
ENSEIGNEMENT
DU
LABORATOIRE

OU EXERCICES PROGRESSIFS

DE

CHIMIE PRATIQUE

PAR

CHARLES LOUDON BLOXAM

PROFESSEUR DE CHIMIE A KING'S COLLEGE DE LONDRES
ÉCOLE D'ARTILLERIE DE WOOLWICH
MILITAIRE ROYALE DE WOOLWICH

REVU ET CORRIGÉ SUR LA 3^e ÉDITION

Docteur G. DARIN

PARIS
DELAHAYE, ÉDITEUR
Rue de l'École-de-Médecine

1875
Tous droits réservés

ENSEIGNEMENT

DU

LABORATOIRE

AUTRES OUVRAGES PUBLIÉS PAR LE D^r DARIN

Éducation correctionnelle. *Système cellulaire appliqué aux enfants. Observations de jeunes détenus de la Roquette venus à Bicêtre en état de folie, d'idiotie ou d'épilepsie.* In-4°, 1863.

Traité de chirurgie dentaire, par J. Tomes, membre de la Société royale de Londres, et Ch. S. Tomes, professeur d'anatomie et de chirurgie dentaires, etc.; traduit par le D^r G. Darin sur la 2^e édition. 1 fort vol. petit in-8, avec 263 belles gravures. 1873.

Manuel de prothèse dentaire, par O. Coles, chirurgien dentiste à l'hôpital spécial de Londres pour les maladies de la gorge, etc.; traduit et annoté par le D^r G. Darin. 1 vol. petit in-8, avec 150 figures. 1874.

Des vues longues, courtes et faibles et de leur traitement par l'emploi scientifique des lunettes, par J. Soelberg Wells, F. R. C. S., professeur d'ophtalmologie à King's collège de Londres, chirurgien spécial pour les maladies des yeux au même hôpital, et chirurgien à The royal Londres ophthalmic hospital, Moorfields. 1 vol. in-8, traduit sur la 4^e édition par le D^r G. Darin; avec gravures. 1874.

Maladies de l'oreille, nature, diagnostic et traitement, par G. Toynbee, F. R. S., membre du collège royal des chirurgiens d'Angleterre, chirurgien auriste et professeur d'otologie à Sainte-Mary's hospital, chirurgien-auriste à l'asile des idiots; etc., avec un supplément par James Hinton; chirurgien-auriste à Guy's hospital. 1 fort vol. in-8, traduit et annoté par le D^r G. Darin, avec 99 figures.

Des anesthésiques, revue critique, publiée par le D^r G. Darin, dans les Archives générales de médecine. 1875.

CORBIL. — Typ. et stér. de GARNÉ FILS.

ENSEIGNEMENT
DU
LABORATOIRE
OU EXERCICES PROGRESSIFS
DE
CHIMIE PRATIQUE

PAR

CHARLES LOUDON BLOXAM

PROFESSEUR DE CHIMIE A KING'S COLLEGE DE LONDRES
A L'ÉCOLE D'ARTILLERIE DE WOOLWICH
ET A L'ACADÉMIE MILITAIRE ROYALE DE WOOLWICH

—

TRADUIT SUR LA 3^e ÉDITION

Par le Docteur G. DARIN

—————

PARIS
ADRIEN DELAHAYE, ÉDITEUR
Place de l'École-de-Médecine

1875

Tous droits réservés

PRÉFACE

DE LA PREMIÈRE ÉDITION.

Cet ouvrage est destiné à diriger dans la pratique du laboratoire les personnes qui commencent l'étude de l'analyse chimique. Il contient :

(1) Une série de simples tableaux pour l'analyse de substances inconnues de toute nature (sans en excepter les corps organiques), que l'on sait être des substances simples, et non des mélanges ;

(2) Une description abrégée de toutes les substances simples, ayant une importance pratique et de nature à se rencontrer dans l'analyse ordinaire ; ces notions sont suffisantes pour mettre l'étudiant à même de s'assurer que ses résultats sont exacts, et, en même temps, de se familiariser avec les principales propriétés des substances chimiques les plus importantes et avec les corps étrangers qu'elles peuvent contenir ;

(3) Des instructions et explications simples, relatives

aux manipulations chimiques, non pas réunies dans un chapitre distinct, mais se présentant à l'élève au fur et à mesure qu'il en a besoin pour poursuivre les diverses phases de l'analyse ;

(4) Un ensemble de tableaux pour la découverte de substances inconnues au moyen du chalumeau ;

(5) De brèves indications pour l'acquisition et la préparation des réactifs, destinées aux personnes qui n'ont pas accès dans un laboratoire.

Le livre ne présuppose aucune connaissance en chimie de la part de l'élève, et laisse de côté toutes spéculations théoriques.

Il dispense de l'emploi de tout appareil coûteux et de substances chères et se divise en exercices ou leçons distinctes, avec des exemples pratiques, pour faciliter l'instruction de classes nombreuses.

L'auteur espère que les élèves trouveront dans son ouvrage toutes les notions de chimie pratique exigées pour les divers examens, excepté ceux de l'ordre le plus élevé, comme, par exemple, ceux du Baccalauréat et du Doctorat ès sciences de l'Université de Londres.

La méthode d'enseignement suivie ici a été adoptée par l'auteur après une expérience de 23 ans, comme professeur de chimie pratique ; expérience qui l'a amené à conclure que le premier et souvent le seul besoin de la grande majorité des étudiants est une connaissance de cette branche particulière de la chimie, qui

permet de découvrir la nature de substances inconnues (chimie analytique), et que, indépendamment de la valeur technique d'une semblable connaissance, son acquisition forme une partie très-précieuse de l'éducation, en cultivant les facultés d'observation et en offrant d'excellents exemples de l'application du raisonnement logique à un travail pratique.

La méthode suivie habituellement dans l'enseignement de la chimie analytique, en amenant l'élève à étudier les *réactions* ou essais pour tous les métaux et les corps non métalliques, avant de l'engager dans l'examen d'une substance inconnue, constitue, sans aucun doute, le meilleur point de départ pour l'acquisition complète de cette branche de la science, quand l'étudiant a du temps devant soi et qu'il peut confier à sa mémoire un grand nombre de faits indépendants, et n'ayant pas d'application immédiate; mais l'auteur a constaté par expérience que beaucoup d'élèves se fatiguent de la routine monotone de ce système et y rencontrent des obstacles qui les empêchent de persévérer dans leurs études.

Ce n'est pas tout; un semblable procédé, tout en enseignant à l'élève à découvrir, par exemple, qu'un sel donné contient du potassium et de l'acide azotique, manque souvent de lui apprendre que ces corps, combinés ensemble, constituent le salpêtre et ne le familiarisent pas avec l'apparence et les autres propriétés de

l'azotate de potasse, ce qui lui permettrait de s'assurer que son analyse est correcte. Il résulte du défaut de cette connaissance des propriétés des sels les plus ordinaires qu'un étudiant, d'ailleurs bien versé dans la simple recherche des bases et des acides, tombera quelquefois dans les erreurs les plus absurdes relativement à la nature d'une substance à examiner.

Nous ne saurions trop recommander aux personnes qui peuvent disposer du temps voulu, d'exécuter toutes les expériences décrites dans cet ouvrage, avec les substances connues, avant de tenter l'examen d'un corps inconnu.

Avril 1869.

(*) Une liste des appareils et des réactifs nécessaires pour le cours est donnée page 264.

PRÉFACE

DE LA SECONDE ÉDITION.

Pendant les deux années qui se sont écoulées depuis la publication de la première édition de cet ouvrage, près de 500 élèves s'en sont servis dans le Laboratoire, sous la direction de l'auteur; cette expérience a fait découvrir un assez grand nombre de défauts, qui ont été corrigés dans la présente édition.

Nous n'avons pas jugé nécessaire d'apporter la moindre modification au plan général du livre, qui a parfaitement rempli le but que nous avons en vue, c'est-à-dire celui de mettre les commençants à même de manipuler immédiatement, sans exiger l'assistance constante d'un professeur.

Nous n'avons fait non plus aucun changement dans la nomenclature; car, bien que les noms systématiques, donnés récemment aux composés chimiques, aient été adoptés par la plupart des auteurs scientifiques, ils

n'ont cependant pas remplacé les dénominations plus anciennes usitées dans le commerce et les manufactures ; et les pages d'un ouvrage de proportion aussi modeste se seraient trouvées surchargées par l'introduction de nombreux synonymes, qu'il fallait nécessairement reproduire, avec la nomenclature moderne ; puisque, dans beaucoup de cas, plusieurs noms nouveaux sont appliqués à la même substance dans les ouvrages récents.

Mai 1871.

PRÉFACE

DE LA TROISIÈME ÉDITION.

Quelques changements ont été apportés à cette nouvelle édition ; nous espérons qu'on jugera ces modifications capables de donner au commençant une facilité et une certitude plus grandes dans l'analyse des principaux sels.

Pour aider les élèves à prendre leurs notes, nous avons ajouté à l'index les formules généralement employées aujourd'hui pour les réactifs les plus usités.

Une autre addition, c'est un tableau, donné en forme d'appendice, pour l'analyse qualitative de la poudre à canon ; nous avons voulu offrir ainsi un exemple simple de l'analyse des corps complexes.

Nous avons consacré un certain soin à la rédaction de la table alphabétique, dans le but de permettre au commençant de saisir toutes les particularités qui peuvent le frapper et de s'en servir comme de guides pour

arriver à la découverte de la nature de la substance en examen. Supposons, par exemple, que l'élève ait observé une « odeur d'ananas » ou une « vapeur pourpre, » il lui suffira de consulter l'index, aux mots correspondants, pour découvrir l'éther butyrique ou l'iode.

La liste des réactifs, donnée à la fin de l'ouvrage, comprend les agents qui fournissent un témoignage concluant de la présence de quelque substance, de manière à faciliter ce qu'on pourrait appeler l'*essai empirique* par opposition à l'analyse régulière, à laquelle le premier sert souvent de prélude fort précieux. Ainsi, on verra, en se reportant à la page 278, qu'il suffit d'essayer une solution avec la potasse pour en conclure, le plus souvent, d'une manière positive, la présence ou l'absence de huit métaux.

Mai 1874.

TABLE DES MATIÈRES

Paragraphe.	
1. Analyse de substances contenant un seul métal. Tableau A.	26
2. Classification analytique des métaux.....	27
3. Dissolution de la substance à analyser.....	28
4. Filtration d'une solution.....	29
5. Addition des réactifs aux liquides.....	30
6. Agitation ou friction comme moyen de favoriser la précipitation.....	31
7. Dépôt de soufre provenant de l'acide sulfhydrique.....	32
8. Emploi du chlorure d'ammonium dans le tableau A.....	33
9. Identification du magnésium et de ses principaux composés.	33
10. Exemples pour s'exercer sur le tableau A.....	34
11. Découverte d'un métal appartenant au groupe acide chlorhydrique. Tableau B.....	35
12. Identification de l'argent et de ses principaux composés...	36
13. — des composés mercurieux.....	37
14. — du plomb et de ses principaux composés....	38
15. Découverte d'un métal appartenant au groupe acide sulfhydrique. Tableau C.....	42
16. Lavage d'un précipité.....	43
17. Chauffage des substances solides dans des tubes.....	43
18. Moyen de s'assurer si une solution est alcaline ou acide...	45
19. Explication de la présence du plomb dans le tableau C...	45
20. Réaction des sels mercuriques avec l'acide sulfhydrique..	45
21. Couleur des solutions de cuivre.....	45
22. Réactif confirmatif de l'étain.....	46

23. Identification de l'étain et de ses principaux composés stan- neux.....	46
24. Précipitation de sulfate de plomb.....	47
25. Découverte du cuivre et du bismuth.....	47
26. Réactif confirmatif du cuivre.....	47
27. Identification du cuivre et de ses principaux composés....	47
28. Réactif confirmatif du bismuth.....	49
29. Identification du bismuth et de ses principaux composés.	50
30. Réactif confirmatif du mercure.....	50
31. Identification des principaux composés mercuriques.....	51
32. Traitement du précipité d'arsenic, d'étain et d'antimoine par le carbonate d'ammoniaque.....	53
33. Épreuve de Reinsch pour l'arsenic.....	53
34. Épreuve de Marsh pour l'arsenic.....	54
35. Identification de l'arsenic et de ses principaux composés..	57
36. Réactif confirmatif de l'étain.....	59
37. Identification des principaux composés stanniques.....	59
38. Réactif confirmatif de l'antimoine.....	61
39. Identification de l'antimoine et de ses principaux composés.	61
40. Exemples pour s'exercer sur les tableaux B et C.....	63
41. Découverte d'un métal appartenant au groupe sulfhydrate d'ammoniaque. Tableau D.....	64
42. Traitement du précipité de sulfhydrate d'ammoniaque par l'acide chlorhydrique.....	65
43. Résidu de soufre non dissous à la suite du traitement pré- cédent.....	65
44. Réactif confirmatif du fer.....	65
45. Identification du fer et de ses principaux composés.....	65
46. Réactif confirmatif du cobalt.....	70
47. Identification du cobalt et de ses principaux composés....	70
48. Réactif confirmatif du nickel.....	71
49. Identification du nickel et de ses principaux composés.....	71
50. Réactif confirmatif de l'aluminium.....	71
51. Identification de l'aluminium et de ses principaux composés.	72
52. Réactif confirmatif du zinc.....	74
53. Identification du zinc et de ses principaux composés.....	74
54. Réactif confirmatif du manganèse.....	75
55. Identification du manganèse et de ses principaux composés.	76
56. Réactifs confirmatifs du phosphate de chaux.....	77
57. Identification du phosphate de magnésie.....	78
58. ————— de l'oxalate de chaux.....	79

59. Identification du fluorure de calcium.....	79
60. Réactif confirmatif du chrome.....	80
61. Identification des principaux composés de chrome.....	80
62. Exemples pour s'exercer sur le tableau D.....	81
63. Découverte d'un métal appartenant au groupe carbonate d'ammoniaque. Tableau E.....	82
64. Réactif confirmatif du baryum.....	83
65. Identification des principaux composés de baryum.....	83
66. Réactif confirmatif du strontium.....	85
67. Identification des principaux composés de strontium.....	85
68. Oxalate d'ammoniaque, réactif pour le calcium.....	86
69. Identification des principaux composés de calcium.....	86
70. Épreuve par les flammes colorées.....	89
71. Exemples pour s'exercer sur le tableau E.....	91
72. Découverte du potassium, du sodium et de l'ammonium. Tableau F.....	92
73. Précipitation du potassium et du sodium.....	93
74. Fil de platine pour l'épreuve par les flammes colorées....	93
75. Identification des principaux composés d'ammonium.....	94
76. Précipitation du potassium par l'acide tartrique et le bichlorure de platine.....	96
77. Identification du potassium et de ses principaux composés.	96
78. Découverte du sodium.....	102
79. Antimoniate de potasse, réactif pour le sodium.....	103
80. Identification du sodium et de ses principaux composés...	103
81. Exemples pour s'exercer sur le tableau F.....	108
82. Analyse de substances contenant un acide simple ou un corps non métallique. Tableau G.....	109
83. Examen de solutions contenant un acide ou un corps non métallique. Tableau H.....	110
84. Évaporation d'une solution.....	111
85. Définition d'une substance organique.....	113
86. Chauffage des substances avec l'acide sulfurique concentré.	113
87. Gaz acides qui répandent des vapeurs dans l'air.....	113
88. Réactif confirmatif du fluor.....	114
89. Identification des principaux composés de fluor.....	114
90. — des chlorates.....	115
91. — de l'acide hypochloreux et des hypochlorites.	116
92. Réactif confirmatif de l'iode.....	116
93. Identification de l'iode et de ses principaux composés.....	116
94. Réactif confirmatif de l'acide carbonique.....	116

95. Identification de l'acide carbonique et de ses principaux composés.....	117
96. Réactif confirmatif de l'acide sulfhydrique.....	117
97. Identification de l'acide sulfhydrique et des principaux sulfures.....	117
98. Réactif confirmatif de l'acide cyanhydrique.....	118
99. Identification de l'acide cyanhydrique et des principaux cyanures.....	118
100. Réactif confirmatif de l'acide sulfureux.....	120
101. Présence de l'acide sulfurique à l'état d'impureté.....	120
102. Identification de l'acide sulfurique et des principaux sulfates.....	120
103. Traitement du précipité produit par l'azotate d'argent.....	121
104. Présence de chlorures à l'état d'impuretés.....	122
105. Identification de l'acide chlorhydrique et des principaux chlorures.....	122
106. Acide iodhydrique et iodures.....	123
107. Sulfate de fer, réactif pour l'acide azotique.....	124
108. Réactif confirmatif de l'acide azotique.....	124
109. Identification de l'acide azotique et des principaux azotates.....	124
110. Explication de la nécessité d'ajouter de l'ammoniaque et de l'acide acétique.....	125
111. Perchlorure de fer, réactif pour l'acide phosphorique.....	126
112. Identification de l'acide phosphorique et des principaux phosphates.....	126
113. Identification de l'acide hydroferrocyanique et des principaux ferrocyanures.....	130
114. Réactif confirmatif de l'acide oxalique.....	131
115. Identification de l'acide oxalique et des principaux oxalates.....	132
116. Réactif confirmatif de l'acide boracique.....	132
117. Identification de l'acide boracique et des principaux borates.....	133
118. Découverte de l'acide silicique.....	134
119. Identification de l'acide silicique et des principaux silicates.....	135
120. Identification de l'acide chromique et des principaux chromates.....	135
121. Exemples pour s'exercer sur les tableaux G et H.....	136
122. Analyse de substances insolubles. Tableau I.....	137
123. Chauffage des substances au contact de l'air.....	138
124. Pulvérisation des substances.....	139
125. Fusion de substances insolubles en présence du nitrate de	

potasse et du carbonate de soude.....	141
126. Identification du soufre dans ses différentes modifications.	143
127. — du carbone sous ses formes diverses.....	144
128. — du chlorure d'argent.....	146
129. Confirmation de la présence du spath-fluor.....	146
130. Découverte du chrome et du manganèse dans des substances insolubles.....	146
131. Instructions pour dissoudre la masse fondue et la détacher de la feuille de platine.....	146
132. Présence de l'acide sulfurique à l'état d'impureté, dans des substances insolubles.....	147
133. Identification des sulfates insolubles.....	147
134. Explication de la nécessité de faire bouillir la solution acide de la masse fondue avant d'ajouter l'acide sulfhydrique.	148
135. Identification du bioxyde d'étain.....	148
136. Présence de l'antimoine dans une substance insoluble....	148
137. Identification du silicium et de ses principaux composés insolubles..	148
138. Découverte du chrome dans les composés insolubles.....	151
139. Séparation de l'acide silicique avant d'examiner pour les métaux.....	151
140. Nature du résidu que n'ont pas dissous les acides.....	152
141. Exemples pour s'exercer sur le tableau L.....	152
142. Analyse de substances qui peuvent contenir un métal et un acide organique. Tableau K.....	153
143. Examen pour un acide organique dans une solution aqueuse. Tableau L.....	154
144. Examen pour un acide organique dans une solution alcaline. Tableau M.....	155
145. Examen pour un acide organique dans une substance insoluble dans l'eau. Tableau N.....	155
146. Odeurs des acides organiques soumis à l'action de la chaleur.....	156
147. Substances qui ne laissent pas de résidu quand on les chauffe.....	156
148. Réaction permettant de distinguer l'acide acétique de l'acide hydrosulfocyanique.....	157
149. Identification de l'acide acétique et des principaux acétates.	158
150. — — formique.....	159
151. — — méconique.....	159
152. — — tannique.....	159

153.	Identification de l'acide gallique.....	160
154.	— — benzoïque.....	160
155.	— — succinique.....	161
156.	— — hippurique.....	161
157.	Réaction caractéristique du tartrate de chaux.....	162
158.	Identification de l'acide tartrique et des principaux tartrates.	162
159.	— citrique — citrates..	164
160.	— malique.....	167
161.	— urique et des principaux urates...	167
162.	Exemples pour s'exercer sur les tableaux K, L, M et N...	169
163.	Identification des alcaloïdes végétaux. Tableau O.....	170
164.	— de la caféine.....	171
165.	— — morphine.....	171
166.	— — brucine.....	172
167.	— — strychnine.....	172
168.	— — quinine.....	173
169.	— — narcotine.....	174
170.	Identification de la cinchonine.....	174
171.	Exemples pour s'exercer sur le tableau O.....	175
172.	Identification des substances organiques les plus communes.	175
173.	Substances solides caractérisées par la couleur. Identification de l'indigo.....	175
174.	Identification de l'acide picrique ou carbazotique.....	176
175.	— du caramel.....	176
176.	Substances solides caractérisées par l'odeur. Identification de l'acide phénique ou carbolique.....	176
176a.	Identification de l'hydrate de chloral.....	177
177.	Examen d'une substance organique solide n'ayant ni couleur ni saveur définies. Tableau P.....	178
178.	Substances organiques solides neutres, solubles dans l'eau froide.....	179
179.	Identification du sucre de canne.....	179
180.	— du sucre de raisin.....	179
181.	— du sucre de lait.....	180
182.	— de l'urée.....	180
183.	— de l'acide pyrogallique.....	181
184.	— de la salicine.....	181
185.	— de l'albumine soluble.....	181
186.	Substances organiques solides neutres, solubles seulement dans l'eau chaude.....	182
187.	Identification de l'amidon.....	182

188.	Identification de la dextrine.....	182
189.	— de la gomme.....	183
190.	— de la gélatine.....	183
191.	— du savon.....	183
192.	— de l'oxalate et de l'azotate d'urée.....	183
193.	Substances organiques solides insolubles dans l'eau, mais solubles dans l'alcool chaud.....	183
194.	Identification de la stéarine.....	184
195.	— de l'acide stéarique.....	184
196.	— — palmitique.....	185
197.	— de la cholestérine.....	185
198.	— de la rosine.....	185
199.	— de la naphthaline.....	185
200.	Précautions qu'exige l'emploi de l'éther.....	186
201.	Substances organiques solides neutres, solubles seulement dans l'éther.....	186
202.	Identification de la palmitine.....	186
203.	— du spermaceti.....	186
204.	— de la cire.....	187
205.	— de la paraffine.....	187
206.	Substances organiques insolubles dans l'eau, l'alcool et l'éther. Identification de l'albumine et de la caséine....	187
207.	Examen d'une substance organique liquide ayant une odeur très-distincte. Tableau Q.....	189
208.	Substances organiques liquides, odorantes et miscibles à l'eau.....	190
209.	*Identification de l'alcool.....	190
210.	— de l'alcool mélangé d'esprit de bois.....	190
211.	— de l'alcool méthylique.....	190
212.	— de l'acétone.....	191
213.	— de l'aldéhyde.....	191
214.	— de la nicotine.....	191
215.	— de l'acide butyrique.....	192
216.	Substances organiques liquides, odorantes, non miscibles à l'eau, mais miscibles à la potasse.....	192
217.	Identification de l'acide phénique liquide.....	192
218.	— — valérianique.....	192
219.	— de l'aniline.....	192
220.	Substances organiques liquides, odorantes, non miscibles à l'eau, à la potasse ni à l'acide chlorhydrique.....	193
221.	Identification de l'éther.....	193

222. Identification du chloroforme.....	194
223. — de l'essence d'amandes amères.....	194
224. — du nitrobenzole.....	195
225. — de la benzine.....	195
226. Soustraction de l'eau de l'alcool par le carbonate de potasse.	196
227. Séparation de l'alcool et de l'eau par la distillation.....	196
228. Moyen de perforer les bouchons.....	200
229. Procédé pour courber les tubes de verre.....	202
230. Substances organiques liquides n'ayant pas d'odeur distincte	203
231. Identification de la glycérine.....	203
232. — de l'acide lactique.....	204
233. — de l'oléine et de l'acide oléique.....	204
234. Exemples d'analyse sur l'exercice X.....	205
235. Examen d'une substance organique solide sur laquelle on ne sait rien, sinon qu'elle est une substance simple et non un mélange.....	206
236. Examen d'une substance organique liquide sur laquelle on ne sait rien, sinon qu'elle est une substance simple et non un mélange.....	210
237. Examen d'une substance solide sur laquelle on ne sait rien, sinon qu'elle est une substance simple et non un mélange.....	211
238. Examen d'un liquide sur lequel on ne sait rien, sinon que c'est une solution d'une substance simple et non d'un mélange.....	211
239. Examen d'une substance organique que l'on sait appartenir à la liste donnée par le 1 ^{er} examen M. B. à l'université de Londres	213
240. Découverte des métaux au moyen du chalumeau. Tableau R.	220
241. Réduction des métaux sur le charbon devant le chalumeau.	221
242. Caractère de la scorie obtenue sur le charbon.....	223
243. Découverte des métaux par les couleurs qu'ils communiquent à une perle de verre de borax.....	224
244. Découverte des métaux par les couleurs qu'ils communiquent à la flamme du chalumeau.....	226
245. Découverte des métaux par le réactif cobalt, devant le chalumeau	227
246. Découverte du mercure, de l'arsenic et de l'ammonium au moyen du chalumeau.....	227
247. Essai au chalumeau pour l'aluminium.....	229

248. Essai au chalumeau pour le zinc.....	229
249. — — le magnésium.....	229
250. — — le mercure.....	230
251. — — l'arsenic.....	231
252. — — l'ammoniaque.....	232
253. Métaux réduits sur le charbon. Tableau S.....	233
254. Essai au chalumeau pour l'antimoine.....	233
255. Principaux composés d'antimoine qui se rencontrent dans l'analyse au chalumeau.....	234
256. Découverte de l'arsenic dans l'analyse au chalumeau.....	234
257. Essai au chalumeau pour le bismuth.....	234
258. — — le cuivre.....	234
259. Grillage des composés de cuivre contenant du soufre ou de l'arsenic.....	235
260. Principaux composés de cuivre qui se rencontrent dans l'analyse au chalumeau.....	235
261. Découverte du plomb dans l'analyse au chalumeau.....	236
262. Principaux composés du plomb qui se rencontrent dans l'analyse au chalumeau.....	237
263. Découverte de l'argent dans le plomb au moyen du chalumeau. Coupellation.....	237
264. Essai au chalumeau pour l'argent.....	238
265. Découverte du cuivre dans l'argent à l'aide du chalumeau.....	239
266. Découverte de l'étain au moyen du chalumeau.....	239
267. — du zinc.....	240
268. Perles colorées avec le borax. Tableau T.....	241
269. Essai au chalumeau confirmatif du chrome.....	241
270. Découverte du cobalt dans l'analyse au chalumeau.....	242
271. — du cuivre par l'épreuve de la perle de borax..	243
272. — du fer au moyen du chalumeau.....	243
273. — du manganèse.....	244
274. — du nikel.....	245
275. Flammes colorées. Tableau U.....	246
276. Essai au chalumeau pour le baryum.....	246
277. — pour le calcium.....	247
278. Essais au chalumeau pour le sulfate et le phosphate de chaux et le fluorure de calcium.....	247
279. Essai au chalumeau pour le potassium.....	248
280. — sodium.....	248
281. — strontium.....	249
282. Exemples d'analyse sur l'exercice XVI.....	249

283. Découverte des corps non métalliques ou acides au moyen du chalumeau. Tableau V.....	250
284. Essai au chalumeau avec le bisulfate de potasse. Tabl. W.	251
285. Le bisulfate de potasse, réactif.....	252
286. Découverte des chlorures au moyen du chalumeau.....	252
287. — des azotates —	253
288. — des carbonates —	253
289. — du fluor —	254
290. — des chlorates —	254
291. Réactif confirmatif de l'iode dans l'analyse au chalumeau..	254
292. — du brome.....	255
293. Chauffage dans un petit tube pour les corps non métalliques et les acides. Tableau X.....	256
294. Action de la chaleur sur les sulfates.....	257
295. — les tartrates et les acétates.....	257
296. — les azotates.....	257
297. — les sulfures.....	258
298. — les iodures.....	258
299. — les cyanures.....	258
300. Substances dégageant de l'oxygène sous l'action de la chaleur.....	258
301. Découverte des corps non métalliques et des acides, sur le charbon, au moyen du chalumeau. Tableau Y.....	259
302. Examen spécial pour les acides difficiles à découvrir à l'aide du chalumeau. Tableau Z.....	260
303. Découverte du soufre, sous toutes ses variétés, au moyen du chalumeau.....	261
304. Découverte de l'acide silicique au moyen du chalumeau..	261
305. — boracique — ...	262
306. — phosphorique — ...	262
307. Exemples d'analyses sur l'exercice XVII.....	266
208. LISTE DES RÉACTIFS EMPLOYÉS DANS L'ANALYSE: — ACÉTATE DE PLOMB.....	264
309. Acide acétique.....	264
310. — azotique.....	264
311. — boracique.....	265
312. — chlorhydrique.....	265
313. — hydrofluosilicique.....	265
314. — sulfhydrique	265
315. — sulfurique.....	267
316. — tartrique.....	268

317. Acide alcool.....	268
318. — amidon.....	268
319. — ammoniacque.....	268
320. — antimoniate de potasse.....	268
321. — bicarbonate de soude.....	269
322. — bichlorure de platine.....	269
323. — bichromate de potasse.....	269
324. — bisulfate de potasse.....	269
325. — borax.....	270
326. — carbonate d'ammoniacque.....	270
327. — carbonate de soude.....	270
328. — cendres d'os.....	270
329. — chlorure d'ammonium.....	270
330. — chlorure de baryum.....	271
331. — chlorure de calcium.....	271
332. — chlorure de chaux.....	271
333. — cyanure de potassium.....	271
334. — eau.....	272
335. — eau de chaux.....	272
336. — eau chlorée.....	273
337. Éther.....	273
338. Ferricyanure de potassium.....	273
339. Ferrocyanure de potassium.....	273
340. Iode.....	274
341. Iodure de potassium.....	274
342. Molybdate d'ammoniacque.....	274
343. Nitrate d'argent.....	274
344. — de baryte.....	275
345. — de cobalt.....	275
346. — de potasse.....	275
347. Nitroprusside de sodium.....	275
348. Oxalate d'ammoniacque.....	275
349. Papier de curcuma.....	276
350. — de tournesol.....	276
351. Perchlorure de fer.....	277
352. Perchlorure de mercure.....	277
353. Permanganate de potasse.....	277
354. Phosphate de soude.....	277
355. Potasse.....	277
356. Protochlorure d'étain.....	278
357. Sel microcosmique.....	279

358. Sulfate de chaux.....	279
359. — de cuivre.....	279
360. — de fer.....	279
361. — de magnésie.....	279
362. — de manganèse.....	280
363. Sulfhydrate d'ammoniaque.....	280
364. Zinc.....	280
365. Appareils nécessaires pour l'analyse qualitative des substances simples.....	280
APPENDICE. — Analyse qualitative de la poudre à canon.....	282

ENSEIGNEMENT DU LABORATOIRE
OU
EXERCICES PROGRESSIFS
DE
CHIMIE PRATIQUE

Nous recommandons aux élèves, pour se familiariser avec l'analyse, de ne négliger aucun des exemples donnés à la fin de chaque exercice.

Il est indispensable qu'ils aient un cahier de notes pour y inscrire les diverses phases des opérations, en représentant les réactifs par des abréviations ou symboles¹, ce qui abrégera beaucoup le travail. Un moyen commode de prendre les notes, c'est d'imiter les tableaux placés au commencement de chaque exercice.

Les chiffres intercalés entre parenthèses, dans chaque tableau, renvoient aux paragraphes correspondants du texte ; il est absolument nécessaire de se reporter à ces derniers pour utiliser les données des tableaux.

¹ Les formules des réactifs sont indiquées dans la table alphabétique.

EXERCICE I. — (Voir (10) pour les exemples pratiques.)

1. Analyse de substances contenant un seul métal. — Détermination de la classe à laquelle appartient le métal présent (2).

TABLEAU A.

Dissoudre (3) la substance en la faisant bouillir avec de l'Eau, ou de l'ACIDE CHLORHYDRIQUE (dilué), ou de l'ACIDE AZOTIQUE (dil.) ou un mélange d'ACIDE CHLORHYDRIQUE et d'ACIDE AZOTIQUE. Si la solution n'est pas claire, la filtrer (4). Le liquide clair se nomme la *solution originale*.

<p>A une partie de la solution, ajouter de l'ACIDE CHLORHYDRIQUE (dil.) (5). (S'il ne se forme pas de précipité*, voir la colonne suivante).</p>	<p>A la même partie ajouter de l'ACIDE SULFURIQUE** en excès (5). (S'il ne se produit pas de précipité, ou seulement un dépôt de soufre blanc (7), même en soumettant le liquide à l'ébullition (fig. 4), voir la colonne suivante). Le précipité peut contenir :</p>	<p>A une nouvelle partie de la solution, ajouter du CHLORURE D'AMMONIUM (8) et du SULFATE D'AMMONIUM (sulphate d'ammoniaque). (S'il ne se forme pas de précipité, voir la colonne suivante). Le précipité peut contenir :</p>	<p>A la même partie, ajouter du PHOSPHATE DE SOUDE. (S'il ne se forme pas de précipité, même par l'agitation (6), voir la colonne suivante). Le précipité contient :</p>	<p>Métaux non précipités par les épreuves précédentes : <i>Potassium, Sodium, Ammonium.</i> F.</p>
<p>Le précipité peut contenir : du <i>Ploûb</i>, du <i>Bismuth</i>, du <i>Cuivre</i>, du <i>Mercure</i>, de l'<i>Etain</i>, de l'<i>Arsenic</i>, de l'<i>Antimoine</i>. Voir le tableau B.</p>	<p>du <i>Fer</i>, du <i>Cobalt</i>, du <i>Nickel</i>. S'il n'est pas noir — du <i>Manganèse</i>, du <i>Zinc</i>, de l'<i>Aluminium</i>, du <i>Chrome</i>, du <i>Phosphate de chaux</i>. Voir le tableau D.</p>	<p>de l'AMMONIACQUE en excès, et du CARBONATE D'AMMONIACQUE. (S'il ne se forme pas de précipité, même par l'ébullition, voir la colonne suivante). Le précipité peut contenir :</p>	<p>du <i>Argent</i>, du <i>Mercure</i>. Voir le tableau B.</p>	<p>du <i>Magnésium</i> (9).</p>

* On reconnaît la formation d'un précipité à l'opacité partielle ou totale que prend le liquide, par suite de la séparation de particules à l'état solide.

** S'assurer que l'acide sulfurique est à une forte chaleur du gaz du même nom, car il perd ses propriétés à la longue. Si l'on a employé beaucoup d'acide azotique pour dissoudre la substance, il est bon de la soumettre à l'évaporation et de la diluer avec de l'eau, avant d'ajouter l'acide sulfurique.

*** Lors même que l'ammoniaque aurait déterminé un précipité, il n'en faudrait pas moins ajouter le sulfhydrate d'ammoniaque, comme s'il ne s'était pas produit de précipité.

L'aluminium est exposé à passer impareu loi, à cause du caractère transparent de son précipité; en chauffant la solution, le précipité devient plus visible.

EXPLICATIONS ET INSTRUCTIONS SUR LE TABLEAU A.

2. Pour les besoins de l'analyse, les métaux se classent par groupes suivant la manière dont se comportent les solutions qui les contiennent en présence de certains réactifs.

Classification analytique des métaux.

I	II	III	IV	V
Métaux, dont les solutions sont précipitées par l'Acide carbonique, parce que leurs composés avec le chlore (chlorures) sont insolubles, ou à peu près, dans l'eau et dans les acides dilués : <i>Plomb,</i> <i>Argent,</i> <i>Mercure</i> (dans les sels mercurieux ou proto-sels).	Métaux, dont les solutions sont précipitées par l'Acide sulfurique en la présence de l'acide chlorhydrique, parce que leurs composés avec le soufre (sulfures) sont insolubles dans l'eau et dans les acides dilués froids : <i>Plomb,</i> <i>Mercure</i> (dans les sels mercuriques ou persels), <i>Bismuth,</i> <i>Cuivre,</i> <i>Étain,</i> <i>Antimoine,</i> <i>Arsenic.</i>	Métaux, dont les solutions sont précipitées par le SULFHYDRATE D'AMMONIAC que parce que les sulfures des cinq premiers et les oxydes des deux derniers sont insolubles dans l'eau et dans l'ammoniac ou ses sels : <i>Fer,</i> <i>Nickel,</i> <i>Cobalt,</i> <i>Manganèse,</i> <i>Zinc,</i> <i>Aluminium,</i> <i>Citram.</i>	Métaux, dont les solutions sont précipitées par le CARBONATE D'AMMONIAC, parce que leurs carbonates sont insolubles dans l'eau et dans l'ammoniac ou ses sels : <i>Barium,</i> <i>Strontium,</i> <i>Calcium.</i>	Métaux, dont les solutions ne sont pas précipitées par les réactifs précédents : <i>Magnésium,</i> <i>Potassium,</i> <i>Sodium,</i> <i>Ammonium.</i>

3. Pour dissoudre la substance à analyser, placer environ 0^{gr},25 de la substance pulvérisée (ce qu'il en peut tenir

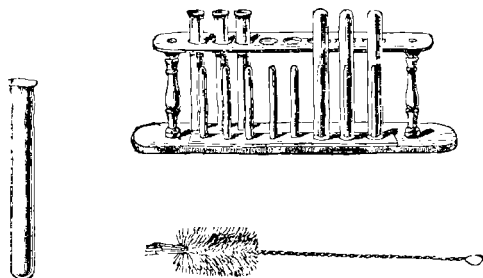


Fig. 1. — Tube à essai. — Chevalet. — Goupillon.

sur la pointe d'un couteau) dans un tube à essai (fig. 1), verser sur elle environ 3^{gr},50 (deux cuillerées à café) d'eau distillée, agiter le tout et, s'il est nécessaire, faire bouillir l'eau sur la flamme d'une lampe à alcool (fig. 2), ou d'un bec de gaz ; dans ce dernier cas, en tenant le tube un peu au-dessus de la flamme pour



Fig. 2.



Fig. 3.

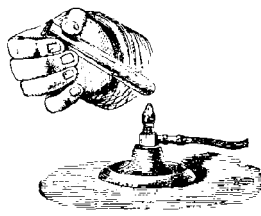


Fig. 4.

ne pas l'enfumer (fig. 3 et 4). On peut tenir le tube avec une bande de papier repliée, quand l'ébullition doit se prolonger un certain temps.

Si la substance ne paraît pas diminuer de quantité, on peut la considérer comme insoluble dans l'eau.

Si l'on a quelque doute, filtrer la solution (4), en déposer une goutte sur une lame de verre fin et la faire évaporer à une douce chaleur (fig. 5). S'il ne reste pas un résidu considérable de matière solide, la substance peut être considérée comme insoluble.

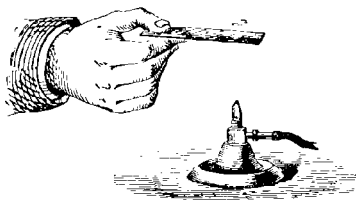


Fig. 5.

L'eau n'a-t-elle pas réussi à dissoudre la substance, décanter le liquide de manière à laisser la poudre, autant que possible, au fond du tube; verser sur cette dernière environ 1^{er},50 d'acide chlorhydrique dilué et faire bouillir, s'il est nécessaire.

La substance est-elle insoluble dans l'acide chlorhydrique, on en portera à l'ébullition une nouvelle portion, dans un autre tube, avec de l'acide azotique dilué, et, si celui-ci ne parvient pas à la dissoudre, on ajoutera quelques gouttes d'acide azotique à l'acide chlorhydrique préalablement employé, et on la soumettra de nouveau à l'ébullition.

Les substances qui sont insolubles dans l'eau et les acides doivent être examinées conformément au tableau I.

4. *Pour filtrer une solution*, prendre un fragment circulaire de papier à filtre blanc (papier buvard), de 0^m,08

à 0^m,10 de diamètre, le plier en deux, comme le montre la figure 6, l'ouvrir de façon à former un cône, l'enfoncer dans un entonnoir, l'humecter d'eau distillée, introduire

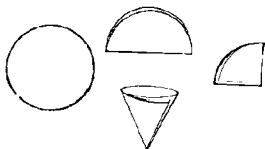


Fig. 6.



Fig. 7.

le tube de l'entonnoir dans un tube à essai (fig. 7), et verser la solution sur le filtre. Si l'entonnoir entrait trop justement dans le tube, il faudrait interposer entre les parois un petit morceau de bois ou de papier pour laisser une issue à l'air.

Si la première filtration ne donne pas un liquide clair, ce dernier doit être versé une seconde fois sur le même filtre.

5. *Addition des réactifs aux liquides.* — En règle générale, on verse doucement les réactifs, goutte à goutte,

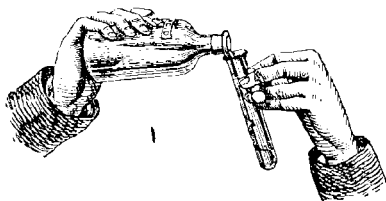


Fig. 8.

sur la paroi du tube à essai (fig. 8), puis l'on secoue le liquide jusqu'à ce que l'effet attendu se produise; ou bien il arrive que l'on ajoute une proportion raisonnable du

réactif sans aucun résultat. Le bouchon du flacon ne doit pas être posé sur la table, mais il faut le tenir entre le deuxième et le troisième doigt de la main gauche, comme

le montre la figure 8, et avoir soin que l'étiquette du flacon soit toujours en haut.

Excès. — Dans les cas où il faut ajouter du réactif en *excès*, l'addition se continue jusqu'à ce qu'il ne se produise pas d'autre effet par l'addition d'une autre portion et jusqu'à ce que quelque propriété évidente du réactif se manifeste dans le liquide auquel on l'ajoute.

Ainsi, on voit que l'acide sulfhydrique est en excès, quand on perçoit à l'orifice de l'éprouvette une forte odeur de ce réactif, après qu'on a violemment agité le tube, préalablement fermé avec le pouce. Comme l'acide sulfhydrique le plus fort ne contient qu'environ trois fois son volume d'hydrogène sulfuré, il est nécessaire d'ajouter ce réactif en grande quantité, allant parfois jusqu'à trois ou quatre fois le volume du liquide à essayer. Prenons un autre exemple : on reconnaîtrait que l'ammoniaque a été ajoutée en excès à son odeur pénétrante, mais si le liquide éprouvé est fortement acide, il n'est pas bon de fermer le tube avec le pouce, quand on le secoue, parce que l'action de l'ammoniaque sur des liquides fortement acides est de caractère violent. On peut mêler la solution en versant d'un tube dans un autre.

6. Agitation ou friction comme moyen de favoriser la précipitation. — On facilite beaucoup la formation du précipité de phosphate ammoniac-magnésien en remuant le liquide avec une baguette de verre, ou mieux encore, en frottant la baguette contre la paroi du tube (fig. 9), en ayant soin de tenir ce dernier dans une po-

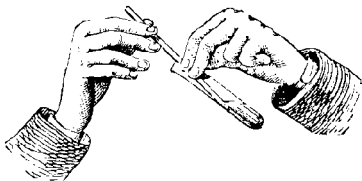


Fig. 9.

sition inclinée et l'agitateur assez court pour ne pas courir le risque de défoncer l'éprouvette.

Manière de faire un agitateur. — La baguette de verre employée comme agitateur, doit avoir environ 0^m,15 de

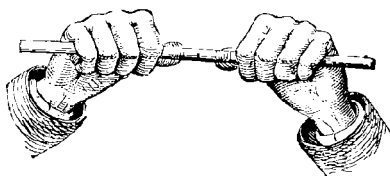


Fig. 10.

longueur et être arrondie à ses deux extrémités. On peut la faire soi-même en prenant un des longs tubes pleins que l'on trouve chez les verriers ; à la

distance de 0^m,15 d'une extrémité, l'on fait une entaille

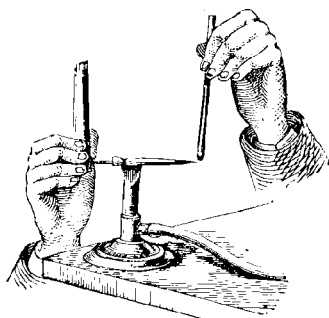


Fig. 11.

profonde avec un tiers-point, et l'on sépare, à ce niveau, la baguette par une vive secousse (fig. 10). Il reste alors à faire fondre les deux bouts du fragment dans la pointe extrême de la flamme du chalumeau (fig. 11), jusqu'à ce qu'ils soient bien arrondis. On doit se garder d'introduire le verre dans la partie interne de la flamme, pour

ne pas le noircir d'une manière permanente par suite de la séparation de plomb à l'état métallique.

NOTES SUR LE TABLEAU A.

7. Le dépôt de soufre provenant de l'acide sulfhydrique peut être dû à une variété de causes ; par exemple, à la présence d'acide nitreux provenant de l'acide azotique employé à dissoudre la substance ; à du chlore libre ; à

du perchlorure de fer ; à de l'acide sulfureux ; à de l'acide chromique.

8. Le chlorure d'ammonium s'ajoute pour prévenir la précipitation prématurée de magnésie, et il faut l'ajouter en quantité considérable. Une solution, contenant un sel de magnésic, donne par l'addition d'ammoniaque un précipité d'hydrate de magnésic ; mais, si l'on ajoute préalablement du chlorure d'ammonium, il ne se forme pas de précipité.

Si le chlorure d'ammonium produisait lui-même un précipité, avant l'addition d'ammoniaque, ce précipité serait probablement de la silice, et la substance examinée pourrait bien être un silicate de potasse ou de soude (77, 80).

9. Si le précipité produit par le phosphate de soude est *floconneux* au lieu d'être *granuleux* et *cristallin*, il est probable qu'il ne résulte pas du magnésium, mais de l'aluminium ou du calcium qui auront dû être découverts dans les colonnes 3 ou 4.

Pour déterminer la forme particulière sous laquelle se trouve le magnésium dans la substance examinée, voici des faits qui aideront l'opérateur :

Le *magnésium métallique* est d'un blanc d'argent, brûle facilement dans l'air avec une lumière très-brillante, et se dissout, avec effervescence, quand on le fait bouillir avec du chlorure d'ammonium :

COMPOSÉS ORDINAIRES DE MAGNÉSIUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Magnésie calcinée.....	Magnésium, oxygène.
Magnésie ordinaire ou Carbonate basique de magnésie } ...	Magnésie, acide carbonique, eau.
Sel d'Epsom ou sulfate de magnésie. . .	Magnésie, acide sulfurique, eau.
Magnésite ou carbonate de magnésie ..	Magnésie, acide carbonique.

La *magnésie calcinée* est une poudre terreuse blanche, insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide chlorhydrique, avec peu ou point d'effervescence.

Le *carbonate basique de magnésie* ressemble au corps précédent, mais fait rapidement effervescence avec l'acide chlorhydrique.

La *magnésite* se trouve en masses terreuses blanches qui se dissolvent, avec effervescence, dans l'acide chlorhydrique.

Le *sulfate de magnésie* forme des cristaux en aiguilles, d'une saveur amère, facilement solubles dans l'eau et précipitant abondamment par l'azotate ou le chlorure de baryum.

**10. EXEMPLES PRATIQUES POUR S'EXERCER SUR LE
TABLEAU A.**

Les substances suivantes conviennent très-bien pour répéter les expériences décrites dans ce tableau, surtout si l'on a soin de ne les présenter à l'élève que sous leurs symboles chimiques.

Sulfate de magnésie.
Sulfate de fer.
Acétate de plomb.
Acide arsénieux.
Carbonate de chaux.
Sulfate de zinc.

Sublimé corrosif.
Sulfate de cuivre.
Carbonate de magnésie.
Sulfure d'antimoine.
Étain métallique.

EXERCICE II. — (Voir (40) pour les exemples pratiques.)
11. Découverte d'un métal appartenant au groupe acide chlorhydrique.

TABLEAU B.

EXAMEN DU PRÉCIPITÉ PRODUIT PAR L'ACIDE CHLORHYDRIQUE*. (Ajouter quelques gouttes de plus d'ACIDE CHLORHYDRIQUE, pour être assuré que le précipité ne se redissout point.)

Ce précipité peut contenir :

Du *Chlorure de plomb*, du *Chlorure d'argent*, du *Chlorure mercurieux* (sous-chlorure ou proto-chlorure de mercure).

Décantier le liquide qui surnage le précipité**, et agiter celui-ci avec de l'AMMONIAQUE.

IL SE DISSOUT	IL NE CHANGE PAS
<i>Chlorure d'argent</i> ,	<i>Chlorure de plomb</i> .
ajouter de l'ACIDE AZOTIQUE dil. en excès,	Présence du
Précipité de	<i>Plomb</i> ***
<i>Chlorure d'argent</i> ,	(14),
Présence	
d' <i>argent</i>	
(12).	
	IL NE CHANGE PAS
	<i>Chlorure de plomb</i> .
	Présence du
	<i>Plomb</i> ***
	(14),

* Si le précipité a un aspect laiteux, on une couleur jaunée et qu'il ne dépose pas facilement par le repos, on a probablement affaire à du soufre, et dans ce cas on percevra l'odeur de l'acide sulfurique ou de l'acide sulfureux à l'orifice du tube. (Voir *hyposulfite de soude* (80); ainsi que *sulfure d'ammonium* (75) et *sulfure de potassium* (87).)

** Si le précipité refuse de se déposer, même après une violente agitation, et qu'il ne paraisse pas être du soufre, on peut le jeter sur un filtre (4), laisser le liquide traverser ce dernier et verser quelques gouttes d'ammoniac sur le précipité.

*** Il est absolument nécessaire d'employer pour le plomb d'autres réactifs, comme il est indiqué (14), parce que l'acide chlorhydrique détermine un précipité dans les solutions des silicates, stannates et tungstates des alcalis. Si l'on ne découvre pas de plomb, il faut soumettre une autre partie de la solution originale à l'ébullition avec un excès d'acide chlorhydrique, la filtrer et l'examiner de nouveau suivant le Tableau A. (Voir encore *Silicate de potasse* (77), *Tungstate de soude* (80), *Stannate de soude* [37].)

NOTES SUR LE TABLEAU B.

12. Réactifs confirmatifs pour l'argent, qu'il faut appliquer à la solution originelle.

La *potasse* produit un précipité brun d'oxyde d'argent.

Le *bichromate de potasse* produit un précipité rouge de chromate d'argent.

Le *chlorure d'ammonium* produit un précipité blanc de chlorure d'argent.

Si la substance originelle est de l'*argent métallique*, on la reconnaîtra, d'une part, à ses caractères extérieurs, de l'autre à son refus de se dissoudre dans l'acide chlorhydrique, et à sa dissolution facile dans l'acide azotique. Si l'on veut avoir plus de certitude, on peut l'examiner au chalumeau (264).

COMPOSÉS ORDINAIRES D'ARGENT.

NOMS.	COMPOSITION.
Azotate d'argent ou pierre infernale...	Oxyde d'argent, acide azotique.
Chlorure d'argent.....	Argent, chlore.

L'*azotate d'argent* se vend soit en cristaux minces, rhomboïdaux, transparents, soit en bâtons cylindriques, opaques obtenus par la fusion des cristaux. Il se dissout très-volontiers dans l'eau froide, et si l'on humecte du papier à filtre avec la solution et qu'on l'expose à la lumière, surtout à celle du soleil, il prend un aspect métallique noir.

Le *chlorure d'argent* est insoluble dans l'eau et les acides, aussi nous ne nous en occuperons pas pour le moment (128).

13. Réactifs confirmatifs pour le mercure à l'état de composé mercurieux, qu'il faut appliquer à la solution originelle.

La *potasse* produit un précipité noir d'oxyde mercurieux.

Le *cuivre métallique* prend une couleur argentée par suite du dépôt de mercure.

Le *protochlorure d'étain* (chlorure stanneux), ajouté en excès, produit un précipité gris de mercure finement divisé.

Le *mercure métallique* (vif-argent) se reconnaît immédiatement.

COMPOSÉS MERCUREUX ORDINAIRES.

NOIS.	COMPOSITION.
Chlorure mercurieux, ou calomel.....	Mercure, chlore.
Azotate mercurieux ou protonitrate de mercure.....	Oxyde mercurieux, acide azotique eau.

Le *calomel* se vend communément sous forme d'une poudre blanche, lourde, offrant une très-légère nuance jaune. Avant d'être pulvérisé, il se présente en masse fibreuse translucide. Il ne se dissout pas dans l'eau, ni dans l'acide chlorhydrique dilué; pour qu'il se dissolve dans l'acide azotique, il faut le soumettre à l'ébullition; un mélange des deux acides le dissout plus facilement, quand on le fait bouillir. Le calomel se reconnaît aisément à la teinte noire que lui donne la potasse ou l'eau de chaux avec laquelle on agite la solution et au gris foncé qu'elle prend par l'agitation avec l'ammoniaque (250).

Le *protonitrate de mercure* se vend en cristaux prismatiques transparents, qui se décomposent sous l'influence de l'eau, en donnant lieu à la formation d'un azotate basique jaune de mercure.

14. Réactifs confirmatifs pour le plomb, qu'il faut appliquer à la solution originelle.

L'*acide sulfurique dilué* produit un précipité blanc de sulfate de plomb, que ne dissout pas un excès de l'acide et qui se dépose bientôt, sous forme de poudre, au fond du tube.

L'*acide sulfhydrique* produit un précipité noir pourpré de sulfure de plomb.

Le *bichromate de potasse* produit un précipité jaune de chromate de plomb,

Si la substance originelle est du *plomb métallique*, on le reconnaîtra à sa mollesse et aux traces noires qu'il fera sur du papier ; il est insoluble dans l'acide chlorhydrique, mais se dissout par l'ébullition avec l'acide azotique dilué ; la solution donne un précipité blanc avec l'ammoniaque en excès, et un précipité noir, d'une nuance pourpre, par l'addition d'acide sulfhydrique.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU PLOMB.

NOMS.	COMPOSITION.
Litharge	Plomb, oxygène.
Massicot	
Minium, ou rouge de plomb.	Plomb, oxygène.
Peroxyde de plomb	Plomb, oxygène.
Acétate de plomb ou sucre de plomb.	Oxyde de plomb, acide acétique, eau.
Carbonate de plomb ou blanc de plomb.	Oxyde de plomb, acide carbonique, eau.
Chromate de plomb, ou jaune de chrome	Oxyde de plomb, acide chromique.
Azotate de plomb	Oxyde de plomb, acide azotique.
Chlorure de plomb	Plomb, chlore.
Iodure de plomb	Plomb, iode.
Oxychlorure de plomb	Plomb, oxygène, chlore.
Sulfate de plomb	Oxyde de plomb, acide sulfurique.
Sulfure de plomb, ou galène	Plomb, soufre.

Le *massicot*, ou oxyde de plomb, est une poudre *jaune* ;

insoluble dans l'eau, devient blanc quand on le soumet à l'ébullition avec l'acide chlorhydrique, par sa conversion en chlorure de plomb, qui se dissout en partie et se dépose en cristaux aciculaires par le refroidissement. L'acide azotique dilué dissout le massicot à une douce chaleur.

La *litharge* est le même oxyde de plomb, qui a été fondu et se vend en écailles *brun-rosâtre* ou *chamois*, ou sous forme de poudre. L'eau et les acides se comportent avec lui de la même manière qu'avec le massicot.

Le *minium* est une poudre d'un *rouge éclatant*, qui n'est pas affectée par l'eau, mais exhale l'odeur du chlore quand on la fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique et se convertit lentement en chlorure de plomb. L'acide azotique dilué ne le dissout qu'en partie, laissant une poudre brune (peroxyde de plomb).

Le *peroxyde de plomb* (*bioxyde* ou *oxyde puce de plomb*) est une poudre *brun foncé*, qui est insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique, mais se dissout lentement par son ébullition avec l'acide chlorhydrique, émettant l'odeur du chlore et formant du chlorure de plomb, qui cristallise de sa dissolution, en forme d'aiguilles, à mesure qu'elle refroidit.

L'*acétate de plomb* produit des cristaux blancs en *forme d'aiguilles*, qui ont une faible odeur et une saveur très-sucrée. Traité par l'eau, il se dissout, mais fournit une solution laiteuse, surtout avec l'eau commune, par suite de la présence d'un peu de carbonate de plomb, résultant de l'acide carbonique contenu dans l'eau; l'acide azotique l'éclaircit immédiatement. L'acétate de plomb, chauffé sur la pointe d'un couteau ou sur une lame de verre, fond et émet une vapeur inflammable douée d'une odeur toute spéciale, laissant un résidu noir composé de carbone et de petits globules de plomb métallique, qui se transforment facilement en oxyde jaune de plomb.

Le perchlorure de fer (chlorure ferrique), ajouté à une solution d'acétate de plomb, produit un précipité blanc de chlorure de plomb et une solution rouge d'acétate ferrique qui se distingue nettement après le dépôt du précipité.

Le *blanc de plomb* ou carbonate basique de plomb, est une poudre terreuse lourde, passant rapidement au gris par l'exposition à l'air, par suite de l'action de l'hydrogène sulfuré. Insoluble dans l'eau, il fait effervescence avec l'acide chlorhydrique et s'y dissout sous l'action de la chaleur, par suite de sa transformation en chlorure de plomb, qui cristallise en aiguilles par le refroidissement. L'acide azotique dilué dissout facilement le carbonate de plomb, en produisant une effervescence due à l'évolution de gaz acide carbonique. Quand on le chauffe sur un couteau ou sur une lame de verre, il devient jaune.

Le *chromate de plomb* se vend généralement sous forme d'un poudre *jaune éclatant* ou *rouge orangé*, ou sous forme de pains (le *chrome orange* est le chromate basique ou bichromate de plomb); mais le chromate de plomb fondu a une couleur brune. Il est insoluble dans l'eau, mais se dissout lentement par son ébullition avec l'acide chlorhydrique en dégageant du chlore et donnant une solution verte. Si on le chauffe avec de l'acide chlorhydrique et un peu d'alcool, il se produit une belle solution verte de chlorures de chrome et de plomb qui laisse déposer des cristaux de chlorure de plomb par le refroidissement. L'acide azotique affecte à peine le chromate de plomb. Lorsqu'on chauffe le chromate jaune de plomb sur un couteau ou une lame de verre, sa couleur passe au rouge brun.

L'*azotate de plomb* forme des *cristaux blancs durs*, ayant une saveur sucrée. Il se dissout dans l'eau, mais le secours de la chaleur facilite la dissolution. Chauffé sur un couteau ou sur une lame de verre, il décrépité violemment. Si pour éviter la déflagration on l'a préalablement pulvé-

risé, il dégage des vapeurs brunes (rutilantes) suffocantes (acide hypoazotique) et laisse un résidu jaune ou rouge.

Le *chlorure de plomb* est une poudre *blanche*, quelquefois cristalline, qui se dissout lentement quand on la fait bouillir avec de l'eau, la solution laissant facilement déposer des cristaux par le refroidissement.

L'*iodure de plomb*, poudre d'un *jaune brillant*, qui se dissout faiblement dans l'eau bouillante mais plus facilement quand on ajoute un peu d'acide chlorhydrique; la solution est incolore et laisse déposer des écailles d'un bel éclat doré par le refroidissement. Bouilli avec de l'acide azotique, l'iodure de plomb émet les vapeurs pourpres de l'iode.

L'*oxychlorure de plomb* est ou *blanc* ou *jaune brillant* suivant son mode de préparation. Il fond aisément sous l'action de la chaleur, l'oxychlorure blanc passant au jaune. Insoluble dans l'eau, il se dissout faiblement par l'ébullition avec l'acide chlorhydrique, la solution laissant déposer des cristaux de chlorure de plomb par le refroidissement.

Le *sulfate de plomb* est une poudre *blanche* qui ne s'altère pas sous l'action de la chaleur; insoluble dans l'eau, il se dissout lentement lorsqu'on le fait bouillir avec l'acide chlorhydrique, la solution laissant déposer des cristaux de chlorure de plomb à mesure qu'elle refroidit.

Le *sulfure de plomb* ou *galène* est une substance d'*aspect métallique*, *lourde*, *gris foncé*, dont les masses se laissent fendre ou *cliver* facilement en fragments rectangulaires, sous l'action du couteau. L'eau est sans action sur lui; l'acide chlorhydrique dilué l'affecte très-peu; mais l'acide azotique le dissout peu à peu, en laissant dégager des vapeurs brunes, provenant de la décomposition de l'acide azotique. L'acide chlorhydrique fort le dissout aussi lorsqu'on le chauffe, et produit l'odeur désagréable de l'acide sulfhydrique.

15. Découverte d'un métal appartenant au groupe acide sulphydrique.

TABLEAU C.

EXAMEN DU PRÉCIPITÉ PRODUIT PAR L'ACIDE SULFHYDRIQUE.

Ce précipité peut contenir —

<p>Lorsqu'il est noir ou brun du <i>Sulfure de plomb</i> (19), du <i>Sulfure de mercure</i> (20), du <i>Sulfure de bismuth</i>, du <i>Sulfure de cuivre</i> (21), du <i>Sulfure d'étain</i>.</p>	<p>Lorsqu'il est jaune ou rouge orangé** du <i>Sulfure d'arsenic</i>, du <i>Sulfure d'antimoine</i>, du <i>Bisulfure d'étain</i>. Chauffer un peu du précipité avec du CARBONATE AMMONIAQUE (32).</p>
<p>Lorsqu'il est noir ou brun du <i>Sulfure de plomb</i> (19), du <i>Sulfure de mercure</i> (20), du <i>Sulfure de bismuth</i>, du <i>Sulfure de cuivre</i> (21), du <i>Sulfure d'étain</i>.</p>	<p>Il se dissout <i>Sulfure d'arsenic</i>. Présence de l'<i>Arsenic</i> (33, 34, 35).</p>
<p>Essayer des portions distinctes de la solution originale* avec</p>	<p>Il ne se dissout pas rouge orangé <i>Sulfure d'antimoine</i>. Présence de l'<i>antimoine</i> (38, 39).</p>
<p>1 L'ACIDE SULFURIQUE dilué. Précipité blanc gra- nuleux (24), <i>Sul- fite de Plomb</i>, Présence du <i>Plomb</i> (44).</p>	<p>est jaune <i>Bisulfure d'étain</i>. Présence de l'<i>Etain</i>, sous forme de persel (36, 37).</p>
<p>2 le PERCHLORURE DE MERCURE. Précipité blanc ou gris. Présence de l'<i>Etain</i> à l'état de composé stanneux ou proto- sel d'étain (22, 23).</p>	<p>3 de l'AMMONIAQUE en excès (5, 25). Un précipité blanc indiquant le <i>Bismuth</i> ou le <i>Mercur</i>. Dissoudre dans très-peu d'ACIDE CHLORHYDRIQUE dilué et diviser en trois parties.</p>
<p>4 de la POTASSE en excès (5). Précipité jaune. <i>Oxyde mercurique</i>. Présence du <i>Mercur</i> à l'état de composé mercurique ou de persel de mercure (30, 31). En l'absence de préci- pité, éprouver la so- lution originale en la faisant bouillir avec de l'acide chlo- rydrique et du cui- vre (30, 31).</p>	<p>1 Ajouter beaucoup d'Eau. Précipité lai- eux, <i>Oxychlorure</i> <i>de bismuth</i>. Pré- sence du <i>Bismuth</i> (28, 29).</p>
<p>* On entend par <i>solution primitive</i> celle à laquelle on n'a encore ajouté aucun réactif. ** Dans les solutions de plomb contenant beaucoup d'acide chlorhydrique, il se produit souvent un précipité rouge brillant de chlorosul- fure de plomb par l'acide sulphydrique. Celui-ci devient noir avec un excès d'acide sulphydrique, surtout sous l'action de la chaleur.</p>	<p>2 Ajouter de l'ontax porassium. Précipi- té rouge. Présence du mercure (30, 31). Ajouter une goutte d'ACÉTATE DE PLOMB. Précipité brun. Pré- sence du <i>Bismuth</i> (28, 29).</p>
<p>3 Plonger quelques ban- des de cuivre déca- pillé, et faire bouillir. Revêtement argenté Présence du <i>Mer- cur</i>, à l'état de com- posé mercurique, ou de persel de mer- cure (30, 31).</p>	<p>4 de la POTASSE en excès (5). Précipité jaune. <i>Oxyde mercurique</i>. Présence du <i>Mercur</i> à l'état de composé mercurique ou de persel de mercure (30, 31). En l'absence de préci- pité, éprouver la so- lution originale en la faisant bouillir avec de l'acide chlo- rydrique et du cui- vre (30, 31).</p>

Explications et instructions sur le tableau C.

