans la cloche un développement remarquable, et l'air, au sortir de la cloche, s'est trouvé contenir la même quantité d'ammoniaque qu'à son entrée. Au surplus, l'ammoniaque de l'air eût-elle été assimilée en totalité par les plantes, cette conclusion n'en serait nullement infirmée, vu que l'ammoniaque que l'air a introduite dans la cloche depuis quatre mois que l'expérience se continue, égale à peine 1 ou 2 centigrammes, quantité évidemment trop faible pour avoir pu jouer un rôle appréciable dans ce phénomène.

« Ainsi, la conséquence qui se déduit de la seule inspection de la cloche, c'est que l'azote de l'air a été directement assimilé par les plantes, et que l'ammoniaque atmosphérique n'a joué aucun rôle sensible.

« Une fois ce résultat obtenu, il me restait, pour compléter l'étude de ces phénomènes, à déterminer l'influence qu'une certaine quantité d'ammoniaque, ajoutée à l'air, exercerait à son tour sur la végétation.

« En vue de m'éclairer sur cette nouvelle partie du sujet, j'ai disposé de nouveaux semis des mêmes espèces que dans l'expérience précédente. Les pots ont été placés dans une cloche semblable à la première. On a renouvelé l'air dans l'intérieur de la cloche au moyen d'un aspirateur de même capacité. On a, de même aussi, ajouté à l'air 5 puis 7 pour 100 d'acide carbonique. Enfin, toutes les conditions de l'expérience sont les mêmes, à cette différence près qu'on

dégage tous les jours dans l'intérieur de la cloche une certaine quantité d'ammoniaque.

« Dès les premiers jours, l'influence de cette addition a été manifeste. Les feuilles des plantes ont pris une teinte d'un vert plus franc et plus vif; les tiges se sont élevées plus haut; les rameaux, plus nombreux, se sont chargés d'un plus grand nombre de feuilles; mais toutes les plantes n'ont pas subi au même degré l'influence du nouvel agent: les céréales se sont montrées les plus impressionnables de toutes.

« Dans la cloche où l'air est pur, les céréales sont chétives, étiolées, leur tige rampe plutôt qu'elle ne s'élève; et dans la cloche où l'air est additionné d'ammoniaque, elles sont fortes, droites: de leurs tiges s'élancent dans tous les sens des feuilles nombreuses et abondantes.

« Ainsi, une seconde conclusion se déduit encore de la seule inspection des appareils, c'est que l'ammoniaque ajoutée à l'air agit favorablement sur les plantes, et en particulier sur les céréales. »

290. — Sur la nutrition des plantes; par M. MAGNUS (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 65).

Dans le but de savoir quelles sont les substances minérales indispensables à la végétation d'une plante, M. Magnus a entrepris des recherches conçues d'après le plan adopté l'an dernier par le duc de Salm Horstmar (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 545).

Le végétal mis en expérience est l'orge; le sol choisi était soit du charbon de sucre qu'on imprégnait de dissolutions salines convenablement choisies, soit du feldspath pur.

Avec le charbon on a fait huit expériences :

Une première sans addition aucune.

Une deuxième avec addition de toutes les substances minérales qui se rencontrent dans les plantes et dans les proportions que voici :

	Pour 100 du charbon employé.
Carbonate de chaux.	4,0
» de protoxyde de manganèse. . .	0,5
» de magnésie.	2,0
Sesquioxyde de fer.	1,0
Sulfate de chaux.	1,0
Phosphate de chaux.	2,0

Pour 100 du charbon employé.

Chlorure de sodium.....	0,5
» de potassium.....	0,5
Silicate de potasse.....	4,0

Dans une troisième expérience, on supprima le silicate de potasse; mais on ajouta tout le reste, que l'on mélangea intimement avec le charbon.

Dans la quatrième, on supprima le chlorure de sodium.

- » cinquième, » le phosphate.
- » sixième, » le sulfate.
- » septième, » le carbonate de manganèse.

Enfin dans la huitième, on supprima le chlorure de potassium et le silicate; mais on ajouta 1,5 pour 100 de quartz pulvérisé et lavé.

Chaque expérience a été faite trois fois dans des vases en zinc recouverts d'un vernis formé avec de la cire et de la colophane; la hauteur de ces vases était de 5 pouces, le diamètre de la partie supérieure était de 1,75 et celui de la base de 0,5 pouces.

Pour éviter les oscillations de température auxquelles ces vases pouvaient être exposés, on les plaça par douze dans le couvercle d'une caisse en bois remplie de sable, de sorte que ces vases étaient complètement entourés de sable. On plaça ces caisses entre les doubles fenêtres d'une chambre située au midi, et on renouvela l'air à l'aide de petits guichets: de cette manière, les vases étaient à peu près à l'abri de la poussière.

Toutes les fois que le charbon était sec, on l'arrosa d'eau distillée à laquelle on ajouta, de temps à autre, $\frac{1}{1000}$ de son poids de carbonate d'ammoniaque.

Chaque vase recevait un grain d'orge.

Dans les vases qui renfermaient du charbon pur, c'est-à-dire exempt de toute espèce de matière minérale, la plante atteignait une hauteur de 5 pouces. Dans les autres vases, les plantes ne se développaient que peu ou même point. Dans ces derniers vases, le charbon se recouvrait généralement d'une couche saline. Pour enlever celle-ci, on sortit d'abord la plante, puis on épuisa avec de l'eau le contenu de chaque vase depuis le n° 2 jusqu'au n° 8, puis on remplit avec chacun d'eux trois nouveaux vases qui reçurent chacun deux grains d'orge.

Dès ce moment, les plantes se développèrent avec vigueur ; certaines d'entre elles acquirent une hauteur de 14 pouces.

Il suit de là tout d'abord que sans substances minérales, l'orge ne peut pas se développer, mais qu'elle ne se développe pas davantage quand elle se trouve en présence de substances minérales, même en assez petite quantité, puisque le maximum de ces substances employées ne dépassait pas 15,5 pour 100, et qu'elles ne renfermaient que 1 pour 100 de matière soluble ; mais le développement fut rapide après qu'on en eut enlevé la majeure partie par des lavages à l'eau.

L'influence pernicieuse des sels a encore été constatée quand on remplaçait le charbon par du feldspath en poudre que l'on avait additionné des sels que nous venons de mentionner ; cependant l'orge se développait assez bien après qu'on eut lessivé par l'eau les mélanges employés. Mais avec le feldspath pur on arriva à un développement presque complet : les plantes arrivèrent à une hauteur de 15 pouces ; elles produisirent 7 feuilles, des épis, et quelques-unes fournirent 2 grains parfaits.

Avec un feldspath dont le tiers était réduit en poudre fine, les plantes atteignirent jusqu'à 20 pouces, et produisirent 4 grains. Dans ce feldspath pulvérisé, les plantes avaient, en général, plus de vigueur ; mais leur développement initial était singulièrement ralenti, sans doute par suite de la dureté que ce feldspath avait acquise au contact de l'eau. Cela tenait donc spécialement à la constitution mécanique du sol.

M. Magnus a, en outre, fait des expériences pour savoir si les engrais agissent aussi par les substances organiques qu'ils renferment. Il est parti de la considération que voici : Étant donné un terrain capable de produire une plante déterminée même après qu'il a été dépouillé de ses principes organiques, cela prouve-t-il que ces principes sont sans aucune influence sur la végétation ?

L'auteur prit une terre arable destinée à être ensemencée avec de l'orge, il la calcina en vase clos ; puis il en fit chauffer une portion dans un courant d'oxygène pour brûler le charbon provenant de la décomposition des matières organiques.

Dans chacune de ces terres, c'est-à-dire la terre arable, celle calcinée et contenant du charbon et celle qui a été calcinée dans l'oxygène on sema un grain d'orge : la plante se développa rapidement dans les trois vases et avec une égale vigueur. Au bout de

dix semaines, elles avaient atteint 15 pouces et produit des épis qui ne renfermaient toutefois que 4 grains complets.

On voit par là que le peu de matière organique contenue dans les terres arables qui n'ont pas été fumées récemment n'influe guère sur la végétation. Une expérience comparative qu'on fit en même temps avec une terre végétale qui avait été fumée l'année précédente a produit des épis beaucoup plus vigoureux que précédemment ; toutefois ces épis n'étaient pas plus longs que les autres et ils ne fournirent que 5 grains ; mais la plante était mieux développée et plus riche en feuilles.

Pour savoir au juste si décidément il faut refuser aux substances organiques du sol l'influence qu'on leur a accordée jusqu'à ce jour, M. Magnus a fait les expériences suivantes :

Une certaine portion de la terre calcinée dans l'oxygène fut introduite dans un verre placé dans le vase en zinc, que l'on ferma hermétiquement au moyen d'une grande cloche en verre après avoir placé 8 grains d'orge dans la terre. La cloche contenait une certaine portion de terre végétale récemment fumée ; cette terre était séparée de la terre arable. Pour assurer aux grains semés l'oxygène nécessaire à leur végétation, on fit passer chaque jour, au moyen d'un aspirateur, un demi-pied cube d'air atmosphérique dans la cloche ; cet air était préalablement dépouillé de son ammoniaque et de son acide carbonique. L'eau distillée qui servit à arroser les plantes était également privée d'acide carbonique.

A côté de cet appareil, placé à une fenêtre au midi, on en disposa deux autres semblables. L'un d'eux contenait la même terre arable calcinée ; l'autre renfermait de cette terre non calcinée, par conséquent avec toutes ses matières organiques. Aucun de ces deux appareils ne contenait de terre végétale.

Dans chaque cloche on plaça 8 à 10 grains d'orge ; c'était vers la fin de juin. Le développement se fit également bien durant les premiers 15 jours ; mais, au bout de ce temps, l'orge] du premier appareil prit un accroissement de beaucoup supérieur à celui des deux autres, qui ne contenaient pas de terre végétale. Dans ces deux cloches, la végétation était terminée au bout de 3 semaines ; la longueur du chaume variait entre 11 et 17 pouces, et ces plantes ne développèrent jamais au delà de 4 feuilles ; elles fanèrent bien avant la maturité. Cependant les plants placés sous la première cloche, qui contenait de la terre végétale, continuèrent à se développer.

Au bout de 8 semaines, les épis commencèrent à se montrer; le nombre des grains variait entre 2 et 8, et toute la plante avait acquis une longueur de 24 à 28 pouces; de plus, elle avait produit des pousses, et, en général, elle avait un aspect plus vigoureux que l'orge venue dans la même terre en dehors de la cloche. Toutefois les grains étaient imparfaits.

On voit par là que l'engrais agit même sans qu'il soit en contact avec le sol, proposition déjà énoncée par Th. de Saussure. Ajoutons cependant que cette expérience de M. Magnus ne réfute pas une objection qu'on pourrait faire au sujet de l'action à distance des engrais. Ainsi on pourrait dire que l'engrais n'a agi qu'en donnant à l'air l'ammoniaque et l'acide carbonique dont on l'avait préalablement dépouillé, et que peut-être il aurait été sans action si on avait laissé intervenir l'air normal.

Les résultats généraux que M. Magnus déduit de son travail sont les suivants :

1° En l'absence des substances minérales, l'orge atteint tout au plus une hauteur de 5 pouces, et périt ensuite;

2° En présence de très-peu de substances minérales, le développement est complet;

3° En présence d'une plus grande quantité de ces matières, la plante se développe très-imparfaitement;

4° Dans le feldspath pur, l'orge arrive à maturité et produit des grains;

5° Les phases de la végétation diffèrent suivant que le feldspath est en poudre fine ou en poudre grossière;

6° L'engrais exerce à distance son action fertilisante. Par conséquent, il n'agit pas seulement en donnant des substances minérales au sol, mais ses principes organiques contribuent également à la végétation.

291. — De l'influence que les substances minérales exercent sur le développement de la substance organique; par M. E. WOLFF (*Journal für prakt. Chemie*, t. LI, p. 15).

Les substances minérales dont M. Wolff a étudié l'action sont : le chlorure de sodium, le nitrate de potasse pur et cristallisé, le carbonate de soude cristallisé, le carbonate de potasse purifié, le sulfate de magnésie cristallisé, le sulfate de soude cristallisé, la chaux calcinée et tombée en poudre à l'air. Les expériences ont été faites

avec de l'orge, de l'avoine, du sarrasin, du trèfle du froment sur un terrain situé dans la propriété de Braza, près de Bautzen, dans l'Oberlausitz saxonne. Ce terrain était sableux et léger, et constituait un sol à orge faible; le sous-sol était sableux, mais en même temps un peu froid; la terre arable favorisait singulièrement le développement de la mauvaise herbe, telle que le chiendent, la menthe, etc.; mais, en général, elle était homogène et privée de pierres.

Ce sol a été fumé en 1847 et labouré à une profondeur de 8 pouces; en 1849, il fut affecté aux présentes expériences, non sans avoir été débarrassé, autant que possible, des racines des mauvaises herbes. La surface du sol mis en expérience fut divisée en 40 lots de 3 pieds carrés et disposés en 3 séries situées du nord-ouest vers le sud-est, et chaque lot fut isolé du lot suivant par une rigole de 3 à 4 pouces de largeur.

Le 19 mai 1849, chacun de ces lots reçut 8 grammes d'orge, 7 grammes d'avoine et 4 grammes de sarrasin, de sorte que chacune de ces plantes pouvait disposer d'un pied carré de surface. Avant que les graines fussent mises en terre, on eut soin d'incorporer à celles-ci la substance minérale dont on voulait étudier l'action, et on arrosa, au besoin, les jeunes plants avec de l'eau de puits.

Les résultats consignés dans les tableaux qui suivent ont été calculés d'après un hectare.

Proportions de sels minéraux administrés aux sols.

N ^o de l'expérience.	Quantité de sels	
	Par hectare kilogrammes.	En centièmes sur 0,166 mètres de profondeur.
1.	000	0,00 pour 100
<i>a. Chlorure de sodium.</i>		
2.	144	0,015
3.	288	1,030
4.	576	0,060
5.	1152	0,120
6.	1728	0,180
7.	2304	0,240
8.	3062	0,319

Quantité de sels

N ^o de l'expérience.	Quantité de sels	
	Par hectare kilogrammes.	En centièmes sur 0,166 mètres de profondeur.

b. Nitrate de potasse.

9.	144	0,015 pour 100
10.	288	0,030 " "
11.	576	0,060 " "
12.	1152	0,120 " "
13.	0000	0,000 " "
14.	2304	0,240 " "
15.	3780	0,400 " "

c. Soude.

16.	144	0,015 " "
17.	288	0,030 " "
18.	576	0,060 " "
19.	1152	0,120 " "
20.	2304	0,240 " "
21.	4608	0,480 " "

d. Potasse.

22.	144	0,015 " "
23.	288	0,030 " "
24.	576	0,060 " "
25.	1152	0,120 " "
26.	000	0,000 " "
27.	2160	0,225 " "
28.	4320	0,450 " "

e. Sulfate de magnésie.

29.	360	0,038 " "
30.	1080	0,114 " "
31.	2880	0,304 " "

f. Sulfate de soude.

32.	180	0,019 " "
33.	360	0,038 " "
34.	720	0,076 " "
35.	1440	0,152 " "

N ^o de l'expérience	Quantité de sels	
	Par hectare kilogrammes	En centièmes sur 0,166 mètres de profondeur.
36.	2610	0,275 pour 100
37.	4320	0,456 »

g. Chaux.

38.	4500	0,475 »
39.	9000	0,950 »
40.	15750	1,662 »

Résultats fournis par la récolte d'un hectare d'orge.

	Paille et balle par hectare. Kil.	Grains par hectare. Kil.	Rapport entre le poids des grains N ^o 1=100.	
			D'après le nombre des grains. Pour 100.	D'après le volume. Pour 100.
1.	6210	4174	100,00	100,00

a. Expérience avec le chlorure de sodium.

2.	6480	4536	97,75	100,43
3.	6660	4892	98,74	100,86
4.	6580	4466	99,60	101,10
5.	10098	6863	99,98	100,43
6.	9990	6901	100,64	100,76
7.	6804	5043	105,53	99,79
8.	3240	2539	97,42	92,40

b. Expérience avec le nitre.

9.	4385	3148	97,76	100,97
10.	8192	5989	99,60	100,22
11.	7096	4979	95,79	101,26
12.	10049	6453	94,65	100,22
13.	4790	3105	99,46	102,09
14.	19931	9990	81,38	94,60
15.	11081	3888	73,99	83,49

c. Expérience avec la soude.

16.	9088	6145	85,28	96,06
17.	6588	4752	94,44	102,12

Rapport entre le poids des grains
N° 1=100.

	Paille et balle par hectare. Kil.	Grains par hectare. Kil.	D'après le nombre des grains. Pour 100.	D'après le volume. Pour 100.
18.	6588	4936	95,21	100,84
19.	5778	4050	94,77	100,12
20.	6804	3672	99,91	99,66
21.	5562	2916	98,24	98,95

d. Expérience avec la potasse.

22.	6480	3946	96,02	98,97
23.	6588	4080	100,35	101,37
24.	6372	3390	97,39	101,24
25.	9450	4610	98,81	103,11
26.	6810	4230	95,84	101,26
27.	10314	4210	90,11	99,79
28.	2970	»	»	»

e. Expérience avec le sulfate de magnésie.

29.	8370	5436	95,52	100,02
30.	6588	4288	97,14	98,75
31.	6804	4292	88,62	98,41
32.	5832	3180	86,87	98,39

f. Expérience avec le sulfate de soude.

33.	6588	3612	88,08	100,00
34.	5130	3558	92,88	99,70
35.	7020	4842	93,95	98,37
36.	5886	3988	94,20	98,95
37.	4320	2468	83,43	97,58

g. Expérience avec la chaux.

38.	8046	4762	98,00	97,34
39.	8356	4941	96,66	98,37
40.	5130	1674	86,83	90,55

Résultats fournis par la récolte d'un hectare de sarrasin et d'avoine.

	Paille et balle de sarrasin,	Grains de sarrasin.	Paille d'avoine.	Moyenne de la paille fournie par l'avoine et l'orge, Kil.
	Kil.	Kil.	Kil.	Kil.
1.	3359	848	8694	7452

a. Expérience avec le chlorure de sodium.

2.	3051	1069	10206	8343
3.	2538	556	10800	8730
4.	1868	281	11322	8951
5.	1231	254	15120	12609
6.	475	32	13392	11691
7.	108	11	11016	8910
8.	130	0	9180	6210

b. Expérience avec le nitre.

9.	2965	1264	10260	7323
10.	4315	1496	9072	8632
11.	4595	1490	10938	9002
12.	4909	2122	14634	12342
13.	3062	1231	9126	6958
14.	4201	2063	14904	17418
15.	3953	1366	16362	13722
16.	3521	1134	10800	9944

c. Expérience avec la soude.

17.	2948	902	8964	7776
18.	3548	1166	9188	7888
19.	2819	1021	12366	9072
20.	3542	1355	12096	9450
21.	1723	437	5994	5778

d. Expérience avec la potasse.

22.	4082	1971	8046	7263
23.	5195	2306	11016	8802
24.	3861	1917	11826	9099

	Paille et balle de sarrasin.	Grains de sarrasin.	Paille d'avoine.	Moyenne de la paille fournie par l'avoine et l'orge. Kil.
	Kil.	Kil.	Kil.	Kil.
25.	4714	1242	12204	10827
26.	3537	1766	9018	7914
27.	3316	583	13068	11691
28.	43	0	12142	7506

e. Expérience avec le sulfate de magnésie.

29.	5222	2813	13230	10800
30.	3613	2376	9310	7833
31.	4298	1944	10308	8618

f. Expérience avec le sulfate de soude.

32.	4115	1987	9612	7722
33.	3436	2187	8856	7722
34.	3532	1766	8100	6615
35.	4520	2171	8856	7938
36.	2538	832	13392	9639
37.	1193	427	12636	8478

g. Expérience avec la chaux.

38.	6107	2840	8100	8073
39.	5621	2992	8424	8390
40.	7517	2667	11124	8127

Les tableaux ci-après contiennent les résultats obtenus en 1850, avec le seigle d'hiver, le froment d'hiver et le trèfle semés sur les mêmes lots de terrains employés dans les précédentes expériences. A l'automne de 1849, et quelques semaines après la moisson, M. Wolff remua le sol des 40 lots à une profondeur de 6 à 8 pouces, et le 29 septembre il mit les semences en terre et sans avoir fumé de nouveau. Le 17 avril 1850, il sema également le trèfle, et il distribua les graines de telle façon, que le seigle succédât à l'orge, tandis que le froment prit la place de l'avoine et que le sarrasin remplaçât le trèfle.

Ici encore les nombres fournis par l'observation furent étendus à l'hectare, dans les tableaux suivants, où les résultats sont consignés.

Récolte d'un hectare de seigle et de trèfle.

	Paille de seigle et balle. Kil.	Grains de seigle. Kil.	Rapport entre la paille et le grain.	Trèfle vert Kil.
1.	3932	1631	4,82:2	17928

a. Expérience avec le chlorure de sodium.

2.	3745	1706	4,39:2	26892
3.	3787	1802	4,20:2	26406
4.	3888	1866	4,16:2	13338
5.	4173	2161	3,86:2	23490
6.	3132	1620	3,87:3	24192
7.	3156	1634	3,86:2	36450
8.	2898	1247	4,65:2	25380

b. Expérience avec le nitre.

9.	4379	1969	4,44:2	14796
10.	3949	1983	4,00:2	23328
11.	3745	1784	4,20:2	25596
12.	2365	995	4,75:2	26028
13.	3542	1628	4,35:2	16524
14.	4234	1763	4,69:2	32616
15.	6545	2717	4,82:2	50490

c. Expérience avec la soude.

16.	4587	2225	4,18:2	24678
17.	3836	2041	3,76:2	22572
18.	3132	1580	3,96:2	23760
19.	2887	1271	4,46:2	37314
20.	2909	1391	4,18:2	34236
21.	4153	1773	4,68:2	35208

d. Expérience avec la potasse.

22.	5215	2278	4,58:2	26352
23.	3812	1823	4,18:2	26622
24.	3438	1580	4,37:2	36612
25.	3911	1709	4,58:2	39798

	Paille de seigle et balle. Kil.	Grains de seigle. Kil.	Rapport entre la paille et le grain.	Trèfle vert. Kil.
26.	4144	1795	4,62:2	16902
27.	5941	2099	5,66:2	36504
28.	6924	2183	6,41:2	42390

e. Expérience avec le sulfate de magnésie.

29.	4882	2121	4,60:2	17928
30.	5518	2345	4,71:2	15714
31.	3713	1791	4,85:2	21816

f. Expérience avec le sulfate de soude.

32.	4468	1944	4,59:2	25336
33.	4644	1833	5,06:2	20790
34.	2005	804	4,98:2	23706
35.	3820	1694	4,51:2	21222
36.	4528	2031	4,45:2	26838
37.	4113	1974	4,17:2	26622

g. Expérience avec la chaux.

