

Ignacio Prtg

*Manual de
Química
elemental*

MANUAL DE QUÍMICA ELEMENTAL

2/5-
Manual de
Química Elemental

POR

IGNACIO PUIG

Ex profesor del Instituto Químico de Sarriá, Barcelona

PRIMERA EDICIÓN

ILUSTRADO CON 201 GRABADOS



130 x 195

MANUEL MARIN, EDITOR

PROVENZA, 273 - BARCELONA

1935

BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS



:: RESERVADOS TODOS LOS DERECHOS ::
QUEDA HECHO EL DEPÓSITO QUE MARCA LA LEY

PRINTED IN SPAIN

CON LAS LICENCIAS NECESARIAS

IMPRESA CLARASÓ. — VILLARROEL, 17. — BARCELONA

PRÓLOGO

Plácenos ofrecer la presente obrita MANUAL DE QUÍMICA ELEMENTAL como libro de texto para cuantos comienzan el estudio de tan útil como importante ciencia, viniendo a ser como un compendio de la obra más extensa, publicada por nosotros mismos, hace ya algunos años, con el título de CURSO GENERAL DE QUÍMICA.

La redacción de este compendio de Química se debe a varias instancias de algunos señores Profesores, que habían ya adoptado o trataban de adoptar como texto nuestro CURSO GENERAL, y lo encontraban un tanto demasiado extenso para ponerlo en manos de sus alumnos. Con este nuevo libro, que ocupa próximamente una extensión mitad del anterior, creemos podrán quedar satisfechos tan justos deseos; y por si todavía pareciese a algunos excesivamente largo este nuevo texto, se han distinguido con diferente tipo de letra las partes más esenciales, de las que no lo son tanto: con esto, la abreviación resulta facilísima. Y precisamente para acomodar mejor esta QUÍMICA ELEMENTAL, a la realidad de las cátedras de esta disciplina, existentes en nuestra Nación, se han tenido a la vista los programas de las Escuelas Normales y de Comercio, que actualmente rigen en las principales ciudades de España; de suerte que ninguna de sus preguntas dejase de tener su correspondiente contestación en nuestro libro. Esto nos ha obligado a tocar, siquiera de pasada, ciertas materias, como las referentes al selenio, telurio, tungsteno, metales raros, etc., que, de

lo contrario, hubieran sido omitidas: es que se pedían en los referidos programas. Y esto sea dicho en descargo nuestro para aquellas personas a quienes pareciesen menos propias de un tratadito elemental de Química determinadas materias de Química superior.

El método y orden seguidos en esta QUÍMICA ELEMENTAL, coinciden exactamente con los de nuestro CURSO GENERAL, habiendo procurado condensar con las menos palabras posibles un importante caudal de conocimientos químicos, sin perder nunca de vista al mismo tiempo la claridad y sencillez de expresión, tan indispensables, a nuestro juicio, para todo buen libro de texto. Por esto hemos huído de divagaciones, de conceptos abstractos y de largos párrafos, que tanto suelen perturbar a las inteligencias jóvenes, con notable detrimento de su formación intelectual y de su aprovechamiento científico. A los señores Profesores incumbe la tarea de explicar en clase los puntos indicados tan sólo brevemente en el texto, ya que, a nuestro modesto entender, el oficio de un libro de texto es el servir, por una parte, de pauta o esquema para las explicaciones del Profesor, y, por otra, de memorándum para los alumnos, que les permita, con facilidad y sin pérdida de tiempo, tener a mano los datos y procesos escuetos de los múltiples fenómenos y operaciones químicas: con los mojones señalados en el texto podrán los alumnos, por poco aplicados que sean, recordar sin dificultad las advertencias y explicaciones indicadas en clase por el Profesor. Ya que la índole especial de la Química se presta tan admirablemente a redactar un libro de texto, digámoslo así, ideal, ¿por qué no intentarlo? No nos forjamos ilusiones acerca de su realización en esta QUÍMICA ELEMENTAL que ofrecemos al Profesorado de habla castellana, de España y América: en todas las cosas, como bien dice el refrán, ¡va tanto trecho del dicho al hecho! Sin embargo, hemos de confesar lealmente que nuestro intento en esta obrita ha

sido plasmar, por decirlo así, aquel ideal de los libros de texto, indicado más arriba.

Se ha puesto asimismo especial empeño en que la parte gráfica fuese relativamente abundante y bien diáfana, evitando a este fin el sobrecargar de línea los dibujos, y dándoles más bien el aspecto de esquemas, que facilitasen la comprensión del texto. Exceptuado el caso del hidrógeno, no se han explanado experiencias de cátedra, como hubiera sido nuestro deseo, para no aumentar las dimensiones del libro; pero sí nos complacemos en recomendar nuestra otra obra QUÍMICA PRÁCTICA, seguros de que en ella encontrarán los señores Profesores materiales abundantes para dichas experiencias, fuera de las que con gran provecho para sus alumnos podrán ejecutar acerca de los reconocimientos, que al fin de los principales cuerpos se hallan indicados en estos ELEMENTOS DE QUÍMICA.

Y terminamos estas líneas rogando a los señores Profesores, que se hayan dignado tomar como texto el presente libro, quieran indicarnos cuantas modificaciones juzguen oportunas, para tenerlas presentes en posteriores ediciones.

IGNACIO PUIG

Observatorio del Ebro, 7 de agosto de 1934.

ÍNDICE DE MATERIAS

PRIMERA PARTE QUÍMICA GENERAL

	<u>Páginas</u>
CAPÍTULO I. — Ideas preliminares	1-6
1. Cuerpos y energía. — 2. Fenómenos naturales. — 3. Teoría atómico-molecular. — 4. Mecanismo de los fenó- nómenos físicos y químicos. — 5. Cuerpos químicos. — 6. Peso de los cuerpos. — 7. Operaciones fundamentales de la Química. — 8. Definición y división de la Química.	
CAP. II. — Estudio sobre la reacción química	7-12
9. Diversas acepciones de la palabra combinación. — 10. Combinación y mezcla. — 11. Diferencias entre la combinación y la mezcla. — 12. Combinación y descom- posición. — 13. Energía en general. — 14. Ley de la conservación de la energía. — 15. Energía química. — 16. Afinidad, valencia y atomicidad. — 17. Reacciones químicas: concepto y representación. — 18. División de las reacciones. — 19. Causas que modifican las reacciones. — 20. Catalizadores y fermentos. — 21. Radical químico.	
CAP. III. — Notación y nomenclatura	13-21
22. Notación química. — 23. Nomenclatura química. — 24. Función química. — 25. División de los elementos por su función. — 26. Principales elementos. — 27. Di- visión de los compuestos por su función. — 28. Anhídri- dos. — 29. Óxidos. — 30. Ácidos. — 31. Bases o hi- dróxidos. — 32. Sales. — 33. Nomenclatura de los ra- dicales.	
CAP. IV. — Estado de los cuerpos	22-30
34. Generalidades. — 35. Estado sólido. — 36. Me- dida de los sólidos. — 37. Alotropía, isomería y polime- ría. — 38. Polimorfismo e isomorfismo. — 39. Propieda- des de los líquidos. — 40. Medida de los líquidos. — 41. Teoría cinética de los sólidos y líquidos. — 42. Disolu- ción y sus clases. — 43. Coeficiente de solubilidad. —	

- 44.** Dispersiones.—**45.** Disolución de los gases en los líquidos.—**46.** Teoría cinética de los gases.—**47.** Medida de las masas gaseosas.—**48.** Corrección de presión y temperatura.—**49.** Corrección de humedad.—**50.** Medida de los volúmenes gaseosos.
- CAP. V.—Leyes de las transformaciones químicas** 31-35
- 51.** Teoría atómico-molecular o de Dalton.—**52.** Ley de los pesos o de Lavoisier.—**53.** Ley de las proporciones fijas o de Proust.—**54.** Ley de las proporciones múltiples o de Dalton.—**55.** Ley de las proporciones recíprocas o de Wenzel-Richter.—**56.** Ley de las combinaciones gaseosas.—**57.** Volumen del cuerpo resultante.—**58.** Hipótesis de Avogadro y Ampère.
- CAP. VI.—Pesos moleculares y atómicos** 36-40
- 59.** Métodos para la determinación de pesos moleculares.—**60.** Método de las densidades o gasométrico.—**61.** Método crioscópico.—**62.** Método ebulloscópico.—**63.** Determinación de los pesos atómicos.—**64.** Determinación de la fórmula de los cuerpos.—**65.** Volumen y peso molecular-gramo.—**66.** Número de Avogadro y masa real de las moléculas.
- CAP. VII.—Termoquímica y fotoquímica** 41-45
- 67.** Concepto de termoquímica.—**68.** Cuerpos exotérmicos y endotérmicos.—**69.** Principio de los estados inicial y final o de Hess.—**70.** Principio de los trabajos moleculares.—**71.** Principio del trabajo máximo o de Berthelot.—**72.** Disociación térmica.—**73.** Concepto de fotoquímica.—**74.** Acción de la luz sobre los seres vivos.—**75.** Leyes de las acciones químicas de la luz.—**76.** Aplicaciones químicas de la luz.
- CAP. VIII.—Electroquímica** 46-49
- 77.** Concepto de electroquímica.—**78.** Iones químicos.—**79.** Reacciones secundarias.—**80.** Ley de Faraday.—**81.** Aplicaciones de los fenómenos electrolíticos.—**82.** Disociación electrolítica.—**83.** Diferencia entre los iones y los elementos.—**84.** Tensión electrolítica.
- CAP. IX.—Teoría electrónica de la materia** 50-56
- 85.** Estructura del átomo.—**86.** Elementos isótopos e isóbaros.—**87.** Estudio de la envoltura de los átomos.—**88.** Clasificación periódica de los elementos.—**89.** Valencias positivas y negativas.—**90.** Oxidación y reducción.—**91.** Oxigenación e hidrogenación.—**92.** Di-

visión de las reacciones.— **93.** Regla fundamental de las oxidaciones y reducciones.

CAP. X.— **Operaciones y material químico** 57-65

94. Disolución.— **95.** Precipitación.— **96.** Filtración.— **97.** Calcinación y tostación.— **98.** Deseccación.— **99.** Evaporación.— **100.** Destilación.— **101.** Material accesorio.— **102.** Producción y manejo de gases.

SEGUNDA PARTE

QUÍMICA DE LOS METALOIDES

CAP. XI.— **Hidrógeno** 67-71

103. Estado natural de los cuerpos.— **104.** Elemento hidrógeno.— **105.** Experiencias con el hidrógeno.— **106.** Hidrácidos.

CAP. XII.— **Flúor y cloro** 72-79

107. Elemento flúor.— **108.** Ácido fluorhídrico.— **109.** Fluoruros.— **110.** Elemento cloro.— **111.** Ácido clorhídrico.— **112.** Cloruros.

CAP. XIII.— **Bromo y yodo** 80-86

113. Elemento bromo.— **114.** Ácido bromhídrico.— **115.** Bromuros.— **116.** Elemento yodo.— **117.** Ácido yodhídrico.— **118.** Yoduros.— **119.** Haluros de metaloide.

CAP. XIV.— **Oxígeno** 87-93

120. Elemento oxígeno.— **121.** Estudio sobre la combustión.— **122.** Estudio sobre la llama.— **123.** Ozono.— **124.** Óxidos.

CAP. XV.— **Estudio sobre el agua** 94-99

125. Especie química agua.— **126.** Aguas naturales.— **127.** Aguas potables.— **128.** Aguas minerales.— **129.** Agua en los cuerpos.— **130.** Agua oxigenada.— **131.** Hidróxidos.

CAP. XVI.— **Compuestos oxigenados de los halógenos** . . . 100-103

132. Combinaciones de los halógenos con el H y O.— **133.** Hipocloritos.— **134.** Peróxido de cloro.— **135.** Ácido clórico.— **136.** Cloratos.— **137.** Ácido perclórico.— **138.** Percloratos.

	Páginas
CAP. XVII. — Azufre, selenio y telurio	104-109
139. Elemento azufre. — 140. Ácido sulfhídrico. — 141. Sulfuros. — 142. Selenio y sus compuestos. — 143. Telurio y sus compuestos.	
CAP. XVIII. — Compuestos oxigenados de azufre	110-116
144. Combinaciones del S con el H y O. — 145. An- hídrido sulfuroso. — 146. Sulfitos. — 147. Anhídrido sulfúrico. — 148. Ácido sulfúrico. — 149. Sulfatos.	
CAP. XIX. — Nitrógeno, aire y amoníaco	117-123
150. Elemento nitrógeno. — 151. Aire atmosféri- co. — 152. Gases nobles del aire. — 153. Amoníaco. — 154. Hidroxilamina.	
CAP. XX. — Compuestos oxigenados de nitrógeno	124-130
155. Combinaciones del N con el H y O. — 156. Óxido nitroso. — 157. Óxido nítrico. — 158. Peróxido de nitrógeno. — 159. Nitritos. — 160. Ácido nítrico. — 161. Nitratos. — 162. Utilización del nitrógeno.	
CAP. XXI. — Fósforo y sus compuestos	131-138
163. Elemento fósforo. — 164. Fosfamina. — 165. Compuestos oxigenados de fósforo. — 166. Ácido hipo- fosforoso. — 167. Hipofosfitos. — 168. Fosfitos. — 169. Anhídrido fosfórico. — 170. Ácido ortofosfórico. — 171. Fosfatos.	
CAP. XXII. — Arsénico y sus compuestos	139-143
172. Elemento arsénico. — 173. Arsenamina. — 174. Compuestos oxigenados de arsénico. — 175. Anhídrido arsenioso. — 176. Arsenitos. — 177. Arseniatos.	
CAP. XXIII. — Antimonio y boro	144-149
178. Elemento antimonio. — 179. Estibamina. — 180. Compuestos oxigenados de antimonio. — 181. Anhídrido antimonioso. — 182. Antimoniatos. — 183. Elemento boro. — 184. Combinaciones del B con el H y O. — 185. Ácido bórico. — 186. Boratos.	
CAP. XXIV. — Carbono y sus compuestos.	150-159
187. Elemento carbono. — 188. Carbono cristalizado. — 189. Carbones amorfos naturales. — 190. Carbones amorfos artificiales. — 191. Combinaciones del C con el H y O. — 192. Óxido de carbono. — 193. Anhídrido car- bónico — 194. Carbonatos. — 195. Sulfuro de carbono.	

CAP. XXV.— Silicio y sus compuestos	160-164
<p>196. Elemento silicio.—197. Combinaciones del Si con el H y O.—198. Siliciometano.—199. Fluoruro de silicio.—200. Ácido hidrofluosilícico.—201. Anhídrido silícico.—202. Silicatos.</p>	

TERCERA PARTE

QUÍMICA DE LOS METALES

CAP. XXVI.— Generalidades sobre los metales	165-169
<p>203. Ideas preliminares.—204. Propiedades físicas generales.—205. Propiedades químicas.—206. Aleaciones.—207. Metalografía.—208. Metalurgia.</p>	
CAP. XXVII.— Estudio sobre las sales	170-173
<p>209. Ideas preliminares.—210. Propiedades físicas generales.—211. Acción del calor sobre las sales.—212. Acción de los diversos cuerpos sobre las sales.—213. Leyes de Berthollet.—214. Obtención de sales.</p>	
CAP. XXVIII.— Potasio y sodio	174-184
<p>215. Elemento potasio.—216. Combinaciones del potasio con el H y O.—217. Hidróxido potásico.—218. Sales de potasio.—219. Cloruro potásico.—220. Bromuro potásico.—221. Yoduro potásico.—222. Nitrato potásico.—223. Elemento sodio.—224. Combinaciones del sodio con el H y O.—225. Hidróxido sódico.—226. Sales de sodio.—227. Cloruro de sodio.—228. Sulfato sódico.—229. Tetraborato sódico.—230. Carbonato sódico.—231. Bicarbonato sódico.</p>	
CAP. XXIX.— Litio, amonio y plata	185-190
<p>232. Litio y sus compuestos.—233. Radical amonio.—234. Hidróxido amónico.—235. Sales amónicas.—236. Cloruro amónico.—237. Elemento plata.—238. Combinaciones de la plata con el H y O.—239. Sales de plata.—240. Nitrato de plata.</p>	
CAP. XXX.— Calcio	191-198
<p>241. Elemento calcio.—242. Combinaciones del calcio con el H y O.—243. Óxido de calcio.—244. Hidróxido de calcio.—245. Cales hidráulicas y cementos.—246. Sales de calcio.—247. Sulfato de calcio.—248. Fosfatos de calcio.—249. Carburo de calcio.—250. Carbonato de calcio.—251. Silicatos de calcio.</p>	

	Páginas
CAP. XXXI. — Estroncio, bario y radio	199-205
252. Elemento estroncio. — 253. Combinaciones del estroncio con el H y O. — 254. Sales de estroncio. — 255. Nitrato de estroncio. — 256. Elemento bario. — 257. Combinaciones del bario con el H y O. — 258. Bióxido de bario. — 259. Sales de bario. — 260. Nitrato de bario. — 261. Nociones de radioactividad. — 262. Elemento radio. — 263. Sales de radio.	
CAP. XXXII. — Magnesio, cinc y cadmio.	206-211
264. Elemento magnesio. — 265. Combinaciones del magnesio con el H y O. — 266. Óxido de magnesio. — 267. Sales de magnesio. — 268. Sulfato magnésico. — 269. Elemento cinc. — 270. Combinaciones del cinc con el H y O. — 271. Óxido de cinc. — 272. Sales de cinc. — 273. Cloruro de cinc. — 274. Cadmio y sus compuestos.	
CAP. XXXIII. — Plomo, cobre y mercurio	212-225
275. Elemento plomo. — 276. Combinaciones del plomo con el H y O. — 277. Protóxido de plomo. — 278. Bióxido de plomo. — 279. Minio. — 280. Sales de plomo. — 281. Hidrocarbonato de plomo. — 282. Elemento cobre. — 283. Combinaciones del cobre con el H y O. — 284. Óxido cuproso. — 285. Óxido cúprico. — 286. Sales cúpricas. — 287. Sulfato cúprico. — 288. Elemento mercurio. — 289. Combinaciones del mercurio con el H y O. — 290. Óxido mercúrico. — 291. Sales de mercurio. — 292. Cloruro mercurioso. — 293. Cloruro mercúrico.	
CAP. XXXIV. — Oro, bismuto y aluminio	226-234
294. Elemento oro. — 295. Combinaciones del oro con el H y O. — 296. Sales de oro. — 297. Cloruro áurico. 298. Bismuto y sus compuestos. — 299. Elemento aluminio. — 300. Combinaciones del aluminio con el H y O. — 301. Sexquióxido de aluminio. — 302. Hidróxido de aluminio. — 303. Sales de aluminio. — 304. Sulfato aluminico-potásico. — 305. Productos cerámicos.	
CAP. XXXV. — Hierro	235-243
306. Elemento hierro. — 307. Hierro colado o fundición. — 308. Hierro dulce. — 309. Acero. — 310. Combinaciones del hierro con el H y O. — 311. Óxido férrico. — 312. Sales ferrosas. — 313. Sulfato ferroso. — 314. Sales férricas. — 315. Cloruro férrico.	

CAP. XXXVI. — **Cobalto y níquel** 244-248

316. Elemento cobalto. — **317.** Combinaciones del cobalto con el H y O. — **318.** Óxido cobaltoso. — **319.** Sales cobaltosas. — **320.** Nitrato cobaltoso. — **321.** Elemento níquel. — **322.** Combinaciones del níquel con el H y O. — **323.** Óxido níqueloso. — **324.** Sales níquelosas. — **325.** Sulfato níqueloso.

CAP. XXXVII. — **Manganeso y cromo** 249-256

326. Elemento manganeso. — **327.** Combinaciones del manganeso con el H y O. — **328.** Bióxido de manganeso. — **329.** Sales manganosas. — **330.** Sulfato manganoso. — **331.** Manganatos y permanganatos. — **332.** Permanganato potásico. — **333.** Elemento cromo. — **334.** Combinaciones del cromo con el H y O. — **335.** Óxido crómico. — **336.** Sales crómicas. — **337.** Sulfato crómico-potásico. — **338.** Anhídrido crómico. — **339.** Cromatos y dicromatos. — **340.** Dicromato potásico.

CAP. XXXVIII. — **Estaño, platino y metales raros** 257-264

341. Elemento estaño. — **342.** Combinaciones del estaño con el H y O. — **343.** Óxido estánnico. — **344.** Sales estannosas. — **345.** Cloruro estannoso. — **346.** Sales estánnicas. — **347.** Cloruro estánnico. — **348.** Metales del grupo del platino. — **349.** Elemento platino. — **350.** Combinaciones del platino con el H y O. — **351.** Ácido cloroplatínico. — **352.** Cloroplatinatos. — **353.** Molibdeno y sus compuestos. — **354.** Tungsteno y sus compuestos. — **355.** Uranio y sus compuestos. — **356.** Metales de las tierras raras.

CUARTA PARTE

QUÍMICA ORGÁNICA

CAP. XXXIX. — **Generalidades de Química orgánica** 265-275

357. Objeto de la Química orgánica. — **358.** División de la Química orgánica. — **359.** Composición de los cuerpos orgánicos. — **360.** Reconocimientos orgánicos. — **361.** Análisis orgánico cuantitativo. — **362.** Series orgánicas. — **363.** Series homólogas e isólogas. — **364.** Compuestos saturados, eténicos y etínicos. — **365.** Series cíclicas. — **366.** Isomería y polimería. — **367.** Teoría tetraédrica del carbono. — **368.** Función química. — **369.** Función hidrocarburo. — **370.** Funciones fundamentales. — **371.** Radicales orgánicos. — **372.** Funciones especiales.

CAP. XL. — Hidrocarburos acíclicos	276-284
<p>373. Generalidades sobre los hidrocarburos.— 374. Hidrocarburos saturados.— 375. Metano.— 376. Derivados halogenados del metano.— 377. Cloroformo.— 378. Yodoformo.— 379. Hidrocarburos eténicos.— 380. Eteno.— 381. Hidrocarburos etínicos.— 382. Etino.</p>	
CAP. XLI. — Alcoholes acíclicos	285-294
<p>383. Generalidades sobre los alcoholes.— 384. Alcoholes monovalentes.— 385. Metanol.— 386. Etanol.— 387. Bebidas alcohólicas.— 388. Alcoholes polivalentes.— 389. Propanotriol.</p>	
CAP. XLII. — Aldehidos y cetonas	295-299
<p>390. Generalidades sobre los aldehidos.— 391. Metanal.— 392. Etanal.— 393. Cloral.— 394. Generalidades sobre las cetonas.— 395. Propanona.</p>	
CAP. XLIII. — Hidratos de carbono	300-308
<p>396. Generalidades sobre los hidratos de carbono.— 397. Principales sacáridos.— 398. Glucosa.— 399. Sacarosa.— 400. Almidón.— 401. Celulosa.— 402. Derivados de la celulosa.</p>	
CAP. XLIV. — Ácidos acíclicos	309-316
<p>403. Generalidades sobre los ácidos acíclicos.— 404. Ácidos monobásicos.— 405. Ácidos bibásicos.— 406. Ácidos alcoholes.— 407. Anhídridos de ácidos.— 408. Cloruros de ácido.— 409. Metanoico.— 410. Etanoico.— 411. Ácidos grasos.— 412. Ácido oxálico.— 413. Ácido láctico.— 414. Ácido tartárico.</p>	
CAP. XLV. — Éteres, esterés y sales orgánicas	317-325
<p>415. Generalidades sobre los éteres.— 416. Éter sulfúrico.— 417. Generalidades sobre los esterés.— 418. Esterificación y saponificación.— 419. Sulfatos etílicos.— 420. Nitroglicerina.— 421. Generalidades sobre los cuerpos grasos.— 422. Aceites grasos.— 423. Grasas.— 424. Sales orgánicas.</p>	
CAP. XLVI. — Aminas y amidas acíclicas	326-330
<p>425. Generalidades sobre las aminas.— 426. Metilamina.— 427. Trimetilamina.— 428. Generalidades sobre las amidas.— 429. Urea.— 430. Derivados de la urea.</p>	

	<u>Páginas</u>
CAP. XLVII. — Funciones nitrilo y cianuro	331-336
431. Generalidades sobre los nitrilos. — 432. Cianógeno. — 433. Ácido cianhídrico. — 434. Ácidos ciánico y sulfociánico. — 435. Cianamida. — 436. Cianuros. — 437. Cianuro potásico. — 438. Ferrocianuro potásico. — 439.	
CAP. XLVIII. — Combinaciones alicíclicas	337-340
440. Generalidades sobre las combinaciones alicíclicas. — 441. Pineno. — 442. Caucho. — 443. Gutapercha. — 444. Alcanfor. — 445. Esencias.	
CAP. XLIX. — Hidrocarburos bencénicos	341-346
446. Generalidades sobre los hidrocarburos bencénicos. — 447. Benceno. — 448. Derivados del benceno. — 449. Nafteno. — 450. Antraceno.	
CAP. L. — Combinaciones bencénicas oxigenadas	347-353
451. Generalidades sobre los fenoles. — 452. Fenol. — 453. Polifenoles. — 454. Ácido pícrico. — 455. Picratos. — 456. Naftoles. — 457. Aldehido benzoico. — 458. Benzoquinona. — 459. Ácido benzoico. — 460. Ácido salicílico. — 461. Curtido de pieles.	
CAP. LI. — Aminas bencénicas	354-359
462. Generalidades sobre las aminas bencénicas. — 463. Fenilamina. — 464. Difenilamina. — 465. Compuestos diazoicos y azoicos. — 466. Colorantes orgánicos. — 467. Industrias tintóreas.	
CAP. LII. — Combinaciones heterocíclicas	360-365
468. Pirrol. — 469. Piridina. — 470. Quinolina. — 471. Indigotina. — 472. Ptomaínas. — 473. Generalidades sobre los alcaloides. — 474. Cafeína — 475. Nicotina. — 476. Morfina. — 477. Cocaína. — 478. Estricnina. — 479. Quinina.	
CAP. LIII. — Química biológica	366-372
480. Nociones generales — 481. Substancias albuminoideas. — 482. Proteínas. — 483. Gluten. — 484. Albuminoides. — 485. Gelatina. — 486. Protéidos. — 487. Leche. — 488. Polipéptidos. — 489. Fermentos. — 490. Estudio sobre la fermentación. — 491. Levaduras. — 492. Vitaminas.	
APÉNDICE. — Sinopsis de los anhídridos, ácidos y sales minerales	373
ÍNDICE ALFABÉTICO	375

TABLA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS

Nombre	Símbolo	Peso atómico	N.ºatóm.	Isótop.
Actinio	Ac	227	89	2
Alabamio	Am	221	85	
Aluminio	Al	26,97	13	
Antimonio (<i>Stibium</i>)	Sb	121,70	51	
Argo (gas)	A o Ar	39,94	10	2
Arsénico	As	74,93	33	
Azufre (<i>Sulphur</i>)	S	32,06	16	
Bario	Ba	137,36	56	
Berilio o Glucinio.	Be o Gl	9,02	4	
Bismuto	Bi	209	83	5
Boro	B	10,82	5	2
Brevio	Bv	234	91	3
Bromo (líquido)	Br	79,92	35	2
Cadmio	Cd	112,41	48	
Calcio	Ca	40,07	20	
Carbono	C	12	6	
Cerio.	Ce	140,13	58	
Cesio.	Cs	132,81	55	
Cinc	Zn	65,38	30	
Cloro (gas).	Cl	35,46	17	2
Cobalto	Co	58,94	27	
Cobre (<i>Cuprum</i>)	Cu	63,57	29	
Cromo	Cr	52,01	24	
Disprosio	Dy	162,46	66	
Erbio.	Er	167,64	68	
Escandio	Sc	45,1	21	
Estaño (<i>Stannum</i>).	Sn	118,7	50	
Estroncio (<i>Strontium</i>)	Sr	87,63	38	
Europio	Eu	152	63	
Flúor (gas).	F	19	9	
Fósforo (<i>Phosphorus</i>)	P	31,02	15	
Gadolinio	Gd	157,3	64	
Galio.	Ga	69,72	31	
Germanio	Ge	72,60	32	
Hafnio	Hf	178,6	72	
Helio (gas).	He	4	2	
Hidrógeno (gas)	H	1,008	1	
Hierro (<i>Ferrum</i>)	Fe	55,84	26	
Holmio	Ho	163,5	67	
Ilinio.	Il	147	61	
Indio	In	114,8	49	
Ionio.	Io	230	90	6
Iridio.	Ir	193,1	77	
Iterbio	Yb	172,5	70	
Itrio	Y	88,93	39	
Kripto (gas)	Kr	82,9	36	6

Nombre	Símbolo	Peso atómico	N.ºatóm.	Isótop.
Lantano	La	138,9	57	
Litio	Li	6,94	3	2
Lutecio	Lu	175	71	
Magnesio	Mg	24,32	12	3
Manganeso	Mn	54,93	25	
Masurio	Ma	98,99	43	
Mercurio (<i>Hydrargyrum</i> , liq.)	Hg	200,61	80	4
Molibdeno	Mo	96	42	
Neo (gas)	Ne	20,18	10	2
Neodimio	Nd	144,27	60	
Niobio o Columbio	Nb o Cb	93,3	41	2
Níquel	Ni	58,69	28	
Nito (gas)	Nt	222	86	3
Nitrógeno (gas)	N	14,008	7	
Oro (<i>Aurum</i>)	Au	197,2	79	
Osmio	Os	190,8	76	
Oxígeno (gas)	O	16	8	
Paladio	Pd	106,7	46	
Plata (<i>Argentum</i>)	Ag	107,88	47	
Platino	Pt	195,23	78	
Plomo (<i>Plumbum</i>)	Pb	207,2	82	7
Polonio	Po	210	84	7
Potasio (<i>Kalium</i>)	K	39,1	19	2
Praseodimio	Pr	140,92	59	
Radio	Ra	225,97	88	4
Renio	Re	186,31	75	
Rodio	Rh	102,91	45	
Rubidio	Rb	85,45	37	2
Rutenio	Ru	101,7	44	
Samario	Sm	150,43	62	
Selenio	Se	79,2	34	
Silicio	Si	28,06	14	2
Sodio (<i>Natrium</i>)	Na	23	11	
Talio	Tl	204,39	81	4
Tantalio	Ta	101,36	73	
Telurio	Te	127,5	52	
Terbio	Tb	159,2	65	
Titanio	Ti	47,9	22	
Torio	Th	232,12	90	
Tulio	Tu	169,4	69	
Uranio	U	238,14	92	2
Vanadio	V	59,95	23	
Virginio	Vo	224	87	
Wolframio o Tungsteno	W o Tg	184	74	
Xeno	X o Xe	130,2	54	
Yodo	I	126,93	53	
Zirconio	Zr	91,22	40	

PRIMERA PARTE

QUÍMICA GENERAL

CAPÍTULO I

IDEAS PRELIMINARES

1. Cuerpos y energía. — *Cuerpos* son los objetos o seres materiales que impresionan nuestros sentidos. Por ser materiales tienen como uno de los principales atributos la *extensión*, y consiguientemente la *impenetrabilidad* natural en sus últimas partículas.

Bajo el nombre de *energía* se comprende el principio de actividad, que tiende a hacer cambiar las propiedades de los cuerpos. Las principales clases de energía son las de *gravitación*, de *fuerza viva*, de *cohesión*, la *térmica*, *luminosa*, *eléctrica* y *química*.

2. Fenómenos naturales. — Son las modificaciones o cambios que experimentan los cuerpos de la Naturaleza bajo la influencia de las diferentes formas de la energía. Los más importantes son los físicos, químicos y alotrópicos.

FENÓMENOS FÍSICOS. — Son las modificaciones *accidentales* que experimentan los cuerpos, las cuales no llevan consigo alteración en la naturaleza ni en las propiedades íntimas de los mismos, y que desaparecen en cesando la causa que los originó: por ejemplo, la *dilatación*, la *fusión*, la *evaporación*, etcétera. Así, la congelación, que experimenta el agua al enfriarse, es fenómeno físico, pues el hielo tan agua es como el

agua líquida, y en segundo lugar, al cesar el enfriamiento, vuelve el agua al estado primitivo.

FENÓMENOS QUÍMICOS.— Son las modificaciones *íntimas* que alteran la naturaleza de los cuerpos, dando lugar a otros de propiedades distintas, que no desaparecen en cesando la causa que los originó. Así, son fenómenos químicos la combustión del carbón, la del petróleo en las lámparas y la de la cera en los cirios; la transformación de los alimentos en el organismo animal; la oxidación del hierro; la fermentación del mosto de la uva, y la putrefacción de las sustancias orgánicas: en todos estos fenómenos hay desaparición de unos cuerpos y producción de otros de propiedades nuevas.

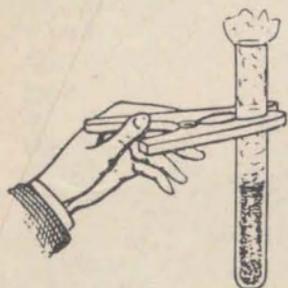


Fig. 1. — Combinación del azufre con el hierro.

Como experiencia clásica de fenómeno químico está la combinación del azufre en flor con limaduras de hierro: la mezcla de estos dos cuerpos, sometida al calor, produce un nuevo cuerpo llamado sulfuro de hierro (fig. 1).

FENÓMENOS ALOTRÓPICOS.— Son los que ocasionan modificaciones algo profundas en las propiedades de los cuerpos, pero sin llegar, según muchos, a cambiar la naturaleza íntima de los mismos, ni admitir la inmediata reversibilidad al estado primitivo. Así, el fósforo presenta dos estados alotrópicos: fósforo ordinario y fósforo rojo; el primero es sumamente venenoso e inflamable; el segundo es inofensivo y no se inflama espontáneamente.

En resumen: los fenómenos alotrópicos participan de los fenómenos físicos en cuanto no entrañan, al parecer, cambio esencial en la naturaleza del cuerpo, y participan también de los fenómenos químicos por la no reversibilidad al estado primitivo.

3. Teoría atómicomolecular.— Conforme a esta teoría, toda porción de cuerpo se compone de muchísimas partículas; cada partícula, de muchísimas moléculas, y cada molécula, de uno o varios átomos.

Partícula es el límite de la división de los cuerpos por medios mecánicos, como son la pulverización, trituración, etc. *Molécula* es el límite de la división por medios físicos, como la

disolución, volatilización, etc. La molécula se define diciendo que es la porción mínima de substancia, que participa de la naturaleza del todo y que puede existir en estado de libertad. *Átomo* es el límite de la división por medios químicos, y se

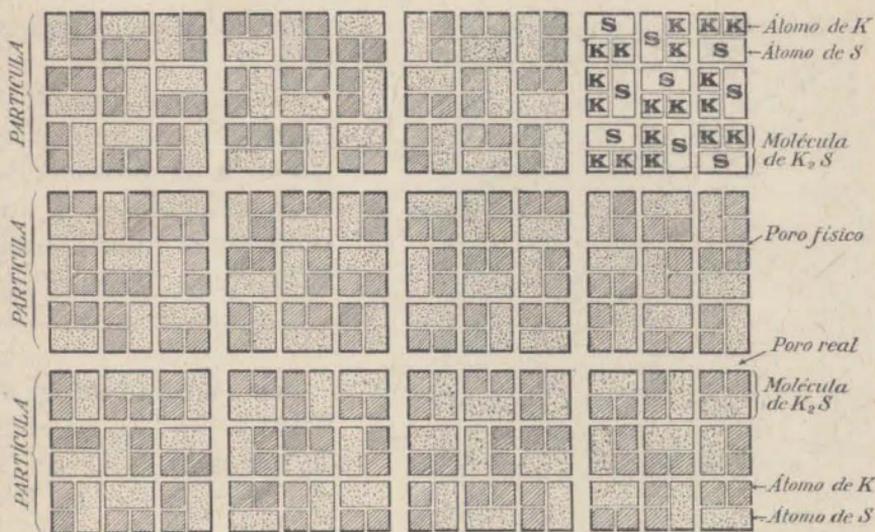


Fig. 2. — Constitución íntima de la materia

Porción esquemática de sulfuro potásico (K_2S), donde pueden apreciarse las partículas, las moléculas, los átomos, los poros reales y los poros físicos.

define diciendo que es la mínima porción de cada cuerpo simple, que puede entrar en combinación con los otros (fig. 2).

Las partículas de los cuerpos no están inmediatamente unidas unas a otras, sino que dejan entre sí espacios, llamados *poros reales*, y además adoptan una distribución especial, que constituye su *estructura mecánica*. Entre las moléculas hay también espacios denominados *poros físicos*: la distribución de las moléculas se llama *estructura molecular*. Los átomos también guardan entre sí, dentro de la molécula, distancias relativas y ofrecen cierta disposición en la misma, denominada *estructura atómica*.

4. Mecanismo de los fenómenos físicos y químicos. — Por la teoría atómicomolecular se explican de la siguiente manera los fenómenos físicos y químicos. Hay *fenómeno físico* siempre que por la acción de la energía sobre un

cuerpo varíen en él las *distancias* entre las moléculas, la *distribución* de las mismas o su *grado de movilidad*, sin experimentar alteración los átomos que las componen. Hay *fenómeno químico*, cuando la molécula es alterada en el *número, naturaleza o modo de agruparse* los átomos dentro de ella.

Así, pues, los fenómenos físicos son exteriores a la molécula o *extramoleculares*, y los fenómenos químicos son interiores a la molécula o *intramoleculares*.

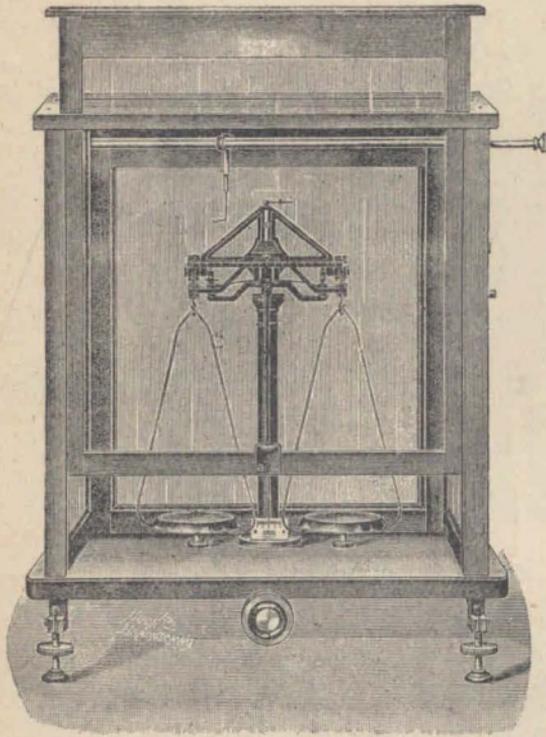


Fig. 3. — Balanza de precisión para laboratorios

5. Cuerpos químicos. — Los cuerpos de que trata la Química son propiamente las llamadas *especies químicas*, las cuales se dividen en cuerpos simples y cuerpos compuestos.

Cuerpos simples son aquellos que, por medios químicos, no han podido resolverse en otros más sencillos; se llaman también *elementos*, y son relativamente pocos, actualmente 92, de los cuales sólo la mitad o poco más ofrecen verdadero interés en un tratado elemental de Química.

Cuerpos compuestos son aquellos que han podido resolverse en otros más sencillos, o que han sido obtenidos por la unión de dos o más simples. Los cuerpos compuestos ya conocidos son innumerables, de modo que llegan a contarse por centenares de miles, y su número aumenta cada día.

Especies químicas son las masas formadas de moléculas homogéneas, ora pertenezcan a cuerpos simples, ora a cuerpos compuestos. Las especies químicas se clasifican, según las diversas propiedades que se observan en ellas, de manera que cada una se caracteriza por un conjunto de propiedades típicas.

6. Peso de los cuerpos. — *Peso* de un cuerpo es el esfuerzo con que tiende a caer hacia el centro de la Tierra, por efecto de la gravedad. Puede ser absoluto y relativo.

Peso absoluto es la intensidad que en sí tiene la resultante de las acciones que la gravedad ejerce sobre cada una de las moléculas componentes de la masa del cuerpo: este peso varía según los diferentes lugares de la Tierra, por no ser del todo esférica, y se determina mediante los *dinamómetros*. *Peso relativo* es el peso de un cuerpo con relación al de otro, que se toma como término de comparación, como el peso evaluado en gramos, kilogramos, etc. Este peso es siempre el mismo en cualquier punto de la Tierra, por ser una relación y variar también proporcionalmente los pesos absolutos de sus dos términos. El peso relativo se determina mediante las *balanzas* (fig. 3).

Peso atómico es el peso del átomo, el cual difiere en cada elemento: su valor absoluto no está determinado con toda seguridad; en cambio, se conoce perfectamente su valor relativo, es decir, comparado con el peso de un elemento tomado como unidad, que en un principio fué el hidrógeno, por ser el más ligero de todos los elementos (1). Siendo esto así, cuando de un cuerpo se dice que tiene de peso atómico 32, se quiere significar que un átomo de este cuerpo pesa 32 veces más que el átomo de hidrógeno.

Átomo-gramo es el peso atómico expresado en gramos: así, el átomo-gramo de oxígeno, cuyo peso atómico es 16, pesará 16 gramos, y el átomo-gramo de hidrógeno pesará 1 gramo.