16. Pour laver un précipité. — Le précipité ayant été recueilli sur un filtre (4) peut être lavé en remplissant 2 ou 3 fois le filtre avec de l'eau distillée, qu'on laisse passer à travers. Un flacon laveur (fig. 12) rendra beaucoup de services pour laver les précipités, le courant d'eau étant dirigé de façon à laver le précipité à partir des parois vers le sommet du filtre.

Quand un précipité est très-lourd et se dépose facilement, on peut le *laver par décantation*, c'est-à-dire en l'agitant



Fig. 12.

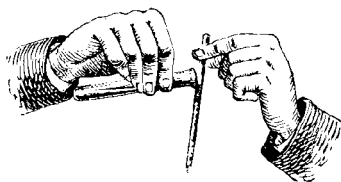


Fig. 13.

avec des quantités successives d'eau distillée, que l'on décante quand le précipité est tombé au fond du tube. Une tige de verre mouillée, tenue contre la lèvre du tube à expériences (fig. 13), aide beaucoup à décanter le liquide sans déplacer le précipité.

17. Pour chauffer des substances solides dans des tubes. — Il ne faut pas employer dans ce but les tubes à essai ordinaires, mais des tubes beaucoup plus petits que l'on fait, avec le secours du chalumeau, au moyen d'un fragment de tube de verre (allemand) libre de plomb, du calibre indiqué (fig. 14). On ramollit la partie moyenne

44 CHAUFFAGE DE SUBSTANCES SOLIDES DANS DES TUBES.

de ce fragment dans la flamme du chalumeau (fig. 15) et on l'étire rapidement de manière à former deux tubes réunis par un simple fil de verre, que l'on détache ensuite de chaque tube, comme on le voit en *a*, laissant au tube fini la forme indiquée en *b*.



Fig. 14.

On introduit la substance que l'on veut chauffer dans ce tube, en très-petite quantité, et l'on a soin de débarrasser les parois du tube des particules qui pourraient y adhérer en les frottant avec une baguette de bois. Puis à l'aide d'une bande de papier

replié (fig. 16) on tient le tube dans la partie inférieure de la flamme d'un jet de gaz (pour éviter de l'enfumer) ou

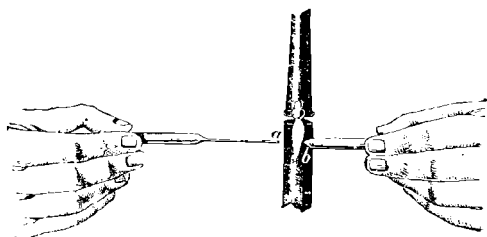
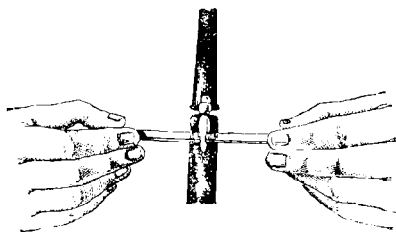


Fig. 15.

replié (fig. 16) on tient le tube dans la partie inférieure de la flamme d'un jet de gaz (pour éviter de l'enfumer) ou

dans une flamme d'alcool. S'il se condensait de l'humidité sur les parois du tube, il faudrait en incliner l'ouverture en bas, afin d'éviter que les gouttes en coulant sur le verre chauffé ne le fassent casser. S'il était nécessaire d'appliquer une chaleur plus intense, on pourrait diriger la flamme du chalumeau sur le fond du tube.



Fig. 16.

18. *Pour s'assurer si une solution est alcaline ou acide*, y plonger un morceau de papier de tournesol bleu ou rouge, ou toucher le papier avec une tige de verre trempée dans le liquide. Une solution alcaline ramène au bleu le tournesol rougi, tandis qu'une solution acide rougit le papier de tournesol bleu. En l'absence de papiers réactifs, on peut naturellement s'en rapporter à la langue pour une indication grossière.

NOTES SUR LE TABLEAU C.

19. Le plomb est sujet à se trouver dans le précipité produit par l'acide sulfhydrique, parce que son chlorure est dissous à un degré considérable par l'eau, de sorte qu'une faible solution d'un sel de plomb n'est pas précipitée par l'acide chlorhydrique.

20. Les sels *mercuriques* donnent généralement, par l'addition d'un peu d'acide sulfhydrique, un précipité jaune ou brunâtre qui passe à travers diverses nuances en ajoutant plus d'acide sulfhydrique, pour finir par arriver au noir.

21. Les solutions de cuivre ont une couleur bleue ou

verte. Les solutions bleues sont changées en vert par l'acide chlorhydrique.

22. Le perchlorure de mercure (chlorure mercurique) donnera, avec les protosels d'étain, un précipité blanc de chlorure mercurieux (calomel) ou un précipité gris de mercure métallique finement divisé, selon que la moitié ou la totalité du chlore est soustrait au chlorure mercurique par le protosel d'étain.

23. L'*étain métallique* se reconnaît aisément par sa conversion en une poudre blanche (bioxyde d'étain) quand on le fait bouillir avec de l'acide azotique. Il se dissout lentement par l'ébullition avec l'acide chlorhydrique dilué et rapidement dans l'acide fort, en donnant une solution de protochlorure d'étain (ou chlorure stanneux) qui se reconnaît immédiatement par l'épreuve avec le perchlorure de mercure indiquée ci-dessus (22).

COMPOSÉS STANNEUX OU PROTOSELS ORDINAIRES D'ÉTAIN.

NOMS.	COMPOSITION.
Protochlorure d'étain (ou sel d'étain ou cristaux d'étain)...	Étain, chlore, eau.
Protosulfure d'étain (ou pyrite d'étain).....	Étain, soufre.

Le *protochlorure d'étain* cristallise généralement en forme d'aiguilles, de teinte jaune. L'eau le décompose, en formant un oxychlorure d'étain blanc laiteux. L'acide chlorhydrique le dissout complètement.

La *pyrite d'étain* est un minéral gris foncé qui se dissout lentement par l'ébullition avec l'acide chlorhydrique, en dégageant l'odeur de l'acide sulfhydrique. L'acide azotique bouillant le convertit en bioxyde d'étain blanc.

24. Le précipité de sulfate de plomb ne se forme parfois qu'après quelques minutes dans des solutions fortement acides.

25. Si la quantité de la solution originelle est très-limitée, on peut ajouter de l'ammoniaque en excès à la portion qui a été déjà essayée avec l'acide sulfurique.

26. La présence du cuivre peut se confirmer en introduisant une lame de fer ou d'acier décapée dans cette solution mélangée d'un léger excès d'acide chlorhydrique; un enduit rouge de cuivre métallique se déposera sur le métal.

Du ferrocyanure de potassium peut être ajouté à la solution originelle; si elle contient du cuivre, il se produira un précipité rouge brun de ferrocyanure de cuivre.

27. Le *cuivre métallique* se reconnaît à sa couleur, à son insolubilité dans l'acide chlorhydrique dilué et à sa dissolution rapide dans l'acide azotique, donnant une solution bleue ou verte d'azotate de cuivre.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU CUIVRE.

NOMS.	COMPOSITION.
Sulfate de cuivre (ou pierre bleue)...	Oxyde de cuivre, acide sulfurique, eau.
Arsénite de cuivre (ou vert de Scheele).	— acide arsénieux.
Acétate basique de cuivre (ou vert de gris).....	— acide acétique, eau.
Carbonate basique de cuivre (ou malachite).....	— acide carbonique, eau.
Oxychlorure de cuivre (ou vert Brunswick).....	— chlorure de cuivre, eau.
Oxyde de cuivre (ou oxyde cuprique)..	Cuivre, oxygène.
Sous-oxyde de cuivre (ou oxyde cupreux)	— —
Sulfure de cuivre.....	— soufre.

Le *sulfate de cuivre* forme des *cristaux rhomboédriques, d'un bleu foncé*, et souvent groupés en masses irréguli-

lières ; il se dissout facilement dans l'eau, en donnant une solution bleue, qui précipite abondamment par le nitrate ou le chlorure de baryum. Le sulfate de cuivre sec est presque blanc, et devient bleu quand on le mouille.

L'*arsénite de cuivre* est une poudre d'une belle couleur vert pomme, insoluble dans l'eau, mais donnant une solution verte avec l'acide chlorhydrique. On peut l'essayer, pour l'acide arsénieux, suivant (33).

Le *vert de gris* a une couleur vert bleuâtre. Il se dissout partiellement dans l'eau, mais entièrement dans l'acide chlorhydrique, et la solution est verte. Quand on le chauffe sur un couteau ou sur une lame de verre, il noircit et émet une odeur qui rappelle celle du vinaigre.

Les *carbonates basiques de cuivre* sont bleus ou verts, insolubles dans l'eau, mais solubles, avec effervescence, dans l'acide chlorhydrique.

L'*oxychlorure de cuivre* est vert. — Il est insoluble dans l'eau, mais se dissout dans les acides. Sa solution dans l'acide azotique peut être essayée, pour le chlore, avec le nitrate d'argent (tableau H).

L'*oxyde cuprique* (bioxyde de cuivre) est une poudre noire, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique, à l'aide de l'ébullition, formant une solution verte qui devient généralement trouble quand on la mélange d'eau, par suite de la séparation d'un peu de sous-chlorure de cuivre.

L'*oxyde cupreux* (protoxyde de cuivre) est rouge ou rouge brun ; il est insoluble dans l'eau, mais l'acide chlorhydrique bouillant le dissout et forme un liquide brun qui donne un épais précipité blanc de sous-chlorure de cuivre quand on le mélange d'eau. L'acide azotique bouillant dissout le protoxyde de cuivre, formant une solution bleue qui n'est pas précipitée par l'eau.

Le *sulfure de cuivre*, tel qu'il se trouve dans la nature

(*copperglance*), est une substance *noire* douée d'un certain éclat métallique; insoluble dans l'eau et dans l'acide chlorhydrique, mais se dissout dans l'acide azotique bouillant en un liquide bleu, d'où se séparent ordinairement des flocons spongieux de soufre de couleur foncée.

Le sulfure de cuivre artificiel est ordinairement sous forme de poudre noire avec une nuance de vert, qui se comporte de la même manière.

28. Si le précipité d'oxyde de bismuth produit par l'ammoniaque est peu abondant, on doit le recueillir sur un filtre, le laver avec un peu d'eau (16) et le dissoudre très-soigneusement en versant sur lui deux ou trois gouttes d'acide chlorhydrique dilué. Quand on ajoute de l'eau à la solution légèrement acide de chlorure de bismuth ainsi produite, il se forme un précipité laiteux d'oxychlorure de bismuth, mais la présence d'un excès d'acide en empêche la formation.

Pour confirmer la présence du bismuth, ajouter à la solution originelle (ou à la solution de l'oxyde précipitée par l'ammoniaque, dans l'acide chlorhydrique, même après dilution) un peu de solution d'iodure de potassium; celle-ci produira une couleur rouge ou jaune si le bismuth est présent (ou même, dans une forte solution, un précipité brun d'iodure de bismuth) et par l'addition d'une goutte d'acétate ou d'azotate de plomb, l'iodure de plomb qui se précipite aura une couleur brune ou rouge au lieu de sa couleur jaune ordinaire, par suite de la présence d'iodure de bismuth. Si ce précipité se dissout en chauffant le liquide et en ajoutant quelques gouttes d'acide chlorhydrique dilué ou d'acide acétique, il cristallisera en magnifiques écailles brunes ou rouges, à mesure que la solution se refroidira.

Un excellent moyen de confirmer la présence du bis-

muth consiste à ajouter à la solution originelle du protochlorure d'étain (préparé en faisant bouillir un fragment d'étain avec de l'acide chlorhydrique fort) et un excès de potasse, ce qui donnera un précipité noir de protoxyde de bismuth. Si le protochlorure d'étain produit un précipité gris ou blanc, devenant gris foncé par l'addition de potasse, cette réaction indique la présence probable du mercure.

29. Le *bismuth métallique* est un métal cassant doué d'un faible reflet rose. Il ne se dissout pas dans l'acide chlorhydrique, mais il est soluble dans l'acide azotique dilué, par l'ébullition.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU BISMUTH.

NOMS.	COMPOSITION.
Azotate basique de bismuth (blanc de fard).....	Oxyde de bismuth, acide azotique, eau.
Oxychlorure de bismuth (blanc de perle).....	Oxyde de bismuth, chlorure de bismuth, eau.

L'*azotate de bismuth basique*¹ est insoluble dans l'eau, mais se dissout dans l'acide chlorhydrique. Quand on le chauffe dans un tube de verre sec (17) il dégage de l'humidité, qui se condense en gouttes sur la partie froide du tube, et en vapeurs rutilantes d'acide hypoazotique.

Le *blanc de perle* est aussi insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide chlorhydrique. Il peut se dissoudre dans l'acide azotique et être essayé pour le chlore avec le nitrate d'argent (Tableau H).

50. Pour s'assurer complètement de la présence du

¹ Le blanc de fard se compose parfois de carbonate de plomb basique (blanc de plomb).

mercure dans une solution, il faut la faire bouillir avec du cuivre métallique. S'il s'y trouvait de l'acide azotique, qui dissoudrait le cuivre, il faudrait le neutraliser en ajoutant un léger excès d'ammoniaque (5), puis on ajouterait assez d'acide chlorhydrique dilué pour détruire l'odeur de l'ammoniaque, même après agitation, et plonger dans le liquide deux ou trois lames de cuivre bien décapées (brillantes). Le cuivre se revêtira, par l'ébullition, d'une brillante couche argentée et si, après l'avoir lavé dans de l'eau, puis séché avec du papier à filtre, on le chauffe dans un tube sec (17), il se formera sur la paroi de celui-ci une croûte grise de petits globules de mercure, qui se réuniront en globules plus volumineux par le frottement avec une baguette de verre, ou de bois.

Quand le mercure est présent sous forme de cyanure de mercure, on n'arrive généralement à le découvrir qu'à la dernière expérience du tableau C.

51. COMPOSÉS MERCURIQUES ORDINAIRES *.

NOMS.	COMPOSITION.
Chlorure mercurique (ou perchlorure ou bichlorure de mercure ou sublimé corrosif)	Mercure, chlore.
Sulfure mercurique (bisulfure de mercure, vermillon ou cinabre)	— soufre.
Oxyde mercurique (bioxyde ou oxyde nitrique de mercure)	— oxygène.
Précipité blanc	— chlore, azote, hydrogène.
Iodure mercurique (biiodure de mercure)	— iode.
Cyanure mercurique (bicyanure de mercure)	— cyauogène (carbone, azote).

* L'acide azotique convertit les composés mercurieux en composés mercuriques ; c'est pourquoi, si l'on a dû employer cet acide pour dissoudre la substance originelle, cette dernière aurait pu être un composé mercurieux (13).

Le *sublimé corrosif* se vend soit sous forme de *masses blanches, brillantes, demi-transparentes*, soit sous forme de poudre blanche cristalline. Il se dissout volontiers dans l'eau bouillante et cristallise d'une forte solution en aiguilles blanches. Quand on le chauffe dans un petit tube (17) il fond très-facilement et se transforme en un liquide parfaitement clair, qui cristallise en fines aiguilles par le refroidissement. La continuation de la chaleur le volatilise, et la vapeur a un effet extrêmement suffocant sur la membrane pituitaire.

Le *vermillon* se reconnaît à sa *belle couleur rouge*. Insoluble dans l'eau, et dans l'acide chlorhydrique ou l'acide azotique employés isolément, il se dissout dans un mélange des deux acides, avec séparation de flocons spongieux de soufre.

Le *cinabre*, le principal minéral de mercure, se rencontre généralement en masses dures très-lourdes, de couleur *brun foncé*, qui deviennent rouges quand on les râcle avec un couteau. Il se comporte avec les dissolvants comme le vermillon.

Le *bioxyde de mercure* est une poudre brillante d'un *beau rouge*, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique.

Le *précipité blanc* est une substance d'aspect terreux, blanche et lourde, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique. Quand on le soumet quelque temps à l'ébullition avec de l'eau, il devient jaune. Dans la potasse bouillante, il dégage l'odeur de l'ammoniaque.

Le *biiodure de mercure* est une poudre *écarlate*, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique bouillant. Quand on le chauffe sur une lame de verre, il devient jaune clair et se volatilise en vapeurs jaunes. La poudre jaune devient rouge quand on la frotte avec une baguette de verre.

Le *bicyanure de mercure* forme des cristaux prismatiques blancs qui se dissolvent dans l'eau bouillante. Quand on le chauffe dans un tube sec (17) il se désagrège, fond et dégage du cyanogène qui se reconnaît à son odeur et à sa combustion avec une flamme rose. Il reste au fond du tube un résidu brun, et la partie la plus froide du tube se couvre d'un dépôt gris de mercure qui s'unit en globules quand on le frotte avec une baguette de bois.

32. Le *carbonate d'ammoniaque* doit s'ajouter en excès de telle sorte que l'odeur de l'ammoniaque soit parfaitement perceptible en chauffant le liquide; autrement le sulfure d'arsenic ne serait pas dissous et pourrait être pris pour le sulfure d'étain.

Il vaut mieux recueillir sur un filtre un peu du précipité, le laver une ou deux fois avec de l'eau (16) et verser sur lui du carbonate d'ammoniaque chaud. A-t-on quelque doute que le précipité ait été dissous, essayer un peu de la solution dans du carbonate d'ammoniaque avec excès d'acide chlorhydrique, ce qui séparera le sulfure d'arsenic en flocons jaunes.

33. Lorsqu'on a besoin de confirmer la présence de l'arsenic, on peut recourir soit à la méthode de Reinsch, soit à l'épreuve de Marsh.

Méthode de Reinsch pour découvrir l'arsenic. — Faire bouillir un peu de la solution originelle avec un excès d'acide chlorhydrique et quelques bandes de cuivre brillantes pendant une ou deux minutes. Le cuivre déplace l'arsenic de la solution et sur la surface du métal se dépose un composé gris foncé d'arsenic et de cuivre. Laver ces bandes avec un peu d'eau, les sécher sur du papier à filtre et les chauffer doucement dans un petit tube fermé à une extrémité (17); de petits cristaux brillants d'acide arsénieux, résultant de la combinaison de l'arsenic avec

L'oxygène de l'air, se déposeront sur la partie froide du tube. Si l'on examine le dépôt cristallin au microscope (le microscope binoculaire est préférable dans ce but), on verra qu'il se compose de cristaux octaédriques (fig. 17).



Fig. 17.

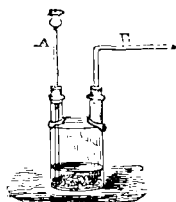


Fig. 18.

34. Épreuve de Marsh pour l'arsenic. — Dissoudre la substance, si c'est possible, dans l'eau ou l'acide chlorhydrique. Est-elle insoluble dans ces deux liquides, la dissoudre dans l'acide azotique, faire évaporer la solution à siccité dans une petite capsule, et redissoudre le résidu dans de l'eau contenant un peu d'acide chlorhydrique. Disposer un appareil semblable à celui représenté (fig. 18); le tube entonnoir A et le tube recourbé (229) B, passant à travers des bouchons perforés de manière à s'adapter hermétiquement. B a été préalablement étiré, de

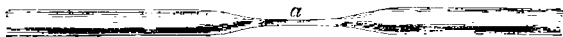


Fig. 19.

façon à donner un jet assez fin, par le ramollissement du verre dans la flamme du chalumeau (fig. 15); le tube étiré comme le montre la fig. 19, il suffit de le séparer en deux, avec une lime, au point a.

Mettre dans le flacon assez de zinc granulé ¹ pour recouvrir le fond, remplir le flacon environ au 1/3 avec de l'eau, et verser de l'acide sulfurique dilué par le tube entonnoir (dont l'extrémité inférieure doit plonger sous l'eau) jusqu'à ce qu'il se produise une légère effervescence, due au dégagement de gaz hydrogène. Tenir le tube B éloigné de toute flamme, parce que le flacon se trouve alors rempli d'un mélange explosif d'hydrogène et d'air. Incliner le flacon de gaz et tenir un petit tube à essai sur le tube *b*, comme on le voit figure 20, pendant une minute environ; éloigner lentement le tube, en maintenant son ouverture en bas, et l'appliquer à une flamme; s'il fait explosion, c'est que l'hydrogène se trouve encore mélangé

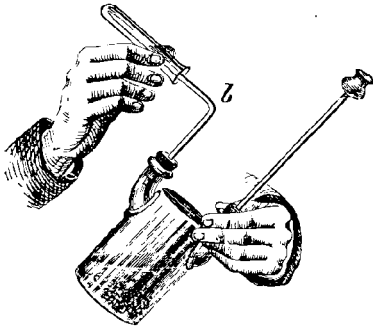


Fig. 20.

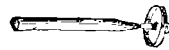


Fig. 21.

d'air dans le flacon, et il ferait explosion si on l'enflammait. Répéter l'expérience jusqu'à ce que l'hydrogène puisse se voir brûler constamment, dans une partie reculée du tube à essai. On peut alors enflammer sans danger l'hydrogène se dégageant par le tube B. On tient

¹ Pour granuler le zinc, on en fait fondre une certaine quantité dans une cuiller de fer et l'on fait couler le métal fondu, en filet fin, dans un seau d'eau, de la hauteur d'un mètre.

le couvercle d'un creuset de porcelaine dans la flamme (fig. 21), en écrasant le jet. Si l'hydrogène est pur il ne se déposera aucune tache (d'arsenic ou d'antimoine) sur la porcelaine.

Verser quelques gouttes de la solution qu'il s'agit d'éprouver pour l'arsenic, et préparée comme nous l'avons dit ci-dessus, dans le tube entonnoir A, et répéter l'expérience avec le couvercle de porcelaine. Si l'arsenic est présent, il se formera de l'hydrogène arsénié et il se déposera une tache arsenicale brun foncé sur la surface de la porcelaine.

Faire apparaître une tache semblable sur un autre couvercle.

Chauffer le tube B avec une lampe à alcool (fig. 22) pendant une ou deux minutes, alors l'hydrogène arsénié sera décomposé, et une croûte brillante et presque noire d'arsenic se déposera sur la partie plus froide du tube.

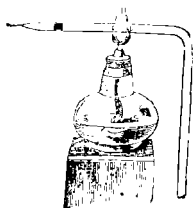


Fig. 22.

Pour prouver que ces résultats sont dus à l'arsenic et non à l'antimoine, qui pourrait les imiter, toucher l'une des taches avec une baguette de verre trempée dans une solution de chlorure de chaux, qui dissoudra une tache arsenicale, mais non une tache d'antimoine.

Essayer l'autre tache de la même manière avec du sulfhydrate jaune d'ammoniaque, qui, incapable de dissoudre une tache arsenicale, dissoudrait celle d'antimoine.

Si le dépôt formé en B était dû à de l'antimoine, il serait produit près de la partie chaude du tube, tandis que la croûte arsenicale se dépose sur la partie la plus froide. Pour être parfaitement assuré du caractère de la tache, avec une lime, faire une profonde entaille à chacune de ses

extrémités et briser les bouts du verre. Envelopper le fragment contenant le dépôt dans un morceau de papier fort, le briser en fragments (non en poudre) et chauffer un ou deux de ces fragments dans un petit tube (17), l'arsenic sera alors oxydé, et un anneau brillant de cristaux d'acide arsénieux se déposera sur la partie la plus froide du tube.

55. *L'arsenic métallique* est une substance cassante, *gris d'acier*, d'un éclat métallique. Insoluble dans l'eau, et dans l'acide chlorhydrique, il se dissout dans l'acide azotique bouillant. Quand on le chauffe à l'air, il exhale une odeur d'ail caractéristique. Chauffé dans un tube sec (17) il se convertit en vapeurs, qui se condensent à la partie supérieure du tube, en partie sous forme d'une croûte brillante noire, en partie sous forme de poudre cristalline blanche d'acide arsénieux produite par l'oxygène de l'air contenu dans le tube.

COMPOSÉS ORDINAIRES D'ARSENIC.

NOMS.	COMPOSITION.
Acide arsénieux (ou arsenic blanc, mort aux rats).....	Arsenic, oxygène.
Arsénite de cuivre (ou vert de Schéle).	Acide arsénieux, oxyde de cuivre.
Acide arsénique.....	Arsenic, oxygène.
Arséniat de soude.....	Acide arsénique, soude, eau.
Trisulfure d'arsenic ou Orpiment jaune.....	Arsenic, soufre.
Bisulfure d'arsenic, ou Réalgar, Orpiment rouge.....	— —
Iodure d'arsenic.....	— iode.

L'acide arsénieux se vend soit en masses opaques vitreuses, soit sous forme de *poudre blanche*. Il paraît insoluble dans l'eau, à moins qu'on ne le soumette à une longue ébullition avec ce liquide; mais il se dissout dans l'acide

chlorhydrique bouillant, et plus facilement dans l'acide azotique bouillant, dégagant sous l'action de ce dernier des vapeurs brunes d'*acide nitreux*.

Quand on chauffe un peu d'acide arsénieux dans un tube sec (17), il se convertit complètement en vapeurs et se dépose sur la partie la plus froide du tube sous forme d'une poudre blanche cristalline (246, 251).

L'*arsénite de cuivre* a été décrit page 48. Quand on le chauffe dans un tube sec (17) il dégage de la vapeur d'acide arsénieux qui se condense en poudre cristalline.

L'*acide arsénique* se vend généralement en combinaison avec l'eau, sous forme d'acide arsénique hydraté, en *masses blanches irrégulières*, qui absorbent l'humidité de l'air et ne tardent pas à devenir déliquescents. Il se dissout dans l'eau, et si l'on mélange la solution d'acide chlorhydrique, en y ajoutant un volume considérable d'acide sulfhydrique, il ne se précipite pas à froid, mais cède par l'ébullition un précipité blanc de soufre, suivi d'un précipité jaune de trisulfure d'arsenic.

L'*arséniate de soude* forme des cristaux prismatiques qui se dissolvent facilement dans l'eau, en donnant une solution qui est alcaline aux papiers réactifs (18), et il se comporte comme l'acide arsénique avec les acides chlorhydrique et sulfhydrique.

La solution d'arséniate de soude donne un précipité rouge brun avec l'azotate d'argent, et la solution d'acide arsénique donnera le même précipité si l'on ajoute de l'ammoniaque avec *beaucoup de précaution* après l'azotate d'argent.

Le *trisulfure d'arsenic* est d'un *beau jaune*, insoluble dans l'eau et dans l'acide chlorhydrique, mais soluble dans l'acide azotique bouillant, avec séparation de soufre. Il se dissout à chaud dans l'ammoniaque ou la potasse, produisant une solution incolore, de laquelle il est de nouveau

précipité en flocons jaunes par un excès d'acide chlorhydrique.

Le *réalgar* se vend en masses ou en poudre *rouge orangé*. Il se comporte comme le précédent avec l'eau et les acides, mais il n'est pas dissous complètement par la potasse, laissant un résidu brun foncé.

L'*iodure d'arsenic* forme des flocons *rouge brique* qui se dissolvent à un degré considérable dans l'eau bouillante et émettent des vapeurs violettes quand on les fait bouillir avec de l'acide azotique.

56. Pour confirmer la présence de l'étain, plonger un fragment de zinc dans la solution originelle (qui doit contenir de l'acide chlorhydrique libre, et non de l'acide azotique) ; au bout de peu de temps, de l'étain métallique se déposera sous forme de masse spongieuse ; laver cette masse avec de l'eau, la faire bouillir avec un peu d'acide chlorhydrique pour la dissoudre sous forme de chlorure d'étain (chlorure stanneux) et l'essayer avec le perchlorure de mercure (22).

Si la solution originelle contient de l'acide azotique, ajouter de l'ammoniaque en léger excès pour le neutraliser et acidifier de nouveau la solution avec de l'acide chlorhydrique avant de l'éprouver avec le zinc.

57. La manière de reconnaître l'*étain métallique* a été décrite (23).

COMPOSÉS STANNIQUES ORDINAIRES (OU PERSELS D'ÉTAIN)*.

NOMS.	COMPOSITION.
Bioxyde d'étain (ou acide stannique).	Étain, oxygène.
Stannate de soude.....	Acide stannique, soude, eau.
Bisulfure d'étain (or mussif).....	Étain, soufre.
Chlorure stannique (ou nitromuriate d'étain).....	Étain, chlore (eau).
Sel rose.....	Chlorure stannique. Chlorhydrate d'ammoniaque.

Le *bioxyde d'étain* est insoluble dans l'eau et les acides, aussi ne nous en occuperons-nous pas pour le moment.

Le *stannate de soude* se vend généralement sous forme de *cristaux opaques irréguliers* qui sont solubles dans l'eau froide, tout en laissant le plus souvent un résidu blanc. La solution est alcaline (18). L'acide chlorhydrique ajouté goutte à goutte détermine un précipité blanc d'acide stannique, qui se redissout par un excès de l'acide.

Le *bisulfure d'étain* (or mussif) est en *belles écailles jaunes* ; insoluble dans l'eau, l'acide chlorhydrique et l'acide azotique, mais soluble par l'ébullition dans l'acide chlorhydrique additionné d'un peu d'acide azotique. Un excès d'acide nitrique détermine la séparation de bioxyde blanc d'étain.

Le *chlorure stannique* se trouve généralement à l'état de solution, qui est fortement acide aux papiers réactifs (18) ; il peut être essayé pour le chlore avec l'azotate d'argent (tableau II).

Le *sel rose* peut être essayé pour le chlore de la même

* L'acide azotique convertit les composés stanneux en composés stanniques ; c'est pourquoi, si cet acide a été employé pour dissoudre la substance originelle, celle-ci peut avoir été un composé stanneux (23).

manière. Quand on le chauffe avec de la potasse, il dégage de l'ammoniaque.

38. La présence de l'antimoine peut se confirmer en acidifiant la solution originelle avec de l'acide chlorhydrique et en y plongeant un fragment de zinc, sur lequel se déposera une poudre noire fuligineuse d'antimoine métallique.

Ou bien l'on peut déposer quelques gouttes de la solution (libre d'acide azotique) acidifiée avec l'acide chlorhydrique sur la surface d'une feuille de platine et mettre en contact avec cette dernière un fragment de zinc ; sur ce dernier métal il se produira une tache foncée d'antimoine. Si, après avoir lavé cette tache avec de l'eau, on l'humecte de sulfhydrate jaune d'ammoniaque, elle se dissoudra à la chaleur et si l'on fait évaporer la solution sur le platine, le sulfure orangé d'antimoine s'y déposera.

La solution contenant seulement de l'acide chlorhydrique, et non de l'acide azotique peut encore être soumise à l'épreuve de Marsh (34).

Enfin l'on peut faire bouillir un peu de la substance originelle avec un excès d'acide chlorhydrique et quelques bandes de cuivre, ce dernier métal déplaçant alors l'antimoine se recouvrira d'une pellicule antimoniale pourpre. Après avoir lavé les bandes de cuivre, on les fait bouillir avec un peu de potasse, en laissant leurs surfaces de temps en temps non recouvertes de liquide et exposées à l'air, afin que l'antimoine puisse s'oxyder, état dans lequel la potasse le dissoudra. Verser cette solution dans un autre tube, y ajouter de l'acide sulfhydrique, et la séparer par filtration de tout précipité foncé (sulfure de cuivre ou de plomb) et mêler le liquide filtré avec un excès d'acides chlorhydrique et sulfhydrique, ce qui donnera le précipité orangé de sulfure d'antimoine.

39. L'antimoine métallique se reconnaît à sa grande fra-

gilité et à son éclat brillant. Il n'est pas attaqué par l'eau et seulement à un léger degré par l'acide chlorhydrique bouillant. Lorsqu'on le fait bouillir avec de l'acide azotique dilué, il se convertit, quoique lentement, en une poudre blanche (acide antimonique) qui est légèrement soluble dans l'acide azotique. Un mélange d'acide chlorhydrique avec un peu d'acide azotique dissout le métal, et si l'on évite un fort excès d'acide, l'addition d'un grand volume d'eau à la solution détermine un épais précipité blanc d'oxychlorure d'antimoine.

COMPOSÉS ORDINAIRES D'ANTIMOINE.

NOMS.	COMPOSITION.
Trisulfure d'antimoine ou minéral brut d'antimoine.....	Antimoine, soufre.
Trioxyde d'antimoine }	— oxygène.
Fleurs d'antimoine }	
Tartre émétique.....	} Trioxyde d'antimoine.
Trichlorure d'antimoine.....	{ Potasse, acide tartrique, eau.
Antimoniate de potasse.....	Antimoine, chlore.
	Acide antimonique, potasse.

Le *trisulfure d'antimoine*, tel qu'il se rencontre dans la nature, est une substance cristalline *gris foncé*, douée d'un éclat métallique prononcé. Il n'est pas affecté par l'eau, mais l'acide chlorhydrique bouillant le dissout lentement, en dégageant l'odeur de l'acide sulfhydrique. Si l'on filtre la solution ainsi obtenue et qu'on la mélange d'eau, elle donne généralement un précipité rouge orangé. Un mélange d'acide chlorhydrique avec un peu d'acide azotique le dissout facilement, avec séparation de flocons de soufre.

Le trisulfure d'antimoine artificiel, ou vermillon d'antimoine, est une poudre *rouge orangé* qui se comporte avec les acides comme le trisulfure natif.

Le *trioxyde d'antimoine* est une poudre blanc grisâtre, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhy-

drique. Quand on le chauffe sur un couteau ou sur une lame de verre il devient jaune, mais redevient blanc en refroidissant.

Le *tartre émétique* forme des cristaux blancs durs, ou une poudre blanche, facilement soluble dans l'eau chaude. La solution donne un précipité blanc de trioxyde d'antimoine par l'addition d'une goutte d'acide chlorhydrique dilué, mais un excès d'acide le dissout facilement. Quand on chauffe le tartre émétique sur un couteau ou une lame de verre, il se carbonise et émet l'odeur particulière de sucre brûlé qui caractérise les produits de décomposition de l'acide tartrique.

Le *trichlorure d'antimoine*, à l'état pur, forme un solide fusible, gris et mou, mais il se rencontre habituellement à l'état de solution, ordinairement de couleur jaune, due à la présence de fer. Quand il est largement dilué d'eau, il donne un précipité blanc d'oxychlorure d'antimoine.

L'*antimoniate de potasse* se vend ordinairement sous forme de poudre blanche qui est partiellement dissoute par l'eau bouillante, en donnant une solution alcaline (18). Si l'on filtre cette solution et qu'on y ajoute une goutte d'acide chlorhydrique dilué, elle donne un léger précipité blanc d'acide antimonique qui se dissout dans un excès de l'acide. Si l'on agite vivement sur une lame de verre une goutte de la solution aqueuse avec une goutte de solution de carbonate de soude, on obtient un précipité (antimoniate de soude) qui se dépose sur les lignes de friction de la baguette contre le verre.

40. Exemples pratiques pour s'exercer sur les tableaux B et C. — Les substances suivantes peuvent être choisies (40).

Sublimé corrosif.
Acétate de plomb.
Sulfate de cuivre.
Oxychlorure de bismuth.
Chlorure de plomb.

Acide arsénieux.
Litharge.
Minium.
Oxyde de cuivre.
Étain métallique.

EXERCICE III. (Voir (62) pour les exemples pratiques.)

41. Découverte d'un métal appartenant au groupe sulfure d'ammonium.

TABLEAU D.

EXAMEN DU PRÉCIPITÉ PRODUIT PAR LE SULFURE D'AMMONIUM.

Ce précipité peut contenir : —

	1	2
<p><i>S'il est noir</i> du <i>Sulfure de fer</i>, du <i>Sulfure de cobalt</i>, du <i>Sulfure de nickel</i>, du <i>Sulfure de chrome</i> (voir 54 a), Traiter un peu du précipité avec l'Acide chlorhydrique (dilué) (43).</p>	<p><i>S'il n'est pas noir*</i> du <i>Sulfure de manganèse</i> (voir 54 a), du <i>Sulfure de Zinc</i>, de l'<i>Oxyde de chrome</i> (voir 54 a), du <i>Phosphate de chaux</i>. Essayer des portions séparées de la solution originelle avec de</p>	<p><i>S'il n'est pas noir*</i> du <i>Sulfure de Zinc</i>, de l'<i>Oxyde de chrome</i> (voir 54 a), du <i>Phosphate de chaux</i>. Essayer des portions séparées de la solution originelle avec de</p>
<p>Il se dissout, excepté du soufre blanc (43). <i>Sulfure de fer</i>. Présence du <i>Fer</i>. (44, 45).</p>	<p>L'AMMONIAQUE en excès (5). Précipité, non dis- sous par un excès (V. col. 2). Point de précipité ou précipité dis- sous par un ex- cès; ajouter une goutte de Sul- fure d'AMMONIUM. Précipité blanc indique le <i>Zinc</i> (52, 53). Précipité rose in- dique le <i>Manga- nèse</i> (54, 55).</p>	<p>LA POTASSE, ajoutée goutte à goutte. Précipité blanc devenant brun et non so- luble dans un excès de réactif, <i>Phosphate de chaux</i> (56, 57, 58, 59). Précipité blanc devenant brun quand on l'agit avec de l'air. Présence du <i>Manganèse</i> (54, 55). Présence de L'AMMONIUM** (50, 51).</p>
<p>Précipité bleu. Présence du <i>Cobalt</i> (46, 47).</p>	<p>Léger précipité vert. Présence du <i>Nickel</i> (48, 49).</p>	<p>Précipité vert soluble dans un excès de réactif en une solution ver- te. Présence de <i>Chrome</i> (60, 61).</p>

* Ce précipité offre souvent une couleur verte, due à la présence de fer en très-petite quantité, comme impurité. Un léger précipité blanc opaque, augmenté par l'addition d'une nouvelle quantité de sulfure d'ammonium, est probablement accidentel et peut se négliger. Si l'ammoniaque produit un précipité jaune brillant sans l'addition de sulfure d'ammonium, il s'agit probablement de chromate de baryte. Voir (65).

** S'il n'y a pas de précipité, ou s'il y en a un douteux, ajouter 1 ou 2 gouttes de sulfhydrate d'ammoniaque comme réactif du zinc, qui aurait pu échapper dans la colonne adjacente (52, 53).

TABLEAU D.

NOTES SUR LE TABLEAU D.

42. Quand on a le temps, il est bon de recueillir un peu du précipité sur un filtre (4) et de le laver (16) avant de le traiter par l'acide chlorhydrique, que l'on peut verser sur lui dans le filtre même.

43. Un résidu blanc ou gris de soufre, provenant du sulfure d'ammonium, reste souvent sans être dissous, surtout lorsque le précipité est traité par l'acide chlorhydrique sans avoir été lavé.

44. Pour confirmer la présence du fer, essayer la solution originelle, qui doit être *acide* (18) avec le ferrocyanure de potassium, ce qui donnera un précipité bleu.

Lessels ferriques (persels) donnent, avec le ferrocyanure de potassium, un précipité bleu foncé de ferrocyanure de fer (bleu de Prusse); et avec le ferricyanure de potassium, une solution brun foncé, mais pas de précipité.

Lessels ferreux (protosels) donnent, avec le ferrocyanure de potassium, un précipité bleu plus clair du ferrocyanure double de fer et de potassium; et avec le ferricyanure de potassium un précipité bleu foncé de ferricyanure de fer (bleu de Turnbull).

La potasse, ajoutée en excès, produit un précipité brun dans les solutions de sels ferriques et un précipité vert sombre dans celle des sels ferreux; ce précipité devient lentement brun quand il est exposé à l'air, dont il absorbe l'oxygène.

Comme l'acide azotique convertit les sels ferreux en sels ferriques, on ne saurait tirer de conclusion de ces épreuves quand cet acide a été employé pour dissoudre la substance.

45. Le *fer métallique* se reconnaît généralement à son aspect extérieur. Il se dissout lentement dans l'acide

chlorhydrique dilué, en dégageant une odeur désagréable d'hydrogène impur, bien différente de celle de l'acide sulfhydrique. (Voir *Sulfure de fer*, p. 68.)

L'ammoniaque ajoutée en excès (5) à cette solution donne un précipité vert sombre qui devient graduellement brun quand on l'agite avec de l'air.

Le *fer forgé* (fer en barres ou malléable) peut se reconnaître en en chauffant 2 ou 3 grains avec de l'acide azotique dilué (de 1,2 de poids spécifique)*; — il se dissoudra alors entièrement en donnant une solution qui est presque incolore après le refroidissement, pourvu que l'acide azotique soit libre de chlore.

L'*acier*, soumis à cette épreuve, donne une solution qui conserve après le refroidissement une couleur jaune brun, due aux produits de l'action de l'acide azotique sur la combinaison du fer avec le carbone, qui est présent dans l'acier.

La *fonte blanche*, chauffée avec de l'acide azotique de la force indiquée ci-dessus, se dissout aussi, laissant peu ou point de résidu noir de carbone non combiné, mais la solution a ordinairement une coloration plus sombre que celle produite par l'acier, parce que le fer-blanc contient communément une plus grande proportion de carbone en combinaison avec le métal.

La *fonte grise* (*fer à affiner ordinaire*) laisse un résidu noir considérable de graphite (carbone non combiné) quand on la chauffe avec de l'acide azotique, et si on sépare ce résidu par filtration ou qu'on le laisse reposer, le liquide aura généralement une couleur jaune brun pâle.

La *fonte saumonée* donne un résultat intermédiaire entre ceux obtenus avec les fontes blanche et grise, la

* 3 parties d'acide nitrique fort ordinaire mélangé de 4 parties d'eau.

couleur de la solution étant plus pâle que dans le premier cas et le résidu noir moins abondant que dans le dernier.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU FER.

NOMS.	COMPOSITION.
Sesquioxyde ou peroxyde de fer ou oxyde ferrique	Fer, oxygène.
Oxyde de fer magnétique ou oxyde ferroso-ferrique	— —
Sulfate de fer ou sulfate ferreux.....	Oxyde de fer, acide sulfurique, eau.
Sulfure de fer ou sulfure ferreux.....	Fer, soufre.
Bisulfure de fer)	— —
Pyrites de fer)	— —
Carbonate de fer, ou minéral de fer spathique.....	Oxyde de fer, acide carbonique.
Perchlorure ou sesquichlorure de fer.	Fer, chlore.
Ferrocyanure de fer ou bleu de Prusse.	Fer, cyanogène (carbone et azote).
Iodure de fer.....	Fer, iode.
Silicate de fer ou scorie de fer.....	Oxyde de fer, acide silicique.

Le *sesquioxyde de fer* ou oxyde ferrique se rencontre sous diverses formes :

Le *minéral d'Hématite rouge*, ou sesquioxyde de fer naturel, est un minéral dur et compacte, d'une couleur *brun rougeâtre foncé*, qui se laisse assez difficilement pulvériser, la poudre étant rouge foncé. Il n'est pas dissous par l'eau, mais l'acide chlorhydrique le dissout lentement en donnant une solution jaune, dans laquelle l'ammoniaque produit un précipité couleur de rouille.

Le *minéral de fer spéculaire*, autre variété naturelle du sesquioxyde, est *noir* et a un *brillant éclat*. Ses rapports avec les dissolvants ressemblent à ceux de l'hématite.

Le *minéral d'Hématite brune* contient de l'eau en combinaison avec l'oxyde ferrique et produira par conséquent de la vapeur lorsqu'on le chauffera dans un tube sec (17). Il varie de couleur selon différentes nuances de

jaune, de *brun* et de *rouge*. L'acide chlorhydrique le dissout plus rapidement qu'il ne le fait avec les deux minerais précédents.

Le sesquioxyde de fer artificiel, désigné communément sous les noms de *colcothar*, *crocus* ou *rouge d'Angleterre*, a une couleur rouge plus clair que l'hématite à laquelle il ressemble dans sa manière d'être avec l'acide chlorhydrique.

La *rouille* a les mêmes caractères que l'hématite brune.

L'*oxyde noir ou magnétique de fer*, tel qu'il se rencontre dans la nature, est un minéral dur doué d'un grand éclat. L'acide chlorhydrique le dissout lentement, avec l'aide de la chaleur, donnant une solution verdâtre qui précipite en vert sombre par l'addition d'ammoniaque. L'oxyde noir de fer qui compose les *battitures* possède des caractères semblables, mais est ordinairement sans éclat.

Le *sulfate de fer* (couperose, vitriol vert) forme des *cristaux verts* transparents, souvent rayés de taches brun de rouille. Il se dissout par l'agitation dans l'eau froide, mais quand on le fait bouillir avec de l'eau, il dépose généralement un persulfate de fer basique brun formé par la décomposition de sulfate ferrique contenu dans le sel. Ce dépôt est aisément dissous par l'acide chlorhydrique, formant une solution jaune.

Le *sulfate de fer sec* est une poudre *blanc brunâtre* qui ne se dissout pas facilement dans l'eau froide et se comporte comme le sulfate vert quand on le soumet à l'ébullition. L'acide chlorhydrique le dissout facilement.

Le *sulfure de fer* est une substance *noire* ressemblant quelque peu au fer lui-même, insoluble dans l'eau mais se dissolvant dans l'acide chlorhydrique, en dégageant une forte odeur d'acide sulfhydrique. L'addition d'ammoniaque à cette solution avant le dégagement de l'acide sulfhydrique par l'ébullition, détermine un précipité noir de sulfure de fer.

La *pyrite de fer* a la couleur et l'éclat du laiton pâle. Elle se présente souvent en cristaux cubiques distincts, mais plus communément en masses arrondies qui sont brun foncé à l'extérieur et ont une texture cristalline radiée quand on les brise. Elle n'est pas attaquée par l'eau ni par l'acide chlorhydrique, mais l'acide azotique bouillant la dissout, avec séparation de flocons de soufre.

Le *fer spathique* ou *carbonate ferreux* est un minerai qui se présente sous des apparences très-variées, mais forme ordinairement des masses *blanc grisâtre* qui paraissent se composer de cristaux lamellaires. Il n'est pas affecté par l'eau, mais se dissout dans l'acide chlorhydrique à l'aide de la chaleur, avec effervescence déterminée par le dégagement d'acide carbonique.

Le *carbonate de fer rouge* des droguistes se compose surtout de sesquioxyde de fer.

Le *perchlorure de fer* ou *muriate de fer* ou *chlorure ferrique* ne se rencontre qu'en solution, ayant une couleur jaune ou rouge et donne un précipité couleur de rouille avec l'ammoniaque. Le chlore peut être découvert dans ce sel à l'aide du nitrate d'argent (tableau H). La teinture de sesquichlorure de fer se reconnaît à son odeur alcoolique.

Le *bleu de Prusse* est insoluble dans l'eau et dans les acides dilués. Il peut se reconnaître à la coloration brune qu'il prend quand on le fait bouillir avec la potasse ; si la solution de ferrocyanure de potassium ainsi obtenue est débarrassée par filtration du dépôt de peroxyde de fer et mélangée avec un excès d'acide chlorhydrique, elle donnera un précipité bleu par l'addition de perchlorure de fer. L'acide chlorhydrique concentré dissout le bleu de Prusse, par l'ébullition, donnant une solution jaune, de laquelle on précipite le bleu de Prusse en ajoutant beaucoup d'eau.

L'*iodure de fer* se vend généralement en solution, que l'on mêle souvent avec du sirop pour la conserver. La solution d'iodure de fer a une couleur vert très-pâle, mais lorsqu'elle est partiellement oxydée, elle est brun de rouille et opaque. On peut l'essayer pour l'iode selon les indications du tableau H. L'iodure solide forme des masses vert brunnâtre qui sont déliquescentes et ont une fracture cristalline.

Les *scories de fer* ou silicates de fer, obtenus dans les opérations d'affinage et de puddlage de la fonte, sont *noirs et* doués d'un éclat considérable. Elles ne sont pas affectées par l'eau, mais si, après les avoir réduites en poudre fine, on les fait bouillir avec de l'acide chlorhydrique (surtout si l'acide est concentré), elles se dissolvent en partie en émettant une odeur d'acide sulfhydrique (due à la présence de sulfure de fer) et laissant un résidu gélatineux de silice.

46. Il est bon de confirmer l'indication du cobalt soit à l'aide du chalumeau (268), soit en recueillant ce précipité sur un filtre (4), le lavant (46) et le dissolvant hors du filtre avec un peu d'acide chlorhydrique dilué. La solution ainsi obtenue doit avoir une légère couleur rose, et si l'on en verse quelques gouttes sur du papier à filtre, ce dernier devra prendre une couleur bleue ou verte à une douce chaleur. Le ferricyanure de potassium ajouté à la solution doit donner un précipité brun pourpre.

47. Le cobalt métallique, pas plus que ses sels, ne se rencontre fréquemment. Le métal ressemble beaucoup au fer.

L'un de ses principaux minerais, la *cobaltite* (*cobalt-glance*) est un arsénio-sulfure de cobalt, minéral d'un *noir éclatant*, soluble dans l'acide azotique bouillant, donnant une solution rose et un dépôt de flocons de soufre.

L'*oxyde de cobalt* du commerce est une poudre *gris bleuâ-*

tre, brune ou noire suivant son mode de préparation. L'acide chlorhydrique le dissout en un liquide vert ou bleu qui devient rose quand il est dilué.

Le *smalt (azur)* est un verre coloré en bleu par le cobalt et pulvérisé. Il est insoluble dans l'eau et dans les acides chlorhydrique et azotique.

Le *nitrate de cobalt* est un sel rouge, très-soluble dans l'eau et qui attire facilement l'humidité atmosphérique. Il devient bleu quand on le soumet à une douce chaleur pour chasser l'eau de cristallisation, et, si on le chauffe davantage, il dégage des vapeurs nitreuses brunes, laissant de l'oxyde noir de cobalt.

48. L'indication du nickel peut se confirmer en ajoutant à la solution originelle un excès d'ammoniaque (qui donne une couleur bleue, surtout par la chaleur) et de sulfure d'ammonium jaune, alors le sulfure de nickel d'abord précipité se redissoudra, en grande partie, en une solution *brun sale*.

49. Le nickel métallique (qui ressemble au fer), pas plus qu'aucun de ses composés, ne se rencontre communément.

L'*oxyde de nickel* du commerce est une poudre vert sombre ou brune qui se dissout dans l'acide chlorhydrique en donnant une solution verte.

Le *sulfate de nickel* forme des cristaux d'un *beau vert* qui se dissolvent aisément dans l'eau en donnant une solution verte.

50. L'indication de l'aluminium peut se confirmer en observant le caractère du précipité produit par l'ammoniaque dans la solution originelle. L'hydrate d'alumine qui se précipite alors est presque transparent, de sorte qu'il pourrait facilement passer inaperçu, sans les bulles d'air qui s'y trouvent ordinairement mélangées. Si l'on chauffe le liquide, l'alumine se sépare en flocons plus distincts.

La potasse employée comme réactif contient souvent de l'alumine, ce qui rend d'autant plus nécessaire de confirmer le résultat en éprouvant la solution originelle.

Dans l'examen de substances insolubles dans l'eau et les acides, la silice est sujette à se rencontrer ici, aussi bien que l'alumine. Pour les séparer, il faut faire évaporer la solution acide originelle jusqu'à siccité (84) et chauffer le résidu avec de l'acide chlorhydrique. En versant la solution dans un tube à essai, la silice apparaîtra en flocons et si l'on sépare ces flocons par filtration et qu'on mélange la solution d'un excès d'ammoniaque on obtiendra le précipité floconneux d'alumine.

51. *L'aluminium métallique* ressemble à l'étain dans son apparence, mais est beaucoup plus léger. Il se distingue de tous les autres métaux blancs, excepté le platine, par sa résistance à l'action de l'acide azotique, et du platine par sa dissolution facile dans l'acide chlorhydrique.

COMPOSÉS ORDINAIRES D'ALUMINIUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Argile ou silicate d'alumine.....	Alumine, acide silicique, eau.
Sulfate d'alumine ou alun concentré..	Alumine, acide sulfurique, eau.
Alun*.....	Alumine, acide sulfurique.
Émeri.....	Potasse (ou ammoniaque), eau.
Acétate d'alumine.....	Aluminium, oxygène.
Aluminate de soude.....	Alumine, acide acétique, eau.
Kryolite.....	— soude.
	Aluminium, sodium, fluor.

L'argile étant à peu près insoluble dans les acides chlorhydrique et azotique sera considérée plus loin, de même que *l'émeri* et la *kryolite* pour la même raison.

* *L'alun de potasse* se compose de sulfate d'alumine et de sulfate de potasse, tandis que *l'alun d'ammoniaque* contient du sulfate d'alumine et du sulfate d'ammoniaque.

Le *sulfate d'alumine* se vend sous forme d'une masse opaque blanche ou grisâtre, de texture cristalline et d'une saveur astringente et sucrée. Il se dissout facilement dans l'eau, en donnant une solution qui rougit l'infusum bleu de tournesol. L'acide sulfurique peut se découvrir avec le chlorure de baryum (tableau H).

L'*alun* peut se composer soit de sulfates d'alumine et de potasse, soit de sulfates d'alumine et d'ammoniaque ou d'un mélange des deux sels précédents, selon les conditions de sa fabrication. Il forme des cristaux transparents, incolores, d'une saveur astringente et sucrée et qui se dissolvent facilement dans l'eau froide, en donnant une solution qui rougit l'infusum de tournesol. Quand on le chauffe sur un couteau ou une lame de verre, il fond aisément, en dégageant beaucoup de vapeur et laissant une masse hoursoflée, opaque et blanche qui est complètement infusible. Si l'on tient cette masse de façon à la mettre en contact avec l'enveloppe externe de la flamme, la teinte bleu violet communiquée à cette dernière indiquera la présence de la potasse. L'ammoniaque peut se découvrir à son odeur, en faisant bouillir l'alun avec de la potasse.

L'*acétate d'alumine* ou *mordant rouge* se vend à l'état de solution dans l'eau. Il a une odeur d'acide acétique (vinaigre), rougit le tournesol bleu, et si on le fait bouillir après l'avoir dilué de beaucoup d'eau, il donne un précipité gélatineux translucide d'acétate basique d'alumine. La présence de l'acide acétique peut se prouver par la production d'une couleur rouge par l'addition de perchlorure de fer.

L'*aluminat de soude* est une substance opaque blanc grisâtre, fortement alcaline à la langue, se dissolvant facilement dans l'eau, en donnant une solution qui ramène au bleu le papier de tournesol rouge. En ajoutant une

seule goutte d'acide chlorhydrique dilué, un précipité floconneux d'alumine apparaît, mais il est redissous par un excès de l'acide. L'addition d'ammoniaque à cette solution produit le précipité gélatineux d'alumine.

52. Pour confirmer la présence du zinc, mêler la solution originelle avec de l'ammoniaque en excès, filtrer, si c'est nécessaire, et ajouter du ferrocyanure de potassium, qui produit un précipité blanc de ferrocyanure de potassium et de zinc, apparaissant généralement jaune au moyen d'un excès de ferrocyanure du potassium.

(Essai du zinc au chalumeau, voir 267.)

53. Le *zinc métallique* est facilement dissous par l'acide chlorhydrique ou l'acide azotique, ce dernier servant à le distinguer de l'aluminium (51).

COMPOSÉS ORDINAIRES DU ZINC.

NOMS.	COMPOSITION.
Sulfate de zinc ou vitriol blanc.....	Oxyde de zinc, acide sulfurique, eau.
Oxyde de zinc ou blanc de zinc.....	Zinc, oxygène.
Carbonate de zinc ou calamine.....	Oxyde de zinc, acide carbonique.
Sulfure de zinc ou blende.....	Zinc, soufre.
Chlorure de zinc.....	Zinc, chlore.

Le *sulfate de zinc* se trouve ordinairement en *cristaux brillants en forme d'aiguilles* qui se dissolvent facilement dans l'eau. La solution rougit le papier bleu de tournesol et a une saveur métallique nauséuse. L'acide sulfurique peut se découvrir par le chlorure de baryum (tableau H).

Le *blanc de zinc* est insoluble dans l'eau, mais se dissout dans l'acide chlorhydrique, en produisant ordinairement une légère effervescence due au dégagement d'acide carbonique, que l'oxyde de zinc absorbe à l'air. Quand on le chauffe, il devient jaune, mais il reprend sa couleur blanche en refroidissant.

Le *carbonate de zinc* se présente dans la nature à l'état de *calamine* qui a une coloration *brun clair* due à la présence de fer. Il est insoluble dans l'eau, mais se dissout avec effervescence dans les acides chlorhydrique ou azotique. Quand la solution nitrique est mélangée d'un excès d'ammoniaque, tout le fer qu'elle pourrait contenir se précipitera sous forme de peroxyde hydraté brun, et, si l'on sépare ce dernier par filtration, la solution donnera un précipité blanc avec le sulfure d'ammonium.

Le *sulfure de zinc* ou *blende* est un autre minéral de zinc, qui se rencontre communément en cristaux dodécaédriques noirs et brillants, dont la couleur paraît due au sulfure du fer qu'ils contiennent. Il n'est pas affecté par l'eau, et se dissout très-lentement dans l'acide chlorhydrique bouillant, en dégageant l'odeur de l'acide sulfhydrique. L'acide azotique le dissout, en déterminant généralement la séparation de flocons de soufre; la solution se comporte comme nous l'avons dit ci-dessus pour la calamine.

Le *chlorure de zinc* se vend communément en solution (*liquide désinfectant de Burnett*). Le chlore peut se découvrir par le nitrate d'argent (tableau H). Le chlorure de zinc solide est blanc et opaque; il absorbe rapidement l'humidité de l'air, en devenant humide (il est *déliquescent*).

54. Pour confirmer la présence du manganèse, faire bouillir la solution originelle avec très-peu d'acide azotique*, pour convertir tout sel ferreux en sel ferrique et ajouter du chlorure d'ammonium et un léger excès d'ammoniaque (5). Séparer par filtration tout précipité causé par du fer présent comme impureté, alors le liquide filtré donnera un précipité rose ou chamois avec *une goutte* de

* On peut ne pas recourir à l'addition d'acide nitrique si la substance originelle a été dissoute dans l'acide chlorhydrique et qu'elle dégage l'odeur du chlore.

sulfhydrate d'ammoniaque, soit immédiatement, soit par le repos, soit en chauffant. (Pour l'essai du manganèse au chalumeau voir 268.)

54 a. Si le manganèse se trouve dans la substance originelle à l'état de manganate ou de permanganate de potasse, il ne sera pas découvert à l'aide du tableau, mais on le reconnaîtra à la couleur vert sombre, ou rouge pourpre de la solution (voir ci-dessous).

55. Le *manganèse métallique* et très-rare. Il ressemble au fer par l'apparence, mais quand on le chauffe avec de l'eau, il détermine une effervescence par suite du dégagement d'hydrogène.

COMPOSÉS ORDINAIRES DE MANGANÈSE.

NOMS.	COMPOSITION.
Bioxyde de manganèse ou manganèse noir.....	Manganèse, oxygène.
Sulfate de manganèse.....	Oxyde de manganèse, acide sulfurique, eau.
Permanganate de potasse.....	Acide permanganique (manganèse, oxygène), potasse.
Manganate de potasse.....	Acide manganique (manganèse, oxygène), potasse

Le *bioxyde de manganèse* (ou *manganèse*, comme on l'appelle souvent) se trouve dans la nature sous forme de minéral appelé *pyrolusite*, en masses brillantes *noires* montrant souvent des cristaux prismatiques. L'oxyde se rencontre aussi en fragments *brun foncé* sale qui donne une poudre brun foncé.

Il n'est pas attaqué par l'eau, mais l'acide chlorhydrique le dissout lentement, en dégageant une forte odeur de chlore. Si l'on filtre la solution (4) et qu'on la mélange d'un excès d'ammoniaque, elle donne souvent un précé-

pité brun de peroxyde de fer, qui est une impureté commune du minéral et après qu'on s'en est débarrassé par filtration, la solution donnera un précipité chamois ou de couleur chair avec le sulfure d'ammonium.

Le *sulfate de manganèse* se rencontre (comme produit artificiel) en masses cristallines de couleur *rosée*, se dissolvant facilement dans l'eau chaude, en donnant une solution presque incolore. L'acide sulfurique peut être découvert par le chlorure de baryum (tableau H.)

Le *permanganate de potasse* (caméléon rouge) se vend communément à l'état de solution (*désinfectant de Condy*), reconnaissable à sa magnifique couleur rouge *pourpre*, qui n'est pas altérée par l'acide chlorhydrique dilué froid, mais qui s'évanouit par l'addition d'un excès d'acide sulfhydrique, avec séparation de soufre. Si l'on mélange une solution de permanganate de potasse avec de la potasse, et qu'on la filtre une ou deux fois à travers du papier, ce dernier devient brun par suite du dépôt de bioxyde de manganèse, et il passe à travers le filtre une solution verte de manganate de potasse.

Le permanganate de potasse solide forme des cristaux prismatiques durs qui paraissent presque noirs, mais sont réellement rouge foncé avec un reflet vert et se reconnaissent immédiatement à la couleur pourpre intense qu'ils communiquent même à de l'eau froide.

Le *manganate de potasse* se trouve sous forme d'une belle solution *verte* qui devient *rouge* (permanganate) quand on la dilue avec beaucoup d'eau, déposant du peroxyde de manganèse hydraté brun. L'acide azotique dilué produit un changement semblable.

56. Plusieurs autres substances autres que le phosphate de chaux pourraient aussi se précipiter ici, mais ce dernier sel étant beaucoup plus commun qu'aucun des autres, se trouvera dans la plupart des cas constituer le précipité.

Le phosphate d'alumine (112), le phosphate de magnésie, l'oxalate de chaux et le fluorure de calcium sont quelques-unes des autres substances qui pourraient se trouver communément ici. (Le phosphate de baryte et le phosphate de strontiane se précipiteraient également, mais ils sont fort rares.)

Pour être bien sûr de l'existence du phosphate de chaux, il faut mélanger la solution originelle d'acétate d'ammoniaque (préparé en ajoutant de l'acide acétique à de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il rougisse le papier de tournesol bleu) et la diviser en deux parties.

L'on essaye une partie avec l'oxalate d'ammoniaque, qui produira un précipité blanc d'oxalate de chaux.

L'on essaye l'autre partie avec *une goutte* de perchlorure de fer, qui donnera un précipité blanc de phosphate de fer.

La forme commune du phosphate de chaux se trouve dans les *cendres d'os*, qui se vendent ordinairement sous forme de poudre blanche, insoluble dans l'eau, mais se dissolvant aisément dans l'acide chlorhydrique, avec une légère effervescence, due au dégagement d'acide carbonique du carbonate de chaux qui existe toujours dans les os, et laissant souvent un léger résidu foncé de charbon.

Le *superphosphate de chaux* se vend communément sous forme d'une poudre humide grise qui se dissout en grande partie dans l'eau, en donnant une solution fortement acide.

57. Le *phosphate de magnésie* se reconnaît à l'absence de précipité par l'addition d'oxalate d'ammoniaque, suivant les indications données plus haut pour la découverte de la chaux ; mais si l'on ajoute ensuite un excès d'ammoniaque et qu'on agite vivement la solution (6), il

se déposera un précipité cristallin de phosphate ammoniaco-magnésien.

S'il ne se produit pas de précipité, ajouter du phosphate de soude et agiter de nouveau. Si ce réactif donne un précipité, cela indiquera que de la magnésie a été précipitée d'une manière vicieuse, par suite de l'addition d'une trop faible quantité de chlorure d'ammonium dans le tableau A.

La seule forme commune de phosphate de magnésie est celle d'ammonio-phosphate ou *phosphate triple* qui se rencontre dans les calculs; ce sel est insoluble dans l'eau, mais se dissout facilement dans l'acide chlorhydrique.

58. L'*oxalate de chaux* se précipiterait en mélangeant sa solution originelle avec de l'acétate d'ammoniaque, car il est insoluble dans l'acide acétique ainsi mis en liberté.

L'oxalate de chaux peut se reconnaître facilement par l'absence d'effervescence que l'on observe quand on l'humecte d'acide chlorhydrique, à moins qu'il n'ait été préalablement chauffé sur un fragment de verre ou de porcelaine, ce qui le convertit en carbonate de chaux, qu'il faut laisser refroidir et essayer avec l'acide chlorhydrique. On peut encore l'essayer pour l'acide oxalique selon (114).