38.	3081	1489	4,31:2	26784
39.	2190	826	5,30:2	20682
40.	1315	420	6,24:2	28026

Récolte d'un hectare de froment et de seigle.

	Paille et balle de froment.	Grains de froment.	Rapport entre la paille et le grain.	Paille fournie en moyenne par le seigle et le froment.	Grains fournis en moyenne par le seigle et le froment.	Paille et grains fournis en moyenne par le froment et le seigle.
1.	6091 ^{kil}	2430 ^{kil}	5,02 : 2	5012 ^{kil}	2031 ^{kil}	7043 ^{kil}

a. Expérience avec le chlorure de sodium.

2.	6320	2754	4,60 : 2	5033	2230	7263
3.	6207	2746	4,50 : 2	4997	2274	7271
4.	5132	2462	4,18 : 2	4510	2164	6674
5.	4776	2614	3,66 : 2	4475	2388	6863

	Paille et balles de froment.	Grains de froment	Rapport entre la Paille et le Grain.	Paille fournie en moyenne par le seigle et le froment.	Grains fournis en moyenne par le seigle et le froment.	Paille et grains fournis en moyenne par le froment et le seigle.
6.	4669 ^{kil}	2257 ^{kil}	4,14 : 2	3901 ^{kil}	1939 ^{kil}	5840 ^{kil}
7.	4127	2144	3,86 : 2	3642	1989	5531
8.	4727	1787	5,28 : 2	3813	1517	5330

b. Expérience avec le nitre.

9.	4474	1852	4,84 : 2	4427	1911	6338
10.	5824	2538	4,58 : 2	4887	2201	7148
11.	3981	1744	4,54 : 2	3863	1761	5627
12.	4598	1825	5,04 : 2	3482	1410	4892
13.	4236	1507	5,62 : 2	3889	1668	5157
14.	11791	4342	5,44 : 2	8013	3053	11066
15.	7376	2381	6,20 : 2	6961	2549	9510
16.	5119	1874	5,46 : 2	4854	2050	6904

c. Expérience avec la soude.

17.	5669	2214	5,12 : 2	4753	2128	6881
18.	6231	2576	4,84 : 2	4682	2078	6760
19.	4520	2171	4,16 : 2	3704	1721	5425
20.	5972	2187	5,46 : 2	4441	1789	6230
21.	6125	2306	5,32 : 2	5139	2040	7179

d. Expérience avec la potasse.

22.	5524	2560	4,32 : 2	5370	2419	7789
23.	7609	3254	4,50 : 2	5711	2539	8250
24.	3765	1925	5,08 : 2	4602	1753	6355
25.	8762	2824	6,20 : 2	6337	2267	8604
26.	3853	1596	4,82 : 2	3999	1696	5695
27.	9821	3078	6,38 : 2	7881	2589	10470
28.	10908	2908	7,50 : 2	8916	2546	11462

e. Expérience avec le sulfate de magnésie.

29.	5238	2491	4,20 : 2	5060	2306	7366
30.	5853	2849	4,10 : 2	5686	2597	8283
31.	4516	2255	4,00 : 2	4115	2023	6138

f. Expérience avec le sulfate de soude.

32.	5883	2821	4,16 : 2	5176	2383	7559
33.	5420	2511	4,32 : 2	5032	2172	7204
34.	5680	2808	4,04 : 2	3843	1806	5649
35.	6284	3018	4,16 : 2	5052	2383	7435
36.	6993	3051	4,58 : 2	5761	2172	7933
37.	4898	2025	4,84 : 2	4506	1806	6312

g. Expérience avec la chaux.

	Paille et balles de froment.	Grains de froment.	Rapport entre la paille et le grain.	Paille fournie en moyenne par le seigle et le froment.	Grains fournis en moyenne par le seigle et le froment.	Paille et grains fournis en moyenne [par le froment et le seigle.]
38.	9051 ^{kil}	4056 ^{kil}	4,46 : 2	6066 ^{kil}	2773 ^{kil}	8839 ^{kil}
39.	8836	3159	5,58 : 2	5513	1993	7506
40.	2411	1094	4,41 : 2	1863	757	2620

292. — Sur la quantité de potasse enlevée au sol par la culture de la vigne ; par M. BOUSSINGAULT (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXX, p. 369).

La présence constante de la crème de tartre dans le vin, les quantités considérables de cette substance produite dans les pays vignobles, ont fait penser que la vigne enlève au sol une très-forte proportion de potasse. C'est là, au reste, une simple présomption ; et quand on considère qu'on ne donne pas à la vigne plus de fumier que n'en reçoivent les cultures de racines ou de céréales, il est permis de douter qu'une récolte de vin, si abondante qu'on la suppose, exige plus d'alcali que tel ou tel sol de nos rotations.

Pour se former une opinion sur cette question trop abandonnée jusqu'ici aux spéculations théoriques, M. Boussingault détermine la quantité et la nature des substances minérales enlevées en 1848 dans une vigne de Smalzberg, près de Lampertsloch (Bas-Rhin), en dosant et en soumettant à l'analyse les cendres des matières exportées, à savoir : 1^o des sarments ; 2^o un marc de raisin ; 3^o du vin. Les feuilles restant sur le terrain, il n'a pas été nécessaire de tenir compte des matières minérales qu'elles renferment.

La surface de vigne, à laquelle se rapportent les données numériques suivantes, est de 170 ares. Le terrain est rempli de petits fragments de pierres calcaires.

En 1848, on a obtenu de cette surface 55^{hecto}l,05 de vin.

Le marc de raisin, desséché à l'air, a pesé 492 kilogrammes ; 100 de marc, ainsi desséché, ont laissé 6^{kil},65 de cendres, soit 32^{kil},72 pour 492 kilogrammes.

La taille de la vigne, exécutée au printemps de 1849, a fourni 262⁴ kilogr. de sarments. M. Boussingault ajoute qu'en 1850 la vigne en a donné, à 100 kilogrammes près, la même quantité.

De 100 kilogr. de sarments brûlés dans l'état où ils avaient été pesés, on a retiré 2^{kil},44 de cendres ; soit 64^{kil},03 pour la totalité du bois. On avait incinéré assez de sarments pour obtenir plusieurs kilogrammes de cendres.

Un litre de vin a laissé 1^{er},870 d'une cendre très-blanche.

Voici les résultats des analyses :

	CENDRES de marc.	CENDRES de sarments.	CENDRES de sarments de sable déduit.	CENDRES de 1 litre de vin.
Potasse.....	36 ^{er} ,9	18 ^{er} ,0	20 ^{er} ,1	0 ^{er} ,842
Soude.....	0 ,4	0 ,2	0 ,2	0 ,000
Chaux.....	10 ,7	27 ,3	30 ,5	0 ,092
Magnésie.....	2 ,2	6 ,1	6 ,8	0 ,172
Oxyde de fer, alumine..	3 ,4	3 ,8	4 ,2	"
Acide phosphorique....	10 ,7	10 ,4	11 ,6	0 ,412
Acide sulfurique.....	5 ,4	1 ,6	1 ,7	0 ,096
Chlore.....	0 ,4	0 ,1	0 ,1	traces
Acide carbonique.....	12 ,4	20 ,3	22 ,9	0 ,250
Sable et silice (1).....	15 ,3	10 ,9	0 ,5	0 ,006
Perte.....	2 ,2	1 ,3	1 ,4	"
	100 ^{er} ,0	100 ^{er} ,0	100 ^{er} ,0	1 ^{er} ,870

(1) La silice en très-faible proportion.

Avec les données précédentes, on trouve pour les quantités de substances minérales enlevées en une année dans la vigne de 170 ares :

	Potasse.	Soude.	Chaux.	Magnésie.	Acide phosphori- que.	Acide sulfurique.
Dans les sarments.	11 ^k ,53	0 ^k ,13	17 ^k ,48	3 ^k ,91	6 ^k ,66	1 ^k ,02
Dans le marc.....	12 ,07	0 ,13	3 ,50	0 ,72	3 ,50	1 ,77
Dans le vin.....	4 ,64	0 ,00	0 ,51	0 ,95	2 ,27	0 ,53
Total.....	28 ^k ,24	0 ^k ,26	21 ^k ,49	5 ^k ,58	12 ^k ,43	3 ^k ,32

Ramenant à la surface d'un hectare, on a :

Potasse	16 ^{kil} ,42
Soude	0 ,15
Chaux.	12 ,49
Magnésie.	3 ,24
Acide phosphorique	7 ,23
Acide sulfurique.....	1 ,93

Contrairement à l'opinion admise, ces recherches établissent que la culture de la vigne n'exige pas plus de potasse que les autres cultures ; ainsi, dans le voisinage du clos de Smalzberg, à 1 hectare de terre :

	Alcali.	Ac. phosphorique.
La pomme de terre enlève.....	63 ^{kil}	14
La racine de la betterave.....	90	12
Le froment, avec la paille.....	27	19

293. — Recherches sur la distribution des substances minérales dans les végétaux ; par M. STAFFEL (*Archiv der Pharmacie*, t. LXIV, p. 1 et 129).

Ces recherches ont été provoquées par un sujet de prix proposé par la Faculté philosophique d'Iéna, sur la question de savoir : « Si la proportion des substances minérales oxydées contenues dans certains organes d'une plante donnée, change pendant les deux périodes extrêmes de la végétation. »

Cette question a été résolue affirmativement par M. Staffel à la suite d'un travail très-conscientieux.

L'auteur a expérimenté sur le marronnier d'Inde et le noyer. Il commence par examiner, par voie expérimentale, les idées de M. H. Rose sur l'état dans lequel les substances minérales se trouvent contenues dans les tissus des végétaux ; il arrive, en général, aux mêmes conclusions que M. Strecker.

Les incinérations ont été exécutées par un procédé indiqué par M. Wackenroder, et qui a de l'analogie avec la méthode si défectueuse de M. H. Rose. M. Staffel avait donc pour chaque cendre trois analyses à faire : l'une exécutée sur le résidu obtenu en épuisant le charbon par l'eau bouillante ;

La deuxième sur la partie que les cendres ont cédée à l'eau ;

La troisième exécutée sur la portion de cendres insolubles dans l'eau,

Comme il est prouvé aujourd'hui que ce procédé d'analyse n'apprend rien sur l'état des substances minérales contenues dans les végétaux, nous ne rapporterons ici que la somme de ces substances.

Marronnier d'Inde.

	Bois.		Écorce.		Feuilles.	
	Printemps.	Automne.	Printemps.	Automne.	Printemps.	Automne.
Chlorure de potassium.....	10,47	2,97	9,55	2,50	4,64	8,55
Potasse.....	57,56	17,54	54,95	22,61	46,38	14,17
Chaux.....	5,91	50,98	9,24	61,34	13,17	40,48
Magnésie.....	4,07	5,17	4,30	3,99	5,15	7,78
Alumine.....	0,00	0,23	0,00	0,18	0,41	0,51
Sesquioxyde de fer.	0,31	0,63	1,66	0,30	1,62	4,68
Protoxyde de manganèse.....	0,00	traces	0,00	0,00	0,00	0,00
Acide phosphorique.	19,02	21,73	19,54	6,95	24,40	8,21
» sulfurique....	0,82	0,00	0,00	1,04	2,44	1,68
Silice.....	1,80	0,71	0,67	1,05	1,75	13,90

Rapport de l'oxygène des acides à celui des bases.

1:1 2:3 1:1 2:9 5:4 2:3

Tableau comparatif entre les cendres et l'eau contenues dans les différents organes du marronnier dans les différentes saisons.

Nom de la substance.	Saisons.	Substance sèche, en centièmes.	Eau en centièmes.	Cendres contenues dans 100 parties de substance sèche en centièmes.	Les cendres des bois d'automne étant = 1.
Bois.	Printemps	10,99	89,01	10,90	3,22=3
	Automne	50,10	49,90	3,38	1,00=1
Écorce.	Printemps	15,46	84,54	8,68	2,57=2½
	Automne	48,27	51,73	6,57	1,94=2
Feuilles.	Printemps	17,91	82,09	7,68	2,27=2
	Automne	43,73	56,27	7,52	2,22=2

Cendres de noyer.

	Bois.		Écorce.		Feuilles.	
	Printemps.	Automne.	Printemps.	Automne.	Printemps.	Automne.
Chlorure de potassium.	3,10	0,65	1,94	0,90	1,03	1,73
Potasse.....	40,77	14,87	44,52	11,06	42,03	25,48
Chaux.....	22,24	55,92	18,36	70,08	26,85	53,64
Magnésie.....	8,92	8,09	7,25	10,54	4,55	0,83
Alumine.....	0,00	0,00	0,00	0,29	0,17	0,06
Sesquioxyde de fer....	2,71	2,23	0,85	0,40	0,42	0,52
Proloxyde de manganèse.....	0,00	traces	0,00	0,00	0,00	traces
Acide phosphorique...	14,89	12,21	19,93	5,85	21,12	4,03
» sulfurique.....	4,94	3,14	4,45	0,14	2,58	2,64
Silice.....	2,41	2,86	2,67	0,70	1,20	2,02

Rapport de l'oxygène des bases à celui des acides.

3:4 1:2 1:1 1:6 5:6 1:5

Eau et cendres contenues dans les organes du noyer dans les différentes saisons.

Nom de la substance.	Saisons.	Substance sèche, en centièmes.	Eau en centièmes.	Cendres contenues dans 100 parties de substance sèche en centièmes.	Les cendres des bois d'automne étant = 1.
Bois.	{ Printemps	8,96	91,04	10,02	3,35=3 $\frac{1}{3}$
	{ Automne	49,43	50,57	2,98	1,00=1
Écorce.	{ Printemps	15,78	84,22	8,74	2,92=3
	{ Automne	57,52	42,48	6,40	2,14=2
Feuilles.	{ Printemps	17,85	82,15	7,71	2,58=2 $\frac{1}{2}$
	{ Automne	36,69	63,31	7,00	2,34=2 $\frac{1}{3}$

De l'ensemble de ces recherches l'auteur conclut ce qui suit :

1° Il résulte de ce travail que les sels qui dominent au printemps sont les sels de potasse ; la chaux les remplace en automne. Le fait de l'accumulation de la chaux dans le bois et l'écorce en automne se confirme donc : ce fait ayant été annoncé par M. Wolff et par d'autres observateurs.

2° La potasse n'est pas remplacée par la soude ; ni le noyer, ni le marronnier ne contiennent de cette dernière.

3° L'alumine se rencontre dans presque tous les organes du marronnier ; elle est moins fréquente chez le noyer, dont les feuilles seules en contiennent.

4° Le sesquioxyde de fer augmente avec le temps chez le marronnier : chez le noyer il marche en sens inverse.

5° Au printemps, l'acide phosphorique abonde dans les feuilles de ces deux végétaux, en automne il se concentre dans le bois et dans l'écorce.

6° En ce qui concerne le marronnier, les recherches confirment l'observation faite par M. Wolff, à savoir que la silice et le sulfate de potasse possèdent une grande tendance à s'accumuler dans les parties extérieures des arbres.

7° Le fait le plus important que ces recherches mettent en évidence est celui qui concerne les matières minérales contenues dans les organes des végétaux pendant les différentes périodes de la végétation. La réponse à cette question diffère suivant le point de vue auquel on se place. Si l'on part de la substance desséchée à 100°, les organes des végétaux renferment le plus de substances minérales au printemps. Si, au contraire, on considère les organes des végétaux au point de vue physiologique, c'est-à-dire dans l'état normal, les substances minérales y sont plus abondantes en automne; c'est ce qui résulte des deux tableaux qui suivent :

Marronnier d'Inde.

		100 parties de substance fraîche contiennent :	100 parties de substance sèche. contiennent :
Bois.	{ Printemps	1,198	10,905
	{ Automne	1,693	3,38
Écorce.	{ Printemps	1,342	8,68
	{ Automne	3,171	6,57
Feuilles.	{ Printemps	1,376	7,68
	{ Automne	3,288	7,52

Noyer.

Bois.	{ Printemps	0,899	10,028
	{ Automne	1,476	2,987
Écorce.	{ Printemps	1,381	8,748
	{ Automne	3,683	6,403
Feuilles.	{ Printemps	1,092	7,719
	{ Automne	2,570	7,005

294. — De l'influence que peuvent exercer diverses matières salines sur le rendement du sainfoin ; par M. Is. PIERRE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 547).

L'action d'une substance quelconque, employée comme engrais
IRIS - LILLIAD - Université Lille 1

sur une prairie naturelle, doit être considérée comme la *résultante* des actions partielles de cette substance sur chacune des plantes qui composent la prairie. Pour pouvoir se rendre compte d'une manière absolue, au point de vue théorique ou scientifique, du résultat d'expériences faites dans cette direction, il faudrait donc pouvoir se rendre compte de chacun de ces effets partiels, ce qui, dans l'état actuel de nos connaissances agricoles, offrirait d'assez grandes difficultés.

Les prairies artificielles, à raison de la simplicité de leur composition au point de vue botanique, se prêtent beaucoup mieux à ces sortes d'essais; c'est ce qui a conduit M. Pierre à les choisir d'abord plus spécialement pour objet de ses études.

Les matières salines employées dans ces essais sont les suivantes :

1° Carbonate de soude; 2° carbonate de potasse; 3° sulfate de soude; 4° sulfate de potasse; 5° sel ammoniac; 6° nitrate de potasse; 7° nitrate d'ammoniaque; 8° sel marin; 9° plâtre cuit; 10° plâtre cuit, additionné de sel à diverses doses; 11° plâtre cru; 12° plâtre cru, additionné de sel à diverses doses.

Ces diverses substances ont éprouvé, dans leur manière d'agir sur les coupes successives de fourrages, des variations relatives, par suite desquelles leur classement par ordre d'efficacité ne serait pas le même, s'il était fait d'après les résultats fournis par telle ou telle coupe du sainfoin.

Il y a, sous ce rapport, des déclassements assez remarquables dont il peut être intéressant de suivre la marche, en passant d'une récolte à une autre.

Les matières dont on voit l'énumération dans le tableau qui suit, peuvent être divisées en quatre catégories :

1° Celles qui ont agi et produit une augmentation de rendement sur les quatre coupes successives de sainfoin;

2° Celles qui ont produit une augmentation de rendement sur une ou plusieurs coupes successives, sans produire de diminution sur les suivantes;

3° Celles qui, après avoir agi favorablement sur une ou plusieurs coupes, ont produit ensuite sur les autres une diminution;

4° Enfin, celles qui ont agi défavorablement sur toutes les coupes.

Il résulte de l'ensemble des faits consignés dans ce mémoire,

que certaines substances dispendieuses, comme les nitrates de potasse et d'ammoniaque, peuvent être cependant d'un emploi avantageux, tandis que d'autres, comme le sel et le carbonate de soude, ne peuvent guère être employées sans perte sur le sainfoin, malgré leur bas prix, du moins dans les circonstances où l'auteur s'est placé.

On trouve aussi que le sel ammoniac, bien que procurant un excédant notable de récolte, ne peut être conseillé dans l'état actuel des choses, parce que son prix élevé entraîne à des avances qui ne sont pas suffisamment couvertes par l'excédant de récolte qui résulte de son emploi.

Relativement à l'emploi du plâtre, les essais ci-dessus ont donné au plâtre cru l'avantage sur le plâtre cuit, à dose égale. Cet avantage paraît se confirmer chaque jour, et les résultats d'essais nouveaux entrepris cette année, soit par des cultivateurs des départements de Seine-et-Oise et de Seine-et-Marne, soit par l'auteur dans le Calvados, sont à peu près unanimes sur ce point.

Le plâtre cru ne diffère du plâtre cuit, comme on le sait depuis longtemps, que par 10 ou 11 pour 100 d'eau qu'il renferme de plus que ce dernier; il est, par conséquent, moins riche que lui en plâtre réel. L'explication scientifique du fait de cette supériorité, si sa confirmation devient générale, est une de celles qu'il serait peut-être prématuré d'entreprendre aujourd'hui.

DÉSIGNATION des SUBSTANCES.	Dose par hectare.	RANG D'EFFICACITÉ				
		D'après la 1 ^{re} coupe.	D'après la 2 ^e coupe.	D'après la 3 ^e coupe.	D'après la 4 ^e coupe.	D'après l'ensemble des 4 coupes.
	kil.					
Plâtre cru	266	1	3	4	5	1
Carbonate de potasse.....	33	2	8	20—	21—	12
Plâtre cuit.....	133	4	4	12	8	5
Sel.....	16	4	4	12	8	5
Sulfate de soude.....	133	3	2	5	6	3
Nitrate de potasse.....	33	5	12	15	2	4
Sulfate de soude.....	66	6	15	8	19—	8
Nitrate d'ammoniaque.....	16	7	7	9	1	2
Sulfate de potasse.....	33	8	18	13	3	7
Plâtre cuit.....	133	9	10	21—	7	6
Sel.....	33	9	10	21—	7	6
Sel ammoniac.....	66	10	17	10	17—	16
Nitrate de potasse.....	16	11	14	16	11	10
Sulfate de potasse.....	16	12	20	3	12—	14
Sel marin.....	33	13	16	14	4	9
Nitrate d'ammoniaque.....	33	14	11	6	10	11
Plâtre cuit.....	266	15	9	2	16—	15
Carbonate de soude.....	133	16	23—	11	14—	17
Carbonate de potasse.....	66	17	19	18—	20—	21—
Sel marin.....	133	18	13	23—	18—	20—
Sel ammoniac.....	33	19	5	1	15—	13
Sel marin.....	66	20	20—	22—	9	18—
Carbonate de soude.....	66	21—	22—	7	13—	19—
Plâtre cru.....	133		6	17		»
Sel.....	16	n'ont pu être classés.			n'ont pu être classés	»
Plâtre cru.....	133		1	19—		»
Sel.....	33					»

Les numéros d'ordre affectés du signe — indiquent que le rendement des parcelles correspondantes a été inférieur à celui des parcelles voisines qui n'avaient rien reçu.

295. — Recherches sur le rôle des engrais dans la végétation; par M. FRÉSENIUS (*Lehrbuch der Chemie für Landwirth, etc.*).

Ces recherches avaient été faites sous la direction de M. Frésenius, dans une ferme appartenant au comice agricole du duché de Nassau, et située à Geisberg, près de Wiesbaden. Elles ont pour but de décider la question suivante :

Quelle est l'influence des matières minérales sur les plantes cultivées; la récolte est-elle égale, inférieure ou supérieure à celle qu'on obtient par l'emploi du fumier de ferme?

On a fait deux séries d'expériences, l'une fut faite en dehors de l'assolement, l'autre dans l'assolement.

Les champs fumés à l'engrais chimique reçurent, d'abord en sels, 5 fois le poids des cendres que la récolte avait enlevées au sol. Dans la suite, on ne leur en administra plus qu'une quantité égale à celle qui fut enlevée.

L'engrais chimique employé se composait de cendres de hêtre, d'os calcinés, de plâtre, de soude ou de sel marin, de chaux délitée; dans sa préparation on se guidait d'après les analyses des cendres des plantes qu'on se proposait de cultiver. Leur emploi se réglait d'après la moyenne des cendres fournies par ces plantes.