Peso molecular es el peso de la molécula, y equivale a la suma de los pesos atómicos de cada uno de los átomos que la integran. Su valor es también relativo, como el del peso atómico. Por esto, cuando se dice de un cuerpo que su peso molecular es 18 se intenta expresar que su molécula pesa 18 veces más que el átomo de hidrógeno.

Molécula-gramo es el peso molecular tomado en gramos: así la molécula-gramo de agua, de peso molecular 18, pesa 18 gramos.

(1) Posteriormente se ha adoptado, como unidad, el átomo de oxígeno, al que se ha dado por valor 16; en este caso el peso atómico del hidrógeno es 1,008, y por tanto sigue prácticamente siendo 1.

7. Operaciones fundamentales de la Química.

— Son el análisis y la síntesis.

Análisis químico es la operación que investiga los componentes de los cuerpos: si llega hasta los elementos o cuerpos simples, se llama *análisis elemental*. Si se detiene a investigar tan sólo la clase de elementos o grupos atómicos que entran en los cuerpos, se denomina *análisis cualitativo*, y si determina, además, la proporción de cada elemento o grupo de elementos, se llama *análisis cuantitativo*.

Síntesis química es la operación contraria al análisis, y tiene por objeto formar los cuerpos compuestos partiendo de los elementos o de otros cuerpos más sencillos.

Reactivos son las substancias, de naturaleza conocida, utilizadas en análisis para identificar los cuerpos. Su empleo estriba en transformar el cuerpo desconocido en otro u otros de propiedades fáciles de caracterizar.

8. Definición y división de la Química. —

Química es la ciencia de las transformaciones esenciales de la materia; a este fin estudia los caracteres de los cuerpos, el modo de obrar que tienen unos con otros y las leyes que regulan estas acciones. Se divide en general y descriptiva.

La *Química general* investiga lo que tienen de común y las leyes a que están sujetos los fenómenos comprobados, determinando al mismo tiempo la trabazón entre ellos existente.

La *Química descriptiva* estudia las propiedades de cada uno de los cuerpos en particular. Esta parte de la Química se subdivide en mineral y orgánica: *Química mineral* o *inorgánica* es la que trata de los cuerpos pertenecientes al reino mineral, y *Química orgánica* es la que versa sobre los cuerpos que contienen el elemento carbono en su composición y forman en su mayoría los organismos de los vegetales y animales. La Química mineral comprende dos secciones, la de los metaloides y la de los metales.

CAPÍTULO II

ESTUDIO SOBRE LA REACCIÓN QUÍMICA

9. Diversas acepciones de la palabra combinación. — La palabra *combinación* se toma en dos sentidos bien diferentes, que conviene discernir para evitar confusiones: 1.º Se toma por el *acto* de unirse dos o más cuerpos para dar origen a otro diferente, y en este sentido se opone a *descomposición* y viene a ser sinónima de *reacción*; 2.º, se toma por el mismo *cuerpo resultante* de la acción de unirse dos o más cuerpos distintos, y en este sentido se opone a *mezcla* y es sinónima de *cuerpo compuesto*.

10. Combinación y mezcla. — *Combinación*, en cuanto se opone a *mezcla*, es la reunión de dos o más cuerpos en íntima unión, con propiedades diferentes de las de los componentes. Así, el oxígeno y el hidrógeno, gases los dos, al unirse por acción de la chispa eléctrica, producen un tercer cuerpo, el agua, de propiedades bien distintas de las de los componentes: el agua, por consiguiente, es una combinación.

Mezcla es la reunión de dos o más cuerpos, cada uno de los cuales retiene sus propiedades, de suerte que el conjunto presenta el promedio de las propiedades de sus componentes. Tal sucede con el agua que encierra sal común en disolución, y lo mismo con la reunión de polvo impalpable de azufre y hierro.

11. Diferencias entre la combinación y la mezcla. — La combinación y la mezcla se diferencian por varios conceptos: 1.º Porque, en la combinación, la relación entre las cantidades de sus elementos constitutivos es constante para cada cuerpo, mientras que en la mezcla es variable.

2.º Las combinaciones, en el acto de formarse, van acompañadas de absorción o producción de alguna energía, verbigracia, calorífica, luminosa o eléctrica; no así, por regla general, las mezclas.

3.º Las combinaciones sólo se destruyen mediante agentes físicos enérgicos, como el calor, la luz o la electricidad, y si se destruyen espontáneamente lo verifican con producción de alguna de estas energías; en las mezclas, por el contrario, los componentes se separan por la acción de disolventes, por evaporación o por simples medios mecánicos.

4.º En las combinaciones hay siempre homogeneidad de sustancia, de suerte que ni con los microscopios más potentes es posible distinguir sus componentes; en cambio, en las mezclas, si son sólidos los dos cuerpos, se pueden apreciar éstos fácilmente: se pone la condición de que sean sólidos los cuerpos, porque si interviene algún líquido pueden darse mezclas homogéneas, como la solución de sal en el agua.

12. Combinación y descomposición. — *Combinación*, en cuanto se opone a descomposición, es el acto por el cual dos o más cuerpos, obrando entre sí, originan un nuevo cuerpo. Las combinaciones pueden tener lugar entre dos cuerpos simples, o sea, que ya no pueden descomponerse más, como cuando el magnesio arde al unirse con el oxígeno del aire para formar óxido de magnesio; o entre un cuerpo simple y un cuerpo compuesto, como cuando el azufre se une al sulfuro amónico para formar polisulfuro amónico; o también entre dos cuerpos compuestos, como cuando la cal viva se junta con el agua para formar cal apagada.

Descomposición es la separación total o parcial de los elementos que se encuentran reunidos en un cuerpo compuesto; también se llama *desdoblamiento*. La descomposición de un cuerpo compuesto puede reducirlo bien a sus elementos, como cuando el óxido mercúrico se convierte por el calor en oxígeno y mercurio; bien a un simple y a un compuesto, como cuando el clorato potásico se transforma por el calor en cloruro potásico y oxígeno; bien finalmente, a dos cuerpos compuestos, como cuando el carbonato cálcico calentado fuertemente da anhídrido carbónico y óxido de calcio.

13. Energía en general. — *Energía* es el principio de actividad que tiende a hacer cambiar las propiedades de los cuerpos. También suele definirse diciendo que energía es trabajo y todo lo que procede de trabajo o puede convertirse en trabajo.

La energía suele dividirse en cinética y potencial. *Energía cinética* o *actual* es la que posee un cuerpo por el solo hecho de su movimiento, como por ejemplo, la de una piedra que cae. *Energía potencial* es la

que poseen los cuerpos en estado latente y como almacenada en los mismos, cual es la energía de una piedra colocada en lo alto de una torre, que puede transformarse en actual al ser removido el obstáculo que impide su caída. La energía puede coexistir en un mismo cuerpo bajo las dos formas: así, una piedra que cae posee en un instante cualquiera de su caída energía cinética, puesto que está en movimiento, y, a la vez, energía potencial, porque no habiendo aún llegado al suelo, si se la detuviese, conservaría cierta cantidad de energía potencial.

La energía suele dividirse también, según la naturaleza de los cambios efectuados, en energía de gravitación, de fuerza viva, de cohesión, calorífica o térmica, luminosa, eléctrica y química.

14. Ley de la conservación de la energía. — El estudio atento de las transformaciones de la energía ha dado por resultado el descubrimiento de que “cantidades iguales de energía, por ejemplo, eléctrica o mecánica, producen siempre cantidades iguales de calor”: nunca se ha observado pérdida de energía en las transformaciones, como tampoco se ha comprobado pérdida de materia en los cambios químicos. De donde se ha llegado a formular la ley llamada *Ley de la conservación de la energía*, que se expresa así: “En un sistema limitado, no existe nunca ni pérdida ni aumento de energía”; principio que también se expresa en estos otros términos: “La energía no se crea ni destruye, sino que pasa de una a otra forma equivalente.”

Todas las transformaciones de energía llevan consigo alguna producción de calor, y éste no puede transformarse totalmente en energía de otro orden: por esto, la energía calorífica se llama energía de orden inferior o *energía degradada*. Por tanto, en las continuas transformaciones naturales o artificiales de la energía aumenta sin cesar la energía degradada, lo cual científicamente se llama *entropía*, hasta que llegará un momento, muy lejano por cierto, en que, por haber pasado todas las formas de energía a energía degradada, se paralizará el Universo entero.

15. Energía química. — Es la que reside en los átomos y determina sus mutuas acciones. Se expresa por el producto de dos factores: el de intensidad, que aquí se llama *afinidad*, y el de extensidad, que aquí se denomina *valencia*.

En los cambios químicos también se verifica la ley de la conservación de la energía, pues los cuerpos poseen una forma especial de energía, llamada *energía interna*, que coincide con la energía química, la cual en los procesos químicos se transforma en trabajo, pasando por energía calorífica o eléctrica, y se llama *energía libre de reacción*.

16. Afinidad, valencia y atomicidad. — *Afinidad* es la fuerza de atracción entre los átomos: se la llama también

potencial químico, y se nos da a conocer por la energía o intensidad con que un cuerpo reacciona con otro, yendo por lo común acompañada de fenómenos térmicos, luminosos o eléctricos

Valencia, dinamicidad o cuantivalencia es la capacidad de combinación de los átomos o grupos atómicos. Para expresarla numéricamente se ha considerado el hidrógeno como unidad de esta capacidad de combinación: así, pues, el elemento que se une con un átomo de hidrógeno se llama *monovalente*; el que se une con dos, *divalente*; el que se une con tres, *trivalente*, etc.

Atomicidad es el número de átomos contenidos en la molécula de los elementos. Así, la atomicidad del hidrógeno es dos (H_2), y la del fósforo, cuatro (P_4).

17. Reacciones químicas: concepto y representación. — Se llaman *reacciones químicas* las acciones de dos o más cuerpos entre sí. En todas ellas hay desaparición de dos o más cuerpos y formación de otros nuevos. Así, cuando el gas cloro y el metal sodio reaccionan entre sí, hay desaparición del cloro y del sodio, como tales, y en su lugar aparece un cuerpo nuevo, el cloruro de sodio o sal de la cocina, de propiedades muy diferentes de las del cloro y del sodio.

Las reacciones *se representan* por igualdades, llamadas *ecuaciones químicas*: en el primer miembro figuran las representaciones o *fórmulas* de los cuerpos reaccionantes, y en el segundo miembro las fórmulas de los cuerpos resultantes de la reacción.

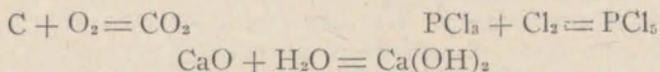
18. División de las reacciones. — Las reacciones se dividen: 1.º, en reversibles o limitadas y no reversibles o ilimitadas.

a) *Reacciones reversibles* o limitadas son las que tienen un límite del que no se puede exceder, por realizarse al mismo tiempo la reacción contraria, que regenera los cuerpos primitivos. Se indican, no con el signo igual ($=$), sino por una doble flecha (\rightleftharpoons). Cuando la reacción en un sentido es anulada por la reacción contraria, se dice que tiene lugar un *equilibrio químico*.

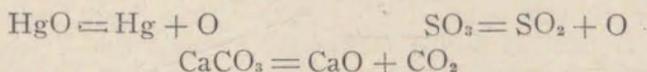
b) *Reacciones no reversibles* o ilimitadas son las que se efectúan indefinidamente en un solo sentido, mientras haya sustancias reaccionantes, por quedar eliminado del sistema alguno de los cuerpos producidos, sea bajo la forma de *gas*, que se desprende, o de cuerpo insoluble, llamado *precipitado*.

2.º Las reacciones químicas se dividen también en asociaciones, disociaciones, sustituciones sencillas y sustituciones dobles.

a) *Asociaciones* son las uniones de átomos, de moléculas y de átomos y moléculas entre sí para formar algún cuerpo compuesto. Por ejemplo: la unión del carbono (C) con el oxígeno (O) para formar anhídrido carbónico (CO₂); la unión del cloro (Cl) con el tricloruro de fósforo (PCl₃) para formar el pentacloruro de fósforo (PCl₅), y la unión del óxido de calcio (CaO) con el agua (H₂O) para formar el hidróxido de calcio (Ca[OH]₂):



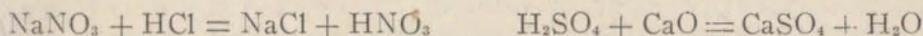
b) *Disociaciones* son las descomposiciones que dan lugar a cuerpos simples o también compuestos. Por ejemplo: la descomposición del óxido mercuríco (HgO), que da lugar a mercurio (Hg) y oxígeno (O); la descomposición del anhídrido sulfúrico (SO₃), que da lugar a anhídrido sulfuroso (SO₂) y oxígeno (O), y la descomposición del carbonato cálcico (CaCO₃) en óxido de calcio (CaO) y anhídrido carbónico (CO₂):



c) *Sustituciones sencillas* son los cambios de un átomo por otro átomo. Por ejemplo: la acción del cinc (Zn) sobre el ácido sulfúrico (H₂SO₄), que da sulfato de cinc (ZnSO₄) e hidrógeno (H), y la acción del cloro (Cl) sobre el bromuro potásico (KBr), que da cloruro potásico (KCl) y bromo (Br):



d) *Sustituciones dobles* o dobles descomposiciones son los cambios mutuos de dos átomos de dos moléculas. Por ejemplo, la reacción entre el nitrato sódico (NaNO₃) y el ácido clorhídrico (HCl), que da cloruro de sodio (NaCl) y ácido nítrico (HNO₃), y la reacción entre el ácido sulfúrico (H₂SO₄) y el óxido de calcio (CaO), que da sulfato de calcio (CaSO₄) y agua (H₂O):



19. Causas que modifican las reacciones.— Son muchas:

1.ª El *calor*, la *luz* y la *electricidad*, en general, favorecen las reacciones; así, por el calor, se oxida el mercurio; por la luz, se combina el cloro con el hidrógeno, y, por la chispa eléctrica, el hidrógeno y el oxígeno se unen para formar agua.

2.ª Favorecen las reacciones el estado particular en que se hallan algunos elementos en el momento de producirse y se llama *estado naciente*. Así, el hidrógeno en este estado decolora en frío una solución ácida de permanganato potásico; en cambio, el mismo elemento hidró-

geno, después de algún tiempo de producido, o sea en estado molecular, ya no verifica esta decoloración.

3.^a Facilita las reacciones el *íntimo contacto*: por esto los cuerpos reaccionan mejor cuando se hallan muy divididos o en estado líquido o de disolución. Así, el ácido tartárico y el bicarbonato sódico, en forma de polvo no reaccionan, aun cuando estén bien mezclados; pero, apenas se añade agua, reaccionan con viveza, porque se disuelven. Asimismo, la percusión provoca la reacción de ciertos cuerpos que, de lo contrario, aun estando juntos, no reaccionarían, como la mezcla de azufre y clorato potásico.

4.^a Ciertas reacciones se efectúan mejor, en igualdad de otras circunstancias, por la *fuerza selectiva de unión* que existe entre los elementos y se llama *afinidad*.

5.^a También influye grandemente en la velocidad de las reacciones la presencia de determinadas sustancias, que, según los casos, se llaman *catalizadores* o *fermentos*.

20. Catalizadores y fermentos.—*Catalizadores* son cuerpos que, sin alterarse al parecer, influyen en la viveza de las reacciones, ya acelerándolas, y entonces se llaman catalizadores *positivos*, ya retardándolas, y en este caso se denominan catalizadores *negativos*. Otro carácter muy esencial de los catalizadores consiste en la desproporción entre la cantidad de substancia y el efecto producido. Así, una pequeña cantidad de ácido clorhídrico basta para transformar cantidades enormes de almidón en azúcar de uva, llamado glucosa: terminada la operación, queda íntegro el poco ácido que se puso.

Fermentos son ciertas sustancias, de naturaleza orgánica, capaces de dar origen a las fermentaciones. *Fermentaciones* son reacciones propias de sustancias orgánicas, en las que, de ordinario, hay abundante desprendimiento de gases, especialmente de anhídrido carbónico. Los fermentos se dividen en *fermentos no organizados* o *enzimas*, que son secreciones de seres vivos, y en *fermentos organizados* o *figurados*, que son seres vivos microscópicos.

21. Radical químico.—Es toda molécula incompleta, que tiende de suyo a completarse. Los radicales se dividen:

1.^o En *simples* y *compuestos*. *Radicales simples* son los elementos en estado atómico, como el hidrógeno en estado naciente; *radicales compuestos* son las moléculas incompletas, formadas de átomos de distinta naturaleza, como el óxido de carbono (CO), que tiende a convertirse en anhídrido carbónico (CO₂).

2.^o En *reales* e *hipotéticos*. *Radicales reales* son los que pueden existir en estado de libertad, como el óxido de carbono; *radicales hipotéticos* son los que no pueden existir, sino en estado de combinación, como el radical oxhidrilo (OH).

CAPÍTULO III

NOTACIÓN Y NOMENCLATURA

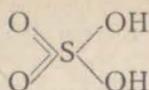
22. Notación química. — Es la expresión escrita de los cuerpos, o sea, la escritura de la Química, que se verifica mediante símbolos y fórmulas.

Símbolos son las expresiones escritas de los *átomos*, y se toman de la inicial del nombre latino de los respectivos elementos; pero, si varios comienzan con la misma letra, se toman las dos primeras, y si éstas fuesen iguales, además de la primera, se toma otra intermedia. Ejemplos: carbono, C; calcio, Ca; cadmio; Cd; cobre, Cu (del latín *cuprum*).

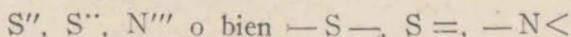
Cada símbolo representa un átomo del cuerpo, y para indicar dos o más átomos del mismo elemento, se le agrega el número correspondiente, bien en la parte inferior, a manera de subíndice, bien delante, a modo de coeficiente: así se escribe: H_2 , H_3 ; 2 H, 3 H, etc.

Fórmulas son las representaciones escritas de las *moléculas* de los cuerpos, ora sean simples, ora compuestos. Constan de los símbolos de los elementos que integran la molécula, y si algún elemento o grupo de elementos se halla repetido varias veces, se indica esto con un subíndice: así, O_2 es la fórmula del oxígeno; H_2SO_4 es la fórmula del ácido sulfúrico, y $KAl(SO_4)_2$ es la fórmula del alumbre ordinario.

Las fórmulas pueden ser empíricas o condensadas, y racionales o de constitución. *Fórmulas condensadas* son las que representan solamente la clase y número de átomos que integran la molécula, como H_2SO_4 (ácido sulfúrico). *Fórmulas de constitución* son las que indican, además, el modo probable como se hallan dispuestos los átomos dentro de la molécula, como la fórmula del ácido sulfúrico escrita así:



La *valencia* de los cuerpos se representa, bien por puntos o comas, bien por trazos dispuestos diversamente, según lo exijan las circunstancias, como



23. Nomenclatura química. — Es la expresión oral de los cuerpos, o sea, el lenguaje de la Química. Como son tantos los cuerpos compuestos, ha sido necesario, como en Botánica y Zoología con las plantas y los animales, agruparlos, por lo que se ha dado en llamar *función química*.

Los *cuerpos simples* o *elementos* se nombran con una sola palabra de origen diverso, aunque con frecuencia expresa una cualidad notable del cuerpo, como *hidrógeno*, productor de agua; *cloro*, de color amarillo verdoso; *germanio*, hallado en Germania (Alemania).

Los *cuerpos compuestos* en Química mineral se nombran con dos palabras, una *genérica* y otra *específica*, como suelen practicarlos los botánicos y zoólogos con las plantas y los animales.

24. Función química. — Es el conjunto de propiedades comunes que caracterizan a una serie de cuerpos, por las cuales se distinguen de todos los demás. Las principales funciones de Química mineral son: función *metaloide*, función *metal*, función *anhídrido*, función *óxido*, función *ácido*, función *base* o *hidróxido* y función *sal*.

25. División de los elementos por su función.

— Los elementos, atendiendo a su función, se dividen en metaloides y metales.

Metaloides son los elementos que, en las descomposiciones de los cuerpos compuestos por la electricidad, se depositan en el polo positivo, lo cual indica que su *carácter eléctrico* es *negativo*; suelen ser malos conductores del calor y de la electricidad, y, al unirse con el oxígeno y luego con el agua, dan origen a los llamados ácidos.

Metales son los elementos que, en las descomposiciones de los cuerpos compuestos por la electricidad, se depositan en el

polo negativo, lo que supone en ellos *carácter eléctrico positivo*; suelen ser buenos conductores del calor y de la electricidad, poseen un brillo especial llamado metálico, y, al unirse con el O y luego con el H₂O, producen las *bases* o *hidróxidos*.

26. Principales elementos.— Los elementos hasta ahora conocidos son en total 92, pero aquí sólo se indicarán los principales. Por encima de los metaloides y de los metales, por su carácter excepcional, debe figurar el hidrógeno, y dentro de cada uno de los dos grandes grupos se subdividen los elementos por la valencia.

Hidrógeno. . . . H' 1.008.

		Símbolo	Peso atómico			Símbolo	Peso atómico
Monovalentes	Halógenos	<i>Fluor</i> . . . F'	19	Alcalinos	(1)	<i>Potasio</i> . . . K·	39,1
		<i>Cloro</i> . . . Cl'	35'5			<i>Sodio</i> . . . Na·	23
		<i>Bromo</i> . . . Br'	79'9			<i>Litio</i> . . . Li·	6,9
		<i>Yodo</i> . . . I'	126'9			<i>Amonio</i> . . . NH ₄ ·	(18)
						<i>Plata</i> . . . Ag·	107,9
Divalentes	Anfígenos	<i>Oxígeno</i> . . O''	16	Alcalinotérreos	(1)	<i>Calcio</i> . . . Ca··	40
		<i>Azufre</i> . . . S''	32'1			<i>Estroncio</i> . . Sr··	87'6
		<i>Selenio</i> . . . Se''	79'2			<i>Bario</i> . . . Ba··	137'4
		<i>Telurio</i> . . . Te''	127,5			<i>Radio</i> . . . Ra··	226
						<i>Magnesio</i> . . Mg··	24,3
						<i>Cinc</i> . . . Zn··	65,4
						<i>Cadmio</i> . . . Cd··	112,4
						<i>Plomo</i> . . . Pb··	207,2
						<i>Cobre</i> . . . Cu····	63,6
						<i>Mercurio</i> . . Hg····	200,6
Trivalentes	(1)	<i>Nitrógeno</i> . . N'''	14			<i>Oro</i> Au·····	197,2
		<i>Fósforo</i> . . . P'''	31	<i>Bismuto</i> . . . Bi····	209		
		<i>Arsénico</i> . . . As'''	75	<i>Aluminio</i> . . Al····	27		
		<i>Antimonio</i> . Sb'''	121'8	<i>Hierro</i> . . . Fe·····	55,8		
		<i>Boro</i> B'''	10'8	<i>Cobalto</i> . . . Co·····	58,9		
Tetra- valentes	(1)	<i>Carbono</i> . . . C''''	12	<i>Niquel</i> . . . Ni·····	58,7		
		<i>Silicio</i> . . . Si''''	28'3	<i>Manganeso</i> . Mn·····	54,9		
				<i>Cromo</i> . . . Cr·····	52		
				<i>Estaño</i> . . . Sn·····	118,7		
				<i>Platino</i> . . . Pt·····	195,2		

(1) Aunque radical compuesto, suele considerársele incluido entre los elementos alcalinos por razón de los compuestos de forma parecidos a los K y Na.

27. División de los compuestos por su función. — Los cuerpos compuestos, atendiendo a su función, se dividen en anhídridos, óxidos, ácidos, bases o hidróxidos y sales: además, como grupos se-

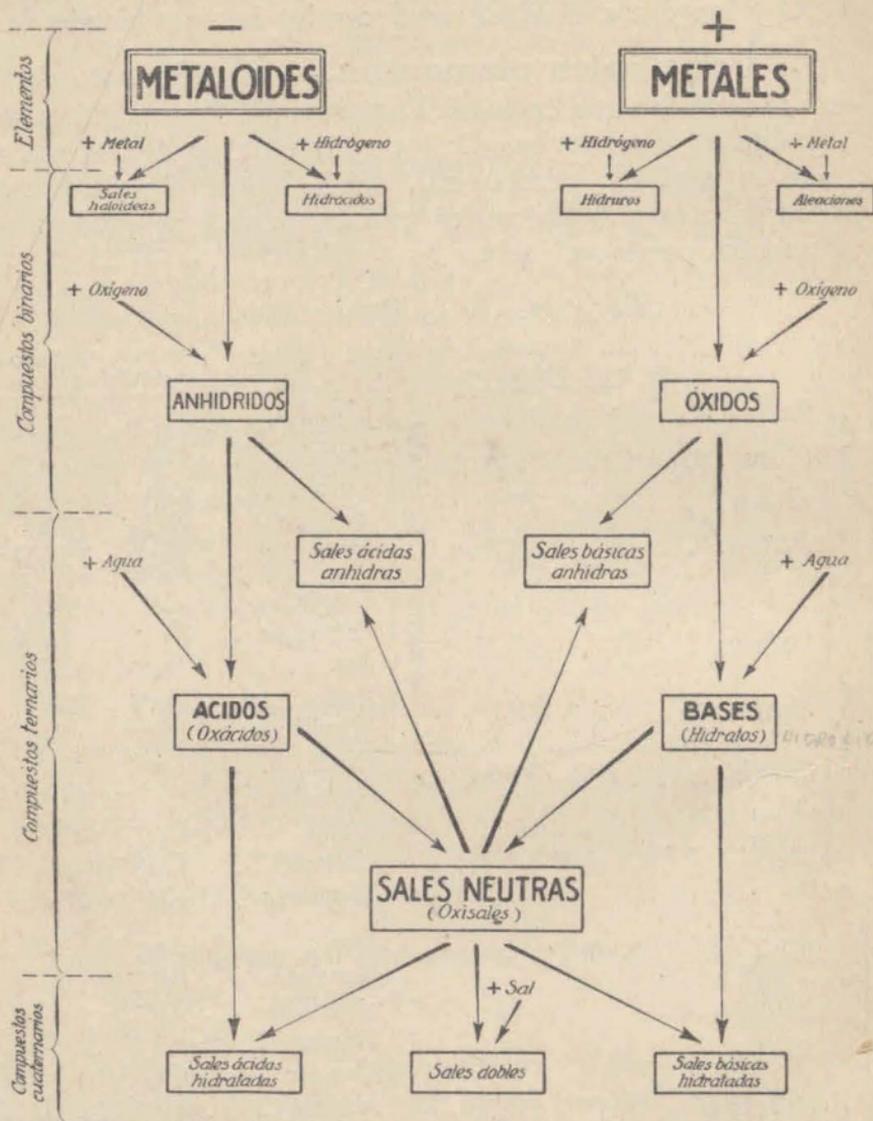


Fig. 4. — Cuadro sinóptico de los principales cuerpos de la Química mineral

cundarios, cabe señalar las aleaciones, los hidruros y los haluros de metaloide.

Fácil es presentar, como en un cuadro sinóptico, los principales compuestos de Química mineral. En efecto, los metaloides unidos al oxígeno dan *anhídridos*, y éstos, en combinación con el agua, dan los *áci-*

dos; por otra parte, los metales combinados con el oxígeno dan los *óxidos*, y éstos, combinándose con el agua, dan las *bases* o *hidróxidos*: las *sales* resultan de la unión de los ácidos con las bases (fig. 4).

Además de estos cinco grupos, están las combinaciones de los metaloides con el hidrógeno, entre las cuales figura el importante grupo de los *hidrácidos*, y las combinaciones de los metaloides con los metales que forman las *sales haloideas*; por fin, las combinaciones de los metales con el hidrógeno dan los *hidruros*, y las combinaciones o mezclas de los metales entre sí producen las *aleaciones*.

28. Anhídridos. — Son las combinaciones binarias de los elementos electronegativos o metaloides con el oxígeno, capaces de unirse con el agua para dar origen a ácidos.

Se nombran con la palabra genérica *anhídrido*, seguida del nombre latino del elemento electronegativo con la terminación *oso* para el compuesto en que el metaloide funcione con la menor valencia, y en *ico* para aquel en que funcione con la mayor: si se forman con un mismo elemento más de dos anhídridos, al de menor valencia entre todos se le antepone el prefijo *hipo*, y al de mayor valencia el prefijo *per* o *hiper*. Por ejemplo:

SO ₂ . . .	Anhídrido sulfur- <i>oso</i> .	Cl ₂ O . . .	Anhídrido <i>hipo</i> -clor- <i>oso</i> .
SO ₃ . . .	» sulfúr- <i>ico</i> .	Cl ₂ O ₃ . . .	» clor- <i>oso</i> .
N ₂ O ₃ . . .	» nitr- <i>oso</i> .	Cl ₂ O ₅ . . .	» clór- <i>ico</i> .
N ₂ O ₅ . . .	» nítr- <i>ico</i> .	Cl ₂ O ₇ . . .	» <i>per</i> -clór- <i>ico</i> .

29. Óxidos. — Son las combinaciones del oxígeno con los elementos electropositivos. También reciben este nombre los compuestos de metaloides y oxígeno, que no son capaces de unirse con el agua para dar origen a ácidos: así NO y NO₂ se llaman *óxidos*.

Se nombran con la palabra genérica *óxido* y la específica tomada del *metal en genitivo* o *adjetivado* con la terminación *ico*; pero, si son dos los óxidos del mismo metal, se suele adjetivar la palabra específica con la terminación *oso*, cuando el metal funciona con la menor valencia, e *ico*, cuando funciona con la mayor. Con todo, así en este caso, como cuando son más de dos los óxidos del mismo metal, la palabra específica se toma del nombre del metal, precedido de la preposición *de*, y entonces la palabra *óxido* va precedida de diversos prefijos (*sub*, *proto*, *bi*, *tri*, *sesqui*, *tetra*, etc.), según el grado de oxidación. Por ejemplo:

Na_2O	. . .	Oxido <i>de</i> sodio o <i>sód-ico</i> .
CaO	. . .	Óxido <i>de</i> calcio o <i>cálc-ico</i> .
Al_2O_3	. . .	<i>Sesqui-óxido de</i> aluminio.
Pb_2O	. . .	<i>Sub-óxido de</i> plomo.
FeO	. . .	Óxido <i>ferr-oso</i> .
Fe_2O_3	. . .	Óxido <i>férr-ico</i> .
MnO	. . .	Óxido <i>mangan-oso</i> .
MnO_2	. . .	<i>Bi-óxido de</i> manganeso.

30. Ácidos. — Son los cuerpos de sabor agrio, que enrojecen la tintura azul de tornasol, cuando se hallan en solución acuosa. Se dividen en hidrácidos y oxácidos.

Hidrácidos son las combinaciones de los halógenos (flúor, cloro, bromo y yodo) con el hidrógeno; y, por extensión, las combinaciones hidrogenadas de otros elementos electronegativos (como el azufre) con carácter ácido.

Se nombran con la palabra genérica *ácido*, seguida de la específica tomada del metaloide, terminada en *hídrico*. Por ejemplo:

HF . . .	Ácido flúor- <i>hídrico</i> .	H_2S . . .	Ácido sulf- <i>hídrico</i> .
HCl . . .	» clor- <i>hídrico</i> .	H_2Te . . .	» telur- <i>hídrico</i> .

Oxácidos son los cuerpos resultantes de la unión de los anhídridos con el agua. Se designan con la palabra genérica *ácido*, seguida de la específica, idéntica a la del anhídrido de donde provienen. Así, se dice:

HClO . . .	Ácido <i>hipo-clor-oso</i> .	HClO_3 . . .	Ácido <i>clór-ico</i> .
HClO_2 . . .	» <i>clor-oso</i> .	HClO_4 . . .	» <i>per-clor-ico</i> .

En todo ácido oxácido pueden considerarse el radical, el residuo halogénico y el anhídrido. *Radical* de un ácido es lo que resta de quitar al ácido los oxhidrilos: así, el radical del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es SO_2 ". *Residuo halogénico* de un ácido es lo que resta de quitar al ácido los hidrógenos oxhidrílicos: así, el residuo halogénico del mismo ácido sulfúrico es SO_4 ".

Se llama *anhídrido* de un ácido lo que resta del ácido al abstraerle agua: si la substracción es total el anhídrido se llama *perfecto*; si es parcial, se llama *imperfecto*. En este último caso el cuerpo resultante es un verdadero ácido, y como tal se le nombra, aunque con los prefijos *piro* o *meta*:

H_3PO_4 es el ácido fosfórico (*orto* o ácido normal).

$2\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ es el ácido *piro*-fosfórico (anhídrido imperfecto).

$2 \text{H}_3\text{PO}_4 - 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{HPO}_3$ es el ácido *meta*-fosfórico (anhídrido imperfecto).

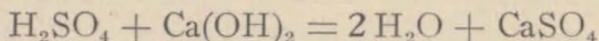
$2 \text{H}_3\text{PO}_4 - 3 \text{H}_2\text{O} = \text{P}_2\text{O}_5$ es el anhídrido fosfórico (anhídrido perfecto).

31. Bases o hidróxidos. — Son las sustancias de sabor a lejía, que en estado de solución devuelven su color azul a la tintura de tornasol previamente enrojecida por los ácidos, colorean de rojo pardo la tintura amarilla de cúrcuma y de rojo intenso a la fenolftaleína, que en solución alcohólica es incolora. Las bases resultan de la unión de los óxidos con el agua.

El nombre genérico de las bases es *hidróxido* y el nombre específico se toma del *metal en genitivo* o adjetivado con la terminación *ico*. Si son dos las bases del mismo metal, se usan las terminaciones *ico* u *oso*, según sea el óxido de donde provienen. Así se dice:

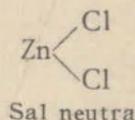
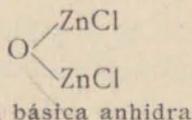
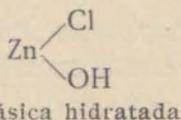
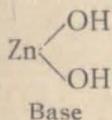
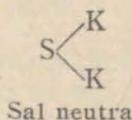
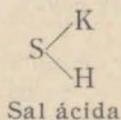
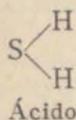
KOH . . .	Hidróxido	de potasio o potás-ico.
Ba(OH) ₂ . .	»	de bario o bár-ico.
Sn(OH) ₂ . .	»	estann-oso.
Sn(OH) ₄ . .	»	estánn-ico.

32. Sales. — Son los cuerpos resultantes de la acción de los ácidos sobre las bases; en esta acción hay, además, producción de agua:



Se dividen en haloideas y oxisales.

Sales haloideas son las combinaciones resultantes de la substitución total (sal neutra) o parcial (sal ácida) de los H de los hidrácidos por metales o radicales positivos; o también pueden considerarse formadas de la substitución total (sal neutra) o parcial (sal básica) de los oxhidrilos de las bases por metaloides:

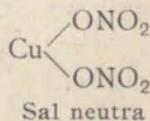
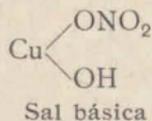
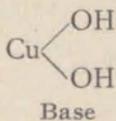
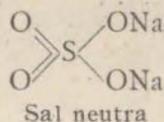
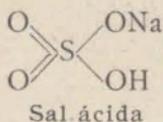
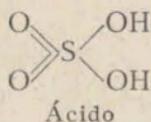


Las sales haloideas ácidas nacen de la combinación de los ácidos con las sales haloideas neutras, y las sales haloideas básicas nacen de la combinación de los óxidos o de los hidróxidos con las sales haloideas neutras.

Se nombran con la palabra genérica tomada del nombre latino del elemento electronegativo terminado en *uro*; si la sal es ácida, se hace terminar en *hidrato*, y si es básica, se añade la palabra *básico*: el nombre específico se toma del elemento más positivo *en genitivo* o con la terminación *ico*. Cuando hay dos combinaciones con los mismos dos elementos, la palabra específica se hace terminar en *oso*, cuando el metal funciona con su menor valencia, y en *ico*, cuando funciona con la mayor. Así se dice:

NaI	Yoduro de sodio o sód-ico.
FeBr ₂	Bromuro ferr-oso.
FeBr ₃	Bromuro férr-ico.
KHS	Sulf-hidrato potás-ico.
NaHF ₂	Flúor-hidrato sód-ico.
CaOHCl	Cloruro básico de calcio.

Oxisales son las combinaciones resultantes de la sustitución total (sal neutra) o parcial (sal ácida) de los H de los oxácidos por metales o radicales positivos; o también pueden considerarse formados de la sustitución total (sal neutra) o parcial (sal básica) de los hidrógenos de las bases por radicales ácidos:



Las oxisales ácidas nacen de la combinación de los anhídridos o de los ácidos con las oxisales neutras; y las oxisales básicas nacen de la combinación de los óxidos o hidróxidos con las oxisales neutras.

En las oxisales la palabra genérica se forma de la específica de los ácidos de donde provienen, cambiando la terminación *oso* en *ito* y la terminación *ico* en *ato*; los prefijos *per*,

orto, *piro*, *meta* se conservan en las sales. La palabra específica se forma del metal *en genitivo* o adjetivado en *ico*, y en *oso* o en *ico*, si son dos. Las oxisales ácidas se nombran interponiendo la palabra *ácido* entre la genérica y la específica, bien indicando los átomos de metal o simplemente anteponiendo el prefijo *bi*; las oxisales básicas se nombran, bien intercalando la palabra *básico* entre la genérica y la específica, bien anteponiendo el prefijo *sub* a la palabra genérica. Por ejemplo:

NaClO . . .	<i>Hipo-clor-ito de sodio o sód-ico.</i>
CuClO ₂ . . .	<i>Clor-ito cupr-oso.</i>
Cu(ClO ₃) ₂ . . .	<i>Clor-ato cúpr-ico.</i>
Ba(ClO ₄) ₂ . . .	<i>Per-clor-ato de bario o bár-ico.</i>
NaHSO ₃ . . .	<i>Bi-sulf-ito de sodio o sód-ico.</i>
KHSO ₄ . . .	<i>Sulf-ato ácido de potasio.</i>
Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃ .	<i>Carbon-ato básico de cobre.</i>
BiOH(NO ₃) ₂ .	<i>Sub-nitr-ato de bismuto.</i>

En resumen:

De los ácidos en *hídrico* provienen las sales en *uro*.

De los ácidos en *oso* provienen las sales en *ito*.

De los ácidos en *ico* provienen las sales en *ato*.

33. Nomenclatura de los radicales.—Los radicales se nombran con una sola palabra tomada del elemento principal con la terminación *ilo*, excepto algunos hidrogenados, que se terminan en *nio* o *ido*. Los principales radicales son:

OH' oxhidrilo.	NO ₂ ' nitrilo.	CO'' carbonilo*
SH' sulfhidrilo.	PH ₄ ' fosfonio.	COOH' carboxilo.
SO'' tionilo.	PO' fosforilo.	CN' nitrilo.
SO ₂ '' sulfurilo.	AsO' arsenilo.	BiO' bismutilo.
NH ₄ ' amonio.	SbO' antimonilo.	FeO' ferrilo.
NH ₂ ' amido.	BO' borilo.	CrO' cromilo.
NO' nitrosilo.		

CAPÍTULO IV

ESTADOS DE LOS CUERPOS

34. Generalidades. — *Estados de los cuerpos* son los distintos aspectos bajo los cuales éstos se presentan por razón de la diversa agrupación molecular de la materia. Hay tres estados bien definidos, que son el *sólido*, el *líquido* y el *gaseoso*; pero, además, existen como estados intermedios, el estado *pastoso* y las *dispersiones*, entre los estados sólido y líquido, y el estado *vesicular*, entre los estados líquido y gaseoso.

El *estado sólido* se caracteriza por tener forma y volumen independientes del recipiente en donde se encuentran, y presentan además bastante resistencia a la división. El *estado líquido* se distingue por tener forma dependiente del recipiente donde se hallan, volumen propio, y ofrecer escasa resistencia a la separación de sus partes. El *estado gaseoso* no tiene forma ni volumen propios, sino sólo los del recipiente que contiene al cuerpo.

35. Estado sólido. — Los cuerpos en estado sólido se dividen en cristalizados, cristalinos y amorfos. Los cuerpos se llaman *cristalizados*, cuando poseen forma regular interna y externa; se llaman *cristalinos*, cuando son informes en el exterior, pero de constitución regular en su interior; se llaman *amorfos*, los que no muestran regularidad externa ni interna.

Los cuerpos cristalizados o *cristales* se presentan en formas geométricas más o menos regulares, relacionadas con sus propiedades físicas. Como son muchas estas formas, se han dividido los cristales en seis grupos, llamados *sistemas cristalinos*, a saber: *regular*, *hexagonal*, *tetragonal* o *cuadrático*, *rómbico*, *monoclínico* y *triclínico*. Cada sistema tiene una forma principal, de la que se consideran derivadas las demás, ya sea por truncamiento, biselamiento o apuntamiento, o por varios de estos fenómenos a la vez. Como lo más constante de los cristales son los ángulos que forman entre sí las caras; por esto es necesario medirlos, para lo cual se usan los *goniómetros* (fig. 5).