59. Le *fluorure de calcium* ou *spath fluor* se rencontre en cristaux cubiques verdâtres ou pourpres. Sa poudre ressemble au verre pulvérisé dans son aspect et au toucher. Il n'est pas affecté par l'eau, et il ne se dissout qu'à un léger degré dans l'acide chlorhydrique dilué, la solution filtrée donnant un précipité floconneux avec l'ammoniaque.

Quand on chauffe le spath fluor sur un couteau, il décrépité généralement et vole en éclats, en émettant en même temps une lumière phosphorescente particulière, analogue à celle du soufre brûlant. On peut l'essayer pour le fluor selon le tableau G.

59 a. Si le chrome se trouve sous forme de chromate ou de bichromate de potasse, il ne saurait être découvert dans le tableau, mais il peut se reconnaître à la couleur jaune ou rouge de la solution et aux précipités jaunes qu'il donne avec l'acétate de plomb et avec le nitrate de baryte.

60. La solution verte produite par un excès de potasse déposera un précipité vert d'oxyde de chrome par l'ébullition. Pour confirmer la présence du chrome, fondre une très-petite quantité de la substance originelle avec du nitrate de potasse dans un petit tube (17), alors il se produira une masse jaune brillant de chromate de potasse. Cette masse peut se dissoudre dans l'eau et être éprouvée avec l'acétate de plomb qui donne un précipité jaune.

61. Le chrome métallique ne se rencontre guère dans l'analyse ordinaire.

COMPOSÉS ORDINAIRES DE CHROME.

NOMS.	COMPOSITION.
Oxyde de chrome.....	Chrome, oxygène.
Minéral de fer et de chrome.....	Chrome, fer, oxygène.
Chromate de potasse et bichromate de potasse.....	Acide chromique (chrome et oxygène), potasse.
Chromate de plomb ou jaune de chrome.....	Acide chromique, oxyde de plomb.
Alun de chrome.....	Oxyde de chrome, acide sulfurique, potasse, eau.

L'*oxyde de chrome* est une poudre *verte* qui est insoluble dans l'eau, mais se dissout généralement, au moins en partie, dans l'acide chlorhydrique dilué en donnant une solution verte. Si on l'a chauffé au rouge, il est insoluble dans les acides chlorhydrique et azotique, mais peut se dissoudre par l'ébullition avec l'acide nitrique et par l'ad-

dition d'un peu de chlorate de potasse qui oxyde le chrome en acide chromique, reconnaissable au précipité jaune de chromate de plomb qui s'obtient en ajoutant de l'acétate d'ammoniaque (56) et de l'acétate de plomb.

Le *minerai de fer chromé* est un minéral dur, d'une couleur *brun foncé* ou *vert foncé* qui est presque insoluble dans les acides et peut être traité d'une manière semblable au précédent, pour découvrir le chrome.

Le *chromate de potasse* forme des cristaux d'un *beau jaune*, facilement solubles dans l'eau, en donnant une solution jaune, qui devient rouge orangé quand on la mélange d'acide chlorhydrique, par suite de la production de bichromate de potasse. L'acide sulphydrique ajouté en excès considérable à la solution acidifiée la convertit en chlorure de chrome vert, en la rendant opaque par suite de la séparation de soufre.

Le *bichromate de potasse* se vend en gros cristaux irréguliers, d'une belle couleur *rouge orangé*, facilement solubles dans l'eau. La solution de ce sel passe aussi au vert quand on la mélange d'acide chlorhydrique et d'acide sulphydrique en excès.

Le *chromate de plomb* a été décrit page 40.

L'*alun de chrome* forme des cristaux *pourpre foncé*, qui se dissolvent dans l'eau en donnant une solution pourpre, devenant verte par l'ébullition.

62. Exemples pratiques pour s'exercer sur le tableau D. Les substances suivantes peuvent être analysées (10).

Alun de chrome.
Sulfate de nickel.
Pyrite de fer.
Sulfate de manganèse.
Sulfure de fer.
Oxyde de zinc.
Bioxyde de manganèse.

Alun ordinaire.
Sulfate de fer.
Peroxyde de fer.
Sulfate de zinc.
Cendres d'os.
Zinc métallique.

EXERCICE IV. (Voir (74) pour les exemples pratiques.

63. Découverte d'un métal appartenant au groupe carbonate d'ammoniaque.Le métal peut être du *Calcium*, du *Barium* ou du *Strontium*.

TABLEAU E.

1	2	3
A une partie de la solution originale ajouter de l'ACIDE SULFURIQUE DILUÉ. (S'il n'y a pas de précipité, passer à la colonne 3.) Précipité de <i>Sulfate de baryte</i> ou de <i>Sulfate de strontiane</i> . Voir colonne 2.	A une autre partie de la solution originale ajouter du SÉLÉATE DE CHAUX. Précipité immédiat de <i>Sulfate de baryte</i> . Présence du <i>Barium</i> (64, 65). Précipité formé au bout d'une ou deux minutes ou par l'agitation, ou par la chaleur * <i>Sulfate de Strontiane</i> . Présence du <i>Strontium</i> (66, 67).	A une nouvelle partie de la solution originale ajouter de l'AMMONIAQUE en excès (3) et de l'OXALATE D'AMMONIAQUE. Précipité d' <i>Oxalate de chaux</i> . Présence du <i>Calcium</i> ** (68, 69).

* Si la substance a été dissoute dans un acide, la solution originale doit être évaporée jusqu'à siccité (84), et le résidu dissous dans l'eau avant de l'essayer pour le *Strontium* avec le sulfate de chaux.

** Si on ne peut découvrir ni du *barium*, ni du *strontium*, ni du *calcium*, il est probable que le carbonate d'ammoniaque a précipité le magnésium, comme il arrive quelquefois par l'ébullition, si l'on a ajouté trop peu de chlorure d'ammonium. Essayer pour le magnésium en ajoutant du phosphate de soude à la solution qui a été essayée pour le calcium dans la colonne 3.

NOTES SUR LE TABLEAU E.

64. Pour confirmer la présence du baryum, ajouter de l'acide hydrofluosilicique à une portion de la solution originelle et bien agiter avec une baguette de verre (6), alors se déposera un précipité cristallin demi-transparent de silico-fluorure de baryum.

Ou dissoudre le précipité de carbonate d'ammoniaque dans l'acide acétique et ajouter du chromate de potasse qui produit un précipité jaune de chromate de baryte.

65. Le *baryum métallique* est fort peu commun. Il s'oxyde rapidement à l'air, en se convertissant en baryte.

COMPOSÉS ORDINAIRES DE BARYUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Sulfate de baryte ou spath lourd.....	Baryte (oxyde de baryum), acide sulfurique.
Carbonate de baryte ou Withérite....	Baryte, acide carbonique.
Chlorure de baryum.....	Baryum, chlore, eau.
Nitrate de baryte.....	Baryte, acide nitrique.
Hydrate de baryte.....	Baryte, eau.
Baryte.....	Baryum, oxygène.
Chlorate de baryte.....	Baryte, acide chlorique.
Chromate de baryte.....	— acide chromique.

Le *sulfate de baryte*, étant insoluble dans l'eau et les acides, sera considéré plus loin.

Le *carbonate de baryte* se trouve à l'état de minéral terreux, lourd, *blanc grisâtre*, insoluble dans l'eau, mais se dissolvant, avec effervescence, dans l'acide chlorhydrique. Si l'on trempe une baguette de verre ou un fil de platine dans la solution et qu'on le tienne à la périphérie d'une flamme (70), il colorera la flamme en vert. Le carbonate de baryte artificiel est une poudre terreuse d'un *blanc*

pur, qui donne ordinairement une solution laiteuse dans l'acide chlorhydrique, par suite d'une légère impureté de sulfate de baryte, dont il n'est pas facile de se débarrasser par filtration.

Le *chlorure de baryum* ou *muriate de baryte* forme des *cristaux plats transparents* qui se dissolvent facilement dans l'eau. Le chlore peut être découvert par le nitrate d'argent (tableau II).

Le *nitrate de baryte* forme des *cristaux incolores* qui sont dissous par l'eau. Quand on le chauffe dans un tube sec (17), il dégage des vapeurs brunes de peroxyde nitrique et laisse un résidu infusible de baryte.

L'*hydrate de baryte* se vend soit en *cristaux incolores*, soit en *poudre blanche*. Les *cristaux* deviennent bientôt opaques quand ils sont exposés à l'air, par suite d'une déperdition d'eau et d'absorption d'acide carbonique. L'*hydrate de baryte* se dissout facilement dans l'eau, en donnant une solution fortement alcaline, qui est bientôt rendue laiteuse par l'acide carbonique de l'air, surtout si on l'agite dans un tube à expérience dans lequel on ait respiré.

La *baryte* se vend à l'état de solide gris et poreux qui devient très-chaud quand on l'humecte d'eau et s'émiette en une poudre blanche d'hydrate de baryte.

Le *chlorate de baryte* forme des *cristaux incolores* solubles dans l'eau. L'acide chlorhydrique colore la solution en jaune, par l'application de la chaleur, qui détermine la décomposition de l'acide chlorique avec dégagement d'une odeur de chlore. L'acide sulfhydrique, ajouté à cette solution, donne un dépôt blanc de soufre. L'acide sulfurique fort rougit le chlorate et en détermine l'explosion par la chaleur.

Le *chromate de baryte* est une poudre d'un beau jaune, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydri-

que, donnant une solution jaune, qui passe au vert quand on la chauffe avec de l'alcool ou qu'on la laisse en contact avec du zinc métallique, par suite de la formation de chlorure de chrome.

66. Pour confirmer la présence du strontium, appliquer l'épreuve de la flamme colorée (70) à la substance originelle.

67. Le *strontium métallique* est une rareté; il se convertit bientôt en strontiane en absorbant l'oxygène de l'air.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU STRONTIUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Nitrate de strontiane.....	{ Strontiane (oxyde de strontium . Acide nitrique, eau. Strontique, acide sulfurique. — acide carbonique.
Sulfate de strontiane (ou Célestine	
Carbonate de strontiane ou strontianite.	

Le *nitrate de strontiane* forme des *cristaux incolores* qui se dissolvent facilement dans l'eau; le papier trempé dans la solution et tenu à la périphérie d'une flamme (70) la colorera de jets rouge incarnat*.

Quand on le chauffe dans un tube sec (17), il dégage de l'eau et des vapeurs brunes de peroxyde nitrique, laissant un résidu infusible de strontiane. Le nitrate de strontiane qui a été cristallisé en réduisant sa solution par l'ébullition, ne contient pas d'eau.

Le *sulfate de strontiane* étant presque insoluble dans l'eau et dans les acides ne sera pas considéré ici.

Le *carbonate de strontiane* se trouve habituellement à

* Il faut une certaine attention pour éviter de confondre la teinte rouge orangé que le calcium communique à la flamme, avec la couleur incarnat du strontium.

l'état de minéral *verdâtre*, insoluble dans l'eau, mais soluble avec effervescence dans l'acide chlorhydrique. Du papier trempé dans la solution colore la flamme en rouge cramoisi*.

68. L'oxalate d'ammoniaque détermine aussi des précipités dans les solutions contenant du baryum et du strontium, de sorte qu'il ne peut jamais servir de réactif pour le calcium, à moins qu'on ne se soit, au préalable, assuré de l'absence de ces métaux.

69. Le *calcium métallique* n'est pas de nature à se rencontrer dans l'analyse ordinaire; il absorbe rapidement l'oxygène de l'air et se convertit en chaux.

COMPOSÉS ORDINAIRES DE CALCIUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Chaux ou chaux vive.....	Calcium, oxygène.
Hydrate de chaux ou chaux éteinte....	Chaux, eau.
Carbonate de chaux ou craie.....	Chaux, acide carbonique.
Sulfate de chaux ou gypse.	Chaux, acide sulfurique, eau.
Chlorure de calcium.....	Calcium, chlore.
Chlorure de chaux ou hypochlorite de chaux.....	Chaux, acide hypochloreux, chlorure de calcium, eau.
Oxalate de chaux.....	Chaux, acide oxalique.
Phosphate de chaux.....	Chaux, acide phosphorique.
Superphosphate de chaux.....	Chaux, acide phosphorique, eau.
Fluorure de calcium.....	Calcium, fluor.

La *chaux vive* est un solide terreux *blanc grisâtre*, qui devient chaud quand on l'humecte d'eau, et se réduit (foisonne, se délite) au bout d'un certain temps en poudre blanche d'hydrate de chaux.

L'*hydrate de chaux* est une poudre *blanc clair*, qui n'est pas visiblement dissoute par l'eau, mais se dissout facilement dans l'acide chlorhydrique, en déterminant d'ordi-

* Voir la note relative au nitrate de strontiane.

naire une légère effervescence, due à la présence d'un peu de carbonate de chaux. Quand on agite l'hydrate de chaux avec de l'eau froide, et qu'on filtre, on obtient une solution qui colore en rouge le papier bleu de tournesol, et devient laiteuse quand on l'agite dans un tube à expérience dans lequel on a respiré, par suite de la précipitation de carbonate de chaux.

L'eau de chaux peut se reconnaître à l'épreuve qui précède.

Le carbonate de chaux se rencontre dans la nature sous diverses formes, dont toutes cependant sont insolubles dans l'eau, mais se dissolvent facilement dans l'acide chlorhydrique, avec une vive effervescence produite par le dégagement d'acide carbonique.

La pierre à chaux et la craie qui représentent les plus impures des variétés naturelles, donnent généralement un léger précipité floconneux d'alumine quand leur solution hydrochlorique est essayée avec l'ammoniaque et une teinte verte, résultant de la présence du fer, quand on ajoute du sulfure d'ammonium au liquide ammoniacal.

Le marbre, le spath d'Islande et la craie préparée, qui sont des formes plus pures du carbonate, ne se comportent pas de la même manière.

La pierre à chaux magnésienne ou dolomite, qui contient les carbonates de chaux et de magnésie peut se reconnaître en la dissolvant dans de l'acide chlorhydrique dilué, ajoutant du chlorure d'ammonium, de l'ammoniaque et du carbonate d'ammoniaque, pour précipiter la chaux, faisant bouillir, filtrant, et essayant la solution pour la magnésie avec le phosphate de soude, après s'être assuré, par l'addition d'oxalate d'ammoniaque, que toute la chaux a été séparée.

Le sulfate de chaux ne se dissout pas visiblement dans l'eau; cependant si l'on filtre la solution, on pourra y

trouver une petite quantité du sel. L'acide sulfurique peut être découvert par le chlorure de baryum (tableau II). L'acide chlorhydrique le dissout à un degré plus considérable, mais, à moins d'avoir soumis le liquide à une ébullition prolongée, on pourrait facilement conclure que le sulfate de chaux n'a pas été dissous par l'eau, ni par les acides, de sorte qu'on le trouve souvent parmi les substances de cette classe (Tableau I).

Les diverses variétés du sulfate de chaux diffèrent considérablement d'aspect.

Le *gypse* est un minéral cassant, terreux, opaque, blanc grisâtre.

Le *gypse fibreux* se compose de fibres soyeuses parallèles, qui sont blanches, grises ou roses.

La *sélénite* est transparente, ou à peu près, incolore ou gris brunâtre et se clivant facilement.

Le *plâtre* de Paris (gypse calciné) est une poudre blanche fine qui se prend en masse solide, au bout de quelques minutes, lorsqu'on la mêle avec de l'eau (qu'on la gâche) en pâte ténue.

Le *chlorure de calcium* se vend sous trois formes. Le chlorure cristallisé forme des cristaux transparents, incolores, qui absorbent rapidement l'humidité atmosphérique et sont extrêmement solubles dans l'eau. Une autre variété est le chlorure poreux, formant une masse poreuse blanche ou blanc grisâtre qui devient très-rapidement déliquescence par l'exposition à l'air et se dissout facilement dans l'eau. Le chlorure fondu a des propriétés semblables, mais constitue un solide cristallin gris et fibreux.

Le *chllore* peut se découvrir par le nitrate d'argent (Tableau H).

Le *chlorure de chaux* est une poudre terreuse blanche qui a une forte odeur d'acide hypochloreux, ressemblant à celle du chllore. Il se dissout partiellement dans

l'eau, et entièrement dans l'acide chlorhydrique, avec effervescence et dégagement d'une odeur puissante de chlore. Le papier de tournesol est immédiatement blanchi par la solution.

L'*oxalate de chaux*, à l'état pur, est une poudre blanche, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique. La méthode pour le reconnaître a été décrite (58).

Le *phosphate* et le *superphosphate de chaux* ont été aussi décrits (56).

Le *fluorure de calcium* a été considéré (59).

70. Épreuve par les flammes colorées.— Bien que cet essai doive être plus complètement décrit aux exercices avec le chalumeau, il est nécessaire d'en parler ici, à cause de la confirmation si précieuse qu'il donne aux résultats obtenus par les réactifs liquides du tableau E.

Les chlorures des métaux donnent les flammes colorées les plus nettes, parce que ces sels en se vaporisant plus facilement se mélangent mieux avec les gaz de la flamme, où l'hydrogène s'empare du chlore et la vapeur métallique brûle avec sa teinte caractéristique. C'est pourquoi il faut, si c'est possible, dissoudre la substance à essayer dans l'acide chlorhydrique.

La meilleure flamme pour cette épreuve est celle d'un brûleur à air de Bunsen (fig. 23), mais si on ne l'a pas sous la main, on peut y suppléer convenablement en plaçant un petit entonnoir de verre (*a*, fig. 24), pourvu d'un goulot un peu large, sur une lampe à gaz, comme on le voit (fig. 24), dans laquelle (*b*) est l'un des becs aplatis dont on se sert souvent pour les expériences au chalumeau. L'entonnoir se place sur le bec avant que le gaz soit allumé ; on fait alors arriver ce dernier en quantité modérée pour qu'il se mélange avec l'air qui s'élève à travers l'entonnoir, et, en diminuant graduellement la

source du gaz, on parvient à le faire brûler avec une flamme presque sans éclat, dans la périphérie de la-

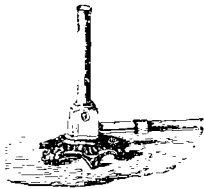


Fig. 23. — Bec de Bunsen.

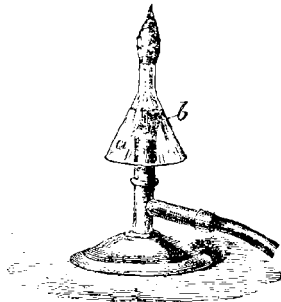


Fig. 24.

quelle on doit tenir la baguette de verre ou mieux le fil de platine (74), humecté du liquide à examiner.

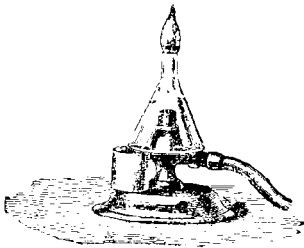


Fig. 25.



Fig. 26.

Si l'on emploie un bec de gaz arrondi (fig. 25), il faut faire reposer l'entonnoir sur un support, afin de laisser à l'air un passage entre le verre et le jet.

On peut recourir à la lampe à alcool (fig. 26) quand on

n'a pas la ressource du gaz, bien que la première ne donne pas d'aussi bons résultats.

71. *Exemples pour les exercices pratiques du tableau E.*
— Nous conseillons les composés suivants (10).

Chlorure de baryum.		Chlorure de calcium.
Nitrate de strontiane.		Carbonate de chaux (craie ou marbre).
Carbonate de baryte.		Sulfate de chaux (plâtre).

EXERCICE V. (Voir (81) pour les exemples pratiques.)

72. Découverte du Potassium, du Sodium et de l'Ammonium.

TABLEAU F.

Faire bouillir une portion de la substance originelle avec de la Potasse.	Faire une solution un peu concentrée de la substance et la frotter (73) avec de l'ACIDE TARTRIQUE	Prendre un peu de la substance sur un FIL DE PLATINE (74) et l'exposer dans la flamme (75) couleur jaune intense (75). Présence du Sodium (80)
L'odeur de l'Ammoniaque indique la présence de l'Ammonium (76).	ou avec du BICHLORURE DE PLATINE sur une lame de verre (76). Précipité formé sur les lignes de friction *.	ou faire une solution un peu concentrée (79) et la frotter avec de l'ANTIMONIATE DE POTASSE sur une lame de verre (73). Précipité sur les lignes de friction. Présence de Sodium (80).
	Présence du Potassium (77).	

* Le précipité produit par l'acide tartrique est le bitartrate de potasse. Le précipité (jaune) produit par le bichlorure de platine est un sel double composé de chlorure de potassium et de bichlorure de platine. Comme l'ammonium est précipité par les mêmes réactifs, il est absolument nécessaire de s'assurer de son absence, avant de rechercher le potassium.
Si le bichlorure de platine produit une couleur rouge foncé, l'iodate est probablement présent. (Voir *iodure de potassium* (77).)

**EXPLICATIONS ET INSTRUCTIONS
SUR LE TABLEAU F.**

73. La précipitation du potassium par l'acide tartrique ou le bichlorure de platine, et celle du sodium par l'antimoniate de potasse, s'effectue plus facilement par la friction sur une lame de verre que dans un tube à expériences.

Prenez une lame sèche et propre de verre à vitre; trempez une baguette de verre (6) dans la solution à essayer et placez la

goutte enlevée de la sorte sur la lame de verre. Essuyez bien la baguette et trempez-la dans le réactif, puis déposez la goutte ainsi sou-

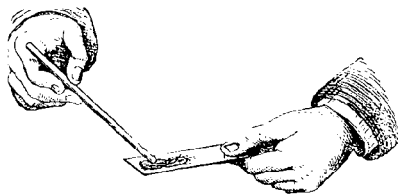


Fig. 27.

traite à côté de l'autre; observez que les deux gouttes soient limpides et agitez-les vivement ensemble avec le bout de la baguette de verre, qu'il

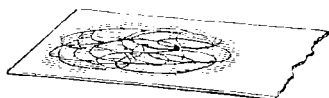


Fig. 28.

faut remuer circulairement, mais pas avec assez de force pour rayer le verre (fig. 27). Alors le précipité se déposera en lignes (fig. 28) sur ces parties de la lame de verre qui ont été frottées par la baguette.

74. Le fil de platine qui convient ici doit être assez fin pour qu'une longueur de 0^m,05 pèse 0^{gr},03; on en fixera un fragment d'environ 0^m,08 dans un manche de verre, que l'on fabrique commodément en ramollissant le centre d'un tube de verre étroit dans la flamme du chalu-

meau (fig. 15), et l'étirant en un collet étroit (fig. 19), pour le séparer au point *a*; cela fait, on insère le fil de platine (fig. 29) et l'on fond le verre autour de lui au moyen d'une douce chaleur.

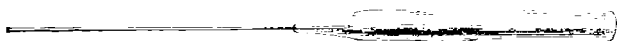


Fig. 29.

Comme tout fil de platine manié avec les doigts colore la flamme en jaune (par suite de la présence de sodium, dans les produits de perspiration de la peau), il faut le nettoyer avant de s'en servir en le tenant dans la partie extérieure de la flamme jusqu'à ce que la coloration jaune cesse d'être visible.

NOTES SUR LE TABLEAU F.

73. L'ammonium n'est pas connu comme métal libre, mais il est souvent très-commode de représenter l'azote et l'hydrogène dans les sels d'ammoniaque, comme existant sous la forme d'un métal composé, capable de prendre dans la composition de ces sels la même part que celle prise par le potassium et le sodium dans leurs sels respectifs.

COMPOSÉS ORDINAIRES D'AMMONIAQUE.

NOMS.	COMPOSITION.
Solution d'ammoniaque ou <i>Liqueur d'ammoniaque</i>	Ammoniaque (azote, hydrogène), eau.
Carbonate d'ammoniaque.....	— eau, acide carbonique.
Sulfate —	— eau, acide sulfurique.
Azotate —	— eau, acide azotique.
Sulfure d'ammonium.....	— acide sulfhydrique.
Chlorure d'ammonium ou sel ammoniac.	— acide chlorhydrique.
Oxalate d'ammoniaque.....	— eau, acide oxalique.

La *solution d'ammoniaque* a la forte odeur de *corne de cerf*, ne fait pas avec effervescence avec l'acide chlorhydrique dilué et ne laisse pas de résidu quand on la fait évaporer sur une lame de verre.

Le *chlorure d'ammonium* (muriate d'ammoniaque, chlorhydrate d'ammoniaque ou sel ammoniac) se vend soit en cristaux blancs, soit en masses fibreuses translucides, ordinairement tachées de brun par places. Il se dissout très-facilement dans l'eau. Il n'a pas d'odeur ammoniacale et quand on le chauffe sur un couteau ou une lame de verre, il s'évapore en vapeurs blanches sans fondre. Le chlore peut se découvrir avec le nitrate d'argent (Tableau H).

Le *carbonate d'ammoniaque* (ou *sesquicarbonate d'ammoniaque*, ou *sels* de Preston) a une forte odeur d'ammoniaque. Il se vend habituellement en masses blanches opaques, qui sont transparentes quand elles sont fraîchement préparées. Ce sel se dissout facilement dans l'eau, la solution bleuisant le papier de tournesol rouge et fait une violente effervescence avec l'acide chlorhydrique, par suite du dégagement d'acide carbonique.

Le *sulfate d'ammoniaque* forme des cristaux prismatiques qui sont incolores à l'état de pureté, mais ont une couleur brunâtre quand ils sont impurs. Facilement soluble dans l'eau, il n'a pas d'odeur ammoniacale. L'acide sulfurique peut se découvrir par le chlorure de baryum (Tableau H).

Le *nitrate d'ammoniaque* se vend soit en cristaux incolores, soit en masses fondues opaques. Il n'a pas l'odeur de l'ammoniaque et devient humide quand il est exposé à l'air. Si on le chauffe sur une lame de verre, il fond très-facilement, entre en ébullition et se décompose entièrement en eau et en protoxyde d'azote. L'acide nitrique peut être découvert suivant les indications du tableau H.

Le *sulfure d'ammonium* ou *sulphydrate d'ammoniaque* n'est commun qu'à l'état de solution.

La solution est *jaune* (bien qu'*incolore* quand elle est de préparation toute récente) et a une odeur très-désagréable d'ammoniaque, et une réaction alcaline. L'addition d'acide chlorhydrique détermine un trouble laiteux, dû à la précipitation de soufre et un dégagement d'acide sulfhydrique reconnaissable à son odeur.

L'*oxalate d'ammoniaque* forme des cristaux blancs, brillants, en forme d'aiguilles, qui sont libres d'odeur ammoniacale et se dissolvent aisément dans l'eau. L'acide oxalique peut se découvrir selon les indications du tableau II.

76. Si la solution originelle est alcaline (ramenant au bleu le tournesol rouge) il faut avoir soin d'ajouter assez d'acide tartrique pour le rendre nettement acide; ou si on l'essaye avec le bichlorure de platine, il faut l'acidifier préalablement avec l'acide chlorhydrique.

Si la solution originelle est acide (rougissant le papier bleu de tournesol) il faut l'essayer avec le bichlorure de platine sans aucune autre condition; mais avant de l'éprouver avec l'acide tartrique il faut la rendre légèrement alcaline avec du carbonate de soude.

77. Le *potassium métallique* ne se rencontre pas dans l'analyse ordinaire. Il s'oxyde immédiatement par son exposition à l'air et prend feu au contact de l'eau, brûlant avec une flamme violette.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU POTASSIUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Nitrate de potasse ou salpêtre.....	Potasse (potassium, oxygène), acide nitrique.
Carbonate de potasse ou perlasse.....	Potasse, acide carbonique.
Bicarbonate de potasse.....	— acide carbonique, eau.
Sulfate de potasse.....	— acide sulfurique.
Bisulfate de potasse.....	— — eau.
Chlorure de potassium.....	Potassium, chlore.
Hydrate de potasse.....	Potasse, eau.
Bitartrate de potasse.....	— acide tartrique, eau.
Chromate de potasse.....	— acide chromique.
Bichromate de potasse.....	— acide chromique.
Chlorate de potasse.....	— acide chlorique.
Ferrocyanure de potassium ou prussiate de potasse.....	Potassium, cyanogène (carbone, azote), fer, eau.
Ferri cyanure de potassium ou prussiate rouge de potasse.....	Potassium, cyanogène, fer.
Cyanure de potassium.....	— — (carbone, azote).
Iodure de potassium.....	— iode.
Oxalate acide de potasse.....	Potasse, acide oxalique, eau.
Silicate de potasse.....	— acide silicique.
Savon mou.....	— acide oléique, eau.

Le *nitre* ou nitrate de potasse, est facilement soluble dans l'eau, et se dépose volontiers en cristaux prismatiques d'une solution chaude et forte qu'on laisse refroidir.

Placé sur la pointe d'un couteau et tenu dans la partie extérieure d'une flamme (70) il fond, bout, et colore la flamme en bleu violet.

Chauffé dans un tube sec (47) il fond aisément en un liquide clair dans lequel un morceau de bois ou de papier brûle avec une vive *déflagration*. On peut voir et sentir ensuite des vapeurs nitreuses brunes dans la partie supérieure du tube.

L'acide nitrique peut se découvrir suivant les indications du tableau H.

Le *nitre* se trouve dans le commerce sous diverses formes :

Le *grough* ou nitre impur, tel qu'on l'importe de l'Inde, consiste en petits cristaux brunâtres irréguliers, devant leur couleur à la présence de matière végétale existant dans la terre d'où on les extrait.

Le salpêtre ordinaire des boutiques forme des masses cristallines irrégulières et incolores. Le salpêtre raffiné forme des cristaux prismatiques incolores, souvent marqués de sillons longitudinaux, ou encore une poudre cristalline d'un blanc pur (*fleur de salpêtre*).

Le *sel de prunelle* est du salpêtre qui, après avoir été fondu, a été coulé en formes de boules blanches opaques.

Le *chlorate de potasse* forme des cristaux lamellaires incolores. Il ne se dissout pas facilement dans l'eau froide. L'eau chaude le dissout, mais il se dépose volontiers en cristaux plats par le refroidissement. La solution de chlorate de potasse devient jaunâtre et émet une odeur de chlore quand on la chauffe avec de l'acide chlorhydrique, l'acide chlorique se décomposant ; et quand on ajoute de l'acide sulfhydrique à la solution acidifiée, on obtient un précipité laiteux, blanc de soufre.

Chauffé dans un tube sec (17), il fond facilement en un liquide clair, qui bout bientôt et dégage de l'oxygène, reconnaissable à sa propriété d'enflammer une allumette présentant un point en ignition et tenue à l'ouverture du tube.

Le *carbonate de potasse* tombe bientôt en déliquescence quand il est exposé à l'air, par suite de l'absorption de l'eau. Il se dissout facilement dans l'eau froide, et la solution, très-alkaline, fait une vive effervescence par l'addition d'acide chlorhydrique.

Le carbonate de potasse connu sous le nom de *potasse d'Amérique* ou de *perlasse*, forme des masses blanc bleuâtre à demi fondues. Le *sel de tartre* est une poudre cristalline blanche.

Le *bicarbonate de potasse* se vend soit en cristaux prismatiques transparents, soit en poudre blanche. Il n'est pas déliquescent à l'air, se dissout moins facilement dans l'eau froide que le carbonate, et la solution n'est pas aussi fortement alcaline.

Quand on chauffe la solution de bicarbonate de potasse jusqu'à l'ébullition, elle produit une lente effervescence, due au dégagement d'acide carbonique. Si l'on ajoute à une solution de bicarbonate de potasse (préparée à l'eau froide) une solution de sulfate de magnésic, il ne se produit de précipité qu'autant qu'on fait bouillir le mélange, tandis que le carbonate de potasse produit un précipité sans ébullition.

Le *sulfate de potasse* forme des cristaux prismatiques durs, incolores, qui ne se dissolvent pas très-rapidement dans l'eau froide. Sa solution ne rougit pas le papier bleu de tournesol.

Le *bisulfate de potasse* se dissout plus facilement dans l'eau, donnant une solution fortement acide qui rougit le papier bleu de tournesol.

Le *chlorure de potassium* forme des cristaux cubiques blancs, qui décrépitent quand on les chauffe sur une lame de verre et se dissolvent très-facilement dans l'eau froide. Le chlore peut être découvert par le nitrate d'argent (tabl. H).

L'*hydrate de potasse* (*potasse caustique* ou *potasse fondue*) se vend soit en masses, soit en bâtons cylindriques ressemblant quelque peu à de la porcelaine et généralement de couleur crémeuse (les échantillons plus anciens ont une couleur bleue). Ils deviennent humides presque immédiatement quand ils sont exposés à l'air, et se dissolvent très-rapidement dans l'eau froide, produisant beaucoup de chaleur et une solution fortement alcaline.

La *liqueur de potasse* ou solution de potasse, contient

généralement un peu de carbonate de potasse, mais elle peut se distinguer d'une solution de ce sel en ce qu'elle ne fait pas effervescence avec la première ou les deux premières gouttes d'acide chlorhydrique, l'acide carbonique ne s'échappant que lorsque la totalité de l'hydrate de potasse a été neutralisée. Le chlorure mercurique donne un précipité jaune brillant avec la solution de potasse. Le nitrate d'argent donne un précipité brun foncé.

Le *bitartrate de potasse* ou *crème de tartre* est assez difficilement soluble dans l'eau froide, mais se dissout dans l'eau bouillante, et se dépose en cristaux brillants par le refroidissement. La solution rougit le papier bleu de tournesol. L'acide chlorhydrique le dissout facilement. Quand on le chauffe sur une lame de verre ou sur la lame d'un couteau, il noircit, par suite de la séparation de charbon et émet une odeur particulière de sucre brûlé, due à la décomposition de l'acide tartrique. Le résidu, humecté d'eau, ramène au bleue le tournesol rougi et fait une forte effervescence avec l'acide chlorhydrique, le bitartrate de potasse s'étant converti en carbonate.

La crème de tartre est une poudre cristalline blanche.

Le bitartrate de potasse impur, connu sous le nom d'*argol*, se vend en masses cristallines irrégulières de couleur brune ou pourpre foncé, provenant du jus de raisin qui laisse déposer ce sel. Un semblable *argol* contient souvent beaucoup de tartrate de chaux. L'*argol* raffiné forme des masses cristallines blanches.

Le *chromate* et le *bichromate de potasse* ont été décrits (61).

Le *ferrocyanure de potassium* se vend en masses cristallines jaunes. Il se dissout facilement dans l'eau, en donnant une solution jaune qui devient bleue quand on la mélange d'acide chlorhydrique et qu'on la chauffe, et dégageant en même temps l'odeur particulière de l'acide

prussique. Le perchlorure de fer donne un précipité bleu foncé de bleu de Prusse avec la solution de ferrocyanure de potassium.

Le *ferricyanure de potassium* forme des cristaux prismatiques rouge foncé qui se dissolvent facilement dans l'eau, en donnant une solution verte. La solution donne un précipité d'un bleu intense avec le sulfate de fer.

Le *cyanure de potassium* se vend en masses blanches, ayant l'aspect de la porcelaine, qui sentent l'acide prussique et légèrement l'ammoniaque, résultant de la décomposition. Le cyanure absorbe rapidement l'humidité de l'air et se dissout très-facilement dans l'eau froide. La solution est fortement alcaline. Le cyanure de potassium du commerce contient toujours du carbonate et du cyanate de potasse, aussi fait-il une forte effervescence par l'addition de l'acide chlorhydrique, en dégageant une forte odeur d'acide prussique.

Le cyanogène peut se découvrir selon (98).

L'*iodure de potassium* ou *iodhydrate de potasse* forme des cristaux cubiques blancs, souvent brunâtres par suite de leur exposition à l'air du laboratoire, comme conséquence de la séparation d'un peu d'iode. Il se dissout très-facilement dans l'eau froide. Si l'on fait bouillir la solution avec un peu d'acide nitrique, elle dégage des vapeurs violettes d'iode.

L'*oxalate acide de potasse* (sel d'oseille) peut être soit le bioxalate, soit le quadroxalate de potasse. Il cristallise en petits parallépipèdes blancs et durs, assez peu solubles dans l'eau froide, mais se dissolvant dans l'eau chaude ; la solution rougit fortement le papier bleu de tournesol. Quand on le chauffe sur la pointe d'un couteau ou une lame de verre, l'oxalate (ne noircit pas comme le bitartrate, mais) se convertit en carbonate de potasse que l'on peut reconnaître à ce qu'il bleuit fortement le

papier rouge de tournesol mouillé et à l'effervescence qu'il produit quand on l'humecte d'acide chlorhydrique.

Le *silicate de potasse* ou *verre soluble* se vend soit sous forme de liquide gommeux, soit en masses fondues qui se dissolvent lentement dans l'eau. La solution est fortement alcaline; quand on lui ajoute graduellement de l'acide chlorhydrique dilué, il se fait généralement une légère effervescence, due à la présence d'un peu de carbonate de potasse; puis, quand la solution est presque neutralisée, l'acide silicique commence à se séparer sous la forme gélatineuse, surtout sous l'action de la chaleur, la solution se convertissant parfois totalement en gelée. La présence de l'acide silicique peut s'établir au delà de doute, d'après (118).

Le *savon mou* ou *oléate de potasse* se reconnaît à son apparence et à son odeur particulières. Il se dissout dans l'eau, en donnant une solution alcaline, qui devient laiteuse avec l'acide chlorhydrique dilué, par suite de la séparation d'acide oléique. Par l'ébullition de la solution acidifiée, l'acide oléique se rassemble à la surface comme une couche huileuse.

78. Comme une très-petite quantité de sodium suffit pour communiquer à la flamme une couleur jaune distincte, il arrive souvent qu'un peu de cette substance, présente comme impureté, est considérée par l'analyste inexpérimenté comme un constituant essentiel de la substance à examiner. Pour éviter l'erreur, il faut s'aider de quelque témoignage accessoire. Ainsi, l'on s'assurera si la substance à examiner possède les caractères de quelque un des composés du sodium décrits (80).

Si la solution originelle est neutre ou alcaline au papier réactif et que l'application des réactifs précédents n'ait pas indiqué la présence d'autre métal, on peut en inférer,

si la substance communique à la flamme une couleur jaune brillante, distincte, que le sodium en est un constituant essentiel.

79. Si cette solution rougit le papier bleu de tournesol, il faut la rendre alcaline en y ajoutant de la potasse jusqu'à ce qu'elle ramène au bleu le papier de tournesol rougi, puisque les acides libres déterminent un précipité d'acide antimonique dans une solution d'antimoniate de potasse.

Quoique ce soit là un excellent réactif pour le sodium, quand la solution d'antimoniate de potasse est fraîchement préparée, elle ne répond pas aussi bien pour les solutions diluées contenant du sodium, si l'antimoniate est conservé depuis longtemps en solution. Une autre objection au réactif est cette circonstance que de très-faibles quantités de chaux, et de certaines autres bases, donneront des précipités considérables avec l'antimoniate de potasse, ce qui égarera complètement l'analyste.

80. Le *sodium métallique* est un métal mou, doué d'un éclat argenté quand il est fraîchement coupé, mais se ternissant avec une extrême rapidité par son exposition à l'air. Projeté sur l'eau, il fond et les globules argentés flottent à la surface, en émettant un bruit de sifflement, dû au dégagement d'hydrogène; si l'on approche une lumière, l'hydrogène brûle avec une flamme d'un beau jaune.

Pour les composés sodiques ordinaires, voir la page suivante.

COMPOSÉS ORDINAIRES DU SODIUM.

NOMS.	COMPOSITION.
Carbonate de soude.....	Soude (oxyde de sodium), acide carbonique.
Bicarbonate de soude.....	Soude, acide carbonique, eau.
Hydrate de soude ou soude caustique..	Soude, eau.
Soda-ash (cendre de soude).....	Hydrate de soude, carbonate de soude.
Sel ordinaire.....	Sodium, chlore.
Sulfate de soude.....	Soude, acide sulfurique.
Nitrate de soude.....	— acide nitrique.
Sulfite de soude.....	— acide sulfureux, eau.
Hyposulfite de soude.....	— acide hyposulfureux, eau.
Chlorure de soude.....	Hypochlorite de soude, chlorure de sodium, eau.
Phosphate de soude.....	Soude, acide phosphorique, eau.
Arséniate de soude.....	— acide arsénique, eau.
Borate de soude ou borax.....	— acide boracique, eau.
Silicate de soude.....	— acide silicique.
Tungstate de soude.....	— acide tungstique.
Savon de soude ou savon dur.....	— acide stéarique, oléique ou palmitique, eau.

Le *carbonate de soude* se dissout facilement dans l'eau, en donnant une solution fortement alcaline, qui produit une vive effervescence, par suite du dégagement d'acide carbonique, quand on y ajoute de l'acide chlorhydrique.

La *soude ordinaire des blanchisseurs* est du carbonate de soude cristallisé, contenant presque les deux tiers de son poids d'eau. Les cristaux *s'effleurissent*, c'est-à-dire deviennent opaques à la surface quand ils sont exposés à l'air, par suite de déperdition d'eau. Quand on chauffe le carbonate de soude cristallisé sur la pointe d'un couteau ou une lame de verre, il fond, bout, dégage beaucoup de vapeur et laisse un résidu blanc sec, qui exige l'emploi du chalumeau pour fondre.

Le carbonate de soude en poudre, que vend le droguiste, est un bicarbonate de soude qui se dissout moins

facilement dans l'eau que le vrai carbonate; la solution n'est pas aussi fortement alcaline et fait effervescence par l'ébullition, comme conséquence du dégagement d'acide carbonique. On peut encore le distinguer du carbonate vrai en l'essayant avec le sulfate de magnésie. Voir *Bicarbonate de potasse*.

L'*hydrate de soude* ou soude caustique se vend communément en masses fondues blanches opaques qui absorbent rapidement l'humidité de l'air. Il se dissout très-facilement dans l'eau, en dégageant de la chaleur, et donnant une solution très-fortement alcaline qui fait très-peu d'effervescence, si tant est qu'elle en fasse, avec l'acide chlorhydrique.

Le *soda-ash* est un mélange de carbonate et d'hydrate de soude qui a l'aspect de masses terreuses ou de poudre grossière. Il se dissout dans l'eau, en laissant généralement un léger résidu floconneux d'impuretés, comprenant quelques particules de matière charbonneuse. Sa solution ne fait pas effervescence par l'addition des deux ou trois premières gouttes d'acide chlorhydrique, celles-ci étant neutralisées par l'hydrate de soude, mais une nouvelle addition de l'acide décompose le carbonate de soude avec effervescence. La solution contient généralement des traces d'alumine et de chaux.

Le *sel ordinaire* ou *chlorure de sodium* se reconnaît naturellement avec facilité à son goût. Il est facilement soluble dans l'eau froide. Le chlore peut se découvrir par le nitrate d'argent (tableau H).

Le *sulfate de soude* (sel de Glauber) se vend habituellement en cristaux prismatiques transparents, qui deviennent bientôt opaques (*s'effleurissent*) quand ils sont exposés à l'air, par suite de la perte de leur eau de cristallisation. Il se dissout facilement dans l'eau. L'acide sulfurique peut se découvrir avec le chlorure de baryum (tableau H).

Le *sel en tourteau* (salt-cake) est du sulfate de soude fondu et forme des masses blanches opaques qui sont beaucoup moins pures que le sulfate cristallin, de telle sorte qu'elles ne donnent pas une solution claire dans l'eau, et la solution est acide, par suite de la présence d'une certaine quantité de bisulfate de soude.

Le *nitrate de soude* (*salpêtre du Pérou ou du Chili*, ou *nitre cubique*) forme des cristaux incolores; cependant le sel *brut* est souvent brun ou gris. Il devient humide par son exposition à l'air et se dissout très-facilement dans l'eau. Placé sur la pointe d'un couteau et tenu dans la périphérie d'une flamme il la colore en jaune intense. Chauffé dans un tube sec, il se comporte comme le nitrate de potasse (77). L'acide nitrique peut être découvert d'après les indications du tableau II.

Le *sulfite de soude*, quand il est fraîchement préparé, forme des cristaux transparents, mais qui deviennent bientôt opaques à la surface quand ils sont exposés à l'air. Il se dissout facilement dans l'eau, en donnant une solution qui bleuit le papier rouge de tournesol et a une saveur nettement sulfureuse. En ajoutant de l'acide chlorhydrique dilué, la solution émet l'odeur de l'acide sulfureux et l'acide sulfhydrique rend la solution acidifiée laiteuse en déterminant la séparation de soufre.

L'*hyposulfite de soude* forme des cristaux transparents et brillants qui se dissolvent très-facilement dans l'eau. En ajoutant de l'acide chlorhydrique dilué à la solution, elle devient lentement laiteuse et acquiert une couleur jaune, par suite de la séparation de soufre, l'odeur de l'acide sulfureux étant perceptible à l'ouverture du tube.

L'*hypochlorite de soude* se vend toujours en solution, sous les noms de *chlorure de soude* et de *liqueur de soude chlorurée*. Elle a une forte odeur d'acide hypochloreux

(analogue à celle du chlore); en y ajoutant de l'acide chlorhydrique dilué, elle devient jaunâtre et dégage une forte odeur de chlore. Les papiers réactifs sont immédiatement blanchis par le liquide acidifié.

Le *phosphate de soude* (phosphate ordinaire, orthophosphate ou phosphate rhombique de soude) forme des cristaux transparents qui s'effleurissent, ou deviennent opaques par suite de déperdition d'eau, quand on les expose à l'air. Il se dissout facilement dans l'eau, et la solution bleuit le papier rouge de tournesol. L'acide phosphorique peut se découvrir d'après le tabl. H.

L'*arséniate de soude* a été décrit (35).

Le *biborate de soude* ou *borax* se vend communément soit en poudre blanche, soit en cristaux transparents qui perdent de l'eau et deviennent opaques par leur exposition à l'air. Il se dissout facilement dans l'eau et la solution bleuit le papier de tournesol rougi. Chauffé sur un couteau ou une lame de verre, il fond et se boursouffle, en dégageant de la vapeur et laissant une masse poreuse blanche. L'acide boracique peut se découvrir d'après le tabl. H.

Le *verre de borax* ou borax vitrifié forme des masses vitreuses transparentes ou demi-transparentes qui sont dissoutes lentement même par l'eau bouillante et exigent l'emploi de la flamme du chalumeau pour fondre.

Le *silicate de soude* ou *verre soluble* se vend généralement sous forme d'une solution gommeuse grisâtre qui se comporte de la même manière que la solution de silicate de potasse (p. 402).

Le *tungstate de soude* se vend communément en cristaux opaques, irréguliers, qui se dissolvent facilement dans l'eau; la solution est alcaline et donne un précipité blanc d'acide tungstique par l'addition d'acide chlorhydrique dilué; si l'on plonge un fragment de zinc dans la

solution à laquelle on a ajouté un excès d'acide chlorhydrique, il se forme graduellement un oxyde de tungstène d'un bleu magnifique.

Le *savon de soude* est soluble dans l'eau chaude ; la solution ramène au bleu le papier de tournesol rougi et donne un précipité blanc d'acide stéarique par l'addition d'acide chlorhydrique. Quand on fait bouillir ce précipité dans le liquide, il se rassemble sous forme de couche huileuse à la surface.

81. *Exemples pour les exercices pratiques du tableau F.*

— Les substances suivantes peuvent être analysées comme exemples pratiques (10).

Chlorure d'ammonium.
Bicarbonat de potasse.
Chlorure de sodium.
Biborate de soude.

Carbonate de soude.
Carbonate de potasse.
Sulfate de soude.
Nitrate de potasse.

EXERCICE VI (Voir (121) pour les exemples pratiques).
82. Analyse de substances solides contenant un acide simple ou un corps non métallique.

(Les acides organiques sont laissés hors de considération pour le moment.)

TABLEAU G.

EXAMEN DE SUBSTANCES SOLIDES CONTENANT UN ACIDE OU UN CORPS NON MÉTALLIQUE
 (D'ORIGINE INORGANIQUE) (85).

¹	²	³
<p>Traiter la poudre avec l'Acide sulfurique (86). L'effervescence indique : L'Acide carbonique; presque inodore. Voir col. 2. L'Acide chlorhydrique; nuages piquants (87). Voir tableau H, col. 2. Couleur jaune ou rouge; peut-être de l'Acide chlorhydrique (90). Chauffer modérément *.</p> <p>a. <i>Acide Fluorhydrique</i>; nuages piquants couvrant le verre et déposant de la silice sur une baguette de verre humide (88, 89). <i>Acide azotique</i>; gaz inflammable, oxyde de carbone. Voir tableau H, col. 4. b. Des vapeurs blanches indiquent : L'Acide nitrique. Voir tableau H, col. 3. c. Un gaz explosif jaune indique : L'Acide chlorique (90). d. Odeur de chlore (91). e. Vapeurs violettes indiquent : L'Iode (92, 93). f. Point de résatat défini. Voir col. 2.</p>	<p>Chauffer avec <i>Acide chlorhydrique dilué</i>. a. L'effervescence indique : L'Acide carbonique; presque inodore (94, 95). L'Acide sulfurique; odeur piquée (96, 97). b. Odeur d'Acide cyanhydrique indiquant : L'n <i>Cyanure</i> ou un ferrocyanure (couleur bleu) (98, 99, 113). c. Odeur du soufre brûlant indique : L'Acide sulfureux (100) ou L'Acide hydrauxifereux (dépôt de soufre) (100). d. Pas de résultat satisfaisant. Voir col. 3.</p> <p>X, B. Si nul effet n'a été observé dans les colonnes 1 et 2, recourir spécialement les <i>Acides sulfurique</i> (Tabl. H, col. 1), <i>phosphorique</i> (Tabl. H, col. 2 et 4), <i>boracique</i> (Tabl. H, col. 5), et <i>silicique</i> (Tabl. H, col. 5).</p>	<p>Dissoudre (3) dans l'Eau ou l'Acide chlorhydrique ou l'Acide nitrique **. Filtrer si c'est nécessaire, et examiner conformément au tableau H.</p>

* Si l'on applique beaucoup de chaleur, il s'échappent des vapeurs suffocantes d'acide sulfurique se produisant, et souvent une odeur d'acide sulfureux provenant de sa décomposition.

** Les substances insolubles doivent être examinées selon le tableau I.

TABLEAU II.

83. Examen de solutions contenant un acide ou un corps non métallique
(d'origine inorganique) (85).

1	2	3	4	5
Ajouter du NITRATE D'ARGENT**	Ajouter du NITRATE D'ARGENT**	Ajouter du SULFATE DE FER et verser très-doucement de	Ajouter de l'AMMONIACÉ en léger excès, et de l'Acide acétique en léger excès. (110).	Ajouter de l'Acide chlorhydrique dilué jusqu'à ce que le liquide soit légèrement acide; y plonger du PAPIER CURCUMA et le sécher à une chaleur douce.
Un précipité blanc insoluble dans l'Acide Nitrique dilué	Précipité blanc insoluble dans l'Acide Nitrique bouillant, indiquer l'Acide chlorhydrique (103, 104, 105).	l'Acide sulfurique Un anneau brun ou rose indiquer l'Acide nitrique*** (107, 108, 109). Un précipité bleu causé par le sulfate de fer, insoluble dans	A une partie ajouter du Curcuma de calcim. Précipité blanc insoluble dans l'Acide acétique, mais soluble dans l'Acide chlorhydrique indiquer l'Acide oxalique (114, 115).	Changée en vert par la Potasse, indiquer l'Acide boracique (116, 117). Essayer pour l'Acide chlorique suivant (90). Évaporer la solution (84) qui a été mélangée d'acide chlorhydrique pour découvrir l'Acide silicique (118, 119).
l'Acide sulfurique (101, 102). Un précipité jaune soluble dans l'Acide Nitrique dilué	Précipité jaune insoluble dans l'Acide Nitrique et dans l'AMMONIACÉ indiquer l'Acide iodhydrique (106).	l'Acide chlorhydrique indique le précipité jaune soluble dans l'Acide Nitrique dilué. Voir 102 a.	l'autre partie ajouter une seule goutte de Perchlorure Précipité blanc jaunâtre indiquer l'Acide phosphorique (111, 112). Une solution rouge est purement due au fer et à l'acide acétique.	
l'Acide chromique (120) Un précipité blanc soluble dans l'Acide Nitrique dilué. Voir 102 a.	l'Acide Nitrique indiquer l'Acide Nitrique (113) ou le Ferri-cyanogène (p. 101).	l'Acide chlorhydrique indique le Ferri-cyanogène (113) ou le Ferri-cyanogène (p. 101).		

* On peut employer le chlorure de barium, à moins qu'il ne se trouve de l'argent, du plomb, ou du mercure (sous forme de protoxyde).

** Le nitrate d'argent ne doit pas, cela va sans dire, être ajouté à une solution qui a été faite avec l'acide chlorhydrique.

*** Il est naturellement inutile d'appliquer ce réactif à une solution qui a été faite avec l'acide nitrique.

NOTES SUR LES TABLEAUX G ET H.

34. Pour évaporer une solution. — Verser la solution dans une capsule à évaporation (a, fig. 30), posée sur l'anneau

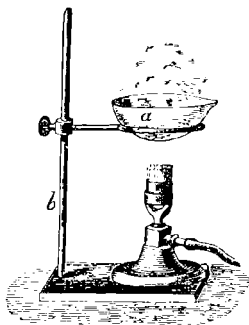


Fig. 30. — Évaporation.



Fig. 31.

d'un support à cornue (b) et appliquer une chaleur modérée.

Si le résidu jaillit çà et là lorsque l'évaporation tire à sa fin, placer la capsule sur un pot de métal vide (fig. 31)

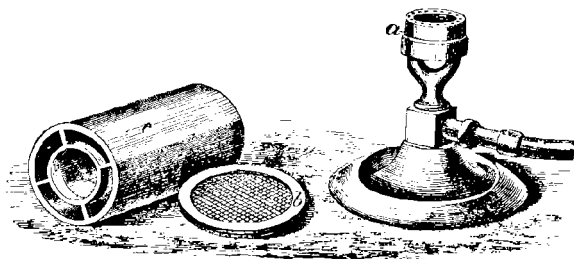


Fig. 32.

pour égaliser la chaleur sur sa face inférieure et la laisser là jusqu'à ce qu'elle soit complètement sèche.

Les lampes à gaz sont de beaucoup les plus convenables pour évaporer des solutions.

Le *foyer d'Argand* (fig. 32) est l'un des meilleurs pour l'usage général. Il doit être construit de façon qu'en dévissant la partie supérieure, on puisse obtenir un jet simple (fig. 33) pour les expériences au chalumeau. Une cheminée de laiton (*c*, fig. 32) peut se faire de façon à s'emboîter lâchement sur le foyer, en s'appuyant sur son épaulement (*a*), afin de donner plus de chaleur pour certaines opérations. Il est encore commode d'avoir un anneau de laiton (*b*), muni d'un morceau de toile métallique (ayant environ 400 mailles par pouce carré) qui s'emboîtera sur

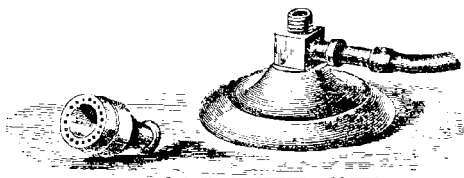


Fig. 33.

la cheminée (fig. 34) et au-dessus duquel on allumera le gaz, pour obtenir la flamme très-chaude et sans fumée du mélange d'air et de gaz. Mais il n'est pas bon d'employer cette flamme pour de petites évaporations, parce qu'elle chauffe trop les côtés de la capsule et les faire fendre.

Le *bec de Bunsen* (fig. 35) donne une flamme très-chaude et sans fumée, produite par le mélange d'air et du gaz. On peut improviser un foyer sur le même principe avec un entonnoir de verre et un bec de gaz simple, comme nous l'avons décrit (70).

En entourant d'une bande de papier replié la partie inférieure du foyer de Bunsen, de manière à fermer les trous d'air, une flamme lumineuse propre au travail au chalumeau peut être obtenue. Une semblable disposi-

tion permet encore de se servir du foyer avec une plus petite quantité de gaz.

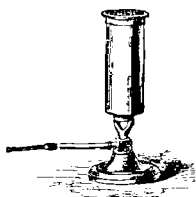


Fig. 34. — Bec muni d'une toile métallique.

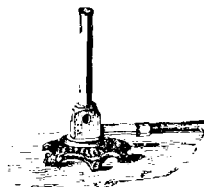


Fig. 35. — Bec de Bunsen.

Quand on n'a pas de gaz à sa disposition *, ou peut employer pour l'évaporation une lampe à alcool (fig. 36) ou même une bougie ordinaire, si l'on a soin de tenir la capsule un peu au-dessus de la flamme de manière à ce qu'elle ne puisse être enfumée.

35. Une substance organique est une substance d'origine animale ou végétale ; de semblables substances se carbonisent communément quand on les chauffe (17).



Fig. 36.

36. Comme l'action de l'acide sulfurique sur certaines substances est très-violente, il est nécessaire d'apporter de la précaution dans cette expérience ; le tube d'essai ne doit pas être tenu près de la face, et il faut employer une petite quantité de la substance.

37. Les gaz acides chlorhydrique et fluorhydrique

* M. Orchard, de High-Street, Kensington, livre aujourd'hui du gaz portatif comprimé, sous une forme très-commode, dans des cylindres de fer forgé n'offrant aucun danger et contenant chacun 432 litres de gaz.

sont parfaitement transparents dans le tube d'essai, mais dès qu'ils s'échappent dans l'air, ils attirent des particules d'humidité, en compagnie desquelles ils se condensent en nuages. Les gaz acides bromhydrique et iodhydrique donnent aussi des nuages dans l'air humide, mais ils s'accompagnent généralement de la vapeur brune du brôme ou de la vapeur violette de l'iode.

88. La présence du fluor dans une substance (donnant lieu à l'évolution d'acide fluorhydrique) peut se confirmer en en plaçant un peu sur une lame de verre, l'humectant avec de l'acide sulfurique fort et le chauffant doucement pendant une ou deux minutes. Après le refroidissement, on lave complètement le verre, on l'essuie de façon à ce qu'il soit bien sec, et on le tient de manière à ce que l'œil puisse en examiner la surface polie, alors on verra que l'endroit primitivement occupé par la substance a entièrement perdu son poli si le fluor était présent.

L'action de l'acide fluorhydrique sur la silice contenue dans le verre amène la formation de fluorure de silicium gazeux qui se décompose quand on le met en contact avec l'eau et laisse déposer de la silice opaque.

89. Si l'on a découvert du fluor, il reste à déterminer la forme particulière sous laquelle il se présente.

Le *fluor non combiné*, si tant est qu'il existe, ne se trouve qu'à l'état de gaz.

L'*acide fluorhydrique* ne se présente jamais à l'état solide. L'acide du commerce est une solution dans l'eau, qui se reconnaît toujours à son odeur très-pénétrante et à son action corrosive sur le verre.

Les seuls composés de fluor qui soient assez communs sont :

Le spath fluor, composé de fluor et de calcium.

La kryolite, qui contient du fluor, de l'aluminium et du sodium.

Le *spath fluor* ou *fluorure de calcium* a été décrit (59).

La *kryolite* est un minéral blanc opaque, généralement en masses rectangulaires. Il est insoluble dans l'eau et n'est que légèrement attaqué par l'acide chlorhydrique ou l'acide azotique. Le minéral pulvérisé, humecté d'acide chlorhydrique et exposé sur un fil de platine propre (74), colore la flamme en jaune intense.

La kryolite, chauffée avec de l'acide sulfurique fort, se dissout : si la solution est chauffée, de nouveau, elle devient laiteuse, mais le trouble disparaît si l'on mélange le liquide acide, après son refroidissement, avec beaucoup d'eau et qu'on le fasse bouillir.

90. Les chlorates solides deviennent jaunes ou rouges quand on les humecte d'acide sulfurique concentré et dégagent lentement, même à froid, un gaz jaune (peroxyde chlorique) résultant de la décomposition de l'acide chlorique et ayant une odeur toute particulière.

L'application de la chaleur exige beaucoup de soin, car la décomposition explosive du peroxyde chlorique fait parfois éclater le tube.

Une solution contenant un chlorate devient jaune quand on la chauffe avec de l'acide chlorhydrique fort, en émettant une odeur semblable à celle du chlore.

La solution d'un chlorate ne donnera (si elle est libre de chlore) de précipité avec le nitrate d'argent qu'après avoir été acidulée avec de l'acide sulfurique dilué et après être restée en contact avec du zinc métallique pendant une ou deux minutes.

L'*acide chlorique* ne se reconte pas communément. C'est un liquide fortement acide, qui blanchit les papiers réactifs et dégage une odeur de chlore, surtout quand on le chauffe.

Les seuls chlorates un peu communs sont ceux de potasse et de baryte, qui ont été décrits page 98 et page 84 respectivement.

91. L'odeur de chlore se perçoit si la substance examinée est le salpêtre ordinaire, qui contient toujours quelque *chlorure*. Voir *nitre* (p. 97) et *nitrate de soude* (p. 106).

Les composés d'acide hypochloreux dégagent aussi du *chlore* quand on les chauffe avec de l'acide sulfurique.

L'acide *hypochloreux* lui-même existe soit sous forme d'un gaz jaune explosif, soit sous forme de solution aqueuse, d'une forte odeur de chlore et d'une grande puissance décolorante.

Les solutions des hypochlorites donnent un précipité brun foncé de bioxyde de manganèse par l'addition de sulfate de manganèse.

Le seul hypochlorite qui se rencontre communément à l'état solide est l'*hypochlorite de chaux* qui se trouve dans le *chlorure de chaux* ordinaire du commerce, décrit p. 88.

L'*hypochlorite de soude* existe dans le *chlorure de soude*, qui ne se vend qu'en solution et est décrit p. 106.

92. Pour s'assurer de la présence de l'iode, ajouter à une solution de la substance à essayer quelques gouttes d'amidon en pâte ténue (353) et un peu d'acide nitrique concentré jaune. L'acide nitreux qui se formera mettra l'iode en liberté, et celui-ci colorera l'amidon en bleu.

93. L'*iode non combiné* se trouve en écailles noires et brillantes, ayant une odeur particulière, qui rappelle celle du chlore. Il tache les doigts en brun et se convertit en vapeurs violettes magnifiques quand on le chauffe.

Les seuls *iodures* de nature à se rencontrer dans l'analyse ordinaire sont ceux de *potassium* (77), de *fer* (45), de *plomb* (14), de *mercure* (31) et d'*arsenic* (35).

94. Pour reconnaître le gaz acide carbonique, tremper une baguette de verre dans de l'eau de chaux et l'introduire, avec la goutte limpide d'eau de chaux qu'il tient suspendue, dans l'ouverture du tube à expérience, alors la goutte se recouvrira immédiatement d'une pellicule

opaque de carbonate de chaux, qui disparaîtra de nouveau si on la laisse exposée pendant quelque temps à l'action du gaz.

95. L'*acide carbonique libre* se rencontre dans l'analyse ordinaire, soit à l'état gazeux, soit dissous dans l'eau, et peut se reconnaître à son odeur faible, à la coloration rouge peu foncée qu'il donne au papier bleu de tournesol et au précipité laiteux qu'il forme avec l'eau de chaux, précipité qui disparaît quand on ajoute un excès d'acide.

Les carbonates qui se rencontrent le plus communément sont ceux de *chaux* (69), de *soude* (80), de *potasse* (77), d'*ammoniaque* (75), de *baryte* (65), de *magnésie* (9), de *fer* (45), de *zinc* (53), de *plomb* (14) et de *cuivre* (27).

96. Pour s'assurer de la présence de l'acide sulfhydrique, tremper un morceau de papier à filtrer dans une solution d'acétate de plomb, ou de nitrate d'argent, ce papier noircira quand on l'exposera à l'action de ce gaz.

97. L'*acide sulfhydrique* se rencontre dans l'analyse sous la forme de gaz ou de solution dans l'eau, qui a l'odeur du gaz et noircit l'acétate de plomb et le nitrate d'argent.

Beaucoup de *sulfures* dégagent de l'acide sulfhydrique quand on les chauffe avec de l'acide chlorhydrique. Les plus importants sont ceux de *fer* (45), d'*antimoine* (39), d'*ammonium* (75), de *plomb* (14), de *zinc* (53), de *potassium* et de *calcium*.

La *sulfure de potassium* est généralement en fragments bruns qui deviennent facilement humides par leur exposition à l'air et exhalent une forte odeur d'acide sulfhydrique. Il se dissout aisément dans l'eau, et la solution devient généralement laiteuse quand on la mélange d'acide chlorhydrique, par suite du dépôt d'un peu de soufre dû à la présence de bisulfure de potassium, ou d'hyposulfite de potasse.