Au bout de la deuxième année, il était devenu évident que les champs fumés à l'engrais chimique fournissaient un rendement plus considérable en quantité et en qualité.

Voici les résultats fournis par la récolte de 1847 :

1° 75 mètres carrés de terrain ont fourni en substance sèche :

	FUMÉ AVEC DES SELS.			FUMÉ AVEC DU FUMIER DE FERME.		
	Grains	Paille.	Balle.	Grains	Paille.	Balle.
	kil.	kil.	kil.	kil.	kil.	kil.
Froment de Talavera en dehors de l'assolement.	18,380	35,50	5,00	13,880	31,000	3,250
Froment de Talavera dans l'assolement.....	14,880	31,50	3,25	12,880	28,000	3,125
Orge d'été en dehors de l'assolement.....	15,750	16,50	3,50	15,500	17,500	3,500
Colza d'hiver.....	2,125	5,12	4,62	1,875	4,125	3,750

QUALITÉ.		DENSITÉ, l'eau = 1.	5 GRAMMES contiennent grains.
1846	Froment fumé chimiquement.....	0,875	154,0
	» au fumier de ferme.....	0,857	164,0
	Avoine fumée chimiquement.....	0,498	312,0
	» au fumier.....	0,472	321,0
	» non fumée.....	0,459	327,0
1847	Froment de Talavera fumé chimiquement en dehors de l'assolement.....	0,830	126,7
	Froment de Talavera au fumier, en dehors de l'assolement....	0,815	125,3
	Froment de Talavera fumé chimiquement dans l'assolement.....	0,821	134,0
	Froment de Talavera au fumier, dans l'assolement.....	0,814	127,0
	Orge d'été fumée chimiquement, en dehors de l'assolement.....	0,696	136,7
	Orge d'été au fumier, en dehors de l'assolement.....	0,691	130,0
	Colza d'hiver fumé chimiquement, en dehors de l'assolement.....	0,701	2045,0
	Colza d'hiver au fumier, en dehors de l'assolement.....	0,691	2135,0

2° Trois champs de même constitution et occupant chacun 6 mètres carrés, reçurent chacun six pommes de terre rouges, parfaitement saines et de même dimension. Les trois lots de pommes de terre possédaient le même poids, 250 grammes.

Le lot n° 1 fut fumé abondamment avec de la bouse de vache.

Le lot n° 2 ne fut pas fumé du tout.

Le lot n° 3 le fut avec les sels qui entrent dans la composition des cendres de ce tubercule.

Ce dernier engrais était formé de

Cendres de hêtre.....	20 parties.
Os calcinés.....	15 »
Plâtre.....	10 »
Sel marin.....	15 »
Chaux caustique délitée.....	40 »

Chaque tubercule reçut 15 grammes de ce mélange.

Le sol était très-mauvais; c'était une argile compacte provenant de la décomposition des schistes du Taunus; il n'a jamais été fumé, et il contenait à peine des traces de substance organique.

LOT N° 1, au fumier.			LOT N° 2, non fumé.			LOT N° 3, fumé avec des sels.		
N°s des pieds.	Nombre de tubercules.	Poids des tubercules en grammes.	N°s des pieds.	Nombre de tubercules.	Poids des tubercules en grammes.	N°s des pieds.	Nombre de tubercules.	Poids des tubercules en grammes.
1	11	352	1	8	320	1	17	1172
2	10	326	2	8	308	2	10	704
3	2	17	3	8	189	3	18	953
4	9	181	4	5	250	4	10	563
5	7	309	5	5	276	5	15	380
6	14	522	6	9	392	6	8	433
	53 (1)	1707		43 (2)	1735		78 (3)	4205

(1) Il y avait 6 tubercules pourris, ce qui fait 11,3 pour 100.
 (2) Il y avait 2 " " 4,6 pour 100.
 (3) Il y avait 3 " " 3,8 pour 100.

Les fanes, fanées et non desséchées, pesaient avec les racines :

Lot 1.

Lot 2.

Lot 3.

106 grammes. 87 grammes. 312,5 grammes.

Résultats fournis par l'analyse chimique.

QUALITÉ.	Au fumier.	Non fumé.	Fumé avec de l'engrais chimique.
Albumine.....	0,70	0,93	0,80
Amidon.....	10,00	13,37	11,04
Fibres.....	6,02	6,63	6,52
Gomme, acide malique et sels ammoniacaux.....	1,86	2,34	2,50
Cendres.....	1,40	1,09	1,18
Eau, huile, résine et perte.....	80,02	75,64	77,96
	100,00	100,00	100,00

296. — Sur l'influence que l'azote des engrais peut exercer sur la richesse protéique des récoltes; par M. JOHN (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 57).

M. John annexe à ses recherches les résultats obtenus par d'autres, et il déduit de ses rapprochements les conclusions ci-après :

I. Sous le rapport de l'azote contenu dans 100 parties de récolte.

Les engrais azotés n'augmentent pas toujours la proportion centésimale de l'azote des récoltes; souvent même on observe un résultat inverse, ainsi :

1. Pour le froment, l'augmentation de la proportion centésimale de l'azote, sous l'influence des engrais azotés, a été observée par Hermbstaedt, par M. Boussingault et par M. John Bennet Lawes. Dans une autre expérience, ce dernier a observé une diminution d'azote, fait également constaté par l'auteur.

2. Pour l'orge, M. Polstorff, d'une part, et M. John ont constaté une diminution d'azote.

3. Même observation pour l'avoine.

4. Même observation pour les pois.

5. Progression ascendante, au contraire, pour les haricots.

6. Progression descendante pour les pommes de terre.

7. Pour les navets, M. John a observé une diminution d'azote, M. Bennet Lawes a constaté une augmentation.

II. Dans tous les cas, le produit total de récolte sèche se trouve plus riche en azote quand cette récolte est venue sous l'influence d'engrais azotés.

Il suit de là que la progression descendante de l'azote, dans certaines récoltes, se lie à une plus grande fixation de carbone, et, sans doute aussi, à une assimilation plus grande de matières minérales.

Sous ce point de vue, l'auteur divise les engrais employés en trois classes :

- a. Engrais qui, outre l'azote, fournissent du carbone au sol.
- b. Engrais qui n'amènent que de l'azote (sels ammoniacaux).
- c. Engrais qui ne renferment ni azote, ni carbone (sels minéraux).

L'auteur ne recherche pas pourquoi les sels ammoniacaux ont augmenté la fixation du carbone; il se borne à constater le fait.

Quant à l'engrais c, exempt d'azote et de carbone, on a surtout employé le phosphate des os dissous dans l'eau et dans l'acide chlorhydrique; M. Bennet Lawes a employé cet amendement dans la culture du froment et des turneps et il en a comparé les effets avec ceux qu'il obtint avec du sulfate d'ammoniaque.

Un terrain qui, sans aucune espèce d'engrais, a produit par hectare

En 1843	8660 kilogrammes de	turneps frais
1844	4956	» »
1845	1536	» »

Et en 1846, une petite quantité de turneps très-chétifs et ne valant pas la peine d'être récoltés a donné, à l'aide du phosphate des os dissous dans l'acide sulfurique 26140 kilogr. de turneps frais, contenant 2154 kilogr. de substance sèche et 34 kilogr. d'azote.

Amendé avec du phosphate dissous dans l'acide chlorhydrique, ce même terrain a donné 19580 kilogr. de turneps frais, renfermant 1613 kilogr. de substance sèche et 23^{kil},5 d'azote.

Avec un mélange de phosphate des os et de sulfate d'ammoniaque on a obtenu 2170 kilogr. de produit frais renfermant 189 kilogr. de substance sèche et 5^{kil},6 d'azote.

Par contre, un terrain passablement épuisé, a fourni en froment, par hectare :

	Grains.	Paille.	Contenant azote.
Sans engrais.....	864 kil.	1033 kil.)	} 67 ^{kil} ,2
Avec phosphate des os et acide sulfurique.....	864	1027	
Avec sulfate d'ammoniaque...	1047	1263	78 ^{kil} ,2

Le résultat général de ces expériences prouve ce qu'il y a de hasardé dans la théorie des cendres, car

La récolte de turneps, racines et feuilles, contenait 88,6 kilogr. d'azote et 12,18 kilogr. d'acide phosphorique.

La récolte de froment, grains et paille ne renfermait que 32,8 kilogr. d'azote et 14,7 kilogr. d'acide phosphorique.

297. — Résultats d'expériences sur l'influence du plâtre dans la végétation ; par M. MÈNE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 803).

Les effets fertilisants du plâtre ont été, depuis longtemps, expliqués par l'action décomposante de ce sulfate sur le carbonate d'ammoniaque dont il fixe la base en formant du sulfate d'ammoniaque; c'est ce que M. Mène a démontré par l'expérience : Dans des vases en zinc à fond percé de trous, il plaça du fumier qu'il recouvrit d'une couche de plâtre, puis il y sema du gazon; quand l'herbe eut commencé à paraître, il arrosa abondamment, pendant un quart d'heure, et il recueillit par le fond le liquide qui s'écoulait; ce liquide contenait beaucoup de sulfate d'ammoniaque, tandis que le plâtre faisait effervescence par les acides.

En supprimant le plâtre et en arrosant le gazon avec de l'eau contenant un acide, du sulfate de potasse, de magnésie ou de fer, du chlorure de manganèse ou du phosphate de soude, M. Mène a toujours trouvé, dans les eaux de lavage, une quantité assez notable de sel ammoniacal,

298. — Sur le liquide aqueux sécrété par les feuilles et la tige du mesembryanthemum crystallinum ; par M. VÖELCKER (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 240).

Ce liquide est renfermé dans des glandes situées sur la tige et les feuilles. Il est incolore, sans odeur et sans saveur distincte; il

rougit faiblement le tournesol. A l'ébullition il laisse déposer des flocons d'albumine végétale.

Indépendamment de cette substance, le liquide sécrété par le *mesembryanthemum crystallinum*, renferme encore, d'après M. Vœlcker :

- De l'acide oxalique;
- Du chlorure de sodium;
- De la potasse;
- De la magnésie ;
- De l'acide sulfurique.

299. — Analyse chimique de l'humus et rôle des engrais dans l'alimentation des plantes; par M. SOUBEIRAN (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 321; et t. XVIII, p. 5).

Les recherches de M. Soubeiran conduisent aux conclusions suivantes :

1^o Le tissu ligneux qui se décompose au contact de l'air humide se change en humus, et forme en même temps de l'acide carbonique qui peut être absorbé par les racines des plantes.

2^o La proportion de carbone dans l'humus du terreau et des engrais ne dépasse jamais 56 à 57 pour 100 de carbone. C'est la limite extrême que peut atteindre la décomposition du ligneux au contact de l'air et de l'humidité.

3^o L'humus pur contient 2 $\frac{1}{2}$ pour 100 d'azote qui paraissent essentiels à sa composition.

4^o L'humus est à peine altérable au contact de l'air.

5^o L'humus, à peine soluble dans l'eau par lui-même, acquiert de la solubilité par sa combinaison avec la chaux, mais l'agent principal de sa dissolution est le carbonate d'ammoniaque, qui peut réagir également et sur l'humus libre, et sur l'humus engagé dans une combinaison calcaire.

6^o L'humus, rendu soluble, est absorbé par les racines des plantes. Il sert directement à la nourriture du végétal.

7^o L'humus a, de plus, une action favorable sur la végétation, en attirant et retenant l'humidité de l'air et l'ammoniaque, en facilitant la dissolution du phosphate de chaux, en améliorant les qualités physiques du sol, en modérant et régularisant la décomposition des matières animales putrescibles.

8° La tourbe, modifiée au contact de l'air, de la chaux et des matières alcalines, a tous les caractères et les propriétés du terreau. Elle est extrêmement propre à favoriser la végétation, après qu'on lui a ajouté les matières salines, chlorures, sulfates et phosphates alcalins et terreux, dont elle est habituellement dépourvue.

9° L'engrais par excellence est celui qui contient en même temps des sels terreux et alcalins, des sels ammoniacaux, de la matière animale putrescible, de l'humus tout formé et des débris végétaux en voie de transformation.

10° Dans l'appréciation d'un engrais, il faut prendre en considération, non-seulement la quantité d'azote fourni par l'analyse, mais aussi l'état sous lequel cet azote existe dans l'engrais, savoir : à l'état de sel ammoniacal soluble, ou de phosphate ammoniaco-magnésien.

11° Les analyses des engrais fermentés faites jusqu'ici sont défectueuses, en ce que l'on n'a pas tenu compte de la perte qui résulte de l'action du carbonate de chaux sur les sels à base d'ammoniaque, pendant la dessiccation des engrais. Il en résulte que les tables représentant la proportion d'azote dans les engrais, et qui ont été publiées, ne peuvent donner que des approximations.

12° La valeur comparative des engrais ne peut être évaluée en tenant compte seulement de la quantité d'azote qu'ils fournissent à l'analyse, parce que, d'une part, les matières azotées ne sont pas les seuls éléments actifs des engrais, et d'autre part, parce que la valeur des engrais dépend beaucoup de l'état sous lequel l'azote y est contenu, et, comme conséquence :

Il n'est pas possible d'établir une table d'équivalence pour les engrais.

13° Enfin, il faudra joindre à tous ces faits l'observation remarquable de M. Mulder, qui a prouvé que l'humus condense et transforme en ammoniaque l'azote de l'air atmosphérique.

300. — Existence de l'iode dans les plantes d'eau douce ; par M. CHATIN (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 352, et *Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 418). — **Rapport**, par M. BUSSY (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 467). — **Extraction de l'iode des plantes et des produits de la distillation de la houille ;** par le même (*ibid.*, p. 537). — **Présence du brôme dans les eaux ammoniacales provenant de la fabrication du gaz de l'éclairage ;** par M. MÈNE (*ibid.*, p. 611). — **Présence de l'iode dans les plantes** .

et les animaux terrestres ; par M. CHATIN (*ibid.*, t. XXXI, p. 280 et 868). — **Présence de l'iode dans les eaux douces et dans les plantes terrestres** ; par M. MARCHAND (*ibid.*, p. 495). — **Existence des iodures et des bromures dans les oscillariées des eaux de Dax** ; par M. MEYRAC (*ibid.*, t. XXX, p. 475). — **Existence de l'iode dans certaines plantes d'eau douce** ; par M. PERSONNE (*ibid.*, p. 478). — **Sur l'existence de l'iode dans les betteraves** ; par M. LAMY (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 33).

Depuis l'époque de sa découverte, l'iode a été rencontré à l'état d'iodure alcalin dans des circonstances très-diverses. Ainsi, on l'a trouvé dans l'eau de mer et dans l'eau de plusieurs salines. M. O. Henry a constaté sa présence dans les eaux sulfureuses de Caunterets et dans la barégine de quelques sources de la chaîne des Pyrénées. Vauquelin, Del Rio, Bustamente l'ont rencontré dans divers minerais argentifères du Mexique ; Ynestar dans une agave et une sorte de barille du Mexique ; M. Bussy dans les houilles de Commentry ; L. Gmelin dans l'huile de foie de morue ; Muller dans le cresson. En vérifiant l'observation de Muller, M. Chatin a reconnu l'existence de l'iode dans toutes les plantes d'eau douce ; mais, avant lui, M. Personne avait déjà trouvé de l'iode dans une plante agame, la *jungermannia pinguis*, L., recueillie sur un petit ruisseau du Morvan ; M. Meyrac dans des oscillariées qui vivent dans les eaux thermales de Dax, et M. Lamy dans les cendres de betteraves de la sucrerie de Waghausel.

Toutes ces observations isolées forment aujourd'hui un vaste ensemble, grâce à un grand travail que M. Chatin a entrepris sur cette question. Ce chimiste arrive tout d'abord à ce résultat général que *toutes les plantes qui se développent dans l'eau contiennent de l'iode*.

Ces plantes elles-mêmes se diviseraient en deux séries relativement à la proportion d'iode qu'elles contiennent : celles qui croissent dans les eaux courantes ou dans de grandes masses d'eau agitées, en renfermeraient plus que celles qui se développent dans les eaux stagnantes. L'auteur explique ce fait en ce que, si une masse d'eau n'est pas renouvelée, la proportion d'iode ne l'est pas non plus, tandis qu'elle doit constamment diminuer par l'acte même de la végétation. La proportion d'iode resterait à peu près constante dans le cas contraire.

Cette explication, quelque plausible qu'elle paraisse d'ailleurs, n'aurait de valeur définitive que si elle était appuyée par des do-

sages : malheureusement il n'en est pas ainsi, c'est la netteté plus ou moins grande de la réaction qui seule a porté M. Chatin à conclure que dans telle plante il y avait plus d'iode que dans telle autre.

Le procédé que l'auteur a suivi consiste : à incinérer la plante, à faire bouillir la cendre dans quatre fois son poids d'eau distillée pendant un quart d'heure, et verser dans la dissolution filtrée, après y avoir ajouté de l'amidon, soit de l'acide sulfurique, soit de l'acide nitrique, soit de l'acide sulfurique et du nitrate de potasse ; dans chacun de ces trois cas, la liqueur qui contient de l'iode prend une couleur bleue d'autant plus intense que la proportion d'iode est plus forte.

M. Chatin fait observer que, lorsque les liqueurs sont trop étendues, la réaction peut manquer ; qu'elle manque encore parfois quand, par l'action des acides, la température s'élève trop ; l'acide carbonique qui se dégage entraîne alors la petite quantité d'iode qui pourrait avoir été mise à nu ; que, dans beaucoup de cas, l'action du chlore ne donne lieu à aucune coloration, lors même que l'iode existe dans le mélange, que cet effet a lieu surtout lorsque les liqueurs sont très-alcalines.

On doit ajouter à ces remarques que, suivant la manière dont la calcination est conduite, on peut perdre une quantité très-notable d'iode, particulièrement dans le cas où ce corps serait combiné au sodium ; que quand la lessive des cendres est très-concentrée et qu'elle contient beaucoup de chlorures, si l'on emploie l'acide nitrique pour mettre l'iode à nu, on dégage en même temps du chlore qui s'oppose à la réaction.

Enfin, que pour avoir une réaction plus sûre et exempte des inconvénients signalés, il serait bien, au lieu d'opérer sur la dissolution aqueuse des cendres, d'évaporer celle-ci à siccité, de traiter le résidu par l'alcool qui dissout l'iodure de potassium et laisse indissous la plus grande partie des sels étrangers. Cette dissolution alcoolique évaporée et reprise par l'eau, donne une solution plus concentrée d'une part et dans laquelle les réactions ont beaucoup plus de netteté.

L'existence de l'iode dans les plantes aquatiques implique la présence de ce corps dans le milieu ambiant, c'est ce que M. Personne a bien compris quand il s'est proposé de rechercher l'iode dans l'eau du petit ruisseau du Morvan qui baignait la *jungermannia* dans laquelle il avait reconnu l'existence de l'iode. C'est aussi ce dont s'est

assuré M. Marchand, qui admet qu'en général, les eaux naturelles contiennent du brôme et de l'iode.

D'après ce chimiste, l'iode et le brôme proviennent surtout de l'enlèvement de ces principes aux eaux de la mer par les vapeurs ou les particules aqueuses qui s'en échappent et qui, transportées sur les continents, retombent à leur surface à l'état de pluie, de neige ou de grêle.

Cela est si vrai, que M. Marchand a reconnu la présence du brôme et de l'iode dans les eaux de pluie et de neige.

A ces propositions, ce chimiste rattache les suivantes que M. Chatin confirme de son côté :

« Dans les pays bien boisés, l'iode et le brôme peuvent disparaître du sein des eaux qui les tiennent en dissolution, en passant à l'état salin, sous l'influence des forces vitales, au nombre des principes minéraux fixés par les végétaux. Les cendres de la plupart des bois de nos forêts contiennent de l'iode.

« Les causes déterminantes du goître et du crétinisme ne se trouvent pas dans l'existence du carbonate de magnésie dans les eaux dont les goitreux et les crétins font usage pour leurs boissons alimentaires. »

M. Marchand serait disposé à attribuer ces maladies à l'absence de l'iode et du brôme du nombre des principes constitutifs de ces eaux.

Ces propositions se retrouvent dans les conclusions d'un second mémoire; M. Chatin devait les ignorer, puisque M. Marchand les avait consignées dans un paquet cacheté.

Voici les conclusions du mémoire de M. Chatin :

1° L'iode existe en proportion variable dans toutes les eaux qui sourdent du globe ;

2° Que la richesse des eaux en iode peut être présumée d'après la nature plus ou moins ferrugineuse des terrains qu'elles lavent ;

3° Que la proportion de l'iode croît ordinairement dans les eaux avec celle du fer, de telle sorte que les eaux dites *ferrugineuses* peuvent être tout aussi bien nommées *eaux iodurées* ;

4° Que les eaux de la craie verte et des oolithes ferrugineuses tiennent le premier rang parmi celles-ci ; qu'elles peuvent même se placer avant celles des terrains ignés ;

5° Que tout en étant riches en iode, les eaux de la formation houillère viennent après celles de certains terrains ignés ou de sédiment ferrugineux ;

6° Que les eaux des terrains essentiellement calcaires et magnésiens sont très-peu iodées ;

7° Que l'iode est surtout rare dans les marnes irisées, gangue habituelle du sel gemme ;

8° Que les iodures ne sont pas nécessairement proportionnels aux chlorures ;

9° Que les rivières alimentées par les glaciers (Rhin, Rhône, Isère, Durance, Jet, Garonne, Adour, etc.), sont peu iodurées, surtout à l'époque de la grande fonte des neiges ;

10° Que les eaux des rivières sont en moyenne plus iodurées, moins chargées de sels terreux et surtout plus uniformément iodurées que celles des sources.

11° Que les eaux de puits sont à la fois les plus calco-magnésiennes et les moins iodées.

Le rapport qui existe entre le fer et l'iode des eaux, la facile décomposition de l'iodure de fer et la décomposition complète de l'iodure des eaux dans l'évaporation sans addition de potasse rendent probable que l'iode s'y trouve à l'état d'iodure de fer.

L'iode existe dans les plantes et les animaux terrestres.

Les potasses du commerce et la plupart des sels dont elles font la base sont iodurés ; mais le nitrate de potasse, la crème de tartre, l'émétique et le tartrate double de potasse et de soude sont privés d'iode.

Les sels ammoniacaux et les soudes sont aussi iodurés, ainsi que le chlorure de sodium des marais salants réputé pur. Le sel gemme et le sel des salines de l'est sont presque complètement privés d'iodures.

Les liqueurs fermentées contiennent de l'iode. Le vin, le cidre et le poiré sont plus iodurés que la moyenne des eaux douces.

Les vins varient, comme les eaux, suivant la nature du terrain. Parmi ceux observés, les plus riches en iode venaient des côtes granitiques du Mâconnais, du Beaujolais, et de l'oolithe moyenne de Tonnerre ; les plus pauvres, de la craie blanche de Champagne. Le Bordeaux du sol tertiaire de la Gironde est moins iodé que le vin de la grande bande de craie verte qui s'étend des environs de Cahors jusqu'à ceux de la Rochelle.