Los cristales pueden obtenerse por vía seca o por vía húmeda. 1.º Por *vía seca* pueden formarse cristales de dos maneras, bien fundiendo la substancia y dejándola enfriar lentamente, como el azufre y el bis-

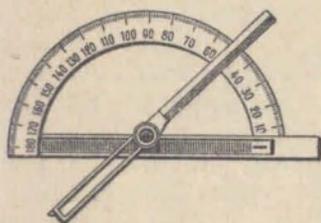


Fig. 5. — Goniómetro de aplicación.

muto, y entonces se llama *por fusión*; bien calentando el cuerpo, si se presta a ello, hasta que se volatilice, y recogiendo en un sitio frío los vapores (como el yodo y el ácido benzoico) y entonces el método se llama *por sublimación* (fig. 6).

2.º Por *vía húmeda* se consiguen también cristales por dos métodos: si la substancia es más soluble en caliente que en frío, se satura en caliente el líquido, que muy de ordinario es el agua, y luego se deja enfriar lentamente, con lo cual se

depositan los cristales, como sucede con el sulfato sódico; pero, si la substancia es próximamente tan soluble en caliente como en frío, se satura de ella el líquido a la temperatura ordinaria, y después se deja evaporar paulatinamente el disolvente, como sucede con el cloruro de sodio (fig. 7).

36. Medida de los sólidos. — La determinación del volumen de los sólidos, por irregulares que éstos sean, se funda en el principio de Arquímedes, que dice: “Sobre todo cuerpo sumergido en un líquido se ejerce un empuje hacia arriba igual al peso de la masa de agua desalojada”. Por tanto, conociendo lo que pierde de peso un cuerpo sumergido en el agua, se deducirá sin dificultad el volumen del líquido desalojado.

Según esto, para determinar el volumen de un cuerpo, se le suspende, mediante un hilo muy fino, de uno de los platillos de la balanza hidrostática; y se le pesa primero en el aire y luego sumergido en agua destilada [a 4.º: la pérdida de peso que se observará entonces indica la masa de agua desalojada; de donde sin dificultad se deducirá el volumen de ésta, y por consiguiente el del cuerpo sumergido.

Para determinar la masa de los sólidos basta una simple pesada: en Química es frecuente el uso de las balanzas de precisión por las que se llega con cierta facilidad hasta la diezmilésima de miligramo.

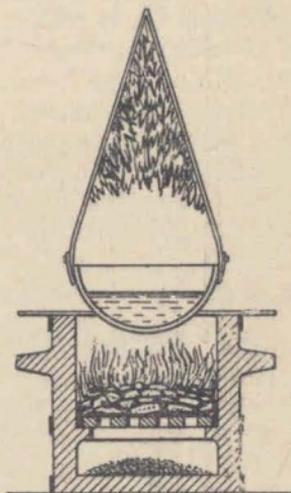


Fig. 6. — Sublimación del ácido benzoico.

37. Alotropía, isomería y polimería. — Se llama *alotropía* la propiedad que poseen algunos elementos de presentarse en varias

modificaciones primarias, o sea, con los átomos diversamente distribuidos en la molécula, lo cual da lugar a propiedades físicas diferentes. Desde antiguo se conoce la alotropía de muchos metaloides, como el O, S, P, As, S y C; pero hasta recientemente no se ha descubierto en los metales, como el Zn, Sn, Al, Fe, Co y Ni.

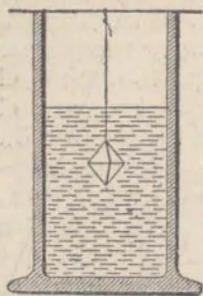


Fig. 7. — Cristalización del alumbre por vía húmeda.

Isomería es la propiedad de muchos cuerpos compuestos de poseer iguales fórmulas condensadas, pero distintas de constitución, lo cual da lugar a diversas propiedades físicas y químicas. En Química orgánica es muy frecuente esta propiedad; no así en Química mineral, que constituye sólo excepciones: así, las sales de cromo y manganeso presentan dos coloraciones distintas, una violada y otra verde, lo que se atribuye al distinto modo de unirse los átomos dentro de la molécula. También se observa la isomería en varios sulfuros, según lo manifiesta su diverso color: así, el HgS obtenido

por vía seca es rojo y por precipitación, negro; el MnS unas veces es rosado y otras de color verde grisáceo; el Sb₂S₃ unas veces es negro y otras rojo, etc.

Polimería es la propiedad que tienen ciertas moléculas de hacerse múltiples unas de otras. Suele distinguirse entre polimería y condensación: en el primer caso los polímeros formados pueden transformarse fácilmente en la molécula que les ha dado origen; en el segundo caso la reunión de varias moléculas iguales produce un compuesto nuevo, que, si bien tiene la misma composición centesimal, no puede regenerar al primero. En general, la polimerización es efecto de reacciones catalíticas con gran desprendimiento de calor: los polímeros están muy influenciados por la temperatura, siendo frecuente que, en frío, se produzca polimerización y que, en caliente, se rompa la molécula en las primeras más sencillas. La polimería es frecuente en Química orgánica, y más rara en Química mineral: con todo pueden citarse los casos de los óxidos de cloro y de nitrógeno: ClO₂ y Cl₂O₄, NO₂ y N₂O₄.

38. Polimorfismo e isomorfismo. — Se llama *polimorfismo* la propiedad que ofrecen algunas sustancias de cristalizar en diferentes sistemas o de presentar diferentes formas de un mismo sistema, a pesar de tener la misma composición química. En el caso de ser dos las formas cristalinas del mismo cuerpo, el fenómeno se llama *dimorfismo*. Tal le sucede al carbonato cálcico, que unas veces cristaliza en el sistema hexagonal (en romboedros) y se llama *calcita*, y otras veces en el sistema rómbico, y es el *aragonito*.

Isomorfismo es la propiedad que presentan algunas sustancias, químicamente diversas, de cristalizar en el mismo sistema, hasta el punto de que los cristales de unas pueden servir de núcleos de cristalización de las otras: así se observa en el alumbre de aluminio y en el alumbre de cromo. Mitscherlich dió la verdadera noción del isomorfismo diciendo que "todas las sustancias de constitución química semejante

cristalizan en formas iguales o muy análogas". Esto es lo que sucede con los alumbres y con las dos series de carbonatos, la romboédrica y la rómbica.

39. Propiedades de los líquidos. — Las especiales propiedades de los líquidos se deben principalmente al hecho de que el espacio libre entre sus moléculas, tan predominante en los gases, es relativamente despreciable en los líquidos; por lo cual las presiones, por grandes que sean, producen poca disminución en su volumen, y la cohesión entre las moléculas resulta mayor que en los gases.

Los líquidos, a pesar de su fluidez, tienen cierta viscosidad, que varía mucho de unos a otros: así en el alcohol y éter es muy débil, en el ácido sulfúrico y en los aceites es muy grande. Poseen además una cierta elasticidad, que les hace recuperar el volumen primitivo al cesar la compresión. Por último es de notar la gran cohesión entre sus moléculas, que les hace adoptar la forma esférica cuando sólo se hallan sometidos a fuerzas interiores.

40. Medida de líquidos. — El volumen de los líquidos se determina con balones o probetas graduadas o aforadas, las cuales suelen tener la graduación para la temperatura de 15°; ahora bien, como casi nunca la temperatura del líquido es igual a la del aforamiento de la vasija, es necesario a veces en medidas de precisión saber exactamente el volumen a 15°, del recipiente lleno del líquido hasta la señal de enrase. Esto supuesto, el volumen de un recipiente de vidrio a t° (V_t°) será:

$$V_t^{\circ} = V_{15^{\circ}} + K(t^{\circ} - 15^{\circ}),$$

siendo K (0,000027) el coeficiente de dilatación del vidrio.

41. Teoría cinética de los sólidos y líquidos. — Las teorías modernas sobre la constitución de la materia explican los estados físicos diciendo que son el resultado de las distancias intermoleculares, que determinan la rapidez de los movimientos de las moléculas: en otros términos, que dependen de la densidad molecular, o sea, del número de moléculas en la unidad de volumen.

Los sólidos tienen las moléculas casi juntas, merced a la fuerza de atracción mutua, llamada *cohesión*, siendo casi nula la fuerza de repulsión entre las moléculas. En los líquidos la atracción entre las moléculas es la fuerza que domina, pero cediendo suficiente movimiento a las moléculas para que el cuerpo tome la forma del recipiente que lo contiene.

42. Disolución y sus clases. — *Disolución* es el fenómeno por el cual un sólido, un líquido o un gas se mezcla con un líquido hasta formar con él una substancia homogénea. El líquido primitivo se llama *disolvente* y el líquido resultante, *solución* o *disolución*.

Las disoluciones pueden ser físicas y químicas. La disolución se llama *física* cuando no existe transformación química propiamente dicha y el cuerpo disuelto puede recuperarse eliminando tan sólo el disolvente: en particular se llama *iónica* cuando el cuerpo se halla en el líquido dissociado en sus iones, como la sal común en el agua, y se denomina *molecular* o simplemente física cuando el cuerpo no se disocia, sino que se encuentra sólo disgregado en sus moléculas, como le sucede al azúcar disuelto en el agua. La disolución se llama *química*, cuando hay cambio de substancia y ya no es posible recuperar el cuerpo primitivo por la sola eliminación del disolvente: así, es disolución química la del cinc en el ácido clorhídrico.

43. Coeficiente de solubilidad.—La solución se llama *saturada* cuando el líquido no puede contener más substancia en solución, de suerte que si se le añade más sólido, éste se deposita en el fondo del recipiente. La cantidad de sólido que un líquido determinado puede contener en disolución depende de la temperatura: en general en el sentido de aumentar la solubilidad; con todo se dan casos en que el cuerpo es tan soluble en caliente como en frío. Todo esto, si se trata de algún líquido o sólido, porque referido a la solución de los gases en los líquidos el aumento de temperatura hace disminuir siempre la solubilidad.

A veces al descender la temperatura continúan ciertos sólidos disueltos en mayor proporción de la que les corresponde, y este fenómeno se llama *sobresaturación*; pero, en estos casos, suele bastar un pequeño movimiento del líquido o la introducción de una partícula de la misma substancia para hacer depositar al estado cristalino el exceso de sólido retenido en disolución.

Llámase *coeficiente de solubilidad* la cantidad en peso de una substancia que se necesita para saturar 100 gr. de disolvente. Si en un eje de abscisas se marcan las temperaturas y en el de ordenadas los coeficientes respectivos de solubilidad, los puntos de intersección de las paralelas a dichos ejes determinarán una curva, llamada *curva de solubilidad*.

44. Dispersiones.—Son las substancias sólidas o líquidas que, en estado de suma división, se encuentran en el seno de un líquido, sin que por el reposo se depositen en el fondo. Las dispersiones se clasifican, según el tamaño de las partículas, en suspensiones y emulsiones, en coloides y en soluciones.

Las dispersiones se llaman *suspensiones* cuando las partículas son sólidas y su diámetro sobrepasa la décima de micrón, pero se llaman *emulsiones* cuando el fenómeno tiene lugar entre líquidos no miscibles. Las dispersiones se llaman *coloides* si el tamaño de las partículas dispersas oscila entre una décima y una milésima de micrón. Las disper-

siones se llaman *soluciones* si el tamaño de las partículas es menor de una milésima de micrón.

Las suspensiones pueden separarse por medios mecánicos, como es la centrifugación, y pueden apreciarse por medios ópticos, pues comunican al líquido cierta opacidad.

Los coloides son mezclas de sólidos y líquidos incapaces de ser separados mecánicamente por el diminuto tamaño de las partículas; si bien ópticamente se pueden distinguir porque difunden la luz, como lo hace el polvillo del aire, o sea, que dejan ver lateralmente un haz luminoso que los atraviesa, y además porque observados con el microscopio dejan ver sus partículas individualmente, dotadas de movimientos vibratorios muy rápidos, que se llaman *brownianos*. Estas partículas coloidales reciben el nombre de *micelas*; las soluciones coloidales se llaman *hidrosoles* o simplemente *soles* y los coloides precipitados se denominan *hidrogeles* o simplemente *geles*.

Las partículas de las verdaderas soluciones son tan diminutas que no pueden separarse por medios mecánicos, ni tampoco pueden apreciarse por medios ópticos algunos.

Diálisis es el procedimiento, debido a Graham, para separar las sustancias coloides de las disueltas o *cristaloides*, como se las llama también. El aparato se llama *dializador*, y se funda, por una parte, en el poder que tienen los líquidos de atravesar los tabiques porosos estableciendo una doble corriente en sentido contrario, y, por otra, en la dificultad que ofrecen ciertas membranas, sobre todo el pergamino, de dejarse atravesar de las partículas coloidales. Por tanto, si se dispone una mezcla de sustancias disueltas y otras en estado coloidal y se la coloca en un recipiente con fondo de pergamino, que, a su vez, se halla sumergido en el seno del agua, el líquido del interior, junto con la sustancia disuelta, pasará al vaso exterior, mientras que las partículas coloidales quedarán retenidas: de esta suerte, transcurrido cierto tiempo, se encontrará el coloide casi enteramente exento del cristaloides (figura 8).

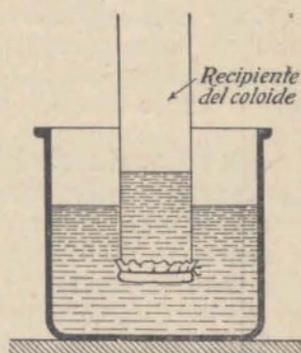


Fig. 8. — Dializador

45. Disolución de los gases en los líquidos. — El agua y otros líquidos tienen la propiedad de dejarse penetrar por los gases y formar mezclas homogéneas con ellos. Esta absorción de los gases por los líquidos se verifica, según las tres leyes siguientes:

1.^a Existe una relación constante entre el volumen del gas disuelto y el volumen del disolvente (ley de Henry), o sea, que la cantidad de gas disuelto decrece al disminuir la presión.

2.^a La cantidad de gas disuelto es tanto mayor cuanto más baja es la temperatura, o sea, cuanto menor es la fuerza elástica del gas:

por tanto, la elevación de temperatura hace disminuir la cantidad de gas disuelto.

3.^a Cuando una mezcla de diversos gases está en contacto con un disolvente, cada uno de los gases se disuelve, como si ocupara el volumen de la mezcla total.

Se llama *coeficiente de solubilidad* o *de absorción* de un gas con relación a un líquido, la relación entre el volumen del gas disuelto hasta saturación y el volumen del líquido, estando ambos a 0° y refiriendo el volumen del gas absorbido a la presión que éste ejerce sobre el líquido. Este coeficiente varía según los gases y los líquidos; pero, para un mismo gas y un mismo líquido, es invariable, cualquiera que sea la presión, con tal de que la temperatura sea constante, conforme a la 1.^a ley, o sea, a la de Henry.

46. Teoría cinética de los gases. — Modernamente se cree que los cuerpos en estado gaseoso presentan sus moléculas sumamente separadas entre sí con respecto a su propio volumen, y dotadas de movimientos rectilíneos rapidísimos: es que, en ellos, la fuerza de repulsión entre las moléculas es mayor que la de cohesión. El mutuo choque las obliga a cambiar continuamente de dirección, y la colisión con las paredes del recipiente origina lo que se conoce con el nombre de *presión del gas*.

Para formarse alguna idea de la multitud de choques y de la velocidad del movimiento de las moléculas gaseosas, bastará decir que las del hidrógeno se mueven a razón de 1.800 metros por segundo, sin que, en tanto espacio recorrido, logren adelantar más de alguna fracción de milímetro.

47. Medida de las masas de los gases. — Es frecuente en Química tener que hacer determinaciones de cantidades de gases; pero, como resulta mucho más fácil medir volúmenes gaseosos que no pesar gases, de aquí que, en la práctica de laboratorio, se eche mano principalmente del primer método; con todo, a veces se hace necesario recurrir a pesadas para determinar la densidad de los gases.

Densidad de un gas es la masa de un centímetro cúbico de dicho gas a 0° y 760 mm. de presión. La manera directa de determinar la densidad de un gas se reduce a pesar el gas contenido en un matraz, para lo cual se emplea un matraz ligero de 100 a 150 cm.³ de capacidad, con tapón de caucho atravesado por un tubo con llave de vidrio. Ante todo se extrae completamente el contenido del matraz, mediante una trompa de aire; se pesa, y este peso corresponde al de la vasija; luego se deja penetrar el gas cuya densidad va a determinarse, cuidando de que quede bien lleno a la presión de la atmósfera; en este estado se cierra la llave y se pesa de nuevo el matraz, y el aumento de peso nos dará el peso del gas. En este instante se leen la temperatura y la presión atmosférica. Para determinar el volumen se expulsa el gas del matraz, llenándolo de agua, y se vuelve a pesar: la diferencia en gramos, entre el peso del matraz lleno de agua y el del matraz vacío, dará el volumen de la capacidad de la vasija en centímetros cúbicos.

El volumen encontrado, para el gas en cuestión, debe reducirse a 0° y a la presión de 760 mm., a fin de obtener el gas en condiciones normales. Dividiendo luego el peso hallado por su voluntad normal, se tendrá la densidad del gas.

48. Corrección de presión y temperatura.— El volumen de una porción de gas disminuye cuando aumenta la presión y aumenta cuando se eleva la temperatura. Por consiguiente, al pretender deducir por el volumen de los gases la cantidad real de materia que de los mismos existe en el espacio considerado, deberán tenerse en cuenta los factores de presión y de temperatura, ya que los volúmenes de todos los gases se refieren, para poder ser comparados entre sí, a la presión normal de 760 mm. y a la temperatura de 0° centígrados.

Para la corrección de presión basta multiplicar el número de centímetros cúbicos hallados (V_p) por un quebrado, cuyo numerador sea la presión P señalada por el barómetro, y el denominador la presión normal:

$$V_{760} = V_p \times \frac{P}{760}$$

Para reducir el volumen de un gas a 0°, o sea, a 273° absolutos, basta multiplicar el volumen a la temperatura hallada (V_t) por un quebrado, cuyo numerador sea 273 y cuyo denominador sea la temperatura absoluta del gas T :

$$V_{0^\circ} = V_t \times \frac{273}{T}$$

49. Corrección de humedad.— El fundamento para hallar la corrección de humedad estriba en la propiedad de los gases, que no reaccionan entre sí, de comportarse cada uno de ellos como si los demás no existiesen y él solo ocupara todo el volumen disponible; y así, mezclados 1.000 cm.³ de oxígeno y 1.000 cm.³ de nitrógeno a la presión de una atmósfera, ocuparán 2.000 cm.³ a una atmósfera también; pero, el oxígeno y el nitrógeno actuarán como si se hallasen a la presión de media atmósfera. Por tanto, para hallar la presión de un gas en estado seco, debe restarse de la presión total hallándose húmedo, la presión parcial del vapor acuoso a la temperatura de observación.

Luego, la fórmula general de un gas con las correcciones de temperatura, presión y humedad es:

$$V \text{ (normal)} = V \text{ (obs.)} \times \frac{273}{273 + t^\circ} \times \frac{P - p}{760}$$

En la que V (normal) representa el volumen normal que se busca; V (obs.) el volumen observado; P , la presión del gas, que en el caso supuesto del vapor de agua a la temperatura t° es igual a la presión atmosférica, y p la tensión del vapor de agua a la temperatura t° .

50. Medida del volumen de un gas.— Para ello se coloca el gas en un aparato (generalmente en forma de probeta graduada e invertida), construido de suerte que uno de los límites del volumen sea un líquido. En este caso debe procurarse que la superficie del líquido en contacto con el gas en el tubo cerrado esté al mismo nivel que la superficie libre del líquido, expuesta a la presión atmosférica, lo cual se consigue levantando convenientemente la probeta invertida, que encierra el gas en su interior y se halla sumergida en parte dentro del líquido. Una vez obtenida esta igualdad de niveles, se lee la graduación del tubo o probeta, y al mismo tiempo se determina la temperatura y la presión atmosférica, para poder aplicar la corrección que debe hacerse en el volumen hallado.

CAPÍTULO V

LEYES DE LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

51. Teoría atómicomolecular o de Dalton.— Este célebre químico condensó en tres postulados sus investigaciones sobre la manera de obrar las sustancias químicas: 1.º Todos los elementos se hallan formados de *partículas* muy pequeñas, los *átomos*, que permanecen indivisibles en los fenómenos químicos, por lo cual poseen un peso fijo llamado atómico; 2.º, los átomos de un mismo elemento son *idénticos*, y en particular poseen todos ellos un peso igual, mientras que los átomos de los diversos elementos difieren entre sí; 3.º, los compuestos químicos resultan de la *yuxtaposición* de los átomos de los diferentes elementos componentes, que se unen en número determinado para formar la molécula.

Por esta hipótesis se explican cumplidamente las leyes que regulan las masas reaccionantes con relación a los cuerpos resultantes, llamadas leyes ponderales, las cuales son cuatro, debidas respectivamente a Lavoisier, Proust, Dalton y Wenzel-Richter.

52. Ley de los pesos o de Lavoisier.— “El peso de los compuestos es igual a la suma de los pesos de los componentes”, y por consiguiente en las combinaciones no hay pérdida de materia. Esta ley se ha comprobado en los laboratorios y la confirma el hecho de la constancia del movimiento de la Tierra alrededor del Sol, el cual cambiaría, si hubiese en este astro variación de masa por efecto de las múltiples reacciones que tienen lugar en él. Esta ley suele también presentarse en esta otra forma: “en las reacciones no hay ni pérdida ni aumento de materia” (fig. 9).

Explicación: Esta ley tiene cumplida explicación admitiendo la teoría atómicomolecular de Dalton. En efecto, resultando la molécula de todo cuerpo compuesto formada de la unión de los átomos de los componentes, los cuales son químicamente indivisibles, es evidente que el peso de un número cualquiera de moléculas será igual a la suma de los pesos de los átomos que las han formado.

53. Ley de las proporciones fijas o de Proust.— “Hay una relación constante entre los pesos de los elementos que se unen para

formar un compuesto determinado." Por ejemplo, cuando se une el hidrógeno con el oxígeno para formar agua, lo verifican siempre en la proporción constante de 1 a 8 en peso; de suerte que, si descomponemos el agua, hallaremos siempre 8 partes en peso de oxígeno por una parte de hidrógeno.

Explicación: Esta ley se explica sabiendo que el número de átomos de cada elemento en las especies químicas es constante; por consiguiente también será constante la relación entre los pesos de los mismos átomos.

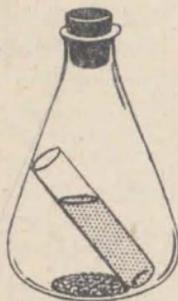


Fig. 9. — Comprobación de la ley de Lavoisier (1).

54. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton.

— "Los pesos de un elemento que se unen con una misma cantidad de otro para formar distintos compuestos químicos, varía según una relación muy sencilla." Así, por ejemplo, 14 partes en peso de nitrógeno se unen a 8, 16, 24, 32 y 40 partes de oxígeno para formar cinco compuestos, en los cuales las cantidades de este último elemento

se hallan entre sí en la relación sencilla 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Explicación: Si hay varias combinaciones en las que permanece constante la cantidad de uno de los elementos, cada uno de los átomos del elemento constante se habrá de unir sucesivamente a 1, 2, 3, 4 y 5 átomos del otro; y, por lo tanto, esta misma relación existirá entre los pesos de este elemento en las diversas combinaciones.

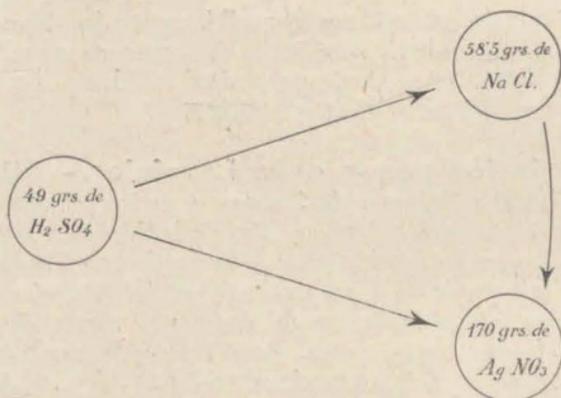


Fig. 10. — Representación gráfica de la ley de proporciones recíprocas

55. Ley de las proporciones recíprocas o de Wenzel-Richter.

— "Los pesos de dos o más cuerpos que reaccionan con un

(1) En los laboratorios se comprueba esta ley haciendo reaccionar en un recipiente cerrado un líquido (por ejemplo ácido sulfúrico), contenido en un tubo de ensayo, con un sólido en disolución (por ejemplo, cloruro de bario). Pesando el recipiente antes y después de la reacción, no se advierte la más pequeña variación de peso.

mismo peso de otro cuerpo son los mismos o sus múltiplos los que reaccionan entre sí, caso de ser susceptibles de reaccionar." Esta ley quiere decir que si 49 gr., por ejemplo, de ácido sulfúrico reaccionan con 58,5 gr. de cloruro de sodio, y si también 49 gr. de ácido sulfúrico

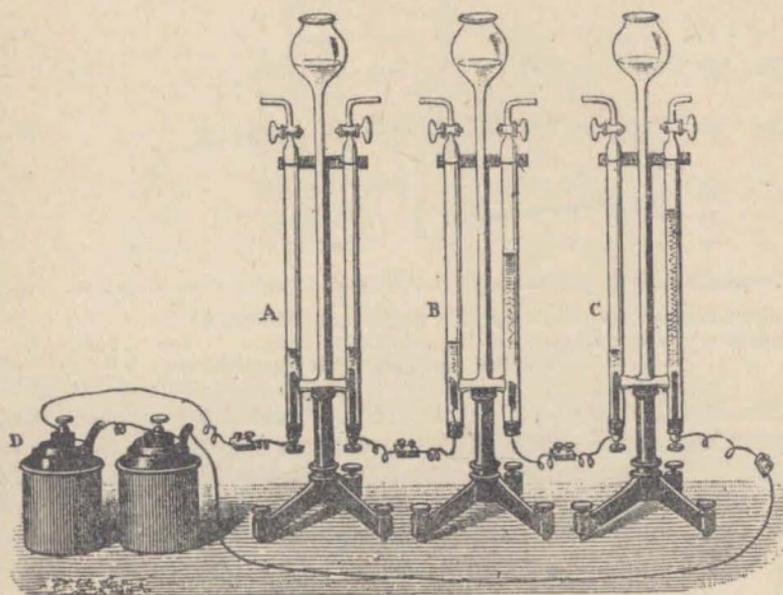


Fig. 11.—Descomposición electrolítica del ácido clorhídrico (A), agua (B), y amoníaco (C).

Por cada volumen de H el HCl da otro igual de cloro; el H_2O , $\frac{1}{2}$ de oxígeno, y el NH_3 , $\frac{1}{3}$ de nitrógeno.

reaccionan con 170 gr. de nitrato de plata, el cloruro de sodio reaccionará con el nitrato de plata en la proporción de 58,5 a 170 gr.; pero, si en algún caso no fuese aquella la proporción, uno de los cuerpos entraría en cantidad doble, triple, cuádruple, etc. (fig. 10).

Explicación: Realizándose por átomos de peso fijo las combinaciones, si uno o más átomos de un elemento se combinan con átomos de elementos distintos para formar dos compuestos, al combinarse estos dos elementos entre sí, lo realizarán en un número exacto de átomos, y por tanto, en peso igual o múltiplo del peso con que se combinan del primer cuerpo.

56. Leyes de las combinaciones gaseosas.—Son tres:

1.ª ley. "Hay una relación constante entre los volúmenes de los gases, que se combinan entre sí, y el volumen del gas resultante." Así, un volumen de H se combina con otro igual de Cl para formar dos volúmenes de HCl: ahora bien, como esto sucede siempre, se puede apreciar aquí la constancia de la relación entre los volúmenes componentes y el volumen resultante (fig. 11).

2.^a ley. “Hay una relación sencilla entre los volúmenes de los gases componentes y la suma de éstos con el volumen resultante.” Así, un volumen de O y dos de H dan dos volúmenes de vapor de agua;

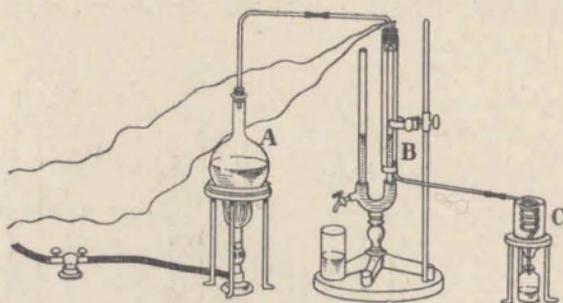


Fig. 12. — Relación de volumen entre el vapor de agua y sus componentes H y O. En A se producen vapores de alcohol amílico a 130° que en B calientan la mezcla detonante y se condensan en C. Al saltar la chispa en B se obtendrá un volumen de vapor de agua $\frac{2}{3}$ del primitivo

por tanto, la relación es de 1 a 2 para los volúmenes componentes y de 3 a 2 para la suma de éstos con el resultante (fig. 12).

3.^a ley. “Los volúmenes de dos o más gases, que reaccionan con un mismo volumen de un tercer gas, son los mismos o sus múltiplos los que reaccionarán entre sí, caso de reaccionar.” Pongamos un ejemplo: un volumen de N reacciona con tres volúmenes de Cl; y como el H y el Cl reaccionan entre sí en volúmenes iguales, se comprueba con esto la verdad de esta tercera ley.

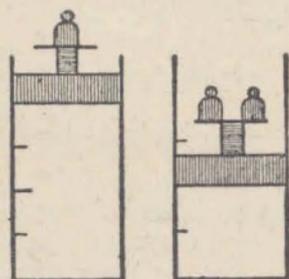


Fig. 13. — Ley de Boyle-Mariotte.

- I. Volumen 4 con presión 1.
- II. Volumen mitad con presión doble.

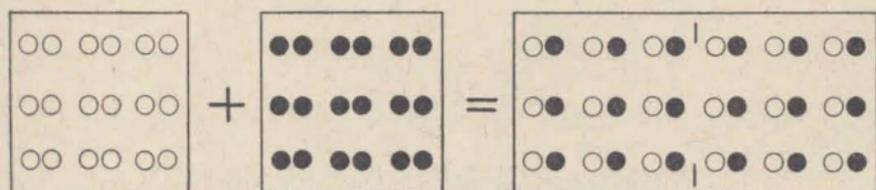
57. Volumen del cuerpo resultante. — No siempre el volumen resultante es igual a la suma de los volúmenes componentes, sino que muchas veces es menor, nunca mayor; es decir, que hay *contracción*. Así un volumen de O más dos volúmenes de H dan dos volúmenes de vapor de agua; un volumen de N más tres volúmenes de H dan dos volúmenes de amoníaco.

Los gases, al combinarse, experimentan contracción cuando son simples y no entran en volúmenes iguales. La contracción se halla mediante la siguiente fórmula:

$$C = \frac{S - V}{S}$$

donde S es la suma de los volúmenes componentes y V el volumen resultante. Por tanto, la contracción, al formarse el agua, es de $\frac{1}{3}$ y, al formarse el amoníaco, es de $\frac{1}{2}$.

58. Hipótesis de Avogadro y Ampère.—Esta hipótesis dice: “En volúmenes iguales de cualquier gas, sometidos a las mismas condiciones de temperatura y presión, existe igual número de moléculas.” Esta hipótesis la establecieron Avogadro y Ampère para explicar dos leyes de Física: la de Boyle-Mariotte, que dice que “el volumen de



1 volumen de H + 1 volumen de Cl = 2 volúmenes de ácido clorhídrico

Fig. 14. — Demostración gráfica de que las moléculas de los elementos son divisibles.

los gases está en razón inversa de la presión”, y la de Gay-Lussac, que afirma que “el coeficiente de dilatación de todos los gases es sensiblemente el mismo” (fig. 13).

Por legítima consecuencia de la hipótesis de Avogadro y Ampère, se deduce que el volumen de la molécula es el mismo para cualquier gas: por tanto, puede tomarse la palabra molécula por volumen y viceversa. Por aquí se ve cómo tienen cumplida explicación las leyes volumétricas, ya que la relación de los volúmenes componentes entre sí y la suma de éstos con el volumen resultante ha de ser sencilla y constante, como sencilla y constante es la relación de las moléculas (fig. 14).

CAPÍTULO VI

PESOS MOLECULARES Y ATÓMICOS

59. Métodos para la determinación de pesos moleculares.— Son muchos, y en cada caso particular se escogen los más apropiados, según la naturaleza del cuerpo, siendo los principales el de las densidades o gasométrico, el crioscópico y el ebulloscópico.

Están, además, el *tonométrico*, fundado en la disminución de la tensión de un líquido, que tiene en solución un peso determinado del cuerpo; el *osmótico*, fundado en la presión que ejerce el agua en un recipiente semiporoso, que contenga una solución de la substancia, y el *refractométrico*, fundado en el distinto poder de refracción, según la composición molecular de los cuerpos.

60. Método de las densidades o gasométrico.— Se funda en la hipótesis de Avogadro y Ampère, según la cual en volúmenes iguales de cualquier gas, puestos en las mismas condiciones de temperatura y presión, existe el mismo número de moléculas.

Si tomamos un litro de un gas y designamos por n el número de moléculas contenidas en él, y por M el peso de una molécula, su peso vendrá expresado por la igualdad $P = nM$. Si tomamos un litro de otro gas, su peso será $P' = nM'$. Dividiendo ordenadamente estas dos igualdades resulta:

$$\frac{P}{P'} = \frac{nM}{nM'} \qquad \frac{P}{P'} = \frac{M}{M'}$$

y dividiendo numerador y denominador del primer miembro de la segunda igualdad por el peso de un litro de aire, este primer miembro expresará la relación de densidades. Luego

$$\frac{D}{D'} = \frac{M}{M'}$$

Lo cual indica que la relación entre los pesos moleculares de dos gases es la misma que la de las densidades.

Por medio de esta fórmula se puede calcular el valor de M , conociendo las otras tres cantidades; pero, como el valor de M' no se suele

buscar, es preciso tomar un gas, cuyo peso molecular se adopte como unidad, o se le dé un valor arbitrario, pero fijo. Éste ha sido el hidrógeno, cuyo peso molecular se supone igual a 2. Por tanto, substituyendo valores en la fórmula anterior, tendremos:

$$\frac{D}{D'} = \frac{M}{2}; \quad \text{de donde } M = \frac{2 D}{D'}$$

Y como $D' = \frac{1}{14.44}$ $M = \frac{2 D}{1/14.44} = \frac{2 \times 14.44 \times D}{1} = 28.88 \times D$

Para calcular, pues, el peso molecular de un gas cualquiera basta multiplicar por 28.88 la densidad de este gas con respecto al aire: esta densidad se determina por varios métodos, siendo uno de los principales el ideado por Víctor Meyer (fig. 15).

61. Método crioscópico. — Este método está fundado en la propiedad de los cuerpos disueltos, de hacer descender el punto de congelación de las disoluciones; este descenso, para un mismo cuerpo, está en razón directa de la cantidad de sustancia disuelta y en razón inversa de la cantidad de disolvente, y para diferentes sustancias varía también en razón directa del peso molecular de la sustancia disuelta.

La fórmula que enlaza estos factores es:

$$D = K \frac{p \times 100}{P \times M}$$

En donde D significa el descenso del punto de congelación; K es un coeficiente, que depende de la naturaleza del disolvente; p es el peso de la sustancia disuelta; P , el peso del disolvente, y M el peso molecular de la sustancia disuelta. El factor 100 se pone para reducirlo a 100 partes.

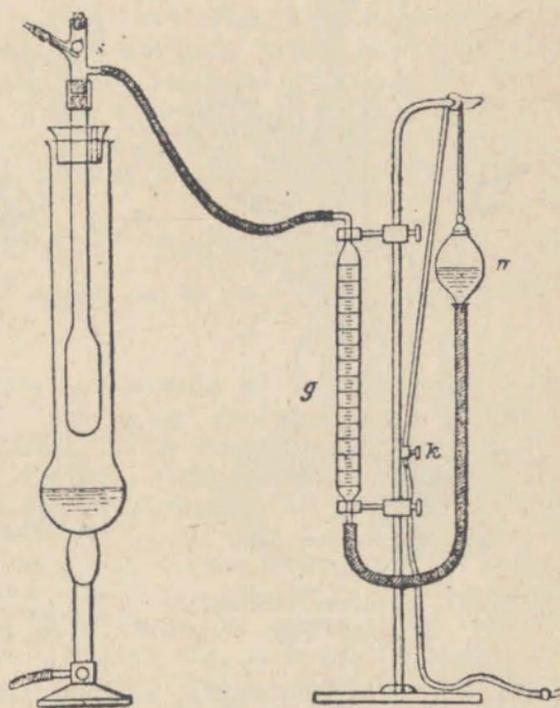


Fig. 15. — Aparato de V. Meyer para determinar la densidad de vapores.

En g se mide el volumen de la sustancia vaporizada en el interior del tubo s .

De esta fórmula se deduce: $M = K \frac{p \times 100}{P \times D}$

Para la determinación de D hace falta un termómetro muy exacto y sensible: el aparato más usado en crioscopia se debe a Beckmann (figura 16).

62. Método ebulloscópico.— Se funda en la propiedad que tienen los cuerpos disueltos de elevar el punto de ebullición de las disoluciones, y esto proporcionalmente, en igualdad de disolvente y de peso de cuerpo disuelto, al peso molecular de éste.

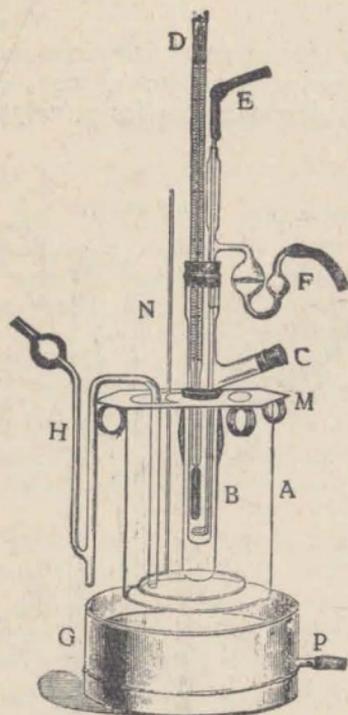


Fig. 16. — Aparato crioscópico de Beckmann.

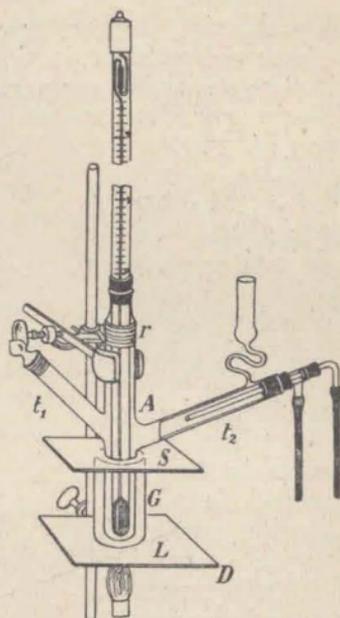


Fig. 17. — Aparato ebulloscópico de Beckmann.

Dentro de G hay un termómetro muy sensible; por la t_1 se introduce la substancia.

La fórmula es parecida a la de crioscopia, en la que E representa la elevación del punto de ebullición:

$$E = K' \frac{p \times 100}{P \times M} \quad \text{de donde} \quad M = K' \frac{p \times 100}{P \times E}$$

Aquí la determinación más delicada es la de E , y el aparato en que esto se realiza se debe también a Beckmann (fig. 17).

63. Determinación de los pesos atómicos.— Existen dos métodos principales, el del máximo común divisor y el del calor específico,

El método del máximo común divisor consiste en analizar la composición molecular de una gran parte de los compuestos en que interviene el elemento, cuyo peso atómico se busca. Se toma el mayor divisor común a todas las cantidades halladas de dicho elemento, y este

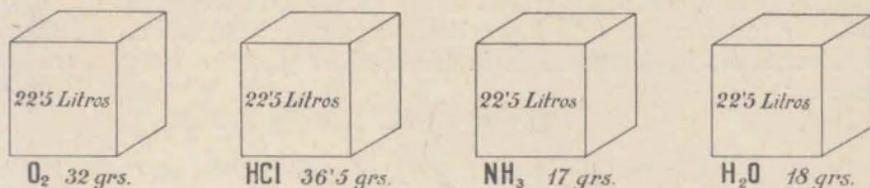


Fig. 18. — Moléculas-gramo de O_2 , HCl , NH_3 y H_2O

divisor será el peso atómico buscado. Por ejemplo: la molécula-gramo de oxígeno contiene 32 gr. de O ; la del agua, 16 gr.; la del anhídrido sulfuroso, 32 gr., etc: luego, el peso atómico del oxígeno es 16.

El método del calor específico se funda en la ley descubierta por Dulong y Petit, que lleva su nombre, y dice: "El producto del peso atómico de un elemento por su calor específico, es constante e igual a 6,4; o sea, $C \times Pa = 6,4$."

Despejando Pa se tiene: $Pa = \frac{6,4}{C}$. Luego para hallar el peso atómico por este método se divide 6,4 por el calor específico del cuerpo en cuestión.

64. Determinación de la fórmula de los cuerpos. — Se necesitan los siguientes datos: 1.º De qué elementos consta el cuerpo, o sea, su composición cualitativa; 2.º, la proporción que de cada elemento entra en 100 partes del compuesto, es decir, su composición centesimal; 3.º, el peso molecular del compuesto; 4.º, los pesos atómicos de los elementos constitutivos.