Le *sulfure de calcium* se rencontre dans les *résidus* des fabriques de soude, sous forme d'une substance presque noire, partiellement soluble dans l'eau bouillante, la solution ayant une réaction alcaline. L'acide chlorhydrique dilué ne le dissout pas entièrement, mais laisse un résidu foncé contenant des particules charbonneuses.

98. Pour se familiariser avec l'odeur de l'acide cyanhydrique (prussique), chauffer un peu de la solution de ferrocyanure de potassium (prussiate jaune de potasse) avec de l'acide sulfurique dilué, ce qui laissera dégager de l'acide cyanhydrique pur.

Pour s'assurer de la présence de l'acide cyanhydrique, ajouter à une solution de la substance quelques gouttes de solution de sulfate de fer et un léger excès de potasse; agiter pendant quelques moments le précipité avec l'air du tube *, et ajouter un excès d'acide chlorhydrique, alors un précipité bleu ou une couleur nettement bleue ou verte, pénétrant dans le liquide, indiquera la présence de l'acide cyanhydrique ou d'un cyanure.

Dans cette épreuve, l'oxyde ferreux et la potasse, agissant sur l'acide cyanhydrique, produisent du ferrocyanure de potassium; quand on ajoute l'acide chlorhydrique, il dissout l'oxyde ferrique produit par l'action de l'air, et le perchlorure de fer ainsi produit, venant en contact avec le ferrocyanure de potassium, produit du ferrocyanure de fer ou bleu de Prusse.

Si le cyanogène existait originellement à l'état de ferro ou de ferricyanure, le sulfate de fer produirait immédiatement, dans le premier cas, un précipité bleu relativement clair, dans le second, un bleu foncé.

99. *L'acide cyanhydrique* même se rencontre seule-

* Une goutte ou deux de perchlorure de fer rempliront le même but que l'agitation avec l'air.

ment en solution aqueuse, reconnaissable à son odeur, à son action sur le papier bleu de tournesol qu'il rougit très-faiblement, et à l'expérience ci-dessus.

Les principaux composés du cyanogène, qui émettent l'odeur de l'acide cyanhydrique quand on les chauffe avec de l'acide chlorhydrique, sont le *cyanure de potassium* (77), le *ferrocyanure* (77) et le *ferricyanure* (77) de *potassium*, le *sulfocyanure de potassium*, le *cyanure de mercure* (31), le *fulminate de mercure*.

Le *sulfocyanure de potassium* (composé de potassium, de soufre, de carbone et d'azote) est en cristaux blancs en forme d'aiguilles, qui absorbent l'humidité atmosphérique et se dissolvent très-facilement dans l'eau. Le perchlorure de fer ajouté à la solution donne une couleur rouge de sang foncé. Chauffé avec l'acide chlorhydrique, le sulfocyanure dépose un précipité jaune et dégage un gaz, d'une odeur repoussante particulière, qui brûle avec une flamme bleue.

Le *fulminate de mercure* (composé de mercure, de carbone, d'azote et d'oxygène) se rencontre sous forme d'une poudre cristalline grisâtre qui fait facilement explosion par le frottement ou la percussion. Si on en dépose sur une lame de verre et qu'on le touche avec une allumette allumée, il brûle rapidement avec un brillant éclat et recouvre le verre de mercure métallique. Faiblement soluble dans l'eau bouillante, il se dissout facilement dans l'acide chlorhydrique.

Le *cyanure de mercure* a été déjà noté (31).

Comme la potasse ne décompose pas le cyanure de mercure, il est nécessaire, avant d'appliquer le réactif de bleu de Prusse décrit ci-dessus, de séparer le mercure en acidulant légèrement la solution avec l'acide chlorhydrique, et introduisant une lame de zinc; au bout de quelques minutes on peut décanter la solution et l'es-

sayer avec le sulfate de fer, la potasse et l'acide chlorhydrique, suivant les indications données plus haut.

100. Si l'on a quelque doute que l'odeur soit celle de l'acide sulfureux, placer un fragment de zinc dans le liquide acide, alors l'hydrogène qui se trouve dégagé par son action sur l'acide chlorhydrique convertira l'acide sulfureux en acide sulfhydrique qui peut se reconnaître à son odeur et à ce qu'il noircit le papier trempé dans la solution d'acétate de plomb ou de nitrate d'argent.

L'*acide sulfureux* lui-même se rencontre sous forme gazeuse ou en solution dans l'eau toujours reconnaissable à son odeur. Le principal sel commercial d'acide sulfureux, le *sulfite de soude* a été décrit p. 106.

L'*acide hyposulfureux* est inconnu à l'état libre. Sa seule forme commune de combinaison, l'*hyposulfite de soude*, a été décrite p. 106.

101. De petites quantités d'acide sulfurique (à l'état de sulfates) se trouvent très-communément, comme impureté, dans les sels du commerce, de sorte que si ce précipité est rare (peu abondant), l'analyste doit hésiter avant de prononcer que l'acide sulfurique est un constituant essentiel du sel. L'acide sulfurique se découvrira encore dans une solution qui a été faite avec de l'acide nitrique, si le soufre existait dans la substance originelle à l'état de sulfure, de sulfite, d'hyposulfite ou de sulfate.

102. L'*acide sulfurique* lui-même (ac. sulfurique anhydre) ne se rencontre guère qu'à l'état de combinaison avec l'eau.

L'*acide sulfurique hydraté* ou *huile de vitriol* est un liquide huileux, pesant, qui a ordinairement une couleur brunâtre due à la présence de matière organique. Si on le verse dans un tube à expérience contenant un peu d'eau, il se développe beaucoup de chaleur.

L'*acide sulfurique de Nordhausen* émet des nuages blancs quand le flacon est ouvert et produit un léger bruit de sifflement quand on le verse dans de l'eau.

L'*acide sulfurique dilué* rougit fortement le papier bleu de tournesol. Si l'on en humecte un morceau de papier blanc et qu'on le sèche à une douce chaleur, il prend une couleur noir foncé, le papier étant carbonisé par cet acide.

Les nombreux sels de l'acide sulfurique ou *sulfates* ont été décrits dans les notes consacrées à leurs métaux respectifs.

102 a. Un précipité blanc par le nitrate de baryte, soluble dans l'acide nitrique dilué, indique l'acide carbonique (alors le précipité ferait effervescence avec l'acide), l'acide phosphorique, oxalique, boracique, silicique, sulfureux ou hyposulfureux. Ceux-ci seront découverts (à l'exception de l'acide carbonique) dans la partie subséquence du tableau H.

105. Il faut, autant que possible, laisser déposer le précipité produit par le nitrate d'argent et décanter le liquide avant de faire bouillir le précipité avec l'acide azotique.

L'acide nitrique froid dissout tous les précipités ordinaires produits par le nitrate d'argent, excepté le chlorure, le sulfure et le cyanure, les deux derniers exigeant d'être bouillis avec l'acide.

Le cyanure d'argent, quand il a été lavé (16), se dissout en le chauffant avec la solution de potasse, qui convertit le chlorure d'argent en oxyde brun d'argent, sans le dissoudre.

Plusieurs autres précipités d'argent moins communs sont, cependant, également insolubles dans l'acide azotique, tels sont l'iodure (jaune), le bromure, le ferrocya-

nure, le ferricyanure (rouge brun) et le sulfo cyanure d'argent.

Si l'on agit avec de l'ammoniaque le précipité d'argent lavé, l'iode (blanchi par l'ammoniaque) et le ferrocyanure ne se dissolvent pas, tandis que les autres sont dissous par l'ammoniaque.

104. Comme il se trouve communément des chlorures à l'état d'impuretés dans les sels du commerce, et que de petites quantités donnent avec le nitrate d'argent un précipité relativement abondant, il faut prendre beaucoup de précaution avant de conclure que la substance examinée est réellement un chlorure.

La présence d'un chlorure peut se confirmer en chauffant la substance originelle avec de l'acide sulfurique dilué et de l'oxyde noir de manganèse, alors il se dégagera du chlore gazeux, qui peut se reconnaître à son odeur et à son action sur le papier de tournesol mouillé qu'il blanchit*.

Les bromures émettraient des *vapeurs brunes* de brome d'une odeur insupportable et donnant une couleur orange à l'amidon mouillé.

Les iodures donneraient des *vapeurs violettes* d'iode colorant en bleu l'amidon mouillé.

105. L'*acide chlorhydrique* non combiné se rencontre habituellement à l'état de solution dans l'eau. L'*acide chlorhydrique concentré*, lorsqu'il est pur, est incolore, mais l'acide ordinaire a une couleur jaune due à la présence de fer. Il répand des vapeurs blanches assez épaisses dans l'air humide et a une odeur suffocante particulière. Quand on le chauffe avec de l'oxyde noir de manganèse, il dégage

* Le sublimé corrosif (chlorure mercurique) dégage très-peu de chlore quand on le chauffe avec de l'acide sulfurique dilué et l'oxyde noir de manganèse, et n'émet pas d'acide chlorhydrique quand on le chauffe avec l'acide sulfurique fort.

beaucoup de chlore, reconnaissable à son odeur irritante, et à son puissant effet décolorant sur le papier de tournesol humide. L'*acide chlorhydrique dilué* ne répand pas de vapeurs blanches dans l'air, mais dégage aussi du chlore quand on le chauffe avec l'oxyde noir de manganèse.

Les *chlorures*, qui sont précipités par le nitrate d'argent exactement comme le ferait l'acide chlorhydrique, ont été notés à propos de leurs métaux respectifs.

106. Pour un réactif propre à confirmer la présence de l'acide iodhydrique, voir (92).

L'*acide iodhydrique* à l'état libre ne se rencontre pas communément. Les *iodures* qui se comportent avec le nitrate d'argent, exactement comme l'acide iodhydrique, ont été décrits, quand leur importance le méritait, à propos de leurs métaux respectifs.

106 a. Un précipité *noir* produit par le nitrate d'argent indique l'acide sulfhydrique (97). Un précipité *blanc*, passant rapidement au *brun orangé* et au *noir*, indique l'acide hyposulfureux. Voir *Hyposulfite de soude* (80). Un précipité *brun*, soluble dans l'acide azotique, peut être de l'arséniate d'argent, indiquant l'*acide arsénique* (35) ou de l'oxyde d'argent, indiquant la présence de quelque substance alcaline caustique, telle que la potasse, la soude ou la chaux, dissoute dans l'eau (69, 77, 80).

Un précipité *brun* ou *rouge brun*, insoluble dans l'acide azotique, indique le ferricyanogène. Voir *Ferricyanure de potassium* (77).

Un précipité *blanc*, passant au *brun* ou au *noir* sous l'action de la chaleur, indique l'acide boracique (Tabl. H, col. 5), ou l'acide sulfureux (100).

Un précipité *blanc*, devenant *brun* quand on le chauffe avec l'acide azotique et se dissolvant alors dans l'ammoniaque qui avait refusé de le dissoudre tout d'abord, est

du ferrocyanure d'argent (113). Si le nitrate d'argent n'est pas en excès, une couleur bleue peut être produite par l'acide azotique. Un précipité *rouge* indique l'*acide chromique* (120).

107. Ce réactif doit être appliqué à une solution froide; une quantité considérable de sulfate de fer est nécessaire, et il faut y verser lentement l'acide sulfurique, de telle sorte que sa masse puisse tomber au fond du tube, car s'il se produit beaucoup de chaleur par son mélange avec l'eau, le composé brun accusateur de l'acide azotique sera décomposé. Ce composé brun contient du sulfate de fer, combiné avec l'oxyde nitrique qui s'est formé par la soustraction d'oxygène de l'acide azotique, pour convertir une autre partie du sulfate de fer (sulfate ferreux) en persulfate (sulfate ferrique).

108. Si l'on a besoin d'un autre témoignage de la présence de l'acide azotique, la substance originelle, ou même la solution, après son refroidissement, peut être mélangée d'environ un égal volume d'acide sulfurique concentré, et après y avoir ajouté un peu de limailles ou de rognures de cuivre, on la chauffera; alors, des vapeurs brunes d'acide hypoazotique se produiront par suite de l'action désoxydante du cuivre sur l'acide azotique mis en liberté par l'acide sulfurique*.

109. L'*acide azotique* lui-même (acide azotique anhydre) est extrêmement rare, excepté en combinaison avec l'eau.

L'*acide azotique concentré*, quand il est parfaitement pur, est incolore, mais a généralement une couleur jaune due à la présence d'acide hypoazotique. Il répand des vapeurs *orangées* dans l'air, tache la peau en jaune

* Les nitrites ou sels d'acide nitreux dégagent des vapeurs brunes quand on les traite par l'acide sulfurique à froid et donnent une solution brune avec le sulfate de fer et l'acide sulfurique *dilué*.

et, quand on le verse sur du cuivre ou du zinc, détermine une violente effervescence avec production de vapeurs rouges.

L'*acide azoteux* du commerce est de l'acide azotique concentré, contenant une plus grande proportion d'acide hypoazotique (peroxyde nitrique), qui lui communique une couleur rouge orangé. Certains spécimens d'acide azotique pur ont une coloration verte, due à la présence d'acide azoteux.

L'*acide azotique dilué* (*eau forte*) rougit naturellement le papier de tournesol avec une grande énergie et agit sur le cuivre ou le zinc de la même manière que l'acide concentré, mais moins violemment.

Les sels formés par l'acide azotique ou *azotates* ont été décrits, quand leur importance le méritait, dans les notes relatives aux métaux individuels.

110. Si la solution originelle est neutre (48), il n'est pas nécessaire d'y ajouter de l'ammoniaque et de l'acide acétique; mais si elle est acide au papier réactif, l'acide libre peut empêcher la formation d'un précipité avec le perchlorure de fer ou avec le chlorure de calcium, de sorte qu'il faut la neutraliser avec de l'ammoniaque, qui peut s'ajouter jusqu'à ce que le liquide en exhale légèrement l'odeur, même après qu'on l'a secoué avec le pouce appliqué sur l'ouverture du tube, et qu'il bleuisse le papier de tournesol rongi; l'acide acétique peut s'ajouter jusqu'à ce que l'odeur de l'ammoniaque cesse d'être perceptible après l'agitation et que le liquide rougisse le papier bleu de tournesol. On divise alors la solution en deux parties que l'on examine suivant le tableau.

Si quelque précipité reste non dissous après l'addition d'acide acétique en excès, c'est probablement du phosphate de fer (p. 129), de l'oxalate de chaux (58), du fluo-

rure de calcium (59), du phosphate d'alumine (p. 129) ou du phosphate de plomb (p. 130).

111. On recommande ici l'emploi d'une seule goutte de perchlorure de fer, parce que le précipité de phosphate de fer (phosphate ferrique) est soluble dans un excès du perchlorure.

Si le perchlorure de fer produit un précipité rouge ou brun, l'ammoniaque n'a pas été neutralisée par l'acide acétique (110).

Si un composé solide contenant de l'acide phosphorique, après avoir été bien desséché à l'aide de la chaleur, est fortement chauffé dans un tube (17) avec un peu de magnésium métallique, la masse, après refroidissement, émet l'odeur de poisson particulière à l'hydrogène phosphoré par son ébullition avec l'eau.

Le réactif le plus délicat pour l'acide phosphorique est le *molybdate d'ammoniaque* qui produit, dans la solution acidulée avec l'acide azotique, (et libre d'acide chlorhydrique), surtout sous l'action de la chaleur, un précipité jaune contenant les acides phosphorique, et molybdique et de l'ammoniaque.

Il faut avoir soin de ne pas confondre l'acide arsénique avec l'acide phosphorique (p. 58).

111 a. Une solution contenant de l'acide arsénieux combiné avec un alcali donnerait aussi un précipité jaune, soluble dans l'acide azotique, par l'addition de nitrate d'argent; mais l'absence de l'acide arsénieux a été établie précédemment (Tabl. A).

112. L'*acide phosphorique* lui-même (acide phosphorique anhydre) ne se rencontre pas communément, parce qu'il ne peut être exposé à l'air sans en absorber l'humidité et se liquéfier en une solution d'acide phosphorique. La solution ordinaire d'acide phosphorique est un liquide incolore qui rougit fortement le papier bleu

de tournesol. Si on la mélange d'un léger excès d'ammoniaque et d'une solution de sulfate de magnésie, à laquelle on a ajouté du chlorure d'ammonium et de l'ammoniaque, il se produit un précipité blanc granuleux de phosphate de magnésie et d'ammoniaque, dont on favorise beaucoup la formation en agitant le liquide (6).

L'*acide métaphosphorique* forme des masses transparentes incolores qui absorbent facilement l'humidité atmosphérique. Il se dissout dans l'eau froide, et la solution donne un précipité blanc avec le nitrate d'argent. Si l'on fait bouillir pendant quelque temps la solution de l'acide dans l'eau, elle cesse de précipiter par le nitrate d'argent, à moins qu'on n'y ajoute *très-peu* d'ammoniaque; alors, elle donne un précipité jaune, l'acide métaphosphorique s'étant converti en acide orthophosphorique ou acide phosphorique tribasique par son ébullition avec l'eau.

L'acide phosphorique pourrait se trouver dans une solution préparée avec l'acide azotique, comme résultat de l'oxydation du phosphore.

Le *phosphore ordinaire (vitreux)* se reconnaît facilement à son inflammabilité par le frottement ou par l'action d'une douce chaleur; il brûle alors avec une flamme brillante, dégageant d'épais nuages d'acide phosphorique anhydre.

Le *phosphore amorphe ou rouge* ne s'enflamme pas par le frottement et exige une température plus élevée, pour s'enflammer, que le phosphore ordinaire. Quand on le chauffe dans un petit tube fermé à une extrémité (17) il se convertit en vapeur qui se condense en gouttes de phosphore ordinaire sur les parois froides du tube.

Le *phosphate de soude* a été décrit (p. 107).

La présence de l'acide phosphorique dans le phosphate de soude peut se confirmer, en mélangeant la solution

d'ammoniaque et l'essayant avec le mélange de sulfate de magnésie, de chlorure d'ammonium et d'ammoniaque.

La solution de phosphate de soude donne, avec le nitrate de baryte, un précipité blanc qui est dissous par l'acide nitrique dilué.

Avec le nitrate d'argent, elle donne un précipité jaune soluble dans l'acide azotique.

L'arséniate de soude, qui ressemble beaucoup au phosphate (p. 58), donne un précipité brun avec le nitrate d'argent.

Le *phosphate de soude et d'ammoniaque*, ou *sel microcosmique*, ou *sel de phosphore*, forme des cristaux incolores, qui se dissolvent dans l'eau, en donnant une solution qui bleuit le tournesol rouge.

Avec le nitrate de baryte et le nitrate d'argent, la solution se comporte comme le phosphate de soude. Avec le sulfate de magnésie, surtout par l'agitation, elle donne le précipité de phosphate de magnésie et d'ammoniaque.

Quand on chauffe du sel microcosmique dans un tube sec (17), il fond facilement, bout et dégage beaucoup de vapeur et d'ammoniaque (reconnaissable à son odeur), laissant un verre transparent de métaphosphate de soude.

Le *phosphate et le superphosphate de chaux* ont été notés (56).

Pour confirmer l'indication de la présence de l'acide phosphorique dans ces sels, on peut mêler leurs solutions avec de l'acétate d'ammoniaque (préparé en mélangeant de l'ammoniaque d'un léger excès d'acide acétique) et y ajouter de l'oxalate d'ammoniaque tant que le précipité d'oxalate de chaux s'accroît. La solution est alors soumise à l'ébullition, filtrée, mélangée d'ammoniaque

en léger excès et essayée avec le mélange de sulfate de magnésie, de chlorure d'ammonium et d'ammoniaque.

Si l'on fait une pâte avec du phosphate de chaux et de l'acide sulfurique concentré, et qu'on l'expose sur un fil de platine, dans la périphérie d'une flamme (70), la flamme verdâtre du phosphore se percevra dans l'obscurité.

Le *phosphate de magnésie et d'ammoniaque* ou *phosphate triple* est une poudre blanche cristalline, qui est insoluble dans l'eau, mais se dissout facilement dans l'acide chlorhydrique. Si la solution hydrochlorique est largement diluée avec de l'eau, mélangée d'ammoniaque en excès, et agitée avec une baguette de verre, le phosphate se reprécipite sous forme granuleuse, particulièrement sur les lignes de frottement faites par la tige de verre.

Le phosphate de magnésie et d'ammoniaque émet de l'ammoniaque quand on le fait bouillir avec de la potasse.

Le *phosphate d'alumine* est insoluble dans l'eau, mais se dissout dans l'acide chlorhydrique. La potasse le précipite de cette solution, mais un excès de potasse le redissout. L'ammoniaque le précipite également, mais sans le redissoudre.

Si la solution de phosphate d'alumine dans l'acide chlorhydrique est mélangée d'une solution d'acide tartrique, puis d'un excès d'ammoniaque, la solution restera claire, et l'acide phosphorique peut être découvert par le mélange de sulfate de magnésie avec le chlorure d'ammonium et l'ammoniaque.

Avec l'acide sulfurique fort, dans une flamme, le phosphate d'alumine se comporte comme le phosphate de chaux.

Le *phosphate de fer* est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'acide chlorhydrique, donnant une solution

jaune. En mêlant cette solution avec de l'acétate d'ammoniaque (préparé en mélangeant de l'ammoniaque avec un léger excès d'acide acétique) le phosphate de fer se sépare sous forme de précipité blanc.

Si la solution hydrochlorique de phosphate de fer est mêlée avec de l'ammoniaque en excès, un précipité brunâtre de phosphate de fer basique se produit; en le faisant bouillir avec du sulfure d'ammonium, le fer se convertit en sulfure (noir) de fer, et l'acide phosphorique se dissout à l'état de phosphate d'ammoniaque et peut se découvrir dans la solution filtrée par le sulfate de magnésie, mélangé de chlorure d'ammonium et d'ammoniaque.

Le *phosphate de plomb* est insoluble dans l'eau, et pas facilement soluble dans l'acide chlorhydrique, mais l'acide azotique dilué le dissout; l'ammoniaque ajoutée à cette solution précipite le phosphate de plomb et l'acide acétique ne le redissout point.

En faisant bouillir le phosphate de plomb avec du sulfure d'ammonium, l'acide phosphorique se convertit en phosphate d'ammoniaque, et peut se découvrir dans la solution filtrée, avec le mélange de sulfate de magnésie, de chlorure d'ammonium et d'ammoniaque.

113. Le *ferrocyanogène* est le nom donné au groupe contenant du carbone, de l'azote et du fer que l'on suppose exister dans le ferrocyanure de potassium et dans d'autres ferrocyanures, bien qu'on ne l'ait jamais obtenu à l'état isolé.

L'*acide hydroferrocyanique* (ou *ferrocyanique*) est loin d'être une substance commune. Il est cristallin et facilement soluble dans l'eau. Quand on fait bouillir la solution, elle émet l'odeur de l'acide cyanhydrique et dépose un précipité blanc de cyanure de fer qui passe rapidement au bleu par l'oxydation.

Le *ferrocyanure de potassium* a été décrit (p. 100). Sa solution donne, avec le nitrate d'argent, un précipité presque blanc de ferrocyanure d'argent, qui n'est pas dissous par l'ammoniaque.

Si l'on chauffe ce précipité avec de l'acide azotique dilué, il se convertit en ferricyanure rouge orangé d'argent et est alors dissous par l'ammoniaque, à l'exception de quelques flocons de peroxyde de fer.

Le sulfate de fer détermine un précipité bleu dans la solution de ferrocyanure de potassium.

Le *ferrocyanure de fer* ou *bleu de Prusse* ne se dissout pas dans l'eau ni dans les acides dilués. On peut le reconnaître en le faisant bouillir avec de la potasse, qui laisse un résidu de peroxyde de fer brun et donne une solution de ferrocyanure de potassium, que l'on peut filtrer, neutraliser avec l'acide chlorhydrique et essayer avec le perchlorure de fer.

Le *ferrocyanure de cuivre* a une couleur rouge brun et est insoluble dans l'eau et dans les acides dilués. Il se décompose, par son ébullition avec la potasse, en oxyde noir de cuivre et en ferrocyanure de potassium, que l'on peut essayer comme dans le cas du bleu de Prusse.

114 *. Pour obtenir un témoignage confirmatif de la présence de l'acide oxalique, agiter un peu de la substance originelle avec de l'acide sulfurique dilué (qui ne produit pas d'effervescence avec l'acide oxalique) et jeter dans le mélange un peu de bioxyde de manganèse pulvérisé; alors, de l'acide carbonique s'échappera avec effervescence, surtout par l'application d'une douce chaleur,

* Le ferrocyanure de potassium peut aussi donner, avec le chlorure de calcium, un précipité du ferrocyanure double de calcium et de potassium, que l'on pourrait confondre avec l'oxalate de chaux, puisqu'il est insoluble dans l'acide acétique, mais soluble dans l'acide chlorhydrique, duquel l'ammoniaque le reprécipite.

et l'on pourra le reconnaître à l'aide du réactif eau de chaux (94).

115. L'*acide oxalique* lui-même forme des cristaux prismatiques incolores qui se dissolvent facilement dans l'eau, et donnent une solution fortement acide.

Quand on chauffe l'acide oxalique avec de l'acide sulfurique fort, il se dissout avec effervescence en dégageant de l'acide carbonique et de l'oxyde de carbone gazeux, dont le dernier brûle avec une flamme bleue quand on approche d'une flamme l'ouverture du tube.

Avec le nitrate de baryte, une forte solution d'acide oxalique donne, par l'agitation avec une baguette de verre, un précipité granuleux d'oxalate de baryte, qui se dissout dans l'acide azotique dilué.

Avec le nitrate d'argent, la solution d'acide oxalique donne un précipité blanc d'oxalate d'argent qui est soluble dans l'acide azotique dilué.

Quand on chauffe l'acide oxalique dans un tube sec (17) il fond très-facilement et se convertit entièrement en vapeur, dont une partie se condense sur les parois du tube en fines aiguilles transparentes.

Les oxalates qui se rencontrent communément sont l'*oxalate acide de potasse* (p. 401), l'*oxalate d'ammoniaque* (75) et l'*oxalate de chaux* (58).

116. Ce réactif pour l'acide boracique dépend de sa propriété singulière de colorer en rouge orangé la matière colorante du curcuma; mais cette propriété n'appartient qu'à l'acide boracique libre, de sorte que s'il est combiné avec une base, il est nécessaire de le mettre en liberté par l'addition d'acide chlorhydrique, jusqu'à ce que la solution rougisse le papier bleu de tournesol. Un grand excès d'acide chlorhydrique doit être évité, car il est sujet à carboniser le papier en séchant.

Le papier peut être séché en l'agitant au-dessus de la

flamme, de manière à ne pas le brûler, ou en le chauffant doucement sur une lame de verre.

Pour obtenir un témoignage confirmatif de la présence de l'acide boracique, mêler la substance examinée avec de l'acide sulfurique fort; ajouter de l'alcool, et enflammer le mélange, soit sur une baguette de verre qu'on y a plongée, soit sur une lame de verre, ou dans une petite capsule à évaporation, dans ce dernier cas, en agitant avec une baguette de verre. L'acide boracique communique une couleur verte prononcée à la flamme, surtout à son pourtour.

117. L'acide boracique lui-même (*acide boracique anhydre*) ne se rencontre pas communément.

Il forme des fragments vitreux, transparents quand ils sont fraîchement préparés, mais devenant opaques quand ils sont anciens. Il se pulvérise avec beaucoup de difficulté et paraît d'abord être insoluble dans l'eau et les acides, mais après son ébullition dans l'eau pendant un temps de courte durée, il s'en dissout un peu, en donnant une solution qui fait passer au violet le papier bleu de tournesol et colore le papier de curcuma, que l'on a plongé dans la solution et que l'on a fait sécher, en rouge orangé, devenant vert quand on l'humecte de potasse.

L'acide boracique vitreux se dissout facilement quand on le chauffe avec de la potasse.

L'acide boracique cristallisé (ou *hydraté*) forme des cristaux blancs écailleux ou plumeux, qui se dissolvent dans l'eau bouillante, et se déposent de nouveau quand la solution se refroidit. La solution se comporte, avec les papiers de tournesol et de curcuma, comme nous l'avons dit plus haut. Placés sur la pointe d'un couteau ou sur un fil de platine (74) et chauffés dans la périphérie d'une flamme (70), les cristaux d'acide boracique colorent la flamme en vert, une partie de l'acide se convertissant

en vapeur en présence de l'eau. Les cristaux sont dissous par l'alcool bouillant et la solution brûle avec une belle flamme verte.

L'acide boracique impur, importé de Toscane, contient toujours des quantités considérables d'ammoniaque et d'acide sulfurique, à l'état d'impuretés.

Les seuls borates communs sont le *borax* ou *biborate de soude* (p. 107) et le minéral boronatrocalcite, qui se compose d'acide boracique, de soude, de chaux et d'eau, et est importé du Pérou sous le nom de borate de chaux.

Le *boronatrocalcite* se présente en masses terreuses molles; il est dissous à un léger degré par l'eau et entièrement par l'acide chlorhydrique. Si on le dissout dans une petite quantité d'acide chlorhydrique, l'ammoniaque produira un précipité de borate de chaux; mais, en présence de beaucoup d'acide, le chlorure d'ammonium formé suffira pour empêcher la précipitation, car le borate de chaux est soluble dans le chlorure d'ammonium.

118. Pour découvrir l'acide silicique, la solution qui a été acidifiée avec l'acide chlorhydrique est évaporée *jusqu'à siccité** (c'est-à-dire jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liquide), dans une capsule (84); on laisse refroidir cette dernière, et l'on y verse de l'acide chlorhydrique dilué. On chauffe alors, de nouveau, doucement la capsule et l'on en agite le contenu avec une baguette de verre; quand il ne paraît plus se rien dissoudre, on vide le contenu de la capsule dans un tube à expérience. Si l'acide silicique est présent, des flocons demi-transparents se verront dans le liquide, auquel ils donneront un aspect opalescent particulier.

* Quand une quantité considérable d'acide silicique est présente, le liquide se transforme en gelée à une certaine période de l'évaporation.

On peut se débarrasser de l'acide silicique par filtration, et essayer la solution pour le potassium et le sodium, conformément au tableau F (p. 92).

La seule substance commune que l'on pourrait confondre avec l'acide silicique dans cette épreuve, c'est le sulfate de chaux qui n'est pas immédiatement redissous par l'acide chlorhydrique après l'évaporation jusqu'à siccité, bien qu'en continuant de le chauffer avec l'acide, il doive se dissoudre. Mais le sulfate de chaux est plus opaque et reste généralement sous forme d'une poudre cristalline, qui se précipite beaucoup plus volontiers que l'acide silicique. Si l'on a quelque doute, on peut laisser la partie insoluble reposer dans le tube, la laver deux fois, par décantation (46) et la chauffer avec un peu de potasse, qui dissoudra facilement l'acide silicique, mais non le sulfate de chaux.

419. Les formes communes d'acide silicique, aussi bien que les silicates qui se rencontrent le plus souvent, sont insolubles dans l'eau et les acides dilués ; ils seront donc notés ci-après.

Les seuls silicates solubles dans l'eau sont le *silicate de potasse* (p. 102) et le *silicate de soude* (p. 107). Les silicates mêmes qui sont attaqués par l'ébullition avec les acides dilués (tels que les minéraux *zéolithiques* et diverses scories) ne se dissolvent pas généralement dans l'acide, mais laissent un résidu d'acide silicique gélatineux, de sorte que nous les étudierons en même temps que les substances insolubles dans l'eau et les acides.

420. L'*acide chromique* lui-même forme des cristaux en aiguilles d'une couleur cramoisie ; ils attirent facilement l'humidité de l'air et se dissolvent aisément dans l'eau ; la solution donne un précipité jaune brillant avec l'acétate de plomb et un précipité rouge avec le nitrate d'argent.

Les chromates qui se rencontrent le plus communément sont le *chromate de potasse* (61), le *bichromate de potasse* (61), le *chromate de baryte* (65) et le *chromate de plomb* (p. 40).

121. Exemples pratiques pour s'exercer sur les tableaux G et H. — On peut s'exercer dans l'analyse avec les substances suivantes (10) :

Crac (carbonate de chaux).	}	Salpêtre (nitrate de potasse).
Sel ordinaire (chlorure de sodium).		Chorate de potasse.
Spath fluor (fluorure de calcium).		Iodure de potassium.
Chlorure de chaux.		Cyanure de potassium.
Sulfure de fer.		Sulfite de soude.
Ferro-cyanure de potassium.		Sulfate de magnésie.
Hyposulfite de soude.		Borax (biborate de soude).
Phosphate de soude.		Silicate de potasse.
Acide oxalique.		

EXERCICE VII. (Voir (141) pour les exemples pratiques.)
122. Analyse de substances insolubles qui peuvent contenir un métal et un acide ou une substance non métallique (d'origine inorganique).
 (85, 125 a.)

TABLEAU I.

	1	2	3	Résidu**
Chauder sur un fragment de porcelaine (123). Le <i>Soufre</i> fond facilement, brûle avec une flamme bleue et émet l'odeur de l'acide sulfureux (126). Le <i>Carbone</i> ne fond pas, mais brûle quand on le chauffe fortement et se consume (127). Le <i>Chlore d'argent</i> se fond en gouttes brunes qui restent sans changer (128). Le <i>Spith fluor</i> se fendille et émet une lumière bleue passagère (129).	Chauder la substance pulvérisée (124, 125) sur un fragment de feuille de platine* avec environ trois parties de <i>Carbone</i> de sorte et une partie de <i>NITRATE DE POTASSE</i> , pendant quelques minutes (130). Plonger la feuille avec la masse dans de l'eau chaude (131) et filtrer.	Aciduler avec l'Acide chlorhydrique et ajouter du <i>Calcium de Baryum</i> . Le précipité non dissous par une plus grande quantité d'acide chlorhydrique indique l'Acide sulfurique (132, 133). Faire bouillir et verser un excès d'Acide sulfurique. Le précipité jaune indique l' <i>Etain</i> (134, 135). Le précipité orange indique l' <i>Antimoine</i> (136).	Aciduler avec l'Acide chlorhydrique et ajouter du <i>Calcium de Baryum</i> . Faire bouillir et ajouter de l'Acétate de Flore. Le précipité jaune indique l' <i>Argent</i> (137, 138).	Laver avec de l'eau jusqu'à ce que les lavages ne donnent plus de précipité avec le chlorure de baryum ; traiter par l'Acide Nitrique dilué chaud et ensuite par l'eau. Solution. Examiner pour le métal selon le tableau A (139). Solution. Examiner pour le métal selon le tableau A (139). Résidu. Laver et traiter avec l'Acide chlorhydrique dilué chaud. Solution. Examiner pour le métal selon le tableau A (139). Résidu. <i>Acide silicique</i> ou substance insoluble décomposée (graveleuse) (140).

* Cette opération corrode parfois la feuille de platine, aussi ne doit-on en employer qu'un petit fragment.
 ** Si ce résidu est gélatineux, il se compose probablement de silicate d'alumine.

EXPLICATIONS ET INSTRUCTIONS SUR LE TABLEAU I.

123. *Mode d'observer l'action de la chaleur sur des substances en contact avec l'air.* — Un petit fragment de feuille de platine convient très-bien à cette opération.

On peut le tenir avec une pince à creuset (fig. 37) ou le placer sur un triangle de fil de fer (fig. 38) dont l'une des branches est emmanchée d'un bouchon pour tenir l'instrument quand il est chaud.

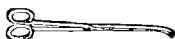


Fig. 37. — Pince à creuset.

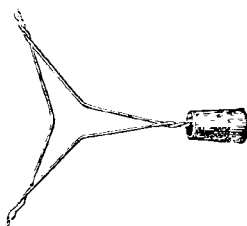


Fig. 38. — Triangle.

La substance à examiner doit se placer à l'un des angles de la feuille, afin que celle-ci ne devienne pas entièrement hors d'usage si la substance est de nature à la corroder.

Il faut commencer par appliquer une douce chaleur en maintenant la feuille un peu au-dessus du sommet de la flamme. On peut ensuite obtenir une chaleur plus intense en dirigeant la flamme du chalumeau sur la face inférieure de la feuille (fig. 39).

Les composés de plomb, de bismuth, d'étain, d'antimoine et d'arsenic ne doivent pas se chauffer sur une feuille de platine, car ces substances la corrodent.

Un morceau de porcelaine cassée ou un petit creuset de porcelaine peut remplacer la feuille de platine.

Un petit fragment de tube de verre allemand mince, ouvert aux deux bouts, remplira le même but, surtout si

l'on a le soin de le recourber légèrement pour pouvoir y maintenir la substance.

Le tube doit être tenu de façon que l'une des ouvertures soit considérablement plus élevée que l'autre, et il

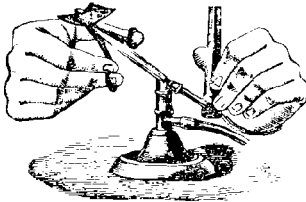


Fig. 39.

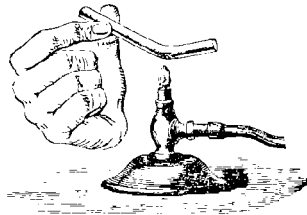


Fig. 40.

faut approcher le nez de l'ouverture la plus haute pour percevoir l'odeur du soufre, de l'arsenic, etc. (fig. 40).

124. Réduction des substances en poudre. — La plupart des substances peuvent être écrasées, puis broyées à l'aide d'un mortier et d'un pilon (fig. 41) de porcelaine de Wedg :



Fig. 41.



Fig. 42. — Spatule.

wood. On se sert d'une petite spatule (fig. 42) pour enlever la poudre du mortier.

Quant aux fragments volumineux, il faut commencer par les briser sur une enclume au moyen du marteau.

Un pilon et un mortier de fer conviennent très-bien pour écraser les substances dures. Pour empêcher les fragments de la substance de se disperser çà et là, un cou-

vercle en bois (fig. 43) doit se poser sur le mortier et avoir une ouverture destinée au passage du manche du pilon.

Quand on n'a pas de mortier à sa disposition, on parvient à pulvériser les substances d'une dureté modérée sur une surface dure en faisant rouler sur elles une bouteille résistante.

On se sert d'un mortier et d'un pilon d'agate (fig. 44)

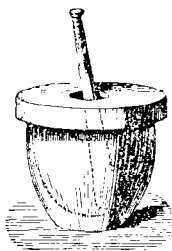


Fig. 43.



Fig. 44. — Mortier d'agate.



Fig. 45.

pour le broiement final des substances très-dures. Le pilon d'agate doit avoir un manche de bois dur et s'y adapter au moyen d'une tête de laiton (fig. 45). La pulvérisation est singulièrement facilitée par une disposition qui consiste à monter le pilon sur une tige de laiton jouant dans un anneau fixé à un fort montant de bois ; ce montant se détache d'un lourd morceau de bois dur creusé de manière à emboîter solidement le mortier (fig. 46).

La réduction des substances en poudre s'accélère quelquefois par une sorte de criblage des fragments que l'on répète de temps en temps, et qui consiste à frotter légèrement la poudre avec le doigt sur un morceau de mousseline parfaitement tendu sur l'ouverture d'un gobelet (fig. 47). Les fragments laissés sur la mousseline sont reportés au mortier.

Pour pulvériser de petites quantités de substances très-dures, on emploie un mortier d'acier diamanté (fig. 48), qui se compose d'un socle (*a*, fig. 49), dans lequel un cylindre d'acier ouvert aux deux extrémités (*b*) s'ajuste exactement. La substance à pulvériser est versée, en pe-

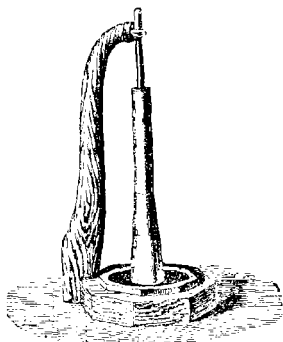


Fig. 46.



Fig. 47.

tits fragments, dans le cylindre creux, et l'on frappe le cylindre d'acier plein (*c*) qui s'emboîte exactement dans le premier, de coups vifs et répétés d'un lourd marteau.

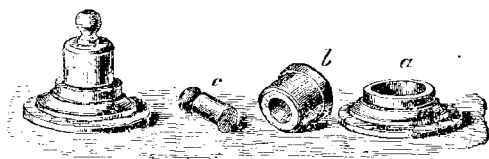


Fig. 48.

Fig. 49.

125. *Fusion des substances insolubles avec le nitrate de potasse et le carbonate de soude.* — Après avoir réduit la substance en poudre impalpable, c'est-à-dire en poudre qui ne donne pas la sensation de gravier (124), on la mêle intimement avec le nitre et le carbonate de soude, égale-

ment réduits en poudre fine, soit dans un petit mortier (fig. 44), soit avec un couteau sur un morceau de papier

Le carbonate de soude employé pour cette fusion doit avoir été préalablement desséché pour chasser son eau de cristallisation.

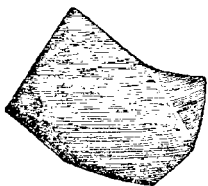


Fig. 50.

Le mélange, placé sur un fragment de feuille de platine *, légèrement recourbé sur les bords (fig. 50), est d'abord soumis à une chaleur modérée pour le débarrasser de toute l'humidité qu'il pourrait contenir. Puis on chauffe la feuille au rouge, sur un foyer de Bunsen (fig. 51) ou sur un bec garni d'une toile métallique (fig. 52) ou en dirigeant sur sa face inférieure

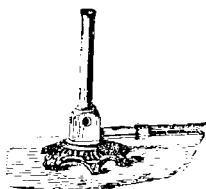


Fig. 51. — Bec de Bunsen.

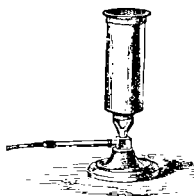


Fig. 52. — Bec muni d'une toile métallique.

une large flamme de chalumeau (fig. 39) **. Pour obtenir une flamme semblable, il faut tenir le bec du chalumeau un peu loin de la flamme de manière qu'il puisse envoyer un courant d'air large et divergent.

Comme on ne peut fondre à la fois sur la feuille qu'une

* Un fragment de feuille de 0^m,04 de long sur 0^m,035 de large, d'une épaisseur telle que le fragment pèse 0^{gr},45, répondra au but.

** Il vaut mieux faire reposer la feuille de platine sur le triangle (fig. 38) que de la tenir avec des pinces, dont le fer contamine généralement la substance.

petite quantité de la poudre, il est bon d'ajouter celle-ci par portions successives, à mesure que chacune est fondue, jusqu'à ce qu'on ait employé une quantité suffisante de la substance.

Quand le mélange est très-difficile à fondre, il faut diriger la flamme du chalumeau sur sa surface après que la partie inférieure a été fondue. Il importe de ne pas employer la violence pour détacher la masse fondue de la feuille, mais il faut plonger le tout dans l'eau comme il est dit (131).



Fig. 53.

Une petite capsule de platine (fig. 53) est très-commode pour la fusion des substances insolubles.

NOTES SUR LE TABLEAU I.

123 a. Une substance insoluble dans l'eau et les acides sera *très-probablement* l'une des suivantes : carbone, soufre, silice, silicate d'alumine (argile), fluorure de calcium, sulfate de baryte, sulfate de chaux, bioxyde d'étain, chlorure d'argent, sulfate de plomb, ou minerai de fer chromé.

126. Le soufre peut se présenter sous des formes diverses :

Le *soufre brut*, tel qu'on l'importe de Sicile et d'autres endroits, forme des masses jaune grisâtre et laisse un léger résidu noir quand il est brûlé.

Le *soufre distillé*, employé dans la fabrication de la poudre à canon, forme des masses jaune pur et brûle sans résidu.

Le *soufre en canon* (*soufre ordinaire*) forme des bâtons cylindriques jaune pur et brûle aussi sans résidu.

Ces trois variétés se dissolvent entièrement, ou à peu près, dans le bisulfure de carbone.

Les *fleurs de soufre* (ou *soufre sublimé*) constituent une poudre jaune très-fine, qui brûle sans résidu, mais n'est pas entièrement dissoute par le bisulfure de carbone, car elle contient une proportion considérable de la variété de soufre insoluble.

Le *lait de soufre* (ou *soufre précipité*) est une poudre blanche impalpable qui laisse généralement un résidu blanc considérable (sulfate de chaux) après sa combustion.

Le *soufre visqueux*, obtenu en projetant dans l'eau du soufre fondu chaud, a une couleur brune et ressemble quelque peu au caoutchouc ; il devient cassant quelques heures après avoir été retiré de l'eau. Du soufre se sépare quelquefois en masses visqueuses quand on dissout les sulfures des métaux dans l'acide azotique.

127. Le carbone se rencontre sous les formes de diamant, de graphite, de charbon végétal, de charbon animal, de houille, de coke, de charbon de gaz, de noir de fumée, de suie.

Le *diamant* se reconnaît généralement à son extrême dureté, qui le rend capable de rayer le verre et même l'acier. Il reste inattaqué quand on le chauffe, dans une petite capsule de plomb ou de platine, avec l'acide fluorhydrique, ou un mélange d'acide sulfurique et de fluorure d'ammonium, qui dissoudrait les imitations de diamant. Il brûle avec difficulté dans l'air, même quand on le soumet à l'action du chalumeau, et la meilleure manière de le reconnaître consiste à le faire brûler dans l'oxygène en découvrant l'acide carbonique produit, au moyen de l'eau de chaux. Le mode d'effectuer la combustion du diamant est décrit dans la plupart des ouvrages de chimie élémentaire.

Le *graphite* (*plombagine* ou *mine de plomb*) se reconnaît à son éclat demi-métallique, surtout quand on le frotte

avec une substance dure, et à la sensation de graisse qu'il donne entre les doigts. Il brûle très-lentement quand on le chauffe dans l'air et laisse généralement un résidu considérable de peroxyde de fer (brun).

Le *charbon végétal* (charbon de bois) peut naturellement se connaître en général à son apparence. Il brûle facilement quand on le chauffe dans l'air et laisse une petite quantité de cendres blanches très-légères.

Le *charbon animal* (*noir d'os, noir d'ivoire*) brûle assez facilement quand on le chauffe fortement, mais laisse un résidu terreux très-considérable (phosphate et carbonate de chaux); cette variété de carbone fait une légère effervescence avec l'acide chlorhydrique, qui dissout le phosphate et le carbonate de chaux, le premier se déposant sous forme de précipité blanc gélatineux par le mélange de la solution filtrée avec un excès d'ammoniaque.

La *houille* dégage une odeur de goudron quand on la chauffe et donne un coke qui brûle avec quelque difficulté, en laissant une quantité modérée de cendres consistant principalement en silice et alumine, mais ayant une couleur brun rougeâtre (due au peroxyde de fer) s'il se trouve beaucoup de pyrite de fer dans la houille.

Le *coke* se comporte naturellement de la même manière, mais n'émet pas l'odeur du goudron. La houille aussi bien que le coke brûlent vivement (*déflagrent*) quand on les projette dans du nitre fondu chauffé au rouge.

Le *charbon de gaz* (depôt qui tapisse l'intérieur des cornues à gaz) a quelque analogie d'aspect avec le coke, mais est beaucoup plus dur et plus compacte, rendant un son presque métallique quand on le frappe. Il est très-difficile de le brûler dans l'air et il faut une haute température pour le faire déflagrer (brûler avec flamme) avec du nitre.

Le *noir de fumée* se reconnaît à son aspect noir mat et à sa grande légèreté. Il brûle facilement quand on le chauffe dans l'air et se consume entièrement lorsqu'il est pur, mais le noir de fumée du commerce laisse souvent une quantité considérable de cendres blanches.

La *suiè* peut se reconnaître à son odeur. Elle brûle facilement dans l'air. Quand on la fait bouillir avec une solution de potasse, elle dégage une odeur d'ammoniaque provenant de la distillation destructive du charbon.

128. Le *chlorure d'argent* se dissout quand on le chauffe avec de l'ammoniaque ; si l'on ajoute à la solution un excès d'acide azotique, le chlorure d'argent blanc se re-précipite et passe au violet quand il est exposé à la lumière du jour.

Le chlorure d'argent se dissout encore dans la solution d'hyposulfite de soude.

129. La présence du spath fluor peut se confirmer selon (59).

130. Si la masse fondue a une couleur jaune brillante, elle est due à la formation d'un chromate alcalin et indique la présence du chrome. Une couleur vert foncé, passant au bleu-turquoise par le refroidissement, est produite par le manganate de soude et indique la présence du manganèse.

131. La feuille de platine avec la masse fondue doit se placer, aussitôt que la masse a pris, dans une capsule à évaporation (fig. 54) contenant environ 15 grammes (4 cuillerées à café) d'eau distillée. On chauffe doucement la capsule et l'on frotte légèrement la surface de la feuille, sous l'eau, avec une baguette de verre arrondie à l'extrémité, jusqu'à ce que la masse se soit détachée. On enlève alors la feuille et l'on agite la masse avec l'eau, et on l'écrase sous la baguette de verre jusqu'à ce qu'elle

soit complètement désagrégée ; puis l'on recueille sur un filtre le résidu insoluble.

152. Comme le nitrate de potasse et le carbonate de soude (dont on s'est servi dans la fusion) sont sujets à contenir l'un et l'autre de l'acide sulfurique à l'état d'impureté, il est bon de le éprouver pour cet acide avant de conclure que l'acide sulfurique découvert ici appartient réellement à la substance. L'acide sulfurique pourrait aussi s'être formé par l'oxydation de soufre ou d'un sulfure aux dépens de l'azotate de potasse.

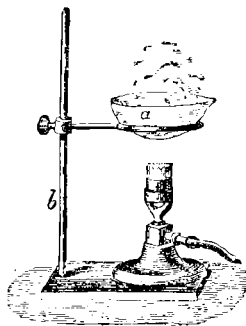


Fig. 51.

Si l'acide sulfurique est réellement présent comme un constituant essentiel de la substance insoluble dans l'eau et les acides, il doit exister sous forme de sulfate de baryte, de sulfate de strontiane, de sulfate de chaux ou de sulfate de plomb.

153. Le *sulfate de baryte* ou *spath lourd* (appelé quelquefois *baryte* ou *cawk*) se rencontre naturellement sous forme transparente incolore, cristallisé en prismes. Il est plus communément opaque et de couleur brunâtre. Un opérateur soigneux peut découvrir le baryum qu'il contient au moyen du chalumeau (276).

Le sulfate de baryte artificiel est une poudre terreuse blanche.

Le *sulfate de strontiane* ou *célestine* se rencontre ordinairement en masses opaques bleuâtres d'une texture fibreuse, mais il est quelquefois blanc ou jaunâtre. L'essai au chalumeau indiquera le strontium (244).

Le *sulfate de chaux* a été décrit (69) et le *sulfate de plomb* (14).

154. Il est très-nécessaire de faire bouillir la solution acide de la masse fondue avant d'ajouter l'acide sulfhydrique pour chasser l'acide nitreux (provenant du nitrate de potasse) qui oxyderait une grande quantité d'acide sulfhydrique, en déterminant une séparation de soufre.

155. Si l'étain se trouve dans la substance insoluble, on le découvrira probablement aussi dans le résidu laissé après le traitement de la masse fondue par l'eau.

Le seul composé d'étain de nature à se trouver ici est le *bioxyde d'étain* (*Pierre d'étain, acide stannique, poudre à mastïc*) qui se rencontre naturellement soit en cristaux distincts (minerai d'étain de filons), ou en masses considérables (mines d'étain) d'une pureté inférieure. Il est ordinairement de couleur foncée, lourd et très-dur, rayant le verre comme le fait le quartz.

La présence de l'étain se confirme facilement à l'aide du chalumeau (241).

Le bioxyde d'étain artificiel est une poudre blanche qui devient jaunâtre quand on la chauffe.

La *poudre à mastïc* contient communément de l'oxyde de plomb aussi bien que du bioxyde d'étain.

156. S'il existe de l'antimoine dans la substance insoluble, on en trouvera probablement la majeure partie, à l'état d'antimoniade de soude, dans cette portion de la masse fondue qui est insoluble dans l'eau.

L'*acide antimônique*, le seul composé insoluble d'antimoine de nature à se rencontrer ici, est une poudre blanche qui prend une teinte jaune quand on la chauffe.

157. Pour un témoignage confirmatif de la présence de l'acide silicique, voir (118-119).

Le *silicium* lui-même aurait été converti en acide silicique par la fusion avec le carbonate de soude et le nitre.

Sa forme la plus commune est celle d'une poudre foncée qui se dissout quand on la fait bouillir avec de la potasse. Si l'on place un peu de silicium sur un fragment de feuille de platine et qu'on le chauffe vivement en dirigeant la flamme du chalumeau sur la face inférieure de la feuille, il perce le métal, en le convertissant en *siliciure* fusible de platine.

La substance appelée *oxyde de silicium* qui se rencontre dans le résidu laissé par la dissolution de la fonte de fer dans l'acide chlorhydrique, est une poudre grise, très-légère, qui se dissout facilement avec effervescence quand on la chauffe avec une solution de potasse; il se dégage alors de l'hydrogène qui se reconnaît à son inflammabilité.

L'*acide silicique* ou silice se rencontre sous diverses formes dont voici les plus importantes :

Le *sable* se présente sous des nuances différentes. Il contient généralement une petite quantité d'alumine (sous forme d'argile) et un peu de fer.

Le *flint* se reconnaît à son aspect caractéristique.

Le *quartz* se trouve en cailloux arrondis ou en masses transparentes, parfois d'une couleur rose. Il se rencontre encore communément en prismes à six pans bien définis, terminés en pyramides.

Le quartz et le flint rayent tous deux le verre facilement.

La *calcédoine* a des colorations fort variables, sa forme la plus commune est blanc de lait et opaque.

La *silice soluble* se trouve en masses terreuses blanc terne, ou, dans les régions volcaniques, en masses poreuses comme la pierre ponce, souvent colorées en jaune par du perchlorure de fer. Elle se dissout facilement quand on la fait bouillir avec une solution de potasse.

SILICATES SIMPLES ORDINAIRES.

NOMS.	COMPOSITION.
Argile.....	Acide silicique, alumine, eau.
Pierre ponce.....	— —
Ardoise.....	— —
Stéatite.....	— magnésie.
Écume de mer.....	— —
Scories de fer.....	— oxyde de fer.
Calamine électrique.....	— oxyde de zinc, eau.

L'*argile* (silicate d'alumine) se rencontre sous divers degrés de pureté et peut généralement se reconnaître à sa plasticité quand on la mêle avec de l'eau.

En chauffant pendant quelque temps de l'argile avec de l'acide sulfurique fort, il s'en décompose une partie et si, après refroidissement, on dilue le mélange avec de l'eau et qu'on le filtre, il donne, quand on le mélange avec un excès d'ammoniaque, le précipité gélatineux caractéristique d'alumine.

La *terre ou argile à pipe* et le *kaolin* sont blancs, et se composent de silicate d'alumine à peu près pur.

L'*argile réfractaire* (argile de Stourbridge) a une couleur grise et contient un peu de fer.

La *brique réfractaire* (argile réfractaire cuite) a une couleur jaunâtre, due à la présence d'oxyde ferrique.

La *brique réfractaire de Dinas* se compose presque entièrement de silice.

L'*argile commune* offre diverses nuances de bleu, de jaune et de rouge et contient souvent des quantités considérables de fer et de chaux.

La *terre à foulon* est une argile brune contenant du fer.

La brique, la faïence et la porcelaine, se composant prin-

cipalement d'argile cuite, contiennent du silicate d'alumine, les deux premières renfermant parfois beaucoup de fer.

Quand on a fondu l'argile, suivant les instructions du tableau, la plus grande partie de la silice ne se trouve pas dans la solution aqueuse de la masse fondue (comme c'est le cas avec la plupart des autres silicates), mais dans un résidu gélatineux de silicate d'alumine qui n'est pas attaqué par l'eau, mais se dissout dans les acides.

La pierre ponce et *l'ardoise* se reconnaissent à leur aspect.

La stéatite, pierre de savon ou *craie de France* (silicate de magnésic) se reconnaît à la sensation savonneuse particulière qu'elle donne quand on la frotte entre les doigts.

L'écume de mer est un minéral terreux blanc, qui se présente en masses arrondies.

La scorie de fer (silicate de fer) a été décrite (p. 70).

La calamine électrique (silicate de zinc hydraté) ou *zinc glance* est ordinairement blanc grisâtre avec un éclat vitreux. Quand on fait bouillir le minéral avec de l'acide chlorhydrique, la silice se dépose à l'état gélatineux et le zinc se dissout sous forme de chlorure.

158. Il est nécessaire de faire bouillir la solution acidulée avec de l'acide acétique, avant de l'essayer avec l'acétate de plomb, pour chasser l'acide nitreux du nitrite de potasse, qui donne un précipité jaunâtre avec l'acétate de plomb.

La présence du chrome peut encore se démontrer en neutralisant une autre partie de la solution avec de l'acide azotique dilué et ajoutant de l'azotate d'argent qui produit un précipité rouge de chromate d'argent.

Les seuls composés insolubles de chrome qui se rencontrent dans l'analyse ordinaire sont la variété insoluble d'*oxyde de chrome* (61) et le *minerai de fer chromé* (61).

159. Il est naturellement inutile d'examiner pour

le potassium, le sodium et l'ammonium dans cette solution.

140. Toute portion de la substance qui n'a pas été finement pulvérisée est de nature à être laissée ici.

Le minerai de fer chromé n'est jamais complètement attaqué par la fusion et peut se reconnaître par (61).

Le carbone, sous certaines formes très-incombustibles peut aussi être laissé ici. Un semblable carbone ne peut se consumer que par l'action d'une chaleur prolongée dans un moufle.

141. *Exemples pratiques pour s'exercer sur le tableau I.* — Nous donnons les substances suivantes comme exercices pratiques :

Spath fluor.
Plâtre de Paris.
Bioxyde d'étain.
Terre de pipe en poudre.

Sulfate de baryte.
Sulfate de plomb.
Sable blanc.

EXERCICE VIII. (Voir (162) pour les exemples pratiques.)

142. Analyse de substances qui peuvent contenir un métal et un acide organique*.

TABLEAU K.

1	2	3	4
<p>Chauffer un peu de la substance sur un fragment de porcelaine brisée ou dans un tube ouvert aux deux bouts (47). Son noircissement et l'évolution de quelque odeur particulière (46) indiquent la présence de matière organique. Continuer à chauffer jusqu'à ce que tout le carbone soit consommé.</p> <p>Si il ne resta pas de résidu (voir 447). Humecter le résidu, et l'essayer au PAPIER ROUGE DE TURCHESOL.</p> <p>Si celui-ci se colore en bleu :</p> <p>Le <i>Potassium</i>, Le <i>Sodium</i> ou Le <i>Calcium</i> est probablement présent. Voir col. 2.</p>	<p>Chauffer un peu de la substance dans un tube à expérience avec de l'ACIDE SULFURIQUE CONCENTRÉ.</p> <p>Son noircissement immédiat indique la présence probable d'<i>Acide tartrique</i>.</p> <p>Un noircissement graduel, avec dégagement d'oxyde carbonique (brûlant avec une flamme bleue) indique la présence probable d'<i>Acide citrique</i>.</p> <p>Le dégagement de beaucoup d'oxyde carbonique (brûlant avec une flamme bleue) sans noircissement, indique la présence probable :</p> <p>d'<i>Acide formique</i>, d'<i>Acide oxalique</i> (415), d'un <i>Cyanure</i> (99), ou d'un <i>Ferrucyanure</i> (413).</p>	<p>Examiner une portion de la substance pour le métal par le tableau A.</p>	<p>Si la substance est soluble dans l'eau, examiner la solution pour l'acide suivant le tableau L.</p> <p>Si elle est insoluble dans l'eau, procéder comme dans le tableau N.</p>

* A l'exclusion de ces acides, qui sont comparativement rares, tels que l'acide racémique ; de ceux qui se reconnaissent à quelque propriété physique remarquable, tels que les acides gras, l'acide butyrique, etc.; et de ceux pour lesquels on ne saurait donner de réactif direct, tels que l'acide lactique.

TABLEAU I.

143. Examen pour un acide organique dans une solution aqueuse.

Essayer la solution avec les PAPIERS BLEU et ROUGE DE TOURNESOL.

- A. *La solution est neutre.* — Examiner par les colonnes 1, 2, 3, 5 et 6.
 B. *La solution est acide.* — Examiner par les colonnes 1, 2, 3, 4, 5 et 6.
 C. *La solution est alcaline.* — Examiner par le tableau M.

1	2	3	4	5	6
A une partie de la solution, ajouter un peu de Potasse, de manière à la laisser encore acide, et agiter vivement avec une baguette de verre (73).	A une autre partie de la solution, ajouter un peu de PENCHELORE DE FER*. Une couleur rouge indique l'Acide lactique (148, 149), ou l'Acide formique (150), ou l'Acide méconique (151), ou l'Acide hydrosulfocyanique (99). Une couleur ou un précipité noir d'encre indique l'Acide tannique (152), ou l'Acide galique (153). Un précipité brun indique l'Acide benzoïque (154), ou l'Acide succinique (155), ou l'Acide hippurique (156).	A une nouvelle partie ajouter un léger excès d'AMMONIAQUE; filtrer, si c'est nécessaire, et ajouter du CHLORURE DE CALCIUM, puis agiter. Un précipité indique la présence probable d'Acide tartrique (157, 158). S'il n'y a pas de précipité, faire bouillir la solution; un précipité indique la présence probable d'Acide oxalique. se classe parfois parmi les acides organiques et donne un précipité insoluble dans l'acide acétique (114, 115).	A une nouvelle partie ajouter du CARBOXYDE D'AMMONIAQUE, jusqu'à ce que la solution soit neutre aux papiers réactifs, filtrer si c'est nécessaire, et ajouter un peu de PENCHELORE DE FER. Voir col. 2. Des erreurs se commettent ici communément parce que le carbonate d'ammoniaque précipite le perchlorure de fer, si on l'ajoute en excès (159 a).	A une nouvelle partie, ajouter de l'ACÉTATE DE PLOMB. Un précipité blanc devenant cristallin par le repos et frittant de manière à coller au fond et sur les parois du tube quand on fait bouillir le liquide, indique l'Acide malique (160).	A une nouvelle partie, ajouter du NITRATE D'ARGENT, et faire bouillir. Un précipité d'argent métallique indique la présence probable d'Acide formique (150). S'il n'y a pas de précipité métallique, ajouter de l'ammoniaque goutte à goutte: à la solution bouillante, de peur qu'il ne se trouve un excès d'acide qui empêcherait la précipitation de l'argent.

* Un précipité bleu indique un ferrocyanure (113); une couleur brun foncé indique un ferrocyanure (77).

TABLEAU M.

144. Examen pour un acide organique dans une solution alcaline.

1	2	3
A une partie de la solution, ajouter un léger excès* d'Acide chlorhydrique dilué et agiter vivement avec une baguette de verre. Précipité blanc pulvérulent, probablement <i>Acide urique</i> (161). — Précipité cristallin plumeux, probablement soit <i>Acide benzoïque</i> , soit <i>Acide hippurique</i> (154, 156).	A une autre partie, ajouter de l'Acide acétique, en léger excès, et de l'Acétate de Potasse **. Agiter vivement. Précipité cristallin, présence de l'Acide tartrique (158).	A une autre partie, ajouter de l'Acide nitrique dilué, jusqu'à ce que la solution soit très-légerement acide, et examiner par les colonnes 3, 4, 5 et 6 du tableau L.

* Un très-léger excès d'acide chlorhydrique peut causer un précipité de bitartrate de potasse, qui se redissout aisément par une nouvelle addition d'acide chlorhydrique.

** Fait en ajoutant de l'acide acétique à une solution de potasse jusqu'à ce qu'elle rougisse légèrement le papier bleu de tournesol.

TABLEAU N.

145. Examen pour un acide organique dans une substance insoluble dans l'eau.

1	2
Faire bouillir une portion de la substance avec du Carbonate de soude, filtrer si c'est nécessaire et examiner pour l'acide suivant le tableau M.	Mettre un peu de la substance dans une capsule, ou sur un fragment de feuille de platine, ou sur une lame de verre, ajouter de l'Acide nitrique dilué et évaporer jusqu'à siccité. Résidu jaune, devenant rouge quand on le traite par l'ammoniaque et pourpre par la potasse, indique l' <i>Acide urique</i> (161).