Le lait est encore plus riche en iode que le vin, et le lait d'ânesse l'est plus que celui de vache. Abstraction faite du sol, avec lequel

elle varie, on peut admettre que la proportion de l'iode est, dans le lait, en raison inverse de l'abondance de cette sécrétion.

Les œufs (non la coquille) sont très-iodés. Un œuf de poule (pesant 50 grammes) est plus ioduré qu'un litre de lait de vache; il l'est autant que deux litres de vin ou de bonne eau (celle de la Seine à Paris).

L'iode existe dans la terre arable; abondant dans le soufre, les minerais de fer et de manganèse, le mercure sulfuré, il est rare dans le gypse, la craie blanche, les calcaires grossiers et siliceux, etc.

C'est sur les plantes des eaux ferro-iodées que devront porter les essais ayant pour but l'extraction économique de l'iode des eaux douces.

Une proportion trop minime d'iode dans les eaux potables de certaines contrées paraît être la cause principale du goître. Le changement d'eau et tout au moins l'usage du vin, des eaux ferro-iodées, du cresson de bonne eau, d'une nourriture animale, des œufs surtout, sont rationnellement indiqués contre cette affection. Il serait encore utile que le sel des marais salants fût substitué, dans les contrées à goîtreux, au sel de roche qui s'y trouve habituellement et s'y consomme.

La plupart des corps regardés par les thérapeutes comme pectoraux et antiscrofuleux sont riches en iode.

301. — Sur la présence de l'arsenic dans le règne végétal ;
par M. STEIN (*Journal für prakt. Chemie*; t. LI, p. 302).

Il résulterait des expériences de M. Stein que l'arsenic est aussi répandu dans le règne végétal que le sont l'iode, le cuivre et l'argent. M. Stein ayant remarqué une odeur arsénicale distincte toutes les fois qu'on allumait du charbon, il fut conduit à rechercher de l'arsenic dans ce combustible; faute de résultat il abandonna ses recherches pour les reprendre après que MM. Walchner, Chatin, Malaguti, Durocher et Sarzeau eurent publié leurs recherches sur l'arsenic, l'iode, l'argent et le cuivre (voyez les précédents *Annales*).

Cette fois-ci l'auteur opéra sur les cendres du charbon qu'il fit digérer avec de l'acide sulfurique, et il introduisit le tout dans l'appareil de Marsh; il obtint des taches arsénicales parfaitement caractérisées.

Il en fut de même des cendres d'une houille originaire du gisement de Plau, ainsi que des cendres de la paille et de la balle de seigle et de l'orge germée.

Nous rappellerons ici que, dès 1846, M. Villain a reconnu la présence de l'arsenic dans les cendres et la suie d'une houille française.

M. Stein a trouvé que l'arsenic était moins abondant dans les grains que dans les tiges, et il a pu corroborer une observation de M. Chatin (*Annuaire de Chimie*, 1846, p. 679), qui a opéré, du reste, sur des plantes arrosées avec une dissolution d'acide arsénieux.

M. Stein a encore trouvé de l'arsenic dans la tête du chou (*brassica oleracea*) débarrassée des feuilles extérieures; dans le navet (*brassica rapa*) et dans les tubercules de pommes de terre, bien entendu qu'il a fallu pour cela des quantités considérables de ces cendres.

Dans le but de savoir si ces substances végétales contiennent l'arsenic à l'état soluble, M. Stein a épuisé 1 kilogramme de chou blanc par de l'eau à l'ébullition; puis, à l'aide de l'évaporation, il a réduit le liquide à un petit volume, et l'a ainsi introduit dans l'appareil de Marsh; il n'a pas obtenu de taches, mais le résultat négatif tient peut-être bien plus à la méthode employée dans ces recherches qu'à l'absence réelle de l'arsenic dans le jus.

302. — Sur la fibrine musculaire; par M. LIEBIG (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 125).

Quand on épuise complètement par l'eau la chair musculaire réduite en hachis fin, on obtient un résidu blanc, insipide, formé de fibre musculaire, de nerfs et de tendons. La fibre musculaire est ordinairement confondue avec la fibrine du sang; c'est une erreur que M. Liebig démontre de la manière suivante :

Quand on arrose la fibrine du sang avec de l'eau qui contient un dixième d'acide chlorhydrique, elle se gonfle dans peu de temps et se transforme en masse gélatineuse; en ajoutant de l'acide plus concentré, la masse reprend à peu près son volume primitif, pour se gonfler de nouveau au contact de l'eau. Cette expérience peut être répétée sans qu'il se dissolve une proportion notable de fibrine.

Il en est tout autrement de la fibrine musculaire. Elle se dissout immédiatement dans l'eau qui contient l'acide chlorhydrique dans

les proportions indiquées. Cette dissolution qui se fait à la température ordinaire, est légèrement visqueuse et troublée par la graisse. Quand on neutralise, elle se coagule et le coagulum se dissout dans les alcalis en excès; le sel marin y forme un précipité soluble dans un excès d'eau.

Le coagulum obtenu par la neutralisation de la liqueur chlorhydrique est soluble dans l'eau de chaux et la dissolution se coagule à chaud. Mais ce coagulum est insoluble dans l'eau de chaux, quand préalablement on l'a fait bouillir dans l'eau.

Cette fibrine soluble dans l'eau acide, se trouve dans des proportions bien différentes dans la chair musculaire des différents animaux; ainsi la fibrine musculaire du poulet et du bœuf se dissout presque entièrement; la chair de mouton laisse un résidu assez notable et celle de veau ne cède que la moitié de son poids à l'acide. Ce résidu insoluble est élastique, blanc, mais plus gélatineux et plus blanc que la fibrine gonflée dans l'eau acide.

La composition de la fibrine musculaire est différente de celle de la fibrine du sang, elle se rapproche de celle de l'albumine. Les analyses suivantes ont été faites par M. Strecker :

	I.	II.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.
Carbone.....	»	54,46	«	»	53,67	»	»	»
Hydrogène... .	»	7,28	»	»	7,27	»	»	»
Azote.....	»	»	15,84	»	»	»	»	16,26
Soufre.....	»	»	»	1,21	»	1,02	1,11	»
Oxygène.....	»	»	»	»	»	»	»	»
Cendres.....	1,4	»	»	»	»	»	»	»

La fibrine analysée a été extraite de la chair de poulet, elle a été dissoute dans l'acide chlorhydrique, puis précipitée par l'ammoniaque et desséchée à 120°.

La fibrine du sang n'entre dans ce liquide que pour une fraction de centième; d'après les meilleures analyses, elle contient plus d'azote que la fibrine des muscles, ce qui infirme singulièrement cette hypothèse, d'après laquelle elle servirait à la formation de la fibrine musculaire.

La fibrine du sang contient toujours du fer; même les cendres blanches qu'elle fournit parfois, contiennent encore de ce métal.

Quand on expose cette fibrine en vase clos et dans de l'eau, à une douce température, elle ne tarde pas à se putréfier; au bout de trois semaines environ, elle s'est complètement dissoute et la li-

queur, qui renferme quelques flocons de sulfure de fer, possède pour le reste tous les caractères d'une dissolution d'albumine; à chaud elle donne un coagulum dont la composition est identique à celle de l'albumine.

Les analyses faites par M. Strecker établissent en effet cette identité; la substance a été desséchée à 130°.

Carbone.....	53,9
Hydrogène.....	6,99
Azote.....	15,58
Soufre.....	1,59
Oxygène.....	1,45
Cendres.....	0,28

Pendant la putréfaction il se produit de l'hydrogène et un corps volatil à odeur repoussante. Le liquide qui surnage l'albumine coagulée, renferme une substance azotée que M. Liebig se borne à signaler.

303. — Recherches chimiques sur les œufs de carpe; par M. GOBLEY (Journal de Pharmacie et de Chimie, 3^e série, t. XVII, p. 401 et t. XVIII, p. 107).

Ces recherches font suite à celles que M. Gobley a publiées dans le temps sur les œufs de poule (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 451); les résultats auxquels l'auteur est arrivé dans ce nouveau travail tendent à établir :

1° Que les œufs de carpe présentent la plus grande analogie pour la composition, avec le jaune d'œuf de poule;

2° Qu'ils paraissent ne pas contenir une albumine alcaline semblable à celle qui enveloppe le jaune d'œuf ordinaire;

3° Qu'ils renferment plus de la moitié de leur poids d'eau;

4° Que la matière albumineuse ou *paravitelline* possède les propriétés et la composition de la vitelline;

5° Que la substance grasse est formée comme celle du jaune d'œuf, de deux parties distinctes : d'une huile fixe et d'une substance molle, non fusible ou *matière visqueuse*;

6° Que l'huile fixe qui s'y trouve en très-petite quantité est formée comme celle du jaune d'œuf, d'oléine et de margarine; qu'elle ne contient ni soufre, ni phosphore;

7° Que la matière visqueuse, qui forme à elle seule la presque

totalité de la substance grasse des œufs de carpe, constitue un corps complexe, renfermant du phosphore, de la cholestérine, et deux substances particulières déjà signalées dans le jaune d'œuf de poule, et que l'auteur désigne, la première sous le nom de *lécithine*, et la seconde sous le nom de *cérébrine* ;

8° Que la cholestérine est identique, pour la composition et les propriétés, avec celle du jaune d'œuf et des calculs biliaires ;

9° Que la *lécithine* est la substance phosphorée du jaune d'œuf de poule et des œufs de carpe ; qu'elle constitue un corps neutre qui a toujours donné, avec la plus grande facilité, comme produits de décomposition en présence des acides et des alcalis minéraux, sous l'influence de l'eau, comme sous celle de l'alcool, et sans que l'oxygène de l'air intervienne, les acides oléique, margarique et phospho-glycérique ;

10° Que la *cérébrine* est un corps neutre qui renferme de l'azote, fond à une température élevée et se gonfle dans l'eau à la manière de l'amidon ;

11° Qu'en faisant bouillir les œufs de carpe dans l'eau, on obtient un liquide acide, qui le devient davantage par l'addition de l'alcool ; que cette propriété est due à l'acide lactique ou à un acide qui s'en rapproche beaucoup par ses propriétés ;

12° Que les œufs de carpe renferment les sels que l'auteur a rencontrés dans le jaune d'œuf et que l'on trouve dans l'économie animale : chlorure de sodium, chlorure de potassium, chlorhydrate d'ammoniaque, sulfate de potasse, phosphates de potasse, de chaux et de magnésie ; qu'ils contiennent en outre une quantité notable de cette substance indéfinie à laquelle Berzélius a donné le nom d'extrait de viande ou extrait alcoolique ;

13° Que la matière colorante des œufs de carpe paraît être formée, comme celle du jaune d'œuf, de deux principes colorants, l'un rouge, qui contient du fer et qui serait l'analogue de la matière colorante du sang, et l'autre jaune, qui pourrait être l'analogue de la matière colorante jaune du sang ou de la bile ;

14° Qu'appréciée par des moyennes, la composition des œufs de carpe est pour 100 parties

Eau	64,080
Paravitelline	14,060
Oléine et margarine	2,574

Cholestérine.....	0,266
Lécithine.....	3,045
Cérébrine.....	0,205
Chlorhydrate d'ammoniaque.....	0,042
Chlorure de sodium et de potassium..	0,447
Sulfate et phosphate de potasse.....	0,037
Phosphate de chaux et de magnésie..	0,292
Extrait de viande.....	0,389
Membranes et enveloppes.....	14,530
Matière colorante, traces de fer, etc..	0,033

Le jaune d'œuf de poule aurait donc pour composition :

Eau.....	51,486
Vitelline.....	15,760
Margarine et oléine.....	21,304
Cholestérine.....	0,438
Lécithine.....	8,426
Cérébrine.....	0,300
Chlorhydrate d'ammoniaque.....	0,034
Chlorure de sodium et de potassium..	} 0,277
Sulfate de potasse.....	
Phosphates de chaux et de magnésie..	1,022
Extrait de viande.....	0,400
Matière colorante, traces de fer, etc..	0,553

Les recherches de M. Gobley conduisent, comme on a pu le voir, à considérer les œufs de poisson comme renfermant les mêmes éléments que ceux des oiseaux. Les principes qui constituent les œufs de ces deux classes d'animaux varient, il est vrai, dans leur proportion relative, mais cela tient peut-être à ce qu'ils doivent se développer dans des milieux différents.

Les œufs des poissons ne sont, comme on le sait, fécondés qu'après la ponte, par conséquent les principes qu'ils renferment ne sont pas le produit de la fécondation. Cet acte physiologique change-t-il quelque chose à leur composition chimique ?

Avant de chercher à répondre à cette question, M. Gobley se propose d'examiner la laitance, agent nécessaire de la fécondation.

304. — Analyse des cendres du blanc et du jaune des œufs de poule; par M. POLECK (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 155).

Cette note a pour but de rectifier les résultats publiés l'année dernière au nom de M. Poleck, par M. H. Rose (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 524).

Voici les nombres calculés sur 100 parties de matières :

	Blanc.	Jaune.
Chlorure de potassium.....	41,29	0,00
» de sodium.....	9,16	
Soude.....	23,04	5,12
Potasse.....	2,36	8,93
Chaux.....	1,74	12,21
Magnésie.....	1,60	2,07
Sesquioxyde de fer.....	0,44	1,45
Acide phosphorique.....	4,83	63,81
» carbonique.....	11,60	0,00
» sulfurique.....	2,63	0,00
» silicique.....	0,49	0,55
» métaphosphorique.....	0,00	5,72

305. — Analyse des cendres de la chair de bœuf et de veau; par M. STAFFEL (*Archiv der Pharmacie*, t. LXIV, p. 148).

L'analyse de ces cendres a été exécutée par le procédé que l'auteur a suivi dans ses recherches de physiologie végétale (v. plus haut, p. 509).

La chair de veau a été prise sur la poitrine de l'animal récemment tué; après avoir enlevé la graisse et les membranes on hacha la chair musculaire, on la fit sécher et on procéda ensuite à la carbonisation.

On procéda de même pour la chair musculaire de bœuf.

Voici les résultats obtenus pour 100 parties de matières :

	Veau.	Bœuf.
Eau contenue dans la chair fraîche.....	77,639	72,63

100 parties de cendres renferment :

Chlorure de sodium..	10,585	»	7,494
» de potassium.....	0,00	»	4,014

	Veau.	»	Bœuf.
Soude.....	2,355	»	2,610
Potasse.....	34,399	»	34,909
Chaux.....	1,994	»	5,087
Magnésie.....	1,449		2,352
Alumine.....	traces	»	traces
Sesquioxyde de fer..	0,273	»	0,964
Acide phosphorique.	48,132	»	39,280
» sulfurique....	0,00	»	1,770
» silicique.....	0,813	»	1,515

306. — Note sur les liquides de l'amnios et de l'allantoïde ;
 par M. STAS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*,
 t. XXXI, p. 629). — **Sur le liquide amniotique de la femme ;**
 par M. REGNAULD (*ibid.*, p. 218).

En examinant l'amnios lorsque le poulet brise sa coque, M. Stas avait observé qu'il s'y trouvait toujours du biurate d'ammoniaque ; à cette occasion il s'était demandé si cet urate était le résultat des phénomènes chimiques accomplis pendant le développement du fœtus, et si celui-ci possédait déjà des fonctions qu'il est destiné à exercer plus tard. Les expériences l'ont conduit à reconnaître que l'amnios ne renferme jamais d'acide urique, sans qu'il en existe en même temps dans le cloaque. De plus, on en découvre dans le cloaque avant même qu'il s'en trouve dans l'amnios. Il est donc bien évident que l'acide urique arrive par la voie du rein et qu'il est un produit de combustion intérieure qui s'opère déjà chez le poulet avant qu'il ait atteint son entier développement.

Dans la liqueur de l'allantoïde, il n'a pu découvrir ni urée, ni acide urique, mais il y a trouvé une matière organique azotée, cristallisable, soluble dans l'eau et dans l'alcool.

La liqueur de l'allantoïde renferme, en outre, des chlorures, des sulfates et des phosphates alcalins.

Chez la vache, l'eau de l'allantoïde renferme tous les sels que l'on rencontre dans l'urine de la vache, mais l'auteur n'a pu y constater ni acide hippurique, ni acide benzoïque.

On y trouve, en outre, de la fibrine, de l'albumine, de la caséine et une quantité notable de sucre de raisin.

L'eau de l'amnios, chez la vache, ne renferme ni allantoïne, ni acide benzoïque ; elle contient tous les sels de l'urine, ainsi qu'une

quantité notable d'albumine et de fibrine; elle est saturée d'acide carbonique et contient du bicarbonate de potasse.

Chez la femme l'allantoïde renferme de l'urée, comme on le sait déjà. M. Regnaud en a trouvé dans le liquide amniotique, M. Stas a trouvé également l'urée dans le sang placentaire, et, chose remarquable, la partie liquide de ce sang est presque entièrement formée par de la caséine. Ce sang est peu albumineux et peu fibreux.

307. — Sur les liquides intestinaux des cholériques; par M. GUTERBOCK (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXIX, p. 323).

Les recherches que M. Guterbock a entreprises conjointement avec M. Leubuscher ont spécialement pour objet de déterminer la proportion de matière saline et notamment de chlorure de sodium contenu dans les évacuations des malades atteints du choléra.

Le principe dominant des déjections est l'eau que ces matières renferment dans la proportion de 98,419 pour 100, alors que d'après Berzélius, les déjections normales ne contiennent que 75,3 pour 100 d'eau. Aussi, le liquide cholérique possède la densité peu considérable de 1,006, qui est même inférieure à celle de l'urine. Il suit de là que ces liquides renferment peu de substances solides; l'auteur en a trouvé 1,581; on se rappelle que M. Correnwinder (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 577) n'en a pas même obtenu autant.

Les sels entrent pour les $\frac{4}{5}$ dans ces matières solides; dans les excréments à l'état normal on observe une proportion inverse; les substances organiques y entrent pour les $\frac{9}{10}$ d'après M. Fleitmann; pour les $\frac{1}{2}$ d'après Berzélius. Dans les évacuations cholériques les sels varient entre 0,809 et 1,992 pour 100, tandis que les matières organiques oscillaient entre 0,077 et 0,924 pour 100.

Le composé qui domine dans ce résidu salin est le chlorure de sodium, qui y est toujours pour moitié, parfois même pour les trois quarts. Les évacuations cholériques contiennent en moyenne un $\frac{1}{2}$ pour 100 au moins de sel marin, tandis que les excréments normaux n'en renferment que 0,28 pour 100, suivant Berzélius; et d'après les dernières expériences de M. Fleitmann (*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 521), ce rapport serait beaucoup plus élevé, et en effet il arrive souvent pendant l'évaporation que le sel marin se sépare dans sa forme caractéristique.

Le sel qui vient après le chlorure de sodium est le carbonate de soude ; on y trouve encore du phosphate de magnésie, de la chaux et une trace de sulfate ; mais il n'y a pas de potasse.

La matière organique des déjections cholériques consiste en grande partie en mucus et en débris d'épithélium. On croyait généralement qu'elle contiendrait de l'albumine en abondance ; l'auteur n'en a trouvé que très-peu, et toujours accompagnée de caséine.

Les liquides vomis possèdent une réaction neutre ou faiblement acide, tandis que les déjections sont alcalines. Les premiers renferment au delà de 93 pour 100 d'eau, et le rapport qui existe entre les sels et les matières organiques est loin d'être aussi constant. La contenance en sel marin oscillait entre 0,077 et 0,281 ; il a été impossible de trouver du blanc d'œuf dans ces matières vomies.

Le fait fondamental qui semble résulter des expériences de M. Guterbock est, que *les évacuations des cholériques sont très-riches en eau et en substances minérales, pauvres en matières organiques et qu'elles renferment une grande quantité de sel marin.*

308. — Faits pour servir à l'histoire du suc pancréatique ;
par M. LASSAIGNE (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 745).

L'auteur résume de la manière suivante les résultats de ses expériences :

« 1° L'action du suc pancréatique sur les huiles s'exerce même à la température de + 12 à + 15 degrés centigrades en moins de quelques heures. En effet, en mouillant en plusieurs points un papier bleu de tournesol, avec l'émulsion produite par l'huile d'olive et le suc pancréatique, les parties mouillées du papier bleu rougissent peu à peu de la circonférence au centre, en présence de l'air, et il n'est pas nécessaire de maintenir le mélange d'huile et de suc pancréatique pendant 12 à 14 heures, à la température de + 38 degrés, comme l'ont avancé MM. Bernard et Barreswil ;

« 2° A la température de + 15 degrés, le mélange du suc pancréatique et d'huile d'olive s'acidifie, après un temps égal, dans les vases qui le contiennent ;

« 3° Cette acidification se produit dans divers gaz, tels que l'oxygène, l'hydrogène, l'azote et l'oxyde de carbone ; l'air ne semble donc pas participer à cette singulière réaction, qui est peut-être due à une force de la même nature que celle désignée par Berzélius,

sous le nom de *forcé catalytique*, et dont la chimie inorganique et organique offre des exemples ;

« 4° Le suc pancréatique peut conserver son alcalinité faible et sa propriété d'agir sur l'huile pendant plusieurs jours ;

« 5° Dans les conditions où l'huile est modifiée par le contact du suc pancréatique, le sucre et la gomme, dissous dans ce fluide, conservent leur neutralité, ce qui dénote l'action toute spéciale qu'il exerce sur les corps gras. »

309. — Sur une substance analogue à l'oxyde xanthique et se rencontrant dans l'organisme animal ; par M. SCHERER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 328).

M. Scherer a trouvé dans la rate du bœuf, dans celle de l'homme et dans le muscle du cœur une matière qui présente une grande analogie avec l'oxyde xanthique et l'acide urique ; elle ne diffère de ces substances que par l'oxygène ; en effet, la formule que l'auteur déduit de ses analyses est



Les muscles du cœur renferment parfois une proportions si considérable de cette matière qu'elle se sépare d'elle-même des décoctions aqueuses de ces muscles.

Cette matière se dépose conjointement avec de l'acide urique, quand on verse de l'acide sulfurique dans la décoction concentrée, préparée avec de la rate ou du cœur et additionnée de baryte. De même que l'acide urique, elle se dissout dans la potasse et en est déplacée par les acides chlorhydrique ou carbonique.

Pour éloigner l'acide urique on traite cette dissolution potassique par du chlorhydrate d'ammoniaque : l'acide urique se dépose à l'état d'urate d'ammoniaque gélatineux, et si ensuite on fait légèrement évaporer les eaux mères, le corps nouveau se sépare à l'état de poudre cristalline.

Ce corps se dissout dans l'acide nitrique avec dégagement de gaz ; l'acide hydrochlorique n'a que peu d'action sur lui, même à chaud, et la dissolution l'abandonne par le refroidissement. L'acide sulfurique concentré le dissout sans dégagement de gaz ; l'eau dans laquelle cette substance est peu soluble, ne précipite pas la dissolution. Ce corps est assez soluble dans l'eau chaude ; 1 partie se

dissout dans 180 parties de ce liquide à l'ébullition ; la liqueur est sans action sur les couleurs végétales. Il se dissout aussi un peu dans l'alcool bouillant.