Con estos datos se busca ante todo el tanto molecular, o sea la proporción de cada elemento en la molécula del cuerpo, y luego se divide este valor por el peso atómico del respectivo elemento: los cocientes obtenidos darán los subíndices. Supongamos, pues, que el análisis cualitativo de un cuerpo, de peso molecular 142 ha revelado la existencia de Na , O y S , en la proporción centesimal de 32,3, 45,1 y 22,5 respectivamente. El tanto molecular será por el mismo orden 46, 64 y 32. Dividiendo, ahora, este tanto molecular por los pesos atómicos respectivos, se tiene 2, 4 y 1. Luego la fórmula del cuerpo en cuestión es Na_2SO_4 .

65. Volumen y peso molecular-gramo. — *Volumen molecular-gramo* de los cuerpos en estado gaseoso es el volumen ocupado por una cantidad de gas representada por su peso molecular-gramo, que, bajo las mismas condiciones, es igual en todos ellos. El del H en particular es el volumen ocupado por 2 gr. de este gas: ahora bien, como

un litro de H pesa 0,0895 gr., el volumen de dos gramos se obtendrá dividiendo este número por 0,0895, o sea, 22,5 litros (fig. 18).

66. Número de Avogadro y masa real de las moléculas.— Se llama *número de Avogadro* (N) el número de moléculas existentes en la molécula-gramo de los gases bajo las condiciones normales de temperatura (0°) y presión (760 mm.). Este número se deduce de la ecuación fundamental de la teoría cinética de los gases, cuya fórmula es:

$$pv = \frac{1}{3}MNV^2$$

en la que p es el valor de la presión; v , el volumen del gas; M , el peso molecular, y V , la velocidad media de las moléculas: N es la constante universal llamada *constante de Avogadro*, que, determinada por diversos métodos, ha dado parecido resultado: el valor adoptado ha sido $60,9 \times 10^{22}$; luego el número de moléculas existente en cada volumen-gramo de los gases (22,5 litros) es de 609.000 trillones.

Para hallar la masa real de la molécula de un gas simple se divide su *mol* por la constante de Avogadro. Por tanto, la del H cuyo *mol* es 2, será:

$$P_m = \frac{2}{60,9 \times 10^{22}} \text{ gr.} = 3,31 \times 10^{-24} \text{ gr.}$$

La masa real de los átomos es el cociente de la masa real de la molécula de cada cuerpo simple por su atomicidad. Luego la masa del átomo de H, por ser la molécula diatómica, será:

$$P_a = \frac{3,31 \times 10^{-24}}{2} \text{ gr.} = 1,65 \times 10^{-24} \text{ gr.}$$

CAPÍTULO VII

TERMOQUÍMICA Y FOTOQUÍMICA

67. Concepto de termoquímica. — Se llama *termoquímica* la parte de la Química que estudia los fenómenos térmicos que tienen lugar en las reacciones químicas.

Llámase *calor de formación* el que interviene en la constitución de los cuerpos, considerándose como positivo cuando éstos lo desprenden y negativo cuando lo absorben. Se refiere a la molécula-gramo y se mide en calorías, con unos aparatos llamados *calorímetros*. *Caloría* es la cantidad de calor necesaria para elevar un grado la temperatura de un kgr. de agua (grande caloría) o el que se necesita para hacer lo mismo con un gramo de agua (pequeña caloría). Los aparatos para determinar el calor de formación de los cuerpos, se llaman *bombas calorimétricas* si uno de ellos es gaseoso, y *calorímetros* si los dos son líquidos o se hallan en disolución (figs. 19 y 20).

68. Cuerpos exotérmicos y endotérmicos. — *Cuerpos exotérmicos* son los que desarrollan calor al formarse, como la combustión del H en el O, la formación del HCl: suelen ser muy estables, ó sea, difícilmente descomponibles, y una vez iniciada su descomposición, se ha de proseguir suministrando energía para que no cese. En cambio, las reacciones en que se producen estos cuerpos se efectúan muchas veces espontáneamente, y cuando no, basta iniciarlas para que continúen por sí solas.

Cuerpos endotérmicos son los que absorben calor al constituirse, como el KClO_3 , el H_2O_2 , etc.: suelen ser inestables, es decir, fácilmente descomponibles, y basta que se inicie la

descomposición en un punto para que se propague por sí sola con gran facilidad por toda la masa. Estos cuerpos no se producen espontáneamente, sino sólo cuando se los estimula mediante una energía extraña, en cesando la cual, cesa también la formación del compuesto.

69. Principio de los estados inicial y final o de Hess.

— “La cantidad de calor absorbida o desprendida en una serie de reacciones sucesivas, sólo depende de los estados inicial y final, cualesquiera

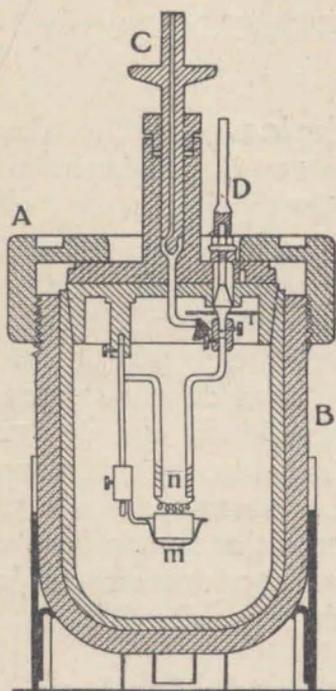


Fig. 19. — Bomba calorimétrica de Berthelot

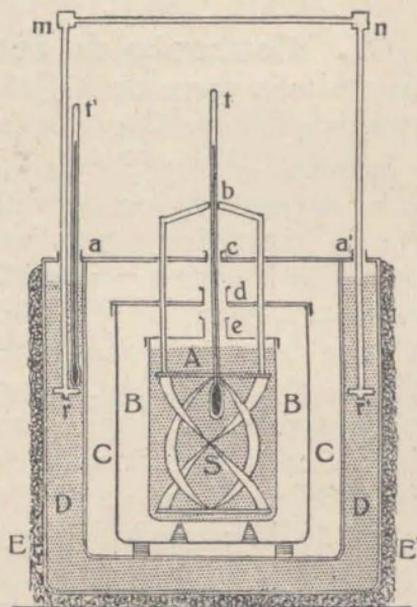


Fig. 20. — Calorímetro de Berthelot para reacciones entre líquidos

que sean los estados intermedios por los que se haya pasado.” Por ejemplo: si se quema carbón en atmósfera abundante de O, se formará CO_2 ; y el calor que aquí se desarrolla es el mismo que si el C pasase primero a CO y después a CO_2 . Asimismo, el calor desprendido en la formación de una molécula-gramo de agua es el mismo si la unión del O y H se realiza directamente, que si el O se une primero al Cu y después se reduce el óxido por el H.

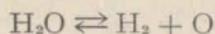
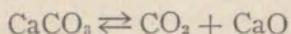
70. Principio de los trabajos moleculares. — “La cantidad de calor producida o absorbida en una reacción indica la suma de los trabajos físicos y químicos realizados durante el fenómeno.” Son

fenómenos físicos la variación de volumen y el cambio de estado; son fenómenos químicos las combinaciones, descomposiciones y modificaciones alotrópicas. Por ejemplo: el H y O gaseosos, al combinarse, dan vapor de agua con desprendimiento de 58,2 calorías; aquí la modificación ha sido química; pero, si el agua resultante se considera líquida, el calor desprendido será superior en 10,8 calorías, por razón del cambio de estado.

71. Principio del trabajo máximo o de Berthelot. —

“Todo cambio realizado sin la intervención de una energía extraña tiende a producir el cuerpo o sistema de cuerpos que desarrolla más calor.” Así, por ejemplo, cuando se quema carbón en el aire, puede producirse, de suyo, CO o bien CO₂; pero, si hay suficiente O, se producirá CO₂, porque en su formación hay más desprendimiento de calor.

72. Disociación térmica. — Es la descomposición parcial que por el calor experimentan algunos cuerpos, capaces de reconstituirse por la unión de sus componentes, cuando al disminuir el calor, se hallan presentes los productos de su descomposición. Ejemplos: al calentar en recipiente cerrado el carbonato cálcico, se disocia parcialmente en CO₂ y CaO, y estos productos, en disminuyendo el calor, se vuelven a recombinar. Lo mismo sucede con el vapor de agua, cuando se calienta en recinto cerrado a los 1.100°:



Las leyes de la disociación son: 1.^a Para una temperatura dada, el estado de equilibrio de un sistema es el mismo, tanto si se parte del compuesto, como de los productos de la descomposición; 2.^a, para cada temperatura existe una tensión de disociación constante, que crece con la temperatura y es independiente de la masa del sistema.

73. Concepto de fotoquímica. — Se llama *fotoquímica* la ciencia que estudia las acciones químicas ejercidas por los rayos luminosos. Estas acciones son muchas; unas veces la luz provoca reacciones, como la del Cl con el H, los cuales no se combinan en la obscuridad, pero sí con explosión a la luz directa del Sol; el ácido nítrico, líquido incoloro cuando puro, toma color amarillorrojizo por acción prolongada de la luz solar, porque se descompone con producción de peróxido de nitrógeno (NO₂), que le comunica esta coloración.

74. Acción de la luz sobre los seres vivos. — Esta acción es varia. Por la luz tiene lugar en las hojas de los vegetales la llamada *función clorofílica*, por cuyo medio las plantas fijan el carbono del CO₂ del aire; asimismo la luz contribuye en gran manera al desarrollo de los animales y plantas superiores, así como destruye las bac-

terias y gérmenes infecciosos, por lo cual se emplea como desinfectante: muy divulgada es la aplicación de los rayos ultravioletados para curar ciertas enfermedades y para esterilizar aguas potables.

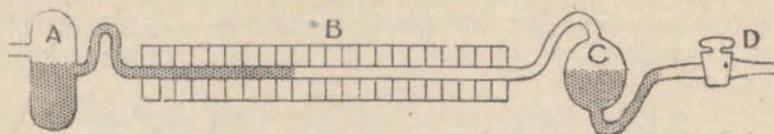


Fig. 21. — Actinómetro Bunsen-Roscoe

75. Leyes de las acciones químicas de la luz. — I.^a Todos los rayos del espectro pueden obrar químicamente, pero los más activos son los violados y ultravioletados.

2.^a Los rayos rojos se distinguen por su poder oxidante y los violados por el reductor; con todo, los rayos violados obran sobre los compuestos orgánicos como oxidantes.

3.^a Las acciones fotoquímicas están íntimamente ligadas a la absorción óptica, de suerte que los rayos, para producir su acción, han de ser absorbidos por el cuerpo.

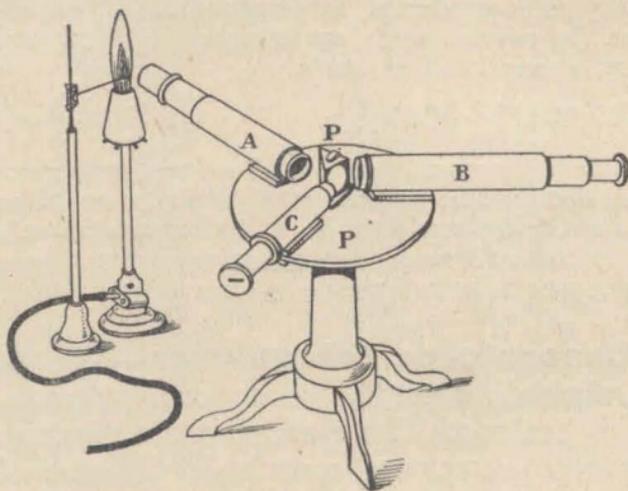


Fig. 22.—Espectroscopio de laboratorio

A, colimador; B, analizador; C, tubo de la escala; P, prisma

Los aparatos para medir las acciones químicas de la luz se llaman *actinómetros*, siendo uno de los principales el debido a BUNSEN y ROSCOE fundado en la combinación del H y del Cl bajo la acción de la luz (figura 21).

76. Aplicaciones químicas de la luz. — Las principales se refieren al análisis espectral, al análisis polarimétrico y a la fotografía. *Espectro* es la banda luminosa producida por un haz de luz que ha

atravesado un prisma de cristal. El espectro se llama *continuo*, cuando la banda luminosa no tiene interrupciones desde el rojo al violado, y es propio de las sustancias sólidas o líquidas incandescentes; se llama *discontinuo*, cuando se halla formado de bandas luminosas aisladas, y es propio de los gases y vapores incandescentes; se llama *de absorción*, cuando el espectro es continuo y se halla atravesado por finas rayas oscuras: este espectro lo dan las sustancias sólidas o líquidas incandescentes, cuya luz atraviesa gases o vapores a menor temperatura. Ahora bien, como cada elemento da un número determinado de rayas en el espectro, por la posición de estas rayas puede determinarse la naturaleza de los gases o vapores incandescentes, productores de los espectros discontinuos o de absorción. Por este medio es dado identificar el K, Na, Li, Ca, Ba, etc., y las sustancias constitutivas del Sol y de las estrellas. El aparato para estas determinaciones se llama *espectroscopio* (fig. 22).

Análisis polarimétrico es el que se lleva a cabo utilizando la luz que ha experimentado el fenómeno de la polarización. *Luz polarizada* es luz modificada, que se manifiesta en no reflejarse ni refractarse en condiciones en que lo haría la luz ordinaria. Por los microscopios polarizadores es dado determinar el sistema cristalino de las sustancias, y por consiguiente también la naturaleza química de no pocos cuerpos. Además, sirve para discernir los cuerpos ópticamente inactivos, de los llamados dextrógiros y levógiros: los aparatos empleados para esto se llaman *polarímetros*, los cuales reciben el nombre particular de *sacárimetros*, cuando su objeto es analizar los azúcares.

La aplicación de la luz a la *fotografía* se funda en el poder reductor de este agente sobre los compuestos halogenados de plata, los cuales se ennegrecen por formación de plata metálica o de una subsal, como Ag_2Cl ; pero con esta sola reducción la imagen no aparece, está latente, y es menester *revelarla* mediante un reductor apropiado, como el oxalato ferroso o la hidroquinona: terminado el revelado se hace preciso *fixar* la imagen, eliminando la sal de plata no alterada, a cuyo fin se disuelve en el hiposulfito sódico.

CAPÍTULO VIII

ELECTROQUÍMICA

77. Concepto de electrólisis. — Se llama *electrólisis* el fenómeno de la descomposición química producida por el paso de la corriente eléctrica a través de las soluciones o de cuerpos fundidos.

Los *conductores eléctricos* se llaman de *primera clase* cuando dejan circular la corriente eléctrica por su masa sin trans-

formación química, como los metales, el carbón de r torta, et-c tera; pertenecen a la *segunda clase* los cuerpos que, al paso de la electricidad, sufren transformación química, como sucede a muchas soluciones

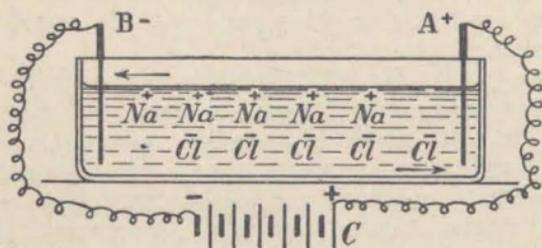


Fig. 23.—Electrólisis del cloruro de sodio

y cuerpos fundidos; pertenecen a la *tercera clase* los gases a presión reducida.

Electrólitos son los conductores de segunda clase, o sea, aquellos que se descomponen al paso de la corriente eléctrica: son electrólitos los ácidos, las bases y las sales solubles.

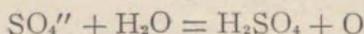
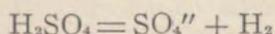
78. Iones químicos. — Son los átomos o radicales que transporta la corriente eléctrica al atravesar los líquidos con electrólitos en solución; se llaman *aniones* los que, por razón de su carácter negativo, van al polo positivo o ánodo, y *cationes*, los que, por ser de carácter positivo, van al polo negativo o cátodo (fig. 23).

En los ácidos el H metálico es el catión, y el residuo halogénico el anión; en las bases el radical oxhidrilo ((OH) es el anión, y el metal es el catión; en las sales el metal es el catión y el residuo halogénico el anión.

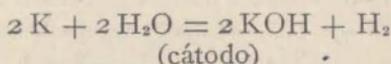
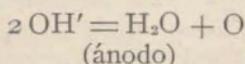
Los iones se representan por los símbolos de los elementos o por las fórmulas de los radicales, indicando el número de cargas eléctricas; para los aniones se emplean *comas* y para los cationes se usan *puntos*. Así, los iones del ácido sulfúrico (H_2SO_4) se representarían de la siguiente manera: $2 H'$, SO_4'' .

79. Reacciones secundarias. — Son las reacciones que se verifican en las electrólisis, cuando los cuerpos resultantes de la descomposición electrolítica actúan sobre los electrodos o sobre el mismo disolvente (fig. 24).

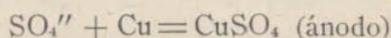
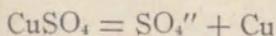
Así el H_2SO_4 diluido se descompone en H_2 , que se desprende en el cátodo, y en SO_4 , que en el ánodo reacciona con el agua, regenerando el ácido y dando lugar a O:



El KOH en solución acuosa se descompone en OH y K: el OH va al ánodo, donde se descompone, a su vez, en agua y O; y el K va al cátodo, y allí reacciona con el agua, regenerando al KOH y desprendiendo H:



El $CuSO_4$ disuelto en agua se descompone electrolíticamente en SO_4 y Cu: este último se deposita en el electrodo del cátodo, y el SO_4 reacciona con el ánodo, si es de cobre, regenerando al sulfato cúprico:



80. Ley de Faraday. — “Cuando diferentes electrólitos son atravesados por una misma corriente eléctrica, se depositan o desprenden cantidades equivalentes de los diversos iones.” Se entiende por *equivalente electroquímico* de un elemento el cociente de su peso atómico por la valencia; así, el equivalente del Cu en las combinaciones cuprosas es 63,6 y en las cúpricas 31,8.

Por tanto, una misma corriente eléctrica que atraviese dos soluciones de sal de cobre, una cuprosa y otra cúprica, si en un tiempo dado produce un depósito de 10 gramos de Cu en el vaso de sal cuprosa, en el mismo tiempo producirá un depósito de 5 gramos de Cu en la solución de sal cúprica.

81. Aplicaciones de los fenómenos electrolíticos. — Son muchas, hasta el punto de formar una rama especial de la Quí-

mica llamada *electroquímica*; estas aplicaciones se refieren principalmente a la obtención y purificación de cuerpos, a la galvanostegia y galvanoplastia, finalmente a los acumuladores.

Por electrólisis se obtienen multitud de cuerpos, como el H y O, por descomposición del agua acidulada o alcalinizada; el Cl y los metales Na y K, por descomposición del NaCl y KCl; los hidróxidos, hipocloritos y cloratos de los metales alcalinos, por descomposición de los cloruros correspondientes, etc (fig. 25).

Por electrólisis se purifican varios metales, como la plata, haciendo pasar la corriente eléctrica por una solución amoniacal de AgCl; el cobre, haciendo pasar la corriente por solución de CuSO_4 con ánodo de cobre impuro y cátodo de cobre puro.

La *galvanostegia* consiste en recubrir metales de una capa de otro metal por medio de la corriente eléctrica: tal sucede con el dorado, plateado y niquelado galvanicos (fig. 26).

Galvanoplastia es la reproducción de los objetos en cobre, como medallas o bustos, mediante la electrólisis.

Los acumuladores consisten en vasos con placas de plomo y óxido del mismo metal sumergidos en H_2SO_4 diluido: durante la carga, el óxido de la placa ánodo pasa a bióxido de plomo (PbO_2), y el óxido de la placa cátodo se reduce a plomo metálico: durante la descarga, se regenera el óxido en las dos placas.

82. Disociación electrolítica. — Es el estado particular en que se encuentran los electrolitos en las disoluciones. Según Arrhenius, los electrolitos, al disolverse, se dividen total o parcialmente en sus iones, aun antes de pasar la corriente eléctrica, con cargas eléctricas de signo contrario en número igual a la valencia del elemento ó complejo iónico. Así, el anión SO_4^{--} tendrá dos cargas negativas, el catión Al^{+++} tres cargas positivas, etc. Al paso de la corriente eléctrica, los iones cargados con electricidad positiva son atraídos por el polo negativo y viceversa, y al llegar a los electrodos ceden sus cargas respectivas.

Esta teoría se funda: 1.º, en que siempre que pasa la corriente eléctrica hay electrólisis, lo cual indica que la corriente no ha de producir trabajo en separar los iones, por encontrarlos ya disgregados; 2.º, por pequeña que sea la intensidad de la corriente hay descomposición electrolítica; 3.º, por la facilidad con que se verifican las reacciones entre los cuerpos disueltos.

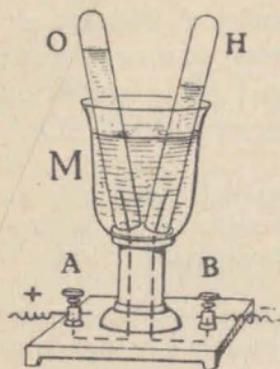


Fig. 24. — Electrólisis del agua acidulada con H_2SO_4 .

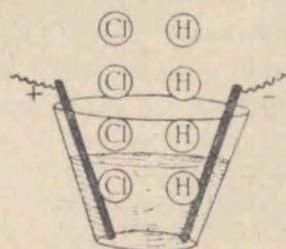


Fig. 25. — Descomposición de una solución de HCl por la corriente eléctrica.

83. Diferencia entre los iones y los elementos. — Los iones, según la teoría de Arrhenius, no son los elementos químicos: los *iones* son los elementos químicos cargados de una masa eléctrica que les confiere propiedades distintas de las de los cuerpos simples. Por ejemplo: el ion hidrógeno de los ácidos es el que goza de la propiedad de enrojear las tinturas azules vegetales y de ser substituído por los metales para formar sales; pero, cuando, por electrólisis se deposita sobre el cátodo y pierde su carga eléctrica, pasa al estado de elemento y ya no goza de las propiedades referidas. Por idéntica razón, muchas combinaciones hidrogenadas (v. gr., los hidrocarburos, alcoholes, etcétera, de la Química orgánica) no poseen las propiedades de los ácidos, por no contener el H en forma de ion.

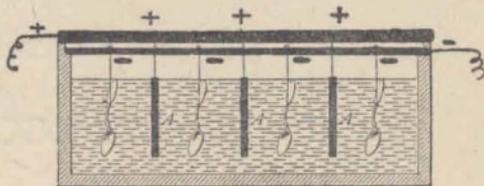


Fig. 26. — Plateado galvánico

Al pasar la corriente eléctrica, la plata de las barras A va depositándose lentamente sobre los objetos, que aquí son cucharas: el baño es de cianuro de plata.

84. Tensión electrolítica. — Tensión o *presión electrolítica de disolución* es el esfuerzo de una substancia, puesta en contacto de un disolvente, para pasar a él. Por ejemplo, si se introduce un alambre de hierro en una solución de sulfato de cobre, parte del hierro pasa a la solución y un equivalente de cobre se deposita sobre el alambre. Asimismo, si se introduce zinc en una solución de HCl, se desprende el H del ácido y el Zn pasa a formar parte de la disolución.

La tensión electrolítica se mide por los voltios que ha de tener la corriente eléctrica para separar el catión en el cátodo y el anión en el ánodo; porque, para descomponer un electrólito, se necesita una tensión (T), suma algébrica de los valores del anión (E_a) y del catión (E_c):

$$E_a + E_c = T$$

CAPÍTULO IX

TEORÍA ELECTRÓNICA DE LA MATERIA

85. Estructura del átomo.— El átomo se cree formado de un núcleo central y de envoltura. El *núcleo* se compone de solos protones, o de electrones y protones; es muy pequeño respecto del volumen total del átomo, y en él se halla prácticamente concentrada toda la masa del mismo. La *envoltura* está formada de solos electrones, en grupos más o menos estables, constituyendo pisos y subpisos (fig. 27).

Electrones son las partículas más pequeñas conocidas de electricidad negativa, que puede encontrarse aislada: su masa es unas 1.840 veces inferior a la del átomo de hidrógeno. *Protones* son las partículas más pequeñas de electricidad positiva que se conocen, y coinciden con la carga eléctrica del núcleo del átomo de hidrógeno. Recientemente se han encontrado electrones positivos, llamados *positrones*; en vista de lo cual, se supone que los protones están constituidos de un positrón y un neutrón, siendo los *neutrones* partículas eléctricas neutras de masa 1.840 veces mayor que la de los electrones.

El número de protones varía con la naturaleza del átomo; el número de electrones del núcleo es también vario, aunque siempre inferior al de protones; pero, el número de electrones de la envoltura es siempre igual a la diferencia entre los protones y electrones del núcleo, pues el átomo, constituido en su estado normal, *es eléctricamente neutro*, aunque *no químicamente neutro*, o sea, sin afinidad positiva o negativa.

86. Elementos isótopos e isóbaros.— *Isótopos* son los elementos que tienen igual número de electrones en la envoltura, pero diferente núcleo: gozan de idénticas propiedades químicas y difieren en el peso atómico. *Isóbaros* son los elementos que tienen distinto número de electrones en la envoltura, pero igual número de protones en el núcleo; estos cuerpos poseen diferentes propiedades químicas e igual número atómico.

87. Estudio de la envoltura de los átomos.— Los electrones de la envoltura dan lugar al número atómico, a las configuraciones estables y a las combinaciones atómicas.

Número atómico es el número de orden que corresponde a cada ele-

mento, cuando éstos se hallan ordenados según el número de electrones de la envoltura, desde el hidrógeno, que sólo tiene uno, hasta el uranio que tiene 92: por tanto, representa el número de electrones de la envoltura.

Se llama *configuración estable* al número de electrones de la capa exterior, que es necesario llenar para que se forme un gas noble. El

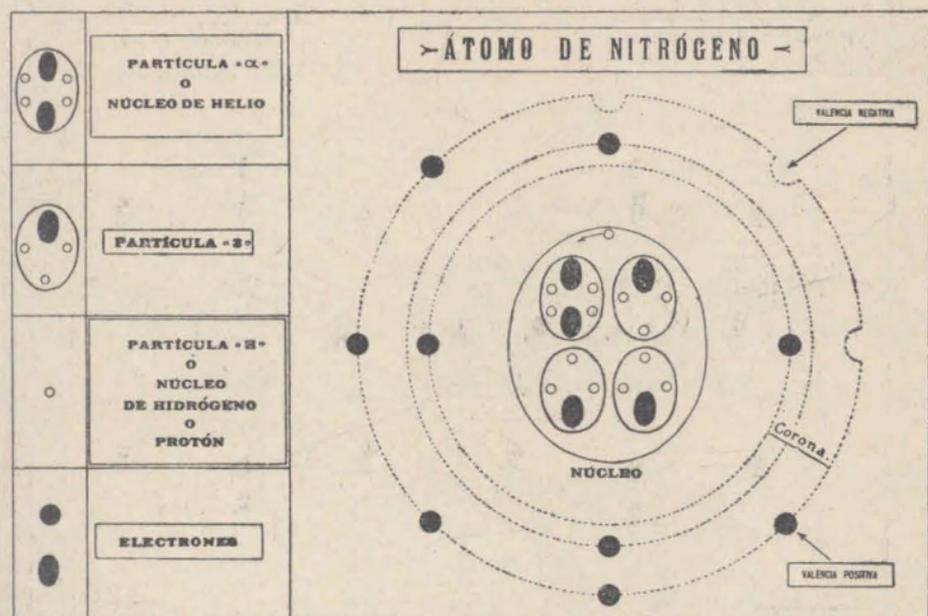


Fig. 27. — Estructura probable del átomo de N, según la teoría electrónica de la materia; actualmente algunos autores ponen en duda la existencia de las partículas «3».

número máximo de electrones de la capa exterior sería de suyo 2 en los elementos del primer período, 8 en los del segundo, 18 en los del tercero y 32 en los del cuarto; pero, como en este último período, existen 14 elementos de la primera serie en que los nuevos electrones penetran en un subpiso interior, razón por la cual no pueden formar valencias: de aquí que, en el cuarto período, la configuración estable sea 18, como en el tercer período.

Todos los elementos, a excepción de los gases nobles, tienen en la envoltura un número de electrones mayor que el requerido para formar configuración estable: estos electrones pueden entrar fácilmente a formar parte de las envolturas de otros átomos de igual o diferente naturaleza: ellos son los que principalmente prestan al átomo sus propiedades químicas y de una manera especial la valencia.

Combinaciones atómicas son las uniones con que quedan trabados los átomos de igual o diferente naturaleza, al penetrar los electrones de la capa más exterior de un átomo en la envoltura de otro átomo, de igual

o diferente naturaleza, para completar en éste su configuración estable. Los elementos que poseen el número exacto de electrones para formar configuraciones estables gozan de gran inercia de combinación con otros

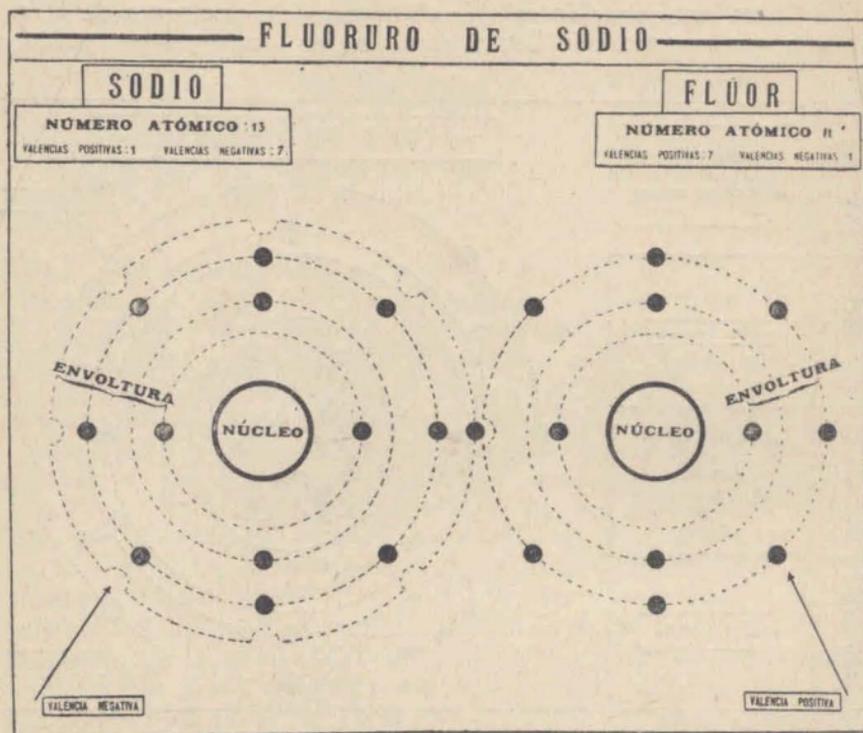


Fig. 28. — Combinación del flúor con el sodio

elementos: son los llamados *univalentes* o *gases inertes*, y sólo muy recientemente se ha logrado hacerlos combinar con los halógenos (figura 28).

88. Clasificación periódica de los elementos. — Muchas son las clasificaciones propuestas de los elementos. La que hasta hace poco obtenía la primacía era debida al químico ruso Mendeleeff y se llamaba *clasificación periódica*, la cual disponía los elementos por orden creciente de sus pesos atómicos; en ellas, después de cada ocho elementos, seguían otros tantos con propiedades respectivamente iguales a las de los anteriores, por cuya razón esta clasificación se llamó *periódica*.

Actualmente la clasificación de Mendeleeff va perdiendo terreno, y en su lugar aparece la iniciada por Rydberg, también *periódica*, la cual ordena los elementos por el número de los electrones de la envoltura, desde el hidrógeno que sólo tiene uno, hasta el uranio, que es el que cuenta con más. Esta clasificación parece mejor fundada, ya que las propiedades químicas de los elementos dependen directamente, no de

su peso atómico, como antes se creía, sino del número de electrones existentes en la envoltura: los espacios vacíos, que al principio quedaban, se han podido llenar en estos últimos tiempos con el descubrimiento de nuevos elementos, cuyas propiedades responden a las exigidas por la teoría: los más recientemente descubiertos, que llenan los únicos

Pn																		E		1.º PERÍODO	
He																		H		$4 \times 1^2 = 2 + 2$	
Li		Be		B		C		N		O		F		Ne		Ar		2.º PERÍODO			
Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl		Kr		Xe		2.º SERIE 1.º SERIE			
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		3.º PERÍODO			
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		2.º SERIE 1.º SERIE			
Cs		Ba		La		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		4.º PERÍODO			
Fr		Ra		Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		1.º SERIE			
±1		±2		±3		±4		±4		±5		±6		±7		±8		Valencias reales máximas			
+1		+2		+3		+4		+5		+6		+7		+8							

Fig. 29. — Sistema periódico de los elementos, según el P. Saz, S. J.

sitios vacíos, son el halógeno *alabamio* (Am) con número atómico 85, y el metal alcalino *virginio* (Vo) con número atómico 87.

La clasificación de RYDBERG ha llegado a un más alto grado de perfección con las modificaciones introducidas por el P. Eugenio Saz, S. J., sobre todo con la división de los períodos en series y semiseries. Rydberg divide los elementos en grupos llamados *períodos*, cuyo número es igual a los cuadrados de los números naturales, multiplicados por 4, en la forma siguiente:

- Primer período $4 \times 1^2 = 4$ elementos
- Segundo » $4 \times 2^2 = 16$ »
- Tercer » $4 \times 3^2 = 32$ »
- Cuarto » $4 \times 4^2 = 64$ »

Cada período lo divide el P. SAZ en dos series y cada serie en dos semiseries, una positiva y otra negativa: los dos elementos que figuran antes del hidrógeno son incompletos, a saber: el electrón (E) y el protón (fig. 29).

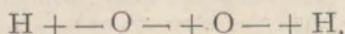
89. Valencias positivas y negativas. — En la teoría propuesta por el P. Saz, *valencias positivas* son los electrones que sobran en la envoltura del átomo para formar configuración estable. *Valencias negativas* son los electrones que faltan a la envoltura del átomo para poder formar un número exacto de configuraciones estables, propias del período a que pertenece (1).

Las valencias positivas y negativas pueden ser posibles, reales y por compensación.

Valencias posibles son la suma de todas las valencias positivas y negativas con que los elementos pueden estar unidos entre sí dentro de la molécula. Su número en los elementos del primer período es 2; en los del 2.º período es 8; en los del 3.º es 18, y en los del 4.º es también 18 y no 32, como a simple vista pudiera parecer, por haber demostrado el estudio de los espectros que, en 14 elementos raros, el nuevo electrón penetra en un subpiso interno, que nunca forma valencia: de esta suerte en el 4.º período sólo $32 - 14 = 18$ electrones pueden formar número estable, como en el período 3.º

Valencias reales son la suma total de uniones efectivas, con que cada átomo está unido con otro u otros dentro de la molécula, prescindiendo del signo que las afecta. Se nota que los átomos, cuantos menos electrones les faltan para completar su configuración estable, tanto mayor tendencia tienen a atraer electrones de otros átomos, y por tanto son muy negativos, como les sucede a los halógenos. Por el contrario, cuantos menos electrones sobrantes poseen los átomos de su configuración estable, tanto más tienden a unirse a otros átomos para completarles sus configuraciones estables: serán, por tanto, muy positivos, como les sucede a los metales alcalinos.

Valencias por compensación, llamadas también *aparentes*, son las resultantes de la suma algébrica de las valencias positivas y negativas, que los átomos tienen en actual ejercicio dentro de la molécula. Por ejemplo, si se atribuye al agua oxigenada la siguiente fórmula:



cada átomo de oxígeno tiene dos valencias reales, y sólo una valencia negativa por compensación, ya que las valencias con que se unen entre sí los dos O, quedan neutralizadas. Esto sucede siempre, cuando dentro de una misma molécula existen átomos de igual naturaleza unidos entre sí.

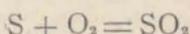
(1) Para comprender mejor el alcance de estos conceptos de la teoría del P. Saz, conviene tener presente la diferencia existente entre esta teoría y la teoría electrónica *ordinaria*, o sea, de la generalidad de los autores: en ésta, valencias positivas y negativas son lo mismo que cargas eléctricas positivas y negativas; y así dicen, por ejemplo, que el Na tiene una valencia (o carga) positiva cuando suelta un electrón, y el Cl una valencia (o carga) negativa, cuando adquiere un electrón. Según esto, a la valencia negativa la identifican con un electrón, de los que sobrepasan de su estado neutro, y a la valencia positiva con la ausencia de un electrón, que falta para su estado neutro. El P. Saz, en cambio, computa el número de valencias de un átomo, partiendo siempre de su estado neutro.

90. Oxidación y reducción. — *Oxidación* es el fenómeno por el cual uno o más átomos aumentan sus valencias reales o disminuyen sus valencias negativas reales. *Reducción* es el fenómeno contrario a la oxidación, por el cual uno o más átomos aumentan sus valencias negativas reales o disminuyen sus valencias positivas reales.

Fácilmente puede confundirse la oxidación con la oxigenación y la reducción con la hidrogenación; por esto es menester aclarar bien estos conceptos.

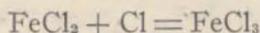
91. Oxigenación e hidrogenación. — *Oxigenación* es toda combinación con el oxígeno, que unas veces va acompañada de oxidación y otras no.

Es ejemplo de *oxigenación acompañada de oxidación* la combustión del azufre en el aire:



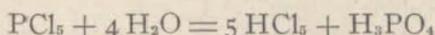
Aquí el S se ha oxidado y oxigenado a la vez, pues de valencia 0 ha pasado a valencia + 2.

Es ejemplo de *oxidación sin oxigenación* el tránsito del cloruro ferroso a cloruro férrico mediante el cloro:



Aquí el Fe se ha oxidado sin oxigenarse, pues de valencia + 2 ha pasado a valencia + 3.

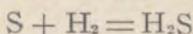
Es ejemplo de *oxigenación sin oxidación* la acción del agua sobre el pentacloruro de fósforo, que da ácido clorhídrico y ácido fosfórico:



Aquí el P se ha oxigenado sin oxidarse, pues ha conservado la valencia + 5.

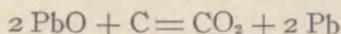
Hidrogenación es toda combinación con el hidrógeno, que unas veces va acompañada de reducción y otras no.

Es ejemplo de *hidrogenación acompañada de reducción* la acción del hidrógeno sobre el azufre en ebullición, que da ácido sulfhídrico:



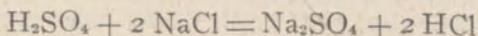
Aquí el S se ha hidrogenado y reducido a un tiempo, pues de valencia 0 ha pasado a valencia - 2.

Es ejemplo de *reducción sin hidrogenación* la acción del carbón sobre el óxido de plomo caliente, que da plomo libre y anhídrido carbónico:



Aquí el plomo se ha reducido sin hidrogenarse, pues ha pasado de valencia + 2 a valencia 0.

Es ejemplo de *hidrogenación sin reducción* la acción del ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio para obtener ácido clorhídrico:



Aquí el cloro se ha hidrogenado, pero no reducido, pues ha conservado la valencia — I.

92. Reacciones de oxidación y reducción. — Son aquellas en que algunos elementos han cambiado de valencia, siendo de notar que en todas ellas existen simultáneamente los dos fenómenos, ya que todo átomo que se oxida es a costa de otro u otros que se reducen. Por esta razón todas las reacciones en que interviene algún cuerpo en estado elemental pertenecen a este grupo, pues los elementos no combinados tienen valencia cero, y al pasar al estado de combinación o al salir de él adquieren o pierden alguna valencia. Y adviértase que se dicen *valencias y no cargas eléctricas*, pues se ha de comenzar a contar las valencias siempre desde el átomo eléctricamente neutro.

Son reacciones de oxidación y reducción gran parte de las asociaciones, de las disociaciones y de las sustituciones sencillas; en cambio ninguna de las sustituciones dobles es reacción de oxidación y reducción.

Las sustituciones dobles son fáciles de plantear, pues casi de una sola mirada es dado atinar con los coeficientes. No sucede otro tanto con la mayoría de las reacciones de oxidación y reducción: con todo, la teoría de las valencias positivas y negativas da reglas relativamente fáciles y sencillas para la determinación de los coeficientes.

93. Regla fundamental de las oxidaciones y reducciones. — “En toda reacción tantas valencias se oxidan como se reducen.” La razón es porque en cada compuesto saturado ha de haber en ejercicio tantas valencias positivas como negativas, y por tanto en las descomposiciones desaparecerán y en las combinaciones aparecerán tantas valencias positivas como negativas en el conjunto de átomos de cualquiera reacción. Esta regla tiene siempre cumplimiento, cualquiera que sea la fórmula de constitución atribuida a las moléculas, con tal de que cada valencia positiva en ejercicio esté unida con otra negativa.

En un tratado elemental de Química las valencias que, en la práctica, deben tenerse en cuenta para el cálculo de coeficientes son las valencias por compensación, las cuales entre positivas y negativas no suelen pasar de 8 (1).