NOTES SUR LES TABLEAUX K, L, M et N

146. Il importe de donner beaucoup d'attention à l'odeur que la substance dégage sous l'action de la chaleur, car bon nombre d'acides organiques peuvent se reconnaître immédiatement de cette manière. Nous recommandons à l'analyste de se familiariser avec les odeurs caractéristiques en chauffant de petits échantillons de chacun des acides organiques.

L'*acide tartrique* émet une odeur douceâtre, ayant quelque analogie avec celle du *sucre brûlé*.

L'*acide citrique* émet une odeur semblable, mais plus piquante.

Les composés d'*acide acétique* donnent l'odeur particulière de l'*acétone*.

L'*acide benzoïque* donne l'arôme de l'encens.

L'*acide succinique* émet des vapeurs qui provoquent la *toux*.

L'*acide hippurique* exhale une odeur ressemblant à celle des *amandes amères*.

L'*acide urique* dégage une odeur de *poils roussis* dans laquelle un odorat pénétrant retrouvera l'ammoniaque et l'acide cyanhydrique.

147. Si la substance ne laisse pas de résidu quand on la chauffe, elle n'est pas de nature à contenir d'autre métal que l'ammonium ou le mercure.

L'ammonium peut immédiatement être recherché en faisant bouillir la substance avec une solution de potasse, qui exhalerait l'odeur piquante de l'ammoniaque*.

* Il faut se rappeler que l'urée dégage aussi de l'ammoniaque quand on la fait bouillir avec de la potasse; mais l'urée diffère de l'ammoniaque en ce qu'elle n'est pas précipitée par le bichlorure de platine.

Le mercure se découvrirait en faisant bouillir la substance avec de l'acide chlorhydrique dilué et des lames de cuivre métallique qui se recouvriraient d'un dépôt argenté, donnant des globules de mercure après avoir été desséchées et chauffées dans un petit tube.

Procéder à la découverte de l'acide, comme dans la colonne 2, tableau K.

148. La couleur rouge produite par l'acide acétique (due à la formation de peracétate de fer ou acétate ferrique) ne doit pas être blanchie par le chlorure de mercure (en quoi elle diffère de celle causée par l'acide hydrosulfocyanique).

Pour obtenir un témoignage confirmatif de la présence de l'acide acétique, chauffer la substance avec de l'alcool et de l'acide sulfurique concentré, qui émettrait l'odeur agréable de l'éther acétique, ressemblant à celle du cidre.

149. L'acide acétique lui-même est un liquide incolore, ayant l'odeur acide du vinaigre, sans son arôme. Il s'évapore quand on le chauffe sur une lame de verre, sans laisser aucun résidu.

Si l'on neutralise soigneusement l'acide acétique avec l'ammoniaque ou le carbonate d'ammoniaque, et qu'on ajoute un peu de nitrate d'argent, un précipité cristallin d'acétate d'argent se sépare, surtout par l'agitation vive avec une baguette de verre. L'argent ne se réduit pas à l'état métallique en chauffant le précipité avec le liquide (comme ce serait le cas avec l'acide formique, qui pourrait, à d'autres égards, être pris pour l'acide acétique).

L'acide acétique donne un précipité cristallin avec le nitrate mercurieux (protonitrate de mercure), si l'on agite vivement le mélange avec une baguette de verre.

L'acide acétique se caractérise encore par sa propriété d'acquérir une réaction alcaline au tournesol rouge, quand on le fait bouillir avec de l'oxyde de plomb (li-

tharge), par suite de la formation de l'acétate basique de plomb.

Les sels d'acide acétique qui se rencontrent le plus communément sont l'acétate de plomb (14), l'acétate tribasique de plomb, l'acétate de cuivre (27), l'acétate d'alumine (51), l'acétate de fer, l'acétate de potasse, l'acétate de soude et l'acétate d'ammoniaque.

L'*acétate tribasique de plomb* (ou *extrait de Goulard*) se vend communément en solution, bien qu'il puisse cristalliser en aiguilles. Il a une saveur sucrée et ramène au bleu le papier rouge de tournesol. En respirant dans un tube contenant un peu de la solution, et agitant, un précipité blanc de carbonate de plomb se produit. L'addition d'eau commune à la solution la rend aussi laiteuse.

L'*acétate de fer* (acétate ferrique) forme une solution rouge foncé, qui passe au jaune par l'acide chlorhydrique. Quand on mélange une solution de ce sel de 3 ou 4 fois son volume d'eau et qu'on le fait bouillir, il se dépose un précipité brun d'acétate ferrique basique.

L'*acétate de potasse* se vend communément en masses fibreuses blanches, opaques, ayant une faible odeur acétique et absorbant facilement l'humidité de l'air. Il est très-soluble dans l'eau, et la solution donne une brillante couleur rouge avec le perchlorure de fer.

Quand on le chauffe sur une feuille de platine, l'acétate de potasse fond aisément, dégage des vapeurs inflammables et laisse un résidu de carbonate de potasse qui est fortement alcalin au papier rouge de tournesol mouillé et fait effervescence avec l'acide chlorhydrique.

L'*acétate de soude* se vend soit en cristaux transparents humides, soit en masses fibreuses grisâtres qui ont été fondues. A d'autres égards, il ressemble à l'acétate de potasse, mais le résidu de carbonate de soude, qui reste

quand on le fait brûler sur une feuille de platine, n'est pas déliquescant dans l'air comme le carbonate de potasse.

L'*acétate d'ammoniaque* se trouve généralement en solution ; en bouillant, il dégage les odeurs de l'acide acétique et de l'ammoniaque d'une manière perceptible.

150. L'*acide formique* est un liquide incolore, d'une odeur piquante, ressemblant à celle de l'acide acétique. Il ne laisse pas de résidu quand on le fait évaporer. Quand on chauffe de l'acide formique avec du nitrate d'argent ou du bichlorure de platine, on obtient des dépôts noirs des métaux, surtout si l'on ajoute un peu d'ammoniaque.

Aucun des formiates ne se rencontre communément.

151. L'*acide méconique* forme des cristaux écailleux qui ont généralement une couleur brunâtre et se dissolvent difficilement dans l'eau froide, mais avec facilité dans l'eau chaude. L'alcool les dissout également.

La couleur rouge produite par le perchlorure de fer avec l'acide méconique n'est pas blanchie par le chlorure de mercure (ce qui le distingue de l'acide hydrosulfocyanique).

Une solution d'acide méconique que l'on a mélangée d'ammoniaque en excès donne avec le chlorure de calcium un précipité blanc qui est soluble dans l'acide acétique.

Aucun des méconates ne se rencontre communément. Le méconate de morphine s'utilise parfois en médecine.

152. L'*acide tannique* (ou tannin) est une poudre jaunâtre ou brunâtre, qui a une saveur très-astringente et se dissout assez facilement quand on l'agite avec de l'eau froide.

L'addition de potasse ou d'ammoniaque à une solution

d'acide tannique, la rend brune, surtout si on l'agite avec de l'air.

L'acide sulfurique dilué, ajouté en quantité considérable, détermine un précipité blanc dans la solution d'acide tannique.

Le seul tannate qui se rencontre communément est celui de sesquioxyde de fer (tannate ferrique) qui existe dans l'encre ordinaire.

L'encre peut se reconnaître en ajoutant de l'acide azotique fort, qui la rougit et la change en un liquide jaune clair par l'ébullition. L'addition d'ammoniaque en excès précipite le sesquioxyde de fer brun rouillé.

153. L'acide gallique est une poudre blanche ou jaunâtre composée de petites aiguilles brillantes. Il ne se dissout pas visiblement quand on l'agite avec de l'eau froide, mais se dissout volontiers par l'ébullition, et se dépose de nouveau en délicates aiguilles quand la solution se refroidit.

La potasse ou l'ammoniaque dans une solution d'acide gallique détermine une couleur rouge-brun qui devient beaucoup plus foncée quand on l'agite avec de l'air.

Aucun gallate ne se rencontre communément.

154. Il faut bien s'assurer que ce précipité brun n'est pas le peroxyde de fer précipité parce que la solution originelle était alcaline.

L'acide benzoïque se rencontre généralement en cristaux blancs plumeux, extrêmement légers et doués d'une odeur agréable d'encens. Il a une saveur piquante et douceâtre particulière et ne se dissout pas facilement dans l'eau. Il se dissout aisément dans l'ammoniaque et se reprécipite en flocons plumeux en ajoutant un excès d'acide chlorhydrique, si la solution n'est pas trop diluée.

Quand on le chauffe doucement dans un tube, il fond facilement et se sublime sans laisser aucun résidu impor-

tant. L'acide hippurique (156) ressemble beaucoup à l'acide benzoïque.

Aucun des benzoates n'est suffisamment commun pour exiger une description spéciale.

155. Le précipité est d'une couleur rouge brun beaucoup plus foncée dans le cas de l'acide succinique que dans celui de l'acide benzoïque.

L'*acide succinique* est un acide cristallin incolore, qui se dissout facilement même dans l'eau froide. Quand on mélange la solution d'un excès d'ammoniaque et de chlorure de baryum, elle ne donne aucun précipité; mais si l'on ajoute de l'alcool, le liquide laisse déposer du succinate de baryte sous forme d'un précipité blanc.

L'acide succinique se caractérise par la manière dont il se comporte sous l'action de la chaleur; il commence par fondre, puis se décompose, en dégageant des vapeurs qui provoquent une toux violente. Il laisse un très-léger résidu charbonneux, qui brûle facilement.

On ne peut décrire aucun sel d'acide succinique comme se rencontrant communément.

156. L'*acide hippurique* forme des cristaux prismatiques brillants qui sont presque insolubles dans l'eau froide, mais se dissolvent volontiers par l'ébullition et se déposent à mesure que le liquide refroidit. Il est presque insoluble dans l'éther et peut ainsi se distinguer de l'acide benzoïque, qui se dissout aisément dans l'éther.

Quand on chauffe de l'acide hippurique dans un tube, il fond et se décompose en dégageant une odeur agréable (de benzonitrile) ressemblant à celle de l'essence d'amandes amères et laissant un résidu charbonneux.

Quand on le chauffe avec de l'acide sulfurique fort, il noircit plus facilement et dégage plus d'acide sulfureux que ne le fait l'acide benzoïque. Si on laisse refroidir la solution dans l'acide sulfurique, diluée avec de l'eau, et qu'on

en fasse bouillir un peu avec de la potasse en excès, elle dégage de l'ammoniaque. L'acide benzoïque, ne contenant pas d'azote, ne saurait fournir d'ammoniaque quand on le traite de la sorte.

Les hippurates ne se rencontrent pas communément.

157. La manière dont se comporte le précipité de tartrate de chaux est très-caractéristique, et doit être observée avec soin.

Quand on le précipite, comme dans le tableau L, d'une solution ammoniacale, il est floconneux ou gélatineux, selon la force de la solution ; mais si on le laisse de côté pendant quelque temps, il devient un précipité cristallin granuleux.

Le tartrate de chaux floconneux se dissout facilement dans le chlorure d'ammonium et se dépose de nouveau sous forme cristalline si l'on frotte bien les parois du tube, au-dessous du liquide, avec une baguette de verre*.

Le tartrate de chaux cristallin ne se dissout pas quand on l'agite avec du chlorure d'ammonium, et ne se dissout pas facilement dans l'acide acétique, de sorte qu'on pourrait, au premier abord, le prendre pour l'oxalate de chaux ; mais, si on le dissout dans l'acide chlorhydrique et qu'on ajoute un excès d'ammoniaque, il n'est pas immédiatement reprécipité, comme ce serait le cas avec l'oxalate de chaux, mais il exige d'être agité vivement avec une baguette de verre, alors il se sépare de nouveau à l'état cristallin.

158. L'acide tartrique lui-même se vend soit en cristaux incolores, soit en poudre blanche. Il se dissout volontiers, même dans l'eau froide, en donnant une solution fortement acide.

* Le tartrate de chaux précipité du tartre émétique ne montre pas cette disposition à devenir cristallin.

Quand on chauffe l'acide tartrique, il fond, se carbonise et exhale une odeur particulière, assez analogue à celle du sucre brûlé; le carbone restant se consume sans laisser aucun résidu si l'acide est pur.

Quand on le chauffe avec de l'acide sulfurique fort, il donne bientôt une solution très-noire et dégage un peu d'oxyde carbonique, qui brûle avec une flamme bleue, quand on approche l'ouverture du tube d'une lumière.

L'eau de chaux, ajoutée en excès à une petite quantité de la solution d'acide tartrique, donne un précipité blanc de tartrate de chaux, soluble dans le chlorure d'ammonium.

Une solution d'acide tartrique, mêlée avec une *petite quantité* de chlorure de calcium, ne donne pas de précipité; mais en ajoutant graduellement de la potasse, il se précipite du tartrate de chaux, qui se dissout dans un excès de potasse et est reprécipité par l'ébullition de la solution pour se dissoudre de nouveau à mesure qu'elle refroidit.

Si l'on emploie beaucoup de chlorure de calcium, il se précipite du carbonate de chaux par l'acide carbonique dans la potasse, et ce précipité ne se dissout pas dans l'excès de potasse.

L'acétate de plomb, ajouté à une solution d'acide tartrique, produit un précipité blanc de tartrate de plomb, qui est facilement soluble dans l'ammoniaque.

Si l'on mêle une solution contenant de l'acide tartrique avec de la potasse en excès et du permanganate de potasse, la couleur rouge du dernier disparaîtra par l'ébullition, un précipité brun d'oxyde manganique étant produit (voir Acide citrique).

Les sels d'acide tartrique qui se rencontrent communément sont le bitartrate de potasse, le tartrate d'antimoine et de potasse, et le tartrate de potasse et de soude.

Le bitartrate de potasse a été décrit (p. 100).

En le dissolvant dans une très-petite quantité de

tasse et ajoutant un peu de chlorure de calcium, on peut obtenir le précipité blanc de tartrate de chaux qui se dissout dans un excès de potasse et se précipite de nouveau par l'ébullition.

Le tartrate d'antimoine et de potasse a été noté (39).

Sa solution dans l'eau est légèrement acide et donne, au bout d'un peu de temps, un précipité blanc de trioxyde d'antimoine par l'addition d'ammoniaque ; on peut se débarrasser de ce dernier par filtration et essayer la solution avec le chlorure de calcium (137).

Le tartrate de potasse et de soude ou *sel de la Rochelle*, forme de gros cristaux prismatiques, transparents, qui se dissolvent facilement dans l'eau. Si l'on acidifie légèrement la solution avec l'acide acétique et qu'on agite vivement, il se dépose un précipité cristallin de bitartrate de potasse.

159. La précipitation par le chlorure de calcium dans une solution ammoniacale, par l'ébullition, ne doit pas être regardée comme une preuve satisfaisante de la présence d'acide citrique, puisque l'on peut, dans certaines conditions, obtenir de la même manière d'autres précipités, particulièrement du carbonate et du sulfate de chaux.

L'acide citrique forme des cristaux incolores qui se dissolvent volontiers dans l'eau froide.

Quand on les chauffe, les cristaux fondent, se carbonisent et émettent des vapeurs irritantes inflammables, très-différentes de celles dégagées par l'acide tartrique. L'acide citrique laisse aussi moins de charbon que l'acide tartrique. Le charbon brûle entièrement si l'acide est pur.

De l'acide sulfurique fort, chauffé avec l'acide citrique, dégage beaucoup de gaz oxyde carbonique, qui se reconnaît à la flamme bleue avec laquelle il brûle quand on approche l'ouverture du tube d'une flamme ; le mélange ne se carbonise pas aussi facilement que dans le cas de l'acide tartrique.

L'eau de chaux, ajoutée en grand excès à une petite quantité de solution d'acide citrique, ne produit de précipité que quand le mélange est porté à l'ébullition, alors il se dépose du citrate de chaux. La solution, en refroidissant, redissoudra, au moins en partie, le précipité, car le citrate de chaux est plus soluble dans l'eau froide que dans l'eau chaude.

Le chlorure de calcium, ajouté à une solution d'acide citrique, ne donne pas de précipité; mais l'addition de potasse sépare du citrate de chaux, qui ne se redissout pas, comme le fait le tartrate de chaux, par l'addition d'un excès de potasse.

Si l'on mêle une solution contenant de l'acide citrique avec de la potasse en excès et du permanganate de potasse, le dernier se changera en manganate vert de potasse, par l'ébullition (voir Acide tartrique).

Les seuls citrates qui soient quelque peu communs sont les préparations médicinales de citrate de fer, ammonio-citrate de fer, citrate de fer et de quinine et citrate de bismuth.

Les citrates de chaux et de magnésie sont importés de Sicile pour la préparation de l'acide citrique.

Le *citrate de fer* (citrate ferrique) forme des écailles brillantes, rouges ou jaunes, et transparentes, qui ont une saveur sucrée et astringente; elles se dissolvent volontiers dans l'eau, formant une solution brune qui est précipitée par l'alcool. La présence de l'acide citrique empêche la précipitation de l'oxyde ferrique par l'addition d'ammoniaque.

L'*ammonio-citrate de fer* ressemble beaucoup au citrate.

Le *citrate de fer et de quinine* forme aussi de belles écailles jaunes, dans lesquelles cependant la saveur amère de la quinine est perceptible. La solution donne un

précipité blanc de quinine par l'addition d'ammoniaque*.

Le *citrate de bismuth* est remarquable en ce qu'il est la seule préparation de bismuth pouvant se dissoudre dans l'eau sans décomposition.

En décomposant sa solution avec l'acide sulfhydrique, le bismuth peut se précipiter à l'état de sulfure, et la solution filtrée, après avoir été évaporée pour chasser l'excès d'acide sulfhydrique, peut être essayée pour l'acide citrique.

Dans la préparation médicinale, le citrate d'ammoniaque est ordinairement présent.

Le *citrate de chaux* est une poudre blanche qui ramène au bleu le papier rouge de tournesol. Il est peu soluble dans l'eau, mais se dissout volontiers dans l'acide chlorhydrique.

L'ammoniaque ne précipite la solution que par l'ébullition. Quand on chauffe ce sel sur du platine, il se carbonise et se décompose, laissant un résidu de carbonate de chaux, qui fait effervescence avec l'acide chlorhydrique.

Le *citrate de magnésie* est un sel cristallin granuleux, qui est plus soluble dans l'eau que le citrate de chaux.

Le sel appelé « citrate granulé effervescent de magnésie » se compose souvent d'un mélange de carbonate de soude avec l'acide citrique ou parfois avec l'acide tartrique, qui n'agissent l'un sur l'autre qu'au moment où l'on ajoute de l'eau.

159 a. La possibilité d'erreur par cette cause s'atténue en mêlant la solution originelle avec du carbonate d'am-

* Le citrate de fer et de quinine de la *Pharmacopée anglaise* contient à la fois de l'oxyde ferreux et de l'oxyde ferrique, aussi donne-t-il une couleur bleu foncé avec le ferrocyanure comme avec le ferricyanure de potassium.

moniaque jusqu'à ce qu'elle soit légèrement alcaline, et la faisant évaporer à une douce chaleur jusqu'à ce qu'elle devienne neutre.

160. Il n'est pas facile, dans une analyse qualitative ordinaire, d'identifier l'*acide malique* avec certitude par aucune épreuve positive.

L'*acide malique* cristallisé est quelque peu déliquescent, a une saveur aigrelette agréable et se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool. Quand on le chauffe dans un tube, il fond aisément et se décompose ensuite, avec effervescence et en dégageant des vapeurs très-piquantes d'acides fumarique et maléique, qui se condensent en cristaux sur la partie froide du tube.

161. La présence de l'*acide urique* peut se confirmer par le réactif donné dans la colonne 2 du tableau N.

L'*acide urique* (ou *acide lithique*) lui-même est une poudre cristalline blanche ou blanc jaunâtre qui se dissout très-faiblement même dans l'eau bouillante. Il est également presque insoluble dans l'*acide chlorhydrique*, mais se dissout par l'ébullition dans l'*acide azotique dilué*, avec une vive effervescence. Il se dissout encore quand on le chauffe avec une solution de potasse modérément forte et est reprécipité de cette solution, à l'état cristallin, par l'addition d'un léger excès d'*acide chlorhydrique*.

Quand on chauffe l'*acide urique*, il se carbonise et émet des vapeurs dans lesquelles l'odeur de l'ammoniaque et celle de l'*acide cyanhydrique* peuvent se distinguer.

Sur la feuille de platine, l'*acide urique*, lorsqu'il est pur, brûle sans résidu.

L'*acide sulfurique fort* ne noircit pas l'*acide urique* à un degré notable, même sous l'action de la chaleur, mais il le dissout en grande mesure sans le décomposer. En laissant refroidir la solution et y ajoutant de

l'eau, la plus grande partie de l'acide urique se précipite.

L'acide urique déposé de l'urine et se trouvant dans les calculs urinaires est souvent coloré en jaune ou en brun par des matières colorantes provenant de l'urine.

Les urates de soude et d'ammoniaque se rencontrent fréquemment à l'état de dépôts urinaires colorés en jaune, en brun ou en rouge par les matières colorantes de cette excrétion. Ils se dissolvent tous les deux quand on les chauffe avec de l'eau, et se déposent de nouveau à mesure que la solution se refroidit. En ajoutant de l'acide chlorhydrique à la solution chaude, l'acide urique se précipite à l'état cristallin.

L'*urate d'ammoniaque* exhale naturellement l'odeur de l'ammoniaque quand on le fait bouillir avec de la potasse.

L'*urate de soude*, quand on le chauffe sur la feuille de platine, laisse un résidu de carbonate de soude reconnaissable à sa solubilité dans l'eau, donnant une solution fortement alcaline qui fait effervescence avec l'acide chlorhydrique.

161 a. Dans certains cas, il est difficile d'identifier l'acide organique d'un sel tant que le métal n'a pas été enlevé. Quand le métal appartient à l'une ou l'autre des trois premières classes (p. 27), le sel peut être suspendu ou dissous dans l'eau, traité avec un excès d'acide sulfhydrique, filtré du sulfure métallique, évaporé en une petite masse et essayé suivant le tableau L. Les sels de baryum, de strontium, de calcium et de magnésium peuvent être soumis à l'ébullition avec du carbonate de soude, filtrés, et la solution peut être examinée par le tableau M.

Quelques-uns des acides organiques plus rares sont décrits (174, 215, 218, 232).

162. *Exemples pratiques pour s'exercer sur les tableaux K, L, M et N.*

On peut s'exercer dans l'analyse avec les substances suivantes (10) :

Acide tartrique.
Bitartrate de potasse.
Tartre émétique.
Acétate de plomb.
Acide urique.

Acide tannique.
— gallique.
— benzoïque.
— citrique
Acétate de soude.

EXERCICE IX. (Voir (171) pour les exemples pratiques.)

163. Identification des alcaloïdes végétaux qui se rencontrent le plus fréquemment*.

TABLEAU O.

Dissoudre la substance dans une *petite* quantité d'EAU ou d'ACIDE CHLORHYDRIQUE dilué.

1	2	3	4	5
A une partie de la solution ajouter de la <i>POTASSE diluée</i> , très-soigneusement, jusqu'à ce que la solution soit très-légèrement alcaline. L'agiter avec une baguette de verre et la mettre de côté.	A une autre partie de la solution ajouter, s'il est nécessaire, de l'ACIDE SULFURIQUE dilué jusqu'à ce qu'elle soit légèrement acide et une solution saturée de BICARBONATE de SODIUM jusqu'à ce que le liquide ne rouisse plus le papier bleu de tournesol. L'agiter vivement avec une baguette de verre et la mettre de côté.	Humecter un peu du solide original, dans une capsule de porcelaine, avec de l'ACIDE SULFURIQUE FORT.	A une autre partie de la solution originale ajouter de l'EAU CHLORÉE forte et de l'AMMONIAQUE en excès. Une couleur verte indique la <i>Quinine</i> (165). Une couleur rouge orangé indique la <i>Narcotine</i> (169).	A une autre partie de la solution originale ajouter de l'AMMONIAQUE en excès et agiter avec de l'ÉTHÉR. Un précipité non dissous par l'éther est probablement de la <i>Cinchonine</i> (170).
S'il ne se produit pas de précipité, voir (164). S'il s'en produit un, ajouter de la <i>POTASSE</i> en excès.	S'il ne se produit pas de précipité, voir col. 3. S'il s'en produit un, voir col. 4.			

* Chauffer une petite portion de la substance dans un petit tube ouvert aux deux bouts.

Si un *liquide d'un beau rouge* se dépose sur les parois du tube et que l'on perçoive l'*odeur remarquable* de la quinine (qui ressemble à celle du *goudron*), il existe probablement de la quinine ou de la cinchonine (voir tableau O, colonnes 4 et 5).

Si l'on perçoit une *odeur très-puissante d'ammoniacque*, sans beaucoup de noircissement, on peut soupçonner la présence de quelque base d'origine animale, telle que l'urée (182).

NOTES SUR LE TABLEAU O.

164. S'il ne se forme pas de précipité dans la colonne 1, il faut examiner la substance originelle pour la caféine.

La *caféine* (ou *théine*) cristallise en aiguilles, qui ont une saveur amère et se dissolvent légèrement dans l'eau froide, mais entièrement dans l'eau bouillante ; la solution est neutre. La caféine est également soluble dans l'alcool et l'éther. Chauffée doucement dans un tube, elle fond et se sublime en fines aiguilles. Pour l'identifier, a dissoudre dans très-peu d'acide chlorhydrique fort, ajouter un petit cristal de chlorate de potasse, et évaporer précisément jusqu'à siccité ; le résidu a une couleur rose ou rouge et se dissout dans l'ammoniaque en un liquide d'un beau pourpre, qui est blanchi par la potasse.

165. La *morphine* est une poudre cristalline blanche qui se dissout faiblement même dans l'eau bouillante, donnant une solution amère qui est alcaline aux papiers réactifs. Elle est encore soluble dans l'alcool, mais non dans l'éther.

L'acide azotique fort colore la morphine en jaune orange et produit une semblable coloration dans les solutions contenant de la morphine.

Le perchlorure de fer, libre d'un excès d'acide, colore la morphine en bleu foncé.

La morphine, chauffée avec de l'acide sulfurique fort et agitée avec une baguette de verre humectée d'acide nitrique, donne un jeu rapide de couleurs, allant du vert sombre à un magnifique brun.

Le chlorhydrate, le méconate et l'acétate de morphine sont facilement solubles dans l'eau. En mêlant la solution

aqueuse avec du carbonate de soude et agitant vivement, la morphine se précipite et peut se recueillir sur un filtre, se laver avec de l'eau froide et être essayée avec le perchlorure de fer ou l'acide azotique.

Le *méconate de morphine* n'est pas cristallisable.

L'*acétate de morphine* est cristallin, mais très-déliquescent.

Le *chlorhydrate de morphine* est cristallin, et non déliquescent.

Les acides peuvent se découvrir d'après les Tableaux H et L.

166. La *brucine* est une poudre cristalline blanche, qui peut se dissoudre dans l'eau bouillante, donnant une solution amère. Elle se dissout aussi dans l'alcool, mais non dans l'éther.

L'acide nitrique fort donne une solution rouge brillant avec la brucine, qui devient jaune lorsqu'on la chauffe et prend une belle couleur violette par le protochlorure d'étain.

Si l'on dissout de la brucine dans une ou 2 gouttes d'acide chlorhydrique dilué et que l'on y ajoute avec soin de l'ammoniaque, il se sépare un précipité d'aspect huileux de brucine, qui se transforme ensuite en cristaux aciculaires. Un excès d'ammoniaque dissout le précipité huileux et la solution laisse déposer les aiguilles après quelque temps.

167. La *strychnine* se rencontre soit en fine poudre blanche, soit en cristaux prismatiques durs. Elle se dissout d'une manière à peine perceptible même dans l'eau bouillante, mais la solution a une saveur d'une amertume très-prononcée. Elle n'est guère soluble dans l'alcool ordinaire, et est insoluble dans l'alcool absolu et dans l'éther.

Si l'on dissout de la strychnine sur une surface blanche de porcelaine, dans de l'acide sulfurique fort, et qu'on

l'agite avec quelques particules de bioxyde de plomb (oxyde de puce), elle donne une couleur pourpre violet foncé passant rapidement au rouge.

168. On peut substituer l'eau bromée à l'eau chlorée pour essayer la quinine. Les fortes solutions de quinine donnent un précipité vert quand on les éprouve avec le chlore (ou le brome) et l'ammoniaque. Un autre réactif excellent pour la quinine consiste à ajouter à la solution acide un peu d'eau de chlore ou de brome, une ou deux gouttes de ferricyanure de potassium et, goutte à goutte de l'ammoniaque, qui produit une belle couleur rouge blanchie par un excès d'ammoniaque.

La *quinine* est une poudre cristalline blanche qui se dissout faiblement même dans l'eau chaude, mais est facilement soluble dans l'alcool. L'éther ne la dissout pas aussi aisément. Sa solution est très-amère et alcaline aux papiers réactifs.

Si l'on dissout de la quinine dans de l'acide sulfurique dilué et qu'on mêle la solution avec de l'eau, puis qu'on l'examine à la lumière du jour dans un tube à expérience, on verra que dans certaines positions elle offre une très-jolie nuance bleue, bien qu'elle paraisse complètement incolore quand le tube est tenu directement entre l'œil et la lumière.

Cette *fluorescence* est très-caractéristique et peut se voir même dans des solutions diluées.

Le *sulfate de quinine* (ou sulfate basique) forme des aiguilles soyeuses très-légères, qui sont très-amères et refusent de se dissoudre, même dans l'eau bouillante, à moins d'y ajouter un peu d'acide sulfurique ou d'acide chlorhydrique.

Si le sulfate de quinine est falsifié avec de la salicine, il prend une couleur rouge quand on l'humecte avec de l'acide sulfurique fort.

Pour découvrir la présence de la cinchonine, on agite le sulfate dans un tube à expérience (ou un petit flacon fermé) avec de l'ammoniaque et de l'éther, alors le sulfate de quinine pur se dissout entièrement, la solution se séparant en deux couches; tandis que la cinchonine, étant insoluble dans l'éther, se sépare à la surface de la couche inférieure (aqueuse).

169. La *narcotine* est une substance blanche, cristalline, sans saveur, qui n'est pas alcaline aux papiers réactifs mouillés. Elle est insoluble dans l'eau, mais se dissout dans l'alcool et l'éther, en donnant des solutions amères.

Pour l'identifier, la dissoudre dans une quantité considérable d'acide sulfurique fort et agiter le liquide avec une baguette de verre humectée d'acide azotique fort, il se produit une couleur rouge foncé, qui est blanchie par une nouvelle addition d'acide nitrique.

Si l'on prend au bout d'une baguette de verre quelques gouttes de la solution de perchlorure de fer et qu'on les ajoute avec précaution à la solution de narcotine dans l'acide sulfurique fort, il se produit un liquide rouge foncé, qui devient d'une couleur plus claire par le refroidissement.

Si l'on dissout de la narcotine dans de l'acide chlorhydrique dilué et qu'on y ajoute un peu de solution de brome, on obtient un précipité jaune, à moins que la solution ne soit très-diluée. En chauffant, ce précipité se dissout, et en ajoutant graduellement de la solution de brome et faisant bouillir, il se produit une belle couleur rose, même dans des solutions très-diluées. Un excès de brome détruit la couleur.

170. La *cinchonine* est blanche, cristalline et légèrement amère. Elle est presque insoluble dans l'eau, mais se dissout dans l'alcool, donnant une solution amère qui a une réaction alcaline. L'éther ne la dissout pas. Chauffée

doucement dans un tube, la cinchonine fond, exhale une odeur ammoniacale goudronneuse particulière et donne un sublimé d'aiguilles brillantes sur la partie plus froide du tube. Humectée d'acide sulfurique dilué et chauffée, elle donne une belle matière colorante rouge.

Si l'on dissout la cinchonine dans aussi peu que possible d'acide chlorhydrique dilué, la solution donne, avec le ferrocyanure de potassium, un précipité jaune qui se dissout quand on le chauffe avec un léger excès de ferrocyanure et se dépose en écailles ou en aiguilles jaunes par le refroidissement.

Le *sulfate de cinchonine* forme des cristaux prismatiques blancs ou brunâtres, qui fondent quand on les chauffe et donnent une matière colorante d'un beau rouge, tout en exhalant une odeur aromatique

171. *Exemples pratiques pour s'exercer sur le tableau O.* Les substances suivantes peuvent être choisies comme exercices pratiques (10) :

Chlorhydrate de morphine.
Strychnine.

| Sulfate de quinine.
Cinchonine.

EXERCICE X (Voir 234 pour les exemples pratiques).

172. IDENTIFICATION DES SUBSTANCES ORGANIQUES LES PLUS COMMUNES*.

1. SUBSTANCES ORGANIQUES SOLIDES.

A. *Caractérisées par la couleur.*

173. *Indigo.* — Bleu foncé. Insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther.

* A l'exclusion de celles dont il est question dans les exercices 8 et 9.

Chauffé dans un tube (17), il donne des vapeurs violettes, exhalant l'odeur de l'aniline et de l'ammoniaque.

L'acide sulfurique fort dissout lentement l'indigo, avec l'aide de la chaleur, donnant une solution bleue qui passe au jaune brun par l'acide azotique.

Agité dans un tube, fermé avec un bouchon, avec du sulfate de fer et de la chaux éteinte, l'indigo donne, si on laisse reposer le mélange, une solution jaune (indigo réduit) qui devient vert-bleu après décantation et acidulation avec l'acide chlorhydrique.

174. *Acide picrique ou carbazotique.* — Cristaux jaunes, très-amers, tachant la peau en jaune.

L'eau le dissout faiblement. Solution jaune brillant.

L'alcool le dissout facilement. La solution donne un précipité jaune cristallin quand on l'agite avec un peu de potasse.

Chauffé dans un tube, il fond et quelquefois s'enflamme avec une légère explosion.

L'acide sulfurique fort le dissout et le fait déposer sans décomposition, par l'addition d'eau.

Chauffé avec une solution de chlorure de chaux, il exhale une odeur très-piquante analogue à celle de l'essence de moutarde, due à la chloropicrine.

175. *Caramel.* — Brun foncé. Déliquescant. Légèrement amer.

Très-soluble dans l'eau, solution brun foncé.

Faiblement soluble dans l'alcool fort.

Chauffé dans un tube, il se carbonise et exhale l'odeur de sucre brûlé.

L'acide sulfurique fort le carbonise.

B. *Caractérisées par l'odeur.*

176. *Acide phénique (acide carbonique); phénol.*

Cristaux en aiguilles, humides; incolores ou brun pâle.

Odeur puissante de coaltar (goudron de houille). Fond très-facilement. L'eau le dissout faiblement; aisément soluble dans la potasse.

L'alcool le dissout volontiers.

Le perchlorure de fer donne une couleur bleu pourpre foncé avec la solution aqueuse d'acide phénique.

L'acide phénique versé goutte à goutte dans de l'acide azotique fort s'oxyde avec une grande violence, en donnant une solution rouge; si après avoir fait bouillir cette solution, on la laisse refroidir, il se dépose des cristaux prismatiques d'acide picrique, que l'on peut reconnaître par (174).

176 a. *Hydrate de chloral.* — Solide cristallin blanc. Mêlé avec de l'eau, il forme des gouttes huileuses qui se dissolvent sous l'action de la chaleur.

Odeur piquante remarquable.

Fond et se volatilise aisément.

Chauffé avec de l'alcool et de la potasse, il donne une solution de formiate de potasse qui peut s'identifier en la neutralisant avec de l'acide sulfurique dilué, ajoutant du nitrate d'argent en excès, décantant le liquide clair du précipité de chlorure d'argent et faisant bouillir, ajoutant de l'ammoniaque, goutte à goutte, alors il se précipite de l'argent métallique.

C. Sans couleur ni odeur caractéristiques.

Examiner par le Tableau P.

TABLEAU P.

177. Examen d'une substance organique solide qui ne peut se distinguer ni par la couleur, ni par l'odeur, ni par les réactifs pour les acides et les alcalis organiques indiqués dans les tableaux K, L, M, N et O.

1	2	3	4
Agiter une portion de la substance avec de l'Eau froide, pendant quelque temps. Si elle se dissout, soit entièrement, soit en grande partie, examiner la solution par (178). Si elle ne se dissout pas, passer à la col. 2.	Faire bouillir la substance avec de l'Eau. Si elle se dissout, examiner la solution par (186). Si elle ne se dissout point, passer à la col. 3.	Faire bouillir la substance avec de l'Alcool. Si elle se dissout, examiner par (193). Si elle ne se dissout point, passer à la colonne 4.	Faire bouillir la substance avec de l'Éther (200). Si elle se dissout, examiner par (201). Si elle ne se dissout pas, examiner par (206).

NOTES SUR LE TABLEAU P.

178. Les plus communes de ces substances organiques qui se dissolvent à un degré considérable en les agitant avec de l'eau froide sont * :

Le sucre de canne.	} La pyrogalline (ou acide pyrogallique).	
Le sucre de raisin (ou glucose).		} La salicine.
Le sucre de lait (ou lactine).		} L'urée.
L'albumine soluble.		

179. *Sucre de canne* identifié.

Ajouter à la solution quelques gouttes de sulfate de cuivre, et, *goutte à goutte*, de la potasse. Le précipité bleu d'abord produit se redissout dans l'excès de potasse, en un liquide bleu. Faire bouillir pendant quelques minutes, du sous-oxyde de cuivre se dépose, d'abord sous forme d'un hydrate jaune, puis à l'état d'oxyde anhydre rouge.

A une autre partie de la solution, ajouter un excès de potasse, et faire bouillir, il ne doit se produire qu'une couleur brun très-clair.

Chauffer une portion de la substance solide avec de l'acide sulfurique fort, qui doit la carboniser presque immédiatement.

A une partie de la solution aqueuse, ajouter quelques gouttes d'acide chlorhydrique dilué et faire bouillir pendant quelques minutes; le sucre de canne se convertit ainsi en sucre de raisin, qui peut s'identifier par les réactifs suivants :

180. *Sucre de raisin* identifié.

Ajouter à la solution un excès de potasse et faire bouillir. Le liquide doit prendre une couleur brune intense.

* Voir la note placée au bas de la page 182.

A une autre partie de la solution, ajouter quelques gouttes de sulfate de cuivre et, goutte à goutte, de la potasse. Le précipité bleu d'abord produit se redissout dans l'excès de potasse en un liquide bleu, qui dépose, sous l'action de la chaleur, du sous-oxyde de cuivre (d'abord jaune, puis rouge), plus facilement que dans le cas du sucre de canne.

Chauffer une portion de la substance solide avec de l'acide sulfurique fort, elle ne doit pas se carboniser aussi volontiers que le sucre de canne.

Le sucre de raisin est beaucoup moins sucré que le sucre de canne*.

181. *Sucre de lait* identifié.

D'une saveur beaucoup moins sucrée que celle du sucre de canne et du sucre de raisin.

Craque sous la dent.

Presque insoluble dans l'alcool ordinaire, qui dissout le sucre de canne et le glucose avec l'aide de la chaleur.

Répond aux mêmes réactifs que le glucose.

182. *Urée* identifiée.

Cristaux prismatiques. Ressemble au nitre par l'aspect et la saveur.

Très-soluble dans l'eau et l'alcool.

Chauffée dans un tube, elle fond aisément et dégage beaucoup d'ammoniaque.

Une solution aqueuse assez forte d'urée, agitée avec un excès d'acide nitrique concentré et qu'on laisse reposer, dépose des cristaux écailleux de nitrate d'urée.

Si l'on substitue une forte solution d'acide oxalique à l'acide nitrique, il se dépose des cristaux d'oxalate d'urée.

Si l'on mêle une solution d'urée avec une solution

* Le sucre de fruits (fructose ou sucre incristallisable) répond aux mêmes réactifs que le sucre de raisin.

de nitrate mercurique*, il se produit un précipité blanc.

183. *Acide pyrogallique* (ou *pyrogalline*) identifié.

Poudre cristalline blanche ou légèrement brune. Souvent rassemblée en flocons plumeux. Amère. Très-légère. Se dissout facilement dans l'eau, l'alcool et l'éther.

La potasse le colore en brun intense, par absorption de l'oxygène de l'air.

Versée dans un mélange de chaux et d'eau, la solution d'acide pyrogallique donne une couleur pourpre fugitive.

Le sulfate de fer colore la solution d'acide pyrogallique en bleu foncé.

Le perchlorure de fer donne une belle couleur rouge avec la solution d'acide pyrogallique.

184. *Salicine* identifiée.

Poudre cristalline blanche. Amère.

Plus soluble dans l'alcool que dans l'eau. Insoluble dans l'éther.

L'acide sulfurique concentré la convertit en une masse résineuse rouge sang.

La solution aqueuse, bouillie pendant quelque temps avec de l'acide chlorhydrique, donne un précipité granuleux de salirétine.

185. *Albumine soluble* identifiée.

Écailles blanc jaunâtre brillantes. Sans saveur.

Prend l'aspect de gomme dans l'eau froide.

Devient opaque et insoluble quand on la fait bouillir dans de l'eau.

La solution d'albumine dans l'eau froide est coagulée par l'ébullition.

L'acide nitrique dilué la précipite.

* Préparé en ajoutant de l'oxyde rouge de mercure finement pulvérisé à de l'acide nitrique chaud tant qu'il se dissout.

Le perchlorure de mercure (sublimé corrosif) détermine un précipité blanc.

186. Les substances organiques neutres les plus communes qui ne se dissolvent pas dans l'eau froide * mais se dissolvent dans l'eau bouillante sont :

La gélatine.		La dextrine.
Le savon.		L'amidon.
La gomme.		L'oxalate et le nitrate d'urée.

187. *Amidon* identifié.

Blanc. Sans saveur.

Forme une pâte (*empois*) par l'ébullition avec une petite quantité d'eau ; même avec beaucoup d'eau, donne une solution trouble.

Bouillie pendant quelque temps avec de l'acide chlorhydrique dilué, la solution devient plus ténue et répond aux réactifs pour le glucose (180).

La solution d'iode dans l'eau, ajoutée à la solution (froide) d'amidon, donne une belle couleur bleue qui disparaît par l'ébullition et revient à mesure que le liquide refroidit. La potasse détruit la couleur bleue.

188. *Dextrine* identifiée.

Jaunâtre ; sans saveur. Se comporte comme la gomme avec l'eau froide.

Bouillie pendant quelque temps avec l'acide chlorhydrique dilué, la solution répond aux réactifs pour le glucose (180).

La solution d'iode ne donne pas la couleur bleue.

L'acétate tribasique de plomb (ou acétate ammoniacal de plomb) ne précipite pas la solution de dextrine qui se distingue par là de la gomme ordinaire.

* Il faut se rappeler que cette distinction n'est pas très-exacte ; ainsi, à la température ordinaire du laboratoire, la dextrine et l'oxalate et le nitrate d'urée se dissolvent assez facilement.

La solution d'acide tannique ne précipite pas la dextrine, qui diffère ainsi de l'amidon.

189. *Gomme* identifiée.

Répond aux mêmes réactifs que la dextrine, mais sa solution est précipitée par l'acétate tribasique (ou acétate ammoniacal) de plomb.

La gomme arabique contient de la chaux, qui peut se découvrir par l'oxalate d'ammoniaque.

190. *Gélatine* identifiée.

Sans saveur. Sa solution dans l'eau chaude se prend en gelée par le refroidissement.

Le perchlorure de mercure (sublimé corrosif) la précipite.

L'acide tannique la précipite.

Dégage, quand on la chauffe à l'état sec, une vapeur alcaline d'odeur très-désagréable.

191. Le *savon* peut se reconnaître d'après les instructions données pages 102 et 108.

192. L'*oxalate* et le *nitrate d'urée* cristallisent volontiers de leurs solutions aqueuses en refroidissant. Le nitrate dégage une odeur remarquablement piquante quand on le chauffe dans un petit tube.

Les acides oxalique et nitrique peuvent se découvrir par les réactifs indiqués Tableau H.

L'urée peut se découvrir par le nitrate mercurique (182), après addition préalable d'un peu de potasse.

En ajoutant du carbonate de baryte à la solution aqueuse, évaporant jusqu'à siccité au bain-marie (231) et traitant le résidu par l'alcool, l'urée se dissout et peut s'obtenir, par l'évaporation, en cristaux qui peuvent s'identifier comme dans (182).

193. Les plus communes de ces substances organiques qui sont insolubles dans l'eau, mais se dissolvent dans l'alcool chaud, sont :

La stéarine.
L'acide palmitique.
La rosine.

L'acide stéarique.
La cholestérine.
La naphthaline.

194. Stéarine identifiée.

Blanche; cristalline; fond dans l'eau chauffée à 71° c. *
(Voir 194 a).

Se dissout dans l'alcool bouillant, mais non avec une facilité extrême; se dépose de nouveau en refroidissant.

Bouillie avec la potasse, elle forme d'abord une *émulsion* laiteuse et se dissout graduellement, en donnant une solution de savon, page 102.

Chauffée sur une lame de platine ou de porcelaine, elle dégage les vapeurs piquantes caractéristiques de l'*acroléine* et brûle avec une flamme lumineuse.

194 a. *Pour déterminer l'exacte température à laquelle fond une substance*, étirer un bout de tube de verre (fig. 15, p. 44) en une pointe effilée et y introduire un fragment de la substance à essayer. Chauffer le tube doucement de façon que la substance fondue puisse descendre dans la pointe, où elle deviendra opaque en refroidissant. On plonge alors le tube, avec un thermomètre, dans un gobelet (fig. 53) d'eau placé sur une lampe et l'on note la température à laquelle la pointe devient transparente, par suite de la fusion de la substance. Puis on éloigne la lampe et l'on note la température à laquelle l'opacité revient à mesure que la substance se solidifie. Cette dernière différera probablement légèrement de la température observée tout d'abord.

195. Acide stéarique identifié.

Blanc; cristallin; fond dans l'eau chauffée à 71° c.
(Voir 194 a).

Se dissout très-facilement dans l'alcool bouillant; la solution rougit le tournesol.

* Une modification de la stéarine fond à 55°.

La potasse le dissout rapidement, et donne une solution de savon (191).

Quand on le chauffe, il ne donne pas les vapeurs piquantes d'acroléine. Brûle avec une flamme lumineuse.

196. *Acide palmitique* identifié.

Blanc; cristallin; fond dans l'eau chauffée à 62° c. (Voir 194 a).

Ressemble sous les autres rapports à l'acide stéarique.

197. *Cholestérine* identifiée.

Cristaux tabulaires transparents; infusibles même dans l'eau bouillante.

Se dissout facilement dans l'alcool bouillant, et cristallise en plaques rhombiques.

Son ébullition avec la potasse ne la décompose pas.

Fond facilement quand on la chauffe à 145° c. et passe à l'état de vapeur qui brûle avec une flamme lumineuse.

Humectée d'acide nitrique fort et évaporée jusqu'à siccité, elle donne un résidu jaune qui passe au rouge par l'ammoniaque.

Humectée d'acide chlorhydrique fort, mêlée avec un peu de perchlorure de fer et évaporée à siccité, prend une couleur bleu violet.

198. *Rosine* identifiée.

Solide semi-transparent jaune ou brun, sentant la térébenthine.

Se dissout dans l'alcool bouillant; la solution dépose de petits cristaux (d'ac. sylvique) à mesure qu'elle refroidit.

Se dissout dans la potasse bouillante et est reprécipitée en flocons solides mous par l'acide chlorhydrique.

Fond aisément à 126 ou 132° c. et brûle avec une flamme très-fuligineuse.

199. *Naphtaline* identifiée.

Cristaux floconneux transparents sentant fortement le gaz de houille.

Fond dans l'eau chaude à 79° c. (Voir 194 a).

Brûle avec une flamme très-fuligineuse.

Non altérée par son ébullition avec la potasse.

Chauffée dans un tube à expérience sec, se sublime en cristaux.

200. L'inflamabilité de l'éther et la facilité avec laquelle il se convertit en vapeur, réclament les plus grandes précautions dans son emploi.



Fig. 55.

N'approcher jamais un flacon d'éther à 2 ou 3 pieds d'une flamme.

Replacer le bouchon immédiatement.

En faisant bouillir une substance avec l'éther, ne pas employer une flamme, mais placer le tube d'essai dans de l'eau chaude

et en fermer légèrement l'orifice avec le doigt afin de modérer le dégagement de la vapeur (fig. 55).

201. Les plus communes des substances organiques qui sont insolubles dans l'eau, et se dissolvent faiblement dans l'alcool, mais sont solubles dans l'éther bouillant sont :

La palmitine.		La cire.
Le spermaceti ou cétine.		La paraffine.

202. *Palmitine* identifiée.

Blanche ; cristalline ; fond dans l'eau chauffée à 63° c.* (Voir 194 a).

Se comporte sous les autres rapports comme la stéarine (194) excepté quant à sa solubilité dans l'alcool.

203. *Spermaceti* identifié.

* Une modification de la palmitine fond à 46°.

Aspect cristallin perlé caractéristique. Fond dans l'eau chauffée à 49° c. (Voir 194 a).

L'ébullition avec la potasse ne le saponifie pas.

Ne dégage pas les vapeurs piquantes d'acroléine quand on le chauffe, différant ainsi de la palmitine.

204. *Cire* identifiée.

Blanche ou jaune; non distinctement cristalline.

Fond dans l'eau chauffée à 63° ou 66° c. (Voir 194 a).

Bouillie avec de l'alcool, elle se dissout en partie. Quand la solution se refroidit, il cristallise de l'acide cérotique qui fond dans l'eau chauffée à 79° c. La solution alcoolique rougit le tournesol. Quand on l'évapore sur un bain d'eau, elle laisse de la céroléine, substance grasse d'une odeur particulière, fusible à 28° c.

La cire est peu affectée par son ébullition avec la potasse.

205. *Paraffine* identifiée.

Blanche; cristalline; ressemble au spermaceti; fond dans l'eau chauffée à 44° c. * (Voir 194 a).

Très-faiblement soluble dans l'alcool.

Non attaquée par son ébullition avec la potasse.

Peut se distiller avec peu de décomposition, ce qui n'est pas le cas avec la cire.

206. Les substances organiques les plus communes qui sont insolubles dans l'eau, l'alcool et l'éther bouillants et qui ne sauraient se distinguer à leur structure *organisée* ** sont :

L'albumine.

| La caséine.

L'albumine et *la caséine*, dans leur état coagulé ou in-

* Certains spécimens de paraffine fondent à 65° c.

** Les substances comme la fibrine, la cellulose, la lignine, les poils, la soie, la laine, la corne, etc., se reconnaîtraient toujours sans recourir aux réactifs chimiques.

soluble, se ressemblent tant que l'on ne saurait indiquer aucun réactif capable de les faire distinguer.

Elles sont toutes deux blanches et opaques à l'état humide, et deviennent cornées, jaunâtres et translucides quand on les dessèche.

L'albumine et la caséine desséchées, placées dans l'eau, se ramollissent lentement, se gonflent et deviennent blanches et opaques.

Chauffées dans un tube, elles se carbonisent, se boursofflent et émettent des vapeurs d'odeur très-repoussante, qui sont fortement alcalines au papier de tournesol rougi.

L'acide nitrique fort les colore en une belle couleur orange et les dissout graduellement avec l'aide de la chaleur.

La solution de nitrate de mercure, préparée en dissolvant 2 parties de mercure dans 4 parties d'acide nitrique (poids spécifique 1,40) communique une belle couleur rouge à l'albumine et à la caséine (réactif de Millon).

La potasse dissout l'albumine et la caséine avec l'aide de la chaleur; l'acide acétique, ajouté graduellement à la solution, y détermine un précipité floconneux qui se redissout par un excès d'acide.

Si l'on fait bouillir l'albumine ou la caséine avec de la potasse et quelques gouttes de la solution d'acétate de plomb, un précipité foncé de sulfure de plomb se produit.

L'acide chlorhydrique fort dissout lentement l'albumine et la caséine avec l'aide de la chaleur, donnant des solutions d'une couleur violette.

2. SUBSTANCES ORGANIQUES LIQUIDES.

- A. *Le liquide a une odeur très-distincte* (Examiner par le tableau Q).
 B. *Le liquide n'a pas d'odeur puissante ou caractéristique.* Voir (230).

TABLEAU Q.

207. Examen d'une substance organique liquide qui a une odeur très-puissante, mais qui ne saurait être reconnue par les réactifs pour les acides organiques donnés page 153.

1	2	3
<p>Agiter une portion du liquide avec environ un égal volume d'Eau. S'il se mêle aisément avec l'eau et ne se sépare pas de nouveau, examiner par (208). S'il ne se mêle pas avec l'eau ou se sépare de nouveau par le repos, passer à la colonne 2.</p>	<p>Ajouter un peu de Potasse à l'eau et agiter de nouveau. Si le liquide se mêle avec la solution alcaline et ne se sépare pas par le repos, examiner par (216). S'il se sépare de nouveau, passer à la colonne 3.</p>	<p>Agiter une portion du liquide avec de l'Acide CHLORHYDRIQUE DILUÉ. S'il se dissout, c'est probablement de l'Aniline (219). S'il ne se dissout pas, examiner par (220).</p>

NOTES SUR LE TABLEAU Q.

208. Les substances organiques liquides les plus communes parmi celles (que l'on ne peut reconnaître à l'aide des tableaux précédents) qui ont une odeur distincte et se mêlent facilement avec l'eau, sont :

L'alcool.		L'esprit de bois (alcool méthylique).
L'aldéhyde.		La nicotine.
L'acétone.		L'acide butyrique.

209. L'*alcool* ou *esprit-de-vin* (mélange d'alcool et d'eau) peut souvent se reconnaître immédiatement à son odeur.

Lorsqu'il n'est pas trop dilué, il s'enflamme volontiers et brûle avec une flamme pâle. Lorsqu'il est mélangé de beaucoup d'eau, on peut l'en séparer soit par le carbonate de potasse (226), soit par la distillation (227).

Quand on mêle de l'alcool, même à l'état dilué, avec assez de chromate ou de bichromate de potasse pour le colorer distinctement, qu'on ajoute au mélange un peu d'acide chlorhydrique et qu'on le chauffe, la couleur rouge de la solution passe au vert, par suite de la réduction de l'acide chromique en oxyde chromique due à l'effet désoxydant de l'alcool, dont une partie se convertit en aldéhyde, reconnaissable à son odeur particulière.

En chauffant de l'alcool avec de l'acide sulfurique fort et un acétate (acétate de potasse, de soude ou de plomb), l'odeur très-agréable de l'éther acétique se développe.

210. L'*esprit méthyliaté* (mélange d'esprit-de-vin et d'esprit de bois) peut se distinguer de l'alcool vinique pur à son odeur et à la coloration rouge brun qu'il prend quand on le mêle avec de l'acide sulfurique fort.

211. *Alcool de bois* * (naphte de bois, éther pyroli-

* On appelle quelquefois l'acétone esprit de bois.

gneux, alcool méthylique, éther pyroxylique) ne se rencontre guère dans le commerce à l'état pur, forme sous laquelle il a beaucoup de ressemblance avec l'alcool ordinaire. L'esprit de bois ordinaire a une couleur jaunâtre et une odeur nauséuse particulière. Quand on le mélange d'eau, il se trouble, par suite de la séparation de certaines impuretés huileuses.

L'esprit de bois brûle avec une flamme pâle, ressemblant à celle de l'alcool.

La potasse lui communique immédiatement une couleur brune, effet qui ne se produit avec l'alcool qu'après un certain laps de temps.

212. L'*acétone* peut se reconnaître à son odeur particulière (que l'on peut constater en chauffant dans un petit tube de l'acétate de plomb solide). Il diffère aussi de l'alcool et de l'esprit de bois en ce qu'il brûle avec une flamme très-lumineuse.

213. L'*aldéhyde* a une odeur suffocante toute particulière, rappelant celle de la pomme, et qui affecte les yeux. Exposé à l'air, il passe à l'état de vapeur beaucoup plus volontiers que l'alcool, l'esprit de bois ou l'acétone, en commençant par devenir acide par suite de l'absorption d'oxygène.

Si l'on ajoute de l'aldéhyde à une solution de nitrate d'argent mélangée de très-peu d'ammoniaque, le métal se réduit sous l'action de la chaleur et forme sur la paroi du tube une couche miroitante.

La potasse communique à l'aldéhyde une couleur brune. L'aldéhyde est très-inflammable et brûle avec une flamme pâle.

214. La *nicotine* est un liquide huileux, devenant brun au contact de l'air et d'une puissante odeur de tabac.

Sa solution aqueuse est fortement alcaline aux papiers réactifs. Quand on acidule la solution aqueuse avec l'a-

cide chlorhydrique, qu'on la mélange de bichlorure de platine et qu'on la laisse reposer, il se dépose un précipité composé de cristaux prismatiques très-distincts.

La nicotine est inflammable et brûle avec une flamme fuligineuse.

215. *L'acide butyrique* est un liquide incolore, ayant une odeur très-puissante de beurre rance. Il est un peu plus léger que l'eau, dans laquelle il se dissout par l'agitation. Si l'on ajoute de l'acide chlorhydrique fort à la solution aqueuse, l'acide butyrique se sépare de nouveau en formant une couche oléagineuse à la surface.

Quand on agite de l'acide butyrique avec de l'alcool et de l'huile de vitriol, il se forme de l'éther butyrique, que l'on reconnaît à son odeur d'ananas.

216. Les substances organiques liquides les plus communes parmi celles (que l'on ne peut reconnaître à l'aide des tableaux précédents), qui ont une odeur distincte et qui ne se mêlent pas facilement avec l'eau, mais sont miscibles avec la potasse, sont :

L'acide phénique (sous sa forme liquide) ;

L'acide valérianique.

217. *L'acide phénique liquide* se rencontre ordinairement sous forme de liquide brun ou brunâtre, ayant une odeur puissante de goudron. Quand on le verse dans de l'eau, il tombe au fond du vase.

On peut encore l'examiner d'après (176).

218. *L'acide valérianique* est un liquide oléagineux incolore, qui flotte sur l'eau, et a une odeur puissante semblable à celle de la racine de valériane.

219. *L'aniline* se rencontre habituellement à l'état de liquide oléagineux brun ou jaunâtre, ayant une forte odeur qui rappelle celle de l'ammoniaque. Elle tombe au fond de l'eau.

La solution de chlorure de chaux ajoutée en excès à

une goutte d'aniline produit par l'agitation avec de l'eau, une couleur pourpre intense.

S'il existe de la toluidine, comme c'est généralement le cas avec l'aniline du commerce, la couleur pourpre passe au brun; mais si l'on agite le mélange avec de l'éther, le dernier s'élèvera à la surface, entraînant avec lui une matière colorante rouge-brun, et laissant la solution d'une belle couleur bleue.

Le bois blanc est coloré en jaune par l'aniline.

L'acide oxalique se combine avec l'aniline pour former un oxalate faiblement soluble.

Le sublimé corrosif sous forme solide, chauffé avec de l'aniline, la convertit en une masse pourpre foncé, qui donne une solution rouge-pourpre avec l'alcool.

220. Les substances organiques liquides les plus communes, parmi celles (qui ne se reconnaissent pas à l'aide du tableau précédent) qui ont une odeur distincte et ne se mêlent pas facilement avec l'eau, la potasse ou l'acide chlorhydrique, sont :

L'éther.		L'essence d'amandes amères.
Le chloroforme.		La nitrobenzine.
La benzine ou benzole.		Le bisulfure de carbone.

221. L'éther peut s'identifier presque avec certitude à son odeur.

Il est incolore, très-facilement inflammable et brûle avec une flamme brillante.

L'éther passe très-facilement en vapeur quand il est exposé à l'air, de telle sorte que lorsqu'on approche d'une lumière l'ouverture d'un tube à expérience contenant de l'éther, la vapeur prend feu et brûle à l'orifice du tube, si ce dernier est légèrement incliné.

L'éther bout à la température de 35° c., qui paraît à peine chaude à la main.

Les huiles et les graisses de toute espèce se dissolvent très-facilement dans l'éther.

222. Le *chloroforme* est un liquide incolore, d'une odeur éthérée très-agréable, qui tombe au fond de l'eau (densité 1,5).

Il se vaporise facilement quand il est exposé à l'air, et bout à 61° c.

Le chloroforme dissout le caoutchouc avec une grande facilité.

Quand on chauffe doucement du chloroforme avec une solution d'hydrate de potasse dans l'alcool, il donne du chlorure de potassium et du formiate de potasse. Le premier peut se reconnaître par le précipité blanc avec le nitrate d'argent, insoluble dans l'acide nitrique, et le dernier en neutralisant le liquide alcalin avec de l'acide sulfurique dilué, ajoutant un excès de nitrate d'argent, décantant le liquide du précipité et le soumettant à une douce chaleur, alors de l'argent métallique se séparera à l'état de précipité foncé, soit immédiatement, soit par l'addition de une ou 2 gouttes d'ammoniaque.

Voici les essais qui permettent de s'assurer de la pureté du *chloroforme* employé dans les opérations chirurgicales :

Il ne doit offrir nullement l'odeur de chlore.

Quand on l'agite avec de l'eau, la solution ne doit pas rougir le papier bleu de tournesol, ni produire aucun précipité avec le nitrate d'argent.

Agité avec de l'huile de vitriol, le mélange doit rester incolore.

En faisant évaporer sur la main un peu de chloroforme, il ne doit laisser aucune odeur désagréable.

223. L'*essence d'amandes amères* a une odeur très-caractéristique, une couleur jaunâtre, et tombe au fond de l'eau.

Quand on la chauffe avec de l'hydrate de potasse solide, elle donne du benzoate de potasse.

Si l'on dissout la masse refroidie dans de l'eau, et qu'on ajoute à la solution de l'acide chlorhydrique, il se précipite de l'acide benzoïque (154).

L'essence d'amandes amères se vend souvent dans les *boutiques* à l'état de solution dans l'alcool, d'où elle se sépare par l'addition d'eau.

224. Le *nitrobenzole* (nitrobenzine) ou *essence de Mirbane*, ressemble beaucoup à l'essence d'amandes amères comme aspect et comme odeur, mais on peut facilement l'en distinguer en le convertissant en aniline.

Dans ce but, on dissout le nitrobenzole dans l'alcool, on ajoute de l'acide chlorhydrique et un fragment de zinc granulé. Quand le dégagement d'hydrogène a presque cessé, on mêle le liquide avec un excès de potasse et on agite avec de l'éther qui dissout l'aniline. Quand l'éther s'est élevé à la surface, on le décante dans une petite capsule et on le laisse évaporer spontanément, alors l'aniline restera et pourra s'identifier comme en (219).

225. Le *benzole* ou *benzine* est un liquide incolore qui exhale une forte odeur de gaz de houille.

Il flotte sur l'eau, est très-inflammable et brûle avec une flamme lumineuse et fuligineuse.

Quand on ajoute, goutte à goutte, du benzole à l'acide nitrique le plus concentré, il se dissout, en dégageant beaucoup de chaleur et de vapeur rouge, en un liquide rouge, et si on verse le liquide dans un grand volume d'eau, il se sépare une huile lourde, qui est du nitrobenzole et peut s'identifier comme nous l'avons dit ci-dessus (224).

Le *bisulfure de carbone* est un liquide incolore ou jaunâtre qui tombe au fond de l'eau, et a une odeur très-repoussante*. Il est extrêmement inflammable et brûle

* Le bisulfure de carbone purifié n'a pas d'odeur désagréable.

avec une flamme bleue émettant une forte odeur d'acide sulfureux. Si l'on en met quelques gouttes dans un verre de montre, et qu'on souffle dessus, le liquide s'évapore très-rapidement, condensant en givre l'humidité qui est à la surface du verre.

226. *Enlèvement de l'eau de l'alcool par le carbonate de potasse.* — Verser le liquide dans un gros tube à expérience ou une bouteille munie d'un bon bouchon, de manière à remplir à moitié le tube ou la bouteille. Introduire du carbonate de potasse sec et pulvérisé, par petites portions, en agitant bien après chaque addition, tant que ce sel se dissout dans le liquide. Si ce dernier contient de l'alcool, il se formera une couche séparée à la surface de la solution de carbonate de potasse dans l'eau. Décanter avec beaucoup de précaution cette couche dans un autre tube, et y tremper une baguette de verre pour en essayer l'inflammabilité; on peut ensuite l'examiner par les autres réactifs pour l'alcool.