Le produit qui se forme au contact de l'acide nitrique n'a pas été analysé par M. Scherer ; ce produit est très-soluble dans l'eau chaude ; quand on le fait bouillir avec du peroxyde de plomb, on remarque un dégagement de gaz, et après concentration il se dépose une cristallisation en verrues formées d'agglomérations de petits prismes.

En considérant l'analogie qui existe entre la composition de l'acide urique, de l'oxyde xanthique et le corps nouveau que l'auteur a trouvé dans la rate, M. Scherer propose le nom d'*hypoxanthine*.

310. — Recherches sur la quantité d'ammoniaque contenue dans l'urine ; par M. BOUSSINGAULT (*Annales de Chimie et de Physique*, 3^e série, t. XXIX, p. 472).—**Lettre à M. F. Boudet à l'occasion du mémoire précédent ;** par M. E. MILLON (*Journal de Pharmacie*, t. XVIII, p. 360).

En annonçant qu'il recherche l'ammoniaque contenue dans l'urine, M. Boussingault s'efforce, mais en vain, de dissiper les justes critiques dont ses travaux physiologiques ont été l'objet. Tous les chimistes qui sont au courant de cette question savent que M. B. évaporait à sec de grandes quantités d'urine ancienne de plusieurs jours, et dosait l'azote contenu dans une petite quantité de cet extrait. Il ne soupçonnait pas alors qu'il dissipait ainsi une grande portion de l'azote contenu dans l'urine, et que, par suite, tous ses calculs d'azote exhalé et absorbé, n'avaient aucune justesse.

Ces incorrections ont été mises en évidence dans un travail que j'ai publié (1) ; mais en cette occasion, aussi bien qu'à l'occasion des erreurs énormes commises par M. Boussingault dans le dosage du ligneux que renferment le son et le blé, je me suis contenté de redresser des fautes capitales. Traité avec ménagement, M. Boussingault devait rendre hommage à la vérité et avouer loyalement l'erreur où il était tombé ; mais il n'en a rien été : abusant de sa position de président de l'Académie des Sciences pour étouffer

(1) Cet article est et devait être très-personnel ; j'ai désiré, à cause de de cela, le signer seul.

et dénaturer mes communications, il vient encore de se livrer aux insinuations les plus malveillantes dans un recueil où il sait bien que les réponses de celui qu'il attaque ne trouveront pas accès. Grâce à l'esprit indépendant et équitable des rédacteurs du *Journal de Pharmacie*, mes observations ont pu obtenir de la publicité. Cette réponse fera voir quel caractère de sincérité et de convenance scientifique je me suis toujours efforcé de maintenir. M. B... regrettera un jour ou l'autre d'avoir apporté dans la discussion des dispositions différentes.

Dans ses recherches sur la quantité d'ammoniaque contenue dans l'urine, M. Boussingault consacre près de 30 pages à démontrer, ce qu'aucun chimiste n'ignore, à savoir qu'une solution aqueuse d'urée peut être mise et maintenue en ébullition sans produire d'ammoniaque, et que l'addition de la potasse, de la chaux et de la magnésie, ne fournit qu'une petite quantité de vapeurs alcalines.

M. Boussingault établit encore que le sel ammoniac, en solution très-affaiblie, n'est pas entièrement décomposé par une ébullition de 5 heures en présence de la chaux; il faut pousser l'évaporation jusqu'à siccité pour que le chlorhydrate d'ammoniaque soit décomposé.

M. Boussingault donne enfin le tableau suivant de la proportion relative d'ammoniaque et d'azote que renferment diverses urines au moment de leur émission.

Urines.	Dans 100 parties.		Remarques.
	Azote.	Ammon.	
D'un enfant de 8 mois..	3,20	0,34	Urine du matin.
» de 8 ans...	6,94	0,28	A jeun.
Homme de 20 ans...	16,04	1,14	»
» de 46 ans.....	18,40	1,40	»
Même sujet.....	15,70	1,27	Le même jour, 1 heure après déjeuner.
Homme de 46 ans.....	12,20	0,74	Après le déjeuner.
Femme diabétique....	10,20	1,35	Urine du matin.
Graveleux, 35 ans....	5,85	0,42	»
Fiévreux, 17 ans.....	19,44	4,66	»
Urine de vache.....	13,30	0,06	»
Autre vache.....	18,10	0,10	»
Autre vache.....	15,14	0,09	»
Cheval.....	16,25	0,00	»

Urines.	Dans 100 parties.		Remarques.
	Azote.	Ammon.	
Autre cheval.....	12,04	0,04	»
Autre cheval.....	17,31	traces	»
Chameau.....	28,84	0,04	»
Éléphant.....	3,06	1,12	Urine rendue la nuit.
Rhinocéros.....	5,11	0,80	» le matin.
Lapin.....	6,89	0,15	» »
Autre lapin.....	5,00	0,00	
Autre lapin.....	7,94	0,03	
Urine de serpent.....	162,44	8,57	

Telles sont les recherches auxquelles M. Boussingault a cru devoir consacrer une volumineuse exposition. Mais l'intention qui se cache sous cette œuvre est dévoilée par la lettre que j'adressai à M. F. Boudet, à propos d'une analyse du travail de M. Boussingault, insérée au *Journal de Pharmacie*. En voici les principaux passages :

« Dans les premières recherches de M. Boussingault sur l'alimentation (*Ann. de Chim. et de Phys.*, 2^e s., t. LXXI, p. 118-119 et 123), on trouve que pour évaluer l'azote contenu dans l'urine d'une vache, il a recueilli, trois jours de suite, l'urine rendue dans l'espace de 24 heures, l'a conservée dans une cave, puis en a pris 595 centimètres cubes, proportionnellement aux diverses quantités, recueillies chaque jour, et qu'enfin ces 595 centimètres cubes évaporés au bain-marie, ont laissé un résidu qui, desséché dans le vide, a pesé 72^{gr},090. C'est cet extrait d'urine qui a servi au dosage de l'azote.

« Plus tard, en répétant des expériences analogues à celles de M. Boussingault, sans aucune intention de critique ni même de contrôle, je me suis aperçu à ma grande surprise qu'on était exposé à perdre, par l'évaporation, une notable quantité de l'azote contenu dans les urines. L'urine de l'homme, mais surtout celle du lapin, étaient dans ce cas, bien qu'elles ne fussent jamais conservées plus de 24 heures, et bien que leur évaporation se fît doucement et seulement sur quelques grammes de produit.

« Ce fait a été consigné et communiqué à l'Académie des Sciences, sans aucun esprit d'amertume ni d'agression scientifique. Il m'avait seulement semblé assez important pour consacrer plusieurs années à la recherche d'une méthode d'analyse élémentaire

qui me permît de brûler directement et sûrement tous les liquides organiques, sans évaporation ni dessiccation préalables.

« Ici commence une polémique soulevée par M. Payen, et continuée par M. Boussingault, qui déclare finalement dans l'article que vous avez extrait, *que mes expériences ne sont pas exactes; que les analyses conduisent à des résultats entièrement différents de ceux que j'ai énoncés avec la plus parfaite assurance*, etc.

• Si l'on se reporte aux faits qui font la base des dernières déclarations de M. Boussingault, on voit que cette fois il ne dessèche plus 595 centimètres d'urine, mais une quantité plus de 100 fois moindre, puisqu'elle varie de 1^{er},615 à 4^{er},497, et elle est presque invariablement de 4 grammes. Il n'attend plus trois jours mais il prend les urines au moment de leur émission; enfin l'évaporation se fait en peu de temps dans une lame mince de métal, pliée en nacelle, soumise à la vapeur de l'eau bouillante, et glissée ensuite dans le tube à combustion.

« Ainsi les méthodes de M. Boussingault ont été bien modifiées avec le temps.

« Sont-elles aujourd'hui mieux connues qu'au début? C'est une question trop longue à vider; mais dans tous les cas, les derniers résultats obtenus par M. Boussingault ne justifieraient pas les premiers, pas plus qu'ils ne l'autorisent à nier ceux que j'ai publiés.

« Il y a là trois séries d'expériences distinctes; celles que M. Boussingault a faites anciennement; celles qu'il refait aujourd'hui, et les miennes; le fond du sujet est le même, mais les conditions de l'expérience ne se ressemblent pas.

« Maintenant ai-je pu dire que les premières recherches de M. Boussingault étaient entachées d'inexactitude? Je pouvais le déclarer avec assurance.....

« Cette assertion, je la renouvelle, en revendiquant derechef l'entière propriété d'une méthode d'analyse élémentaire propre à brûler directement les substances organiques molles ou liquides. »

Relevons un dernier trait : M. Boussingault, qui n'ignore pas que j'ai dosé de l'urée par une méthode particulière, déclare brièvement que la méthode fondée par M. Bunsen pour ce même dosage est seule satisfaisante. Comme cette méthode de M. Bunsen est postérieure aux nombreux dosages d'urée faits par M. Boussingault, il en résulte que ce dernier reconnaît lui-même qu'il n'a jamais su doser cette substance, et qu'on est en droit de se

montrer aussi peu satisfait de ses analyses d'urine que de ses analyses de blé, de son et d'azote. Bien plus, le trait lancé maladroitement par M. Boussingault ne blesse que lui, car je le mets au défi de prouver que le dosage de l'urée par le nitrate de mercure ne donne pas des résultats identiques à ceux de la méthode de M. Bunsen, et ne les donne pas plus promptement.

311. — Analyse d'une concrétion urinaire ; par M. REICH (*Archiv der Pharmacie*, t. CXII, p. 34).

Cette concrétion a été recueillie dans le canal urinaire d'un béliet ; elle se présente en globules arrondis, polis, jaunes, pesant au plus 0^{gr},013.

Elle renferme sur 100 parties :

Carbonate de chaux.....	48,43
Phosphate de chaux.....	32,64
» ammoniaco-magnésien.....	14,43
Matière animale.....	4,50

312. — Faits concernant l'histoire de la bile ; par M. ENDERLIN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 154).

Une dissolution aqueuse, faite avec de l'extrait alcoolique de bile de bœuf, a été abandonnée à elle-même pendant quelque temps ; par là elle est devenue acide et elle renfermait beaucoup d'acide bilique et du cholate acide de soude, mais elle était dépourvue de tous les autres produits qui se rencontrent d'ordinaire dans la bile putréfiée.

M. Enderlin a souvent remarqué une odeur de bile en faisant évaporer les extraits alcooliques du sang ; c'est ce qui l'a engagé à rechercher la bile dans ce liquide ; s'il n'a pas réussi complètement, il a du moins pu constater la présence de l'acide bilique et de l'acide choloïdique, dans le sang d'une femme enceinte de 8 mois.

Il assure aussi avoir souvent rencontré l'acide cholique, la taurine et l'acide choloïdique dans les déjections de malades atteints de polycholie et de diarrhées bilieuses, contrairement aux opinions de différents auteurs, d'après lesquelles la bile se modifie trop rapidement dans le canal intestinal pour pouvoir être retrouvée dans les évacuations.

313. — Sur les méthodes d'analyse du sang ; par M. GORUP BESANEZ (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 346).

A la suite d'une étude comparative exécutée par M. Hinterberger sur les différentes méthodes usitées pour l'analyse du sang, M. Gorup Besanez a fait une étude analogue sur les procédés proposés par MM. Scherer, Becquerel et Rodier, Figuier et Dumas. Cette étude l'a conduit à un procédé qui n'est qu'une modification de celui proposé par M. Hoeflé, compliqué du procédé de M. Dumas.

M. Hinterberger accorde la préférence au procédé de M. Scherer. M. Gorup Besanez arrive à la même conclusion. Il ajoute que le procédé de MM. Becquerel et Rodier fournit sensiblement les mêmes résultats que celui de M. Scherer. Le procédé des deux chimistes français fournit le plus de globules et le plus d'albumine.

M. Gorup Besanez n'a pas confiance dans la méthode de M. Dumas ; il rejette celle de M. Hoeflé ; néanmoins il combine les deux méthodes et il en construit une nouvelle qu'il croit meilleure que toutes les méthodes anciennes. Le procédé de M. Dumas a déjà été exposé dans l'*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 734.

Voici en quoi consiste celui de M. Hoeflé qui emprunte lui-même une portion de la méthode de M. Dumas :

Du sang défibriné est mélangé de 6 ou 8 fois son volume d'une dissolution de sulfate de soude, saturée à froid, puis jeté sur un filtre. Les globules restant sur le filtre sont lavés avec une dissolution de sulfate de soude, puis traités par l'eau tiède qui les dissout ; la dissolution est coagulée à l'ébullition. Le coagulum représente les globules.

L'albumine a passé dans la dissolution de sulfate de soude qui a servi au traitement du sang défibriné. On fait bouillir cette dissolution pour faire coaguler l'albumine que l'on recueille et que l'on dose.

D'après M. Hinterberger on obtient ainsi un excès sur les globules et une perte sur l'albumine. Pour obvier à ces inconvénients, M. Gorup Besanez opère de la manière suivante :

On fait coaguler du sang défibriné d'après le procédé de M. Scherer, on pèse le coagulum et on en retranche le poids des globules qui ont été préalablement dosés à l'aide d'une autre portion de sang défibriné. La différence représente l'albumine dont le chiffre dépend, par conséquent, des nombres obtenus pour les globules.

La marche adoptée pour doser ces derniers est une modification de celle qui a été proposée par M. Dumas.

On pèse 2 ou 3 grammes de sang défibriné et encore chaud dans un verre à pied et on ajoute 6 fois son volume d'une dissolution de sulfate de soude saturée à froid. On jette sur un filtre imprégné de sulfate de soude, et on plonge dans le liquide contenu dans le filtre, un tube de verre à ouverture étroite reliée, par l'autre extrémité, à un vase plein d'air dans lequel on fait tomber de l'eau. On comprend que l'air déplacé vient se dégager par le tube qui plonge dans le liquide du filtre. A mesure que ce liquide passe, on le remplace par de la dissolution de sulfate de soude, et on continue ce lavage jusqu'à ce qu'une goutte de liquide filtré ne se carbonise plus sur la lame de platine; ensuite on arrose les globules qui restent dans le filtre, petit à petit, avec de l'eau tiède, jusqu'à ce que les globules soient dissous; la dissolution qui s'écoule est chauffée à l'ébullition, additionnée de deux gouttes d'acide acétique et on sépare le coagulum par filtration. On lave complètement ce dernier, on l'introduit dans un verre de montre taré; on sèche à 110°, et on pèse. Les autres dosages se font d'après le procédé de M. Scherer.

Suivent les résultats des dosages comparatifs exécutés à l'aide des procédés de MM. Scherer, Becquerel et Rodier, Hoeffé et enfin de celui qui vient d'être exposé, suivant les indications de M. Gorup-Besanez.

Sang d'homme. — Le sang a été tiré des veines d'un homme de 50 ans, très-vigoureux; ce sang a fourni les résultats que voici :

Sang.

	Scherer.	Becquerel et Rodier.	Hoeffé.	Gorup- Besanez.
Eau	796,93	796,93	796,93	796,93
Matières solides	203,07	203,07	203,07	203,07
Fibrine	1,95	1,95	1,95	1,95
Globules	115,16	117,82	103,23	103,23
Albumine	58,82	63,87	50,84	70,75
Matière extractive et sels.	27,14	19,43	47,05	27,14

Sérum.

	Scherer.	Becquerel et Rodier.
Eau	905,57	905,57
Matières solides	94,43	94,43
Albumine	66,33	72,40
Sels et matière extractive.	28,10	22,03

Sang d'un homme robuste de 20 ans.

	Scherer.	Bequerel et Rodier.	Hoefflé.	Gorup- Besanetz.
Eau	783,63	783,63	783,63	783,63
Matières solides	216,37	216,37	216,37	216,37
Fibrine	1,56	1,56	1,56	1,56
Globules	113,54	131,52	115,12	115,12
Albumine	64,32	65,91	51,76	62,74
Substances extractives et sels	36,95	17,38	47,93	36,95

Sérum.

	Scherer.	Bequerel et Rodier.
Eau	904,09	904,09
Matières solides	95,91	95,91
Matières solides	74,04	75,88
Sels et matière extractive.	21,87	20,03

314. — Analyse anatomique du sang; par MM. VERDEIL et DOLLFUS (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 657). — **Note sur la présence de l'albuminose et sur les produits d'oxydation respiratoire des sucres;** par M. MIALHE (*ibid.*, t. XXX, p. 745).

MM. Verdeil et Dollfus ont entrepris l'étude des principes immédiats du sang en quelque quantité que ces principes se rencontrent; ils se sont toujours attachés à ne pas introduire dans le liquide des substances qui peuvent l'altérer. Les évaporations furent faites au bain-marie et parfois dans le vide.

Voici le procédé qu'ils ont adopté :

La première opération consiste à éliminer la fibrine, ce qui se fait en agitant le sang encore chaud à la sortie du corps de l'animal. Le sang, privé de sa fibrine, est mélangé avec son volume d'eau, puis chauffé au bain-marie jusqu'à ce que l'albumine et la matière colorante soient coagulées. On jette la masse sur un linge; la partie coagulée reste sur le linge, tandis que le liquide filtre à travers. Le liquide est encore un peu coloré par de la matière colorante qui n'a pu être complètement coagulée. La liqueur qu'on a recueillie dans une capsule en porcelaine est évaporée au bain-marie jusqu'à consistance sirupeuse, puis on y ajoute à froid de l'alcool ordinaire. Il se forme sur-le-champ un précipité abondant.

On ajoute de l'alcool jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, puis on laisse le mélange tranquille pendant 24 heures, afin que la séparation se fasse complètement; au bout de ce temps, la partie liquide est séparée du précipité. On lave ce dernier avec de l'alcool. Il se compose d'une substance albumineuse qui se redissout dans l'eau. C'est de l'albumine ordinaire qui n'a pas été complètement coagulée et qui est précipitée par l'alcool. Ce précipité contient encore des cristaux de chlorure de sodium et de phosphate de soude. Lorsqu'on le redissout dans l'eau et qu'on y ajoute de l'acétate de plomb, il se forme un volumineux précipité. La liqueur filtrée est ensuite précipitée par le sous-acétate de plomb; il se forme un abondant coagulum qui constitue un sel de plomb formé par un acide organique non azoté, et qui a de l'analogie avec les acides provenant de l'oxydation du sucre. Ce sel forme, avec l'oxyde de cuivre, un sel cristallin qui à 140° se décompose en laissant du cuivre métallique. Il brûle en répandant une odeur prononcée de caramel.

La solution alcoolique (c'est-à-dire les parties solubles du sang qui n'ont pas été précipitées par l'alcool) est distillée. Lorsque tout l'alcool a disparu, on ajoute à froid, à la liqueur concentrée, de l'acide sulfurique très-dilué. Immédiatement, il se forme une substance insoluble qui vient nager à la surface du liquide. La liqueur répand alors une odeur très-forte et piquante, analogue à celle que répandent les acides gras volatils qui se trouvent dans le beurre. Si l'on examine au microscope la masse qui surnage, on la trouve composée de globules graisseux et de groupes cristallins mal déterminés, ayant aussi l'apparence graisseuse et polarisant faiblement la lumière. Il se rencontre aussi quelques masses opaques rouge foncé, ayant la forme des cristaux que Wirchord a désignés sous le nom d'*hématine*; seulement ils sont moins transparents. La majeure partie de cette graisse est de l'acide oléique qui était combiné dans le sang avec de la soude.

La liqueur est filtrée. Comme l'excès d'acide sulfurique pourrait altérer les substances que les auteurs se proposent de rechercher, ils neutralisent cet excès par du carbonate de chaux, puis évaporent à siccité, et enlèvent les dernières traces d'eau en plaçant ce résidu dans le vide sur l'acide sulfurique. Lorsque la masse est parfaitement sèche, on l'extrait à froid par de l'alcool absolu. Ce véhicule dissout alors presque uniquement de l'urée qui cristallise de la solution

alcoolique. Si l'on ne prend pas soin de sécher parfaitement le résidu, et d'employer de l'alcool absolu froid, on obtient en solution un mélange qui ne peut pas cristalliser, et qui ne donne aucune réaction nette de l'urée, au microscope, avec l'acide nitrique et l'acide oxalique.

Lorsqu'on a extrait de cette manière l'urée, on traite de nouveau le résidu avec de l'alcool chaud mélangé d'un peu d'éther. Il se dissout une grande quantité d'hippurate de chaux qui cristallise par évaporation.

L'alcool chaud dissout toujours des sels à acides volatils que les auteurs étudieront dans un prochain mémoire.

La note de M. Mialhe a pour objet de constater que la substance précipitable par l'alcool et soluble dans l'eau que MM. Verdeil et Dollfus appellent albumine, doit être le composé qu'il avait appelé *albuminose*, qu'il a considéré être le résultat final de la digestion des aliments albumineux. Quant aux acides organiques qu'ils mentionnent, ce sont, d'après M. Mialhe, des produits d'oxydation respiratoires provenant des substances amyloïdes saccharifiées par la diastase.

315. — Analyse de cendres de sang ; par M. ROSER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 334).

M. Roser s'est proposé de déterminer la composition de cette partie des substances minérales du sang, qui persistent dans le caillot après les lavages par l'eau.

Dans ce but, on fit coaguler à chaud une notable quantité de sang de bœuf ; on sépara le coagulum par expression et on le délaya de nouveau dans l'eau pour l'exprimer ensuite jusqu'à ce que les eaux de lavages fussent exemptes de chlorure de sodium. Puis on fit sécher le résidu et on incinéra dans une moufle.

La cendre possédait une couleur rouge brique, presque exempte de charbon. Le rendement du caillot lavé et séché en cendres variait entre 0,43 pour 100 et 1,38 pour 100.

Voici le résultat des analyses :

	A.	B.	C.
Acide silicique.....	1,80	1,89	2,01
Sesquioxyde de fer..	54,72	51,06	52,81
Acide phosphorique .	0,69	3,30	9,00
Chaux.....	11,02	12,89	9,63

	A.	B.	C.
Magnésie.....	5,19	4,71	2,52
Soude.....	17,03	15,61	17,45
Potasse.....			
Acide sulfurique....	8,60	9,63	6,58
Chlore.....	0,92	0,88	

A. provient du sang coagulé, épuisé à l'eau froide, B. est le caillot précédent épuisé par l'alcool et par l'éther.

C. a été fourni par un caillot épuisé par de l'eau chaude.

En comparant ces résultats avec ceux que d'autres chimistes ont obtenus en analysant les cendres de sang, on remarque que les matières enlevées par l'eau sont spécialement le chlorure de sodium et les phosphates alcalins, tandis que la chaux, la magnésie et l'acide sulfurique restent dans les mêmes proportions que le sesquioxyde de fer.