(1) Toda esta materia se encontrará más ampliamente expuesta en *Determinación de los coeficientes en las reacciones químicas por valencias positivas y negativas*, por IGNACIO PUIG: 64 págs. M. Casals, Barcelona; *Los coeficientes de las reacciones químicas*, por EUGENIO SAZ: 130 págs. Revista Ibérica, Barcelona; *Nuevos avances en el desarrollo de la teoría de las valencias positivas y negativas*, por EUGENIO SAZ: 98 págs. M. Casals, Barcelona.

CAPÍTULO X

OPERACIONES Y MATERIAL QUÍMICO

94. Disolución.—Es el fenómeno por el cual un sólido, un líquido o un gas se mezcla con un líquido hasta formar con él una sustancia homogénea. Substancias *solubles* son aquellas que se disuelven en cantidad apreciable en un determinado líquido; e *insolubles*, las que no se disuelven nada o, a lo más, en cantidad insignificante. El disolvente por excelencia es el agua, a la que siguen el alcohol, éter, benceno, cloroformo, sulfuro de carbono, etc.

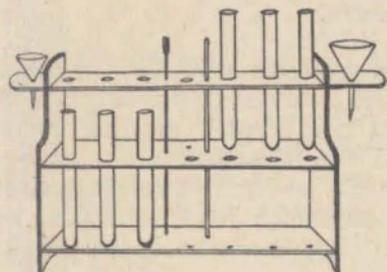


Fig. 30. — Tubos de ensayo y gradilla.

Para disoluciones en mayor cantidad se usan los *balones*, que son recipientes esféricos de vidrio, provistos de un largo cuello; *matraces ordinarios*, que son balones de fondo plano, y *matraces Erlenmeyer*, que son recipientes de forma cónica y fondo plano. Los sólidos, antes de someterlos a la acción de los disolventes,

han de pulverizarse, lo cual se logra con *morteros* de porcelana, vidrio, hierro o ágata (figs. 30, 31 y 32).

Las disoluciones de los líquidos en otros líquidos se efectúan en las *probetas de decantación*, que son recipientes de cristal en forma de pera, con un tubo en la parte inferior, que puede cerrarse con llave.

Las disoluciones de los gases en los líquidos se rea-

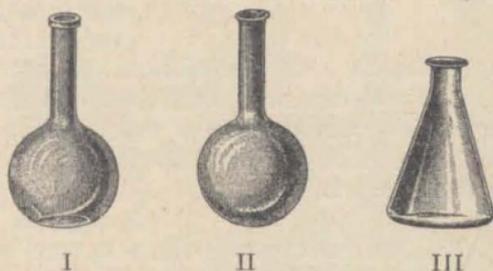


Fig. 31. — Balón y matraces

I. Matraz ordinario. — II. Balón. — Matraz Erlenmeyer.

lizan haciéndolos burbujear por unos recipientes de cristal, con dos o tres bocas en la parte superior, *frascos Woolf* (fig. 33).

La densidad de las disoluciones se mide con los *densímetros* o *aerómetros*, que son largos tubos de cristal, cerrados por ambos extremos, con un ensanchamiento lastrado en la parte inferior: estos tubos se

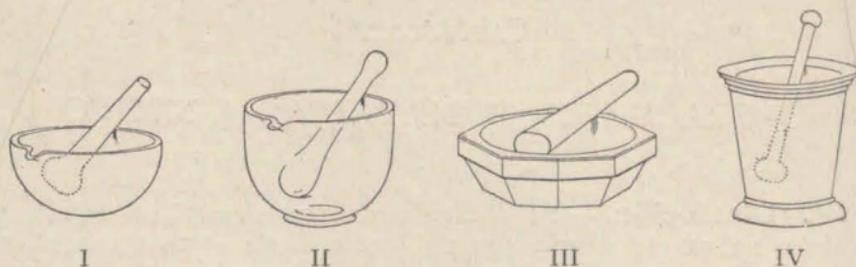


Fig. 32. — Colección de morteros

- I. Mortero de porcelana. — II. Mortero de vidrio. — III. Mortero de ágata.
IV. Mortero de hierro.

hunden tanto menos cuanto más densas sean las soluciones, y para apreciar esto llevan ya una graduación. El volumen de los líquidos se mide mediante unos recipientes de cristal cilíndricos y muy alargados y provistos de una graduación: si la sección es algo ancha y se sostienen por un pie, se llaman *probetas*; si la

sección es estrecha y llevan una llave en la parte inferior, se llaman *buretas* (figuras 34 y 25).

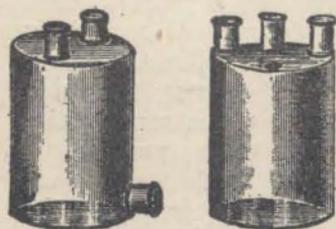


Fig. 33. — Frascos de Woolf

95. Precipitación. — Es la operación contraria a la disolución, y consiste en provocar la insolubilidad de un cuerpo disuelto en algún líquido: el cuerpo con que se realiza esta operación, si actúa por un proceso químico, se llama *reactivo*, y los recipientes en donde suele verificarse la precipitación se llaman *vasos de Berlín* o de *precipitados*, que son vasos de forma ordinaria, pero con las paredes muy delgadas. Cuando la precipitación ha de tener lugar por enfriamiento o evaporación lenta de la substancia, suelen emplearse unos recipientes cilíndricos de mucha base y poca altura, llamados *cristalizadores*.

96. Filtración. — Es la operación por la cual se separa de algún líquido un sólido en suspensión. Para ello se vierte el conjunto sobre un papel sin cola, llamado *papel de filtro*, colocado encima de un *embudo* (fig. 36).

Con frecuencia es menester lavar los precipitados, lo cual se logra con el llamado *frasco lavador*, que consiste en un matraz lleno de agua, con dos tubos acodados: por uno, que termina cerca de la parte interior

de la boca superior, se hace pasar el líquido a lavar, y por el otro tubo, que termina cerca de la parte exterior de la boca superior, se hace pasar el líquido a lavar.

del tapón, se sopla; y por el otro, afilado por defuera y que llega hasta el fondo del matraz, sale un dardo de agua, que se dirige sobre el precipitado que se pretende lavar (fig. 37).

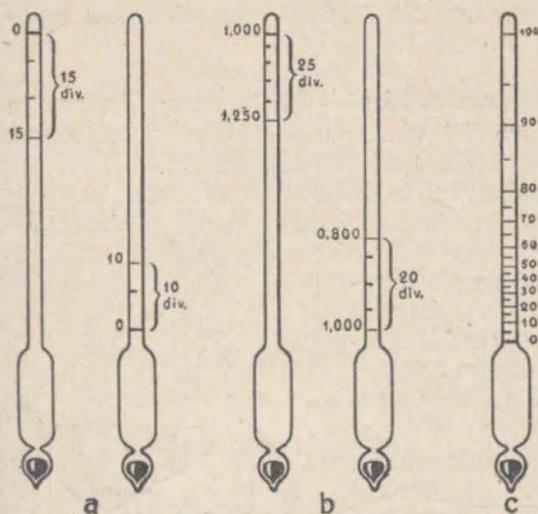


Fig. 34. — Areómetros

a, areómetros Baumé; b, densímetros;
c, alcoholómetro.

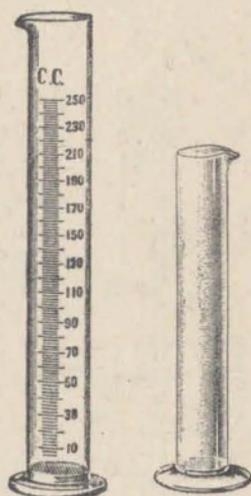


Fig. 35. — Probetas

Parecida a la filtración es la *decantación*, que consiste en separar un líquido de un sólido, o dos líquidos no miscibles de distinta densidad. Para lo primero se deja reposar el líquido en el fondo de una cápsula o de un vaso de precipitados, y luego se vierte el líquido procurando no agitarlo. Si se trata de líquidos, se emplean las probetas de decantación (fig. 38).

97. Calcinación y tostación.

— Calcinación es la operación que consiste en calentar fuertemente algún sólido, ya sea para eliminar el agua, ya también para determinar su descomposición. Los principales aparatos de calcinación son las retortas, los crisoles y las cápsulas. *Retortas* son recipientes de cristal, gres o porcelana, en forma de pipa de fumar; los *crisoles* consisten en recipientes a manera de jícara, fabricados de metal, de porcelana, de gres o también de cuarzo; las *cápsulas* son recipientes de porcelana, en forma de casquete esférico; sirven también para evaporaciones y disoluciones. Los focos caloríficos más empleados en los

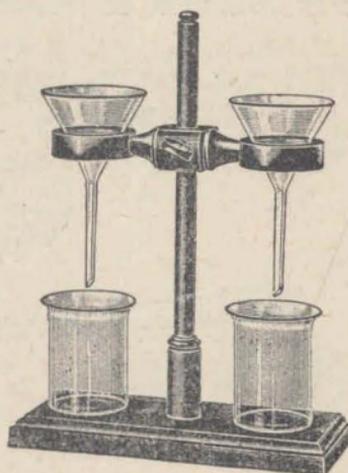


Fig. 36. — Embudos y vasos de precipitados.

laboratorios son las lámparas de alcohol y sobre todo los *mécheros Bunsen*, que funcionan con gas de hulla o acetileno (figuras 39, 40, 41 y 42).

Tostación es un caso particular de la calcinación, en la cual los productos sometidos al calor sufren una oxidación, por estar en contacto del aire y ser al mismo tiempo oxidables.

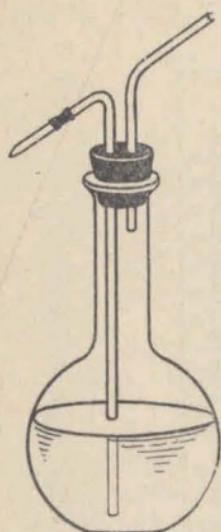


Fig. 37
Frasco lavador

98. Deseccación. — Es la operación por la cual se libra del agua, en todo o en parte, algún cuerpo, sea sólido, sea líquido, sea gas.

La deseccación de sólidos se efectúa, bien calentándolos en alguna cápsula, bien introduciéndolos en una estufa de aire caliente, bien colocándolos sobre un plato poroso de porcelana sin barnizar, o también teniéndolos algún tiempo encerrados en una especie de campana de cristal, llamada *deseccador*, con alguna substancia ávida de la humedad, como cloruro de calcio anhidro, cal viva o ácido sulfúrico (fig. 43).

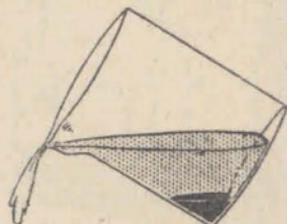


Fig. 38. — Decantación sirviéndose de un vaso de precipitados.

La deseccación de líquidos se realiza ora agitándolos en una probeta de decantación, junto con un sólido ávido del agua e insoluble en el líquido; ora sometiendo a la destilación, en presencia de algún cuerpo deseccador.

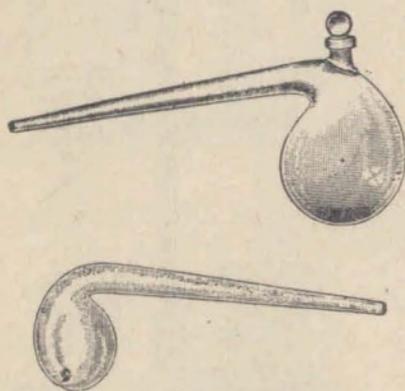


Fig. 39. — Retortas

La deseccación de los gases se consigue haciéndolos pasar por entre substancias ávidas de la humedad y sin acción sobre ellos: los recipientes en que esto se practica, si son tubos verticales con una estrangulación en la parte baja, se llaman *torrecillas de deseccación*; si son frascos con el líquido deseccador, se llaman *frascos deseccadores* o

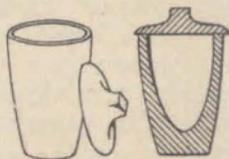


Fig. 40. — Crisol y su sección.

también *depuradores* y aun *lavadores*, si bien no deben confundirse con el frasco lavador explicado a propósito de la filtración (fig. 44).

99. Evaporación.—Es la operación por la cual un líquido se hace pasar al estado de vapor: esta operación suele efectuarse en cristalizadores, cápsulas o en vasos de Berlín.

Para moderar el calor en las evaporaciones suele interponerse, entre el mechero y el recipiente, algún aparato o substancia que regularice

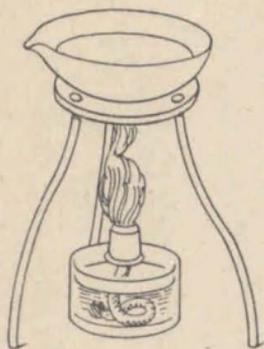


Fig. 41.—Disolución en cápsula

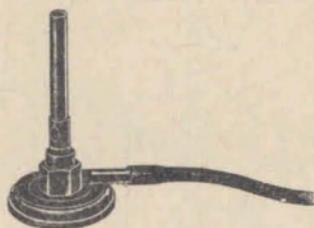


Fig. 42.—Mechero Bunsen

el calor e impida una excesiva elevación de temperatura: esto es lo que se llama *baño*. Así, hay el *baño de asbesto*, que consiste en un simple cartón de asbesto; el *baño de agua* o *baño maría*, que es un recipiente con agua; el *baño de arena*, que se compone de un recipiente

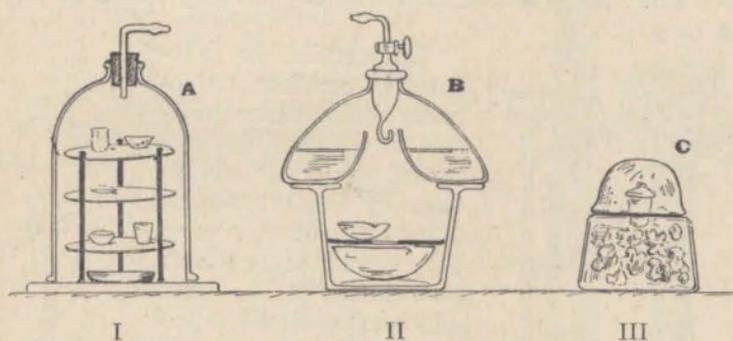


Fig. 43. — Desecadores

I y II. Desecadores de ácido sulfúrico. — III. Desecador de cal viva

metálico con arena, y el *baño de aire*, que es una especie de hornillo metálico en donde se calienta el aire, el cual, así caliente, envuelve la cápsula o vaso de precipitados (fig. 45).

100. Destilación.—Es la operación que tiene por objeto convertir en vapor un sólido o un líquido, y condensarlo nuevamente por enfriamiento. Las clases de destilación más importantes son: destilación sencilla, fraccionada, seca y sublimación.

La *destilación sencilla* se propone separar un líquido de algún sólido, que se halle en solución. En los laboratorios se usa un balón o matraz, de cuyo cuello parte un tubo doblado en ángulo agudo, puesto en comunicación con un refrigerante; éste consta de tubo interior delgado, en comunicación directa con el balón y envuelto por otro tubo de vidrio o de metal, de calibre muy superior: por entre los dos tu-

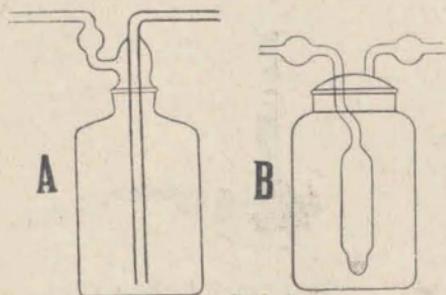


Fig. 44. — Frascos depuradores
A, frasco de Drechsel; B, frasco
de Muencke.

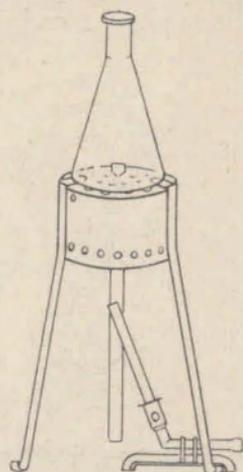


Fig. 45
Baño de aire

bos se hace circular una corriente de agua fresca. Los balones de destilación suelen cerrarse con *tubos de seguridad* y *tubos de decantación* (figuras 46 y 47).

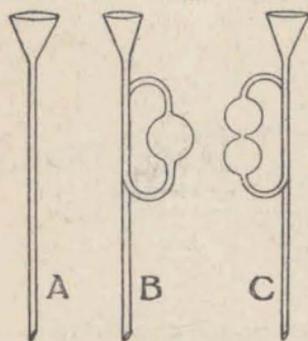


Fig. 46. Tubos de seguridad.

A, tubo recto; B, tubo en forma de trompeta con una bola; C, tubo en forma de trompeta con dos bolas.

La *destilación fraccionada* consiste en separar sustancias sólidas o líquidas de distinto punto de ebullición. El fundamento de esta operación estriba en que, cuando se calienta una mezcla de tales sustancias, destilan primero las de punto de ebullición más bajo, lo cual permite separarlas. Esta destilación se verifica en balones con un tubo lateral inclinado, llamados de destilación fraccionada, por cuyo cuello se introduce un termómetro (fig. 48).

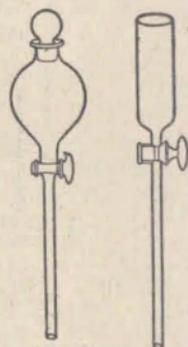


Fig. 47. — Embudos o tubos de decantación para verter líquidos en recipientes que deben permanecer cerrados.

Destilación seca es la que tiene lugar con cuerpos sólidos, sin intervención de líquidos ni disolventes, pero que, al ser calentados, despren-

den productos volátiles. Esta destilación suele llevarse a cabo en retortas de cobre o hierro, en forma de balones, marmitas o tubos.

Sublimación es una especie de destilación seca, por la cual un sólido se convierte en vapor, sin pasar aparentemente por el estado líquido: esto

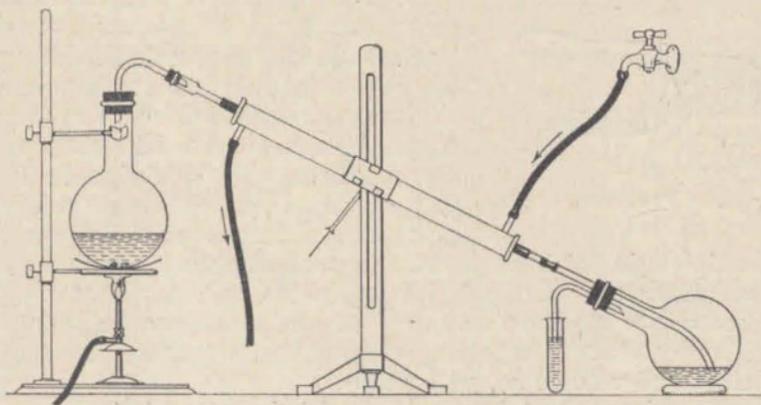


Fig. 48. — Aparato de destilación sencilla

exige un recipiente en donde puedan condensarse los vapores sin peligro de obstrucciones en los tubos; por esto se le suele dar la forma de marmita con una caperuza en la parte superior.

101. Material accesorio. — Es mucho y muy variado: así están, por ejemplo, las espátulas, cucharas de combustión, agitadores, pinzas, campanas de cristal, vidrios de reloj y tapones.

Espátulas son objetos en forma de

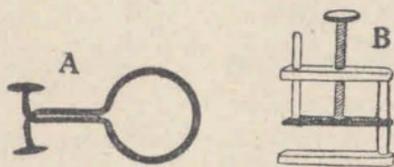


Fig. 49. — Pinzas para cerrar tubos de goma.

A, pinzas ordinarias; B, pinzas de Hofmann.

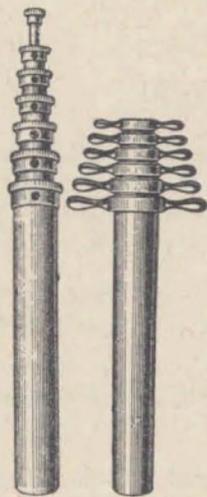


Fig. 50. — Dos modelos de taladracorchos.

mangos de cuchara, que sirven para comprimir y desmenuzar sólidos: los hay de porcelana, de madera, de cuerno y de metal. Las *cucharas* de combustión son pequeños recipientes de hierro en forma de cápsula con un largo mango, perpendicular al plano de la boca del recipiente: sirven para ejecutar combustiones en el seno de diferentes gases.

Agitadores son varillas de cristal, generalmente rectas, y excepcionalmente encorvadas u onduladas, que sirven para remover líquidos. *Pinzas* son unos objetos metálicos, que se emplean para sostener recipientes sometidos al fuego, como tubos de ensayo, evitando el que se quemé la mano del operador, o para cerrar tubos de goma, con el fin de graduar o impedir totalmente la circulación de líquidos y gases.

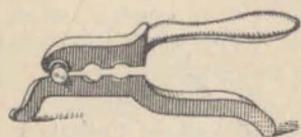


Fig. 51. — Prensacorchos

Las *campanas de cristal* son unos recipientes en forma de campana, que sirven para recoger gases en el seno del agua o para conservar sustancias al abrigo de la humedad del aire. Los *vidrios de reloj* son vidrios algo cóncavos, como los que se usan en los relojes de bolsillo, que sirven para efectuar operaciones en muy pequeñas cantidades. Los *taponés* empleados en los laboratorios son de vidrio, corcho o caucho; estos últimos taladrados o sin taladrar. La operación de taladrar taponés, sobre todo de corcho, se verifica con el *taladracorchos* (figs. 49, 50 y 51).

Ciertos objetos de laboratorio se fabrican de platino, por ser un metal muy resistente a los reactivos y difícilmente fusible: con él se

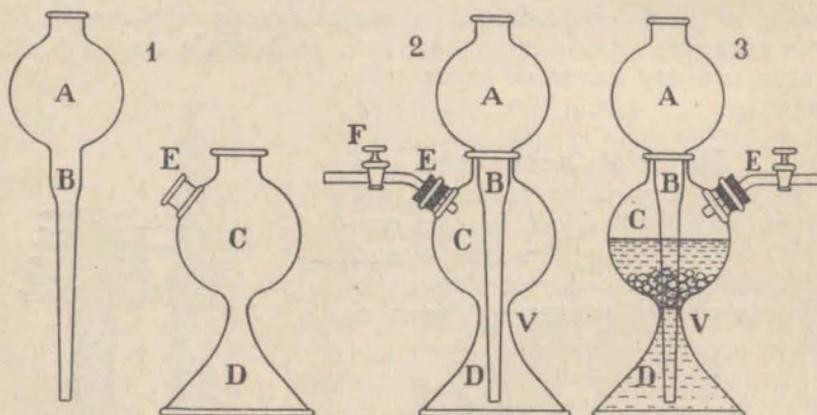


Fig. 52. — Aparato de Kipp

1, aparato desmontado; 2, aparato montado; 3, aparato durante el funcionamiento.

fabrican crisoles, cápsulas, las extremidades de los sopletes y de las tenazas; de platino es el alambre, terminado en un aro, que se emplea para la obtención de perlas en análisis, y de platino suele ser también la lámina metálica empleada en la evaporación de cantidades muy pequeñas de líquidos.

102. Producción y manejo de gases.—Ciertos gases se desprenden al solo contacto de un sólido con un líquido, como el oxígeno con la oxilita, el acetileno con el carburo de calcio, el hidrógeno con el cinc y el ácido sulfhídrico con el sulfuro de hierro; otros nece-

sitan el auxilio del calor, como el ácido clorhídrico y el anhídrido sulfuroso. Para los primeros se usa el aparato de Kipp, aunque también sirven para el mismo objeto dos frascos con tubuladura inferior, puestos en mutua comunicación con un simple tubo de goma (aparato de Sainte Claire Deville).

El aparato de Kipp consta de dos piezas de vidrio, separables: la inferior se compone de

dos bolas en comunicación entre sí, y la superior presenta la forma de pera muy alargada, que penetra en enchufe esmerilado en la bola superior de la pieza inferior. El sólido (Zn , FeS , $CaCO_3$) se pone en la bola media, dotada de un tubo de desprendimiento, y el líquido (HCl , H_2SO_4) se introduce por la pieza superior hasta el fondo, y luego sube al recipiente donde se halla el sólido: si la llave está abierta, habrá reacción; pero si se cierra, el gas producido desalojará al líquido, que se verá forzado a ocupar el recipiente

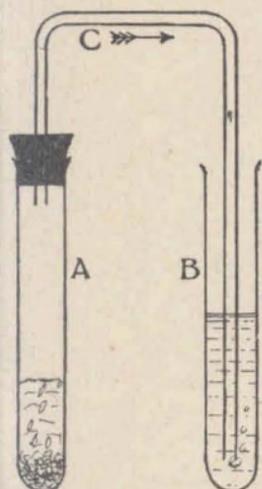


Fig. 53. — Dispositivo para obtener gases en pequeña escala con el fin de examinar sus propiedades.

Consta de dos tubos de ensayo A y B , y de un tubo de cristal doblado en U , de ramas desiguales. En el tubo A tiene lugar la reacción para la producción del gas.

superior. Este último suele tener, además, algún tubo de seguridad en forma de trompeta, para evitar proyecciones del líquido hacia fuera (figura 52).

La producción de gases en caliente se verifica en algún balón o matraz, donde se introducen los cuerpos reaccionantes, con tubo de desprendimiento (fig. 53).

Los gases pueden recogerse en probetas o frascos, llenos de agua e invertidos. Para esta operación suele echarse mano de unos recipientes rectangulares, llamados *cubas hidroneumáticas*, si son para agua, y en casos excepcionales *hidrargironeumáticas*, si son para mercurio. Los gases suelen almacenarse en *gasómetros*, que son recipientes cilíndricos de metal con un tubo lateral para la salida del gas. Para que éste salga con presión, suelen llevar acoplado en la parte superior otro recipiente cilíndrico lleno de agua, con un tubo en la parte inferior, que llega hasta el fondo del recipiente principal: de esta suerte el agua empuja al gas (fig. 54).

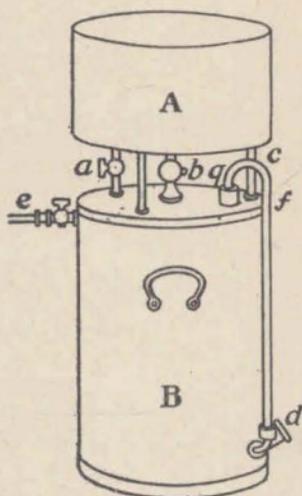


Fig. 54. — Gasómetro

a , tubo que termina en el fondo de B ; b , tubo que termina en la cubierta de B ; d , desagüe; e , tubo de carga y descarga.

SEGUNDA PARTE

QUÍMICA DE LOS METALOIDES

CAPÍTULO XI

HIDRÓGENO

103. Estado natural de los cuerpos. — Es el modo cómo éstos se hallan espontáneamente en la Naturaleza. Tratándose de los elementos, siempre deben encontrarse en la Naturaleza en una u otra forma. En cambio, los cuerpos compuestos pueden no encontrarse en la Naturaleza, puesto que muchos de ellos son producto de artificio humano en los laboratorios o en la industria.

Las formas bajo las cuales se hallan los elementos en la Naturaleza son dos: la de combinación y la no combinada. En este segundo caso el elemento se dice hallarse en *estado nativo* si es sólido o líquido, y en *estado libre* si es gaseoso.

104. Elemento hidrógeno: H₂. — En estado libre se halla muy poco en la Naturaleza; en cambio, combinado abunda muchísimo, pues forma parte del agua, de los ácidos y de las bases, de los petróleos y de todos los organismos vegetales y animales.

Peso atómico : 1.008.
Solub a 15° : 20 cm³.

Est. fís. : gas incoloro.
Fus. : -259°.

Dens. : 0.069.
Ebull. : -253°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, inodoro e insípido, muy difícilmente liquidable. Es la substancia más ligera que se conoce y muy difusible, o sea, que atraviesa con gran facilidad las paredes o membranas porosas. Es poco soluble en el agua y bastante buen conductor del calor y de la electricidad.

Tiene mucha afinidad por los halógenos, sobre todo por

el F y el Cl: con el primero se combina con explosión a -253° , y con el segundo se combina también con explosión a la temperatura ordinaria bajo la acción de la luz. Tiene asimismo grande afinidad por el O, con el cual forma mezcla detonante, muy

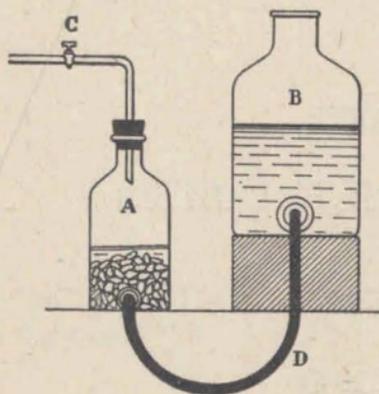


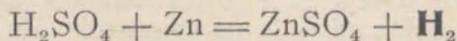
Fig. 54 bis

Aparato de Sainte Claire-Deville

A, frasco cargado de cinc;
B, depósito del ácido.

peligrosa cuando está en recinto cerrado. El hidrógeno tiene la propiedad de arder en el aire, por lo cual se le llama *combustible*, siendo agua el producto resultante de esta combustión; en cambio, no deja arder a los demás cuerpos sumergidos en su seno, por lo cual se dice que *no es comburente*. El H, debido a la gran afinidad que tiene por el O, se apodera del que encuentra en otros cuerpos, por lo que se llama *reductor*. No es venenoso, pero sí inepto para la respiración.

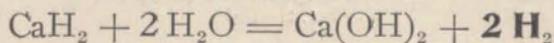
OBTENCIÓN. — El H se obtiene: 1.º Por acción del ácido sulfúrico o clorhídrico algo diluïdos sobre el cinc:



Esta operación, por tener lugar en frío, puede practicarse en una aparato de Kipp, que una vez cargado de cinc y de ácido, únicamente funciona al abrir la llave (fig. 54 bis).

2.º Descomponiendo por la electricidad agua acidulada con ácido sulfúrico o alcalinizada con sosa cáustica; en el polo negativo se desprende hidrógeno y en el positivo oxígeno.

3.º Tratando el hidruro de calcio o *hidrolita* por el agua



APLICACIONES. — En los laboratorios se emplea como reductor y en la industria, para llenar globos y zepelines, a causa de su gran ligereza, y junto con el oxígeno sirve para el soplete oxhídrico, que puede alcanzar la temperatura de 2.500° (figs. 55 y 56).

105. Experiencias con el hidrógeno. — 1.^a *Ligereza*: En una cápsula disuélvase jabón en agua y añádase algo de glicerina para dar más consistencia al líquido. Por un tubo de cristal no afilado, hágase salir hidrógeno con poca fuerza; tóquese el líquido jabonoso y levántese el tubo: se formarán, de esta suerte, pompas de jabón, que con una pequeña sacudida en el tubo se desprenderán y subirán hacia lo alto; y si se les sigue con una vela encendida, se las podrá inflamar (figura 57).

2.^a *Difusibilidad*: Ciérrase con un tapón la boca de un vaso poroso, como los de las pilas eléctricas; atraviésese este tapón por un largo tubo recto con la extremidad libre afilada y doblada de manera que se dirija hacia arriba; introdúzcase en este tubo agua coloreada, por ejemplo, con permanganato potásico. Aparte, llénese de hidrógeno una campana de cristal y colóquese luego

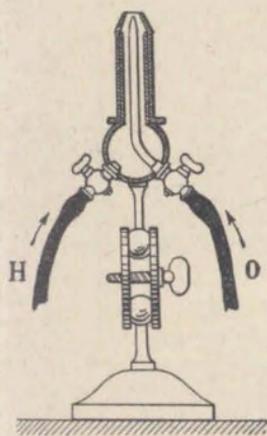


Fig. 55

Soplete oxídrico

de suerte que el vaso poroso quede rodeado de este gas: inmediatamente se advertirá que el agua sale por la extremidad del tubo en forma de surtidor: es que, por entre las paredes porosas del cilindro lleno de aire al principio, se ha establecido una doble corriente de gases, la del aire, que saliendo del cilindro se dirige hacia la campana, y la del H, que entra en el interior del cilindro. Este gas, como más difusible, ha penetrado con mayor velocidad que no ha salido el aire, y esto ha ocasionado una presión interior, que ha empujado el agua hacia fuera (fig. 58).

3.^a *Mezcla detonante*: Acábase de llenar de H, dentro de un recipiente con agua (cuba hidroneumática), un tubo de ensayo invertido con la mitad de agua y la otra mitad de aire; sáquese del agua tapado con el dedo, y aplíquese su boca a una llama: se producirá un fuerte silbido, indicador de la presencia de mezcla detonante en el tubo. Si ahora se llena el tubo con sólo hidrógeno, al acercarlo a la llama se producirá un chasquido suave sin silbido, señal de no haber mezcla detonante.

4.^a *Combustibilidad*: Aplíquese una llama a la extremidad de un tubo afilado, puesto en comunicación con un aparato productor de H, después de haberse cerciorado de que no existía mezcla detonante: se notará que arde con llama pálida. Se demuestra que es agua el producto de esta combustión, haciendo que la llama se aproxime a las paredes de una campana de cristal espolvoreada con permanganato

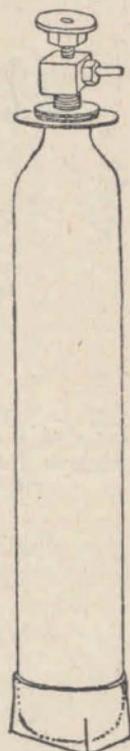


Fig. 56

Tubo de acero para gases a presión.

potásico, pues se formarán unos hilitos rojovioláceos de agua con el permanganato disuelto (fig. 59).

5.^a *Incomburencia*: Aproxímese una vela encendida a la boca de una probeta invertida llena de hidrógeno: éste se inflamará en la boca; pero si la vela se introduce dentro de la probeta, se apagará por no ser el H comburente.

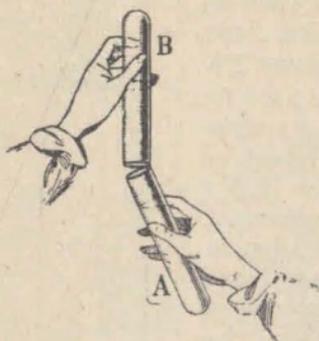


Fig. 57. — El H, más ligero que el aire, pasa del tubo de ensayo inferior al superior.

7.^a *Poder reductor en estado naciente*: En dos tubos de ensayo se pone solución diluída

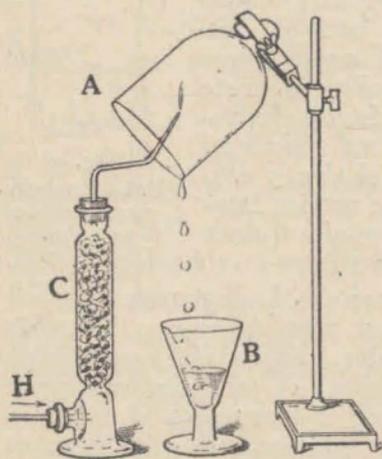


Fig. 59. — El H, previamente desecado en C, produce al arder vapor de agua, que se condensa en las paredes frías de la campana A.

de permanganato potásico, que luego se acidula con ácido sulfúrico: por uno de los tubos se hace burbujear H procedente de un aparato pro-

6.^a *Armónica química*: Introdúzcase una llama de H en un tubo de cristal, de algo más de medio metro de longitud y de unos 3 cm. de anchura: la llama se alargará, y al mismo tiempo se producirá un sonido agudo, denominado *armónica química* (fig. 60).

ductor, y en el otro se ponen limaduras de cinc: el líquido de este último tubo se decolorará, por acción del H naciente en él producido; pero no el del primer tubo, por ser H en estado molecular, que no reduce en frío.

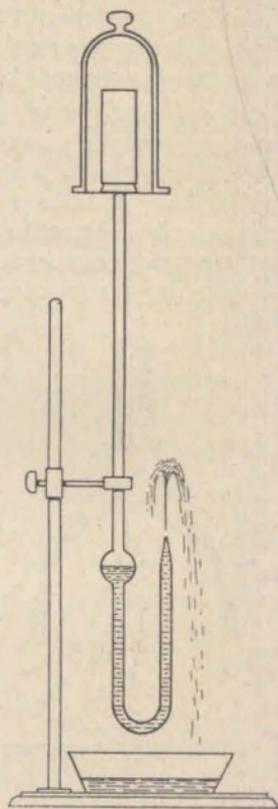


Fig. 58. — Difusibilidad del hidrógeno.

8.^a *Poder reductor en estado molecular*: Dispóngase óxido de cobre (negro) en un tubo algo ancho y afilado por un extremo; colóquese en

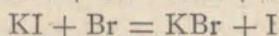
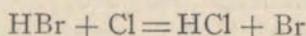
posición horizontal y caliéntese exteriormente el óxido, mientras por la parte ancha del tubo se hace penetrar una corriente de H: este gas reducirá al CuO, apoderándose de su O para formar agua, y dejará

al Cu libre en forma de polvillo rojo metálico. Esta vez, para lograr la reducción, ha sido preciso calentar (1).

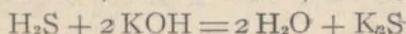
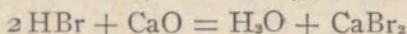
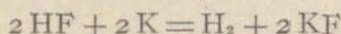
106. Hidrácidos. — *Hidrácidos* son las combinaciones del H con los halógenos. No se encuentran libres en la Naturaleza, fuera del HCl, y aun éste en muy pequeñas cantidades.

PROPIEDADES. — Son cuerpos gaseosos, excepto el HF, que es líquido, y además muy solubles en el agua, con la que forman soluciones de carácter ácido muy marcado. A causa de esta avidez por el agua, condensan el vapor acuoso del aire húmedo en forma de humos blancos, por lo que se dice que son fumantes.

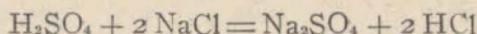
Como la afinidad de los halógenos para con el H disminuye del F al I, la energía de los hidrácidos formados disminuye también del HF, que es el más enérgico y estable, al HI, que es el más débil e inestable. Por esto, el F desaloja a los otros tres halógenos de las combinaciones hidrogenadas; el Cl desaloja al Br y al I, y el Br solamente al I: lo mismo sucede con las sales haloideas, derivadas de los hidrácidos:



Los cuatro hidrácidos y el H₂S reaccionan con los metales, con los óxidos y con las bases formando sales haloideas:



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando la sal haloidea correspondiente por H₂SO₄ o por H₃PO₄, si se trata del HBr o del HI:



2.º Tratando las sales halogenadas de fósforo por el agua:

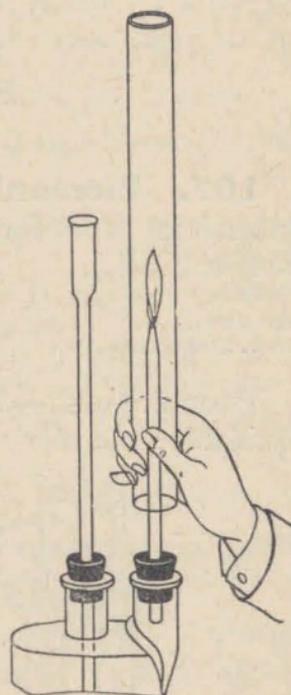
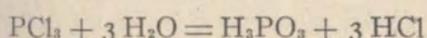


Fig. 60. — Armónica química.

(1) Para más detalles consúltese la obra del mismo autor titulada "Química Práctica", núm. 183; Barcelona, M. Marín, 1932.

CAPÍTULO XII

FLÚOR Y CLORO

107. Elemento flúor: F₂.— No se halla libre en la Naturaleza, sino formando fluoruros, siendo el principal la *fluorita* (CaF₂).

Peso atóm. : 19.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : gas verdoso.
Fus. : -233°.

Dens. : 1,26.
Ebull. : -187°.

PROPIEDADES. — Es un gas amarillo verdoso, difícilmente liquidable y de olor picante. Puede conservarse en recipientes de vidrio, con tal de no contener HF.

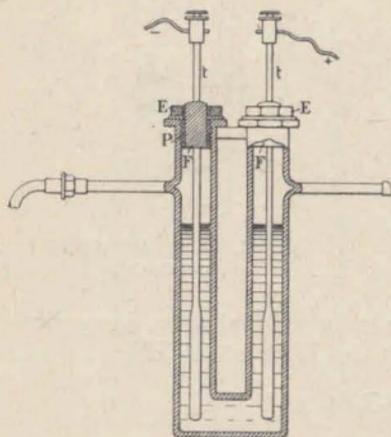
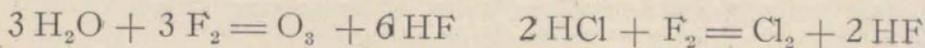


Fig. 61. — Obtención electrolítica del flúor.

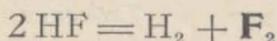
Es el elemento más electro-negativo que se conoce. Con el H se combina con explosión, aun a muy bajas temperaturas. Varios metaloides, como el S, P, As, B y Si, arden en atmósfera de este gas; lo mismo hace con muchos metales; a otros sólo los ataca en caliente; en cambio, el Cu, Au y Pt son muy poco atacados. El Cl, O, N y C en forma de diamante no reaccionan con el flúor.