227. *Séparation de l'alcool et de l'eau par distillation.* — Pour séparer l'alcool de l'eau par distillation, il faut maintenir le mélange pendant quelque temps à une température inférieure à 100° c., alors l'alcool se transformera en vapeur beaucoup plus facilement que l'eau, et si l'on fait condenser les premières portions de la vapeur et qu'on les recueille dans un autre vase, elles se trouveront contenir la majeure partie de l'alcool.

Distillation. — La meilleure forme d'appareil distillatoire est celle représentée (fig. 56), dans laquelle *a* représente une *cornue*, à travers la *tubulure* (*b*) de laquelle un thermomètre (*c*) * est fixé au moyen d'un bouchon perforé (228) de telle sorte que la partie renflée du thermomètre touche presque le fond de la cornue. Le col de la cor-

* La figure 57 représente le thermomètre propre à cet usage.

nue s'introduit dans le tube interne (*d*) d'un *condensateur de Liébig*, à travers le tube externe (*e*) duquel un courant constant d'eau est maintenu au moyen des tuyaux *f* (qui part du robinet) et *g* (qui remmène l'eau échauffée). Ces tuyaux sont de caoutchouc vulcanisé, et *f* s'engage sur un tube de verre (*h*) recourbé en crochet, pour pénétrer dans l'entonnoir (*i*). Le joint (*k*) où le col de la cornue s'adapte au condensateur, est assujéti par un bandage *étanche* fait en chauffant une bandelette de caoutchouc d'environ 0^m,10 de long, sur 0^m,025 de large; on maintient l'un des bouts sur le joint avec le pouce, et l'on étire fortement le caoutchouc tout en l'enroulant autour des tubes (fig. 58). Le liquide condensé dégoutte dans le flacon (*m*) que l'on peut changer quand c'est nécessaire, sans déranger l'appareil.

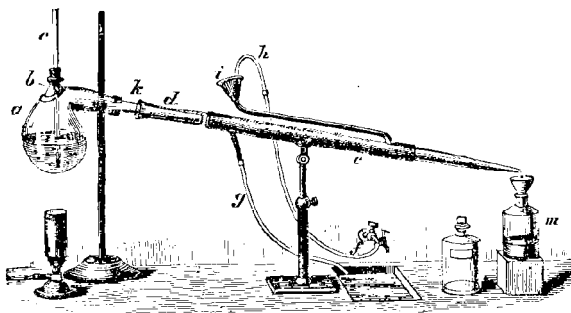


Fig. 56. — Distillation.

Fig. 57.
Thermomètre.

On chauffe graduellement la cornue, soit à l'aide d'une lampe à gaz, comme celle représentée (fig. 59), soit au moyen d'un bec annulaire simple (fig. 60), ou d'un bec d'Argand pourvu d'une cheminée (fig. 32, p. 111).

Comme l'alcool bout à $78^{\circ} 3$ c., on peut apprécier par à peu près la proportion d'alcool présent d'après la quan-

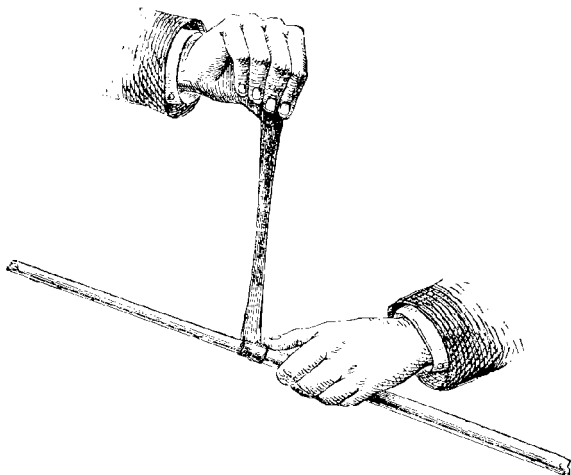


Fig. 58.

tité de liquide qui distille à quelques degrés au-dessus de cette température, et l'on peut arrêter la distillation quand le thermomètre approche de 100° c.; l'odeur et la saveur du liquide distillant au delà indiquent la présence de très-peu d'alcool.

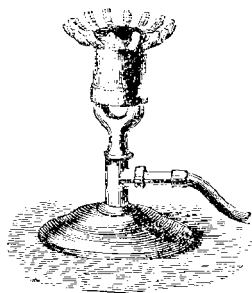


Fig. 59. — Bec à tête de rose.

Quand on n'a pas à sa disposition un appareil de ce genre, on peut y suppléer par un plus simple.

Ainsi, on peut recourir à une cornue simple *a* (fig. 60), pourvue d'un long col, qui s'engage dans une bouteille de forme ordinaire (*b*), laquelle servira

de récipient. Pour favoriser la condensation, on peut humecter une longue bande de papier à filtre (*c*) et l'en-

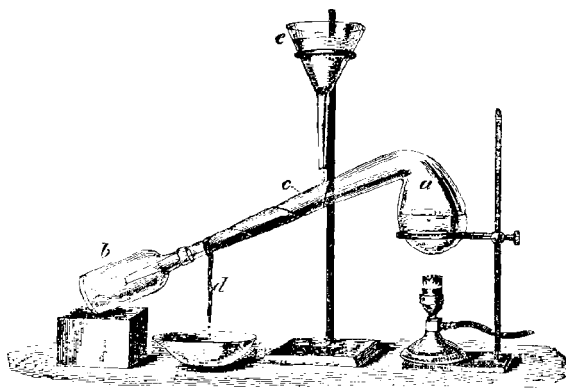


Fig. 60. — Distillation.

rouler lâchement autour du col; à la partie inférieure, on passe deux fois autour du col de la cornue un cordon d'étoupe mouillée (*d*), dont l'extrémité tordue d'une manière serrée sert à faire écouler l'eau; celle-ci peut se verser doucement, de temps en temps, sur la partie supérieure du papier, ou s'égoutter lentement d'un entonnoir (*e*), dont le col est en partie bouché avec de l'étoupe. On se sert d'un tube en entonnoir (fig. 61) pour introduire le liquide dans la cornue, sans en déposer sur le col.

Au lieu d'une cornue, on peut encore employer un ballon avec un tube recourbé (229), qui s'ajuste étroitement dans son goulot, au moyen d'un bouchon perforé (228). L'autre branche du tube peut avoir de 0^m,50 à 0^m,80 de longueur, pour assurer la condensation, ou s'adapter à l'aide d'un



Fig. 61.
Tube entonnoir.

bouchon perforé ou d'un bandage de caoutchouc, à un tube plus large de grande longueur (fig. 62). On fait un support convenable pour ce tube en fixant un bouchon perforé dans l'anneau d'un support de cornue retourné dans la position voulue.

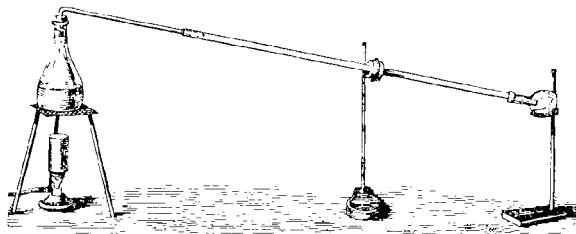


Fig. 62. — Distillation dans un matras.

228. *Perforation des bouchons.* — On fait dans les bouchons des trous cylindriques lisses, au moyen de *limes en*



Fig. 63. — Lime en queue de rat.

queue de rat (fig. 63), en commençant avec un instrument de petit volume que l'on remplace par de plus gros, selon qu'il est nécessaire. Il faut toujours conserver des bouchons sur les extrémités des limes, quand on ne s'en sert pas, parce que l'acier est très-cassant.

Une série de perce-bouchons en *laiton* de divers diamètres (fig. 65) épargnent beaucoup de temps. Ils s'emboîtent les uns dans les autres et sont munis d'une tige d'acier (fig. 64), qui leur sert de manche et qui repousse les cylindres de liège détachés par les perforateurs. On choisit un perce-bouchon d'un diamètre un peu inférieur à celui du tube pour lequel il faut percer le trou, et l'on

enfonce la tige dans la tête de l'instrument qui est perforée pour la recevoir. On appuie solidement le bouchon contre le mur ou contre le bord d'une table (fig. 66), et l'on manœuvre l'instrument à la manière d'une vrille, et dans une direction perpendiculaire, jusqu'à ce qu'il ait percé le bouchon dans la moitié de sa longueur. Puis l'instrument étant retiré et débarrassé des particules de liège, avec la tige d'acier, si c'est nécessaire, on retourne le bouchon pour le perforer dans la direction opposée, de telle

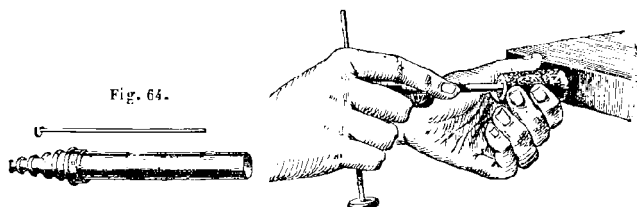


Fig. 65. — Série de perce-bouchons. Fig. 66. — Forage d'un bouchon.

sorte que les deux trous puissent se rencontrer au centre et former une ouverture cylindrique parfaitement lisse, que l'on agrandit avec une lime en queue de rat, jusqu'à ce qu'elle ait un diamètre suffisant pour recevoir le tube, qui doit y pénétrer avec un frottement considérable.

Pour avoir des *bouchons étanches*, il faut les choisir, autant que possible, sans défauts, surtout aux extrémités. Le bouchon doit avoir un diamètre assez fort pour n'entrer dans l'orifice du flacon qu'après avoir été ramolli en le roulant sur la table, en appuyant lourdement avec la paume de la main, ou, lorsqu'il s'agit de gros bouchons, avec le pied. Il faut toujours donner la préférence au liège sur les bouchons de bois.

On substitue souvent au liège les *bouchons de vulcanite*, qui, dans beaucoup de cas, sont évidemment préférables.

On peut les perforer avec les perce-bouchons décrits ci-dessus, et qu'il faut tremper dans l'alcool.

229. Manière de courber les tubes de verre. On parvient à recourber de petits tubes, soit dans la flamme d'une lampe à alcool, soit dans la partie supérieure d'une flamme de gaz assez brillante (fig. 67). Pour cela, il faut imprimer au verre un mouvement lent de rotation, et le faire aller et venir dans la flamme, jusqu'à ce qu'il soit assez ramolli pour se recourber, ce qui doit s'effectuer par une pression douce et égale, avec les deux mains, en ayant soin de régler le ramollissement du verre de ma-

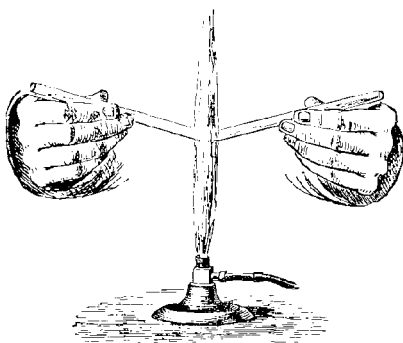


Fig. 67. — Manière de recourber les tubes.

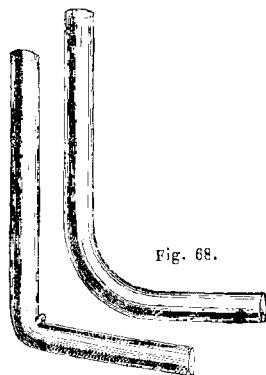


Fig. 68.

Fig. 69.

nière à obtenir une courbure nette (fig. 68) au lieu d'un angle vif (fig. 69). Toute la suie qui a pu se déposer de la flamme sera enlevée avec du papier après le refroidissement du tube.

Les tubes de grand diamètre sont plus difficiles à recourber et il est souvent nécessaire de recourir au chalumeau. Il faut recuire la partie recourbée en l'éloignant très-graduellement de la source calorifique.

Le chalumeau à gaz représenté figure 70 est très-commode pour les opérations de ce genre, surtout s'il se relie avec un soufflet à double action manœuvré par le pied ; quand on n'a pas le gaz à sa disposition, on em-

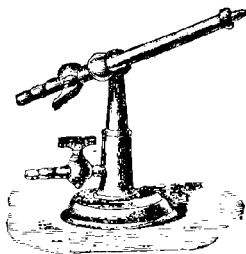


Fig. 70. — Chalumeau à gaz.

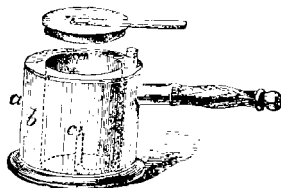


Fig. 71. — Chalumeau à l'alcool.

ploie quelquefois une lampe-chalumeau à alcool. Celle représentée figure 71 répond très-bien au but. Une petite quantité d'alcool (ou d'alcool mélangé d'esprit de bois), brûlant à l'intérieur du récipient *a*, vaporise l'alcool dans l'espace *b* entre les parois ; la vapeur s'échappant du bec *c*, brûle avec une flamme puissante. Ces lampes ne sont pas sans danger, par suite de l'obstruction du bec par un fragment de bouchon, qui peut se trouver dans l'alcool ; dans ce cas, l'opérateur devra immédiatement placer le couvercle sur la lampe pour éteindre la flamme.

250. Si le liquide n'a pas d'odeur puissante ou caractéristique, ce peut être :

De la glycérine.
De l'oléine.

De l'acide lactique.
De l'acide oléique.

251. La *glycérine* est un liquide sirupeux, qui a une saveur sucrée très-prononcée et se mêle facilement avec l'eau.

Chauffée vivement sur la lame d'un couteau ou une

feuille de platine, elle brûle avec une flamme lumineuse, sans laisser de résidu.

Quand on la chauffe avec de l'acide sulfurique fort, elle noircit et dégage des vapeurs très-piquantes d'acréoline, qui affectent fortement les yeux.



Fig. 72.

La même substance se produit en chauffant un peu de bisulfate de potasse humecté de glycérine.

Mise dans une capsule à évaporation, chauffée au bain-marie (fig. 72), la glycérine ne paraît subir ni diminution, ni altération perceptibles, tandis que le sirop ordinaire, qui lui ressemble beaucoup, dépose peu à peu des cristaux de sucre au bord du liquide.

252. *L'acide lactique* est un liquide sirupeux qui a une saveur fortement acide et se mêle volontiers avec l'eau.

Chauffé sur un bain d'eau (fig. 72) il ne se décompose pas. Si on le dilue avec de l'eau, et qu'on le fasse bouillir avec du zinc métallique, la solution, en se refroidissant, dépose des croûtes cristallines de lactate de zinc.

Quand on chauffe l'acide lactique dans une cornue, il distille plusieurs produits et parmi eux un solide cristallin auquel on donne le nom de *lactide*, qui est soluble dans l'alcool concentré chaud et se dépose par le refroidissement en cristaux prismatiques plats.

255. *L'oléine* et *l'acide oléique* sont des huiles incolores ou jaunes qui ne se mélangent pas à l'eau, mais flottent à sa surface.

L'alcool dissout l'acide oléique plus volontiers que l'oléine.

L'éther les dissout tous les deux très-facilement.

La solution de potasse dissout plus facilement l'acide oléique que l'oléine.

L'oléine, soumise à une forte chaleur, émet l'odeur de l'acroléine, ce qui n'a pas lieu avec l'acide oléique.

Si l'on place un tube à expérience contenant de l'acide oléique dans la glace fondante, l'acide se solidifie en une masse de cristaux en aiguilles, mais l'oléine reste liquide. Quand l'acide oléique est resté quelque temps au contact de l'air, il acquiert une couleur brune et une réaction acide. Il ne se solidifie plus alors au point de fusion de la glace.

254. Exemples pratiques pour l'exercice X. Comme ce n'est que par une étude attentive des substances organiques individuelles que l'analyste peut apprendre à les identifier avec certitude, nous recommandons à l'étudiant d'examiner autant des corps cités dans cet exercice qu'il pourra s'en procurer. En voici la liste :

Acétone.	Aniline.	Naphtaline.
Acide butyrique.	Benzine (ou benzole).	Nicotine.
— lactique.	Caramel.	Nitrate d'urée.
— oléique.	Caséine.	Nitrobenzole (Essence de mirbane).
— palmitique.	Chloroforme.	Oléine.
— phénique.	Cholestérine.	Oxalate d'urée.
— pierique ou carbazotique.	Cire.	Palmitine.
— pyrogallique.	Dextrine.	Paraffine.
— stéarique.	Esprit de bois.	Rosine.
— valérianique.	Essence d'amandes amères.	Salicine.
Albumine.	Éther.	Savon.
Alcool.	Gélatine.	Spermaceti.
Alcool mélangé d'esprit de bois (methylated spirit).	Glycérine.	Stéarine.
Aldéhyde.	Glucose.	Sucre de canne.
Amidon.	Gomme arabique.	Sucre de lait.
	Hydrate de chloral.	Urée.
	Indigo.	

EXERCICE XI.

255. EXAMEN D'UNE SUBSTANCE ORGANIQUE SOLIDE SUR LAQUELLE ON NE SAIT RIEN, SINON QU'ELLE EST UNE SUBSTANCE SIMPLE ET NON UN MÉLANGE.

On recommande à l'analyste de *rajer* chacune des substances de la liste ci-dessous à mesure qu'elle est exclue par ses expériences, de façon à réduire dans des limites très-restreintes le nombre des substances possibles :

Acétates.	Dextrine.
Acétate de morphine.	Ferricyanures.
Acide benzoïque.	Ferrocyanures.
— citrique.	Gélatine.
— gallique.	Gomme.
— hippurique.	Indigo.
— malique.	Méconate de morphine.
— méconique.	Morphine.
— oxalique.	Naphtaline.
— palmitique.	Narcotine.
— phénique.	Nitrate d'urée.
— pierique.	Nitroprussides.
— pyrogallique.	Oxalates.
— stéarique.	Oxalate d'urée.
— succinique.	Palmitine.
— tannique.	Paraffine.
— tartrique.	Quinine.
— urique.	Rosine.
Albumine.	Salicine.
Amidon.	Savon.
Benzoates.	Sels d'aniline.
Bleu de Prusse.	Spermaceti.
Bleu de Turnbull.	Stéarine.
Brucine.	Strychnine.
Cafféine.	Sucre de canne
Caramel.	— de lait.
Caséine.	— de raisin.
Chlorhydrate de morphine.	Sulfate de cinchonine.
Cholestérine.	— de quinine.
Cinchonine.	Sulfocyanures.
Cire.	Tartrates.
Citrates.	Urates.
Citrate de quinine et de fer.	Urée.
Cyanures.	

A. Chauffer la substance graduellement dans un petit tube (17).

(a) *Elle fond facilement, en devenant parfaitement liquide.*

CETTE ÉPREUVE EXCLUT

L'acide urique.		L'albumine.		L'amidon.
Les urates.		La caséine.		La dextrine.

(b) *Elle passe à l'état de vapeur (avec ou sans fusion préalable) et ne laisse pas de résidu noir (charbonneux).*

CETTE ÉPREUVE EXCLUT

L'acide tartrique et les tartrates.		La gomme.
— citrique et les citrates.		La gélatine.
— urique et les urates.		La caséine.
— gallique.		L'albumine.
— tannique.		La salicine.
L'amidon.		La morphine et ses sels.
Le sucre.		Le quinine —
Le caramel.		La cinchonine —
La dextrine.		La strychnine. —

(c) *Elle passe à l'état de vapeur, sans laisser aucun résidu.*

CETTE ÉPREUVE EXCLUT

toutes les substances de la liste ci-dessus, et de plus, tous les métaux, excepté le mercure, l'arsenic et l'ammonium.

(d) *Elle émet des vapeurs qui ont l'odeur de l'ammoniaque et ramènent au bleu le papier de tournesol rougi.*

PRÉSENCE PROBABLE DE

L'ammoniaque, combinée avec un acide organique.		La gélatine.
Un cyanure.		L'acide urique.
Un ferrocyanure.		L'urée.
Un ferricyanure.		La morphine.
Un sulfocyanure.		La quinine.
L'albumine.		La cinchonine.
La caséine.		La strychnine.
		L'aniline.

L'analyste doit rayer celles de ces substances qui ont été exclues par les expériences précédentes.

Si le dégagement d'ammoniaque est abondant, sans s'accompagner de carbonisation, il est probable qu'on a affaire à l'urée ou à l'un de ses sels (182, 192).

B. Chauffer la substance sur un fragment de porcelaine et continuer l'application de la chaleur jusqu'à ce qu'on ne perçoive plus de nouveau changement, en dirigeant s'il le faut sur elle la flamme extérieure du chalumeau, pour consumer le charbon.

(a) *Il ne reste pas de résidu.*

CETTE ÉPREUVE EXCLUT

tous les métaux, excepté le mercure, l'arsenic et l'ammonium.

(b) *Il reste un résidu qui est fortement alcalin au papier de tournesol rouge mouillé.*

PRÉSENCE PROBABLE D'UN

acide organique, en combinaison avec la potasse, la soude, la baryte, la strontiane ou la chaux.

(Voir le tableau K.)

C. Agiter un peu de la substance avec de l'eau froide * dans un tube d'essai.

(a) *Elle se dissout facilement.*

EXCLUSION DE

L'acide benzoïque libre.	Nitrate d'urée ?
— hippurique libre.	Spermaceli.
— urique libre.	Cire.
— gallique libre.	Paraffine.
Des urates.	La morphine libre.
De l'amidon.	La quinine libre.
La gomme.	La cinchonine libre.
La dextrine ?	La strychnine libre.
L'oxalate d'urée ?	La salicine.

* Voir la note au bas de la page 182.

L'albumine.	}	L'acide palmitique libre.
La caséine.		La stéarine.
La gélatine.		La palmitine.
L'acide stéarique libre.		

(b) Elle ne se dissout pas.

La faire bouillir avec l'eau; si elle se dissout,

CETTE ÉPREUVE EXCLUT

L'albumine.		La cire.		L'acide palmitique libre.
La caséine.		La paraffine.		La stéarine.
Le spermaceti.		L'acide stéarique libre.		La palmitine.

D. Goûter avec beaucoup de précaution une particule de la substance.

(a) Sa saveur est acide.

Examiner pour un acide organique par le tableau K et pour un acide inorganique par le tableau G.

(b) Sa saveur est amère; passer au paragraphe F.

E. Si la substance ne se dissout pas volontiers dans l'eau, mais se dissout en ajoutant un peu de potasse et est précipitée par l'addition d'acide chlorhydrique.

Examiner spécialement pour

L'acide benzoïque (154). | L'acide hippurique (156). | L'acide urique (161).

F. Dissoudre un peu de la substance dans l'eau, ou dans un peu d'acide chlorhydrique dilué et essayer avec une solution d'iode dans l'iodure de potassium.

Si l'on obtient un *précipité brun*, examiner pour un alcaloïde par le tableau O.

S'il se produit un *précipité jaune*, examiner pour l'acétate de plomb (p. 39).

S'il se produit un *précipité bleu*, examiner pour l'amidon (187).

Si la solution iodurée est *blanchie*, examiner pour un cyanure (99).

EXERCICE XII.

256. EXAMEN D'UNE SUBSTANCE ORGANIQUE LIQUIDE SUR LAQUELLE ON NE SAIT RIEN, SINON QU'ELLE EST UNE SUBSTANCE SIMPLE ET NON UN MÉLANGE.

A. S'assurer si elle a quelque odeur ou goût caractéristique de

L'acide phénique (217).	} L'acide butyrique (215). — valérianique (218). L'aniline (219). L'éther (221). Chloroforme (222). Essence d'amandes amères (223).	Nitrobenzine (224).
L'alcool (209).		Benzine (225).
L'esprit de bois (211).		Acide acétique (149).
L'acétone (212).		— formique (150).
L'aldéhyde (213).		Sucre (179-181).
La nicotine (214).		Glycérine (231).

B. Évaporer un peu du liquide dans une capsule de porcelaine, en observer soigneusement toute odeur qui peut se développer et arrêter l'évaporation aussitôt que le liquide a disparu*.

(a) *S'il ne reste pas de résidu,*

Le liquide contient probablement l'une des substances désignées ci-dessus, reconnaissables à leur odeur, ou peut-être la glycérine (231) ou l'acide lactique (232).

(b) *S'il reste un résidu huileux inflammable,*

EXAMINER SPÉCIALEMENT POUR

L'aldéine (233). | L'acide oléique (233).

(c) *S'il reste un résidu solide,*

Évaporer une grande quantité du liquide et examiner le résidu d'après (233).

* Si l'on a le temps, il est bon d'évaporer au bain-marie.

EXERCICE XIII.

237. EXAMEN D'UNE SUBSTANCE SOLIDE SUR LAQUELLE ON NE SAIT RIEN, SINON QU'ELLE EST UNE SUBSTANCE SIMPLE ET NON UN MÉLANGE.

- A. Chauffer un peu de la substance sur un fragment de porcelaine et observer s'il se produit quelque carbonisation ou s'il se dégage quelque odeur particulière indiquant la présence de matière organique*.
- B. Chauffer une autre partie de la substance avec de l'acide sulfurique fort et observer s'il se produit quelque carbonisation accusant la présence de matière organique.

(a) *Si l'on découvre une matière organique*, il faut examiner la substance d'après (235).

(b) *Si l'on ne découvre pas de matière organique*, la substance peut être examinée conformément aux tableaux A à I, ou à l'aide du chalumeau, conformément aux tableaux R à Z.

EXERCICE XIV.

258. EXAMEN D'UN LIQUIDE DONT ON NE SAIT RIEN, SINON QUE C'EST UNE SOLUTION D'UNE SUBSTANCE SIMPLE ET NON D'UN MÉLANGE.

- A. Observer son odeur, sa saveur et son action sur les papiers réactifs (18).
- B. En faire évaporer un peu sur une lame de verre (p. 29).
- (a) *S'il ne reste pas de résidu* et que le liquide soit dépourvu de couleur, d'odeur, de goût et d'ac-

* Le soufre et le phosphore se reconnaîtraient naturellement dans cette expérience.

tion sur les papiers réactifs, ce n'est que de l'eau.

(b) *S'il reste un résidu* ou si la conclusion est douteuse, évaporer une plus grande quantité du liquide dans une capsule de porcelaine (84) et, s'il y a quelque résidu, l'examiner suivant les instructions données pour une substance solide inconnue (237). Observer avec soin s'il se dégage quelque odeur pendant l'évaporation.

(c) *S'il ne reste pas de résidu par l'évaporation et que le liquide soit acide aux papiers réactifs*, examiner pour

L'acide sulfurique (102).	L'acide sulfhydrique (97).
— chlorhydrique (105).	— valériannique (218).
— nitrique (109).	— oléique (233).
— fluorhydrique (89).	— cyanhydrique (99).
— butyrique (215).	— sulfureux (100).
— chlorique (91).	— acétique (149).
— iodhydrique (93).	— formique (150).
— carbonique (95).	— lactique (232).

(d) *Si l'évaporation ne laisse pas de résidu et que le liquide soit alcalin aux papiers réactifs*, examiner pour

L'ammoniaque (75). | L'aniline (219). | La nicotine (214).

(e) *Si l'évaporation ne laisse pas de résidu et que le liquide ne soit ni acide, ni alcalin*, examiner spécialement pour

L'alcool (209).	L'éther (221).
L'alcool méthylique (214).	Le chloroforme (222).
L'acétone (212).	L'essence d'amandes amères (223).
L'aldéhyde (213).	Le nitrobenzole (224).
Le phénol (acide phénique) (217).	Le benzole (225).
La glycérine (231).	

Quand on ne trouve aucune indication pour se guider, il faut parcourir un à un tous les degrés des opérations analytiques, en commençant au tableau A.

EXERCICE XV.

239. Examen d'une substance organique que l'on sait appartenir à la liste suivante *.

<i>Acides organiques.</i>	<i>Alcaloïdes organiques.</i>	<i>Sels d'acides organiques avec des bases inorganiques.</i>	<i>Sels d'alcaloïdes organiques avec des acides inorganiques.</i>
Acétique.	Cinchonine.	Acétate de potasse.	Chlorhydrate de morphine.
Benzoïque.	Morphine.	— de plomb.	Nitrate d'urée.
Citrique.	Quinine.	— de soude.	Sulfate de cinchonine.
Cyanhydrique	Stychnine.	Biartrate de potasse.	— de quinine, etc.
Gallique.	Urée.	Bleu de Prusse.	
Hippurique.	<i>Substances organiques neutres.</i>	— de Turnbull.	<i>Sels d'acides organiques avec des alcaloïdes organiques.</i>
Hydrosulfocyanique.		Cyanure de mercure.	Acétate de morphine.
Malique.	Alcool.	— de potassium.	Méconate de morphine.
Méconique.	Amidon.	Ferrocyanure de potassium.	Oxalate d'urée, etc.
Oxalique.	Glycérine.	Ferrocyanure de —	
Succinique.	Sucre de canne.	Oxalate d'ammoniaque.	
Tannique.	Sucre de raisin.	— de chaux.	
Tartrique.		— de potasse.	
Urique.		Sulfocyanure de potassium.	
		Urate d'ammoniaque.	
		— de soude, etc.	

* Donnée pour le premier examen (M. B.) de l'Université de Londres (1871).

I. LA SUBSTANCE EST SOLIDE.

A. *Chauffer la substance dans un petit tube.*

(a) *Elle donne un dégagement abondant d'ammoniaque, sans noircir.*

Examiner spécialement pour

L'urée (182). | L'oxalate d'urée (192).

(b) *Elle émet une odeur piquante rappelant l'acide sulfureux.*

Examiner pour le nitrate d'urée (192).

(c) *Elle dégage une odeur agréable.*

Examiner spécialement pour

L'acide benzoïque (154). | L'acide hippurique (156). | L'acétate de plomb (149).

(d) *Elle dégage une odeur analogue à celle du goudron de houille (coaltar).*

Examiner spécialement pour

La cinchonine (170). | Le sulfate de cinchonine (170).
La quinine (168). | — de quinine (168).

(e) *Elle noircit et dégage une odeur de bois ou de sucre brûlé.*

Examiner spécialement pour

L'acide tartrique (153). | Le glucose (180).
Le bitartrate de potasse (158). | L'acide malique (160).
L'acide citrique (159). | — méconique (151).
L'amidon (187). | — gallique (153).
Le sucre de canne (179). | — tannique (152).

(f) *Elle noircit et émet une odeur désagréable de matière animale roussie.*

Examiner spécialement pour

L'acide urique (161). | L'acétate de morphine (165).
L'urate de soude (161). | Le méconate de morphine (165).
— d'ammoniaque (161). | La strychnine (167).
La morphine (165). | Le ferrocyanure de potassium (143).
Le chlorhydrate de morphine (165). | Le ferricyanure — (p. 101).

(g) *Elle émet des vapeurs qui provoquent une toux violente.*

Examiner spécialement pour l'acide succinique (155).

(h) *Elle dégage du cyanogène (reconnaissable à son odeur et sa flamme rose).*

Examiner spécialement pour le cyanure de mercure (99).

(i) *Elle se vaporise, sans aucune des indications ci-dessus.*

Examiner spécialement pour

L'acide oxalique (115).

| L'oxalate d'ammoniaque (115).

B. *Chauffer la substance sur un fragment de porcelaine, d'abord avec la flamme ordinaire, puis avec la flamme externe du chalumeau.*

(a) *Il reste un résidu.*

L'humecter avec de l'eau et l'essayer au papier rouge de tournesol,

S'il est *manifestement alcalin.*

Examiner pour

Le cyanure de potassium (p. 101).

Le ferrocyanure de potassium (113).

Le ferricyanure de — (p. 104).

Le sulfocyanure de — (p. 119).

Le bitartrate de potasse (158).

L'oxalate de potasse (115).

— de chaux (115).

L'acétate de potasse (149).

— de soude (149).

L'urate de soude (161).

Le tartre émétique (p. 63).

Si le résidu est jaune ou rouge,

Examiner spécialement pour l'acétate de plomb (149).

(b) *Il ne reste pas de résidu.* Passer au paragraphe C.

C. *Chauffer la substance avec de l'eau.*

(a) *Elle ne se dissout pas dans l'eau.*

Ajouter de la potasse,

Si elle se dissout dans la potasse.

Examiner spécialement pour *

L'acide benzoïque (154).

— hippurique (156).

— urique (161).

— gallique (153).

Le bitartrate de potasse (158).

L'urate de soude (161).

— d'ammoniaque (161).

* On ne saurait, quand la substance se dissout dans l'eau, en inférer l'absence des corps désignés ici.

*Si elle ne se dissout pas dans la potasse,
Ajouter de l'acide chlorhydrique *.
Elle se dissout.*

Examiner spécialement pour

La morphine (165).	Sulfate de quinine (168). — de cinchonine (170). Oxalate de chaux (58).
La quinine (168).	
La cinchonine (170).	
La strychnine (167).	

(b) *Elle se dissout dans l'eau.*

Essayer la solution avec les papiers bleu et rouge de tournesol et *prudemment* avec la langue.

I. *La solution est manifestement acide, mais non astringente.*

Examiner spécialement pour

L'acide tartrique (158).	L'acide malique (160). — méconique (151). — hippurique (156). Le bitartrate de potasse (158).
— oxalique (115).	
— citrique (159).	
— succinique (155).	

II. *La solution est acide et astringente.*

Examiner spécialement pour l'acide gallique (153) et l'acide tannique (152).

III. *La solution est alcaline.*

Examiner spécialement pour le cyanure de potassium (99).

IV. *La solution a une saveur sucrée.*

Examiner spécialement pour

Le sucre de canne (179).	Le glucose (180).	L'acétate de plomb (149).
--------------------------	-------------------	---------------------------

V. *La solution est amère; passer à D.*

* Une substance bleue, passant au brun avec la potasse et redevenant bleue avec l'acide chlorhydrique, est ou bien du bleu de Prusse, ou du bleu de Turnbull. Pour les distinguer, faire bouillir la solution avec de la potasse, filtrer et l'essayer avec excès d'acide acétique et de perchlorure de fer. Un précipité bleu abondant indique le bleu de Prusse. Une couleur foncée, sans précipité, indique le bleu de Turnbull.

VI. *La solution a une couleur jaune ou verte.*

Examiner spécialement pour

Le ferrocyanure et le ferricyanure de potassium (p. 100 et 101).

VII. *La solution n'est pas manifestement acide ou alcaline et n'a pas d'odeur ni de couleur caractéristiques.*

Examiner spécialement pour

L'oxalate d'ammoniaque (115).

— de potasse (115).

L'acétate de potasse (149).

— de soude (149).

Le cyanure de mercure (31).

Sulfocyanure de potassium (p. 119).

Urée (182).

D. *Dissoudre un peu de la substance dans de l'eau ou un peu d'acide chlorhydrique dilué et essayer avec une solution d'iode dans l'iodure de potassium.*

Si on obtient un *précipité brun*,

Examiner pour un alcaloïde par le tableau O.

Si c'est un *précipité jaune*, examiner pour l'acétate de plomb (p. 39).

Si c'est un *précipité bleu*, examiner pour l'amidon (187).

Si la solution iodurée est *blanchie*, examiner pour un cyanure (99).

Si rien n'a pu jusqu'ici mettre sur la voie, examiner la substance pour un acide organique par le tableau K, et pour un alcaloïde organique par le tableau O; et, comme dernière ressource, pour un métal, par le tableau A, et pour un acide inorganique, par le tableau G, dans l'espoir d'arriver ainsi à jeter quelque lumière sur la nature de la substance.

II. LA SUBSTANCE EST LIQUIDE.

A. *S'assurer si elle a l'odeur de*

L'acide acétique (149). [De l'ac. cyanhydrique (99). [De l'alcool (209).

B. *En évaporer un peu dans une capsule de porcelaine, en ayant soin de ne pas continuer à chauffer une fois la capsule sèche et observant toute odeur qui pourrait se dégager pendant l'évaporation.*

(a) *S'il ne reste pas de résidu, examiner pour*

L'acide acétique (149).		L'alcool (209).
— cyanhydrique (99).		La glycérine (231).

(b) *S'il reste un résidu, examiner l'action de la chaleur sur lui, en tirant les déductions suivant les pages 190, 191.*

C. *Essayer une petite portion de la solution avec une solution d'iode dans l'iodure de potassium.*

Si l'on obtient un *précipité brun*, examiner une autre partie de la solution pour

La morphine (165).		Le méconate de morphine (165).
Le chlorhydrate de morphine (165).		La quinine (168).
L'acétate de morphine (165).		La cinchonine (170).
		La strychnine (167).

Si l'on obtient un *précipité jaune*, examiner pour l'acétate de plomb (p. 39).

Si l'on obtient un *précipité bleu*, examiner pour l'amidon (187).

Si la solution iodurée est blanchie, examiner pour un cyanure (99).

D. *Essayer le liquide avec les papiers bleu et rouge de tournesol.*

(a) *Le liquide est acide.* Ajouter, à une petite portion, de la potasse, jusqu'à ce que le liquide soit très-légèrement alcalin, et agiter avec une baguette de verre.

S'il se produit un précipité, ajouter de l'acide acétique en excès; si le précipité refuse de se dissoudre, examiner pour l'oxalate de chaux (58).

Si l'acide acétique dissout le précipité, examiner pour

L'acétate de plomb (149).	La quinine (168).
La morphine (165).	La cinchonine (170).
La strychnine (167).	

(b) *Le liquide est alcalin.* Ajouter, à une petite portion, de l'acide acétique jusqu'à ce que le liquide soit légèrement acide et agiter avec une baguette de verre.

S'il se produit un précipité, examiner pour

L'acide benzoïque (154).	L'acide urique (161).
— hippurique (156).	— tartrique (158).
Et pour la potasse, la soude ou l'ammoniaque qui les tiennent en solution (72).	

S'il ne se produit pas de précipité, ajouter à une autre partie de l'acide chlorhydrique en léger excès et agiter avec une baguette de verre.

Les acides benzoïque et hippurique se précipiteraient alors, bien qu'ils eussent pu ne pas se précipiter par l'acide acétique.

Si l'on n'a pas encore été mis sur la voie, examiner la substance pour un acide organique par le tableau K, et pour un alcaloïde organique par le tableau O ; et, comme dernière ressource, pour un métal, par le tableau A, et pour un acide inorganique, par le tableau G, dans l'espoir d'arriver ainsi à jeter quelque lumière sur la nature de la substance.

EXPLICATIONS ET INSTRUCTIONS SUR LE TABLEAU R.

241. *Réduction des métaux sur le charbon devant le chalumeau.* — Choisir un morceau de charbon dur, complètement carbonisé, libre de fissures, ayant au moins 0^m, 10 de long sur 0^m, 025 ou 0^m, 03 de diamètre; en user l'un des côtés, de manière à former une surface plane, en le passant sur la pierre du foyer (fig. 73). Avec

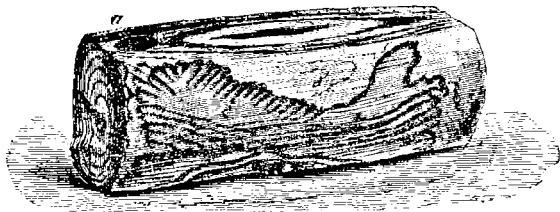


Fig. 73.

la lame d'un couteau, creuser sur ce côté une cavité très-superficielle (*a*), qui doit être lisse et arrondie. Mettre dans cette dépression 1 ou 2 grains de la substance à examiner, préalablement réduite en poudre (124) et la recouvrir de carbonate de soude sec et pulvérisé. Tenir le charbon et le chalumeau dans la position indiquée (fig. 74). Diriger la pointe de la flamme interne (réductrice) sur le spécimen placé dans la cavité, en commençant par souffler doucement pour ne pas disper-

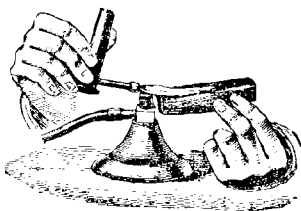


Fig. 74. — Réduction sur le charbon.

ser la poudre, et laisser la flamme extérieure (oxydante) agir sur la face plane du charbon.

Observer très-attentivement les apparences offertes par la masse sous l'influence de la chaleur, en notant spécialement si quelques petits globules métalliques apparaissent dans la substance fondue. Si c'est le cas, essayer de les fondre ensemble en globules plus gros.

S'il reste une *masse infusible* après la première application de la flamme du chalumeau, ajouter encore du carbonate de soude et chauffer de nouveau d'une manière intense, car le bioxyde d'étain exige souvent des additions répétées de carbonate de soude pour se fondre et se réduire à l'état métallique.

Surveiller l'aspect de la masse après qu'elle a été éloignée de la flamme, en notant tous les changements de couleur qui peuvent se présenter pendant le refroidissement.

La surface du charbon est généralement couverte, à une certaine distance au delà de la cavité, d'un dépôt ou *incrustation* qui consiste quelquefois en une mince pellicule blanche de cendres laissée après la combustion du charbon, et quelquefois d'une couche plus opaque de quelque oxyde métallique, formé par la combustion de la vapeur métallique en passant à travers la flamme extérieure.

Observer très-soigneusement la couleur et l'aspect général de cette *incrustation*, en comparant les résultats avec le tableau S.

Si quelque globule de métal est visible, le détacher avec soin de la masse fondue avec la pointe d'un couteau, le placer sur une surface dure, telle qu'une plaque de porcelaine ou le fond d'un mortier renversé et le comprimer avec la lame d'un couteau pour s'assurer s'il est malléable ou fragile. Comparer les résultats avec le tableau S.

Quand *nul globule métallique n'est visible* ou quand le

globule métallique a été enlevé, détacher la masse avec les particules de charbon en contact avec elle et placer le tout dans un petit mortier d'agate (fig. 75), l'humecter de 1 ou 2 gouttes d'eau et l'amener en pâte par trituration. Agiter cette pâte avec une nouvelle quantité d'eau, puis remplir le mortier d'eau, laisser reposer pendant une minute, afin que toute particule métallique puisse tomber au fond, et décanter soigneusement l'eau, entraînant avec elle les particules plus légères de charbon et de laitier (scorie) (fig. 76). Répéter cette trituration et cette *lévigation* jusqu'à ce que les particules métalliques se voient distinctement au fond du mortier, ou jusqu'à ce que le tout ait été lavé sans montrer aucune trace de métal.



Fig. 75. — Mortier d'agate.

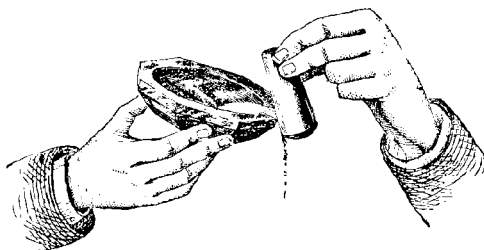


Fig. 76. — Lévigation dans l'analyse au chalumeau.

Les métaux qui se découvrent généralement de la sorte sont :

Le *cuivre*, qui donne des paillettes rouges caractéristiques.

L'*étain*, en paillettes blanches argentées, de volume considérable.

Le *fer*, en poudre métallique grise, attirée par l'aimant.

242. Le carbonate de soude fondu est absorbé dans

les pores du charbon, mais très-souvent il se forme une scorie qui refuse de pénétrer dans le charbon et reste à la surface (*). C'est le cas avec le silicate et le borate de soude, qui se forment quand les acides silicique et borique sont présents. Le sulfure de sodium reste aussi généralement à la surface du charbon sous forme de *masse brune* dont la formation rend très-probable que la substance examinée est un *sulfure*.

Bien que la plupart des oxydes métalliques soient susceptibles de se réduire à l'état métallique par l'action combinée de la flamme du chalumeau et du support de charbon, il est nécessaire d'ajouter du carbonate de soude pour les raisons suivantes :

1° Le carbonate de soude enlève tout acide (l'acide silicique, par exemple) ou élément non métallique (tel que le soufre) qui empêcherait la séparation du métal.

2° En formant ainsi une scorie à travers laquelle le métal peut pénétrer, la réoxydation et, dans certains cas, la volatilisation du métal sont en grande partie prévenues.

3° Le carbonate de soude, fortement chauffé avec du charbon, donne de la vapeur de sodium qui agit comme un puissant agent réducteur sur les composés métalliques.

243. *Pour découvrir les métaux aux couleurs qu'ils communiquent à une perle de verre de borax.* — Prendre un bout de fil de platine d'une épaisseur telle que 0^m,08 pèsent



Fig. 77. — Fil de platine pour les perles de borax.

0^m,05 et le fixer dans un manche de verre comme il a été dit p. 93. En recourber l'extrémité de manière à former une petite anse (fig. 77) dont l'étendue ne doit pas excé-

* Le cyanure de potassium aidera parfois à se débarrasser de semblables scories.

der la section transversale de la flamme du chalumeau.

Porter cette anse à la chaleur rouge et la plonger dans du borax pulvérisé, dont une quantité considérable s'attachera au fil. Fondre cette poudre dans la flamme du chalumeau (fig. 78) en un globule (perle) qui doit être parfaitement incolore et transparente même après le refroidissement.

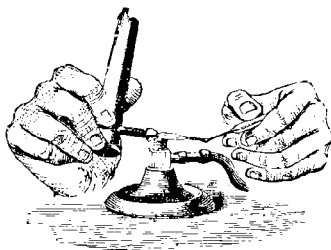


Fig. 78. — Essai par la perle de borax.

Placer 1 ou 2 petites particules de la substance à examiner sur un morceau de papier à portée de la main ;

chauffer la perle de borax et la mettre en contact avec une des particules, de façon qu'elle puisse adhérer au globule (perle).

Fondre la perle à la pointe extrême de la flamme extérieure (oxydante) du chalumeau, jusqu'à ce que la substance paraisse avoir été dissoute par le borax, et observer la couleur de la perle pendant qu'elle est chaude et après son refroidissement. Si la perle est opaque, c'est qu'on a ajouté une trop grande quantité de la substance et il faut recommencer l'expérience.

Si la perle reste incolore, il faut fondre avec elle une autre particule de la substance, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on en ait ajouté une proportion raisonnable sans produire aucun résultat.

On expose ensuite la perle à la pointe de la flamme interne (réductrice) du chalumeau, et l'on observe avec soin la couleur du verre.

Comparer les résultats avec le tableau T.

Pour nettoyer le fil pour une nouvelle épreuve, plonger

dans l'eau la perle chauffée au rouge, alors elle deviendra fragile et pourra se détacher facilement de l'anse de platine que l'on ouvre alors pour nettoyer le fil en le grattant avec l'ongle du pouce.

244. *Pour découvrir les métaux d'après la couleur qu'ils communiquent à la flamme du chalumeau.* — Prendre un bout droit de fil de platine, comme il est dit p. 93, le tremper dans l'acide chlorhydrique (*) et l'exposer à plusieurs reprises à la pointe de la flamme interne (réductrice) du chalumeau jusqu'à ce qu'il cesse de communiquer une couleur distincte à la flamme extérieure. L'humecter de nouveau d'acide chlorhydrique, prendre sur lui une petite quantité de la substance à examiner, et l'exposer de nouveau à la pointe de la flamme interne (fig. 79).

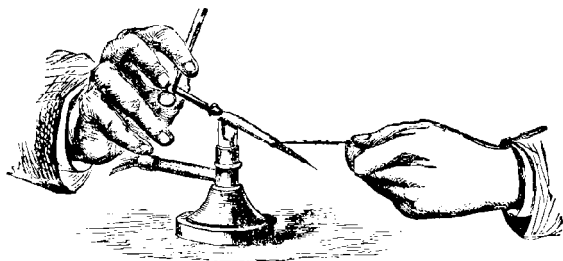


Fig. 79.

Comparer les résultats avec le tableau U.

Certains métaux (le baryum, par exemple) fondent dans le platine de telle sorte qu'il est à peine possible de s'en débarrasser pour préparer le fil pour un nouvel essai. Quand les choses se passent ainsi, il faut couper l'extrémité du fil.

* Il ne faut pas plonger ce fil dans le flacon d'acide chlorhydrique, mais dans une petite quantité de l'acide placée dans une petite capsule de verre ou de porcelaine.

243. *Pour découvrir les métaux au moyen du réactif cobalt, devant le chalumeau.* — La solution de nitrate de cobalt doit contenir environ 1 partie du sel dissoute dans 10 parties d'eau, et elle se conserve convenablement dans un flacon pourvu d'un bouchon perforé, donnant passage à un tube de verre assez long pour atteindre le fond du flacon et saillir de 0^m,025 à 0^m,05 au-dessus du bouchon (fig. 80).



Fig. 80.

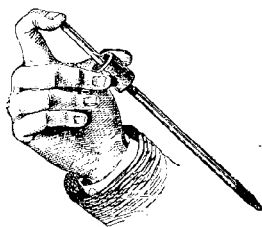


Fig. 81.

Ce tube doit être partiellement fermé à chaque bout en dirigeant sur lui la flamme du chalumeau. Quand on ferme avec le doigt l'orifice supérieur de ce tube (fig. 81) et qu'on retire le tube du flacon, la solution de cobalt se maintient dans son intérieur par l'action de la pression atmosphérique et peut se laisser tomber goutte à goutte sur la masse à examiner. Une ou deux gouttes suffisent généralement. Une chaleur intense doit alors être appliquée pendant plusieurs secondes, et l'on comparera le résultat avec la colonne 4 du tableau R, p. 220.

246. *Pour découvrir le mercure, l'arsenic et l'ammoniaque, au moyen du chalumeau.* — Dessécher le carbonate de soude

en le chauffant modérément sur un morceau de verre ou de fer-blanc, ou sur la lame d'une spatule. Le laisser refroidir et le mêler avec la substance pulvérisée à examiner, sur un morceau de papier, en mettant au moins six fois autant de carbonate de soude que de la substance. Gratter sur un morceau de charbon assez de poudre pour donner au



Fig. 82.

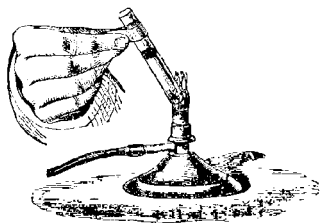


Fig. 83.

mélange une couleur gris foncé. Introduire le mélange dans un petit tube de verre allemand sec (p. 43), débarrasser la partie supérieure du tube des particules de la substance qui pourraient y adhérer à l'aide d'une baguette de bois ou d'un papier roulé et frapper le tube contre la table, de manière à rassembler la poudre dans la position montrée fig. 82, et à laisser un passage

libre pour la vapeur. Tenir le tube avec une bande étroite de papier replié (*) et le chauffer dans la partie non lumineuse de la flamme (fig. 83) de manière à ne pas l'enfumer. Si l'on n'observe aucun des résultats indiqués dans la colonne S du tableau R (p. 220), diriger la flamme du chalumeau sur le fond du tube jusqu'à ce que le verre commence à fondre.

Les débutants échouent souvent dans cette expérience, parce qu'ils laissent l'eau condensée redescendre sur le

* Si l'on voit quelque humidité se condenser sur les parois du tube, tenir ce dernier avec son ouverture quelque peu inclinée en bas, de peur que les gouttes en redescendant ne fassent éclater le verre.

mélange chaud, ce qui le fait rejaillir et tacher les parois du tube.

NOTES SUR LE TABLEAU R.

247. Il faut apporter beaucoup de soin pour éviter l'erreur dans l'application du chalumeau à la recherche de l'aluminium.

La solution de nitrate de cobalt elle-même laisse une masse bleue du nitrate anhydre quand on l'évapore jusqu'à siccité à la chaleur de la flamme; mais quand cette masse bleue est fortement chauffée, elle se convertit en l'oxyde noir de cobalt, tandis que la masse bleue fournie par la combinaison d'alumine avec l'oxyde de cobalt (aluminate de cobalt) prend une couleur bleue plus brillante, quand on la soumet à une chaleur plus intense.

Les phosphates et les borates alcalins donnent aussi une masse bleue avec le nitrate de cobalt, mais cette masse prend l'état d'un verre fondu, tandis que l'alumine bleue est parfaitement infusible.

Pour déterminer quel est le composé d'aluminium qu'il examine, l'analyste doit se référer à la page 72.

248. La présence du zinc doit se confirmer en observant que la masse infusible, avant l'addition du nitrate de cobalt, est jaune, pendant qu'elle est chaude et devient blanche en refroidissant.

Pour déterminer quel est le composé de zinc qu'il examine, l'analyste doit se reporter à la page 74.

249. La couleur rose du composé formé par la magnésie avec l'oxyde de cobalt est très-pâle et pourrait passer inaperçue dans une inspection rapide, surtout si l'observateur est ébloui par l'incandescence de la masse en ignition.

Pour déterminer quel est le composé de magnésium qu'il examine, l'analyste doit se reporter à la page 33.

250. Les globules de mercure composant ce sublimé sont parfois si petits qu'ils ont l'apparence d'une couche grise déposée sur le tube; en les frottant avec le bout d'une allumette, les particules s'unissent en globules distincts.

Pour déterminer quel est le composé de mercure qu'il examine, l'analyste doit se reporter aux pages 37 et 51.

251. Si l'arsenic est présent, une odeur alliée sera généralement perceptible à l'ouverture du tube et doit déjà avoir été notée dans la colonne 1.

Il se forme parfois sur les parois du tube un anneau noir brillant, dans des cas où l'arsenic fait défaut, par suite du dépôt d'une couche de charbon brillant résultant de l'action de la chaleur sur des matières goudroneuses, distillées soit du charbon imparfaitement préparé, soit de matières organiques dans la substance analysée.

Le sulfure de mercure peut aussi fournir un anneau noir, si la quantité de carbonate de soude employée dans l'expérience est insuffisante pour enlever la totalité du soufre.

Pour s'assurer que l'anneau se compose bien réellement d'arsenic, faire avec la lime une profonde entaille de chaque côté de cet anneau et briser le verre par une secousse. Envelopper le fragment de verre contenant l'anneau dans un morceau de fort papier et le rompre, à l'aide de quelques coups, en fragments, mais non en poudre. Choisir, parmi ces fragments, ceux qui paraissent bien recouverts de la substance, les mettre dans un petit tube fermé à une extrémité et les chauffer doucement au-dessus de la pointe d'une flamme ordinaire, comme on le voit fig. 84. L'arsenic se convertira lentement en vapeur, se combinant avec l'oxygène de l'air contenu dans le tube

pour former de l'acide arsénieux, qui se déposera en petits cristaux brillants sur la partie plus froide du tube. Sous le microscope, la forme octaédrique de ces cristaux se verra distinctement (fig. 85).

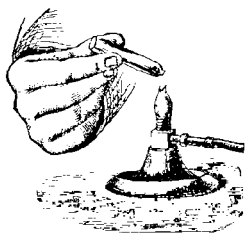


Fig. 84.

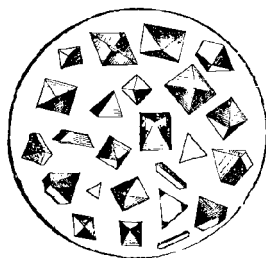


Fig. 85.

S'il y a plus d'arsenic qu'il ne peut s'en oxyder par l'air du tube, un anneau foncé d'arsenic accompagnera les cristaux et pourra s'oxyder par une seconde sublimation.

Le plus petit fragment d'acide arsénieux peut se reconnaître avec une certitude parfaite de la manière suivante :

Étirer un bout de tube allemand étroit en une longue pointe (17) et fermer celle-ci dans la flamme du chalumeau. Introduire dans cette partie étirée le fragment que l'on suppose être de l'acide arsénieux. Placer trois ou quatre petits morceaux de charbon dans la portion plus large du tube (fig. 86) et les chauffer au rouge dans la flamme du chalumeau. Puis chauffer rapidement la pointe du tube de manière à chas-

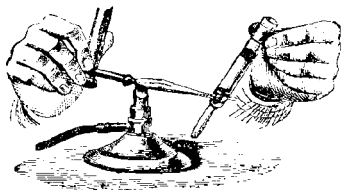


Fig. 86.

ser la vapeur d'acide arsénieux sur le charbon porté au rouge, qui enlèvera l'oxygène de l'acide arsénieux et laissera déposer un anneau noir brillant sur la partie plus froide du tube.

Pour déterminer quel est le composé d'arsenic qu'il examine, l'analyste doit se reporter à (33).

252. Une odeur d'ammoniaque peut aussi se produire dans cette expérience, par suite de la décomposition, par la chaleur, de matières organiques contenant de l'azote; mais de semblables substances seraient carbonisées ou noircies directement en les chauffant dans un petit tube et dégageraient des vapeurs ayant l'odeur désagréable du poil roussi et ramèneraient au bleu le papier rouge de tournesol.

Pour déterminer quel est le composé d'ammonium qu'il examine, l'analyste doit se reporter à (75).

TABLEAU S.

253. Métaux réduits sur le charbon.

	GLOBULES MÉTALLIQUES.	INCRUSTATION.	REMARQUES.
<i>Antimoine..</i>	Très-fragiles.....	Blanche.....	Ce métal se volatilise (254, 255).
<i>Arsenic....</i>	Nuls.....	Blanche.....	Vapeurs alliées (256).
<i>Bismuth ...</i>	Fragiles.....	Jaune.....	Métal très-fusible (257).
<i>Cuivre.....</i>	Rouges, malléables	Peu ou point...	Difficile à fondre (258, 259, 260).
<i>Plomb.....</i>	Mous, malléables.	Jaune.....	Ce métal tache le papier (261, 262, 263).
<i>Argent....</i>	Malléables.....	Peu ou point...	Non oxydable (264, 265).
<i>Étain.....</i>	Malléables.....	Peu ou point....	Facilement oxydable, très-fusible (266).
<i>Zinc.....</i>	Nuls.....	Jaune, quand elle est chaude. Blanche, quand elle est refroidie.	(267).

NOTES SUR LE TABLEAU S.

254. L'antimoine est généralement réduit par le chalumeau en petits globules qui ne s'unissent pas facilement en un globule volumineux. Il est plus facile d'obtenir un gros globule d'antimoine en employant du cyanure ou du ferrocyanure de potassium au lieu de carbonate de soude.

L'antimoine dégage généralement une fumée blanche et couvre le charbon d'une incrustation même au delà des limites de la flamme oxydante. L'incrustation est en général blanc bleuâtre, à travers laquelle on aperçoit la couleur noire du charbon.

Le globule d'antimoine est extrêmement fragile, tombant en poudre métallique sous l'influence du choc ou de la pression. Il faut que la poudre offre l'aspect métallique, pour ne pas confondre avec l'antimoine des globules fragiles de scorie.

255. Les composés d'antimoine les plus sujets à se rencontrer dans l'analyse au chalumeau, sont le *sulfure d'antimoine*, le *tartre émétique*, l'*oxyde d'antimoine*.

Ces substances ont été décrites à (39).

A cette description, l'on peut ajouter ici que :

Le *sulfure d'antimoine* donne une masse brune quand on le fond avec du carbonate de soude sur le charbon (242).

Le *tartre émétique décrépite et scintille* quand on le chauffe seul sur le charbon, donnant en même temps la flamme violette du potassium.

256. La présence de l'arsenic doit se confirmer comme dans la col. 5, tabl. R.

Quand on a découvert l'arsenic, il faut se reporter à (35), pour s'assurer si la substance qu'on examine est du nombre de celles qui sont décrites dans ce paragraphe. Si on ne parvient pas à la reconnaître, il faut continuer l'examen au chalumeau, dans le but de découvrir un autre métal, car l'arsenic se trouve souvent en proportion considérable dans des minerais dont il constitue l'élément le plus important.

257. Le bismuth est souvent pris pour du plomb par les commençants, parce qu'un globule de ce métal s'aplatit quand on le frappe ou qu'on le comprime, comme s'il était malléable ; mais il suffit de toucher le bouton aplati avec la pointe d'un couteau pour la voir se fragmenter, ce qui n'est jamais le cas avec le plomb.

Les composés de bismuth qui se rencontrent le plus souvent sont décrits à l'article (29).

258. Bien qu'il soit facile de réduire les composés de

cuivre à l'état métallique au moyen du chalumeau, le débutant éprouve généralement quelque difficulté pour obtenir un globule de cuivre malléable. Le métal se présente d'abord sous forme d'une masse rouge-brun, en apparence infusible; mais si on l'expose à la pointe de la flamme bleue interne, qui est la région la plus chaude ou le *foyer* de la flamme du chalumeau, elle fond en un globule métallique de cuivre souple qui exige un coup vif pour s'aplatir.

Cette expérience offre une excellente leçon pour trouver le foyer de la flamme.

259. Les composés de cuivre contenant du soufre ou de l'arsenic donnent, après réduction, un globule fragile; pour éviter cela, il faut, avant d'ajouter le carbonate de soude, bien *griller* les composés de ce genre en les exposant, sur le charbon, à la pointe de la flamme extérieure (oxydante), tant qu'ils exhalent quelque odeur d'acide sulfureux ou quelque odeur alliagée indiquant l'arsenic.

260. Les caractères distinctifs des principaux composés de cuivre ont été indiqués à (27).

Outre ces composés, on pourra rencontrer dans l'analyse au chalumeau :

La *pyrite de cuivre*, composée de cuivre, de fer, de soufre.

Le *minerai de cuivre gris*, composé de cuivre, fer, antimoine, arsenic et soufre.

La *pyrite de cuivre* peut généralement se reconnaître à sa couleur jaune et à son éclat métallique; quelques-unes de ses variétés (le *minerai paon*) offrent de magnifiques teintes irisées. On peut démontrer la présence du fer, soit en enlevant par lévigation (241) les particules magnétiques de la scorie et du charbon environnant, soit en fondant une particule du minerai avec une perle de borax (243), dans une flamme réductrice très-chaude (interne),

alors l'oxyde ferreux communiquera au verre une couleur vert-bouteille, si la température est suffisamment élevée pour fondre le cuivre en un petit globule qui se sépare du borax.

Le *minerai de cuivre gris* a une *couleur gris d'acier* et un *éclat métallique*.

Si on le chauffe seul, sur le charbon, avec le chalumeau, on pourra reconnaître le soufre et l'arsenic à leurs odeurs caractéristiques, et l'antimoine à son incrustation blanche.

Pour obtenir un bouton de cuivre malléable du minerai de cuivre gris, il faut le bien griller (à l'état pulvérisé) dans la flamme extérieure jusqu'à ce qu'on cesse de percevoir toute odeur de soufre ou d'arsenic, puis le réduire dans la flamme interne, avec addition de carbonate de soude, et exposer le globule métallique à une chaleur intense et prolongée à la pointe de la flamme interne pour volatiliser l'antimoine.

Le *laiton* (cuivre et zinc) se reconnaît à l'incrustation d'oxyde de zinc qu'il donne et qui est jaune quand elle est chaude et devient blanche en refroidissant. On parvient à chasser la totalité du zinc par la chaleur prolongée de l'extrémité de la flamme interne et il reste du cuivre malléable.

Le *bronze (métal des canons)* (cuivre et étain) donne un globule qui a extérieurement la couleur du cuivre, mais est d'une dureté bien plus considérable. En l'exposant méthodiquement à la flamme externe, on parvient à oxyder la masse de l'étain, puis, si, après avoir ajouté un peu plus de carbonate de soude, on applique la flamme réductrice, on peut obtenir un globule de cuivre presque pur.

261. Le plomb se reconnaît très-aisément dans cette expérience, par la facilité avec laquelle on arrive à obtenir un globule de métal de grosseur considérable et par la mollesse du globule qui se laisse aplatiser et couper avec

un couteau. En saisissant entre les ongles ou en piquant sur la pointe d'un couteau le globule aplati, on peut tracer des lignes sur le papier.

262. Les principaux composés de plomb peuvent s'identifier par les caractères décrits au paragraphe (14).

La *galène* (sulfure de plomb), le principal minerai de plomb donne, quand on le fond sur le charbon avec du carbonate de soude, une scorie brune contenant du sulfure de sodium et, lorsqu'on a employé une quantité insuffisante de carbonate de soude, le globule de plomb présente souvent une certaine fragilité par suite de la présence du soufre. On peut éviter cela en *grillant* la galène pulvérisée dans la flamme extérieure, tant qu'elle exhale l'odeur du soufre, et avant d'ajouter le carbonate de soude. Le cyanure et le ferrocyanure de potassium donneraient du plomb malléable avec la galène, sans grillage préalable.

L'*alliage* qui constitue les *caractères d'imprimerie* et les *balles Shrapnel* se compose de plomb allié avec 1/4 d'antimoine, qui rend le composé dur et cassant. En l'exposant pendant quelque temps à la pointe de la flamme réductrice (interne), l'on parvient à vaporiser tout l'antimoine et à obtenir du plomb mou, malléable.