M. Roser conclut de là que le fer ne se trouve pas à l'état de phosphate dans le sang.

316. — Sur la potasse du sang ; par M. ENDERLIN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXV, p. 150).

On se rappelle que, dans ses recherches sur la chair musculaire (*Annuaire de Chimie*, 1848, p. 402) M. Liebig a établi ce fait remarquable que les bases alcalines qui dominent dans le sang, sont la soude et le chlorure de sodium, tandis que la potasse et le chlorure de potassium dominent dans le liquide musculaire.

Que dans le sang, la chaux est plus abondante que la magnésie qui l'emporte, au contraire, sur la chaux dans le liquide musculaire.

Les analyses que M. Enderlin vient de publier s'accordent entièrement avec les résultats de M. Liebig, en ce qui concerne les bases alcalines. Une fois seulement, il trouva dans le sang une proportion de potasse qui se rapproche de celle du liquide musculaire.

Ce sang fut fourni par une femme 4 mois après son accouchement ; elle souffrait de la poitrine depuis un mois.

Les nombres obtenus se trouvent consignés avec les différents autres résultats dans le tableau ci-après :

Rapport entre la potasse et la soude des cendres de différentes espèces de sang.

La soude étant = 100, on a trouvé dans la

	Soude.	Potasse.
Cendre d'un homme, pour.....	100	6,5
» bœuf (I).....	100	13,5
» " (II).....	100	5,5
» mouton.....	100	0,0
» veau.....	100	44,3
» pigeon (I).....	100	43,9
» " (II).....	100	46,8
Cendre de sérum d'une femme dans son sixième mois de grossesse. . .	100	1,6
Cendre de sérum de la même femme six semaines après les couches. . .	100	1,2
Cendre de sérum de la même femme quatre mois après les couches. . .	100	3,8
Cendre de cruor de la même femme quatre mois après les couches. . .	100	418,0
Cendre de cruor de la même femme quatre mois après les couches. . .	100	354,0

Anlysée en 1844.

Anlysée en 1847.

Voici les rapports qu'il y avait entre la chaux et la magnésie de ces cendres :

	4 mois après les couches.		6 semaines après les couches.
	I.	II.	
Chaux.....	1,62	1,63	2,44
Magnésie.....	1,62	1,57	0,70

Le fer avait augmenté après les couches, le chlorure de sodium avait diminué; ainsi

	Dans le sixième mois de grossesse.	6 semaines après les couches.	4 mois après les couches.
Sesquioxyde de fer... .	8,64	8,05	16,20
Chlorure de sodium.. .	58,43	62,96	57,12

317.—*Études sur la respiration*; par M. DOYÈRE (*Annales de Physique et de Chimie*, 3^e série, t. XXVIII, p. 5).

L'introduction des réactifs, dans les tubes gradués où ils doivent absorber les gaz soumis à l'analyse, constitue une des parties déli-

cates de l'eudiométrie. Il ne suffit pas d'avoir fait pénétrer le réactif dans le réservoir du gaz, il faut multiplier les points de rencontre, et renouveler sans cesse le contact entre le gaz absorbable et le réactif, surtout si ce dernier n'absorbe pas énergiquement.

L'emploi des *pipettes à gaz* satisfait à ces indications : M. Doyère fait pénétrer les gaz par aspiration et les agite avec les réactifs aussi longtemps que l'exactitude absolue de l'absorption l'exige. Il les fait repasser ensuite dans les tubes gradués pour leur nouveau mesurage.

Si un réactif, comme la solution ammoniacale de protochlorure de cuivre, cède au gaz, dans son passage à travers la pipette à absorption, un principe gazeux, ce principe peut être enlevé par une autre pipette.

Il est à remarquer cependant que ces contacts multipliés et ces transvasements de pipette à pipette sont utiles surtout dans le cas des absorptions lentes : ils ne seraient pas nécessaires dans l'emploi de la potasse envers l'acide carbonique gazeux, ou des acides envers le gaz ammoniac.

L'emploi des pipettes n'est que le point de départ du travail de M. Doyère : il y joint un dessin de ces instruments modifiés par lui ; il y joint encore la description de tubes, d'appareils et de moyens spéciaux qu'il applique à l'étude eudiométrique des gaz.

Il est impossible de prendre une idée de cette partie du travail de M. Doyère, sans recourir aux planches qui y sont jointes et pour lesquelles nous renvoyons au travail original.

Viennent ensuite des remarques intéressantes sur les réactifs appliqués à l'absorption de l'oxygène et sur l'emploi du mélange détonant d'oxygène et d'hydrogène.

Une dissolution ammoniacale saturée de protochlorure de cuivre absorbe très-bien l'oxygène ; elle conserve sa liquidité et permet d'apprécier la marche de l'absorption par les progrès de sa coloration : elle fait disparaître 10 à 12 fois son volume d'oxygène : il suffit d'un quart de minute si l'oxygène ne représente que 7 à 8 fois le volume du réactif. Deux pipettes contenant chacune 2 à 3 centimètres cubes du réactif, avec une troisième contenant 1 centimètre cube d'acide sulfurique étendu d'eau, suffisent pour déterminer en un quart d'heure, toutes opérations et manœuvres comprises, l'oxygène de 50 centimètres cubes d'air.

En séparant ainsi l'azote de l'air, ce gaz conserve toujours une saveur ammoniacale ou empyreumatique, due sans doute à quelque

principe cédé par l'ammoniaque. Cette quantité minime n'agit pas sur la tension du gaz, et n'est pas sensible parmi les produits de la combustion eudiométrique.

Il faut bien noter que ce réactif fait disparaître l'acide carbonique en même temps que l'oxygène, et qu'il dissout une proportion assez notable d'azote, dont il faudrait le saturer s'il s'agissait par exemple de l'analyse de l'air. Si le résidu gazeux consistait en hydrogène, la solubilité de ce dernier gaz ne différerait pas sensiblement de celle de l'azote.

L'hydrate de protoxyde de fer qu'on prépare avec volumes égaux d'une dissolution saturée de protosulfate de fer et d'une dissolution de potasse à 25°, absorbe un volume d'oxygène égal à 4 ou 5 fois celui de la liqueur alcaline; mais cette action est bien plus lente que celle du protochlorure de cuivre ammoniacal, qui reste préférable comme moyen eudiométrique d'un usage courant. M. Doyère propose ce second réactif comme moyen de vérification, si besoin est.

M. Doyère trouve que le phosphore agit trop lentement à froid : à chaud il lui a fourni souvent des déterminations fort exactes, mais généralement il accuse des proportions d'oxygène trop faibles de quelques millièmes. Dans un cas seulement il s'est formé de l'hydrogène et de l'hydrogène phosphoré en proportion sensible.

La potasse est un absorbant parfait lorsqu'on l'emploie en solution saturée ; non-seulement son action est rapide, même instantanée, sous un petit volume, mais encore elle n'absorbe ni l'oxygène, ni l'hydrogène, ni l'azote en quantité appréciable.

Le sulfate de cuivre convient pour l'absorption de l'hydrogène sulfuré ; mais il n'est bon qu'après un lavage gazeux du réactif par le mélange à analyser, dépouillé d'hydrogène sulfuré.

L'acétate acide de plomb absorberait de l'acide carbonique avec l'hydrogène sulfuré.

M. Doyère termine son travail par une discussion très-approfondie de la combustion eudiométrique : limite de combustion, résistance de combustion, résidu des gaz de la perte, formation des produits nitreux, influence de la pression et de l'étincelle électrique plus ou moins énergique, forme du réservoir traversé par l'étincelle, il examine toutes les dispositions des instruments, en expérimentateur qui recherche la précision. Ces résultats sont consignés dans des tableaux qui seront consultés avec fruit, mais

qui ne changent rien aux données fondamentales établies par les travaux de MM. Bunsen, Kolbe, Regnault et Reiset.

Cette première partie des recherches de M. Doyère ne contient, comme on le voit, qu'une étude de l'eudiométrie.

318. — Sur les effets physiologiques des substances organiques de constitution analogue ; par M. SCHLOSSBERGER (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIII, p. 212).

M. Schlossberger a fait sur des chiens, des chats et des lapins une série d'expériences dont il donne les quelques résultats qui suivent.

Il a opéré avec de l'alcool méthylique et amylique, chimiquement purs.

D'après lui :

1° Ces deux alcools exercent sur l'organisme animal une action très-analogue à celle de l'alcool acétique ; ils produisent l'ivresse et finalement, un sommeil analogue à la mort apparente.

Sous le rapport de ses effets narcotiques, l'alcool amylique ne paraît pas dépasser sensiblement les alcools acétique et méthylique absolus.

Des chiens vigoureux ont supporté 30 grains d'esprit de bois, et 15 grains d'huile de pommes de terre sans succomber.

2° De même que l'alcool acétique ces deux alcools se décomposent rapidement dans le sang, et au bout de quelques heures, leur odeur ne se retrouve plus guère dans le sang.

Introduits dans l'estomac, ces alcools passent, en partie du moins, dans le torrent de la circulation.

Le foie et la rate retiennent, assez longtemps, l'odeur de ces alcools quand ces liquides ont été introduits dans l'estomac ; mais on n'a jamais pu la constater dans le cerveau de ces animaux.

3° Ces alcools agissent sur les muqueuses, à la manière de l'alcool ordinaire ; ils en modifient l'épithélium, le dessèchent en quelque sorte et produisent des infiltrations de sang.

4° L'auteur ignore si pendant leur décomposition, ces alcools se transforment préalablement dans leurs acides correspondants ; dans deux expériences, il a retiré de l'acide formique du sang d'un chien dans l'estomac duquel on avait injecté de l'esprit de bois. Mais il n'a pu obtenir de l'acide valérique en opérant avec de l'alcool amylique. Reste à savoir si le sang normal du chien ne renferme pas un peu d'acide formique, surtout quand cet animal a reçu une alimentation mixte.

Après un séjour de plusieurs jours à l'air, le foie et la rate acquièrent une forte odeur d'acide valérique, quand ces muscles proviennent d'un animal qui a été empoisonné par de l'alcool amylique; ce fait toutefois ne s'est pas toujours reproduit.

5° L'urine des animaux empoisonnés possédait parfois l'odeur de l'alcool qui avait servi. Mais jamais l'auteur n'a pu y découvrir sûrement la présence de l'un des deux acides correspondants.

Introduits dans l'estomac à l'état concentré, les acides butyrique et formique se comportent comme les acides acétique et formique; ils produisent une violente inflammation de la muqueuse.

319. — Présence de la daturine dans l'urine des personnes empoisonnées par la stramoine; par M. ALLAN (*Annalen der Chemie und Pharmacie*, t. LXXIV, p. 223).

A Maurice, les voleurs indiens administrent fréquemment une infusion de stramoine aux personnes qu'ils veulent dépouiller. M. Allan a eu occasion d'examiner deux cas d'empoisonnement de ce genre.

Dans les deux cas il a trouvé dans l'urine du malade des proportions sensibles de daturine, base organique contenue dans le *datura stramonium*; le procédé qu'il a employé est celui que M. Henri a décrit dans le *Journal de Pharmacie* du mois de mai 1835. Par ce procédé il a obtenu une masse de longues aiguilles microscopiques qui précipitaient le chlorure d'or en jaune, le bichlorure de platine en isabelle, la teinture d'iode en cramoisi et le tannin en blanc.

Quelques gouttes de dissolution de cette daturine ont produit une dilatation assez sensible de la pupille.

M. Allan ajoute que les personnes suspectes d'employer la stramoine dans un but malveillant ont fréquemment été trouvées munies de noix de Myrobolanées, substance très-astringente et il se demande si, en vertu de sa richesse en tannin, cette matière ne serait pas employée par ces personnes, comme contre-poison.

320. — Faits divers de chimie appliqués à la physiologie; par M. BARRESWIL (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 114).

Sucre dans l'œuf. — Pour démontrer la présence du sucre dans le blanc d'œuf, M. Bareswil opère de la manière suivante: on jette le blanc d'un œuf dans un mortier, on ajoute de l'alcool à 40°,

cinqu ou six fois le volume, on mêle le tout, on jette sur un linge le coagulum, on filtre au papier le liquide qui passe et on l'essaye directement avec le réactif de tartrate de cuivre et de potasse alcalin. Pour s'assurer ensuite que la réduction de l'oxyde de cuivre n'est pas due à une autre substance telle que l'acide urique, l'allantoïne, etc., M. Barreswil l'a traité par le ferment et il en a ainsi retiré de l'alcool et de l'acide carbonique.

L'auteur pense que ce sucre est du sucre de fruit.

Nous rappellerons ici que la présence du sucre dans le blanc d'œuf a déjà été démontrée par M. Winckler (*Annuaire de Chimie*, 1847, p. 752).

Pour M. Winckler, ce sucre était du sucre de lait.

Cause de l'alcalinité de l'albumine de l'œuf. — Cette alcalinité est démontrée par l'auteur par l'opération que voici : On broie un blanc d'œuf avec de l'alcool absolu, on filtre la liqueur dans laquelle on fait passer un courant d'hydrogène, on introduit le tout dans un flacon à émeri qu'on remplit aux trois quarts et on achève de remplir avec de l'eau de baryte; du jour au lendemain, il se forme un précipité qui lavé par décantation à l'eau bouillie, et introduit dans un petit tube, se dissolvait avec effervescence dans les acides.

M. Barreswil reconnaît que cette expérience n'est rien moins que décisive, aussi la présence du carbonate de soude dans l'albumine de l'œuf lui paraît simplement probable.

L'auteur n'a pas trouvé ce carbonate dans le jaune de l'œuf dont la propriété émulsive devait, selon lui, s'expliquer par la présence de cet alcali; il n'a pas réussi davantage à l'endroit du sucre qu'il recherchait dans le jaune.

Matière émulsive du jaune de l'œuf. — Un jaune d'œuf très-frais a été traité par l'éther exempt d'alcool : on en a ainsi séparé une dissolution éthérée d'huile qui surnageait; séparé de l'huile et filtré, ce liquide dense avait au plus haut degré la propriété émulsive et se rapprochait ainsi du suc pancréatique. En contact avec l'amygdaline, il en provoque la transformation comme ferait l'émulsine.

Acide de l'œuf. — A l'état frais, le jaune d'œuf est sans action sur le papier de tournesol, mais quand l'œuf reste quelques instants exposé au contact de l'air, il devient assez rarement susceptible d'agir sur le tournesol. L'auteur croit que l'acide qui se produit est l'acide lactique et que c'est également cet acide qui domine dans le

suc pancréatique ; pour démontrer que l'acide du suc gastrique est pour le moins un acide organique, l'auteur a fait l'expérience que voici : On sait, d'après M. Payen, que l'amidon, qui est si facilement saccharifié par les acides minéraux même étendus, ne l'est pas par les acides organiques. C'est ce fait que M. Barreswil applique dans l'expérience en question : il fait une dissolution d'acide hydrochlorique du commerce, 3 à 4 gouttes dans 10 cent. ; puis il sépare la liqueur en deux tubes, dans un l'on ajoute du sel marin, dans l'autre de l'acétate de soude, et dans les deux il verse de l'empois très-clair en quantité égale, puis il maintient le tout à une température de 38 à 40°. Au bout de ce terme, on remarque que l'amidon ne bleuit plus l'iode dans le tube à l'acétate ; d'où l'auteur conclut que l'acide hydrochlorique était libre dans le premier tube, tandis qu'il ne l'est pas dans le second.

Enfin M. Barreswil consacre quelques pages aux causes de la disparition du sucre de l'œuf. D'après lui, cette cause serait l'action décomposante de l'alcali de l'œuf.

321.— Sur les effets physiologique du mercure à l'état de division extrême ; par M. DE BAERENSPRUNG (*Journal für prakt. Chemie*, t. L, p. 21).

M. de Baerensprung a examiné la question de savoir quel est le mode d'action du mercure, soit à l'état de pommade mercurielle, soit à l'état de vapeurs.

Les recherches de M. Béclard et de M. Krause avaient établi que le mercure ne traversait pas l'épiderme, même sous une pression de 26 pouces ; mais on pouvait se demander s'il n'en serait pas autrement avec le mercure divisé, comme il l'est dans la pommade mercurielle.

L'auteur fit donc des expériences sur des membranes mortes qu'il frictionna avec cette pommade ; le résultat était entièrement négatif et on pouvait s'y attendre, car déjà Autenrieth et Zeller ont fait des expériences semblables et dans des conditions plus convenables.

Ces auteurs, en effet, avaient insinué des lames d'or dans la peau, puis, quand la plaie était guérie, ils firent des frictions avec de la pommade mercurielle ; ces lames étant restées intactes, ces médecins conclurent que le mercure de la pommade ne traversait pas l'épiderme.

Les résultats négatifs obtenus par M. de Baerensprung, engagèrent

ce physiologiste à chercher ailleurs le mode d'action de cette pommade.

Quand on fait fondre de la pommade mercurielle dans un verre à réactif, on remarque d'abord une première couche formée par le mercure métallique, puis une couche de graisse et entre les deux un léger dépôt noir, qui est plus abondant chez la pommade ancienne que chez la fraîche. Il en est encore de même quand on dissocie la pommade à l'aide de l'éther.

Ce dépôt noir est du protoxyde de mercure.

Ce fait énoncé depuis longtemps par Donovan et Christison a été contredit plus tard par M. Mitscherlich jeune. M. Guibourt pense qu'un cinq centième du mercure employé est ainsi oxydé, et que l'oxyde qui en résulte s'unit avec un acide gras; pour décider cette question, M. de Baerensprung a fait une expérience usitée dans les recherches médico-légales, expérience qui consiste à réduire le mercure à l'aide d'un élément de pile, obtenu en soudant une lame de zinc avec une lame de cuivre. Ce procédé qui dans 30 grammes de blanc d'œuf fait encore reconnaître un dixième de grain de bichlorure de mercure, ce procédé n'a rien donné quand on l'a appliqué à la pommade mercurielle. Cette matière contient donc le protoxyde de mercure à l'état de liberté, mais si cet oxyde doit être absorbé il faut nécessairement un dissolvant; l'auteur croit trouver ce dernier dans les acides de la transpiration.

D'après cela la plus grande partie du mercure employé deviendrait inutile, et on arriverait à des effets considérables par le simple emploi d'une pommade à protoxyde de mercure, et en effet, en employant une pommade qui contenait en protoxyde autant que la pommade ordinaire contient de mercure, l'auteur a fait périr des chats et des lapins en peu de temps.

C'est encore au protoxyde de mercure que l'auteur attribue les effets désastreux des vapeurs mercurielles. Ces vapeurs ne traversent pas les membranes, mais introduites dans les organes de la respiration, elles se condensent, s'oxydent en présence de l'air qui arrive incessamment et sont ensuite absorbées sous une forme que l'auteur n'a pu déterminer.

Dans les expériences que l'auteur a faites avec des lapins, il a toujours vu l'inflammation commencer aux poumons, et sur ces parties enflammées il a reconnu, au microscope, de petites bulles de mercure métallique.

322. — Sur la digestion chez le ver à soie ; par M. BOUCHARDAT
(*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI,
p. 379),

M. Bouchardat a examiné les différentes parties du tube digestif des vers à soie ; dans toute la partie du tube désigné sous le nom d'estomac, le liquide possède une alcalinité très-prononcée.

Ce liquide renferme du sucre, des matières gommeuses, des sels solubles de potasse et de soude, ayant des acides organiques pour radicaux, des sulfates, chlorures et phosphates solubles dans les matières contenues dans la première partie du tube digestif du ver à soie ; la pâte contenue à la fin de cette première partie présente des fibres végétales désagrégées. On y remarque aussi des matières grasses émulsionnées, et une matière colorante jaune dissoute.

La portion très-courte du canal intestinal désignée par les anatomistes chez le ver à soie sous le nom d'intestin, renferme des matières vertes solides ayant une réaction acide.

Si nous cherchons à nous rendre compte des phénomènes principaux de la digestion du ver à soie, la première chose qui nous frappe, c'est l'alcalinité prononcée des matières contenues dans cette portion considérable du digestif désignée sous le nom d'estomac ou d'estomac duodéal ; cette alcalinité est due au mélange et à la pâte alimentaire d'un liquide très-abondamment sécrété par un appareil glandulaire spécial.

Ce liquide joue un rôle très-important dans la digestion du ver à soie ; M. Bouchardat s'en est procuré une quantité suffisante pour en examiner les propriétés les plus remarquables. En plongeant quelques secondes dans de la vapeur de chloroforme un ver à soie, on peut obtenir deux ou trois gouttes du liquide particulier. Il est visqueux, mais il renferme très-peu de matières fixes en dissolution ; son alcalinité est beaucoup plus prononcée que celle du sang du ver à soie.

Ce liquide agit sur la gelée d'amidon en la transformant en sucre, mais moins énergiquement que ne le fait le suc pancréatique ; il est une propriété pour laquelle il ne le cède en rien au suc pancréatique, c'est celle d'émulsionner les corps gras. Lorsqu'on mélange trois ou quatre gouttes d'huile avec une goutte du liquide digestif, il suffit d'une agitation de quelques secondes pour obtenir une émulsion parfaite.

Ce liquide possède donc les propriétés les plus essentielles du suc pancréatique, celui de désagréger et de dissoudre les matières fibreuses, gommeuses, amylacées, celui d'émulsionner les corps gras; il contribue aussi à faciliter la dissolution des matières albumineuses ou glutineuses que la feuille contient.

Les phénomènes digestifs qui s'accomplissent dans l'organe désigné sous le nom d'estomac dans le ver à soie, sont tout à fait semblables à ceux qui s'accomplissent dans l'intestin grêle et ses appendices des mammifères mangeurs d'herbe.

Chez le ver à soie, comme chez les mammifères herbivores, la pâte alimentaire est rendue alcaline par la sécrétion d'un liquide spécial jouissant de la propriété de dissoudre l'amidon, de désagréger les fibres végétales, d'émulsionner les corps gras. Chez l'insecte, comme chez le mammifère, ce sont les phénomènes caractéristiques de la digestion intestinale.

Doit-on admettre que les vers à soie sont dépourvus d'estomac, ou que cet organe se trouve transposé, et que la portion du tube digestif qui était désignée sous le nom d'*intestin grêle* doit être considérée comme l'estomac? Les apparences semblent favorables à cette manière de voir; en effet, le bol alimentaire parvenu dans cet organe y possède une réaction acide comme celui qui est contenu dans l'estomac d'un mammifère, mais un examen attentif prouve que l'analogie ne peut se soutenir.

La digestion stomacale des animaux supérieurs consiste essentiellement dans la dissolution des matières albumineuses, fibreuses, gélatineuses, sous l'influence d'un liquide digestif, caractérisé par son acidité et la présence d'un ferment spécial, la gastérose. Nous ne trouvons rien de pareil chez le ver à soie; la digestion des matières albumineuses et glutineuses s'effectue avec celle des matières grasses, gommeuses, amylacées et fibreuses dans la grande portion de l'appareil digestif; elle ne fait tout au plus que se compléter dans cette portion rétrécie.