Descompone en frío al agua y al HCl para apoderarse del H, dejando respectivamente al O y al Cl en libertad:



A las substancias orgánicas les quita el H y las carboniza; por esto es muy peligroso respirarlo.

OBTENCIÓN. — Por electrólisis del HF anhidro con KF, para hacerlo conductor y electrólito, en aparato de cobre o platino (fig. 61):



APLICACIONES. — Apenas las tiene, y sólo se ha intentado aprovecharlo para la obtención del ozono por reacción con el agua.

108. Ácido fluorhídrico: HF. — No se halla libre en la Naturaleza, a causa de su gran actividad.

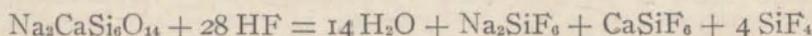
Peso mol. : 20.
Solub. : ∞.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -92,3º.

Dens. : 0,99.
Ebull. : + 16º.

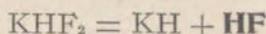
PROPIEDADES. — A temperatura inferior a 20º es un líquido incoloro, soluble en el agua en todas proporciones y fumante.

Ataca a casi todos los metales formando fluoruros; pero resiste el Au y el Pt, y también bastante el Pb. Su acción más interesante es con el Si, por lo cual ataca al cuarzo (SiO₂) y a los silicatos, como el vidrio, dando fluosilicatos y fluoruro de silicio:

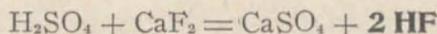


Por esto, el HF no puede guardarse en recipientes de vidrio, sino de plomo o gutapercha. Corroe las substancias orgánicas, por lo cual es un veneno activísimo, que produce llagas difíciles de curar.

OBTENCIÓN. — El HF se obtiene: 1.º En estado anhidro, calentando KHF₂ o NaHF₂ en aparato de Pt:



2.º En solución acuosa, recogiendo en agua el gas resultante de la acción del H₂SO₄ concentrado sobre CaF₂ en retortas de Pt o Pb:



APLICACIONES. — Se usa en los laboratorios para el análisis de los silicatos, y en la industria, como antiséptico en la fabricación del alcohol y, sobre todo, para el grabado del vidrio.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Corroe al vidrio, formando con él SiF₄.

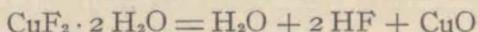
2.º Concentrado, da humos blancos al aire húmedo.

109. Fluoruros: F'. — Son las sales derivadas del ácido fluorhídrico. Las hay varias en la Naturaleza, siendo las principales la fluorita (CaF₂) y la criolita (Na₃AlF₆).

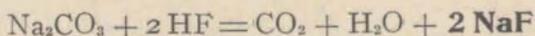
PROPIEDADES. — Son cuerpos sólidos, excepto los de B y Si, que son

gaseosos; solubles en el agua los alcalinos, e insolubles o poco solubles los demás. En su mayoría son fusibles y algunos volátiles.

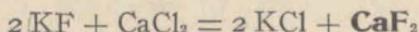
Los anhidros no se descomponen por el calor; pero los hidratados se descomponen en HF y el óxido correspondiente:



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando los metales o sus sales por el HF:



2.º Los insolubles, por precipitación:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Calentados con H_2SO_4 dan HF, reconocible por sus caracteres.

2.º Calentados con vidrio o SiO_2 en polvo y H_2SO_4 , desprenden SiF_4 , que da con el agua manchas blancas de sílice gelatinosa.

110. Elemento cloro: Cl_2 . — No se halla libre en la Naturaleza, pero abunda en forma de cloruros, sobre todo formando la *sal gema* (NaCl).

Peso atóm. : 35,5.

Solub. a 15º : 2,5 lit.

Est. fis.: gas verdoso.

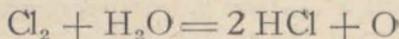
Fus. : -102º.

Dens. : 2,45.

Ebull. : -38º.

PROPIEDADES. — Es un gas amarillo verdoso, de olor sofocante, que ataca las vías respiratorias: es dos veces y media más pesado que el aire, fácilmente liquidable y bastante soluble en el agua: esta disolución, llamada *agua de cloro*, si se enfría a 0º, deposita cristales de $\text{Cl}_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$, denominados *hidrato de cloro*.

Después del F, es el metaloide más activo. Su principal afinidad la muestra por el H, con el cual se combina bajo la acción de la luz: si es difusa, lentamente, y si es directa del Sol, incluso con explosión. Un chorro de H encendido sigue ardiendo en el seno del Cl, dando humos blancos de HCl. A causa de esta afinidad por el H, el Cl actúa sobre muchas substancias hidrogenadas, como NH_3 , H_2S , los hidrocarburos (o sea, los compuestos de C e H solamente) y el agua. La solución acuosa de Cl expuesta a la luz descompone al agua dando HCl y O:



Por esto, el Cl húmedo es oxigenante indirecto, decolorante y

antiséptico, pues destruye las materias colorantes y los organismos inferiores, causa de muchas enfermedades.

El Cl se combina con casi todos los metales y metaloides, a veces con tanta energía que hay desarrollo de luz y de calor, dando cloruros en su mayor grado de oxidación: así, el P, As,

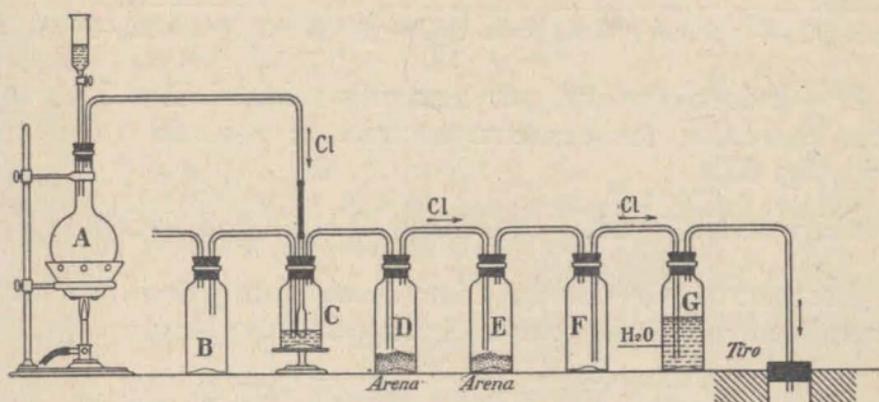
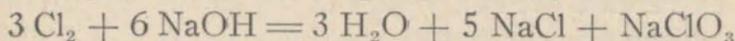
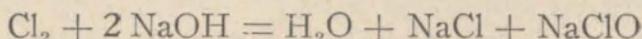


Fig. 62. — Obtención del cloro en los laboratorios

A, balón de producción; B, frasco para desalojar el exceso de agua del frasco lavador; C, frasco donde recoger gas cloro para efectuar las experiencias de combustión; D y E, frasco para recoger gas cloro con que realizar la decoloración de telas; F, frasco para recoger gas cloro con que realizar la decoloración de telas; G, frasco para obtener agua de cloro.

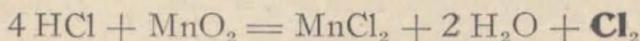
Sb y Cu arden proyectados en su seno. Además, desaloja al Br y al I de sus combinaciones no oxigenadas. Con las bases alcalinas da en frío cloruro e hipoclorito, y a temperaturas superiores a 50°, produce cloruro también y clorato:



Es muy peligroso el respirarlo.

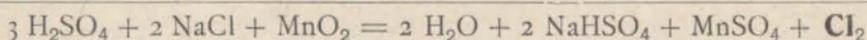
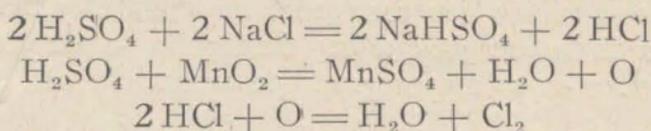
OBTENCIÓN. — El Cl se obtiene: 1.º En los laboratorios, oxidando el HCl mediante MnO_2 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PbO_2 o Pb_3O_4 . Pero, en la práctica, se hace de las siguientes maneras:

a) Calentando MnO_2 con HCl concentrado (1):

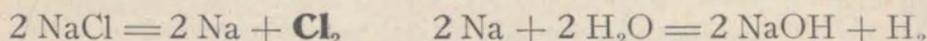


(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 184.

b) Calentando una mezcla de NaCl y MnO₂ con H₂SO₄ concentrado; así se aprovecha todo el cloro (fig. 63).



2.º Industrialmente, por electrólisis del NaCl o KCl en cubas especiales con dos compartimientos y fondo con mercurio (fig. 63):



APLICACIONES. — Se usa como decolorante y desinfectante, generalmente bajo la forma de hipocloritos; sirve, además,

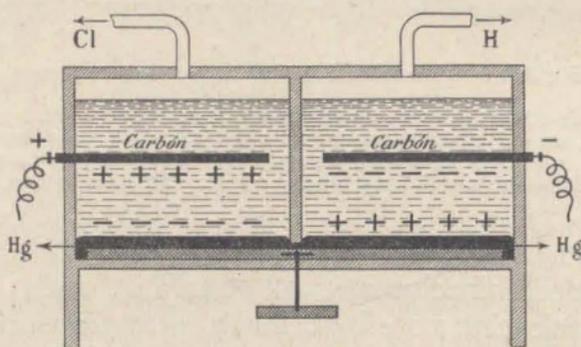


Fig. 63. — Obtención electrolítica del cloro

para la extracción del Au, y para la obtención de varios cloruros, hipocloritos y cloratos.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas amarillo verdoso de olor sofocante.

2.º Decolora al papel de tornasol humedecido.

3.º Vuelve azul al papel yoduroalmidonado.

111. Ácido clorhídrico: HCl. — Vulgarmente se llama *sal fumante*. Se halla muy poco en la Naturaleza, como en algunos volcanes y ríos, y en el estómago de los mamíferos.

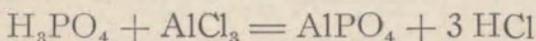
Peso mol. : 36,5.
Solub. a 15º : 455 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -111,3º,

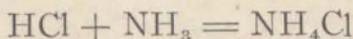
Dens. : 1,26.
Ebull. : -83º,

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor picante y sabor agrio, muy soluble en el agua. Su solución concentrada humea al aire, pues a causa de su avidez por el agua, condensa al vapor atmosférico dando humos blancos (fig. 64).

El HCl reacciona con la mayoría de los metales formando cloruros y desprendiendo H; también reacciona con los óxidos e hidróxidos produciendo agua y cloruro. Con las sales de ácidos volátiles (sulfuros, sulfitos, carbonatos, etc.) produce cloruros con desprendimiento de ácido o de anhídrido; en cambio, los ácidos más fijos que el HCl (como el H_2SO_4 y el H_3PO_4) lo desalojan, por el calor, de sus sales los cloruros:

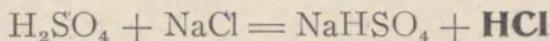


La solución de HCl, puesta en presencia de solución amoniacal, produce humos blancos abundantes de cloruro amónico (figura 65):

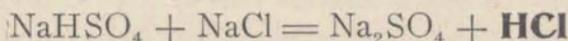


Disuelve, asimismo, a la mayoría de los metales dando los cloruros correspondientes, pero en su menor valencia: así, con el Fe da $FeCl_2$ y no $FeCl_3$. [No es combustible ni comburente; corroe los tejidos orgánicos, por lo cual es venenoso: su acción se neutraliza con magnesia (MgO).

OBTENCIÓN. — El HCl se obtiene: 1.º Calentando NaCl con H_2SO_4 concentrado (fig. 66):



Pero, en la industria, por poderse elevar más la temperatura, se tiene todavía (1):



2.º En la industria, haciendo pasar SO_2 , con vapor de agua y aire, por bloques de NaCl a 600° :

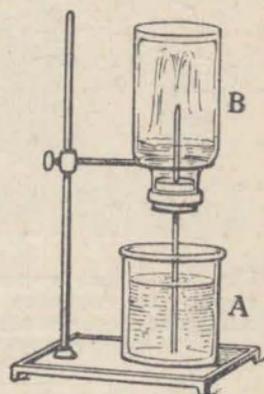
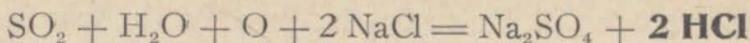


Fig. 64. — Solubilidad del HCl en el agua.

El agua del vaso A, se precipita en forma de surtidor en el frasco B, lleno de gas clorhídrico.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 108, 109, 110, 111,



APLICACIONES. — En forma de solución, se emplea en los laboratorios como reactivo y en la preparación de muchos cuerpos (H, Cl, H₂S, CO₂, cloruros); en la industria, para la extracción de la gelatina de los huesos; en medicina, en forma de limonada clorhídrica, y en la economía doméstica, para el lavado de muchos objetos.

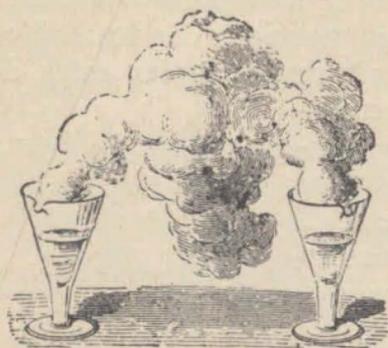


Fig. 65. — Los vapores de HCl puestos en contacto con los de NH₃ producen abundantes humos blancos.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con AgNO₃ da precipitado blanco, cuajoso, de AgCl, que se ennegrece a la luz y es soluble en el amoníaco, por formarse cloruro de argentoamonio (Ag[NH₃]₂Cl).

2.º Con el amoníaco da humos blancos de NH₄Cl.

112. **Cloruros: Cl'.** — Son las sales derivadas del ácido clorhí-

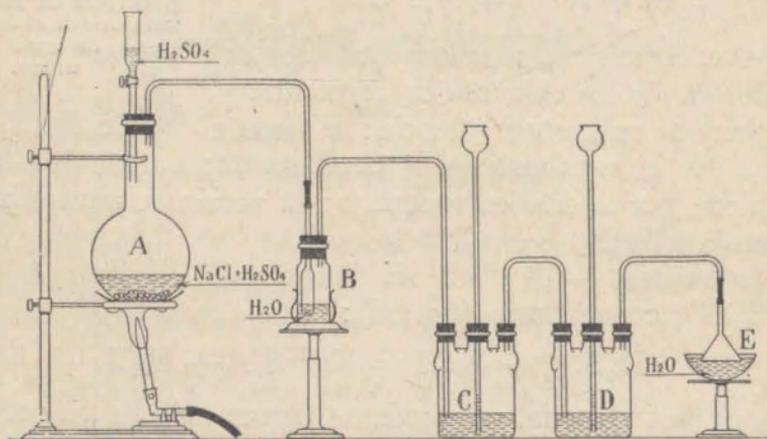


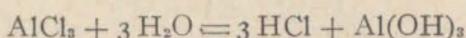
Fig. 66. — Obtención del ácido clorhídrico en los laboratorios

A, balón de producción; B, frasco lavador; C y D, frascos para obtener disolución clorhídrica; E, embudo y cápsula con agua para evitar el escape de gas clorhídrico.

drico. Los hay muchos en la Naturaleza, siendo los principales la *sal gema* (NaCl), *silvinita* (KCl) y *carnalita* (KCl · MgCl₂ · 6 H₂O).

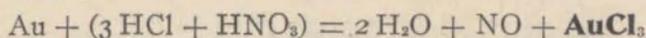
PROPIEDADES. — Son casi todos sólidos (el SnCl_4 es líquido), fusibles y volátiles. Son solubles en el agua, excepto los de plata, cuproso, mercurioso y de plomo.

Pocos son los descomponibles por el calor (AuCl_3); algunos lo son por la luz (AgCl y CuCl), y todos por la electricidad. Algunos, como los de Zn, Mg y Al, se descomponen en contacto del agua, ayudados a veces del calor, por el fenómeno llamado *hidrólisis*, dando HCl y óxido o hidróxido del metal:

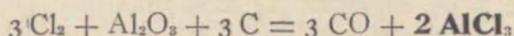


Con los ácidos más fijos (H_2SO_4 , H_3PO_4) desprenden HCl.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando el metal por Cl, HCl o el agua regia ($3 \text{HCl} + \text{HNO}_3$), según los casos:



2.º Por acción simultánea del Cl y C sobre los óxidos:



3.º Los insolubles, por precipitación.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Los solubles con AgNO_3 dan precipitado blanco, cuajoso, de AgCl .

2.º Con el H_2SO_4 dan HCl, reconocible por sus caracteres.

3.º Con el H_2SO_4 y MnO_2 desprenden Cl.

CAPÍTULO XIII

BROMO Y YODO

113. Elemento bromo: Br₂. — No se halla libre en la Naturaleza, sino combinado, formando bromuros en las aguas del mar y en algunas plantas marinas.

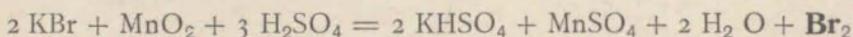
Peso atóm. : 79,9.
Solub. a 15° : 3,5 gr.

Est. fis. : líq. rojo.
Fus. : -7,3°.

Dens. : 3,19.
Ebull. : +59°.

PROPIEDADES. — Es el único metaloide líquido a la temperatura ordinaria, de color rojo granate obscuro, de olor repugnante e irritante y de sabor cáustico. A la temperatura ordinaria emite vapores rojizos muy densos, que son grandemente corrosivos y dañinos a la vista. Es tres veces más denso que el agua y muy poco soluble en ella; esta solución debe guardarse al abrigo de la luz, pues se descompone, como el agua de cloro. El agua de bromo enfriada, deposita cristales de *hidrato de bromo* (Br₂ · 10 H₂O). El Br se disuelve mucho en el alcohol, éter y cloroformo, coloreándolos de rojo obscuro.

Sus propiedades químicas son análogas a las del cloro, pero menos enérgicas. Su afinidad por el O es mayor que la del Cl; éste desaloja al Br de sus compuestos no oxigenados (HBr y bromuros); en cambio, el Br desaloja al Cl de los compuestos oxigenados. Con los hidróxidos alcalinos da hipobromitos y bromatos.



OBTENCIÓN. — El Br se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, tratando una mezcla de KBr y MnO₂ por el H₂SO₄.

2.º En la *industria*, tratando por Cl el MgBr₂ contenido en las aguas madres de la extracción del KCl en Stassfurt:



APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo; en la industria, para preparar materias colorantes, medicamentos y placas fotográficas, y en medicina, como antiséptico, bajo la forma de *bromo sólido*, que no es otra cosa que sílice o harina fósil impregnada de Br.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un líquido rojo, de olor irritante.

2.º Se disuelve en el éter y cloroformo, a los que tiñe de rojo intenso.

114. Ácido bromhídrico: HBr. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Feso mol. : 81.
Solub. a 15º : 565 lit.

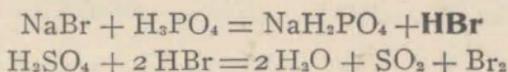
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -86º.

Dens. : 2,71.
Ebull. : - 65º.

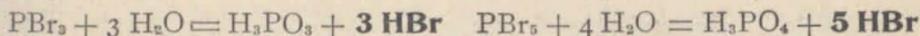
PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, humeante al aire húmedo y muy soluble en el agua: esta solución va acompañada de gran desarrollo de calor.

Es un ácido enérgico, que ataca a casi todos los metales, incluso a la Ag, al Cu y al Hg, que no son atacados por el HCl. El HBr, por el calor, se descompone con mayor facilidad que el HCl (800º). Es venenoso y corrosivo.

OBTENCIÓN. — El HBr se obtiene: 1.º Tratando un bromuro por el H₃PO₄, ya que con H₂SO₄ no se produciría HBr, sino Br:



2.º Tratando un bromuro de fósforo por el agua. En la práctica se emplea Br, P y H₂O (fig. 67) (1):



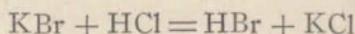
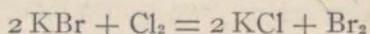
APLICACIONES. — Se usa como disolvente de metales, como reactivo de las sales de Cu y para la preparación de bromuros.

115. Bromuros: Br'. — Son las sales derivadas del ácido bromhídrico. Se encuentran en el mar y en las sales de Stassfurt los bromuros de K, Na y Mg.

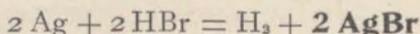
PROPIEDADES. — Son análogos a los cloruros, pero resisten menos a la acción del calor, descomponiéndose con relativa facilidad. Son todos solubles en el agua, excepto los de plata, mercurioso y plomo.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 201.

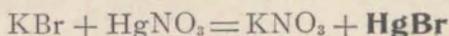
El Cl los descompone, quedando Br en libertad, y el HCl forma con ellos cloruros (1):



OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Tratando el metal por Br o HBr (figura 67):



2.º Los insolubles, por precipitación:



RECONOCIMIENTO.— 1.º Los solubles dan con AgNO_3 precipitado blancoamarillento, algo soluble en amoníaco.

2.º El Cl deja al Br en libertad de las combinaciones no oxigenadas.

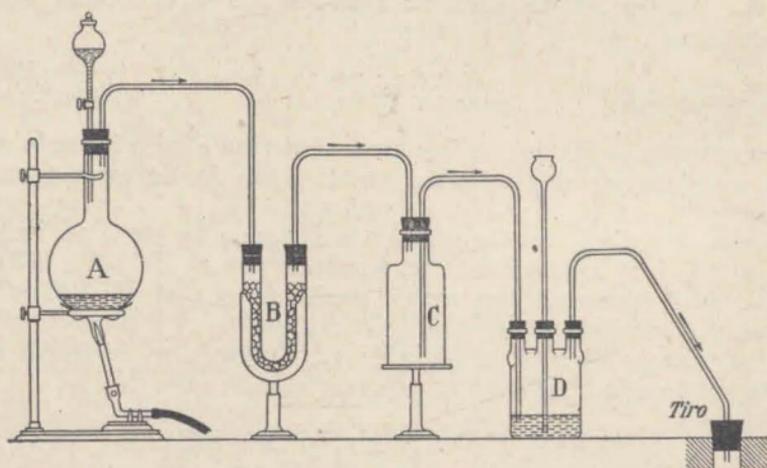


Fig. 67. — Obtención del ácido bromhídrico

A, balón de producción; B, tubo con trozos de vidrio y fósforo rojo; C, frasco de seguridad; D, frasco para la disolución del ácido.

116. Elemento yodo: I_2 .— No se encuentra libre en la Naturaleza, sino combinado formando yoduros y yodatos en los nitratos de Chile y en las aguas y plantas marinas.

Peso atóm. : 126,9.
Solub. a 15º : 0,027 gr.
Síst. crist. : rómbico.

Est. fis. : sól. negro.
Fus. : + 113º.

Dens. : 4,9.
Ebull. : + 184º

PROPIEDADES.— Es un sólido que cristaliza en escamas brillantes, de color gris metálico. Calentado se sublima, siendo sus vapores de color violado. Es poco soluble en el agua, a no

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, n.º 201.

ser que contenga KI; pero lo es mucho en el alcohol y éter, a los que tiñe de rojo, y en el cloroformo y sulfuro de carbono, a los que tiñe de color violado. La disolución de I en alcohol se llama *tintura de yodo*. Es de olor irritante y sus vapores son corrosivos.

El I es muy activo, y así se combina directamente con muchos metaloides (S y P) y con los metales (Fe): con todo, su energía es inferior a la del Cl y Br; sin embargo, para con

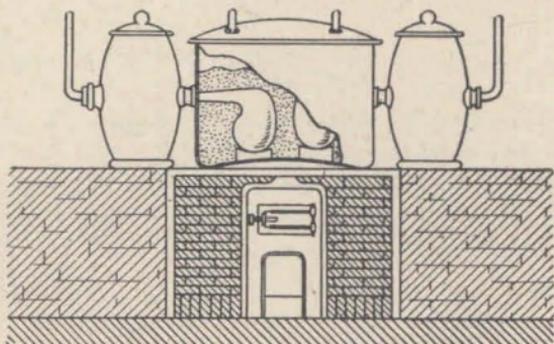
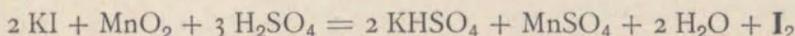


Fig. 68. — Sublimación industrial del yodo

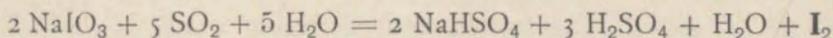
el O tiene más afinidad que estos dos cuerpos: de aquí que el Cl y el Br desalojen al I de sus combinaciones no oxigenadas, y que el I, por el contrario, desaloje al Br y Cl de sus compuestos oxigenados:



OBTENCIÓN. — El I se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, tratando una mezcla de KI y MnO_2 por H_2SO_4 :

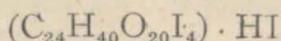


2.º En la *industria*, reduciendo por el anhídrido sulfuroso los yodatos de las aguas madres del nitrato de Chile (figura 68):



APLICACIONES. — Se emplea en la fabricación de yoduros y de diversos compuestos orgánicos, especialmente colorantes artificiales; en medicina se usa como desinfectante, para atacar la escrófula y como estimulante de las mucosas.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Colorea de azul a las soluciones de almidón, por formarse yoduro de almidón



2.º Comunica color violado al cloroformo y al sulfuro de carbono.

117. Ácido yodhídrico: HI. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 129.
Solub. a 10º : 450 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -51,3º.

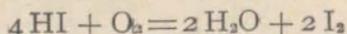
Dens. : 4,28.
Ebull. : -34º.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, que humea en contacto del aire húmedo, muy soluble en el agua y venenoso.

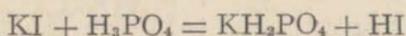
Obra como ácido fuerte, a causa de su gran disociación en el agua, actuando unas veces como reductor, al dejar I libre, y otras veces como oxidante, al dejar H libre:



Las soluciones de HI pardean rápidamente en contacto del aire; porque, al oxidarse el ácido, dejan I en libertad:



OBTENCIÓN. — El HI se obtiene: 1.º Tratando el KI por el H_3PO_4 :



2.º Tratando un yoduro de fósforo por el agua:



APLICACIONES — En orgánica sirve como hidrogenante y reductor enérgico; también se emplea para disolver algunos sulfuros y en la preparación de yoduros.

118. Yoduros: I'. — Son las sales derivadas del ácido yodhídrico. Se encuentran en la Naturaleza los yoduros de K y Na en el mar y en los nitratos de Chile.

PROPIEDADES. — Son análogas a las de los cloruros y bromuros; sin embargo, los yoduros son menos solubles, menos volátiles y más fácilmente descomponibles por el calor. Son insolubles en el agua los de plata, plomo, mercurioso, mercúrico, auroso y platinoso. Los demás halógenos los descomponen, dejando I en libertad.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando el metal por el I o HI:



2.º Los insolubles, por precipitación.

RECONOCIMIENTOS. — 1.º Con AgNO_3 dan precipitado amarillo de AgI , insoluble en amoniaco.

2.º Con las sales mercuriosas dan precipitado verde sucio de HgI_2 .

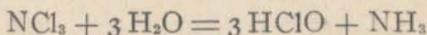
3.º Con las sales mercúricas dan precipitado rojo escarlata de HgI_2 , soluble en exceso de reactivo por formarse yodomercuriato potásico, K_2HgI_4 .

4.º Con las sales solubles de Pb dan precipitado amarillo intenso de PbI_2 , soluble en caliente.

5.º El Cl y el Br dejan al I en libertad de sus combinaciones no oxigenadas.

119. Haluros de metaloide. — Son muchos, figurando entre los principales: NCl_3 , NI_3 , PCl_3 , PCl_5 , CCl_4 y SiCl_4 .

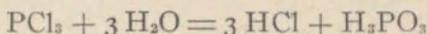
Tricloruro de nitrógeno: NCl_3 . — Se llama también *nitruro de cloro*, *cloruro triazoico* o *tricoloramida*. Es un líquido aceitoso, de color amarillo y olor desagradable, que ataca a las mucosas: es sumamente explosivo; Dulong, al descubrirlo en 1811 perdió un ojo y tres dedos. En solución acuosa hidroliza en presencia de los álcalis, dando ácido hipocloroso y amoniaco:



Se obtiene acidulando débilmente una mezcla de nitruro e hipoclorito de sodio, o también por electrólisis de una solución concentrada de NH_4Cl .

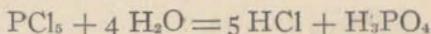
Triyoduro de nitrógeno: NI_3 . — Se llama también *yoduro triazoico* o *triyodamida*. Es un cuerpo sólido, amorfo, casi inodoro, que presenta el dicroísmo, o sea, que es rojo por transparencia y verdoso por reflexión. Es sumamente explosivo. Se obtiene tratando una solución alcohólica de yodo por amoniaco: se produce primero un precipitado de $\text{NI}_3 \cdot \text{NH}_3$, que por lavado pasa a NI_3 .

Tricloruro de fósforo: PCl_3 . — Es un líquido incoloro, que hierve a 76° . Con el agua hidroliza dando HCl y H_3PO_3 :



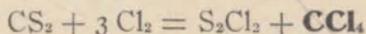
Se obtiene haciendo pasar Cl por fósforo rojo.

Pentacloruro de fósforo: PCl_5 . — Es un sólido blanco, que humea en contacto del aire húmedo, por el poder de condensar el vapor acuoso. En contacto del agua da HCl y H_3PO_4 :



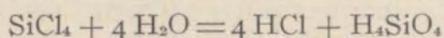
Se obtiene haciendo pasar Cl por el tricloruro de fósforo.

Tetracloruro de carbono: CCl_4 . — Es un líquido incoloro, gran disolvente de las grasas, con la ventaja sobre el sulfuro de carbono, el benceno y la gasolina, de no ser inflamable. Se obtiene haciendo pasar Cl seco a través de sulfuro de carbono:

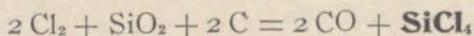


Se utiliza para desengrasar y quitar manchas.

Tetracloruro de silicio: SiCl_4 . — Es un líquido incoloro, que hierve a 59° y produce abundantes vapores en contacto del aire húmedo y del agua, por precipitar ácido silícico:



Se obtiene haciendo pasar Cl por una mezcla de carbón y sílice fuertemente calentados:



Sirve en operaciones militares, mezclado con amoníaco, para producir humos blancos, muy densos, formados por diminutas partículas de NH_4Cl y H_4SiO_4 .

CAPÍTULO XIV

OXÍGENO

120. Elemento oxígeno: O_2 . — Se halla libre en el aire; combinado forma parte del agua, de los oxácidos, de los óxidos y de la mayoría de las sales; además, entra en la constitución de todos los organismos vegetales y animales.

Peso atóm. : 16.
Solub. a 15° : 37 cm³.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : - 233°.

Dens. : 1,11.
Ebull. : - 184°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, inodoro, insípido, algo más denso que el aire y poco soluble en ella. Llega a liquidarse con grandes fríos y fuertes presiones.

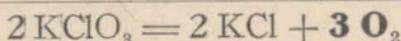
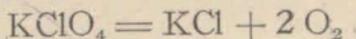
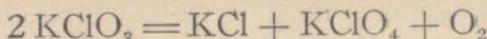
Es muy activo, pues se combina con casi todos los elementos, excepto el flúor y los gases raros del aire: esta combinación, en la que hay oxidación del elemento, se llama *oxigenación*, y tiene lugar, por regla general, con gran desprendimiento de calor y a veces de luz, sobre todo en el seno del O puro. Los productos de la oxigenación de los elementos, si son metaloides, se llaman *anhídridos*, y si son metales, *óxidos*. El O es indispensable para la mayoría de los seres vivos (fig. 69).

OBTENCIÓN. — El O se obtiene: 1.º Descomponiendo por el calor el clorato potásico. La operación tiene lugar en dos fases: en la primera el clorato pasa a perclorato, y en la segunda a cloruro (fig. 70), cediendo el restante O (1):

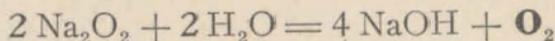


Fig. 69. — Combustión del Cl en el seno del O .

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 185.



2.º Tratando el bióxido de sodio u oxilita (Na_2O_2) por el agua:



3.º En la industria se obtiene también por destilación fraccionada del aire líquido; se evapora primero el N, como más volátil, con algo de O, y luego queda el O solo.

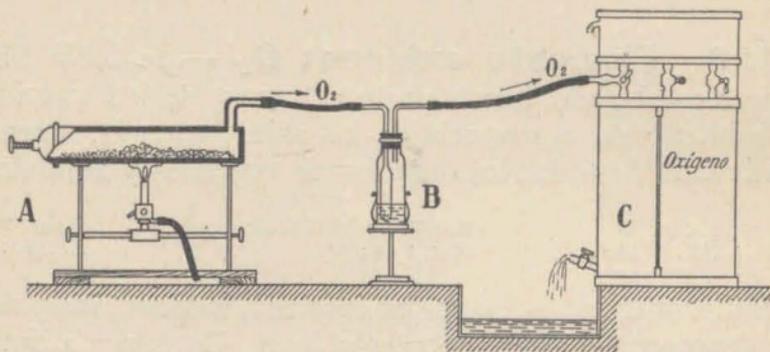


Fig. 70. — Obtención del oxígeno en los laboratorios
A, tubo de Muenke para la producción del O; B, frasco lavador; C, gasómetro

APLICACIONES. — Sirve para producir elevadas temperaturas en el soplete oxhídrico o en el oxiacetilénico, y en medicina para inhalaciones.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro e inodoro, que reaviva una astilla con un punto de ignición.

2.º Pardea la disolución alcalina de ácido pirogálico ($\text{C}_6\text{H}_3[\text{OH}]_3$).

121. Estudio sobre la combustión. — *Combustión* es toda combinación acompañada de calor y frecuentemente de luz: así, son combustiones el arder del carbón en el aire y del fósforo en el seno del cloro; pero, como las combustiones más de antiguo conocidas son con el O del aire, de aquí que ordinariamente se tome la palabra combustión como sinónima de las oxigenaciones vivas (fig. 71).

Combustible y comburente son los cuerpos que reaccionan en la combustión. Vulgarmente se llama *combustible* el cuerpo que arde en el seno de un gas, y *comburente* el gas que rodea al combustible en for-

ma de atmósfera. Cuando los dos son gases, se pueden invertir los papeles, y hacer que el combustible sea comburente y el comburente combustible. Los combustibles por excelencia son el carbono y el hidrógeno, y el comburente más ordinario es el O del aire.

122. Estudio sobre la llama. —

Llama es la combustión de dos cuerpos gaseosos, acompañados de incandescencia: los cuerpos sólidos o líquidos, como el fósforo, azufre, cera, hulla, alcohol, para producir llama, se han de volatilizar. Las llamas se llaman *macizas*, cuando el combustible está mezclado con el comburente, como sucede con la pólvora al arder; y se llaman *huecas*, cuando el combustible está sólo rodeado del comburente, como sucede con las llamas ordinarias, por ejemplo, la de una bujía (figura 72).

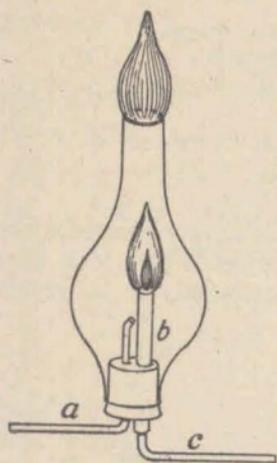


Fig. 71

Reciprocidad entre el combustible y comburente.

Por *a* penetra el gas del alumbrado y por *c* el aire. En la parte superior del tubo *b* es el aire que arde en el seno del gas, y en la parte superior del gran tubo es el gas el que arde en el seno del aire.

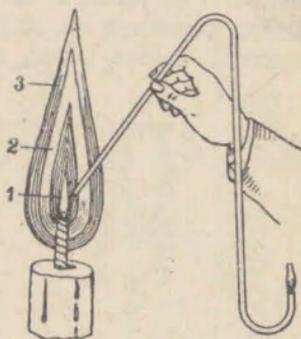


Fig. 72

Partes de la llama

1, gasómetro; 2, zona de reducción; 3, zona de oxidación.

En las llamas huecas se distinguen tres zonas: zona interna oscura, donde están almacenados los gases o vapores, que todavía no arden por falta de comburente; zona media, la más brillante, llamada *de reducción*, en la que arde principalmente el H, mientras el C está en forma de partículas incandescentes de gran poder reductor; zona externa, poco brillante, llamada *de oxidación*, donde el C se combina con el O, el cual por su elevada temperatura tiene gran poder oxidante (fig. 73).

Las telas metálicas interceptan las llamas, porque apenas dejan pasar el calor al otro lado, y en esta propiedad se funda la *lámpara de Davy* o de los mineros, para proteger a los obreros contra las explosiones del gas grisú de las minas de carbón.

Las llamas se modifican con los *sopletes*, o aparatos de inyección de

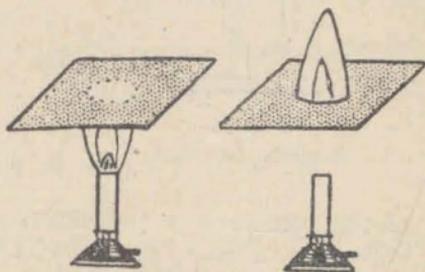


Fig. 73. — La llama y las telas metálicas.

gases, los cuales son de dos clases: sopletes para un solo gas y sopletes para dos gases. Los sopletes para un solo gas consisten en un tubo acodado, por donde se inyecta aire sobre una llama, bien con la boca,



Fig. 74. — Colocación del soplete para las llamas de oxidación (A) y reducción (B).

bien con un fuelle, a fin de alargar su zona de oxidación o de reducción, según convenga en análisis de minerales. Los sopletes para dos gases constan de dos tubos, uno dentro del otro: por el interior se inyecta

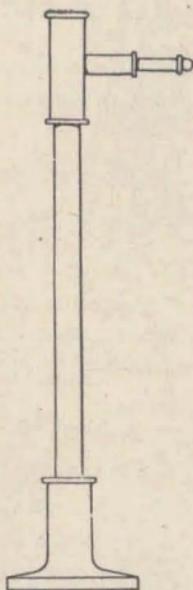


Fig. 75
Soplete de boca

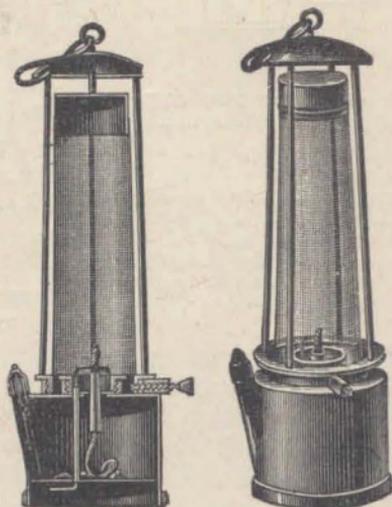


Fig. 76. — Lámpara de Davy o de los mineros.

el comburente, y por el exterior el combustible, siendo los más importantes el *oxhídrico* (para O e H) y el *oxiacetilénico* (para O y acetileno) (figuras 74, 75 y 76).

123. Ozono: O_3 . — Se halla en pequeñas cantidades en la atmósfera, sobre todo después de las tormentas.

Peso mol. : 48.

Solub. a 15° : 46 cm³.

Est. fis. : gas incoloro.

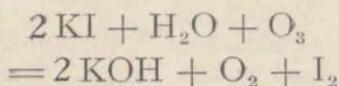
Fus. : -182° .

Dens. : 1,66.

Ebull. : -119° .

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor penetrante fosforado. Sometido a baja temperatura y fuerte presión se presenta como un líquido azul oscuro. Es poco soluble en el agua.

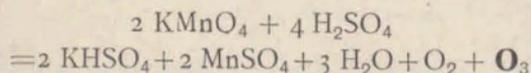
El O_3 es un estado alotrópico del oxígeno, siendo sus propiedades análogas a las de éste, pero mucho más energicas. A la temperatura ordinaria oxida al I, S, P, As, Ag, Sn, etc.; asimismo oxida al amoníaco, sulfuro de plomo y yoduro potásico, dando con este último KOH e I libre:



Corroe y destruye las materias orgánicas y es, por tanto, venenoso.

OBTENCIÓN. — El O_3 se obtiene: 1.º Mediante los efluvios eléctricos atravesados por una corriente de aire u oxígeno puro (fig. 77).

2.º Tratando el permanganato potásico por el ácido sulfúrico concentrado:



APLICACIONES. — Sirve para esterilizar aguas potables y conservar substancias alimenticias; sirve también para blanquear telas.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro, de olor fosforado penetrante.

2.º Vuelve azul la disolución de KI con almidón.

124. Óxidos. — Son las combinaciones del O con los elementos electropositivos o metales. Varios de ellos se encuentran en la Naturaleza, como la *cuprita* (Cu_2O), el *oligisto* (Fe_2O_3) y la *casiterita* (SnO_2).