La *potée* et la *soudure*, alliages de plomb et d'étain, se reconnaissent au laitier blanc, infusible de bioxyde d'étain, qu'ils laissent quand on les chauffe dans la flamme extérieure du chalumeau.

263. *Manière de découvrir l'argent contenu dans le plomb à l'aide du chalumeau. Coupellation.* — Excaver un morceau de charbon de manière à obtenir une cavité en forme de coupe d'environ 0^m,012 de diamètre, remplir cette cavité de poudre d'os calcinés, en la comprimant avec le doigt jusqu'à ce que l'excavation soit remplie d'une masse compacte de cendre d'os, unie et légèrement concave à la surface. Déposer sur celle-ci un petit frag-

ment du plomb à essayer, maintenir le bloc de charbon parfaitement horizontal et diriger sur le métal la pointe extrême de la flamme extérieure (oxydante) (fig. 87). Le

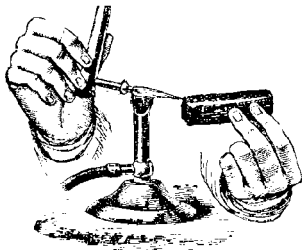


Fig. 87.

plomb fond immédiatement et l'oxyde formé est absorbé, à l'état liquide, par la masse poreuse de la poudre d'os, laissant la surface du globule recouvert d'une pellicule très-mince d'oxyde, qui présente des teintes irisées. Quand ce phénomène (ce jeu de couleurs) cesse de se montrer à la

surface du métal, et que le globule ne diminue plus de volume, ce dernier se compose d'argent pur, qui souvent ne dépasse pas les proportions d'une simple tache, tout en se laissant aisément reconnaître à sa blancheur brillante.

Quand le plomb contient du *cuivre*, la surface de la coupelle offre une teinte verte, tandis que le plomb pur lui communique une couleur jaune.

La présence de l'étain met obstacle à la coupellation, par suite de la formation à la surface d'une scorie infusible de bioxyde d'étain.

L'argent peut aussi se découvrir dans le bismuth par la coupellation.

264. L'argent se réduit très-aisément à l'état métallique à l'aide du chalumeau, mais il exige une chaleur vive pour se fondre en un globule, qui se distingue alors facilement de tous les autres métaux, à la brillante surface métallique qu'il conserve quand on le fond à la pointe de la flamme extérieure (oxydante) et à sa couleur blanche caractéristique. La surface du globule d'argent est géné-

ralement rugueuse et *tachetée* après son refroidissement ; ce phénomène tient au dégagement de l'oxygène emprisonné dans sa masse dans l'acte de solidification, mais il suffit de frotter le métal pour lui faire reprendre un grand éclat métallique.

Les composés d'argent qui se rencontrent le plus communément ont été décrits à (12).

Quand on fond le *chlorure d'argent* avec du carbonate de soude sur le charbon, la surface de ce dernier se recouvre généralement d'une incrustation blanche due à la condensation d'une certaine quantité de vapeur de chlorure de sodium.

265. *Moyen de découvrir le cuivre dans l'argent.* — Couper un petit fragment d'argent avec un morceau de plomb pur, suivant les indications données (263), alors le cuivre se reconnaîtra à la couleur verte produite à la surface de la poudre d'os.

L'argent contenant du cuivre noircit quand on le chauffe dans la flamme extérieure du chalumeau, parce qu'il se recouvre d'une pellicule d'oxyde noir de cuivre.

266. Il n'est pas facile d'obtenir un globule volumineux d'étain en fondant ce métal sur le charbon avec du carbonate de soude. Il se forme généralement une masse infusible, que l'on ne parvient à réduire que par des additions répétées de carbonate de soude et l'action prolongée du chalumeau. On aperçoit aisément alors, dans la masse liquide, de petits globules d'étain, qui sont cependant invisibles quand la scorie s'est solidifiée par le refroidissement. La lévigation de la masse (p. 223) permet de recueillir de grosses paillettes d'étain.

Lorsqu'on a quelque raison de soupçonner la présence de l'étain, il est bon d'employer, au lieu de carbonate de soude, du cyanure de potassium grossièrement pulvérisé ; on obtient alors une scorie très-liquide, dans laquelle un

volumineux globule d'étain peut se former sans difficulté. Le cyanure de potassium s'empare de l'oxygène pour se convertir en cyanate de potasse. Le cyanure de potassium recouvre le charbon d'une incrustation blanche.

Quand on n'a pas ce sel sous la main, on peut lui substituer le ferrocyanure de potassium pulvérisé (prussiate jaune de potasse), mais le globule d'étain que l'on obtiendra ainsi sera un peu plus dur et moins fusible, par suite de la présence d'un peu de fer. On apercevra aussi à la surface du charbon une légère incrustation jaune.

Les principaux composés d'étain ont été décrits à (23) et (37). Quand on chauffe sur le charbon de l'étain métallique avec le chalumeau, ce métal donne une incrustation prononcée qui est jaune à l'état chaud et devient blanche par le refroidissement, ce qui pourrait faire prendre ce métal pour du zinc; mais un examen ultérieur préviendra l'erreur (267). Ce phénomène n'a lieu que quand l'étain non protégé se trouve directement exposé au fort courant de la flamme du chalumeau; s'il est recouvert de laitier, l'étain reste remarquablement fixe à une température même très-élevée, aussi ne laisse-t-il que peu ou pas d'incrustation.

Le *fer-blanc* (tôle mince recouverte d'une couche d'étain) se reconnaît immédiatement à l'aide du chalumeau, à l'infusibilité du fer, l'étain fondant volontiers et s'oxydant à la surface.

267. Le zinc, par suite de la facilité de sa conversion en vapeur à la chaleur rouge brillant, ne donne pas de globule métallique sous l'action du chalumeau, mais la formation de l'incrustation jaune, qui devient blanche en refroidissant, permet de découvrir facilement ce métal. En humectant l'incrustation d'une solution faible de nitrate de cobalt et la soumettant à une chaleur intense,

on arrive à produire le composé *vert* d'oxydes de cobalt et de zinc.

Les composés de zinc, fondus avec du carbonate de soude, donnent parfois une masse infusible d'une brillante *incandescence*, c'est-à-dire, émettant une lumière blanche (avec une teinte verdâtre) quand elle est dans la flamme. Cette masse est jaune à l'état chaud et devient blanche à mesure qu'elle refroidit, puis si, après l'avoir humectée de nitrate de cobalt (245), on l'expose de nouveau à une chaleur intense, elle prend une couleur d'un beau vert.

Les principaux composés de zinc ont été décrits (§3). Le *zinc métallique* brûle avec explosion quand on le chauffe sur le charbon avec le chalumeau, en dégageant d'épaisses vapeurs blanches d'oxyde de zinc.

TABLEAU T.

268. Colorations des perles de borax.

	DANS LA FLAMME EXTERNE.	DANS LA FLAMME INTERNE.
<i>Chrome</i>	Verre vert jaunâtre.....	Verre émeraude (269).
<i>Cobalt</i>	Verre bleu.....	Bleu (270).
<i>Cuivre</i>	Verre bleu.....	Brun ou incolore (271).
<i>Fer</i>	Verre jaune brunâtre.....	Vert bouteille (272).
<i>Manganèse</i> .	Verre rose ou pourpre.....	Incolore (273).
<i>Nickel</i>	Verre jaune brunâtre.....	Gris sale (274).

NOTES SUR LE TABLEAU T.

269. Si la couleur de la perle de borax laisse quelque doute relativement à la présence du chrome, on fera l'expérience suivante :

Mouiller l'anse de fil de platine en la passant dans la

bouche, la plonger dans du carbonate de soude sec et fondre ce sel en une perle, en répétant au besoin l'opération jusqu'à ce que la perle remplisse l'anse. (La perle de carbonate de soude devient opaque en refroidissant.) Chauffer la perle au rouge et prendre sur elle un peu de nitrate de potasse et une parcelle de la substance à examiner. Fondre ce mélange pendant quelques moments dans la flamme extérieure du chalumeau. S'il se trouve du chrome, il se formera une *perle opaque* d'un beau *jaune*, dont la couleur sera due au chromate de soude.

Si la perle a une *couleur bleue* (verte à l'état chaud), elle est due au manganate de soude et indique la présence du manganèse.

Les composés de chrome qui se rencontrent communément ont été décrits à (61).

La teinte jaunâtre de la perle de borax en présence du chrome, dans la flamme externe, est due à la présence d'un peu d'acide chromique, qui se trouve réduit en oxyde de chrome dans la flamme interne.

270. Le pouvoir colorant du cobalt est très-intense, et les commençants prennent souvent sur la perle une si grande quantité de la substance qu'ils obtiennent un verre noir opaque.

La présence d'un peu de fer rend la perle de cobalt verte quand elle est chaude.

On parvient, par la réduction sur le charbon et par la lévigation (241) à tirer d'un grand nombre des composés de cobalt des grains de cobalt métallique que l'on pourrait prendre pour du fer, mais ils se dissolvent dans un mélange d'acides chlorhydrique et nitrique (*eau régale*) en un liquide bleu ou vert, qui passe au rose quand on le dilue.

Les principaux composés du cobalt ont été décrits à (47).

Les *minerais de cobalt* contiennent généralement de l'ar-

senic, du soufre, du bismuth, du cuivre, du fer et du nickel, en même temps que le cobalt.

271. La perle fournie par le cuivre dans la flamme extérieure est verte à l'état chaud et devient bleue en refroidissant, mais cette nuance de bleu est très-différente de celle donnée par le cobalt. Pour rendre le verre incolore dans la flamme interne, il est nécessaire de ne pas trop charger la perle de cuivre, et il faut l'exposer exactement dans la partie la plus chaude, à l'extrémité de la flamme interne, afin que le cuivre réduit puisse se fondre en une petite perle et s'attacher au fil de platine. Lorsque le cuivre est en excès, ou que la perle n'est pas suffisamment chauffée, la perle prend une couleur brune opaque due à la séparation de petites particules de cuivre dans toute la masse.

Si l'on prend une petite particule de cyanure de potassium sur la perle chaude de borax que l'on a chargée d'un composé de cuivre dans la flamme extérieure, puis que l'on maintienne la perle pendant une ou deux secondes dans la partie sans fumée de la flamme ordinaire, elle devient aussitôt opaque et brune, et si on la fait fondre alors dans la flamme extérieure du chalumeau, elle sera bleue et opaque après le refroidissement.

La présence du cuivre doit toujours être confirmée par la réduction sur le charbon avec du carbonate de soude.

Les principaux composés de cuivre ont été décrits à (27).

272. Les colorations que prend la perle de fer dans les flammes externe et interne présenteront beaucoup de variations suivant la quantité de fer qui s'y trouve.

Le verre jaune brunâtre, obtenu dans la flamme extérieure, perd beaucoup de sa coloration par le refroidissement, de sorte que, s'il y a peu de fer, il est souvent incolore.

Comme le fer se rencontre souvent en petite quantité dans des substances dont il ne représente pas l'élément le plus important, il faut que l'analyste déploie quelque jugement pour arriver à une conclusion relativement à la nature réelle de la substance.

Les principaux composés de fer sont décrits à (45).

Le *sulfate de fer*, que l'on chauffe fortement dans un petit tube fermé à une extrémité (17) dégage d'épaisses vapeurs blanches d'acide sulfurique qui rougissent énergiquement le tournesol bleu et s'accompagnent d'une odeur d'acide sulfureux. Le résidu laissé après l'action d'une forte chaleur offrira, une fois refroidi, la couleur rouge caractéristique du colcothar.

273. Le manganèse a une si grande puissance colorante qu'il suffit d'une petite quantité pour rendre souvent le verre opaque. Pour obtenir un verre incolore dans la flamme interne, il faut tenir la perle exactement à la pointe d'une bonne flamme interne : la décoloration de ce verre est même un excellent moyen de contrôle sur l'habileté de l'opérateur à conserver la distinction entre les deux flammes. Si l'on observe soigneusement la perle pendant qu'elle se trouve dans la flamme réductrice, on la verra se couvrir de stries et, au moment où ces stries disparaissent, on observera que le blanchiment est complet.

Si l'on prend une petite particule de cyanure de potassium sur la perle de borax que l'on a chargée de manganèse dans la flamme extérieure, et que l'on chauffe la perle pendant une ou deux secondes dans la partie dépourvue de fumée d'une flamme ordinaire, elle devient tout à fait incolore.

La présence du manganèse doit être confirmée en fondant une parcelle de la substance avec du carbonate de soude et du nitrate de potasse (269) dans la flamme exté-

rieure, on obtiendra alors une perle bleue opaque (manganate de soude), qui est verte à l'état chaud et qui deviendra brune par son exposition à la flamme interne.

Les principaux composés du manganèse ont été décrits (55).

274. Les perles boratées de fer et de nickel sont très-souvent confondues entre elles par les commençants, bien qu'une observation attentive fasse reconnaître la couleur gris sale particulière produite par la flamme interne et due à la réduction d'une portion du nickel.

Si l'on soulève une particule de nitrate de potasse avec la perle chaude et qu'on expose cette dernière à la flamme extérieure, elle prend une teinte pourpre due à la formation de borate de nickel et de potassium.

Les composés ordinaires de nickel ont été décrits (49).

La plupart des *minerais de nickel* contiennent de l'arsenic, du soufre, du cuivre, du fer et du cobalt, aussi bien que du nickel; et comme le cobalt a beaucoup plus de puissance colorante que le nickel, il est rare que l'on parvienne à découvrir le dernier métal dans le minerai à l'aide du chalumeau.

Le *speïss* est un composé d'arsenic, de soufre, de nickel et souvent de fer et de cuivre, obtenu dans la préparation du verre bleu, appelé *smalt*, avec les minerais de cobalt. C'est une masse gris foncé ou gris verdâtre, douée d'un éclat métallique. On peut reconnaître l'arsenic et le soufre à l'odeur dégagée quand on grille la substance, sur le charbon, à la pointe de la flamme extérieure.

TABLEAU U.

275. Flammes colorées.

<i>Baryum</i>	Flamme verte* (276).
<i>Calcium</i> (chaux).....	— rouge (277).
<i>Cuivre</i>	— vert bleuâtre* (258).
<i>Potassium</i>	— bleu-violet** (279).
<i>Sodium</i>	— jaune (280).
<i>Strontium</i>	— carmin (281).

NOTES SUR LE TABLEAU U.

276. Le débutant échoue très-souvent dans la production de la flamme verte du baryum, surtout quand il opère sur le sulfate. Pour être sûr de réussir, il est bon de mêler un peu de la substance en pâte avec une goutte d'acide chlorhydrique et d'en prendre une *très-petite* quantité sur l'extrémité du fil de platine que l'on maintient alors dans la pointe d'une flamme interne vive et bleue. Tout d'abord apparaît généralement la flamme jaune du sodium, mais au bout de peu de temps se montre la flamme vert-pré du baryum.

On parvient même à obtenir plus facilement la flamme verte en fondant le sulfate de baryte avec une perle composée de spath fluor fondue avec environ deux fois autant de sulfate de chaux.

* L'acide boracique colore aussi la flamme en vert, bien que d'une nuance différente de celle produite par le baryum ou le cuivre. Les caractères distinctifs de l'acide boracique sont donnés à l'art. 117. Le zinc communique à la flamme une teinte verdâtre et est parfois pris pour du baryum par les commençants (267).

** L'arsenic donne à la flamme une couleur bleu livide, qui est souvent confondue par les commençants avec celle produite par le potassium; une fumée blanche d'acide arsénieux s'échappe de la flamme arsenicale.

La teinte de la flamme du baryum est très-différente de celle donnée par le cuivre, métal qui doit déjà avoir été exclu par les essais sur le charbon et avec la perle de borax.

Les composés les plus communs de baryum ont été décrits (65).

277. Il n'est pas facile de distinguer entre les flammes du calcium et du strontium, à moins de les voir à côté l'une de l'autre. On diminue beaucoup le danger d'erreur en comparant la couleur communiquée à la flamme par le nitrate de strontiane avec celle que donne la substance en examen.

278. Les composés ordinaires de calcium ou de chaux ont été décrits (69).

Le *sulfate de chaux* peut se reconnaître en mêlant ce sel avec une égale quantité de spath fluor pulvérisé (fluorure de calcium) et chauffant sur une anse de fil de platine, il fond alors aisément en un verre limpide qui s'opacifie en refroidissant.

Le *phosphate de chaux* peut se reconnaître en l'humectant d'une goutte d'acide sulfurique fort et l'exposant, sur le fil de platine, à la flamme interne du chalumeau, il y a alors réduction de l'acide phosphorique et le phosphore communique à la flamme extérieure une couleur verdâtre livide particulière.

Si l'on chauffe dans un petit tube (17) du phosphate de chaux avec du magnésium métallique et qu'après refroidissement l'on humecte la masse avec de l'eau, elle dégage l'odeur de poisson particulière à l'hydrogène phosphoré.

Le *fluorure de calcium*, chauffé sur un couteau ou une feuille de platine, *décrépite* généralement et émet une lumière bleue particulière rappelant la flamme pâle du soufre. Quand on le mélange d'une égale quantité de sulfate de chaux et qu'on le chauffe sur une anse de fil de platine,

il fond aisément en un verre limpide, qui devient opaque par le refroidissement.

279. La flamme bleu-violet du potassium est facilement obscurcie par la flamme jaune du sodium. Pour éviter une erreur provenant de cette cause, il faut examiner la flamme à travers un carré de verre bleu de cobalt, qui intercepte les rayons jaunes de la flamme du sodium.

Les composés communs de potassium ont été décrits à (77).

Le *nitrate et le chlorate de potasse* produiraient une combustion vive (*déflagration*), si on les chauffait sur le charbon.

Le *bisulfate de potasse* donne d'épaisses vapeurs suffoquantes d'acide sulfurique quand on le chauffe au chalumeau sur le charbon.

Le *bitartrate de potasse* exhale l'odeur caractéristique du sucre brûlé quand il est soumis à l'action du chalumeau.

Le *ferrocyanure de potassium* (prussiate jaune de potasse) dégage, quand on le chauffe, une odeur d'ammoniac.

280. Comme presque toutes les substances contiennent assez de sodium pour communiquer à la flamme une teinte jaune, l'analyste est obligé d'hésiter avant de conclure que le sodium est un élément constitutif essentiel de la substance examinée. Pour autoriser une pareille conclusion, il faut que la substance communique à la flamme une couleur jaune très-forte et persistante.

On doit encore l'examiner soigneusement pour les caractères décrits à (80) comme appartenant aux composés ordinaires de sodium.

Le *chlorure de sodium* décrépité d'ordinaire quand on le chauffe.

Le *nitrate de soude* détermine une vive combustion (*déflagration*) quand on le chauffe sur le charbon.

L'*hyposulfite de soude*, soumis à l'action de la chaleur, fond facilement, brûle avec une flamme bleue exhalant l'odeur de l'acide sulfureux et laisse un résidu brun de sulfure de sodium.

Le *biborate de soude* se reconnaît à la perle de borax qu'il donne sur l'anse de fil de platine.

Le *tungstate de soude* peut se reconnaître par sa fusion avec une perle de borax, à laquelle l'acide tungstique communique une couleur jaune pâle dans la flamme extérieure, et qui devient bleu-indigo dans la flamme interne.

281. Il faut prendre la précaution indiquée (277) pour éviter de confondre le calcium avec le strontium. Les principaux composés de strontium ont été décrits (67).

282. Exemples pratiques pour l'exercice XVI (voir 10).

Acide arsénieux.
Chlorure d'ammonium.
Bioxyde d'étain.
Plomb rouge (minium).
Chlorure d'argent.
Oxyde d'antimoine.
— de nickel.
Chlorure de baryum.
Carbonate de chaux.
Calomel.
Oxyde de zinc.
Oxyde de cuivre.

Colethar (peroxyde de fer).
Oxyde de bismuth.
Bioxyde de manganèse.
Oxyde de cobalt.
Nitrate de strontiane.
Nitrate de potasse.
Carbonate de soude.
Plomb contenant de l'argent et du cuivre*.
Oxyde de chrome.
Alun.
Sulfate de magnésie.

* Obtenu en fondant 550 grammes de plomb, dans un creuset, avec un peu de borax, faisant dissoudre dans le mélange une pièce de 1 fr., coulant l'alliage sur une pierre en une lame mince, que l'on découpe en fragments.

EXERCICE XVII. (Pour les exemples pratiques, voir 307.)

283. Moyens de découvrir au chalumeau les corps non métalliques ou les acides.

TABLEAU V.

1	2	3
Mêler la substance pulvérisée avec environ une égale quantité de Bisulfate de potasse et chauffer dans un petit tube (47). Observer s'il se produit quelque effervescence ou s'il se dégage quelque gaz ayant une odeur ou une couleur particulière. Comparer les résultats avec le tableau W. Si l'on n'obtient aucun résultat, passer à la colonne 2.	Chauffer la substance seule dans un petit tube (47). Observer si elle noircit ou dégage quelque gaz ayant une couleur ou une odeur particulière*. Essayer le gaz ou la vapeur dégagée avec les papiers bleus et rouges de Tournesol. Comparer les résultats avec le tableau X. Si l'on n'obtient aucun résultat, passer à la colonne 3.	Chauffer la substance sur le charbon à la flamme du chalumeau, d'abord seule, puis avec du carbonate de soude. Observer les apparences présentées par la masse et toute odeur qui peut se dégager quand la substance est chauffée isolément. Comparer les résultats avec le tableau Y. Si l'on n'obtient aucun résultat, voir le tableau Z.

* Cette expérience ferait reconnaître le soufre et le phosphore.

TABLEAU W.

284. Essai au bisulfate de potasse (285).

Les Chlorures	dégagent de l'acide chlorhydrique, reconnaissable à.....	{ son odeur piquante, des fumées à l'orifice du tube (286).
— Nitrates	— de l'acide nitrique et de l'acide hypoazotique reconnaissables à....	{ des vapeurs brunes, leur odeur caractéristique (287).
— Carbonates	— de l'acide carbonique reconnaissable à.....	{ son effervescence (288).
— Fluorures	— de l'acide fluorhydrique reconnaissable à.....	{ son odeur extrêmement piquante, la corrosion du tube (289).
— Chlorates	— du chlore reconnaissable à.....	{ son odeur caractéristique, sa couleur jaune.
— Hypochlorites	— — à.....	{ (290). ce qu'il blanchit les papiers réactifs.
— Iodures	— de l'iode reconnaissable.....	{ aux vapeurs violettes, à son odeur particulière (291).
— Bromures	— du brome reconnaissable à.....	{ sa vapeur brune, son odeur douceâtre (292).

NOTES SUR LE TABLEAU W.

285. L'exécution de cette épreuve exige rarement le secours de la flamme du chalumeau.

On tiendra le tube de la façon indiquée fig. 83, dans la partie inférieure d'une flamme ordinaire.

Le bisulfate de potasse, quand il est soumis à l'action d'une température modérément élevée, dégage de la vapeur d'acide sulfurique. L'analyste a besoin de se familiariser avec l'odeur de la vapeur obtenue en chauffant le bisulfate de potasse, avant de s'avancer à tirer une conclusion de cette expérience.

L'action du bisulfate de potasse est due à son caractère extrêmement acide, qui lui permet d'expulser les acides de leurs composés, à une haute température, à peu près comme le ferait l'acide sulfurique lui-même.

286. Si l'on mêle un peu d'oxyde noir de manganèse ou de nitrate de potasse avec le bisulfate de potasse et le chlorure soupçonné, il se dégagera avec l'aide de la chaleur du chlore même, qui pourra se reconnaître à son odeur et à sa vertu décolorante sur les papiers réactifs.

Pour découvrir un chlorure, on emploie aussi quelquefois l'épreuve suivante au chalumeau.

On fait une perle de métaphosphate de soude en fondant du sel microcosmique (phosphate de soude et d'ammoniaque) dans une anse de fil de platine, comme dans l'épreuve avec la perle de borax * ; on prend sur la perle de l'oxyde noir de cuivre, que l'on fond dans la flamme externe du chalumeau. La perle a une couleur bleu foncé et ne communique pas de coloration bleue ni verte à la flamme

* Il faut que l'anse soit de dimensions doubles pour donner au sel microcosmique de la facilité pour s'y suspendre quand on le fond.

externe quand on la tient dans la flamme interne. Si l'on prend une petite quantité d'un chlorure sur la perle chaude, elle colorera la flamme externe en vert ou en bleu quand la perle sera maintenue dans la flamme interne, par suite de la formation de chlorure de cuivre. On peut substituer le sulfate de cuivre à l'oxyde, mais alors la coloration se limite ordinairement à un halo bleu brillant immédiatement autour de la perle. Les bromures et les iodures produiraient un semblable résultat, mais ils dégageraient, par leur fusion avec le bisulfate de potasse, respectivement du brome et de l'iode.

(Voir à la table pour trouver la description des principaux chlorures.)

237. Si l'on ajoute un peu de chlorure de sodium (sel commun) au mélange de bisulfate de potasse avec le nitrate soupçonné, il se dégagera du chlore, reconnaissable à son odeur particulière et à sa propriété de blanchir les papiers réactifs.

Si l'on chauffe un nitrate sur du charbon, il cause une combustion vive (déflagration).

Tous les nitrates, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque, dégagent, tôt ou tard, une vapeur brune de peroxyde nitrique, avec son odeur particulière, quand on les chauffe dans un tube isolément.

En se reportant à la table, on trouvera la description des principaux nitrates.

Le salpêtre ordinaire du commerce contient des chlorures de potassium et de sodium, et dégage par conséquent du chlore quand on le chauffe avec le bisulfate de potasse.

238. Les carbonates se reconnaissent naturellement bien plus facilement à leur effervescence, quand on les soumet à l'épreuve de la flamme colorée humectés d'acide chlorhydrique (244).

289. L'odeur de l'acide fluorhydrique est beaucoup plus douloureusement piquante que celle de l'acide chlorhydrique.

En respirant sur l'ouverture du tube, il se dépose sur le verre un peu de silice opaque résultant de la décomposition, par l'humidité, du fluorure de silicium qui provient de l'action de l'acide fluorhydrique sur la silice du verre.

La corrosion du tube est indiquée par son aspect grisâtre particulier, mais ne se voit pleinement qu'après avoir lavé et séché le tube.

Le spath fluor (fluorure de calcium) et la kryolite (fluorure d'aluminium et de sodium) sont les seuls fluorures qui se rencontrent communément dans l'analyse au chalumeau ; ils ont été décrits à (59) et (89).

290. Il faut se rappeler qu'il se dégagerait aussi du chlore d'un *chlorure* mélangé avec quelque agent oxydant (287).

Les chlorates, chauffés sur le charbon, déterminent une combustion vive (déflagration).

Les chlorates, soumis isolément à une chaleur modérée dans un petit tube, dégagent de l'oxygène, reconnaissable à sa propriété d'accélérer la combustion d'un point incandescent au bout d'une allumette que l'on tient dans l'orifice du tube.

Les seuls chlorates quelque peu communs, ceux de potasse et de baryte, ont été décrits pages 98 et 84.

L'hypochlorite de chaux, le seul hypochlorite que l'on puisse rencontrer, a été décrit p. 88.

291. Tout doute relatif à la présence de l'iode cesserait en exposant à la vapeur un morceau de coton ou de papier amidonné ; si l'on a eu la précaution de l'humecter, il se colorerait en bleu intense sous l'action de l'iode. L'iode lui-même se reconnaîtrait en le chauffant dans

un tube, il fondrait alors et se convertirait entièrement en vapeur violette, se condensant en écailles noires, brillantes sur la paroi du tube. Les principaux iodures se trouveront en consultant la table.

292. Si l'on expose un fragment de papier ou de coton amidonné et mouillé à la vapeur du brome, il acquiert une belle couleur jaune.

TABLEAU X.

293. Chauffage de substances isolées dans un petit tube pour trouver les corps non métalliques et les acides.

Dégagement de <i>vapeurs acides</i> sans carbonisation.	Présence probable de l'acide sulfurique, chlorhydrique, nitrique ou oxalique (294).
La <i>carbonisation</i> a lieu.	Présence de quelque matière organique; peut-être de l'acide tartarique ou acétique (295).
<i>Vapeurs acides brunes.</i>	Présence de l'acide nitrique (296).
Des <i>gouttes rougeâtres</i> de soufre se condensent sur les parois du tube.	Présence du soufre ou d'un sulfure (297).
<i>Vapeurs violettes.</i>	Présence de l'iode (298).
Dégagement de <i>cyano-gène</i> brillant avec une flamme rose.	Présence d'un cyanure (299).
Dégagement d' <i>oxygène</i> et ravivement d'une allumette présentant un point en ignition.	Présence d'un chlorate, d'un nitrate ou de quelque oxyde métallique facile à décomposer (300).

NOTES SUR LE TABLEAU X.

294. Les sulfates sont affectés par la chaleur à des degrés très-différents.

Les sulfates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, de chaux, de magnésie et de plomb ne donnaient pas de vapeurs acides dans cette expérience.

Les bisulfates de potasse et de soude donnent de fortes vapeurs d'acide sulfurique.

Le sulfate d'ammoniaque dégage des acides sulfureux et sulfurique et se dissipe entièrement sous l'action de la chaleur.

Le sulfate de fer dégage de l'acide sulfureux et de l'acide sulfurique, et laisse un résidu rouge de peroxyde de fer.

Les sulfates d'alumine, de zinc, de manganèse, de nickel, de cobalt et de cuivre exigent une température bien supérieure pour se décomposer et dégagent surtout de l'acide sulfureux.

295. S'il existe de l'acide tartrique, il se dégage une odeur particulière, analogue à celle du sucre brûlé. Les acétates dégagent aussi une odeur d'acétone, qui est plutôt agréable.

Les tartrates et les acétates de potasse, de soude, de baryte, de strontiane *et de chaux laissent, quand on les chauffe, un résidu composé de charbon mêlé avec un carbonate qui fait effervescence avec les acides et qui, lorsqu'il s'agit de sels de potasse et de soude, est d'une alcalinité très-prononcée.*

296. Les nitrates de potasse et de soude ne dégagent pas de vapeurs acides sous l'action de la chaleur. Le nitrate d'ammoniaque est extrêmement fusible *et se volatilise complètement quand on le chauffe.*

Les autres nitrates dégagent des vapeurs acides brunes sous l'action de la chaleur. Le nitrate d'argent exige, pour se décomposer, une haute température.

297. On percevrait ici l'odeur du soufre.

Les seuls sulfures communs qui dégagent du soufre quand on les chauffe dans un tube sont les pyrites de fer et les pyrites de cuivre.

298. L'odeur de l'iode est caractéristique.

Le bleu d'indigo émet aussi des vapeurs violettes quand on le chauffe.

L'iodure de plomb est le seul iodure commun qui dégage de la vapeur d'iode quand on le chauffe dans un tube.

299. L'odeur du cyanogène est très-caractéristique.

Ce gaz brûlerait avec une flamme rose en approchant l'ouverture du tube d'une lumière.

Les cyanures de mercure et d'argent sont les seuls cyanures ordinaires qui dégagent du cyanogène quand on les chauffe.

300. Les chlorates donnent de l'oxygène plus abondamment et à une température plus basse que les nitrates, et les deux genres de sels fondent avant de se décomposer.

Les oxydes métalliques ne fonderaient pas avant de dégager de l'oxygène. Les principaux oxydes métalliques qui donnent de l'oxygène quand on les chauffe sont l'oxyde noir de manganèse, le minium, l'oxyde de mercure, l'oxyde d'argent.

TABLEAU Y.

301. Moyens de découvrir les corps non métalliques et les acides en les soumettant à l'action du chalumeau sur le charbon.

Les <i>Nitrates</i> . . . et les <i>Chlorates</i> . . .	Déflagrent, c'est-à-dire déterminent une combustion vive du charbon.
Les <i>Sulfures</i> . . .	Exhalent l'odeur de l'acide sulfureux quand on les grille seuls dans la flamme externe. Donnent une masse fondue brune avec le carbonate de soude dans la flamme interne.
Les <i>Silicates</i> . . . et les <i>Borates</i> . . .	Donnent avec le carbonate de soude une perle de verre qui n'est pas absorbée par le charbon (242).

TABLEAU Z.

302. Examen spécial pour les acides difficiles à découvrir au moyen du chalumeau.

<i>Acide sulfurique.</i>	<i>Acide nitrique.</i>	<i>Acide boracique.</i>	<i>Acide phosphorique.</i>
Mêler la substance avec du CARBONATE DE SOUDE pur* et du CHARBON pulvérisé et fondre le mélange, sur le charbon, dans la flamme interne (réductrice).	Faire une très-petite perle de CARBONATE DE SOUDE SUR UN fil de platine (369). Prendre sur la perle chaude des portions successives de la substance et les fondre dans la flamme externe. L' <i>Acide nitrique</i> doit se dissoudre avec effervescence et finir par rendre la perle transparente même après son refroidissement (304).	Mêler la substance avec du SPATH-FLUOR et du BISULFATE DE POTASSE et chauffer le mélange sur une anse de fil de platine, dans la flamme interne.	Mouiller la substance avec de l'ACIDE SULFUREUX FORT et la chauffer, sur une anse de platine, dans la flamme interne.
Placer la masse sur une PIÈCE DE MONNAIE D'ARGENT et l'immerger dans l'ACIDE CHLORHYDRIQUE. Il se dégage de l' H_2 d'origine sulfurée qui noircit la pièce (303).		La flamme externe sera colorée en vert (305).	Une teinte verdâtre livide est communiquée à la flamme externe (306).

* Le carbonate de soude ordinaire contient du sulfate de soude. Le bicarbonate est ordinairement plus pur et remplira le même but.

NOTES SUR LE TABLEAU Z.

303. Comme cette épreuve dépend de la formation du sulfure de sodium, tout composé contenant du soufre donnerait le même résultat, aussi faut-il que l'analyste, avant de conclure que la substance en examen est un sulfate, prenne en considération ses caractères généraux.

La présence du sulfure de sodium dans la masse fondue se découvre avec une plus grande précision en dissolvant celle-ci, sur le couvercle d'un creuset ou dans une petite capsule, avec quelques gouttes d'eau, et ajoutant un peu de nitroprusside de sodium, qui donne une belle couleur pourpre.

Voici un autre moyen délicat de découvrir le soufre à l'aide du chalumeau.

Faire une petite perle de carbonate de soude pur sur une anse de platine (269) et prendre sur elle des portions successives de silice *pure*, jusqu'à ce que la perle fondue reste transparente après son refroidissement. La perle doit alors demeurer incolore même lorsqu'on la chauffe dans la flamme réductrice; mais si l'on y ajoute une particule d'une substance contenant du soufre sous quelque forme que ce soit, elle prendra dans la flamme réductrice (interne) une couleur jaune-brun due à la formation du sulfure de sodium.

Dans une analyse très-rigoureuse, il faut se garder d'employer une flamme de gaz pour essayer le soufre, car cet élément se trouve toujours dans le gaz de houille et il est absorbé de la flamme par le carbonate de soude. La flamme d'une lampe à alcool ou à huile est libre de soufre.

304. Cette épreuve exige quelque patience, puisqu'il

est nécessaire de répéter l'addition de l'acide silicique plusieurs fois pour obtenir un verre transparent de silicate de soude. Le verre est souvent coloré en jaune par la présence d'un peu de sulfure de sodium (v. 303).

L'acide boracique rendrait aussi transparente une perle de carbonate de soude, mais l'expérience suivante empêchera les méprises. Faire une perle avec le sel microcosmique (286) qui est parfaitement transparente. La perle ainsi obtenue dissoudra à peu près toute substance autre que la silice, de sorte que l'on peut voir des particules de cette substance flotter çà et là, à l'état solide, dans la perle fondue.

305. Cette épreuve, extrêmement délicate pour l'acide boracique, dépend de la production du fluorure de bore, par l'action de l'acide fluorhydrique résultant de la décomposition du spath-fluor par le bisulfate de potasse. Le fluorure de bore colore la flamme externe en vert. S'il existe beaucoup de sodium, la couleur verte ne se perçoit pas facilement.

On reconnaîtrait facilement le borax (biborate de soude) à la manière dont il se comporte quand on le chauffe sur une anse de platine,

306. Dans cette épreuve, l'acide phosphorique mis en liberté par l'action de l'acide sulfurique est désoxydé par la flamme, et la vapeur de phosphore qui se produit communique la teinte livide particulière à la flamme externe.

Cet essai ne donne pas de résultat satisfaisant quand il y a beaucoup de sodium présent.

Si l'on chauffe dans un tube (17) un composé contenant de l'acide phosphorique avec un peu de magnésium métallique et qu'on humecte d'eau la masse, après son refroidissement, on percevra l'odeur de poisson particulière à l'hydrogène phosphoré.

Voici l'essai au chalumeau le plus concluant pour l'acide phosphorique.

Mêler le composé à essayer avec deux ou trois parties d'acide boracique sec, et le fondre dans une cavité creusée dans un bloc de charbon. Jeter dans la masse fondue environ 0^m,012 de fil de fer très-mince (dont 0^m,30 pèseraient 0^{gr},05) et chauffer pendant 2 ou 3 minutes dans une flamme réductrice puissante. S'il y a de l'acide phosphorique, un globule métallique de fer, cassant, *argenté* et dur, contenant du phosphore, se formera, et l'on pourra l'extraire de la masse fondue en enveloppant celle-ci dans du papier fort et la frappant sur l'enclume à l'aide d'un marteau.

507. EXEMPLES PRATIQUES POUR L'EXERCICE XVII (10).

Chlorure de sodium.
Carbonate de soude.
Chlorate de potasse.
Bitartrate de potasse.
Nitrate de plomb.
Cyanure de mercure.
Silice (sable blanc).
Sulfate de baryte.

Nitrate de potasse.
Spath fluor.
Iodure de potassium.
Acétate de plomb.
Pyrite de fer.
Sulfure de fer.
Acide boracique.
Phosphate de chaux (cendres d'os).

LISTE ALPHABÉTIQUE DES PRINCIPAUX
RÉACTIFS.

508. Acétate de plomb. — On peut se contenter de celui qu'on trouve dans le commerce sous les noms de *sel de saturne* ou de *sucré de plomb* (14).

Il suffit de 30 grammes. Pour en préparer la solution, agiter 15 grammes de sel avec 150 grammes d'eau distillée ou de pluie, jusqu'à dissolution, à l'exception d'un peu de carbonate de plomb blanc dont on peut se débarrasser par filtration.

Des fragments de plomb, en partie recouverts de vinaigre, dans une bouteille ouverte, donneront au bout de quelques heures une solution d'acétate de plomb.

L'acétate de plomb sert de réactif pour

L'hydrogène sulfuré.....	Précipité noir (97).
L'acide chromique.....	— jaune (120).
Les iodures.....	— jaune (93).

509. Acide acétique. — C'est l'acide du vinaigre ; il se vend chez les droguistes à l'état dilué (149). 120 grammes suffiront. Il ne doit donner aucun précipité lorsqu'on le mêle avec un excès d'ammoniaque (5) et du sulfure d'ammonium.

En faisant bouillir du vinaigre avec du charbon de bois pulvérisé et filtrant, ou bien mieux, en distillant du vinaigre (227), on peut obtenir de l'acide acétique suffisamment pur pour la plupart des besoins de l'analyse.

510. Acide azotique. — Se trouve chez les droguistes (109). Il faut se pourvoir de 250 grammes, que l'on conservera dans un flacon bouché. Cet acide doit être à peu près incolore et dégager des vapeurs modérées quand il est exposé à l'air. Après sa dilution dans une grande quantité d'eau, il ne doit donner aucun précipité avec le nitrate d'argent (indiquant le chlore), ni avec le nitrate

de baryte (indiquant l'acide sulfurique). Un excès d'ammoniaque (5) suivi de sulfure d'ammonium ne doit y déterminer aucun changement.

L'acide azotique dilué peut se faire en mélangeant l'acide fort d'environ deux fois son volume d'eau distillée ou de pluie.

311. *Acide boracique* (ou borique). — Se trouve généralement chez le fabricant de produits chimiques sous la forme cristallisée (117). Il ne sert que pour l'analyse au chalumeau. On en prendra 15 grammes que l'on réduira en poudre, après les avoir desséchés dans une capsule à évaporation placée dans un four ou sur une flamme peu intense.

312. *Acide chlorhydrique*. — Solution aqueuse du gaz de même nom (105). Se trouve en cet état chez les droguistes. Son nom vulgaire est *acide muriatique*.

La solution doit être incolore et assez concentrée pour émettre des vapeurs dans une atmosphère modérément humide. On a besoin de 250 grammes de cet acide.

L'*acide chlorhydrique dilué* se fait en mêlant l'acide fort avec deux fois son volume d'eau distillée ou de pluie.

L'acide ne doit pas donner de précipité avec l'acide sulfhydrique (indiquant l'arsenic, le chlore, l'acide sulfureux, le perchlorure de fer), ni avec un excès d'ammoniaque (5) et le sulfure d'ammonium (indiquant le fer), ni avec beaucoup d'eau et du chlorure de baryum (indiquant l'acide sulfurique).

315. *Acide hydrofluosilicique* (ou silicofluorique). — Se trouve chez le fabricant de produits chimiques à l'état dilué. 30 grammes suffiront. Il ne doit donner aucun précipité avec la solution d'azotate de strontiane (indiquant l'acide sulfurique) même par l'agitation.

314. *Acide sulfhydrique*. — Se prépare en faisant passer du gaz hydrogène sulfuré dans de l'eau jusqu'à satu-

ration, ce que l'on reconnaît à la pression qui chasse le bouchon du flacon quand on agite ce dernier.

On place des fragments de protosulfure de fer (que l'on trouve chez les fabricants de produits chimiques) dans un

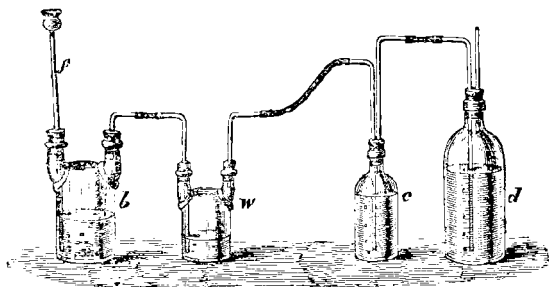


Fig. 88.

flacon d'un quart de litre (*b*, fig. 88), à moitié rempli d'eau. De l'acide sulfurique fort est versé par le tube-entonnoir (*f*), par petite quantité à la fois, jusqu'à ce que les bulles de gaz passent librement à travers le flacon laveur (*w*) qui contient un peu d'eau. De là, le gaz se rend dans le vase (*c*) qui renferme l'eau distillée destinée à se charger de gaz. Tout le gaz qui n'est pas absorbé par l'eau passe dans le flacon (*d*) contenant une solution d'ammoniaque. Celle-ci retient tout le gaz excédant et l'empêche de contaminer l'atmosphère. Quand cette ammoniaque en devient saturée, au point de ne plus pouvoir précipiter le sulfate de magnésie, elle peut s'utiliser comme sulfhydrate d'ammoniaque, mais il faut du temps avant que ce point soit atteint.

Il faut environ 10 minutes pour saturer l'eau du flacon (*c*) avec un vif courant de gaz.

Les diverses parties de cet appareil se relient entre elles par des tubes de caoutchouc vulcanisé, que l'on trouve chez le fabricant de produits chimiques.

La figure 89 représente une disposition plus simple pour préparer la solution d'acide sulfhydrique; mais comme cet appareil est dépourvu de flacon destiné à absorber le gaz en excès, on ne peut s'en servir que sous une hotte offrant un bon tirage.

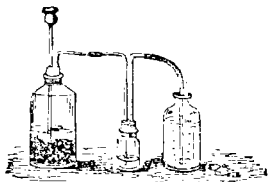


Fig. 89. — Appareil pour la préparation de l'acide sulfhydrique.

L'acide sulfhydrique sert de réactif pour

Le cadmium.....	Précipité jaune vif dans une solution ammoniacale
L'antimoine.....	— rouge dans les solutions acides (39).
Le zinc.....	— blanc dans une solution ammoniacale (53).

315. Acide sulfurique. — L'acide sulfurique du commerce, connu sous le nom d'*huile de vitriol*, est souvent de couleur brun foncé et est impropre aux usages de l'analyse. En le faisant bouillir avec précaution dans un matras, on parvient à le rendre presque incolore, la matière organique à laquelle il doit sa coloration brune étant oxydée par une portion de l'acide. Il faut laisser refroidir le vase avant d'essayer de décantier l'acide.

Il vaut mieux acheter, chez le droguiste, de l'acide sulfurique à peu près incolore; on le conservera dans un flacon fermé.

L'*acide sulfurique dilué* se prépare en versant peu à peu et en agitant continuellement 1 partie d'acide concentré dans 4 parties d'eau, placées dans une capsule de plomb ou de porcelaine (*et non pas dans un flacon*). On laisse refroidir le mélange et l'on décante l'acide dilué clair pour le séparer du sulfate de plomb que laisse généralement déposer l'acide ordinaire.

L'acide sulfurique concentré sert de réactif pour

Les chlorates.....	Couleur rouge et dégagement d'un gaz explosif jaune (90).
Les iodures.....	Vapeurs violettes en chauffant (93).

516. Acide tartrique. — Se trouve en cristaux dans le commerce (138). On peut en faire dissoudre 30 grammes dans 120 grammes d'eau.

517. Alcool. — L'alcool, de force suffisante pour les usages ordinaires, se vend sous le nom d'*esprit-de-vin*. Mais on trouve dans le commerce un mélange d'alcool et d'esprit de bois qui est beaucoup moins cher que l'esprit-de-vin et qui peut le remplacer dans la plupart des cas (209, 210). Il suffit de 120 grammes.

518. Amidon. — Triturer 1 gramme d'amidon blanc, dans un mortier, avec 20 grammes d'eau froide. Verser peu à peu le mélange dans 100 grammes d'eau bouillante dans une capsule.

Cet empois d'amidon sert de réactif pour

Iode libre..... Couleur bleue (93).

519. Ammoniaque. — Se vend chez les droguistes sous le nom de *liqueur d'ammoniaque (alkali volatil, etc.)* et se prépare en dissolvant le gaz ammoniac dans l'eau (75). Il faut en avoir 250 grammes.

La dissolution ammoniacale ne doit donner aucun précipité avec l'oxalate d'ammoniaque (indiquant la chaux) et très-peu, sinon point du tout, avec le chlorure de calcium (indiquant le carbonate d'ammoniaque).

L'ammoniaque sert de réactif pour

Le cuivre..... Couleur d'un beau bleu (26).
 Le nickel..... Bleu-violet (48).
 Le fer (à l'état de peroxyde)..... Précipité rouge-brun (45).
 Le mercure (à l'état de protosel)..... — gris (13).

520. Antimoniâte de potasse (ou métantimoniâte hydro-potassique). — Ce sel ne se trouve que chez les fabricants de produits chimiques; on en soumet 3 gr. 50 à l'ébullition, dans un matras, avec 140 grammes d'eau distillée ou de pluie, pendant quelques minutes, et l'on filtre. Une

goutte de la solution, frottée avec une goutte de carbonate de soude sur une lame de verre (fig. 27), doit donner un précipité distinct sur les lignes de friction.

AZOTATE. VOIR NITRATE.

521. Bicarbonate de soude. — Se vend chez le droguiste, sous le nom de *carbonate de soude*, à l'état de poudre (80). On doit en introduire 30 grammes dans un flacon et l'agiter avec 240 grammes d'eau distillée ou de pluie froide.

BICHLORURE DE MERCURE. VOIR PERCHLORURE DE MERCURE.

522. Bichlorure de platine ou *chlorure platinique* (appelé encore *chlorure* et *perchlorure de platine* et *muriate de platine*). — Se trouve chez le fabricant de produits chimiques, généralement sous forme de solution aqueuse. Il est cher. 15 grammes suffiront. Il doit donner un précipité bien marqué quand on le frotte sur une lame de verre avec une goutte d'une solution modérément concentrée d'azotate de potasse (76).

Pour préparer le bichlorure de platine, dissoudre 0^{gr},50 de débris de platine (ou de vieilles feuilles de platine) dans un matras, que l'on chauffe doucement avec 3 grammes d'acide chlorhydrique fort et 1^{gr},50 d'acide azotique concentré (*eau régale*). Verser la solution dans une capsule et la faire évaporer à une douce chaleur (fig. 30) jusqu'à ce qu'elle arrive à la consistance sirupeuse et se solidifie par le refroidissement. Dissoudre cette masse dans 45 grammes d'eau distillée ou de pluie.

523. Bichromate de potasse. — Se vend en cristaux chez les fabricants de produits chimiques (61). On peut en dissoudre 15 grammes dans 240 grammes d'eau distillée ou de pluie.

524. Bisulfate de potasse. — Ce sel se trouve, comme le précédent, sous forme cristalline chez les fabricants de produits chimiques (77). On n'en a besoin que pour l'ana-

lyse au chalumeau. 30 grammes suffiront. On l'obtient généralement, dans le laboratoire, du résidu laissé dans la préparation de l'acide azotique.

325. Borax. — Se trouve en cristaux dans le commerce (80). On en chauffe 30 grammes, dans une capsule à évaporation, sur une flamme modérée, jusqu'à ce que la masse spongieuse cesse de se gonfler et de dégager de la vapeur, moment où il faut la pulvériser.

326. Carbonate d'ammoniaque ou *sesquicarbonat ammonique*. — Se vend, sous le premier de ces noms, chez le droguiste, en masses blanches (75). 60 grammes de sel doivent être réduits en poudre et agités, dans le flacon, avec 180 grammes d'eau distillée ou de pluie froide.

327. Carbonate de soude. — La meilleure manière de l'obtenir, pour les usages de l'analyse, consiste à le retirer du bicarbonate de soude qui se vend généralement, en poudre blanche, sous le nom de carbonate de soude (80). On chauffe ce dernier dans une capsule à évaporation, sur un bec de Bunsen (fig. 35) pendant un quart d'heure, de manière à chasser la moitié de son acide carbonique. Après refroidissement, 30 grammes du carbonate peuvent se dissoudre dans 180 grammes d'eau distillée ou de pluie. La solution, acidulée avec l'acide azotique dilué, ne doit pas donner de précipité avec l'azotate de baryte (indiquant le sulfate de soude), ni avec l'azotate d'argent (indiquant le chlorure de sodium).

328. Cendres d'os. — S'obtiennent en calcinant des os à un feu clair, et broyant le résidu en poudre fine (56). Elles ne servent que pour l'analyse au chalumeau et se trouvent chez le fabricant de produits chimiques.

329. Chlorure d'ammonium ou *chlorhydrate d'ammoniaque*. — Se vend chez le droguiste sous les noms de *sel ammoniac* et de *muriate d'ammoniaque*. Le sel cristallisé

est plus pur que les masses obtenues par sublimation, qui sont colorées en brun par du fer (75).

Dissoudre 30 grammes du sel dans 240 grammes d'eau distillée ou de pluie.

Le chlorure d'ammonium est un réactif pour

Le platine..... Précipité granuleux jaune.

550. *Chlorure de baryum.* — Se vend en cristaux, chez le fabricant de produits chimiques, sous le nom de *muriate de baryte* (65). La solution se fait en dissolvant 15 grammes du sel dans 150 grammes d'eau distillée ou de pluie.

551. *Chlorure de calcium.* — Se trouve, chez le fabricant de produits chimiques, soit en cristaux, soit plus souvent en masses blanches de chlorure de calcium sec (69). 30 grammes peuvent se dissoudre dans 120 grammes d'eau distillée ou de pluie pour servir comme réactif.

Le chlorure de calcium se prépare aisément en ajoutant de la craie ou du marbre à de l'acide chlorhydrique dilué, tant qu'il s'en dissout, et faisant bouillir la solution jusqu'à ce qu'elle cesse de rougir le papier bleu de tournesol et filtrant.

552. *Chlorure de chaux.* — Celui qu'on trouve dans le commerce, lorsqu'il est bon, se présente sous forme de poudre sèche qui exhale une forte odeur de chlore et dégage beaucoup de chlore quand on le mêle avec de l'acide sulfurique dilué. Pour préparer la solution destinée à servir de réactif, triturer 30 grammes du chlorure, dans un mortier, avec 240 grammes d'eau, et filtrer.

553. *Cyanure de potassium.* — Se trouve chez les droguistes en masses blanches (77). Il faut les réduire en poudre grossière dans un mortier. On n'en conserve que de petites quantités pulvérisées, dans un flacon bien bouché.

60 grammes de cyanure de potassium suffiront pour quelque temps.

334. Eau. — L'eau distillée, lorsqu'on peut s'en procurer, doit être la seule employée pour les analyses chimiques. Voici les moyens qui permettent d'en vérifier la pureté; chaque essai doit porter sur une portion isolée :

1° En faire évaporer quelques gouttes sur une lame de verre, il doit rester à peine trace de matière solide ;

2° Ajouter de l'azotate d'argent ; il ne doit se produire aucun trouble (indiquant des chlorures ou de l'acide chlorhydrique) ;

3° Ajouter du chlorure de baryum ; il ne doit pas se produire de trouble (indiquant des sulfates) ;

4° Ajouter de l'oxalate d'ammoniaque ; il ne doit pas se produire de trouble (indiquant la présence de chaux) ;

5° Ajouter de l'acide sulfhydrique ; il ne doit pas se produire de teinte foncée (indiquant le plomb ou le cuivre).

L'eau de pluie, après avoir été filtrée, peut souvent remplacer l'eau distillée.

Dans l'impossibilité d'avoir de l'eau distillée ou de pluie, le chimiste doit soumettre l'eau ordinaire aux épreuves ci-dessus et noter avec soin les résultats, qui lui serviront ensuite à rectifier son analyse.

On parvient souvent à priver, en grande mesure, l'eau commune de la chaux et de la magnésie qu'elle contient en la soumettant à une douce ébullition dans une bouilloire, pendant une demi-heure, la laissant refroidir et la débarrassant par filtration du dépôt des carbonates de chaux et de magnésie.

On peut employer l'un ou l'autre des appareils représentés pages 197-200 pour la distillation de l'eau.

335. Eau de chaux. — Se trouve chez les droguistes.

Elle doit ramener nettement au bleu le papier de tournesol rougi. On la prépare en agitant de la chaux récemment éteinte avec de l'eau distillée ou de pluie, laissant reposer la solution dans un flacon bien bouché et décantant le liquide clair.

356. Eau de chlore. — Se prépare en faisant passer du chlore gazeux dans de l'eau. On peut en obtenir rapidement une petite quantité en introduisant le gaz dans un tube d'essai à moitié rempli d'eau et agitant violemment après avoir fermé l'ouverture du tube avec le pouce. En recommençant ainsi, à trois ou quatre reprises, on arrive à faire une forte solution de chlore en deux ou trois minutes. Le gaz se prépare en chauffant doucement de l'oxyde noir de manganèse avec de l'acide chlorhydrique fort, dans un tube d'essai ou dans un matras.

357. Éther. — Se trouve chez les droguistes et doit se conserver dans un flacon fermé (224). 30 grammes suffisent. Mélangé d'éther méthylique, il est moins cher que l'éther pur et c'est celui dont on doit se servir quand on a besoin d'en employer de grandes quantités.

358. — *Ferricyanure de potassium.* — Se vend, chez le fabricant de produits chimiques, en cristaux et s'appelle communément *prussiate rouge de potasse* ou *cyano-ferride potassique* (77). On peut dissoudre 15 grammes du sel dans 150 grammes d'eau distillée ou de pluie.

Le ferricyanure de potassium sert de réactif pour

Le fer à l'état de composé ferreux ou protosel..... Précipité bleu (45).

359. Ferrocyanure de potassium. — On le trouve dans le commerce, en cristaux, sous les noms de *prussiate jaune de potasse* ou *cyano-ferrure potassique* (77). Pour les usages de l'analyse, on dissoudra 15 grammes du sel dans 150 grammes d'eau distillée ou de pluie.

Le ferrocyanure de potassium sert de réactif pour

Le fer.....	Précipité bleu (43).
Le cuivre.....	— rouge-brun (27).

340. Iode. — On le trouve, chez les droguistes, à l'état solide (93). On agitera 0^{sr},30 avec 30 grammes d'eau pour préparer l'eau d'iode.

L'eau d'iode sert de réactif pour

L'amidon.....	Couleur bleue.
---------------	----------------

341. Iodure de potassium. — Se trouve en cristaux chez les droguistes (77). On l'appelle quelquefois *hydriodate de potasse*. Dissoudre 3^{sr},50 du sel dans 150 grammes d'eau distillée ou de pluie.

L'iodure de potassium sert de réactif pour

Le plomb.....	{	Précipité jaune vif, dissous par l'eau bouillante (14).
L'argent.....		
Le mercure (à l'état de sel mercurique ou persel).....	{	Précipité écarlate, se dissolvant aisément par un excès du réactif (31).

342. Molybdate d'ammoniaque. — Se vend en cristaux chez le fabricant de produits chimiques. C'est un sel cher. En dissoudre 1 gramme dans 30 grammes d'eau distillée pour servir de réactif.

Le molybdate d'ammoniaque sert de réactif pour

L'acide phosphorique.....	{	Précipité jaune vif dans une solution nitrique en chauffant (111).
---------------------------	---	--

343. Nitrate d'argent. — Se trouve chez les droguistes en cristaux, en crayons fondus (*pietre infernale*) ou en solution (12). Dissoudre 3^{sr},50 des cristaux dans 150 grammes d'eau distillée.

Le nitrate d'argent sert de réactif pour

L'acide chlorhydrique ou les chlorures.	} Précipité blanc insoluble dans l'acide azotique bouillant; soluble dans l'ammoniaque (105).
L'acide iodhydrique ou les iodures.....	
Les hyposulfites	
	} Précipité jaune insoluble dans l'acide azotique; blanchi, mais non dissous par l'ammoniaque (106).
	} Précipité blanc, passant rapidement par diverses nuances de jaune, de rouge et de brun, pour devenir enfin du sulfure noir d'argent.

344. Nitrate ou azotate de baryte. — Se trouve en cristaux chez le fabricant de produits chimiques (65). Dissoudre 15 grammes du sel dans 150 grammes d'eau distillée ou de pluie.

Le nitrate de baryte sert de réactif pour

L'acide sulfurique.....	} Précipité blanc laiteux insoluble dans l'acide azotique dilué (102).
-------------------------	--

345. Nitrate ou azotate de cobalt. — Se trouve généralement en solution chez le fabricant de produits chimiques (47). Il ne sert que pour l'analyse au chalumeau. Une très-petite quantité suffira.

346. Nitrate ou azotate de potasse. — Se trouve dans le commerce sous le nom de *salpêtre* (77). Il faut l'avoir, pour les usages de l'analyse, à l'état pulvérisé.

347. Nitroprusside de sodium. — On peut se procurer ce sel, en cristaux rouges, chez le fabricant de produits chimiques. Il est cher et l'on n'en a besoin que très-rarement. On prépare la solution en faisant bouillir du ferrocyanure de potassium avec de l'acide azotique dilué jusqu'à ce qu'il cesse de donner un précipité bleu avec le sulfate de fer, et en ajoutant alors un excès de carbonate de soude, soumettant à l'ébullition et filtrant. La solution doit donner une belle couleur purpurine avec le sulfure d'ammonium.

348. Oxalate d'ammoniaque. — Se vend en cristaux

chez le fabricant de produits chimiques (75). Dissoudre 3^{gr},50 du sel dans 180 grammes d'eau distillée ou de pluie.

349. *Papier de curcuma.* — Se trouve chez le fabricant de produits chimiques. Sa couleur jaune s'atténue bientôt sous l'action d'une lumière intense.

Pour le préparer, chauffer doucement 1^{gr},50 de racine de curcuma pulvérisée dans 9 grammes d'alcool faible, jusqu'à ce que la solution ait acquis une couleur d'un beau jaune, filtrer la teinture et y plonger du papier à filtre blanc ou à dessin non collé. Suspendre le papier sur une ficelle pour le faire sécher.

350. *Papiers de tournesol* de couleurs bleue et rouge; se trouvent chez le fabricant de produits chimiques.

La matière colorante s'extrait d'une espèce de lichen, la *roccella tinctoria*, et se vend en pains bleus, solidifiés au moyen de craie ou de plâtre.

Pour préparer le papier de tournesol, chauffer 15 grammes de tournesol en pain avec 90 grammes d'eau distillée ou de pluie, pendant 1/2 heure et filtrer la solution; à une moitié de celle-ci, ajouter un peu d'acide sulfurique *extrêmement* dilué, sur le bout d'une baguette de verre, jusqu'à ce qu'elle prenne une faible teinte rougeâtre (à la lumière du jour); ajouter l'autre moitié de la solution et plonger dans le liquide bleu des bandes de papier à filtre blanc, ou mieux de papier à dessin non collé. Les faire sécher en les suspendant sur une ficelle, hors de la portée de vapeurs acides. Rougir faiblement le liquide restant en l'agitant avec la baguette trempée dans de l'acide sulfurique étendu et colorer de nouvelles bandes avec la solution pour obtenir le papier rouge de tournesol.

Ces papiers perdent de leur coloration par l'exposition à une forte lumière.

351. Perchlorure de fer, s'appelle encore *Sesquichlorure de fer et muriate de fer*. — On le trouve chez le fabricant de produits chimiques, à l'état de solution dans l'eau (45).

On peut le préparer en dissolvant du fer (fils, clous ou limaille) avec l'aide de la chaleur, dans un mélange d'acide chlorhydrique dilué, de quatre fois moins d'acide azotique étendu, évaporant à une chaleur modérée jusqu'à ce que le liquide prenne une consistance sirupeuse, et diluant avec de l'eau.

Le perchlorure de fer sert de réactif pour

Les ferrocyanures.	}	Précipité bleu foncé (77).
Les sulfocyanures		Solution rouge de sang, blanchie par le perchlorure de mercure.
L'acide tannique et l'acide gallique }	}	Précipité ou couleur noir d'encre (152, 153).
Les hyposulfites.....		Solution rouge, devenant bientôt incolore.

352. Perchlorure de mercure ou *chlorure mercurique*. — Se vend chez les droguistes à l'état solide, sous les noms de *bichlorure de mercure* ou de *sublimé corrosif* (31).

Dissoudre 3^{gr},50 du sel dans 120 grammes d'eau.

Le perchlorure de mercure sert de réactif pour

L'étain, à l'état de composé stanneux ou protosel	}	Précipité blanc ou gris (23).
Les iodures.		Précipité écarlate (93).

353. Permanganate de potasse. — Se vend en solution, sous le nom de *liquide désinfectant* de Condy. On trouve ce sel, à l'état cristallisé, chez les fabricants de produits chimiques. En dissoudre 1 gramme dans 120 grammes d'eau.

354. Phosphate de soude. — Se trouve chez les droguistes, en cristaux (80). Dissoudre 15 grammes du sel dans 300 grammes d'eau distillée ou de pluie.

355. Potasse ou *hydrate potassique*. — Se trouve chez

le droguiste, en solution, sous le nom de *liqueur de potasse*, et sous la forme solide, *potasse fondue* en bâtonnets (77). Il faut se pourvoir d'environ 250 grammes de la solution. On peut la préparer en dissolvant 30 grammes de potasse solide dans 240 grammes d'eau distillée ou de pluie.

La solution de potasse ne doit pas faire une forte effervescence par l'addition d'un excès d'acide chlorhydrique (indiquant l'acide carbonique).

La solution acidifiée ne doit donner qu'un léger précipité floconneux (alumine) par l'addition d'ammoniaque en excès. Le sulphydrate d'ammoniaque, ajouté à cette solution, ne doit donner que peu, ou point, de teinte foncée (indiquant le fer, le plomb ou le cuivre).

La *potasse sert de réactif pour*

Le mercure, à l'état de sel mercurique (ou persel).....	}	Précipité jaune (31).
Le cuivre.....		Précipité bleu, devenant noir par l'ébullition avec un excès de potasse (27).
Le fer, à l'état de composé ferrique, ou persel.....	}	Précipité rouge-brun (45).
Le fer, à l'état de composé ferreux, ou proto-sel.....		Précipité vert foncé, passant au brun par son exposition à l'air (45).
Le manganèse.....	}	Précipité blanc, devenant brun par son agitation avec de l'air (53).
Le nickel.....		Précipité vert pâle, insoluble dans un excès de réactif (49).
Le cobalt.....	}	Précipité bleu (47).
Le chrome.....		Précipité vert, soluble dans un excès de réactif en un liquide vert, précipitant par l'ébullition (61).
L'ammoniaque.		Odeur ammoniacale par l'ébullition (75).