L'auteur se propose de suivre une série d'études sur les cossus qui ravagent nos bois, il pense que si ces études viennent confirmer les faits ci-dessus, il faudra admettre que les insectes herbivores et lignivores sont dépourvus d'estomac; que la portion considérable de leur tube digestif qui succède à l'œsophage doit être considérée comme l'organe correspondant de l'intestin grêle et de ses appendices chez les mammifères herbivores; enfin que le ver à soie pos-

sède un appareil glandulaire très-actif qui correspond au pancréas des animaux supérieurs.

323. — Sur une nouvelle fonction du foie chez l'homme et les animaux; par M. Cl. BERNARD (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 571).

M. Cl. Bernard prouve dans ce mémoire :

1° Que la présence du sucre dans l'organisme animal est un fait constant et indispensable dans l'accomplissement régulier des phénomènes nutritifs;

2° Que la présence de la matière sucrée chez les animaux n'est point liée à une alimentation déterminée et qu'elle est produite dans le foie par une fonction spéciale de cet organe;

3° Il indique les principaux caractères de cette formation de sucre dans le foie et il montre qu'elle est sous la dépendance du système nerveux.

La démonstration de ces différents points a déjà été faite dans l'*Annuaire de Chimie*, 1850, p. 681; nous y renvoyons le lecteur.

324. — Sur la présence de la caséine dans le sang de femme pendant l'allaitement; par MM. NATALIS GUILLOT et F. LEBLANC (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 520).

La présence d'une matière analogue à la caséine coagulée a déjà été signalée dans le sang de l'homme malade par M. Dumas. Plus récemment ce même chimiste a publié, conjointement avec M. Cahours, l'analyse d'un produit extrait du sang et possédant la composition de la caséine.

D'un autre côté, M. Stas a trouvé que le sang placentaire chez la femme renfermait une proportion notable de caséine en dissolution.

MM. Guillot et Leblanc viennent de constater maintenant la présence de la caséine dans le lait des nourrices. Ils ont opéré sur le sang de deux nourrices en pleine lactation.

Le sérum de ces divers sangs, privé d'albumine par la coagulation à chaud et filtré, fournit un abondant précipité blanc lorsqu'on le fait bouillir avec quelques gouttes d'acide acétique.

La dissolution possède tous les caractères de la caséine, et la quantité de ce produit leur a paru en rapport avec une diminution dans la proportion de l'albumine.

Ils n'ont pu trouver aucune trace sensible de caséine en opérant sur du sang d'enfants nouveau-nés. Le sang d'homme et de femme, examiné de la même façon, a donné un léger précipité se redissolvant dans quelques gouttes de carbonate de soude, mais beaucoup moins abondant et d'une autre apparence que le précipité fourni par le sang des nourrices. Ce dernier seul peut être recueilli.

325. — *Note sur la diminution de la fibrine par l'agitation du sang*; par M. MARCHAL (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXX, p. 30). — *Même sujet*; par M. CORNE (*ibid.* p. 316).

D'après Rasori, l'augmentation de fibrine qu'on remarque dans l'hyperplastécémie inflammatoire est due à l'excès de chaleur et à l'excès de mouvement. Les expériences de M. Marchal confirment la première partie de cette explication, mais elles sont en contradiction avec la seconde partie. En d'autres termes, l'auteur s'est assuré que, sous l'influence de la chaleur, la fibrine augmente dans le sang tiré de la veine, et que cette substance diminue par l'effet de l'agitation.

M. Corne confirme en tout les expériences de M. Marchal, en ce qui concerne la diminution de la fibrine par l'agitation.

326. — *Recherches sur le sang*; par M. CLÉMENT (*Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*, t. XXXI, p. 59 et 289).

Dans ces recherches, l'auteur a voulu déterminer les modifications que le sang éprouve dans sa composition chimique, lorsque les hommes en santé sont soumis momentanément à des souffrances vives et capables d'user rapidement l'organisme. Le résultat le plus saillant de ces expériences est que, sous l'influence de la douleur, le sang perd partie de sa fibrine, partie de son albumine, sans perdre de ses globules.

Dans une autre série de travaux, l'auteur examine comparative-ment le sang artériel et le sang veineux chez des animaux sains et chez un cheval poussif; du sang veineux chez un autre cheval avant et après la section des nerfs pneumo-gastriques.

Les résultats des analyses sont consignés dans les tableaux suivants :

TABLEAU N° I. — *Animaux sains.*

	1 ^{er} cheval.	2 ^e cheval.	3 ^e cheval.	Moyenne.
SANG VEINEUX.				
Eau.....	805,500	826,700	813,100	815,135
Albumine et sels.....	76,200	85,800	81,700	81,233
Fibrine.....	6,400	4,700	3,800	4,966
Globules.....	111,900	82,800	101,400	98,666
Totaux.....	1000,000	1000,000	1000,000	1000,000
SANG ARTÉRIEL.				
Eau.....	815,000	823,400	821,200	819,801
Albumine et sels.....	74,700	82,700	76,700	78,033
Fibrine.....	6,700	5,400	3,800	5,300
Globules.....	103,600	88,500	98,500	96,866
Totaux.....	1000,000	1000,000	1000,000	1000,000

TABLEAU N° II. — *Cheval poussif.*

SANG VEINEUX.		SANG ARTÉRIEL.		OBSERVATIONS.
Eau.....	796,600	Eau.....	803,500	Ce 4 ^e cheval, de même que les trois premiers, avait été tenu couché pendant deux heures environ. Relevé et saigné d'abord à la jugulaire. ensuite à la carotide, il a donné du sang artériel presque aussi foncé en couleur que le sang extrait de la Jugulaire.
Albumine et sels.....	74,700	Albumine et sels.....	75,900	
Fibrine.....	7,200	Fibrine.....	6,700	
Globules....	121,500	Globules....	113,900	
Total...	1000,000	Total...	1000,000	

TABLEAU N° III. — *Cheval auquel on avait coupé les nerfs pneumo-gastriques.*

SAIGNÉE AVANT LA SECTION DES NERFS.		SAIGNÉE APRÈS LA SECTION DES NERFS.	
Eau.....	822,500	Eau.....	798,900
Albumine et sels.....	86,200	Albumine et sels.....	90,100
Fibrine.....	7,200	Fibrine.....	7,800
Globules.....	84,100	Globules.....	103,200
Total.....	1000,000	Total.....	1000,000

327. — Sur la présence de l'acide succinique dans l'organisme animal; par M. HEINTZ (*Annalen der Physik und Chemie*, t. LXXX, p. 114).

M. Heintz a examiné le liquide qui baigne les hydatides qui s'étaient formés dans le foie d'une femme. Il y a trouvé un sel de soude dont l'acide possédait toutes les propriétés de l'acide succinique.

Pour en extraire cet acide, il faut faire évaporer le liquide à consistance sirupeuse, l'additionner ensuite d'acide chlorhydrique et agiter fréquemment avec l'éther. L'acide reste à l'état impur après qu'on a fait évaporer l'éther. Pour le purifier on le fait dissoudre dans l'eau, on filtre et on fait évaporer de nouveau, puis on lave avec de l'alcool froid, dans lequel l'acide n'est que peu soluble et on fait cristalliser dans l'alcool bouillant.

M. Heintz s'est assuré, à cette occasion, que le liquide hydatique ne renferme ni créatine, ni urée, ni acide urique, mais il contient une forte proportion de sel marin.

328. — Procédé au moyen duquel on peut obtenir en une seule opération tous les métaux dans les recherches de chimie légale; par M. GAULTIER DE GLAUBRY (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVII, p. 125).

Ce procédé consiste à précipiter ces métaux par un courant voltaïque, pour les dégager des matières organiques qui les renferment. L'auteur détruit ces matières à l'aide de l'acide chlorhydrique fumant, qu'il additionne de temps à autre d'un peu d'acide nitrique; il opère dans une cornue et il condense les produits qui se volatilisent, dans le cas où les matières renferment de l'arsenic. Dans le cas contraire, il opère dans un matras.

Quand les matières organiques sont bien désorganisées, on introduit peu à peu de l'acide nitrique et l'on continue à chauffer doucement; lorsqu'il ne reste plus que des corps gras on décante, on lave ceux-ci à diverses reprises avec de l'eau distillée, en les faisant fondre chaque fois, et l'on réunit les eaux de lavage au liquide primitif.

On chasse ensuite l'excès d'acide par l'évaporation, on y plonge deux lames de platine en communication avec les pôles d'une pile à courant constant; au bout de 10 heures au plus on peut considérer

la précipitation comme terminée; les métaux de la dissolution se sont réunis sur la lame formant le pôle négatif. On lave cette dernière et on la traite par l'acide nitrique pour enlever le restant des métaux adhérents. Par ce moyen on a ces métaux en dissolution et dans un très-petit volume.

Dans le cas où l'on n'a pas à rechercher le zinc, l'auteur propose de terminer le pôle positif par une lame de ce métal; nous ne voyons d'autre raison à ce conseil qu'une raison d'économie; dans tous les cas, il peut avoir des inconvénients, car s'il est indifférent qu'il se dissolve un peu de zinc, il n'en est pas de même pour les substances étrangères que la lame peut contenir et parmi lesquelles figure en tête l'arsenic qui se rencontre même dans des zincs réputés purs.

329 — Note sur les taches de matières cérébrales déposées sur les tissus; par M. LASSAIGNE (*Journal de Pharmacie*, 3^e série, t. XVIII, p. 247 et 248).

Aux caractères chimiques que l'on connaît déjà et que l'on peut employer dans les recherches médico-légales, ayant pour objet la substance cérébrale. M. Lassaigue en ajoute un qui est basé sur une observation faite par Vauquelin, qui a observé dans les produits de la calcination de cette substance, une proportion assez notable d'acide phosphorique libre, provenant de la combustion du phosphore que renferment les matières de ces tissus.

De petites portions de matière cérébrale desséchée, extraites de quelques taches déposées sur un tissu de toile blanche, peuvent, indépendamment des réactions qu'offre l'acide sulfurique concentré, donner, en les calcinant à l'air, dans une petite capsule de platine, ou sur une lame du même métal, un charbon *acide* qui rougit distinctement le *papier bleu de tournesol*, et dont l'eau de lavage précipite l'eau de chaux en flocons blancs gélatineux. Cette expérience donne un résultat constant en opérant même sur une petite quantité de matière cérébrale desséchée, en volume d'un grain de millet, ou d'un poids de 0^{gr},010 à 0^{gr},015.

Il suffit de carboniser lentement à l'air la matière, en chauffant peu à peu à la flamme d'une lampe à esprit-de-vin, d'éviter autant que possible la combustion des gaz combustibles qui se dégagent, d'exposer à une chaleur rouge obscur le charbon formé. Si, après avoir détaché le charbon adhérent à la lame de platine, on le broie

avec un tube de verre, et qu'on le traite par quelques gouttes d'eau distillée, qu'on fera chauffer et réduire à un plus petit volume, on constatera que ce liquide rougit le papier de tournesol et trouble l'eau de chaux, en donnant lieu à un précipité blanc gélatineux de sous-phosphate calcique, sel que l'on peut redissoudre dans l'acide chlorhydrique, et précipiter de nouveau en sursaturant par l'ammoniaque liquide.

Ce mode d'opérer, pratiqué sur d'autres tissus organiques des mammifères, fournirait un charbon neutre ou alcalin. Cependant la substance cérébrale n'est pas le seul tissu de l'économie animale qui renferme du phosphore à un état particulier de combinaison. Vauquelin a démontré aussi que la laitance des carpes et les œufs de quelques autres poissons produisent, par leur carbonisation à l'air, une certaine quantité d'acide phosphorique.

La moelle épinière se comporte comme le cerveau, mais les nerfs qui se rendent aux différents membres présentent des différences notables. Par la calcination au contact de l'air, les nerfs du *plexus brachial* et le *nerf fémoral* fournissent un charbon alcalin; ces charbons contiennent l'acide phosphorique à l'état de phosphate alcalin soluble.

Les charbons obtenus avec le cerveau et la moelle allongée de la chèvre et du chat, ne donnent pas une réaction acide aussi nette que celle qu'on produit avec le charbon du cerveau de cheval. Ce fait tend à faire admettre que la matière grasse phosphorée n'est pas en même proportion dans le cerveau des différents animaux.

Le cerveau cuit dans l'eau se comporte comme le cerveau à l'état normal, mais lorsque la coction du cerveau a eu lieu dans de l'eau salée le tissu de cet organe, pénétré d'une certaine quantité de sel, donne par la calcination, un charbon neutre ou à peine alcalin dans le lavage duquel on reconnaît la présence d'un phosphate alcalin.

FIN.

TABLE DES AUTEURS.

PAR ORDRE ALPHABÉTIQUE.

ANDERSON. Action de l'acide nitrique sur les alcalis organiques. Page	411
— Sur un composé d'iode et de codéine.....	420
ALLAN. Présence de la daturine dans l'urine des personnes empoisonnées par la stramoine.....	554
ARZBACHER. Action du bichromate de potasse et de l'acide sulfurique sur quelques huiles grasses....	367
BABINET. Rapport sur le mémoire de M. Boutigny sur la force qui maintient les corps à l'état sphéroïdal au delà du rayon de leur sphère d'activité physique et chimique.....	25
BAER. Analyse de plusieurs combustibles minéraux.....	464
BAERENSPRUNG (de). Sur les effets physiologiques du mercure à l'état de division extrême.....	556
BARRESWIL. Action du bioxyde d'azote sur le ferrocyanure de potassium.....	282
— Faits divers de chimie appliquée à la physiologie.....	554
BARTH. Analyse chimique du sel de Krankenheil.....	190
BAUDRIMONT. Expériences sur la ténacité des principaux métaux malléables faites aux températures de 0, 100 et 200 degrés.....	33
BAUP. Sur l'acide de l'équisetum fluviatile et sur quelques aconitales.	359
BEQUEREL. Sur l'ozone.....	81
BEESELY. Sur une eau contenant de l'alumine.....	236
BENNETT. Analyse de l'eau de la Tamise prise à Greenwich.....	236
BERGEMANN. Analyses de minéraux.....	186
BERLIN. Sur le molybdène.....	141
BERNARD. Sur une nouvelle fonction du foie chez l'homme et les animaux.....	
BERTAGNINI. Sur la formation de l'acide nitro-hippurique dans l'économie animale.....	324
BERTHELOT. Procédé simple et sans danger pour démontrer la liquéfaction des gaz et celle de l'acide carbonique en particulier....	21
BIOT. Rapport sur le mémoire de M. Pasteur : Nouvelles recherches sur les relations qui peuvent exister entre la forme cristalline, la composition chimique et le phénomène de la polarisation rotatoire.....	35
— Expériences sur les actions rotatoires des deux acides qui composent l'acide lactique.....	353

BIOT. Sur la manifestation du pouvoir rotatoire moléculaire dans les corps solides.....	Page 356
BLEY. Sur la scillitine.....	453
— Sur la noix de galle de Chine.....	459
BLONDEAU. Mémoire sur l'altération qu'éprouve l'eau des puits.....	229
— Sur les eaux minérales de Cransac.....	234
BLUM et LEDDIN. Présence de l'arsenic dans le fer limoneux de Carlsbad.....	244
BOBIERRE. Sur un banc de goëmon fossile.....	462
BOEDECKER. Sur quelques sels de nicotine.....	418
BOLLEY. Sur la précipitation de l'argent contenu dans des dissolutions de cuivre.....	144
BORCK. Sur le suif de Chine.....	369
BOUCHARDAT. Sur la digestion chez le ver à soie.....	558
BOUSSINGAULT. Sur la quantité de potasse enlevée au sol par la culture de la vigne.....	507
— Recherches sur la quantité d'ammoniaque contenue dans l'urine.....	539
BOUTIGNY (d'ÉVREUX). Sur la force qui maintient les corps à l'état sphéroïdal au delà du rayon de leur sphère d'activité physique et chimique.....	25
BRAZIER et GOSFLETH. Faits pour servir à l'histoire de l'acide caproïque et de l'acide œnanthylrique.....	316
BREITHAUPF. Sur le spath de magnésie.....	194
— Sur l'aigirine.....	227
— et PLATTNER. Sur l'énergite, nouveau minéral.....	200
BRUNET, PAYEN et PONSOT. Analyse de la mélasse de sucre brut de betterave.....	339
BUSSY. Extraction de l'iode des plantes et des produits de la distillation de la houille.....	523
CAHOURS. De l'action du chlore et du brome sur le propylène, l'éthylène et leurs homologues.....	308
— De l'action simultanée de la chaleur et des bases alcalines en excès, sur les acides homologues de l'acide acétique.....	318
— Recherches sur les huiles légères obtenues dans la distillation du bois.....	371
CALVERT. Préparation du chlorate de potasse en grand.....	101
CHANCEL. Remarques au sujet du mémoire de M. Williamson sur l'éthérification.....	296
— Sur le benzoate de cuivre.....	320
CHATIN. Présence de l'iode dans les plantes et les animaux terrestres.....	523
— Existence de l'iode dans les plantes d'eau douce.....	523
CHODNEW. Sur les alcoolates.....	295
CLÉMENT. Recherches sur le sang.....	561
CLOEZ. Sur le chloro-sulfure d'antimoine.....	113
CLOEZ et GRATIOLLET. Recherches chimiques sur la végétation.....	489
COME. Expériences sur l'état sphéroïdal.....	27
CORNE. Sur la diminution de la fibrine par l'agitation du sang.....	561
CORRENWINDER. Sur les combinaisons définies de l'iode et du phosphore.....	73
CRÉDENER. Sur l'allanite de Schmiedefeld.....	222
CHRISTISON. De l'origine et de la composition de la gomme-gutte.....	376
DEBUS. Dosage du soufre contenu dans les substances organiques volatiles.....	251
— Sur les combinaisons de l'acide sulfo-carbamique.....	260
DELESSE. Analyse de quelques roches silicatées.....	206
— Sur le porphyre rouge antique.....	217
— Sur le porphyre de Lessines.....	219

DELESSE. Sur la serpentine.....	Page 223
— Analyse du mica de la pegmatite de Ceux.....	223
— Sur la variolite de la Durance.....	226
DELFFS. Simplification du procédé pour préparer l'acide urique. ...	293
— Sur l'indice de réfraction de quelques éthers composés.....	299
— Procédé d'extraction de l'acide fumarique.....	352
— Préparation de l'hellénine.....	375
DESAINS et LA PROVOSTAYE (de). Sur la rotation que l'essence de térébenthine et le sirop de sucre font éprouver au plan de polarisation d'un rayon calorifique qui les traverse.....	31
DESCLOIZEAUX. Sur les formes cristallines du Wolfram.....	133
DESPRETZ. Communications sur la pile. Expériences sur les charbons ; longueur de l'arc voltaïque, sur le phénomène chimique et sur la lumière de la pile..	6
DESSAIGNES. Formation d'acide aspartique avec le bimalate d'ammoniaque.....	362
— Formation de l'acide succinique par l'oxydation de l'acide butyrique.....	363
— Nouvelles recherches sur la production de l'acide succinique au moyen de la fermentation.....	364
DOLLFUS et VERDEIL. Analyse anatomique du sang.....	546
DOYÈRE. Études sur la respiration.....	550
DUBOIS. Sur les propriétés alimentaires du son.....	435
DUFLOS. Expériences pour retirer l'or des minerais aurifères.....	148
DUFRENOY. Rapport sur le mémoire de M. Smith : sur l'émeri d'Asie Mineure dans ses rapports géologique, minéralogique et commercial et sur les minéraux associés avec l'émeri.....	222
DUJARDIN. Application de la lumière chromatique polarisée aux études microscopiques.....	39
DUNCAN. Sur deux nouveaux chromates.....	118
DUREAU DE LAMALLE. Sur l'hydratation des blés.....	432
EBELMEN. Sur la séparation des alcalis de la magnésie et sur l'analyse des minéraux alcalifères.....	154
EBELMEN et SALVETAT. Recherches sur la composition des matières employées en Chine pour la fabrication et la décoration de la porcelaine.....	167
EHRENBERG. Application de la lumière chromatique polarisée aux études microscopiques.....	39
— Sur des biolithes d'infusoires antédiluviens renfermant de la vivianite.....	242
— Sur les principes microscopiques de la terre noire de la Russie méridionale.....	246
— Sur les cendres du Vésuve.....	249
EHRMANN. Analyse de l'eau minérale de Zaharowitz en Moravie.....	241
EINBRODT. Sur les alcoolates.....	295
ELDERHOST. Sur quelques nouveaux sels à base organique.....	416
ENDERLIN. Faits concernant l'histoire de la bile.....	543
— Sur la potasse du sang.....	549
ERDMANN et MARCHAND. Sur l'équivalent du calcium.....	103
FAVRE et SILBERMANN. Sur la chaleur dégagée pendant les combinaisons chimiques.....	18
FIGIER. Note sur le dosage du brome.....	158
FISCHER. Action de la lumière solaire sur l'acide chlorhydrique.....	74
— Sur les métamorphoses du mellitate d'ammoniaque à diverses températures.....	350
FLEITMANN. Formation de l'ammoniaque par l'air atmosphérique et l'hydrogène sulfuré au contact des corps poreux.....	84
FORDOS et GÉLIS. Note sur les acides thioniques.....	54

FORDOS et GÉLIS. Mémoire sur le sulfure d'azote.....	Page 66
FRANKLAND. Recherches sur les radicaux organiques.....	254
FRÉMY. Recherches chimiques sur l'or.....	146
— Observation sur les transformations que la chaleur fait éprouver aux acides tartrique et paratartrique.....	356
FRÉSÉNIUS. Analyse chimique du sel de <i>Krankenheil</i>	190
— Sur l'état dans lequel le manganèse et l'arsenic se trouvent dans les dépôts de la fontaine dite <i>Kochbrunnen</i> à Wiesbaden.....	242
— Recherches sur le rôle des engrais dans la végétation.....	515
FRIDAU. Analyse d'une roche alumineuse.....	221
GASSIOT. Sur une modification particulière du diamant sous l'influence de l'arc voltaïque.....	17
GAULTIER DE CLABRY. Note sur l'iodure d'amidon.....	349
— Procédé au moyen duquel on peut obtenir, en une seule opération, tous les métaux dans les recherches de chimie légale.....	563
GÉLIS et FORDOS. Note sur les acides thioniques.....	54
— Mémoire sur le sulfure d'azote.....	66
GERRHARDT. Recherches sur les combinaisons ammoniacales de platine.....	262
— Sur les nitro-prussiates, nouvelle classe de sels.....	282
— Sur la composition du mellon et des mellonures.....	289
— Remarques au sujet du mémoire de M. Williamson, sur l'éthérification.....	296
GERRHARDT et LAURENT. Sur de nouvelles combinaisons de l'essence d'amandes amères.....	320
GLADSTONE. De l'action du soufre sur le perchlorure de phosphore.....	65
— Sur le chloro-phosphure d'azote.....	70
GRELIN. Sur le feldspath du zirconsyénite de la Norvège méridionale.....	216
GROLEY. Sur le principe odorant des feuilles de faham.....	375
— Recherches chimiques sur les œufs de carpe.....	531
GOSLETH et BRAZIER. Faits pour servir à l'histoire de l'acide caproïque et de l'acide œnanthylrique.....	316
GORUP-BESANEZ. Sur les méthodes d'analyse du sang.....	544
GRAHAM. Recherches sur la diffusion des liquides.....	43
— Recherches sur une nouvelle propriété des gaz.....	45
— Observations sur l'éthérification.....	299
GRASSI. Sur la compressibilité des liquides.....	23
GRATIOLET et CLOEZ. Recherches chimiques sur la végétation.....	489
GUILLOT (Natalis) et LEBLANC. Sur la présence de la caséine dans le sang de femme pendant l'allaitement.....	560
GUTERBOCK. Sur les liquides intestinaux des cholériques.....	536
HAEFFELY et WEYERMANN. Sur la matière colorante du bois de santal.....	443
HANNON. Sur le citrate de caféine.....	419
HARDWICK. Sur les acides gras contenus dans l'huile du <i>bassia latifolia</i>	367
HAUSMANN. Documents pour servir à l'histoire de la cristallographie.....	177
— Sur l'athériastite.....	184
HEIDEPRIEM. Sur la roche de néphéline du mont Lœbau.....	220
HEINTZ. Sur l'hydratation de la cholestérine et les produits de la distillation sèche de cette substance.....	459
— Sur la présence de l'acide succinique dans l'organisme animal.....	563
HEISCH. Dosage du cyanogène.....	278
HENNEBERG. Sur quelques produits de décomposition du mellonure de potassium.....	289
HENRY (Ossian). Analyse du francolite.....	193
— Analyse de l'eau minérale de Château-Gonthier.....	238
— Analyse chimique d'une nouvelle source d'eau minérale ferrugineuse de Bagnères-de-Bigorre.....	239