PROPIEDADES. — Son cuerpos sólidos, sin brillo, por lo general; más densos que el agua, pero menos que el metal respectivo, excepto el caso de los metales más ligeros que el agua (K, Na, Li), porque entonces el óxido es más denso que el metal. Son malos conductores del calor y de la electricidad. Los óxidos de los metales ligeros son blancos; los demás suelen presentarse diversamente coloreados, variando a veces en

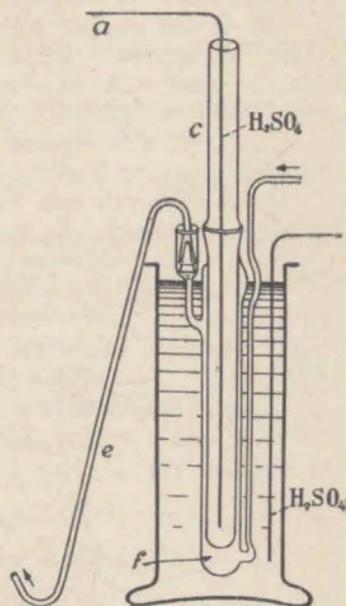


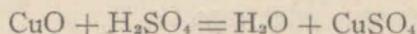
Fig. 77. — Obtención del azono por los efluvios eléctricos.

uno mismo, según su preparación y temperatura: así el óxido mercúrico (HgO) obtenido por precipitación es amarillo, y por calcinación del nitrato es rojo; el óxido de cinc (ZnO) en frío es blanco, y en caliente es amarillo. Son solubles en el agua los alcalinos y alcalinotérreos; algo solubles los de Ag, Mg y Pb; los demás, insolubles. Los solubles tienen sabor más o menos cáustico.

Calentados al aire, unos no sufren modificación alguna (CaO, Al₂O₃); otros se modifican tan sólo físicamente, fundiéndose (K₂O, Bi₂O₃) o volatilizándose (As₂O₃, Sb₂O₃); otros se descomponen, bien en metal y O (HgO, Au₂O₃, PtO₂), bien en O y óxido inferior (PbO₂, MnO₂); otros, en fin, se oxidan por absorción de O, como el Cu₂O que pasa a CuO y el PbO que pasa a Pb₂O₄. Los diversos cuerpos obran sobre los óxidos de varios modos, ya quitándoles el O (H, C), ya quitándoles el metal (Cl), ya uniéndose con el O y el metal (S).

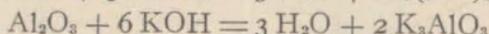
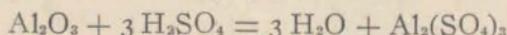
CLASIFICACIÓN. — Los óxidos se clasifican en los cinco grupos siguientes: óxidos básicos, indiferentes, singulares, ácidos y salinos.

Óxidos básicos son los que reaccionan directamente con los ácidos produciendo sales:



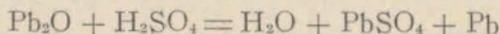
Es grupo muy numeroso: unos tienen por fórmula general M_2O (K₂O, Na₂O, Ag₂O, Cu₂O, Hg₂O, Au₂O), y otros MO (CaO, SrO, BaO, MgO, PbO, HgO, FeO, CoO, NiO, MnO, SnO y PtO).

Óxidos indiferentes son los que reaccionan indistintamente con los ácidos o con las bases, dando siempre sales. Así, el Al₂O₃ con el H₂SO₄ da sulfato aluminico, y con KOH da aluminato potásico:



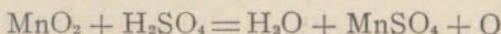
La fórmula más general de estos óxidos es M_2O_3 (Au₂O₃, Al₂O₃, Fe₂O₃, Cr₂O₃, ZnO).

Óxidos singulares son los que no tienen acción directa ni sobre los ácidos ni sobre las bases, por falta o por exceso de O. Los primeros, al reaccionar con los ácidos, dejan metal libre, como el subóxido de plomo:



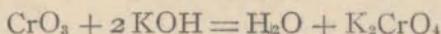
La mayoría de estos óxidos se agrupan bajo la fórmula general M_2O (Cd₂O, Pb₂O, Na₂O, Ag₂O).

Los segundos desprenden O, v. gr. el bióxido de manganeso:



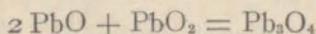
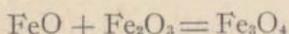
La mayor parte de estos óxidos se agrupan en las fórmulas generales M_2O_2 y MO_2 (K₂O₂, Na₂O₂, Ag₂O₂, CaO₂, SrO₂, BaO₂, PbO₂, CoO₂, NiO₂, MnO₂, Bi₂O₄, Ni₂O₃).

Óxidos ácidos son los que funcionan como verdaderos anhídridos, y por tanto reaccionan con las bases dando sales. Así, el anhídrido crómico con KOH da cromato potásico:



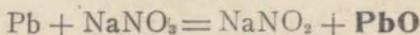
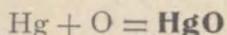
Muchos de ellos se comprenden bajo la fórmula general MO_3 (FeO_3 , MnO_4 , CrO_3 , Bi_2O_5 , Mn_2O_7).

Óxidos salinos son los formados de dos óxidos del mismo metal con diverso grado de oxidación, de suerte que uno de ellos hace las veces de anhídrido, como la *magnetita* (ferrato ferroso) y el *minio* (plumbato plúmbico):

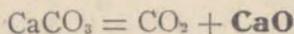
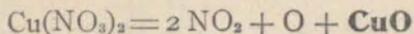


La mayoría de estos óxidos se comprenden bajo la fórmula general M_3O_4 (Pb_3O_4 , Fe_3O_4 , Cr_3O_4 , Ni_3O_4 , Mn_3O_4 , Cr_3O_4 , Pb_2O_3 , Mn_2O_3).

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Oxidando los metales respectivos por el calor, mediante el O libre o por los cuerpos oxidantes:



2.º Por calcinación de ciertos nitratos y carbonatos:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Los solubles tienen reacción alcalina.

2.º Reaccionan con los ácidos, dando sales y agua.

3.º Son reducidos en caliente por el H dando agua y metal.

CAPÍTULO XV

ESTUDIO SOBRE EL AGUA

125. Especie química agua: H₂O. — Existe abundantísima en la Naturaleza así en el aire, como en los mares y en la tierra firme, bajo los tres estados, sólido, líquido y gaseoso.

Peso mol. : 18.
Fus. : 0°.

Est. fis. : liq. incoloro.
Ebull. : 100°.

Dens. : 1.
Sist. crist. : exag.

COMPOSICIÓN DEL AGUA. — El agua, considerada antiguamente como un cuerpo simple, se sabe ahora que se compone de O e H, en la proporción de 1 volumen de O por 2 de H, y de dos partes en peso de H por 16 de O. Esta composición se determina por su análisis y síntesis.

El *análisis* o descomposición del agua en sus elementos se realiza por medio del *voltámetro*, en el cual se descompone el agua acidulada, mediante la corriente eléctrica: en el polo positivo o ánodo se desprende O, y en el polo negativo o cátodo se desprende H en doble volumen. La *síntesis* se verifica, mediante el *eudiómetro*, consistente en un tubo de vidrio grueso, en cuyo extremo cerrado penetran dos alambres de platino, uno enfrente del otro sin tocarse: lleno el tubo de O e H, en doble volumen éste de aquél, y haciendo saltar la chispa, desaparecen enteramente los gases y en su lugar queda vapor de agua: para esta operación el tubo ha de estar invertido y sumergida en mercurio la boca libre (fig. 78).

PROPIEDADES. — El agua pura es un líquido incoloro, aunque en gruesas capas es azul verdosa, que se solidifica a 0° y hierve a los 100°, por haberse escogido los puntos de fusión y de ebullición de este cuerpo, como fundamentales en la escala centesimal o de Celsius. Al solidificarse aumenta de volumen, y por esto el hielo flota en el agua líquida. Es el disolvente, por excelencia, de multitud de cuerpos.

Es muy estable, por ser de formación muy exotérmica,

necesitándose la corriente eléctrica o la temperatura de 1.200° para descomponerse. También es descompuesta en frío por varios metaloides (F y Cl) y por varios metales (K, Na, Ca), y por otros en caliente (Cu, Fe). Se combina con los anhídridos, dando ácidos y con los óxidos, dando bases (fig. 79).

OBTENCIÓN. — El agua pura o destilada se obtiene por evaporación e inmediata condensación de las aguas naturales, en alambiques, desechando las primeras y últimas porciones (fig. 80).

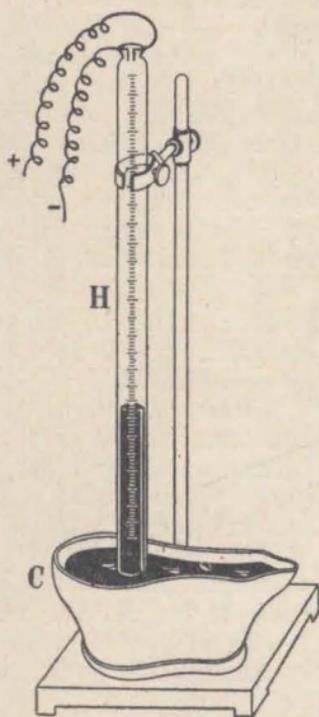


Fig. 78. — Eudiómetro

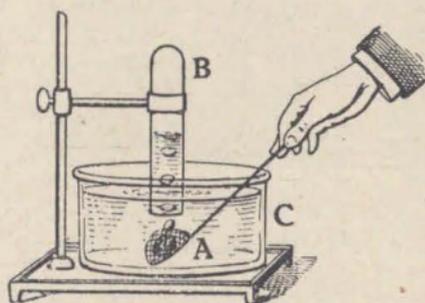


Fig 79. — Descomposición del agua por el sodio.

Se forma H, que se recoge en la probeta B, y NaOH, que se disuelve en el agua del recipiente C.

APLICACIONES. — Es de uso continuo en los laboratorios, en la industria y en farmacia.

RECONOCIMIENTO DEL AGUA DESTILADA. — 1.º No deja residuo evaporada sobre una lámina de Pt.

2.º No se altera con los reactivos del agua ordinaria, especialmente con el AgNO_3 .

126. Aguas naturales. — Son las que se encuentran en la superficie de la Tierra, las cuales nunca son puras, siendo las principales impurezas cloruros, sulfatos, nitritos y nitratos, carbonatos, sales de calcio y de magnesio, sustancias orgánicas.

RECONOCIMIENTO DE LAS IMPUREZAS DEL AGUA. — 1.º Los *cloruros* dan con el AgNO_3 precipitado blanco de AgCl .

2.º Los *sulfatos* dan con el BaCl_2 precipitado blanco de BaSO_4 .

3.º Los *nitratos* y *nitritos* con H_2SO_4 concentrado y brucina ($\text{C}_{13}\text{H}_{26}\text{N}_2\text{O}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$) dan color rojo, y con la difenilamina ($[\text{C}_6\text{H}_5]_2\text{NH}$) lo dan azul

4.º Los *carbonatos* y *bicarbonatos* dan con el agua de cal precipitado blanco de CaCO_3 .

5.º Las *sales de calcio* dan con el oxalato amónico precipitado blanco de oxalato de calcio ($\text{Ca}[\text{COO}]_2$).

6.º Las *substancias orgánicas* decoloran al permanganato potásico acidulado con H_2SO_4 .

PURIFICACIÓN INDUSTRIAL DE LAS AGUAS. — Las aguas naturales, a veces, deben ser purificadas, sobre todo las que se emplean en la alimentación de las

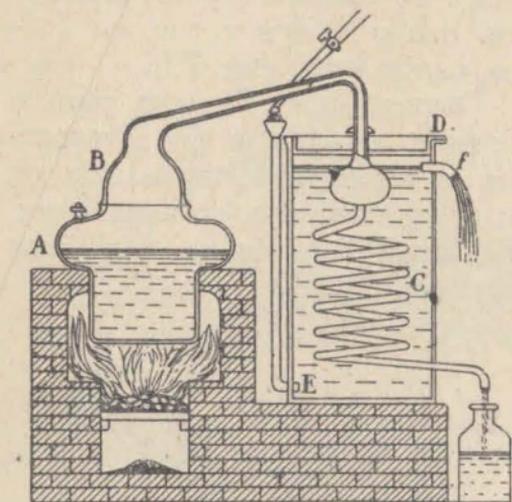


Fig 80 — Alambique

A, caldera; B, capitel; C, refrigerante

calderas, usándose para ello la *permutita*, silicato aluminicosódico ($\text{Na}_2\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8$), que precipita las sales de calcio y de magnesio, tan peligrosas por las costras que producen en el interior de las calderas. Entre las aguas naturales merecen especial mención las aguas potables y las aguas minerales.

127. Aguas potables. — Son las que son aptas para la bebida. Deben contener aire y anhídrido carbónico, sales de K, Na, Ca y Mg, algo de cloruros y fluoruros; la falta de estas substancias las hace ingratas al gusto y a la larga nocivas; pero, el exceso es también dañino: las aguas con exceso de sales de Ca y Mg se llaman *duras* o *crudas*. Además, deben carecer de sulfuros, amoníaco, nitritos y nitratos, materias orgánicas y bacterias, causa de muchas enfermedades. Las aguas muy cargadas de sales de Ca y Mg no sirven para el lavado, pues gastan inútilmente mucho jabón, que precipita en forma de oleato o palmitato de Ca o Mg, insolubles; tampoco cuecen bien las legumbres, porque con la legúmina producen leguminatos de Ca y Mg, asimismo insolubles (fig. 80 bis).

El grado de dureza de las aguas se determina por el *método* llamado *hidrotimétrico*, fundado en la propiedad de las soluciones jabonosas de precipitar el Ca y Mg en forma de grumos blancos. Si el agua, cuya dureza se busca, carece de sales de Ca y Mg, la disolución de jabón forma en seguida espuma persistente al ser agitada; pero, si contiene sales de Ca o Mg, se producen primero grumos blancos sin espuma, y sólo se presentará ésta cuando todo el metal haya sido precipitado: por tanto a mayor cantidad de Ca o Mg, mayor cantidad de jabón se necesitará para conseguir espuma persistente (fig. 81).

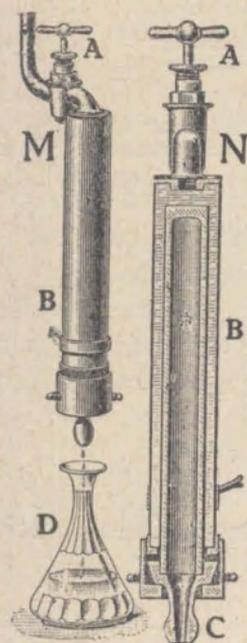


Fig. 80 bis

Filtro Chamberland o de bujía para eliminar las materias en suspensión de las aguas potables.

M, aspecto exterior del filtro; N, corte longitudinal del mismo.

M, aspecto exterior del filtro; N, corte longitudinal del mismo. Las aguas cuya temperatura excede notablemente la ordinaria del ambiente se llaman *termales*. Muchas de estas aguas son medicinales, tomadas ya en bebidas, ya en baños.

129. Agua en los cuerpos.—El agua en los cuerpos puede hallarse de varias maneras: 1.º *Agua de constitución*, como la de los ácidos y las bases, la cual suele ser difícil de eliminar por el calor.— 2.º *Agua de cristalización*, necesaria para la cristalización de ciertas sales, las cuales, al ser calentadas, experimentan de ordinario primero la *fusión acuosa* en su propia agua de cristalización, y después la *fusión ígnea*, propia de las sales anhidras: las sales, si pierden espontáneamente el agua de cristalización, se reducen a polvo y se llaman

128. Aguas minerales.

— Son las que tienen en solución substancias especiales en cantidades relativamente considerables. Las que contienen ácido sulfhídrico (H_2S) se llaman *sulfhídricas* y vulgarmente *sulfurosas*; las que contienen anhídrido carbónico se llaman *carbónicas*, *picantes* o *ácidulas*; las que contienen yeso ($CaSO_4$), *selenitosas*; otras, en fin, se denominan *cloruradas*, *sódicas*, *líticas*, *magnésicas*, *ferro-ruginosas*, etc.

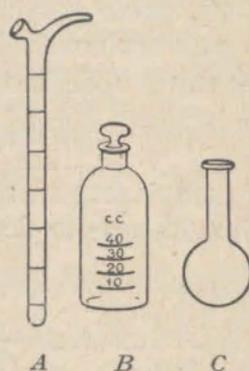


Fig 81.

Utensilios para el análisis hidrotimétrico.

A, bureta inglesa; B, frasco hidrotimétrico; C, baloncito.

eflorescentes, y si absorben espontáneamente la humedad, sus cristales se licuan, y por esto se llaman *deliquescentes* o también *higroscópicas*. — 3.º *Agua de interposición*, que se halla entre los cristales de las sales anhidras: estas sales, al ser calentadas, producen una especie de chisporroteo, llamado *decrepitación*, como sucede con la sal común.

130. Agua oxigenada: H₂O₂. — Existe en la atmósfera en pequeñísimas cantidades.

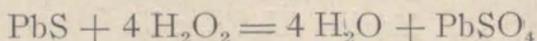
Peso mol. : 34.
Solub. : ∞.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -2º.

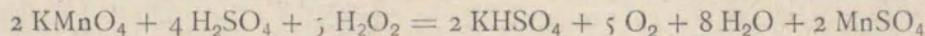
Dens. : 1,64.
Ebull. : se decomp.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, pero en gruesas capas, azul; más espeso que el agua ordinaria y de olor parecido al del ácido nítrico o agua fuerte.

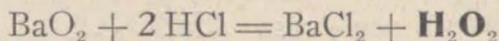
Es de formación endotérmica, y por tanto fácilmente descomponible por el calor y por la presencia de cuerpos porosos o pulverulentos. Unas veces oxida, como cuando transforma el sulfuro de plomo en sulfato:



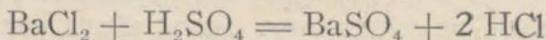
y otras veces reduce, como cuando actúa sobre el KMnO₄ acidulado, que lo decolora:



OBTENCIÓN. — Por acción del HCl diluído sobre el bióxido de bario en frío:



Si, luego, se añade sulfúrico y más BaO₂, alternativamente, la operación es indefinida, gastándose sólo estos dos cuerpos, por regenerarse el HCl:



APLICACIONES. — En los laboratorios sirve como oxidante; en medicina, como antiséptico, y en la industria, como decolorante.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Vuelve azul la disolución de KI con almidón.

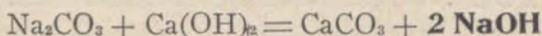
2.º Vuelve azul al éter en presencia de K₂Cr₂O₇ y H₂SO₄.

131. Hidróxidos: OH'. — Son los cuerpos resultantes de la unión de los óxidos con el agua. Se componen de un metal o radical

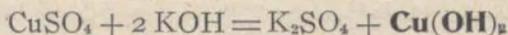
positivo, unido a uno o más oxhidrilos. Algunos se encuentran en la Naturaleza, como la *hidrargirita* ($\text{Al}[\text{OH}]_3$) y la *limonita* ($\text{Fe}[\text{OH}]_3$).

PROPIEDADES. — Son cuerpos sólidos, sin brillo. Los hidróxidos de los metales ligeros son blancos; los demás presentan diferentes colores, con frecuencia diversos de los de sus óxidos correspondientes: así, el óxido cúprico es negro, y el hidróxido, azul. Son solubles los alcalinos y alcalinotérreos, algo solubles los de Mg y Pb; los demás insolubles. Por el calor los alcalinos y el de Ba funden sin descomponerse, los demás pasan a óxidos y quedan sometidos a las condiciones de su nuevo estado.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Los *alcalinos*, tratando el carbonato correspondiente por el hidróxido cálcico:



2.º Los *insolubles*, por precipitación:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Los solubles tienen sabor a lejía.

2.º Vuelven azul la tintura de tornasol, enrojecida por los ácidos.

3.º Vuelven de color rojopardo al amarillo de cúrcuma.

4.º Enrojecen la solución alcohólica de fenolftaleína ($\text{C}_{20}\text{H}_{14}\text{O}_4$), de suyo incolora.

CAPÍTULO XVI

COMPUESTOS OXIGENADOS DE LOS HALÓGENOS

132. Combinaciones de los halógenos con el H y O. —

Son muchas, especialmente las del Cl: con todo, no se conoce ninguna combinación oxigenada del F.

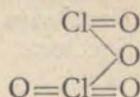
COMPUESTOS DE CLORO. — Los principales son: Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_4 , Cl_2O_5 , Cl_2O_7 , HClO , HClO_2 , HClO_3 y HClO_4 .



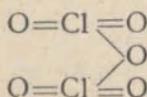
Anh. hipocloroso



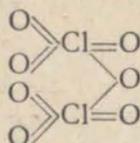
Anh. cloroso



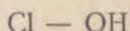
Peróx. de cloro



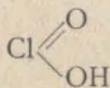
Anh. clórico



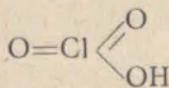
Anh. perclórico



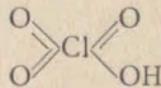
Ac. hipocloroso



Ac. cloroso



Ac. clórico

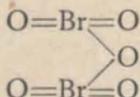


Ac. perclórico

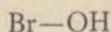
COMPUESTOS DE BROMO. — Los principales son: Br_2O , Br_2O_5 , HBrO y HBrO_3 .



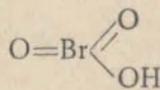
Anh. hipobromoso



Anh. brómico

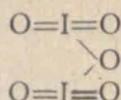


Ac. hipobromoso

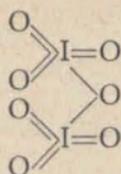


Ac. brómico

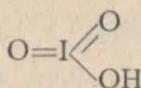
COMPUESTOS DE YODO. — Los principales son: I_2O_5 , I_2O_7 , HIO_3 y H_5IO_6 .



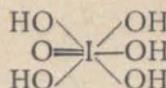
Anh. yódico



Anh. peryódico



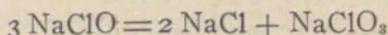
Ac. yódico



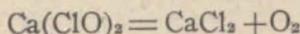
Ac. peryódico

133. Hipocloritos: ClO'. — Son las sales derivadas del ácido hipocloroso. No las hay en la Naturaleza.

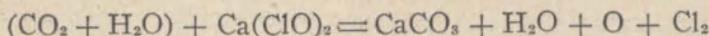
PROPIEDADES. — Son cuerpos sólidos, solubles en el agua y venenosos. Sus soluciones se descomponen por el calor en cloruro y clorato:



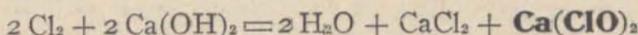
Bajo la acción de ciertos óxidos (Ni_2O_3), que parecen obrar catalíticamente, se descomponen a la menor elevación de temperatura, convirtiéndose en cloruros y desprendiendo O; por esto son oxidantes y decolorantes:



Todos los ácidos, aun los muy débiles, como el carbónico, los descomponen dejando Cl libre:



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando en frío los hidróxidos correspondientes por el Cl:



2.º Tratando el $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ por las sales solubles de los metales respectivos.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el AgNO_3 dan precipitado blanco de AgCl .

2.º Con el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, en solución alcalina, dan precipitado pardo de PbO_2 .

3.º Tratados por los ácidos desprenden Cl.

134. Peróxido de cloro: ClO_2 o Cl_2O_4 . — No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 68,5 ó 135.
Solub. a 15º : 20 lit.

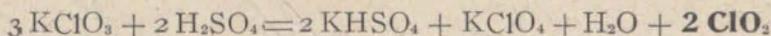
Est. fis. : gas verdoso.
Fus. : -76º.

Dens. : 2,39.
Ebull. : +10º.

PROPIEDADES. — A la temperatura ordinaria es un gas amarilloverdoso, liquidable con facilidad y bastante soluble en el agua. Por acción de la luz, del calor y de la electricidad se descompone en O y Cl, a veces con explosión.

Es oxidante enérgico, que llega a inflamar a las substancias orgánicas, y por tanto muy tóxico. A bajas temperaturas su fórmula parece ser Cl_2O_4 .

OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando en frío el KClO_3 por el H_2SO_4 :



APLICACIONES.— Se emplea como oxidante enérgico en las investigaciones toxicológicas.

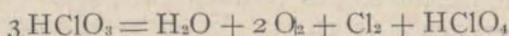
135. Ácido clórico: $\text{HClO}_3 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$.— No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 84,5.
Solub. : ∞ .

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -20° .

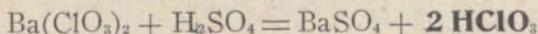
Dens. : 1,28.
Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES.— Sólo se le conoce en solución, formando un líquido siruposo incoloro, inodoro y muy ácido; pues, al pretenderlo concentrar más, se descompone en H_2O , O_2 , Cl_2 y HClO_4 :



Es muy decolorante y oxidante, pues oxida con fuerza las materias orgánicas, llegando incluso a inflamarlas, y por tanto es muy venenoso:

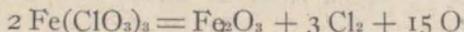
OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando el $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ por el H_2SO_4 :



APLICACIONES.— Se emplea como decolorante, oxidante y anti-séptico.

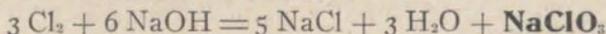
136. Cloratos: ClO_3' .— Son las sales derivadas del ácido clórico. No se encuentran libres en la Naturaleza en cantidades importantes.

PROPIEDADES.— Son cuerpos cristalinos, de suyo incoloros, solubles todos en el agua. Por el calor los alcalinos y alcalinotérreos se transforman en cloruros, pasando antes en parte a percloratos, y al mismo tiempo desprenden O . Los demás dejan óxido, desprendiendo Cl y O :



Son muy oxidantes, pues ceden con facilidad su O , ya sea por el calor, ya por el choque o por la acción de algún ácido enérgico, como el H_2SO_4 , produciendo algunas veces detonaciones y siempre combustiones rápidas. Con todo, difieren de los hipocloritos en que sus soluciones no son decolorantes ni oxidantes directamente, sino que es menester ponerlas en contacto de algún ácido.

OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Los alcalinos y alcalinotérreos haciendo pasar Cl por una solución caliente del hidróxido correspondiente:



2.º Los insolubles, por precipitación.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Echados sobre las ascuas deflagran.

- 2.º Fundidos, encienden bolitas de papel.
 3.º Mezclados con S o C y golpeados, detonan.
 4.º Con azúcar y H₂SO₄ concentrado se inflaman.

137. Ácido perclórico: HClO₄. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

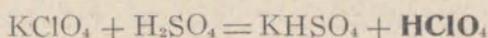
Peso mol. : 100,5.
Solub. : ∞.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -112º.

Dens. : 1,78.
Ebull. : +140º.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, muy ávido del agua, en la que se disuelve con gran desarrollo de calor: con varias moléculas de agua es sólido. Es muy poco estable, y no se le puede conservar anhidro, pues se descompone rápidamente con detonación. Inflaman enérgicamente el papel, la madera, el alcohol, etc., y ataca la piel, ocasionando úlceras.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el KClO₄ por el H₂SO₄:

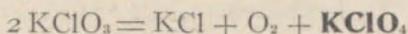


APLICACIONES. — Se usa en los laboratorios para analizar las sales potásicas.

138. Percloratos: ClO₄'. — Son las sales derivadas del ácido perclórico. No se encuentran en la Naturaleza en cantidad apreciable.

PROPIEDADES. — Son sólidas, incoloras, cristalinas y solubles en el agua, excepto el de K, que lo es muy poco. Son mucho más estables que los cloratos, y sólo a muy elevada temperatura se descomponen dando cloruro y O. Hervidos con HCl, no se alteran; con H₂SO₄ concentrado detonan, como los cloratos.

OBTENCIÓN. — Se obtienen por acción del calor moderado sobre los cloratos:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Sobre las ascuas deflagran menos que los cloratos.

2.º Con H₂SO₄ dan humos blancos de HClO₄.

CAPÍTULO XVII

AZUFRE, SELENIO Y TELURIO

139. Elemento azufre: S.— Se encuentra nativo, con abundancia, en terrenos volcánicos y formando sulfuros y sulfatos.

Peso atóm. : 32,1.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : rómbico y monoclinico.

Est. fis. : sól, amarillo.

Fus. : 119,5°.

Dens. : 2.

Ebull. : 444,5°.

PROPIEDADES.— Es sólido a la temperatura ordinaria, de color amarillo de limón, quebradizo y sin olor. Conduce mal el calor y la electricidad, y la adquiere negativa cuando se le frota. Es insoluble en el agua, pero soluble en el CS_2 . Funde a los 119,5° en un líquido amarillo y transparente; pero, si se sigue calentando, se oscurece y vuelve espeso, hasta el punto de poderse invertir el recipiente sin que se derrame el S; a mayor temperatura recobra la fluidez, aunque conservando el color oscuro: por fin, hierve a los 444,5°, dando vapores amarillorrojizos.

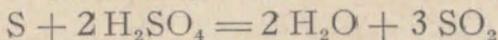
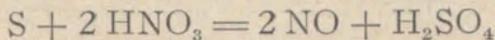


Fig. 82. — Cristales de azufre prismático.

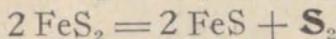
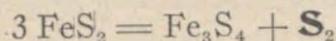
Presenta tres estados alotrópicos: 1.º *Octeádrico*, por evaporación del CS_2 con S en solución; 2.º *prismático*, por solidificación del S fundido; 3.º *blando* o *elástico*, vertiendo S fundido en agua fría (fig. 82).

En frío o en caliente se combina con casi todos los cuerpos simples: el H arde en el vapor de S produciendo H_2S , y el S arde, a su vez, en el aire formándose SO_2 de olor sofocante; el Cu y Fe arden en atmósfera de vapor de S. El

HNO₃ lo oxida en caliente, hasta transformarlo en H₂SO₄; también se oxida con el H₂SO₄ caliente, dando SO₂ (fig. 83):



OBTENCIÓN. — El S se obtiene: 1.º Calcinando las piritas de hierro (FeS₂) en recipientes cerrados; pero sin forzar mucho la temperatura, pues aun cuando en este caso el rendimiento sería mayor, pero vendría a resultar en perjuicio de las vasijas de gres:



2.º Por destilación del S nativo en hornos especiales, llamados en Italia *calcaroni* y *doppioni* (fig. 83 bis).

El S se purifica destilándolo de suerte que sus vapores se condensen en grandes cámaras: el polvo que queda en las paredes forma la *flor del azufre*, y el que se funde en el fondo se recoge en unos moldes cilíndricos, constituyendo el *azufre de cañón*.

APLICACIONES. — Sirve en medicina, para combatir ciertas enfermedades de la piel; en la fabricación de la pólvora negra; para destruir el *oidium* de la vid, y para la obtención de varios productos como SO₂, H₂SO₄ y CS₂.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es una sustancia amarilla, que por el calor se volatiliza.

2.º Arde al aire despidiendo olor a pajuela (SO₂).

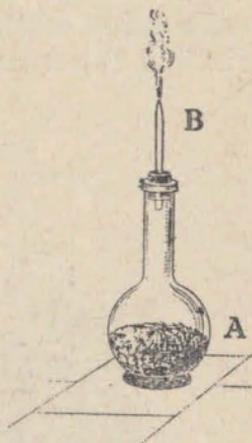


Fig. 83. — Combinación de una mezcla de limaduras de hierro y flor de azufre en contacto del agua tibia.

140. Ácido sulfhídrico: H₂S. — Lo desprenden algunos volcanes y las sustancias orgánicas en putrefacción.

Peso mol. : 34.

Solub. a 15º : 3 lit.

Est. fis. : gas incoloro.

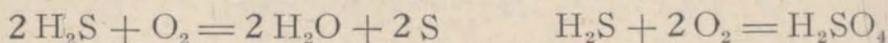
Fus. : -86º.

Dens. : 1,19.

Ebull. : -63,5º.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor fétido a huevos podridos: se liquida por compresión y es bastante soluble

en el agua. La solución de H_2S se deteriora poco a poco, por oxidarse con el O del aire disuelto, dejando un precipitado de S o también formando ácido sulfúrico, cuando hay cuerpos porosos:



Por esto se destruyen los tejidos impregnados de H_2S , y por esto también se deterioran las telas metálicas de los balnearios de aguas sulfhídricas.

Es ácido débil, que enrojece poco al tornasol. Su carácter principal es ser un gran reductor, por la tendencia de su S a

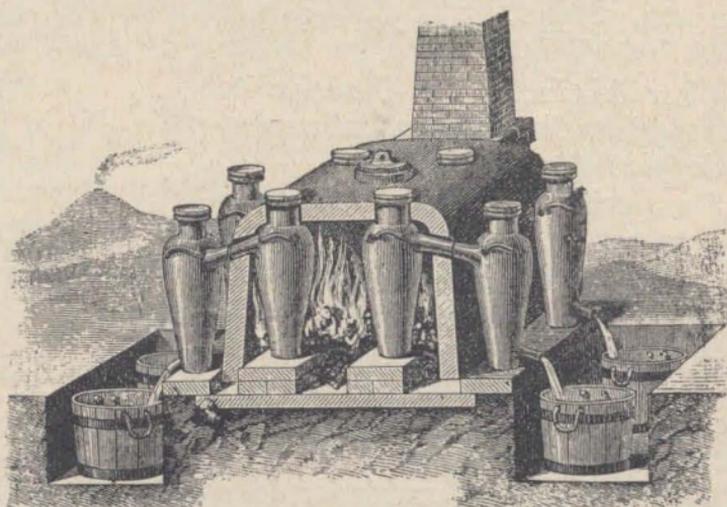
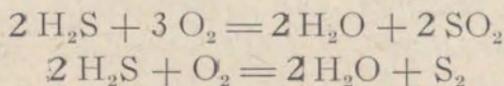


Fig. 83 bis. — Obtención del azufre por los *doppioni*

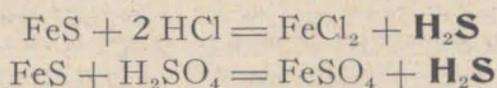
oxidarse. Arde con llama azul, produciéndose H_2O y SO_2 en aire abundante, o bien H_2O y S, si el aire escasea:



Ataca a los metales, excepto el Au y Pt, formando sulfuros. Con las disoluciones salinas de muchos metales pesados produce precipitados coloreados y característicos. Es un veneno muy violento, que roba a la sangre su O y la hace inepta para la vida.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando en frío (por ejemplo

en aparato de Kipp) el sulfuro de hierro artificial (FeS) por el HCl o el H_2SO_4 diluídos (1):



APLICACIONES. — En los laboratorios se emplea para análisis; en la industria se usa para purificar el HCl y H_2SO_4 , y su solución en los manantiales naturales, para curar diversas enfermedades de la piel.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro, que huele a huevos podridos.

2.º Arde en el aire con llama azulada.

3.º En presencia del aire ennegrece la Ag .

4.º Ennegrece el papel impregnado de acetato de plomo.

141. Sulfuros: S'' , S_x'' , SH' . — Son las sales derivadas del ácido sulfhídrico. Abundan en la Naturaleza, tales como la *blenda* (ZnS), *galena* (PbS), *cinabrio* (HgS), *pirita* (FeS_2) y *calcopirita* (FeCuS_2).

DIVISIÓN. — Los sulfuros se dividen en monosulfuros o sulfuros neutros, polisulfuros y sulfhidratos o sulfuros ácidos.

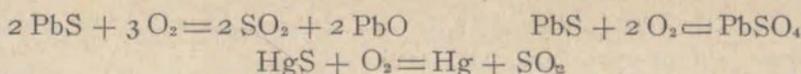
Los *monosulfuros* proceden de la substitución total de los H del H_2S por metales, siendo comparables a los óxidos. — Los *polisulfuros* son los que contienen algún otro átomo de S , además del que exige la valencia del metal, como el bisulfuro de hierro (FeS_2) y el pentasulfuro de potasio (K_2S_5): son comparables a los peróxidos. — *Sulfhidratos* son los sulfuros procedentes de la substitución parcial de los H del H_2S por metales: son comparables a los hidróxidos (KHS).

PROPIEDADES. — Son sólidos, quebradizos, de brillo metálico cuando están cristalizados, opacos en su mayoría. Son solubles los alcalinos y alcalinotérreos e insolubles los demás. Sus colores son variados, aunque domina el negro en los de los metales pesados: con todo, el de Zn es blanco, el manganeso rosado, el de Cd y el estánnico amarillos. En algunos el color depende de su preparación: así, el HgS obtenido por vía húmeda es negro, y por vía seca es rojo.

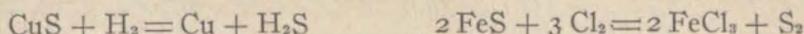
El calor, fuera del contacto del aire (calcinación), obra de diversas maneras: algunos se funden sin descomponerse (Sb_2S_3); otros se volatilizan (HgS , As_2S_3); otros, en fin, se descomponen. Los polisulfuros desprenden S y se transforman en monosulfuros (FeS_2). Los sulfhidratos desprenden H_2S y se convierten en monosulfuros.

Con el calor, en presencia del aire (tostación), unas veces se transforman en óxidos y sulfatos (PbS , CuS); otras veces desprenden SO_2 ; otras veces, en fin, se inflaman y se llaman pirofóricos (K_2S):

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 202.

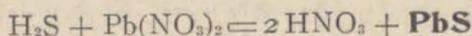


La acción de los distintos cuerpos sobre los sulfuros es varia: el H les roba el S, dejando libre el metal; el Cl se apodera del metal, transformando el sulfuro en cloruro, y a veces el Cl ataca al S dando cloruro de azufre (S_2Cl_2):

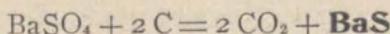


OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Los *monosulfuros*: a) Calentando una mezcla del metal y S (CuS , FeS).

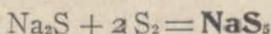
b) Por acción del H_2S o de los sulfuros solubles sobre las disoluciones salinas:



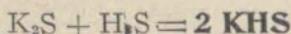
c) Reduciendo los sulfatos, mediante el carbón al rojo:



2.º Los *polisulfuros*, calentando las disoluciones de los monosulfuros con azufre:



3.º Los *sulfhidratos*, haciendo pasar H_2S por el monosulfuro disuelto en agua:



RECONOCIMIENTO.— 1.º *Todos*, con los ácidos, desprenden H_2S .

2.º Los *solubles* dan con el nitroprusiato sódico ($\text{Fe}[\text{CN}]_5\text{NONa}_2$) coloración violadoporpúrea.

3.º Los *monosulfuros* precipitan las disoluciones salinas de los metales pesados sin dar H_2S .

4.º Los *polisulfuros* dan con los ácidos S y H_2S .

5.º Los *sulfhidratos* precipitan las disoluciones salinas con desprendimiento de H_2S .

142. Selenio y sus compuestos: Se.— El *selenio* se encuentra a veces nativo junto con el azufre, pero más frecuentemente formando seleniuros, como la *zorgita* ($[\text{CuPb}]\text{Se}_2$).

Peso atóm.: 79.2.
Solub.: insoluble.

Est. fis.: sól. rojo o gris.
Fus.: 217º.

Dens.: 4.8.
Ebull.: 688º.

PROPIEDADES.— Es un sólido que se presenta en dos variedades: una *roja*, amorfa y soluble en el sulfuro de carbono, y otra de color *gris*, insoluble en el CS_2 , resultante del enfriamiento lento del Se fundido: esta forma tiene la propiedad de aumentar notablemente la conductibilidad eléctrica, cuando está expuesta a la luz.

OBTENCIÓN.— Se obtiene: 1.º Extrayéndola de los barros anódicos depositados durante la refinación electrolítica del cobre: éstos se fun-

den con arena y Na_2CO_3 : el seleniato formado (Na_2SeO_4) se reduce por el SO_2 .

2.º Disolviendo la zorgita en agua regia y reduciendo también por el SO_2 el seleniato formado.

APLICACIONES. — Sirve, sobre todo, para fotómetros, por la propiedad que tiene de variar su conductibilidad eléctrica, según la luz incidente.

COMBINACIONES DEL Se CON EL H Y O. — Las principales son: el ácido selenhídrico (H_2Se), anhídrido selenioso (SeO_2), ácido selenioso (H_2SeO_3) y ácido selénico (H_2SeO_4).

El ácido selenhídrico es un gas incoloro y venenoso, de olor a rábanos podridos muy molesto, soluble en el agua: su solución es débilmente ácida, y en contacto del aire precipita parte del Se. Se obtiene tratando el seleniuro ferroso (FeSe) por el HCl concentrado.

143. Telurio y sus compuestos: Te. — El telurio no suele hallarse nativo en la Naturaleza, sino que forma el mineral llamado *silvanita* ($[\text{Ag}, \text{Au}]\text{Te}_2$).

Peso atóm. : 127,5.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 452º.

Dens. : 6,24.
Ebull. : 1390º

PROPIEDADES. — Es un cuerpo blanco, de aspecto metálico y cristalino. Se une directamente con los metales dando telururos y arde en el aire formando anhídrido teluroso (TeO_2).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Fundiendo con arena y NaNO_3 los barros anódicos depositados en la refinación electrolítica del Cu : el telurato formado se trata por H_2SO_4 concentrado para precipitar el Te.

2.º Disolviendo la silvanita en agua regia, y tratando también por H_2SO_4 concentrado el telurato formado.

COMBINACIONES DEL Te CON EL H Y O. — Las principales son: el ácido telurhídrico (H_2Te), anhídrido teluroso (TeO_2), anhídrido telúrico (TeO_3), ácido teluroso (H_2TeO_3) y ácido telúrico (H_2TeO_4).