336. Protochlorure d'étain ou chlorure stanneux. — Se prépare en faisant bouillir 3^{gr},50 d'étain avec 13 grammes d'acide chlorhydrique fort.

On étend la solution avec 60 grammes d'eau et l'on a soin de laisser dans le flacon qui la contient de petits

fragments d'étain métallique, pour l'empêcher de se convertir en bichlorure d'étain par la combinaison d'une portion du métal avec l'oxygène atmosphérique.

L'étain se trouve à l'état granulé chez le fabricant de produits chimiques, état dans lequel il se dissout facilement dans l'acide chlorhydrique.

L'étain en feuilles contient du plomb. Si ce dernier métal est présent dans la solution de protochlorure d'étain, il précipitera par l'acide sulfurique dilué.

Le *protochlorure d'étain sert de réactif pour*

L'or.....	Précipité brun-pourpre.
Le platine.....	Solution d'un beau rouge.
Le mercure.....	Précipité gris (31).

357. *Sel microcosmique.* (Phosphate double de soude et d'ammoniaque.) — Ne sert que pour l'analyse au chalumeau, et se trouve chez le fabricant de produits chimiques. On n'en emploie qu'une très-petite quantité.

358. *Sulfate de chaux.* — Se trouve dans le commerce sous le nom de *plâtre* (69). En chauffer environ 1^{er},50 à l'état pulvérisé avec 0^{lit},25 d'eau, pendant quelques minutes, en agitant de temps en temps, laissant reposer jusqu'à refroidissement et filtrant.

359. *Sulfate de cuivre.* — Se trouve dans le commerce, en cristaux, sous les noms de *couperose bleue* ou *vitriol bleu* (27). Dissoudre 15 grammes du sel dans 150 grammes d'eau.

360. *Sulfate de fer ou sulfate ferreux,* appelé encore *protosulfate de fer.* — Se trouve dans le commerce, sous le nom de *couperose* ou *vitriol vert* (45). Dissoudre 30 grammes du sel dans 120 grammes d'eau distillée ou de pluie froide.

361. *Sulfate de magnésie.* — Se vend chez les droguistes sous le nom de *sel d'Epsom* (9). Dissoudre 30 grammes du sel dans 150 ou 180 grammes d'eau.

562. *Sulfate de manganèse* ou *sulfate manganoux*. — Se trouve en cristaux chez le fabricant de produits chimiques (55). Dissoudre 1^{er},50 du sel dans 50 grammes d'eau.

Le *sulfate de manganèse sert de réactif pour*

Les hypochlorites.

| Précipité brun-foncé (91).

563. *Sulfhydrate d'ammoniaque* ou *sulfure d'ammonium*. — Peut s'obtenir en solution chez le fabricant de produits chimiques (75). Elle ne doit donner aucun précipité avec le sulfate de magnésie (indiquant de l'ammoniaque libre). Il faut se pourvoir de 240 grammes de la solution que l'on conservera dans un flacon bien bouché.

Le sulfhydrate d'ammoniaque se prépare aisément en faisant passer du gaz acide sulfhydrique dans une solution d'ammoniaque, jusqu'à ce que l'on n'obtienne plus de précipité avec le sulfate de magnésie (314).

564. *Zinc*. — Il faut se procurer de bon zinc, qui doit surtout être exempt d'arsenic. Le métal en feuille, que l'on découpe en bandes, offre de grands avantages.

On trouve chez les fabricants de produits chimiques du *zinc granulé*, que l'on obtient en fondant le métal dans une cuiller de fer ou dans un creuset de terre et que l'on coule en filet mince dans un seau d'eau, d'une hauteur de 2 à 3 mètres.

APPAREILS NÉCESSAIRES POUR L'ANALYSE QUALITATIVE DES SUBSTANCES SIMPLES.

565. Voici la liste des principaux objets nécessaires pour reconnaître les substances simples.

On peut se les procurer moyennant une quinzaine de francs*.

12 tubes d'essais.	Tube de verre dur et étroit.
Chevalet pour supporter les tubes, avec chevilles pour les faire égoutter.	Chalumeau.
Goupillon de crin.	Lime triangulaire.
Lampe à alcool ou à gaz.	Fil et feuille de platine.
3 entonnoirs : de 60, de 50, de 15 gr.	Capsule à évaporation, de 120 grammes.
Papier à filtrer.	Mortier de porcelaine, de 0 ^m ,25.
Lames de verre.	Triangle de fil de fer.
Baguette de verre.	Trépied de fil de fer ou support à cornue.

* A la Société anonyme de fabrication de produits chimiques pour la science et l'industrie, ancienne maison Émile Rousseau et fils, rue des Écoles, 42 et 44, Paris.

Nous recommandons encore une collection composée par M. Rousseau, et comprenant les corps simples les plus importants à connaître, les oxydes et les sels principaux, les quelques produits organiques en rapport avec l'hygiène et certaines applications industrielles, les divers passages de l'extraction des cristaux les plus usuels, enfin un spécimen des combustibles et des roches qu'il faut connaître.

APPENDICE.

Analyse qualitative de la poudre à canon.

Faire bouillir avec de l'eau et filtrer.

<p>Partie non dissoute, <i>Charbon, Soufre.</i> Laver (16) jusqu'à ce qu'une goutte des lavages ne laisse plus de résidu après son évaporation sur une lame de verre (fig. 5), et sécher sur une brique chaude.</p>	<p>1. Essayer pour la <i>Potasse</i> avec l'ACIDE TARTRIQUE et, dans une nouvelle portion, avec le CHLORURE DE PLATINE (76).</p>	<p>2. Essayer pour l'Acide azotique avec l'ACIDE SULFURIQUE concentré et le CUIVRE (108).</p>	<p>3. Essayer pour les <i>Chlorures</i> avec le NITRATE D'ARGENT. Précipité blanc insoluble dans l'ACIDE AZOTIQUE.</p>	<p>4. Essayer pour les <i>Sulfates</i> avec le CHLORURE DE BARYUM. Précipité blanc insoluble dans l'ACIDE AZOTIQUE (dilué).</p>	<p>5 Essayer pour la <i>Chaux</i> avec l'OXALATE D'AMMONIAQUE. Précipité blanc.</p>
<p>1. Chauffer une petite portion du résidu dans un petit tube (17). Le <i>Soufre</i> se sublime en gouttes jaunes ou brunes. Le <i>Charbon</i> reste.</p>	<p>Partie dissoute, <i>Nitre (ou Azotate de Potasse)</i> et impuretés solubles.</p>				<p>2. Chauffer la plus grande partie du résidu sur une feuille de platine. Le <i>Soufre</i> brûle avec une flamme bleue et on exhale son odeur caractéristique. Le <i>Charbon</i> rougit et se consume lentement. Tout résidu restant après la disparition du charbon noir se compose de <i>cendres</i> et d'impuretés combustibles.</p>

TABLE ALPHABÉTIQUE DES MATIÈRES

<p>ABSORPTION d'oxygène par l'argent, 239.</p> <p>Acétate d'ammoniaque (préparation de l'), 78.</p> <p>— de cuivre, 48.</p> <p>— de plomb (Pb) ($C^2H^3O^2$)², 39.</p> <p>— — réactif, 264.</p> <p>Acétates (action de la chaleur sur les), 158, 257.</p> <p>— principaux, 158.</p> <p>Acétone, 156.</p> <p>— identifiée, 191.</p> <p>Acide acétique, $HC^2H^3O^2$, 157.</p> <p>— — confirmé, 157.</p> <p>— — découvert, 154.</p> <p>— — identifié, 157.</p> <p>— — réactif, 264.</p> <p>— antimonique, 148.</p> <p>— arsénieux, 57.</p> <p>— — (cristaux d'), 54.</p> <p>— — découvert, 58.</p> <p>— — identifié, 58.</p> <p>— — réduit, 231.</p> <p>— arsénique, 58.</p> <p>— azoteux du commerce, 125.</p> <p>— — découvert, 124.</p> <p>— azotique, $HAzO^3$, 124.</p> <p>— — confirmé, 124.</p> <p>— — découvert, 110.</p> <p>— — dilué, 125, 265.</p> <p>— — identifié, 124.</p> <p>— — réactif, 264.</p> <p>— benzoïque, découvert, 154.</p> <p>— — identifié, 160.</p>	<p>Acide boracique, ou borique, confirmé, 132, 133.</p> <p>— — (cristaux d'), 133.</p> <p>— — découvert, 110.</p> <p>— — (essai au chalumeau de l'), 224, 260.</p> <p>— — identifié, 133.</p> <p>— — de Toscane, 134.</p> <p>— — réactif, 265.</p> <p>— bromhydrique, découvert, 114.</p> <p>— butyrique, identifié, 192.</p> <p>— carbonique, découvert, 109.</p> <p>— — identifié, 116.</p> <p>— cérotique, 187.</p> <p>— chlorhydrique, HCl, 122.</p> <p>— — découvert, 109.</p> <p>— — identifié, 122.</p> <p>— — (précipité produit par l'), 35.</p> <p>— — réactif, 265.</p> <p>— — (réactif pour l'), 275.</p> <p>— chlorique, 115.</p> <p>— — découvert, 109.</p> <p>— chromique, 135.</p> <p>— — découvert, 110, 137.</p> <p>— — identifié, 135.</p> <p>— — (réactif pour l'), 264.</p> <p>— citrique, découvert, 154.</p> <p>— — identifié, 164.</p> <p>— cyanhydrique, confirmé, 118.</p> <p>— — découvert, 109.</p> <p>— — identifié, 118, 119.</p> <p>— fluorhydrique, découvert, 109.</p> <p>— — identifié, 114.</p>
---	---

- Acide** fluorique (voir Fluorhydrique), 114.
- formique, découvert, 154.
 - — identifié, 159.
 - fumarique, 167.
 - gallique, découvert, 154.
 - — identifié, 160.
 - — (réactif pour I'), 277
 - hippurique, découvert, 154.
 - — identifié, 161.
 - hydroferrocyanique (ou ferrocyanhydrique) identifié, 130.
 - hydrofluosilicique, réactif, 2HF1.SIF1⁺, 265.
 - hydrosulfocyanique (ou sulfocyanhydrique), 154.
 - hypochloreux, confirmé, 116.
 - — découvert, 116.
 - hypochlorique ou peroxyde chlorique, 115.
 - iodhydrique, découvert, 110.
 - — (réactif pour I'), 275.
 - lactique, identifié, 204.
 - lithique (ou urique), identifié, 167.
 - maléique, 167.
 - malique, découvert, 154.
 - — identifié, 167.
 - méconique, découvert, 154.
 - — identifié, 159.
 - métaphosphorique, 127.
 - nitreux (voir Azoteux).
 - oléique, 204.
 - orthophosphorique, 127.
 - oxalique, confirmé, 131.
 - — découvert, 110.
 - — identifié, 132.
 - palmitique, identifié, 185.
 - phénique (ou carbolique) liquide, 192.
 - — identifié, 176.
 - phosphorique (recherche au chalumeau de I'), 260.
 - — confirmé, 126.
 - — découvert, 110.
 - — identifié, 126, 127.
- Acide** phosphorique (réactif pour I', 126, 274.
- — tribasique, 127.
 - picrique (ou carbazotique), 176.
 - prussique (voir Cyanhydrique).
 - pyrogallique, 181.
 - pyroligneux (voir Acétique).
 - silicique, 148-149.
 - — découvert, 134, 137.
 - — (recherche au chalumeau de I'), 260.
 - — (précipité d'), 134.
 - silicofluorique (voir hydrofluosilicique).
 - stannique, 60, 148.
 - stéarique, 184.
 - succinique découvert, 154.
 - — identifié, 161.
 - sulfhydrique, H²S.
 - — confirmé, 117.
 - — découvert, 109.
 - — en excès, 31.
 - — identifié, 117.
 - — (précipité produit par I'), 42.
 - — préparé, 265-267.
 - — réactif, 265.
 - — (réactif pour I'), 264.
 - sulfurcux, confirmé, 120.
 - — découvert, 109.
 - — (dégagement de), 258.
 - sulfurique, H²SO⁴, 120.
 - — concentré, 120, 267.
 - — découvert, 110.
 - — dilué, 121, 267.
 - — identifié, 120-121.
 - — de Nordhausen, 121.
 - — réactif, 267.
 - — (réactif pour I'), 275.
 - — (recherche au chalumeau de I'), 260.
 - sylvique, 185.
 - tannique (ou tannin) découvert, 154.
 - — identifié, 159.

- Acide tannique** (réactif pour l'), 277.
 — tartrique, $H^2C^4H^4O^6$, 162.
 — — découvert, 154.
 — — identifié, 162, 163.
 — — réactif, 268.
 — tungstique, découvert, 107.
 — urique (ou lithique) confirmé, 167.
 — — découvert, 155.
 — — identifié, 167.
 — valériannique, 192.
- Acides** (recherche des), 109.
 — organiques (recherche des), 153.
 — — dans une solution alcaline, 155.
 — — recherche dans une solution aqueuse, 154.
 — — dans une substance insoluble, 155.
 — — reconnus à l'odeur, 156.
- Acier** identifié, 66.
- Acroléine**, 184, 205.
- Agitateur** (manière de faire un), 32.
- Agitation** (moyen de faciliter la précipitation), 31, 93.
- Albumine**, 187.
 — soluble, identifiée, 181.
- Alcaloïdes** (épreuve générale pour les), 209.
 — identifiés, 170.
- Alcool** (extraction de l'), 196.
 — identifié, 190.
 — mélangé d'esprit de bois, 190, 268.
 — réactif, 268.
 — séparé de l'eau, 196.
 — méthylique, identifié, 190.
 — pyroxylique (ou esprit de bois), 190.
- Aldéhyde** identifié, 191.
- Aluminate** de soude, 73.
- Alumine** (acétate d'), 73.
 — (hydrate d'), 71.
- Alumine** (phosphate d'), 129.
 — (silicate d'), 72, 150.
 — (sulfate d'), 73.
- Aluminium** (composés ordinaires d'), 72.
 — confirmé, 71.
 — découvert, 64.
 — identifié, 72.
 — (recherche au chalumeau de l'), 220.
 — et sodium (fluorure d'), 114.
- Alun**, 73.
- Amidon** identifié, 182.
 — réactif, 268.
 — (réactif pour l'), 274.
 — (sucre d'), 179.
- Ammoniaque** (acétate d'), 159.
 — — sa préparation, 78.
 — (alun d'), 73.
 — (azotate d'), 95.
 — (carbonate d') $2(AzH^4)CO^3$, 95.
 — (chlorhydrate d') AzH^4Cl , 95.
 — (composés ordinaires d'), 94.
 — en excès, 31.
 — (identification de l'), 95.
 — (molybdate d'), 274.
 — (muriate d'), 95.
 — (oxalate d') $2(AzH^4)C^2O^4$, 96.
 — réactif, 268.
 — (réactif pour l'), 278.
 — (recherche de l'), 92.
 — (sesquicarbonate d'), 95.
 — (solution d'), 95.
 — (sulfate d'), 95.
 — (sulfhydrate d'), AzH^4HS , 96, 280.
 — (urate d'), 168.
- Ammonium**, 94.
 — (chlorure d'), AzH^4Cl , 95.
 — (essai au chalumeau de l'), 220, 232.
- Analyse** au chalumeau, 220.
 — (réactif cobalt dans l'), 227.
 — (coloration communiquée à une perle de verre de borax), 224.

- Analyse** au chalumeau (coloration communiquée à la flamme), 226.
 — (découverte des acides), 250.
 — (découverte des corps non métalliques), 250.
 — réduction sur le charbon, 221.
Analyse par les réactifs liquides, 26.
Anglésite (sulfate de plomb), 41.
Aniline identifiée, 192.
 — (oxalate d'), 193.
 — pourpre, 193.
 — rouge, 193.
Antimoine, 61.
 — (chlorure d'), 63.
 — (composés ordinaires d'), 62.
 — confirmé, 61.
 — dans les subst. insolubles, 148.
 — découvert, 42, 137.
 — distingué de l'arsenic, 56.
 — (essai au chalumeau de l'), 233.
 — (fleurs de), 62.
 — identifié, 61.
 — (minerai gris d'), 62.
 — natif, 62.
 — (oxyde d'), 62.
 — (réactif pour l'), 267.
 — (sulfure d'), 62.
 — sulfuré, 62.
 — — (essai au chalumeau de l'), 234.
Antimoine (tartrate de potasse et d'), 63, 164.
 — (trichlorure d'), 63.
 — (trioxyde d'), 62.
 — (trisulfure d'), 62.
 — (vermillon d'), 62.
Antimoniite de potasse, KSbO_3 , 63.
Appareils nécessaires pour l'analyse, 280.
Ardoise, 150, 151.
Argent (acétate d'), 157.
 — (analyse au chalumeau de l'), 233, 238.
 — (azotate d'), AgAzO_3 , 36.
Argent (chlorure d'), 36, 122, 137, 146.
 — — (dans l'analyse au chalumeau), 239.
 — (composés ordinaires d'), 36.
 — (cyanure d'), 121.
 — découvert, 35.
 — essayé pour le cuivre, 239.
 — extrait du plomb, 237.
 — (ferricyanure d'), 131.
 — (ferrocyanure d'), 131.
 — identifié, 36.
 — (oxalate d'), 132.
 — (précipités d'), caractères distinctifs, 121.
 — (réactif pour l'), 274.
Argile, 72, 150.
 — réfractaire de Stourbridge, 150.
Argol (voir Tartre).
Arséniate de soude, 58.
Arsenic, 57.
 — (bisulfure d'), 59.
 — blanc, 57.
 — (composés ordinaires d'), 57.
 — confirmé, 53.
 — dans les minerais, 234.
 — découvert, 42.
 — distingué de l'antimoine, 56.
 — (essai de l'), au chalumeau, 220, 227, 230.
 — expulsé par le grillage, 235.
 — identifié, 57.
 — (iodure d'), 59.
 — (sulfure d'), 59.
 — (trisulfure d'), 58.
Arsénié (hydrogène), 56.
Arsénite de cuivre, 48, 58.
Astringentes (substances), 216.
Azotate d'argent, AgAzO_3 , 36.
 — — réactif, 274.
 — de baryte, $\text{Ba}(\text{AzO}_3)_2$, 275.
 — de bismuth, 50.
 — de cobalt, $\text{Co}(\text{AzO}_3)_2$, 275.
 — mercureux, 37.
 — de plomb, 40.
 — de potasse, KAzO_3 , 97.

- Azotate** de potasse, réactif, 275.
 — — (essai au chalumeau de l'), 253.
Azotates (action de la chaleur sur les), 257.
 — (essai au chalumeau des), 251-253.
 — — (sur le charbon), 259.
Azotites découverts, 124.
- BAGUETTE** de verre (voir Agitateur).
Bain-marie pour évaporation, 204.
Balles Shrapnel, 237.
Bandage de caoutchouc, 197-198.
Baryte, 84.
 — (azotate de), $Ba(AzO^3)_2$, 84.
 — — réactif, 275.
 — (carbonate de), 83.
 — (chlorate de), 84.
 — (chlorhydrate ou muriate de), 84.
 — — réactif, 271.
 — (chromate de), 84.
 — confirmée, 83.
 — découverte, 82.
 — (essai au chalumeau de la), 246.
 — (hydrate de), 84.
 — (oxalate de), 132.
 — (sulfate de), 83, 147.
 — — (essai au chalumeau du), 246.
Baryum, 83.
 — (chlorure de), $BaCl^2$, 84.
 — — réactif, 271.
 — confirmé, 83.
 — découvert, 82.
 — (essai au chalumeau du), 246.
Bases organiques, identifiées, 170.
Benzine ou benzole, 195.
Benzonitrile, 161.
Biborate de soude, $Na^2O, 2Bo^2O^3$ (voir Borax), 107.
- Bicarbonat** de soude, $NaHCO^3$, 104.
 — — réactif, 269.
Bichlorure de mercure, $HgCl^2$, réactif, 277.
 — — de platine, $PtCl^4$, réactif, 269.
Bichromate de potasse, 81.
 — — réactif, 269.
Bismuth, 50.
 — (azotate de), 50.
 — (citrate de), 166.
 — (composés ordinaires de), 50.
 — confirmé, 49.
 — découvert, 42.
 — (essai au chalumeau du), 234.
 — essayé pour l'argent, 238.
 — identifié, 50.
 — (oxyde de), 50.
 — (oxychlorure de), 50.
 — (trinitrate de), 50.
Bisulfate de potasse, $KHSO^4$, réactif, 269.
 — dans l'analyse au chalumeau, 251, 252.
Bisulfure de carbone, identifié, 195.
Blanc de fard, 50.
Blanc de perle, 50.
 — de plomb, 40.
 — (précipité), 52.
 — (vitriol), 74.
 — de zinc, 74.
Blende, 75.
Bleu (amidon iodé), 182.
 — (carbonate de cuivre), 48.
 — de Prusse, 65, 69, 131.
 — de Turnbull, 65.
 — (papier de tournesol), 276.
 — (vitriol), 47.
Bleue (flamme), 97.
 — (masse fondue), 146.
 — (masse) avec l'azotate de cobalt, 229.
 — (pierre), 47.
 — (solution), 48, 71.

- Bleus** (cristaux), 47.
Borate de chaux, 134.
Borates découverts, 110.
 — (essai au chalumeau des), 260, 262.
 — (essai sur le charbon), 259.
Borax, Na_2O , $2\text{B}_2\text{O}_3$, 107.
 — (essai au chalumeau du), 262.
 — (essai par la perle de), 224.
 — (perles de), 241.
 — réactif, 270.
 — vitrifié, 107.
Bore (fluorure de), 262.
Boronatrocélite, 134.
Bouchons de caoutchouc, 201.
 — de liège, 200.
 — — (adaptation des), 201.
 — — (perforation des), 200.
 — — (perce), 200.
Brique, 150.
 — de Dinas, réfractaire, 150.
Brome découvert, 114, 122.
Bromures (essai au chalumeau des), 251, 255.
Bronze, 236.
Brucine découverte, 170.
 — identifiée, 172.
Brun (chromate de plomb), 40.
 — (oxyde de plomb), 39.
 — (résidu) avec l'acide azotique, 39.
Brune (hématite), 67.
Brunes (vapeurs acides), 256.
Brunswick (vert de), 48.
Bunsen (lampe à gaz de), 89, 90, 112.
Burnett (liquide désinfectant de), 75.

CADMIUM (réactif pour le), 267.
Caféine découverte, 171.
 — identifiée, 171.
Calamine, 75.
 — électrique, 151.
Calcédoine, 149.

Calcium, 86.
 — (chlorure de), CaCl_2 , 88, 271.
 — (composés ordinaires du), 86.
 — découvert, 82.
 — (essai au chalumeau du), 247.
 — (fluorure de), 79.
 — — (essai au chalumeau du), 247.
 — (sulfure de), 118.
Calomel, 37.
Caméléon rouge, 77.
Caoutchouc (bandage de), 197-198.
 — vulcanisé (bouchons de), 201.
Capsule à évaporation, 111.
Caramel identifié, 176.
Carbonate d'ammoniaque (AzH^4) 2CO_3 , 95.
 — — (précipité produit par le), 82.
 — — réactif, 270.
 — de chaux, 87.
 — de cuivre, 48.
 — de magnésie, 31.
 — de plomb, 40.
 — de soude Na_2CO_3 , 104.
 — — (perle de), 242.
 — — réactif, 270.
Carbonates les plus communs, 117.
 — (essai au chalumeau des), 251, 253.
Carbone, 144.
 — identifié, 137.
 — (oxyde de), 132.
Carbonisation par la chaleur, 113, 256.
Carmin (flamme couleur), 246.
Caséine, 187.
Caustique lunaire (ou azotate d'argent), 36.
 — (potasse), 99.
 — (soude), 105.
Cawk (voir Sulfate de baryte), 147.
Célestine, 85, 147.
Cendres d'os, 78.

- Cendres** pour la coupellation, 270.
- Céroléine**, 187.
- Cétine**, 187.
- Chalumeau** à gaz, 203.
 — à l'alcool, 203.
 — (analyse au), 220.
 — — (essai par la perle de borax dans l'), 224.
 — — (essai par le cobalt dans l'), 227.
 — — (essai par la flamme colorée dans l'), 226.
 — — (recherche des acides par l'), 250.
 — — (recherche des corps non métalliques par l'), 250.
 — — (réduction sur le charbon dans l'), 221.
 — (emploi du) pour la recherche de l'ammonium, de l'arsenic, du mercure, 227.
 — (essai au) dans de petits tubes, 256.
 — (réduction des métaux au), 221.
- Charbon** animal, 145.
 — de gaz, 145.
 — végétal, 145.
 — (support de) pour la réduction des métaux, 221.
- Chauffage** des substances solides à l'air, 138.
 — dans un tube recourbé, 138, 139.
 — dans des tubes, 43.
 — sur la feuille de platine, 138, 139.
- Chaux**, CaO, 86.
 — découverte, 82.
 — (essai au chalumeau de la), 247.
 — éteinte, 86.
 — vive, 86.
 — (borate de), 134.
 — (carbonate de), 87.
 — (chlorure de), 88.
 — (citrate de), 166.
- Chaux** (eau de), CaO, H²O, 87, 272.
 — (hydrate de), CaO, H²O, 86.
 — (hypochlorite de), 88.
 — (oxalate de), 79, 89.
 — (phosphate de), 77, 78.
 — — découvert, 64.
 — — (essai au chalumeau du), 247.
 — (pierre à), 87.
 — (sulfate de) (CaSO⁴, 87, 279.
 — — (essai au chalumeau du), 247).
 — (superphosphate de), 78.
 — (tartrate de), 162.
- Chili** (salpêtre du), 106.
- Chloral** (hydrate de), 177.
- Chlorate** de baryte, 84.
 — de potasse, 98.
 — — (essai au chalumeau du), 254, 258.
- Chlorates** principaux, 115
 — (réactif pour les), 267.
 — sur le charbon, 259.
- Chlore** confirmé, 122.
 — découvert, 109.
 — (dégagement de), 39, 76.
 — (eau de), réactif, 273.
 — (préparation du), 273.
- Chloroforme** essayé, 194.
 — identifié, 194.
- Chloropirine**, 176.
- Chlorure** d'ammonium, AzH⁴Cl, 95.
 — — réactif, 270.
 — — (son emploi dans l'analyse), 33.
 — d'argent, 33.
 — de baryum, réactif, BaCl², 271.
 — de calcium, réactif, CaCl², 271.
 — de chaux, 88.
 — — réactif, 271.
 — d'étain, 46.
 — mercureux, 37.
 — mercurique, HgCl², 52.
 — de plomb, 41.
- Chlorures** découverts, 109.

- Chlorures** découverts au moyen du chalumeau, 251, 252.
 — présents comme impuretés, 122.
 — (réactif pour les), 275.
- Cholestérine** identifiée, 185.
- Chromate** de plomb, 40.
 — de potasse, K_2CrO_4 , 81.
- Chromates** découverts, 110.
- Chrôme**, 80.
- Chrôme** (alun de), 81.
 — jaune, 40.
 — orange, 40.
 — (composés ordinaires de), 80.
 — (composés insolubles de), 151.
 — confirmé, 80.
 — — par le chalumeau, 242.
 — découvert, 64, 151.
 — (essai du) au chalumeau, 241.
 — (oxyde de), 80.
 — (réactif pour le), 278.
- Chromé** (minéral de fer), 81.
- Cinabre**, 52.
- Cinchonine** découverte, 170.
 — — dans la quinine, 174.
 — identifiée, 174.
 — (sulfate de), 175.
- Cire**, 187.
- Citrates** principaux, 165.
- Classification** des métaux, 27.
- Clivage**, 41.
- Coaltar** ou goudron de houille (odeur de), 175.
- Cobalt**, 70.
 — confirmé, 70.
 — découvert, 64.
 — (essai du) au chalumeau, 241.
 — glance, 70.
 — métallique, 70.
 — (minerais de), 242.
 — (nitrate de), $Co(AzO^3)^2$, réactif, 71, 275.
 — (oxyde de), 70.
 — réactif, dans l'analyse au chalumeau, 227.
 — (réactif pour le), 278.
- Cobaltite**, 70.
- Coke**, 145.
- Colcothar**, 68.
- Colorées** (essai par les flammes), 89.
 — (flammes), 246.
 — (perles), 241.
- Condenseur**, 197.
- Condy** (liquide désinfectant de), 77.
- Cornuc**, 197.
 — (support à), 111.
- Coupellation**, 237.
- Conperose** blanche, 74.
 — bleue, 47.
 — verte, 68.
- Craie**, 87, 151.
 — préparée, 87.
- Cramoisie** (flamme), 86.
- Crème** de tartre, 100.
- Cristaux** en forme d'aiguilles, 39.
 — déposés par le refroidissement, 39.
- Crocus**, 68.
- Cryolite**, 115.
- Cuivre**, 47.
 — (acétate de), 48.
 — (alliages de), 236.
 — (arsénite de), 48, 58.
 — (carbonate de), 48.
 — (composés ordinaires de), 47.
 — confirmé, 47.
 — découvert, 42.
 — — dans le plomb, 238.
 — (essai du) au chalumeau, 233, 241, 245.
- Cuivre** (ferrocyanure de), 131.
 — (glance), 49.
 — identifié, 47.
 — (minéral gris de), 236.
 — (oxyde de), 48.
 — (oxychlorure de), 48.
 — (pyrite de), 235.
 — (réactif pour le), 268, 274, 278.
 — (sous-oxyde de), 48.
 — (sulfate de), $CuSO_4$, 47, 279.

- Cuivre** (sulfure de), 49.
— réactif pour l'acide azotique, 124.
- Cupreux** (oxyde), 48.
— (sulfure), 48, 49.
- Cuprique** (oxyde), 48.
— (sulfate), CuSO_4 , réactif, 279.
- Curcuma**, 276.
— (papier de), 276.
- Cyanogène**, 256, 258.
— découvert, 109.
- Cyanure** de mercure, 53.
— — (analyse du), 119.
— de potassium du commerce, KCy , 101.
— de potassium réactif, 271.
— dans l'analyse au chalumeau, 239.
- Cyanures** principaux, 119.
— découverts, 109.
- DÉCANTATION**, 43.
- Décrépitation**, 40, 53, 79.
- Déflagration**, 97, 145.
- Déliquescence**, 75, 88, 98.
- Désinfectant**, de Burnett, 75.
— de Condy, 77.
- Dextrine**, 182.
- Diamant**, 144.
- Dinas** (brique réfractaire de), 150.
- Dissolution**, 28.
- Distillation**, 196.
- Dolomite**, 87.
- EAU**, H_2O , 212.
— (essai de l'), 272.
— (purification de l'), 272.
— réactif, 272.
— d'iode, 274.
— de chaux, 87, 272.
— de chlore, 273.
— distillée, 272.
— de pluie, 272.
— forte, 125.
- Eau régale**, 242, 269.
- Ebullition**, 28.
- Ecume** de mer, 151.
- Effervescence**, 109.
- Efflorescence**, 104, 105.
- Emeri**, 72.
- Empoïs**, 182.
- Emulsion**, 184.
- Encre** identifiée, 160.
- Epsom** (sel d'), 34.
- Esprit** de bois, 190.
— de vin, 190.
- Essais** (voir Analyse).
— (tubes d'), 28.
- Essence** d'amandes amères, 194.
— — (odeur de l'), 161.
— de mirbaue, 195.
- Étain**, 46.
— (alliages d'), 236, 237.
— (bichlorure d'), 60.
— (bichlorure d') combiné avec le chlorhydrate d'ammoniaque, 60.
— (bioxyde d'), 60, 148.
— (bisulfure d'), 60.
— (composés ordinaires d'), 46, 60.
— confirmé, 46, 59.
— (cristaux d'), 46.
— dans les substances insolubles, 148.
— découvert, 42, 137.
— découvert au moyen du chalumeau, 233.
— devant le chalumeau, 210.
— (feuilles d'), 279.
— granulé, 279.
— identifié, 46.
— (minerais d'), 148.
— (nitromuriate d'), 60.
— (persels d'), 60.
— (pierre d'), 148.
— (protochlorure d'), SnCl_2 , 46, 278.
— (protosels d'), 46.
— (protosulfure d'), 46.
— (pyrite d'), 46.

- Étain** (réactif pour l'), 277.
 — (réduction de l') sur le charbon, 221.
 — (sels d'), 46, 60.
- Ether** acétique, 157.
 — butyrique, 192.
 — pyrolique (voir Esprit de bois).
 — sulfurique, 193.
 — — identifié, 193.
 — — mélangé d'éther méthylique, 273.
 — — (précaution qu'exige l'emploi de l'), 186.
 — — réactif, 273.
- Evaporation**, 111.
 — au bain-marie, 204.
 — dans une capsule, 111.
 — sur une lame de verre, 29.
- Excès** (addition des réactifs en), 31.
- Explosion** avec l'acide sulfurique, 113, 115.
- FAIENCE**, 150.
- Fer** (acétate de), 158.
 — à l'état d'impureté, 244.
 — (ammonio-citrate de), 165.
 — (bisulfure de), 69.
 — (carbonate de), 69.
 — (citrate de), 165.
 — — et de quinine, 165.
 — (composés ordinaires de), 67.
 — confirmé, 65.
 — découvert, 64.
 — découvert au moyen du chalumeau, 241.
 — étamé (fer-blanc), 240.
 — (ferrocyanure de), 69, 131.
 — (fil de) pour l'analyse au chalumeau, 263.
 — forgé, 66.
 — (fonte de), 66.
 — identifié, 65.
 — (iodure de), 70.
- Fer** (minerai spathique de), 69.
 — (muriate de), 69.
 — (oxyde magnétique de), 68.
 — (oxyde noir de), 68.
 — (perchlorure de), Fe^2Cl^6 , 69.
 — (peroxyde de), 67.
 — (phosphate de), 129.
 — (protosulfate de), FeSO^4 , 68, 279.
 — (pyrite de), 69.
 — (réactifs pour le), 65, 263, 273, 274, 278.
 — (sesquichlorure de), Fe^2Cl^6 , 69.
 — (scorie de), 70.
 — (silicate de), 70.
 — spéculaire, 67.
 — (sulfate de), FeSO^4 , 68.
 — — (action de la chaleur sur le), 243.
 — (sulfure de), 68.
 — (tannate de), 160.
- Fer-blanc**, 240.
- Ferreux** (carbonate), 69.
 — (iodure), 70.
 — (oxyde), 65.
 — (sels) découverts, 65.
 — (sulfate), FeSO^4 , 68.
 — (sulfure), 68.
- Ferricyanure** de potassium, K^3FeCy^6 , 101.
 — de potassium, réactif, 273.
- Ferricyanures** découverts, 118.
- Ferrique** (acétate), 158.
 — (chlorure), Fe^2Cl^6 , 69.
 — (citrate), 165.
 — (oxyde), 67.
- Ferriques** (sels) découverts, 65.
- Ferrocyanogène**, 130.
- Ferrocyanure** de calcium et de potassium, 131.
 — de potassium, K^4FeCy^6 , 100, 273.
- Ferrocyanures**, découverts, 130.
 — (réactif pour les), 277.
- Filtration**, 29.
- Filtres**, 30.

- Flacon** laveur, 43.
Flamme bleue, 97.
 — carmin, 246.
 — cramoisie, 86.
 — jaune, 246.
 — rouge, 85, 246.
 — verte, 129, 246.
 — oxydante, 222.
 — réductrice, 226.
Flammes colorées, 246.
 — colorées (essai par les), 89.
Flint, 149.
Flocons spongieux de soufre, 52.
Fluor, 114.
 — confirmé, 114.
 — découvert, 109.
Fluorescence, 173.
Fluorlique (acide). Voyez Acide fluorhydrique.
Fluorure de calcium, 79.
Fluorures découverts, 109, 137.
 — (essai au chalumeau des), 251, 254.
Fonte de fer, blanche, grise, saumonée, 66.
Foyer de la flamme du chalumeau, 235.
Friction, 31, 93.
Fructose, 180.
Fruits (sucré de), 189.
Fulminate de mercure, 119.
Fusion des substances insolubles, 141.
 — (détermination du point de), 184.
GALÈNE, 41.
Gélatine identifiée, 183.
Glauber (sel de), 105.
Glucose identifiée, 179.
Glycérine identifiée, 203.
Gomme identifiée, 183.
Goulard (extrait de), 158.
Graphite, 144.
Grillage devant le chalumeau, 235.
Gris (minerai d'antimoine), 62.
 — (minerai de cuivre), 236.
Grough (salpêtre), 98.
Gypse, 88.
 — fibreux, 88.
 — (essai au chalumeau du), 247.
HÉMATITE, 67.
Hippurique (voir Acide).
Houille identifiée, 145.
Huile de vitriol (voir Acide sulfurique).
Hydrogène (essai de l'), 56.
 — (préparation de l'), 55.
 — arsénié, 56.
 — sulfuré (voir Acide sulfhydrique).
Hypochlorite de chaux, 88.
 — de soude, 106.
Hypochlorites (réactif pour les), 280.
Hyposulfite de soude, 106.
Hyposulfites découverts, 109.
 — (réactifs pour les), 275, 277.
INCANDESCENCE, 241.
Incrustation sur le charbon, 222.
Indigo (action de la chaleur sur l'), 258.
 — identifié, 175.
 — réduit, 176.
Iode confirmé, 116, 254.
 — découvert, 109.
 — (eau d'), 274.
 — identifié, 116.
 — au chalumeau, 256.
 — libre (réactif pour l'), 268.
 — réactif, 274.
 — (vapeur d'), 256.
Iodhydrate de potasse, 101.
Iodure d'arsenic, 59.
 — de plomb, 41.
 — de mercure, 52.
 — de potassium, KI, réactif, 274.

- Iodures** (découverts), 109.
 — (essai au chalumeau des), 251.
 — principaux, 116.
 — (réactifs pour les), 264, 267, 275.
- Islande** (spath d'), 87.
- JAUNE** (chromate de baryte), 48.
 — — (de potasse), 81.
 — (chrome), 40.
 — (flamme), 246.
 — (iodure de plomb), 41.
 — — (de mercure), 52.
 — (masse fondue), 146.
 — (orpiment), 58.
 — (oxyde de plomb), 38.
 — (oxychlorure de plomb), 41.
 — (prussiate de potasse), 100.
- KAOLIN**, 150.
- Kryolite**, 114, 115.
- LACTIQUE** (voir Acide lactique).
- Lactide**, 204.
- Lactine** identifiée, 180.
- Laiton**, 236.
- Lampe** à alcool, 28.
 — à gaz d'Argand, de Bunsen, 113, 198.
 — avec cheminée munie d'une toile métallique, 113.
- La Rochelle** (sel de), 164.
- Lavage** des précipités, 43.
- Laveur** (flacon), 43.
- Lévigation** dans l'analyse au chalumeau, 223.
- Liebig** (condenseur de), 197.
- Lime** en queue de rat, 200.
 — triangulaire, 32.
- Liqueur** d'ammoniaque, 95.
 — de potasse, 99.
- Liquides** inconnus (examen de), 211.
- Litharge**, 39.
- Lithates** (voir Urates).
- Lithique** (voir Acide urique).
- MAGNÉSIE**, 33.
 — (ammonio-phosphate de), 79.
 — calcinée, 34.
 — (carbonate de), 34.
 — (citrate de), 166.
 — — granulé, 166.
 — (composés ordinaires de), 33-
 découverte, 26.
 — (phosphate de), 78.
 — précipitée par l'ammoniaque, 33.
 — (silicate de), 151.
 — (sulfate de), $MgSO^4$, 34, 279.
- Magnésienne** (pierre à chaux), 87.
- Magnésite**, 34.
- Magnésium** (composés ordinaires de), 33.
 — découvert, 26.
 — (essai du) au chalumeau, 220.
 — identifié, 33.
- Malachite**, 48.
- Malléabilité** (essai de la), 222.
- Manganate** de potasse, 17.
- Manganèse**, 76.
 — (bioxyde de), MnO^2 , 76.
 — (composés ordinaires de), 76.
 — confirmé, 75.
 — — au moyen du chalumeau, 241.
 — découvert, 64.
 — (minerai de), 76.
 — noir, 76.
 — (oxyde de), 76.
 — (réactif pour le), 278.
 — (sulfate de), $MnSO^4$, 77, 280.
- Marbre**, 87.
- Marsh** (épreuve de) pour l'arsenic, 54.
- Massicot**, 38.
- Mastic** (poudre à), 148.

- Matras** pour la distillation, 200.
- Mercure**, 37.
 — (acétate de), 157.
 — (bichlorure de), HgCl_2 , 52.
 — (composés ordinaires de), 37, 51.
 — confirmé, 51.
- Mercure** (cyanure de), 53, 119.
 — découvert, 35, 42.
 — (essai du) au chalumeau, 200.
 — (fulminate de), 119.
 — (iodure de), 52.
 — (oxyde nitrique, bioxyde ou oxyde rouge de), 52.
 — (perchlorure de), HgCl_2 , 52.
 — (protochlorure de), 37.
 — (protonitrate de), 37.
 — (réactifs pour le), 268, 274, 278, 279.
 — (sous-chlorure de), 37.
 — (sulfure de), 52.
- Mercureux** (chlorure), 37.
 — (composés), 37.
 — (nitrate), 37.
- Mercurique** (chlorure), HgCl_2 , 52.
 — (cyanure), 53.
 — (iodure), 52.
 — (oxyde), 52.
 — (sulfure), 52.
- Mercuriques** (composés), 51.
- Métal** de canon, 236.
 — des caractères d'imprimerie, 237.
- Métaux** découverts par le chalumeau, 220.
 — découverts par les flammes colorées, 226.
 — découverts par les perles de borax, 224.
- Millon** (réactif de), 188.
- Minium**, 39.
- Molybdate** d'ammoniaque, réactif, 126, 274.
- Mordant de rouge**, 73.
- Morphine** (acétate de), 172.
 — (chlorhydrate de), 172.
- Morphine** découverte, 170.
 — identifiée, 171.
 — (méconate de), 172.
 — (muriate de), 172.
- Mortier** d'acier, 141.
 — d'agate, 140.
 — de porcelaine, 139.
- Murexide**, réactif pour l'acide urique, 155.
- NAPHTALINE** identifiée, 185.
- Narcotine** découverte, 170.
 — identifiée, 174.
- Nickel**, 71.
 — confirmé, 71.
 — — au moyen du chalumeau, 241, 245.
 — découvert, 64.
 — (minerais de), 245.
 — (oxyde de), 71.
 — (réactifs pour le), 268, 278.
 — speiss, 245.
 — (sulfate de), 71.
- Nicotine** identifiée, 191.
- Nitrate** (voir Azotate).
- Nitre** (voir Azotate de potasse).
 — cubique (voir Azotate de soude).
- Nitrites** ou azotites, découverts, 124.
- Nitrobenzine**, 195.
- Nitroprusside** de sodium, réactif, 275.
- Noir** de fumée, 146, d'ivoire, d'os, 145.
 — (plomb) ou mine de plomb, 144.
 — (oxyde de cuivre), 48.
 — (oxyde de manganèse), 76.
 — (sulfure d'antimoine), 62.
 — (sulfure de zinc), 75.
- Noire** (perle de borax), 242.
- OCTAÈDRES** d'acide arsénieux, 54.

- Odeur** de l'acétone, 156.
 — (acide acétique).
- Odeur** d'ail (arsenic), 57.
 — d'ananas (éther butyrique), 192.
 — de corne de cerf (ammoniaque), 95.
 — d'encens (acide benzoïque), 156.
 — de l'essence d'amandes amères (acide hippurique), 156.
 — de goudron de houille (cinchonine), 175.
 — de poils roussis (acide urique), 156.
 — de sucre brûlé (acide tartrique et citrique), 156.
- Odeurs** de certains acides organiques, 156.
- Oléine**, 204.
- Oléique** (voir Acide oléique).
- Or** (réactif pour l'), 279.
- Or** mussif, 60.
- Orange** (chrome), 40.
- Organique** (découverte de matière), 153, 256.
- Organiques** (acides, bases, substances). Voir ces mots.
- Orpiment**, 58, 59.
- Oxalate** d'ammoniaque (AzH^3)² C^2O^4 , 275.
 — de chaux, 79, 89.
- Oxalique** (voir Acide oxalique).
- Oxydante** (flamme), 222.
- Oxygène** (absorption d') par l'argent, 239.
 — (dégagement d'), 98, 256.
- PALMITINE** identifiée, 186.
- Palmitique** (voir Acide palmitique).
- Papiers** réactifs, 276.
 — (usage des), 45.
- Paraffine** identifiée, 187.
- Peacock ore** (voir Pyrite de cuivre).
- Perchlorure** de fer, Fe^2Cl^4 , réactif, 277.
 — de mercure, $HgCl^2$, réactif, 277.
- Perlasse**, 93.
- Perle** (blanc de), 10.
- Perles** (couleurs des) avec le borax, 241.
 — (couleurs de) avec le sel de phosphore, 252.
- Permanganate** de potasse, $KMnO^4$, 77, 277.
- Pérou** (salpêtre du), 106.
- Phénique** (voir Acide phénique).
- Phéno** identifié, 176.
- Phosphate** de chaux, découvert, 64, 78.
 — de magnésie, 78.
 — de magnésie et d'ammoniaque, 79, 129.
 — de soude, Na^2HPO^4 , 107.
 — — et d'ammoniaque, 128.
 — — — réactif, 277.
 — triple, 79, 129.
- Phosphates**, 127, 128.
 — (essai au chalumeau des), 260.
- Phosphore** amorphe, identifié, 127.
 — (sel de), 128.
 — vitreux, identifié, 127.
- Phosphorescence**, 79.
- Pierre** à chaux, 87.
 — bleue, 47.
 — infernale, 36.
 — ponce, 151.
 — de savon, 151.
- Pilon** et mortier, 139.
- Pince** à creuset, 138.
- Platine** (bichlorure de), $PtCl^4$, 269.
 — (capsule de), 143.
 — corrodé, 149.
 — (feuille de), pour la fusion, 142.
 — (fil de), son nettoyage, 94, 275.
 — — pour les flammes colorées, 93, 94.

- Platine** (fil de) pour les perles de borax, 224.
 — (muriate de). Voir Bichlorure de platine.
 — (réactifs pour le), 271, 279.
- Plâtre**, 88.
- Plomb**, 38, 236.
 — (acétate de), $\text{Pb}(\text{C}^2\text{H}^3\text{O}^2)^2$, 39.
 — — réactif, 264.
 — (acétate tribasique de), 158.
 — (alliages de), 237.
 — (azotate de), 40.
 — (bioxyde de), 39.
 — (blanc de), 40.
 — (carbonate de), 40.
 — (chlorure de), 41.
 — (chromate de), 40.
 — (composés ordinaires de), 38.
 — confirmé, 38.
 — découvert, 35, 42.
 — (essai du) au chalumeau, 233, 236.
 — essayé pour le cuivre, 238.
 — — l'argent, 237.
 — extrait de la galène, 237.
 — identifié, 38.
 — (iodure de), 41.
 — (mine de), 144.
 — (minerai de), 237.
 — (oxychlorure de), 41.
 — (oxyde de), 38.
 — (oxyde rouge de), 39.
 — (peroxyde de), 39.
 — (phosphate de), 130.
 — précipité par l'acide sulfurique, 38.
 — (réactif pour le), 274.
 — (sucre de), 39.
 — sulfate de), 41.
 — (sulfure de), 41.
 — — dans l'analyse au chalumeau, 237.
 — (tartrate de), 163.
- Plombagine**, 144.
- Point de fusion** (détermination du), 184.
- Porcelaine**, 150.
- Potasse**, K^2O , 99.
 — (acétate de), 158.
 — (alun de), 73.
 — d'Amérique, 98.
 — (antimoniate de), KSbO^3 , 63.
 — (azotate de), K^2AzO^3 , 97, 275.
 — (bicarbonate de), 99.
 — (bichromate de), $\text{K}^2\text{O}, 2\text{CrO}^3$, 81.
 — (bioxalate de), 101.
 — (bisulfate de), KHSO^+ , 99.
 — — (essai au chalumeau du), 248.
 — (bitartrate de), 100, 163.
 — — (essai au chalumeau du), 248.
 — (carbonate de), 98.
 — caustique, 99.
 — (chlorate de), 98.
 — (chromate de), 81.
 — (composés ordinaires de), 97.
 — fondue, 99.
 — (hydrate de), 99, 277.
 — (iodhydrate de), 101.
 — (manganate de), 77.
 — (nitrate de), 97.
 — (oléate de), 102.
 — (oxalate de), 101.
 — (permanganate de), KMnO^4 , 77, 277.
 — (prussiate de), 100.
 — (prussiate rouge de), 101.
 — réactif, KHO , 277.
 — (silicate de), 102.
 — (solution de), KHO , 99, 278.
 — (sulfate de), 99.
- Potassium**, 96.
 — (chlorure de), 99.
 — (composés ordinaires de), 97.
 — (cyanure de), KCy , 101.
 — découvert, 92.
 — — au moyen du chalumeau, 246.
 — (ferricyanure de), K^3FeCy^6 , 101.
 — (ferrocyanure de), K^2FeCy^6 , 100.

- Potassium** (ferrocyanure de), (essai au chalumeau du), 248.
 — (iodure de), KI, 101.
 — (sulfure de), 117.
 — (sulfocyanure de), 119.
Potée, 237.
Poudre à canon (analyse de la), 282.
 — à mastic, 148.
Pourpre (solution), 77.
Pourpres (cristaux), 81.
 — (vapeurs), 41.
Précipitation (facilitée par l'agitation), 31, 93.
Précipité (définition du), 26.
 — (lavage d'un), 43.
 — blanc, 52.
Preston (sels de), 95.
Protochlorure d'étain, SnCl_2 , réactif, 278.
Protosulfate de fer, FeSO_4 , réactif, 279.
Prunelle (sel de), 98.
Prusse (voir Bleu de Prusse).
Prussiates de potasse (jaune et rouge), 100, 101.
Pulvérisation, 139.
Pyrite de cuivre, 235.
 — d'étain, 46.
 — de fer, 69.
Pyrogallique (voir Acide pyrogallique).
Pyrogalline, 181.
Pyroligneux (voir Acide et Éther pyroligneux).
Pyrolusite, 76.
- QUARTZ**, 149.
Quinine découverte, 170.
 — identifiée, 173.
 — (sulfate de), 173.
 — et fer (citrate de), 165.
- RÉACTIFS**, 264.
Réactifs (addition des), 30.
- Réaction** acide, alcaline, 45.
Réalgar, 59.
Réduction des métaux sur le charbon, 221.
Réductrice (flamme), 221.
Reinsch (épreuve de), pour l'arsenic, 53.
Rose (sel), 60.
 — (solution), 70.
 — (sulfate de manganèse), 77.
Rosine identifiée, 185.
Rouge d'Angleterre, 68.
 — (chlorosulfure de plomb), 42.
 — (chromate de potasse), 81.
 — (flamme), 85.
 — (hématite), 67.
 — (iodure de mercure), 52.
 — (mordant de), 73.
 — (orpiment), 58.
 — (oxyde de cuivre), 48.
 — (oxyde de mercure), 52.
 — (oxyde de plomb), 39.
 — (papier de tournesol), 276.
 — (précipité), 52.
 — (prussiate de potasse), 101.
 — (solution), 158.
 — (sulfure d'antimoine), 62.
 — (sulfure de mercure), 52.
Rouges (gouttes), 256.
Rouille, 68.
- SABLE**, 149.
Salicine, découverte dans la quinine, 173.
 — identifiée, 181.
Salirétine, 181.
Salpêtre (voir Azotate de potasse).
Saveur sucrée, 39.
Savon de potasse (ou mou), 102.
 — de soude, 108.
 — (pierre de), 151.
Scheele (vert de), 48, 58.
Scorie de fer, 70.
Seignette (sel de), ou de La Rochelle, 164.

- Sel** ammoniac, 95.
 — commun, 105.
 — de Glauber, 105.
 — microcosmique, 128.
 — — (perle de), 252.
 — — réactif, 279.
 — odorant, 95.
 — d'oseille, 101.
 — de Preston, 95.
 — de prunelle, 93.
 — de tartre, 98.
 — rose, 60.
- Sélenite**, 88.
- Shrapnel** (balles), 237.
- Silicates** simples ordinaires, 150.
 — découverts, 134.
 — — sur le charbon, 259.
 — solubles, 135.
- Silice**, 149.
 — amorphe, 149.
 — découverte, 134.
 — — au moyen du chalumeau, 260.
 — (séparation de la) des solutions, 134.
 — soluble, 149.
- Silicique** (voir Acide silicique).
- Silicium**, 143.
 — (fluorure de), 114.
 — (oxyde de), 149.
- Siliciure** de platine, 149.
- Smalt**, 71.
- Sodium**, 102.
 — (chlorure de), 105.
 — (composés ordinaires de), 104.
 — découvert, 92.
 — — au chalumeau, 248.
 — (flamme trompeuse du), 102, 248.
- Solution** originelle, 26, 42.
- Soude** (acétate de), 158.
 — (aluminat de), 73.
 — (arséniat de), 58.
 — (azotat de), 106.
 — — (essai au chalumeau de l'), 249.
- Soude** (biborate de), $\text{Na}^2\text{O}, 2\text{Bo}^2\text{O}_3$, 107.
 — — (essai au chalumeau du), 249.
 — (bicarbonate de), NaHCO_3 , 104.
 — (carbonate de), Na^2CO_3 , 194.
 — — sec, 270.
 — — pour l'analyse au chalumeau, 224.
 — caustique, 105.
 — (cendres de), 105.
 — (chlorure de), 106.
 — (cristaux de), 104.
 — (hydrate de), 105.
 — (hyposulfite de), 106.
 — — (essai au chalumeau de l'), 249.
 — (orthophosphate de), 107.
 — (phosphate de), Na^2HPO_4 , 107.
 — (résidus de), 118.
 — (silicate de), 107.
 — (stannate de), 105.
 — (sulfate de), 105.
 — (sulfite de), 106.
 — (tungstate de), 107, 249.
 — (urate de), 168.
- Soudure**, 237.
- Soufre**, 143.
 — brut, 143.
 — chassé par le grillage, 235.
 — découvert, 109, 137.
 — — au moyen du chalumeau, 261.
 — (dégagement de), 258.
 — distillé, 143.
 — en canon, 143.
 — (fleurs de), 144.
 — identifié, 143.
 — insoluble, 144.
 — (lait de), 144.
 — précipité, 144.
 — (précipitation de), 32.
 — de Sicile, 143.
 — soluble, 143.
 — sublimé, 144.
 — visqueux, 144.

- Spath fluor**, 79, 137.
 — (essai au chalumeau du), 247.
 — d'Islande, 87.
 — lourd, 83, 147.
 — — (essai au chalumeau du), 246.
- Spathique** (minerai de fer), 69.
Spatule, 139.
Spéculaire (fer), 67.
Speiss, 245.
Spermaceti, 186.
Stannate de soude, 60.
Stanneux (voir Composés d'étain).
Stannique. —
Stéarine, 184.
Stéarique (voir Acide stéarique).
Stéatite, 151.
Stourbridge (argile de), 150.
Strontiane (azotate de), 85.
 — (carbonate de), 85.
 — découverte, 82.
 — (sulfate de), 85, 147.
Strontianite, 85.
Strontium confirmé, 85.
 — découvert, 82.
 — — au moyen du chalumeau, 249.
Strychnine découverte, 170.
 — identifiée, 172.
Sublimation, 160.
Sublimé corrosif, 52.
Substances insolubles (analyse de), 137.
 — liquides inconnues (examen de), 211.
 — métalliques (voir Métaux).
 — non métalliques (analyse des), 109.
 — organiques (définition des), 113.
 — — acides, 209. (Voir *Acides organiques*).
 — — amères, 209.
 — — azotées, 207.
 — — dégageant de l'ammoniaque, 207.
- Substances** organiques dissoutes
 par l'alcool, 183-185.
 — — dissoutes par l'eau bouillante, 182.
 — — dissoutes par l'eau froide, 179.
 — — dissoutes par l'éther, 186.
 — — fusibles, 207.
 — — identifiées, 153.
 — — inconnues (examen de), 206.
 — — insolubles, 187.
 — — insolubles dans l'eau bouillante, 209.
 — — insolubles dans l'eau froide, 209.
 — — liquides (examen des), 189.
 — — liquides inconnues (examen de), 210.
 — — liquides miscibles à l'eau, 190.
 — — liquides, miscibles à la potasse, 192.
 — — liquides, non miscibles à l'acide chlorhydrique, à l'eau ni à la potasse, 193.
 — — solides (analyse des), 175.
 — — solides caractérisées par la couleur, 175.
 — — solides caractérisées par l'odeur, 176.
 — — solides inconnues (examen de), 206.
 — — solubles dans la potasse, 215.
 — — sucrées, 216.
 — — volatiles, 207.
 — — solides inconnues (examen de), 211.
- Sucre** de canne, 179.
 — de fruit, 180.
 — identifié, 179.
 — de lait, 180.
 — de plomb, 39.
 — de raisin, 179.
 — (réactif pour le), 179.

- Suie**, 146.
- Sulfate** de chaux, CaSO_4 , réactif, 279.
- de cuivre, CuSO_4 , 47.
- — réactif, 279.
- de fer, FeSO_4 , réactif, 279.
- de magnésie, MgSO_4 , 34, réactif, 279.
- de manganèse MnSO_4 , réactif, 280.
- de plomb, 41.
- de zinc, 74.
- Sulfates** (action de la chaleur sur les), 257.
- découverts, 110.
- — au moyen du chalumeau, 260.
- insolubles, 147.
- présents comme impuretés, 120.
- Sulhydrate** d'ammoniaque, Az H^3HS , 98, 280.
- d'ammoniaque (précipité produit par le), 64.
- d'ammoniaque, réactif, 280.
- Sulfites** découverts, 109.
- Sulfocyanures**, découverts, 119.
- (réactif pour les), 277.
- Sulfure** d'ammonium (voir Sulhydrate d'ammoniaque).
- d'antimoine, 62.
- d'arsenic, 58.
- de cuivre, 48.
- d'étain, 46.
- de fer, 68.
- de plomb, 41.
- de zinc, 75.
- Sulfures** (action de la chaleur sur les), 258.
- principaux, 117.
- (recherche des), 109.
- — à l'aide du chalumeau, 261.
- sur le charbon, 259.
- Superphosphate** de chaux, 78.
- TABLEAU A**, 26.
- B, 35.
- C, 42.
- D, 64.
- E, 82.
- F, 92.
- G, 109.
- H, 110.
- I, 137.
- K, 153.
- L, 154.
- M, 155.
- N, 155.
- O, 170.
- P, 178.
- Q, 189.
- R, 220.
- S, 233.
- T, 241.
- U, 246.
- V, 250.
- W, 251.
- X, 256.
- Y, 259.
- Z, 260.
- Tamissage**, pour faciliter la pulvérisation, 140.
- Tannin** (voir Acide tannique).
- Tartrates** (action de la chaleur sur les), 257.
- principaux, 163.
- Tartre** (crème de), 100.
- émétique, 63.
- — (essai au chalumeau du), 234.
- (sel de), 98.
- Tartrique** (voir Acide tartrique).
- Teinture** de fer, 69.
- Terre** à foulon, 150.
- de pipe, 150.
- Théine**, découverte, 170.
- identifiée, 171.
- Thermomètre**, 197.
- Toluidine**, 193.
- Tournesol** (papiers de), 276.

- Toux** (indique l'acide succinique), 161.
- Triangle** de fil de fer, 138.
- Trouble** laiteux, produit par l'eau, 39, 49, 62.
- Tube** de verre (essai au chalumeau dans un), 256.
— entonnoir, 199.
- Tubes d'essai**, 28.
— de verre (manière de les recourber), 102.
— de verre (manière de les fermer), 43.
- Tungstate** de soude (essai au chalumeau du), 249.
- Turnbull** (bleu de), 65.
- UNIVERSITÉ** de Londres (liste de substances organiques à analyser donnée par l'), 213.
- Urates** principaux, 168.
- Urée**, 180.
— (azotate d'), 183.
— (oxalate d'), 183.
- Urrique** (voir Acide urique).
- VAPEURS** acides, 256.
— acides blanchâtres (leur cause), 113, 114.
- Vermillon**, 52.
— (antimoine), 62.
- Verre** de borax, 107.
— avec le carbonate de soude, 260.
— de métaphosphate de soude, 128.
— soluble, 102, 107.
- Vert** (acide azotique), 125.
— de Brunswick, 48.
— (carbonate de cuivre), 48.
— (oxyde de chrome), 80.
— de Scheele, 48, 58.
— (vitriol), 68.
- Vert-de-gris**, 48.
- Verte** (flamme), 129.
— (masse fondue), 130.
— (solution), 48, 71, 76, 77, 80.
- Vif-argent**, 37.
- Vinaigre**, 157.
- Violette** (flamme), 97.
- Vitriol** blanc, 74.
— bleu, 47.
— vert, 68.
- WITHERITE**, 83.
- ZÉOLITHES**, 135.
- Zéolithiques** (minéraux), 135.
- Zinc** blanc, 74.
— (carbonate de), 75.
— (chlorure de), 75.
— (composés ordinaires de), 74.
— confirmé, 74.
— découvert, 64.
— devant le chalumeau, 240.
— (essai du) au chalumeau, 220.
— glance, 151.
— granulé, 55, 280.
— identifié, 74.
— (lactate de), 104.
— (oxyde de), 74.
— (réactif pour le), 267.
— (silicate de), 151.
— (sulfate de), 74.
— (sulfure de), 75.

FIN DE LA TABLE ALPHABÉTIQUE.

CORREIL. — Typ. et sér. de CHÉRE FILS

- HAR**. **De l'urine** ~~Étude~~ ~~des altérations~~ ~~de~~ ~~la~~ ~~urine~~
 étudiées au point de vue de la chimie physiologique et de ses applications au diagnostic et au traitement des maladies générales et locales; traduit de l'anglais par le docteur F. L. HAHN. 1 vol. in-12, de 473 pages, avec 35 fig. dans le texte. 1875..... 6 fr.
- RELIQUET. Traité des opérations des voies urinaires.**
 1 vol. in-8 de 820 p., avec figures dans le texte. 1871. Broché, 11 fr.
 Cartonné en toile..... 11 fr.
- MALLEZ et DELPECH. Méthode thérapeutique des maladies de l'appareil urinaire.** 1 vol. in-8. Broché.....
 Cartonné en toile.....
- MERCIER (Aug.). Traitement préventif des sédiments de la gravelle, de la pierre et des diverses maladies dépendant de la gravelle.**
 1 vol. in-12, avec fig. dans le texte. 1872. 7 fr.
- HORION. Des rétentions d'urine, ou Pathologie spéciale des organes urinaires au point de vue de la rétention.** 1863.
 1 vol. in-8..... 6 fr.
- COULSON. La pierre dans la vessie,** avec indications spéciales sur les moyens de la prévenir, ses premiers symptômes et son traitement par la lithotritie; traduit de l'anglais par le docteur PICARD. 1 vol. in-8 de 142 pages. 1874.....
- VOLBEAU,** professeur à la Faculté de médecine de Paris, des hôpitaux, etc. **Traité pratique de la pierre vésicale.** 1 vol. in-8 de 424 pages, avec 14 figures de l'organe.....
- BUROUËME. Considérations générales sur la pathologie des maladies de la prostate et prostatite subaiguë.**
 In-8 de 67 pages. 1874..... 1 fr. 50
- CAMPOS BAUTISTA. De la galvanocaustique chimique comme moyen de traitement des rétrécissements de l'urètre.** In-4 de 162 pages, avec figures dans le texte. 3 fr. 50
- CLAPARÈDE. Inflammations et catarrhe de la vessie, gravelles; des divers moyens de combattre ces affections.**
 1 vol. in-8 de 268 pages, avec 60 figures intercalées dans le texte et 3 planches. 1872..... 4 fr.
- GIRARD (JULES). Résorption urinaire et urémie dans les maladies des voies urinaires; contribution à l'étude du traitement de la pierre.**
 pages. 1873.....
- GUYON (F.),** professeur agrégé à la Faculté de médecine et chirurgien des hôpitaux, etc. **Parèthre chez l'homme.**
 1 vol. grand in-8 de 174 pages.....
- MALHERBE. De la néphrite chronique.** Recherches expérimentales. 1 vol. in-8 accompagné de planches. 1872.....