HÉRAPHATH (Thornton). Eau minérale des environs de Bristol..	Page 236
HÉRAPHATH. Analyse de quelques cendres végétales.....	478
HERMANN. Sur l'identité de l'arkansite avec le brookite.....	190
— Sur la composition des minerais de tantale.	201
HERZOG et KLOBACH. Sur quelques propriétés de l'iode de cyanogène.	278
HLASIWETZ. Sur quelques combinaisons des radicaux (C^6H^5) R ^a	312
— Sur la cinchonine.....	425
HLASIWETZ et ROCHLEDER. Sur le stéaroptène de l'essence de cassia..	373
— — Sur la racine de <i>chiococca racemosa</i>	454
HOFMANN (W.). Recherches sur les bases organiques volatiles....	378
— Recherches sur la constitution moléculaire des bases organiques volatiles.....	382
HUGARD. Étude cristallographique de la strontiane sulfatée.....	193
HULL. Sur quelques combinaisons du sulfocyanogène.....	280
HUNT. Sur l'algerite, nouveau minéral.....	228
JACQUELAIN. Sur les hydrates d'acide sulfurique.....	59
— Sur les divers procédés connus pour la préparation de l'acide iodique.....	76
— Mémoire sur les carbonates.....	89
— Mémoire sur les miniums.....	111
— Recherches sur la dulcine.....	337
JOHN. Sur l'influence que l'azote des engrais peut exercer sur la richesse protéique des récoltes....	519
JOULE. Sur quelques amalgames.....	165
KÉKULÉ. Sur l'acide sulfamilique et ses sels.....	305
KELLER. Procédé pour préparer l'acide métacétique.....	316
KEMP. Procédé pour extraire en grand l'iode des plantes marines...	74
KIDD. Sur les nitroprussiates, nouvelle classe de sels.....	282
KLEIN. Sur quelques combinaisons entre les chlorides métalliques et les chlorides de cyanogène ou l'acide cyanhydrique.....	99
KLOBACH et HERZOG. Sur quelques propriétés de l'iode de cyanogène.....	278
KOBELL (de). Sur l'hydrargillite du Brésil.....	195
— Sur l'arœoxène, nouveau minéral.....	120
KOECHLIN et PLESSY. Sur l'action du sel ammoniac dans l'oxydation des matières colorantes.....	436
KOLBE. Sur la constitution chimique et la nature des radicaux organiques.....	257
KOSMANN. Analyse chimique de l'eau minérale de Niederbronn (Bas-Rhin).....	237
KOTSCHOUBEY. Sur quelques arsénites.....	91
LAJONCHÈRE. Note sur le limon du Nil.....	244
LAMY. Sur l'existence de l'iode dans les betteraves.....	524
LANDERER. Sur une source médicinale d'Hermione.....	234
— Sur les eaux minérales de l'île de Zante.....	235
— Sur l'eau de la mer de Galilée.....	241
LA PROVOSTAYE (de) et DESAÏNS. Sur la rotation que l'essence de térébenthine et le sirop de sucre font éprouver au plan de polarisation d'un rayon calorifique qui les traverse.....	31
LASKOWSKY. Sur la composition de l'air pendant le choléra.....	83
LASSAIGNE. Faits pour servir à l'histoire du suc pancréatique.....	537
— Note sur les taches de matières cérébrales déposées sur les tissus.....	564
LAURENT. Sur les acides ferri et ferri-mangani-tungstique.....	107
— De l'action du chlore et du brome sur le propylène, l'éthylène et leurs homologues.....	308
— Note sur l'acide bromo-benzoïque anhydre.....	320

LAURENT. Sur des combinaisons sulfuriques et nitriques de la benzine de la naphthaline.....	Page 324
— Sur de nouvelles combinaisons chlorées de la naphthaline.....	327
— Sur un homologue du sucre de raisin.....	337
LAURENT et GERHARDT. Sur de nouvelles combinaisons de l'essence d'amandes amères.....	320
LEBEUF. Recherches sur la saponine.....	451
LEBLANG. Sur quelques faits nouveaux relatifs au gaz oxyde de carbone.....	53
LEBLANG et Natalis GUILLOT. Sur la présence de la caséine dans le sang de femme pendant l'allaitement.....	560
LEDDIN et BLUM. Présence de l'arsenic dans le fer limoneux de Carlsbad.....	244
LEFORT. Recherches sur le chrome.....	114
LÉGAL. Expériences sur des liquides à l'état sphéroïdal.....	27
— Note sur l'état sphéroïdal, incombustibilité humaine; cause de l'immunité.....	27
LENOBLE. Recherches chimiques sur la racine de Guaïcuru.....	458
LENOBLE. De la <i>Yerba mate</i> du Paraguay.....	458
LEUCHTENBERG (duc de). Sur deux nouveaux cyanures doubles.....	279
LEVOL. Observations sur l'or sulfuré et détermination du poids atomique de l'or à l'aide d'une nouvelle méthode.....	149
— Sur les alliages considérés sous le rapport de leur composition chimique.....	166
LEWY. Sur la composition chimique de l'air.....	82
L'HERMITE et PERSONNE. Faits pour servir à l'histoire des acides manganique et hypermanganique.....	109
LIEBIG. Sur la fibrine musculaire.....	529
LIMPRICHT. Sur quelques combinaisons obtenues avec l'acide cyanurique et l'éther.....	293
LIST. Analyse du misy.....	198
— Analyse du picrolithe.....	229
LÖEWEL. Observations sur la sursaturation des dissolutions salines.....	49
LÖEWIG et SCHWEITZER. Sur les combinaisons du stibéthyle.....	301
LOOSE. Sur le camphre de persil.....	374
LUDWIG. Sur la constitution et les propriétés des smalts.....	468
MAGNUS. Sur la nutrition des plantes.....	493
MALENFANT. Sur la quantité d'ammoniaque que renferment les eaux de condensation du gaz de l'éclairage dans l'usine de Châlons-sur-Marne.....	260
MARCHAL. Note sur la diminution de la fibrine par l'agitation du sang.....	561
MARCHAND. Sur l'eudiométrie.....	48
— Sur la phosphorescence du phosphore.....	63
— Sur l'azote contenu dans le fer et l'acier.....	107
— Sur la constitution chimique des eaux potables qui alimentent la ville de Fécamp.....	231
— Présence de l'iode dans les eaux douces et dans les plantes terrestres.....	524
MARCHAND et SCHEERER. Sur l'équivalent du magnésium.....	103
MARCHAND et ERDMANN. Sur l'équivalent du calcium.....	103
MARCK (Von der). Sur la composition du grès vert, de la strontianite et de la marne calcaire des environs de Ham.....	194
— Analyse du bois pétrifié du Wolsberg, près de Siegburg.....	250
MARTINS. Sur les roches volcaniques du bassin houiller de Commeny (Allier), et la transformation de houille en coke, qui s'observe au contact de l'une d'elles.....	205
MARTENS. Moyen de reconnaître les falsifications des farines.....	429
MARSSON. Sur la rectification de l'huile de succin.....	374

MAUMENÉ. Sur l'équivalent du fer.....	Page 105
MAUMENÉ. Recherches sur les eaux de la ville et de l'arrondissement de Reims.....	232
— Sur un nouveau réactif pour distinguer la présence du sucre dans certains liquides.....	340
MEHNER. Sur la nontronite d'Andréasberg.....	226
MÈNE. Dosage de l'étain par les liqueurs titrées.....	163
— Résultats d'expériences sur l'influence du plâtre dans la végétation.....	521
— Présence du brome dans les eaux ammoniacales provenant de la fabrication du gaz de l'éclairage.....	523
MÉNIL (du). Sur la réduction du chlorure d'argent.....	144
MERCK. Sur la papavérine.....	422
MEYRAC. Existence des iodures et des bromures dans les oscillariées des eaux de Dax.....	524
MIALHE. Note sur la présence de l'albuminose et sur les produits d'oxydation respiratoire des sucres.....	546
MILLER. Analyse de fer doux et aigre.....	105
MILLON. Sur l'hydratation des blés de la récolte de 1850.....	432
— Lettre à l'occasion des recherches de M. Boussingault sur la quantité d'ammoniaque contenue dans l'urine.....	539
MITSCHERLICH. Sur la composition de la paroi de la cellule végétale..	485
MONHEIM. Analyses de minéraux.....	187
— Sur un spath contenant du zinc et du manganèse.....	197
MULDER. Formation de l'ammoniaque par l'air atmosphérique et l'hydrogène sulfuré au contact des corps poreux.....	84
MULDER. Sur la pureté de l'étain de Banca.....	110
— Sur la composition du minium.....	111
— Sur le dosage de l'acide carbonique des carbonates.....	161
MULLER. Note sur l'acide bromo-benzoïque anhydre.....	320
— Sur l'anémone.....	447
NICKLÈS (J.). Sur la forme cristalline du sulfure d'azote.....	66
— Sur une cause de variation dans les angles des cristaux.....	175
PASTEUR. Note sur l'isomorphisme.....	1
— Nouvelles recherches sur les relations qui peuvent exister entre la forme cristalline, la composition chimique et le phénomène de la polarisation rotatoire.....	35
— Recherches sur les propriétés spécifiques des deux acides qui composent l'acide racémique.....	353
PATERA. Sur quelques combinaisons uraniques.....	118
PAYEN et POINSOT. Note sur le limon du Nil.....	244
PAYEN, POINSOT et BRUNET. Analyse de la mélasse de sucre brut de betteraves.....	339
PERCY. Sur l'extraction de l'or et de l'argent.....	145
— Analyse du percylite.....	199
PERSON. Sur la chaleur spécifique des dissolutions salines, et sur la chaleur latente de dissolution.....	19
— Réclamation au sujet du mémoire de M. Boutigny, sur la force qui maintient les corps à l'état sphéroïdal au delà du rayon de leur sphère d'activité physique et chimique.....	25
PERSONNE. Existence de l'iode dans certaines plantes d'eau douce...	524
PERSONNE et L'HERMITE. Faits pour servir à l'histoire des acides manganique et hypermanganique.....	109
PETRIE. Phosphorescence du potassium.....	100
PETTENKOFER. Sur la composition du ciment de Portland et celui de Tégernsee.....	173
PETZOLDT. Sur un nouveau combustible minéral de l'Esthland.....	466
PIERRE (Is.). Recherches sur les propriétés physiques des liquides, et en particulier sur leur dilatation.....	24

PIERRE (Is.) De l'influence que peuvent exercer diverses matières salines sur le rendement du sainfoin.....	Page 512
PIRIA. Mémoire sur quelques produits nouveaux obtenus par l'action du sulfite d'ammoniaque sur la nitro-naphtaline....	326
PLANTA. Sur la composition de quelques alcaloïdes naturels.....	413
PLANTA et WALLACE. Sur l'apiine.....	448
PLATTNER et BREITHAUP. Sur l'énergite, nouveau minéral.....	200
PLAYFAIR. Sur les nitroprussiates, nouvelle classe de sels.....	282
PLESSY et KÖEHLIN. Sur l'action du sel ammoniac dans l'oxydation des matières colorantes.....	436
POINSOT et PAYEN. Note sur le limon du Nil.....	244
POINSOT, PAYEN et BRUNET. Analyse de la mélasse de sucre brut de betteraves.....	339
POLECK. Analyse des cendres du blanc et du jaune des œufs de poule.	534
POUMARÉDE. Sur l'eau minérale de Villaine-Saint-Aubin.....	239
QUADRAT. Analyse de l'eau minérale de Sternberg.....	240
RABOURDIN. Essai sur le dosage de l'iode dans les substances organiques, à l'aide du chloroforme.....	252
— Préparation de l'atropine au moyen du chloroforme.....	423
— Essai des quinquinas par le chloroforme.....	427
RAMMELSBERG. Analyses de minéraux de l'Amérique septentrionale..	183
— Sur la composition du cuivre micacé d'Andreasberg.....	199
— Sur la composition de la tourmaline comparée avec celle du mica et du feldspath, et sur la cause de l'isomorphisme de combinaisons de nature différente.....	208
— Sur l'hyposclérite d'Arendal.....	228
— Sur la non existence de l'oxalate double de potasse et de soude.	350
REGNAULD. Sur le liquide amniotique de la femme.....	535
REICH. Sur le laiton malléable.....	167
— Préparation de l'acide succinique au moyen des résidus de l'éther nitreux.....	366
— Rapport sur quelques analyses des cendres de lin.....	482
— Analyse d'une concrétion urinaire.....	543
REYNOSO. De l'action des bases sur les sels et en particulier sur les arsénites.....	87
— Sur plusieurs nouvelles combinaisons de l'ammoniaque avec les cyanoferrures et en particulier avec le cyanoferrure de nickel....	276
RICHTER. Sur l'extraction de l'or des minerais aurifères.....	148
RIVOT. De l'emploi de l'hydrogène dans les analyses des substances minérales.....	150
ROCHLEDER. Sur la caféine.....	419
ROCHLEDER et HLASIWETZ. Sur le stéaroptène de l'essence de cassia..	373
— Sur la racine de <i>chiococca racemosa</i>	454
ROSE (Gustave). Sur la forme cristalline des métaux rhomboédriques.....	3
— Sur la parenté du pollux avec le pétalite.....	205
ROSE (Henri). Application de l'acide fluosilicique aux analyses.....	154
— Sur le dosage de l'acide oxalique et sa séparation d'avec l'acide phosphorique.....	157
— Sur le dosage du fluor.....	158
— Sur le dosage de l'acide borique.....	162
— Sur les substances inorganiques contenues dans les matières organiques en général et sur celle des œufs en particulier.....	475
ROSER. Sur la phloridzine.....	446
— Analyse de cendres de sang.....	548
ROUSSEAU. Mémoire sur la fabrication du sucre.....	331
RUBACH. Analyse du fer doux et aigre.....	105
SALM HORSTMAR (de). Sur un nitrate d'alumine cristallisé.....	104

SALVÉTAT. Analyse de deux bronzes antiques de l'époque gallo-romaine.....	Page 165
SALVÉTAT ET ÉBELMEN. Recherches sur la composition des matières employées en Chine pour la fabrication et la décoration de la porcelaine.....	167
SANDBERGER. Sur le carminspath, nouveau minéral de l'ordre des arséniates.....	198
SCHARLING. Sur la gythagine.....	447
SCHERER et MARCHAND. Sur l'équivalent du magnésium.....	103
SCHÉRER. Sur un nouveau sucre retiré de la chair musculaire.....	338
— Sur une substance analogue à l'oxyde xanthique et se rencontrant dans l'organisme animal.....	538
SCHLOSSBERGER. Sur les effets physiologiques des substances organiques de constitution analogue.....	553
SCHLUMBERGER (H.). Sur l'action du sel ammoniac dans l'oxydation des matières colorantes.....	436
SCHMIDT. Sur l'analyse de la calamine.....	196
— Recherches sur la terre noire de la Russie méridionale.....	246
SCHNABEL. Analyse d'un calcaire coquillier.....	192
— Analyses de minerais de fer recueillis dans les gisements de houille.....	196
SCHNAUSS. Quelques expériences sur le phénomène dit de Leidenfrost.....	31
SCHNEIDER. Sur la constitution chimique du Wolfram.....	133
— Sur l'équivalent du tungstène.....	132
SCHOENBEIN. Sur l'ozone.....	81
— Décomposition des iodures et des chlorures alcalins par la voie sèche.....	98
SCHARLING. Sur la production des éthers à l'aide de la potasse et des baumes.....	300
SCHROETTER. De la nature du phosphore amorphe.....	60
SCHUBERT. Sur le mode d'action du ferment.....	460
SCHWARZ. Analyse d'une combinaison de chlorure et de nitrate de nickel et d'ammoniaque.....	110
— Sur l'acide hippurique et les produits de son oxydation...	322
SCHWEIZER. Expériences sur le borax.....	102
SCHWEITZER et LÖEWIG. Sur les combinaisons du stibéthyle.....	301
SELMi et SOBRERO. Sur les produits de la décomposition des acides sulfhydrique et sulfureux au sein de l'eau.....	54
SELMi et SOBRERO. De l'action du chlore sur les chlorures métalliques en présence des chlorures alcalins.....	95
SÉNARMONT (de). Mémoire sur la conductibilité superficielle des corps cristallisés pour l'électricité de tension.....	3
SILBERMANN et FAVRE. Sur la chaleur dégagée pendant les combinaisons chimiques.....	18
SILLIMAN. Analyses de minéraux d'Amérique.....	180
SMITH. Sur l'air et l'eau des villes.....	85
SMITH (Lawrence). Mémoire sur l'émeri d'Asie Mineure dans ses rapports géologique, minéralogique et commercial, et sur les minéraux associés avec l'émeri.....	222
SOBRERO et SELMI. Sur les produits de la décomposition des acides sulfhydrique et sulfureux au sein de l'eau.....	54
SOBRERO et SELMI. De l'action du chlore sur les chlorures métalliques en présence des chlorures alcalins.....	95
SOUBEIRAN. Des moyens de reconnaître le sirop de fécule dans les divers sirops de sucre du commerce.....	341
SOUBEIRAN. Analyse chimique de l'humus et rôle des engrais dans l'alimentation des plantes.....	522
STAFFEL. Recherches sur la distribution des substances minérales dans les végétaux.....	509

STAFFEL. Analyse des cendres de la chair de bœuf et de veau..	Page 534
STAS. Note sur les liquides de l'amnios et de l'allantoïde.....	535
STEIN (James). Sur quelques arsénites.....	90
STEIN. Sur la présence de l'arsenic dans le règne végétal.....	528
STENHOUSE. Sur les huiles qui se produisent par l'action de l'acide sulfurique sur différents végétaux.....	257
STUMCKE. Action de l'arsenic, de l'antimoine et de l'étain sur le chlorure de soufre.....	112
STRECKER. Sur la composition de la styracine.....	330
— Sur la nitromannite.....	348
— Sur la formation artificielle de l'acide lactique et sur un nouveau corps homologue du glycocole.....	350
— Sur un produit de décomposition de la tyrosine.....	420
— Sur un nouveau mode de préparation de l'éthylamine.....	421
— Sur la formule chimique de la phloridzine.....	446
— Recherches fondamentales sur l'analyse des cendres de plantes..	476
STRECKER et WOLFF. Sur les matières colorantes rouges de la garance.	444
THOMPSON (L.). Procédé pour reconnaître la présence de la strychnine.....	425
VARENTRAPP. Sur l'amalgame d'étain et de cadmium.....	166
VERDEIL et DOLLFUS. Analyse anatomique du sang.....	546
VILLE. Sur l'assimilation de l'azote de l'air par les plantes et sur l'influence qu'exerce l'ammoniaque dans la végétation.....	491
VILLENEUVE (de). Recherches sur les lois de l'hydraulicité et de la solidification des mortiers.....	170
VIOLETTE. Sur la distillation du mercure par la vapeur d'eau surchauffée.....	142
VOELCKER. Sur l'iode des cendres de plantes.....	485
VOELCKER. Sur le liquide aqueux sécrété par les feuilles et la tige du <i>mesembryanthemum crystallinum</i>	521
VOGEL. Sur quelques réactions de la quinine.....	427
VRIJ (de). Sur l'analyse de l'opium.....	429
WALLACE et PLANTA. Sur l'apiïne.....	448
WAGNER. Sur l'action réductrice de la soude dans les expériences du chalumeau.....	164
WAGNER. Sur les principes colorants du bois jaune.....	437
WARBURTON. Précipitation de la matière colorante du sucre à l'aide d'un oxyde métallique.....	336
WEIBYE. Sur quelques nouveaux minéraux de Norvège.....	184
WERTHEIM. Remarques à l'occasion du mémoire de M. Baudrimont; expériences sur la ténacité des principaux métaux malléables faites aux températures de 0°, 100 et 200 degrés.....	33
WERTHEIM. Sur la constitution de quelques alcaloïdes.....	414
WEYERMANN et HAEFFELY. Sur la matière colorante du bois de santal.	442
WHITNEY. Sur un nouveau minéral uranifère.....	203
WILDENSTEIN. Analyse de la dolomie.....	192
— Analyse des cendres de la graine de panis d'Islande.....	484
WILLIAMSON. Théorie de l'éthérification.....	296
WILLIGK. Sur la racine de <i>cephaelis ipecacuanha</i>	456
WILSON. Analyse de la porcelaine de Berlin.....	173
— Sur le fluor contenu dans l'eau de mer.....	190
WITTSTEIN. Analyse de quelques variétés de marbre blanc.....	191
— Analyse de la craie.....	192
WÖHLER. Observations sur l'azoture de bore.....	77
— Sur le titane.....	119
— Sur les amido-azotures du tungstène.....	136
WOLFF. Sur la styracine.....	330
— Formation d'acide aspartique au moyen de l'acide malique.....	362

WOLFF (E.). De l'influence que les substances minérales exercent sur le développement de la substance organique.	Page 497
WOLFF et STRECKER. Sur les matières colorantes rouges de la garance.	444
WURTZ. Mémoire sur une série d'alcaloïdes.	382
ZANTEDESCHI. Réclamation au sujet du mémoire de M. Boutigny ; sur la force qui maintient les corps à l'état sphéroïdal au delà du rayon de leur sphère d'activité physique et chimique.	25

FIN DE LA TABLE DES AUTEURS.