El ácido telurhídrico es un gas incoloro, que al solidificarse a -54° , lo verifica en agujas de color amarillo de limón. Su solubilidad no ha podido determinarse, pues se descompone en el agua. Es muy reductor y arde en el aire con luz brillante y producción de TeO_2 . Se obtiene por acción del agua sobre un telururo (hidrólisis), ayudada por la presencia de un ácido.

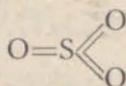
CAPÍTULO XVIII

COMPUESTOS OXIGENADOS DE AZUFRE

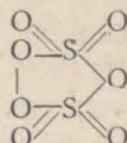
144. Combinaciones del S con el H y O.—Las principales son: SO_2 , SO_3 , S_2O_7 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$, H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$, H_2SO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ y H_2SO_5 .



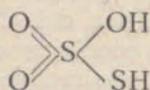
Anh. sulfuroso



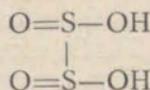
Anh. sulfúrico



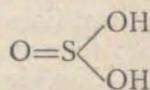
Anh. persulfúrico



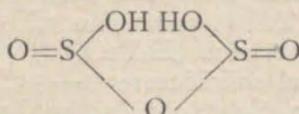
Ac. hiposulfuroso



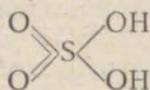
Ac. hidrosulfuroso



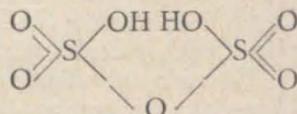
Ac. sulfuroso



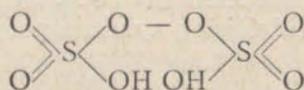
Ac. piro-sulfuroso



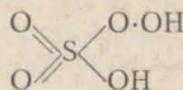
Ac. sulfúrico



Ac. piro-sulfúrico



Ac. persulfúrico



Ac. monopersulfúrico

145. Anhídrido sulfuroso: SO_2 .—Lo desprenden en gran cantidad los volcanes.

Peso mol. : 64.
Solub. a 15° : 47 lit.

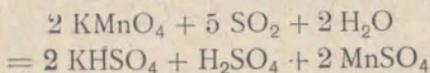
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : 73°.

Dens. : 2,22.
Ebull. : -10°.

PROPIEDADES.—Es un gas incoloro, de olor a pajuelas, muy molesto y sofocante, de sabor ácido y fácilmente liquida-

ble: al gasificarse produce temperaturas muy bajas. Es muy soluble en el agua (figs. 84 y 85).

Estando seco no tiene acción sobre el tornasol; pero si humedecido, pues se supone que en el agua forma H_2SO_4 . Es muy reductor, por su tendencia a pasar a H_2SO_4 . Con los yodatos deja yodo libre; reduce asimismo al KMnO_4 :



Por este carácter reductor es decolorante, pero sin destruir el núcleo molecular, lo contrario del cloro. No arde y apaga los cuerpos en combustión: es venenoso.

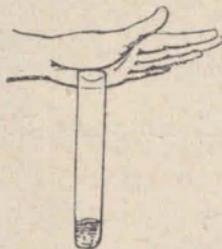
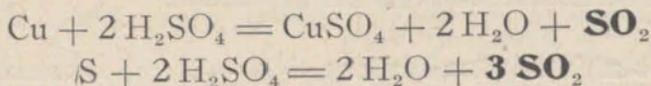


Fig. 84. — El SO_2 se disuelve en el agua y el tubo de ensayo se adhiere a la mano.

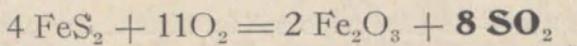
A veces funciona como radical, y así existe el *cloruro de sulfurilo*, SO_2Cl_2 , y es distinto del radical SO , llamado *tionilo* (SOCl_2).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, tratando el Cu , Hg , S o C por el H_2SO_4 concentrado y caliente (1):



2.º En la *industria*, quemando S en hornos especiales.

3.º En la *industria* también, por tostación de los sulfuros naturales:



APLICACIONES. — En medicina se emplea como desinfectante; en la industria, como decolorante y en la fabricación del hielo, por el frío que produce al gasificarse; además, para extinguir incendios, por no ser comburentes.

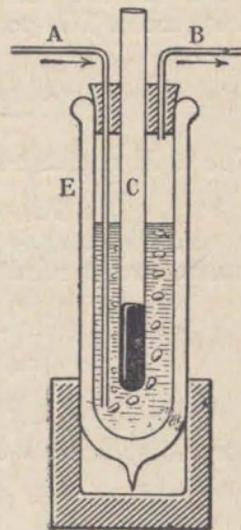
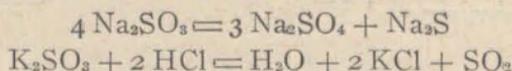


Fig. 85. — Solidificación del Hg por el descenso de temperatura producido por la evaporación del SO_2 .

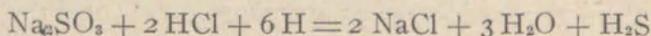
(1) Véase QUÍMICA, PRÁCTICA, núm. 189.

146. Sulfitos: SO_3'' , HSO_3' .—Son las sales derivadas del ácido sulfuroso: pueden ser neutras o bien ácidas, llamadas bisulfitos. Los sulfitos naturales carecen de importancia.

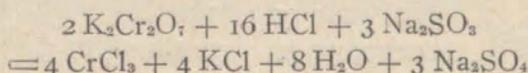
PROPIEDADES.—Son muy solubles en el agua los alcalinos, poco los alcalinotérreos y casi nada los demás. Por el calor los alcalinos, fuera del aire, dan sulfito y sulfuro, los demás óxido y metal; todos desprenden SO_2 por los ácidos:



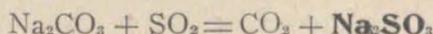
Con el H naciente desprenden H_2S :



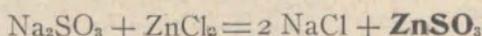
y con los cuerpos oxidantes en medio ácido (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), se convierten en sulfatos:



OBTENCIÓN.—Se obtienen: 1.º Los *solubles*, haciendo pasar SO_2 por las soluciones de sus carbonatos:



2.º Los *insolubles*, por precipitación:



RECONOCIMIENTO.—1.º Con el AgNO_3 dan precipitado blanco de Ag_2SO_3 , soluble en exceso de sulfito, y que por ebullición deja Ag gris.

2.º Con el BaCl_2 los neutros dan precipitado blanco de BaSO_3 , soluble en HNO_3 diluído.

3.º En solución ácida decoloran al KMnO_4 .

147. Anhídrido sulfúrico: SO_3 .—No se encuentra libre en la Naturaleza, pues si se llegase a formar, inmediatamente con la humedad se convertiría en ácido sulfúrico.

Peso mol. : 80.
Solub. : reacciona.

Est. fís. : sól. blanco.
Fus. : 14,8º.

Dens. : 1,97.
Ebull. : 46º.

PROPIEDADES.—Es un cuerpo sólido, blanco, que cristaliza en agujas sedosas: es extraordinariamente ávido del agua y humea en contacto del aire, por condensar el vapor acuoso: echado al agua produce un chirrido análogo al de un hierro enrojecido: de esta unión con el agua resulta H_2SO_4 .

Carboniza las substancias orgánicas y se ennegrece: por esto se le conserva en frascos cerrados a la lámpara. Por el calor se descompone fácilmente en SO_2 y O: de aquí que sea oxidante y sumamente venenoso y corrosivo.

OBTENCIÓN.— Se obtiene haciendo pasar una mezcla de SO_2 y O del aire por un tubo con musgo de Pt o amianto platinado a 400° .

APLICACIONES.— En los laboratorios se usa como deshidratante; en la industria, para la obtención de H_2SO_4 y del *aceite de Nordhausen* o piro-sulfúrico ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$), resultante de la unión del SO_3 con el H_2SO_4 .

148. Ácido sulfúrico: H_2SO_4 .— Vulgarmente se llama *aceite de vitriolo*. Se halla libre en un río de Colombia; combinado abunda en los sulfatos.

Peso mol. : 98.
Solub. : ∞ .

Est. fis. : liq. incoloro.
Fus. : $+ 10,35^\circ$.

Dens. : 1,85.
Ebull. : $+ 338^\circ$.

PROPIEDADES.— Es un líquido de aspecto aceitoso, de densidad casi doble que la del agua, incoloro cuando puro: es asimismo inodoro y soluble en el agua en todas proporciones: esta disolución va acompañada de gran desarrollo de calor; cuando el ácido es concentrado; por esto, la mezcla de H_2SO_4 y agua debe prepararse paulatinamente, vertiendo el ácido sobre el agua; de lo contrario, puede haber proyecciones del ácido muy peligrosas. Esta avidez por el agua hace que carbonice las sustancias orgánicas del aire que caen sobre él y que, suspendidas en el líquido, le comunican color más o menos negruzco. Hierve a muy alta temperatura, descomponiéndose, en parte, para producir SO_3 (figura 86).

Es ácido muy enérgico y, a temperaturas inferiores a su punto de ebullición, desaloja a los demás ácidos de sus sales, verbigracia, al HCl de los cloruros y al HNO_3 de los nitratos: en cambio, a temperaturas superiores, puede ser desalojado de sus sales por los ácidos más fijos que él, como el H_3PO_4 , H_3BO_3 , H_4SiO_4 . Enrojece vivamente las tinturas azules vegetales; ataca a la mayoría de los metales desprendiendo H , cuando está diluido, y con frecuencia SO_2 , cuando se halla concentrado y caliente, porque en este caso obra como oxidante y, por tanto, se reduce:

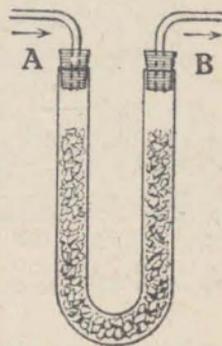
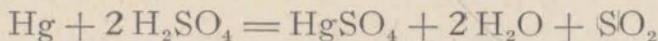


Fig. 86. — Desecación de un gas haciéndolo pasar por un tubo en U, con fragmentos de piedra pómez, impregnados de H_2SO_4 .

Es un ácido muy corrosivo, y por consiguiente también muy venenoso: sus efectos se neutralizan con agua de magnesia o de jabón.

OBTENCIÓN. — Teóricamente se obtiene oxidando el SO_2 para convertirlo en SO_3 y tratarlo luego por H_2O :

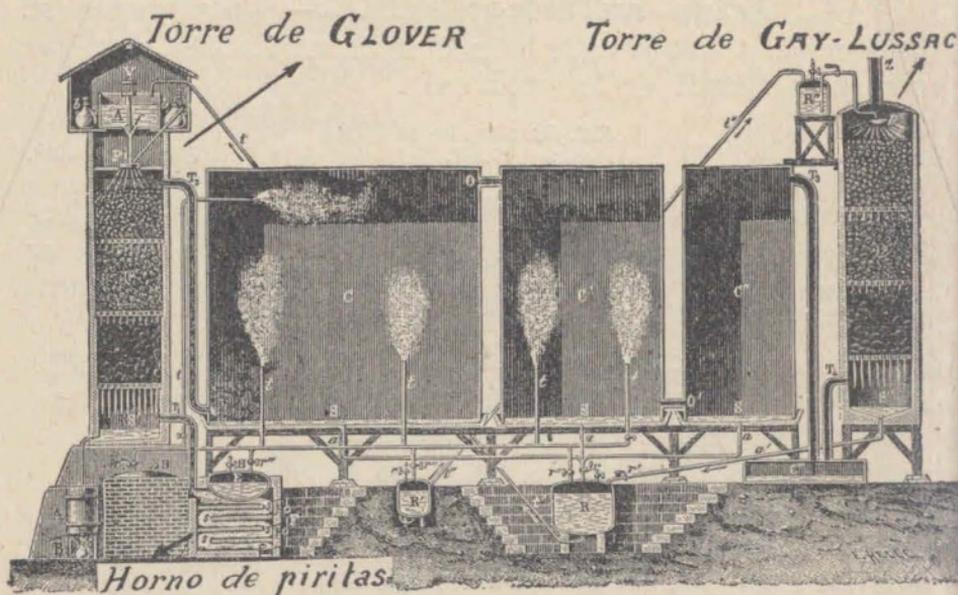
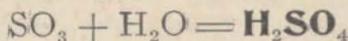
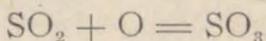


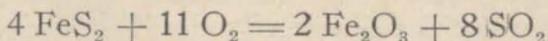
Fig. 87. — Obtención del ácido sulfúrico por el método de las cámaras de plomo



En la práctica esta oxidación se efectúa por dos procedimientos:

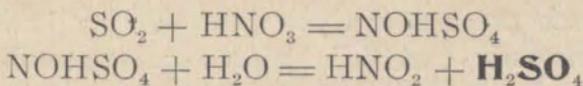
1.º Por el *método de las cámaras de plomo*: la instalación consta de horno de combustión, torre de Glover, cámaras de plomo (tres) y torre de Gay-Lussac. El oxidante es HNO_3 , que da con el SO_2 , sulfato ácido de nitrosilo (NOHSO_4) y diversos compuestos oxigenados de N (1).

En el horno se tuestan las piritas de hierro, que dan lugar a SO_2 (fig. 87):

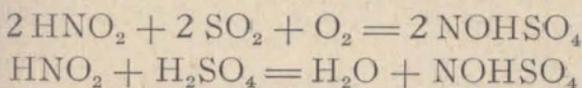


En las tres cámaras de plomo el SO_2 reacciona con el HNO_3 y el agua:

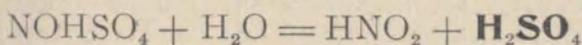
(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 203.



En la torre de Gay-Lussac se estabilizan los vapores nitrosos, para evitar el que se pierdan en la atmósfera:



El H_2SO_4 obtenido, junto con el NOHSO_4 , pasa a la torre de Glover, donde se desnitrifica y concentra hasta 52º Baumé:



Después, en recipientes de Pt o de porcelana, se concentra el ácido hasta 66º Bé., que es como se expende en el comercio.

2.º Por el *método de contacto*, transformando el SO_2 en SO_3 , mediante el O del aire en presencia de Pt en polvo a 400º. El SO_3 resultante se trata luego por agua (figura 88).

PURIFICACIÓN DEL ÁCIDO COMERCIAL.—Las principales impurezas del ácido comercial son: óxido nítrico (NO), peróxido de nitrógeno (NO_2), ácido nitroso (HNO_2), ácido nítrico (HNO_3), sulfato ácido de nitrosilo (NOHSO_4), anhídrido sulfuroso (SO_2), selenio en forma de ácido selenioso (H_2SeO_3), arsénico, formando ácido arsenioso (H_3AsO_3), ácido arsénico (H_3AsO_4) y diferentes metales (Pb, Cu, Fe, Ca, Cd) bajo la forma de sulfatos.

El Se se elimina tratando el ácido por SO_2 , que deja al Se en libertad e insoluble; el As y el Pb se eliminan mediante la adición de BaS, que da sulfuro de dichos elementos y BaSO_4 insoluble; los compuestos nitrogenados se eliminan mediante sulfato amónico, que los transforma en gas nitrógeno: por último, se destila el ácido con algo de MnO_2 , para transformar en As pentavalente los resultantes compuestos de este metaloide, con lo cual quedan, a su vez, eliminados los demás metales.

APLICACIONES.—Se fundan, sobre todo, en ser ácido muy enérgico y muy fijo. Se usa para preparar otros muchos ácidos, así minerales como orgánicos; para obtener sulfatos y

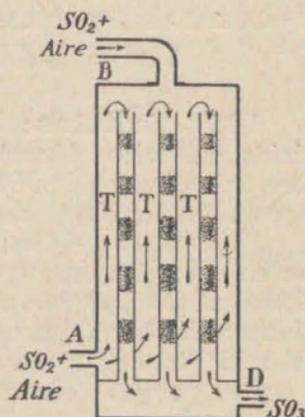


Fig. 88. — Obtención del ácido sulfúrico por el método de *contacto*.

otros diversos productos, como SO_2 , CO_2 y varias materias colorantes en unión con SO_3 . La producción mundial se cuenta por millones de toneladas al año, llegando a decir el químico Dumas, que su consumo mide el grado de prosperidad material de una nación.

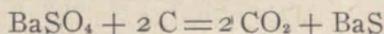
RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un líquido que carboniza las substancias orgánicas.

2.º Con el BaCl_2 da precipitado blanco de BaSO_4 .

149. Sulfatos: SO_4'' , HSO_4' . — Son las sales derivadas del ácido sulfúrico. Abundan extraordinariamente en la Naturaleza, sobre todo el yeso ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), *celestina* (CrSO_4), *baritina* (BaSO_4) y *epsomita* ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).

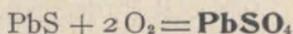
PROPIEDADES. — Son sólidos, de colores variados, según el metal; solubles en el agua, excepto los alcalinotérreos y el de Pb. Por el calor los alcalinos *neutros* funden difícilmente sin descomponerse; los *ácidos* funden fácilmente, dando SO_3 y H_2O : los demás suelen dar O_2 , SO_2 y óxido del metal, que si es descomponible, deja metal en libertad.

Los cuerpos reductores, como el C, los transforman en sulfuros:



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando los metales, los óxidos o los carbonatos por el H_2SO_4 .

2.º Tostando los sulfuros naturales:



3.º Los insolubles, por precipitación.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Los solubles dan con BaCl_2 precipitado blanco de BaSO_4 .

2.º Los insolubles, sobre el carbón y al fuego de reducción, pasan a sulfuros, reconocibles por sus caracteres.

CAPÍTULO XIX

NITRÓGENO, AIRE Y AMONIACO

150. Elemento nitrógeno: N₂. — Se halla libre en el aire, formando cuatro quintas partes de su volumen; combinado, constituye en la Naturaleza varios nitratos y nitritos, compuestos amoniacales y las sustancias albuminoideas de los seres vivos.

Peso atóm. : 14.
Solub. a 15° : 18 cm³.

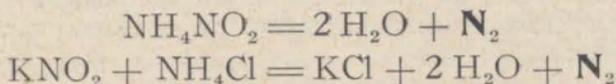
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -210,5°.

Dens. : 0,97.
Ebull. : -196°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, inodoro, insípido; difícilmente liquidable y muy poco soluble en el agua. No es combustible y apaga los cuerpos en combustión: por esta propiedad negativa presta gran servicio a la respiración, pues atenúa la acción demasiado viva del O. No es venenoso, pero sí inepto para la respiración, si se halla solo.

El N entra con dificultad en reacción directa con los otros cuerpos, necesitándose siempre el concurso de una energía. Su atmósfera es de las llamadas inertes o inactivas. Por acción de las chispas eléctricas se une al H dando NH₃ y también con el O para formar óxido nítrico (NO). A la temperatura del rojo se une directamente con el B, Si, Li, Ca y Mg, formando los nitruros correspondientes.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios:* a) Por calcinación del nitrito amónico, y mejor aún, haciendo reaccionar el KNO₂ con el NH₄Cl:



b) Se extrae también del aire, eliminando el O mediante un cuerpo que se combine con él, como el P, Cu, H, etc. (fig. 89).

2.º En la *industria* se parté del aire líquido, que al evaporarse, desprende primero nitrógeno.

APLICACIONES. — En los laboratorios se usa para reemplazar el aire de ciertos aparatos, cuando las operaciones son de tal naturaleza que el O podría serles perjudicial; en la industria se utiliza también como gas inerte, verbigracia, en las bombillas eléctricas, y sobre todo para preparar HNO_3 y NH_3 por síntesis directa de los elementos.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro, inodoro, incombustible e incomburente.

2.º No enturbia el agua de cal, lo que le distingue del CO_2 .

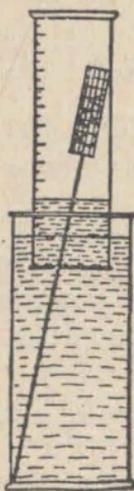


Fig. 89

Obtención del nitrógeno por combustión lenta del P humedecido.

151. Aire atmosférico. — Es la capa gaseosa que envuelve a nuestro planeta en un espesor de 500 a 600 km.

COMPOSICIÓN DEL AIRE LIBRE. — El aire es una mezcla de N, O, CO_2 y vapor de agua. En cada 100 unidades de volumen existen próximamente 79 partes de N y 21 de O; pero, además, hay pequeñísimas cantidades de otros gases, como SH_2 , SO_2 , NH_3 y los llamados *gases nobles* o *inertes*.

RECONOCIMIENTO CUALITATIVO DE SUS COMPONENTES. — 1.º Se demuestra la existencia del *oxígeno* en el aire por los fenómenos de la combustión y de la llama, por la oxidación de los metales y por la respiración de los animales.

2.º La existencia del *nitrógeno* se prueba eliminando el O, mediante la combustión del P: el gas remanente ofrece las propiedades del N.

3.º El *vapor de agua* se hace patente por la condensación de gotas líquidas en la superficie exterior de un vaso, que contenga alguna mezcla frigorífica.

4.º La existencia del *anhídrido carbónico* se demuestra haciendo borbollar aire a través de una disolución de hidróxido de calcio (agua de cal): la disolución se enturbia, merced al carbonato cálcico, insoluble, que se forma.

NATURALEZA DEL AIRE. — El aire es una *mezcla*, no una combinación, como se prueba: 1.º Porque sus propiedades son

las mismas que las de cada componente, atenuadas por la presencia de los demás, lo cual no sucede con las combinaciones, verbigracia en el ácido sulfhídrico, cuyo olor es muy repugnante, siendo inodoros sus componentes.

2.º Los componentes del aire no se hallan entre sí en relación sencilla, apartándose en esto de la ley de Gay-Lussac sobre las combinaciones gaseosas.

3.º Al disolverse el aire en el agua cada uno de los gases lo verifica, según su solubilidad propia, y así, se disuelve más O que N, por ser éste menos soluble que aquél; no sucede lo mismo con las combinaciones, y así, en el HCl los dos componentes H y Cl se disuelven por igual, siendo así que el gas cloro es mucho más soluble que el gas hidrógeno.

PROPIEDADES. — El aire es incoloro, inodoro e insípido. El color azul del cielo se suele explicar por ciertos fenómenos de difracción que tienen lugar con la luz solar al atravesar la atmósfera. El aire es poco soluble en el agua y difícilmente liquidable.

Es comburente, y por tanto combustible también cuando se hace penetrar en la atmósfera de un gas que pueda arder en él, v. gr. hidrógeno, acetileno, etc. Goza de las propiedades del O puro, aunque bastante atenuadas, por hallarse diluido en el seno del nitrógeno: por esto, las combustiones en el aire son mucho menos vivas que en el O puro.

AIRE LÍQUIDO. — El aire se liquida sometiéndolo a repetidas compresiones y bruscas expansiones, en las que desciende mucho la temperatura. Es muy movable y de color azulado: se conserva en recipientes abiertos, de paredes dobles o triples, entre las cuales se ha practicado el vacío. Sus especiales propiedades se deben a su baja temperatura (— 190º) y a la gran cantidad de O almacenado en poco volumen: por lo primero endurece y hace frágiles como el vidrio las sustancias vegetales y animales, como flores, carne, etc.; por lo segundo posee un gran poder oxidante, y así impregnando de aire líquido algodón o polvo de carbón, estas sustancias arden como pólvora, y por esto se emplean como explosivos (fig. 90).

152. Gases nobles del aire. — Son el helio, neo, argo, cripto y xeno: su cantidad es tan pequeña, que puede compararse a la del oro en el mar. Son todos incoloros, inodoros, insípidos y químicamente casi inactivos; de suerte que, sólo recientemente, se ha logrado hacerles entrar en combinación, obteniéndose bromuros y yoduros de cripto y xeno. Los más interesantes son el helio, neo y argo.

El *helio* fué descubierto por Lockyer, primero en el Sol (1868), y más tarde encontrado en la Tierra por Ramsay (1895). Después del H es el gas más ligero que se conoce, y además, como no es inflamable, constituye un excelente gas para llenar globos aerostáticos.

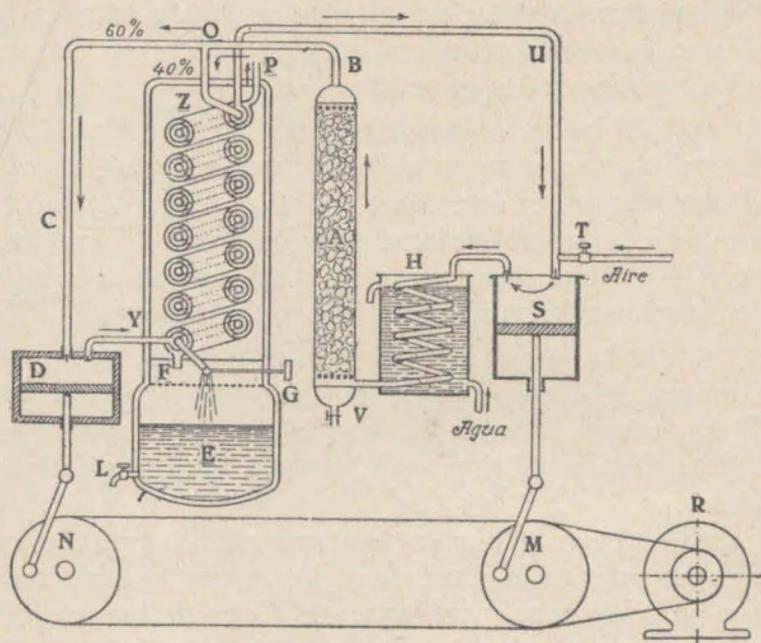


Fig. 90. — Liquidación del aire por el método Heyland (1)

Aunque se halla en la atmósfera, se extrae para este objeto de ciertas emanaciones naturales, liquidando los demás componentes.

El *neo* se halla en la atmósfera en mayor cantidad que el helio. Es un buen conductor de la electricidad, y hallándose a presión reducida, adquiere un color rojo vivo, al ser atravesado por los efluvios eléctricos: de aquí su aplicación para los letreros luminosos.

El *argo* es el más abundante de todos los gases raros (1 por 100) y fué descubierto por Ramsay y Rayleigh. Para aislarlo se hace pasar el aire, privado ya del O y del CO_2 , por el Mg a la temperatura del rojo: el metal se combina con el N formando nitruro de magnesio (Mg_3N_2),

(1) El aire exterior, previamente purificado del CO_2 y H_2O , se comprime a 200 atmósferas en el compresor S; se enfría con agua en H, y después de haber pasado por el separador de aceite y vapor de agua A, se bifurca en dos porciones: el 60 % va por el tubo C a la bomba de expansión D, con lo cual se enfría a -160° . Este aire frío pasa por el espacio intermedio de un aparato de contracorriente Z, sistema Linde, sin llegar a liquidarse, sino sólo para refrigerar el 40 % del aire restante, que ha entrado por O directamente al serpentín interior. Esta última porción, por efecto de las continuas expansiones provocadas mediante la llave G, se enfría hasta liquidarse en parte, recogiendo en el depósito E, mientras la parte no liquidada sale por el serpentín exterior y desemboca en la atmósfera por P, contribuyendo asimismo a la refrigeración general.

con lo que queda libre el argo. Se emplea como gas inerte en algunas lámparas de incandescencia.

153. Amoniaco: NH_3 .— Se llama vulgarmente *álcali volátil*. Se halla en el aire en pequeñas cantidades y en las putrefacciones; combinado, forma algunas sales amónicas de escasa importancia.

Peso mol. : 17.
Solub. a 15° : 848 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -75,6°.

Dens. : 0,59.
Ebull. : -34°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor característico y penetrante, que provoca el lagrimeo; de sabor a lejía y muy ardiente. Es muy soluble en el agua (1.000 litros de gas

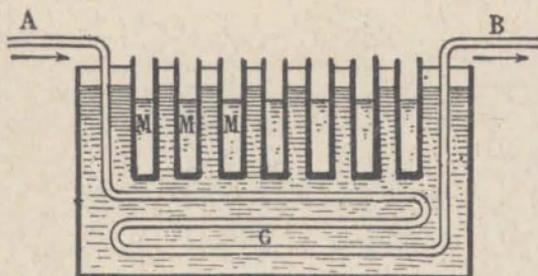


Fig. 91. — Fabricación de hielo artificial

El amoniaco penetra en estado líquido por A, y al vaporizarse hace descender mucho la temperatura del líquido C, compuesto de agua y sal común: con esto el agua potable de los recipientes M se congela.

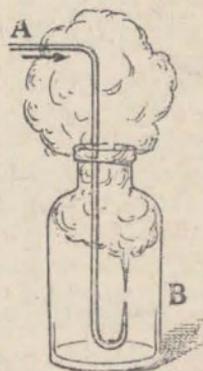
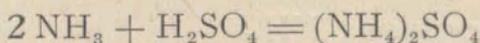


Fig. 92. — Inflamación del gas amoniaco en el seno del cloro.

en un litro de agua a 0°), aunque esta solubilidad decrece rápidamente con la temperatura. Se liquida con relativa facilidad, y una vez liquidado, cuando se le deja expansionar, produce un gran descenso de temperatura (fig. 91).

Disuelto en el agua, funciona como una base energética por formarse hidróxido amónico (NH_4OH). Reacciona con los halógenos, sobre todo con el Cl: así, un chorro de NH_3 se inflama espontáneamente al introducirlo en un frasco con Cl gaseoso, formándose cloruro amónico, y si el Cl está en exceso se produce tricloramida (NCl_3), cuerpo muy explosivo. No arde en el aire, pero sí en atmósfera de O puro. Reacciona con los ácidos, a semejanza de los óxidos, dando sales,

pero sin producción de agua, y formando un radical positivo NH_4 , llamado *amonio* (fig. 92):



El N del amonio es pentavalente, mientras que el del NH_3 es trivalente.

El NH_3 es venenoso, ya respirado, ya bebido en solución: sus efectos se neutralizan con sustancias ácidas, como limonadas, vinagre, etc.

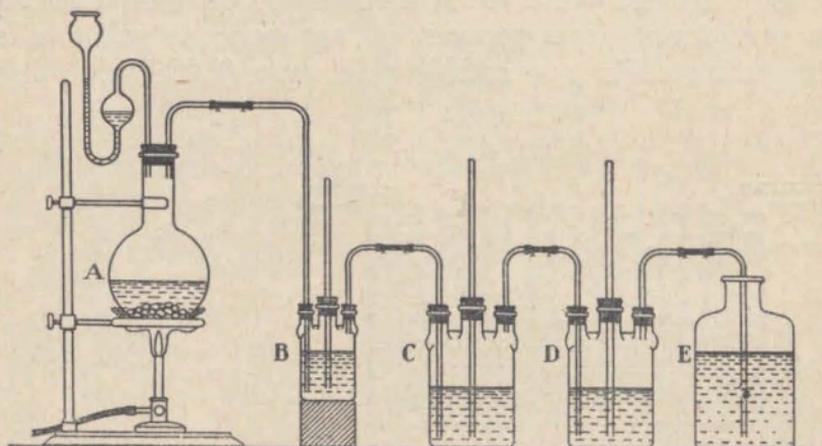
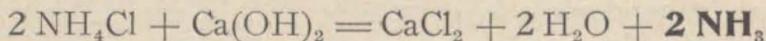


Fig. 93. — Obtención de la solución amoniacal en los laboratorios

A, balón de producción; B, frasco lavador; C y D, frascos para la solución amoniacal; E, frasco para impedir la salida al exterior del gas amoníaco sobrante.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, calentando una sal amónica en presencia de una base fija y energética (fig. 93) que como más económica suele ser la cal (1).



2.º En la *industria*, por calcinación de los carbones fósiles, como hulla y lignito, en las fábricas de gas y en las cokerías, que lo ceden al estado de NH_3 o de sales amónicas.

3.º En la *industria* también, por síntesis del N e H a alta temperatura y fuerte presión: en el *método "Haber"*, a 200 atmósferas y a 500-600º, con catalizadores de osmio y uranio;

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 206.

en el *método "Claude"*, a 1.000 atmósferas y a temperaturas también de 500-600°, siendo el catalizador Fe impurificado.

APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo; en medicina, para combatir picaduras de los insectos y mordeduras de las serpientes, y en la industria, para la fabricación del hielo, de colores de anilina y de las sales amónicas.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas de olor picante, que excita el lagrimeo.

2.º Con el HCl da humos blancos de NH_4Cl .

154. Hidroxilamina: NH_2OH . — Se llama también *oxiamoniaco*. Procede de substituir un H del amoniaco por un oxhidrilo. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 33,03.
Solub. : ∞ .

Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : + 33°.

Dens. : .35.
Ebull. : 57°.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, incoloro e inodoro, muy ávido del agua y que se mezcla en ella en todas proporciones. Arde en el aire con llama amarilla. Calentada en estado anhidro, explota con gran violencia. Es de reacción básica, menos pronunciada que el amoniaco, y además poderoso reductor. Con los ácidos da compuestos de adición: así, con el HCl forma cloruro de hidroxilamina ($\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º *Hidratada*, reduciendo el óxido nítrico por el H naciente, obtenido por acción del HCl sobre el Zn.

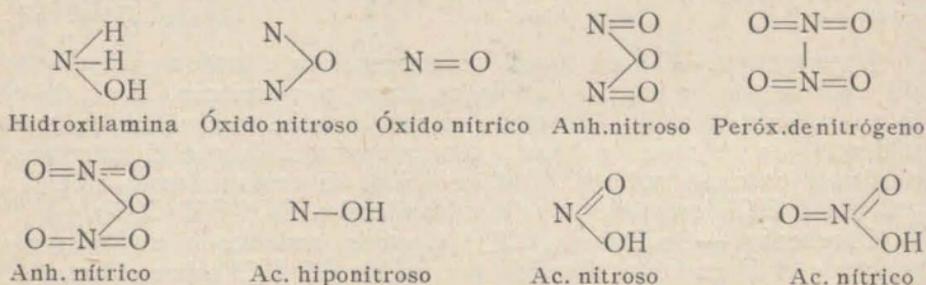
2.º *Anhidra*, congelándola de su solución en alcohol metílico.

APLICACIONES. — Se usa en los laboratorios como reductor.

CAPÍTULO XX

COMPUESTOS OXIGENADOS DE NITRÓGENO

155. Combinaciones del N con el H y O.—Las principales son: N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_4 , HNO_2 y HNO_3 .



De todos estos compuestos los más importantes son el N_2O , NO , NO_2 y HNO_3 . El *ácido nitroso* no se ha podido aislar, y así, sólo se conoce en solución, que es de un hermoso color azul, y se obtiene disolviendo N_2O_3 en agua.

156. Óxido nitroso: N_2O .—Se llama vulgarmente *gas hilarante*. No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 44.
Solub. a 15° : 1 lit.

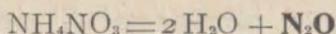
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -102,3°.

Dens. : 1,52.
Ebull. : -90°

PROPIEDADES.—Es un gas incoloro, de sabor dulzaino y algo soluble en el agua. Se liquida con relativa facilidad. Por el calor (500°) se descompone en N y O.

Oxida con energía los cuerpos combustibles; así el H, S, P, C y Mg arden en su atmósfera, previa incandescencia. Una bujía con un punto en ignición se enciende completamente en el seno de este gas, aunque arde con menos brillo que en el O puro. No es apto para la respiración, pues produce anestesia y una borrachera suave, a la que debe el nombre de *gas hilarante*.

OBTENCIÓN.—Se obtiene descomponiendo por el calor (de 170 a 240°) el NH_4NO_3 :



APLICACIONES. — En solución se usa en medicina como estimulante de la digestión, y en estado líquido, para producir grandes descensos de temperatura.

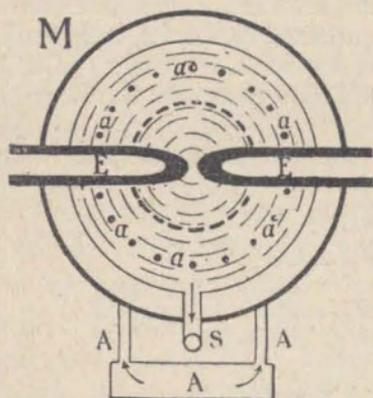


Fig. 94. — Sol eléctrico del horno Birkeland-Eyde.

La mezcla de N y O entra por los tubos A y sale por S transformada en NO.

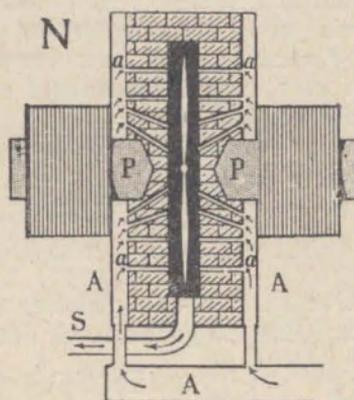


Fig. 95. — Corte transversal del horno eléctrico Birkeland-Eyde.

157. Óxido nítrico: NO. — Se forma algo en el aire, aunque inmediatamente pasa a NO₂.

Peso mol. : 30.
Solub. a 15° : 54 cm³.

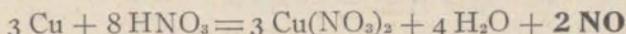
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -150°.

Deus. : 1,04.
Ebull. : -143°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de sabor y olor desconocidos, pues en contacto del aire absorbe O, transformándose inmediatamente en NO₂. El NO funciona también como radical, y entonces se llama nitrosilo; así, con el Cl da origen a cloruro de nitrosilo (NOCl). Es muy venenoso.

El NO se une con varios cuerpos, especialmente con las sales ferrosas, que adquieren un color pardonegruzco intenso: FeSO₄·NO; FeCl₃·NO.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los laboratorios, tratando el Cu por el HNO₃, fuera del contacto del aire (1):



2.º En la industria, por síntesis directa del N y O del aire, mediante el arco voltaico (3.300°) ensanchado con electroimanes, formando el llamado sol eléctrico (figs. 94 y 95).

APLICACIONES. — En la industria se fabrica en grandes cantidades para la obtención del HNO₃ sintético.

(1) Véase CURSO GENERAL DE QUÍMICA, núm. 118.

158. Peróxido de nitrógeno: NO₂ o N₂O₄.— Se halla en el aire, producido por las descargas eléctricas.

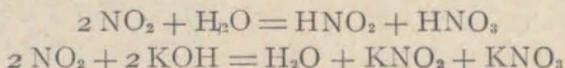
Peso mol. : 46 o 92.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : líq. rojo.
Fus. : -11°.

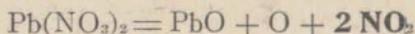
Dens. : 1,47.
Ebull. : +22°.

PROPIEDADES.— A 0° es un líquido casi incoloro, que por elevación de temperatura se vuelve amarillo, hasta coloración roja intensa. Al hervir produce vapores rojos, llamados *vapores rutilantes*, muy molestos y venenosos. A baja temperatura su molécula es doble N₂O₄. En su forma sencilla constituye el radical *nitrilo*, como en el cloruro de nitrilo (NO₂Cl).

Con el agua da HNO₂ y HNO₃, y con las bases alcalinas forma KNO₂ y KNO₃:



OBTENCIÓN.— Se obtiene: 1.º Haciendo llegar aire al NO.
2.º Descomponiendo el Pb(NO₃)₂ por el calor (1):

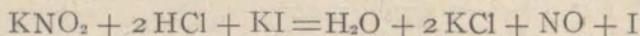


APLICACIONES.— Se usa como desinfectante, y en la industria, para la fabricación del HNO₃ sintético.

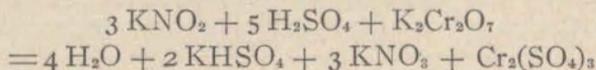
159. Nitritos: NO₂'.— Son las sales derivadas del ácido nitroso. Se encuentran en pequeña cantidad en la Naturaleza, sobre todo donde hay sustancias orgánicas en putrefacción.

PROPIEDADES.— Son todos solubles en el agua, excepto el de Ag y el doble de Co y K, que lo son muy poco. Por el calor funden fácilmente, y a más alta temperatura se descomponen dando óxidos.

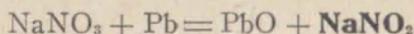
Los ácidos los descomponen, y entonces unas veces obran como oxidantes, v. gr. en presencia del KI:



y otras veces actúan como reductores, v. gr. en presencia del K₂Cr₂O₇:



OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Los alcalinos, reduciendo el nitrato correspondiente por Pb a alta temperatura:



2.º En general, tratando el Ba(NO₃)₂ por los sulfatos correspondientes.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con el AgNO₃ dan precipitado blanco de AgNO₂.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 190.

2.º Transforman las sales ferrosas en férricas desprendiendo NO.

3.º Con la difenilamina ($[\text{C}_6\text{H}_5]_2\text{NH}$) y H_2SO_4 concentrado dan coloración azul intensa.

160. Acido nítrico: HNO_3 . — Se llama vulgarmente *agua fuerte*. Se encuentra en pequeñísimas cantidades en la atmósfera y combinado en ciertos terrenos, bajo la forma de nitratos.

Peso mol. : 63.
Solub. : ∞.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -47° .

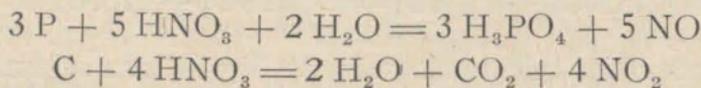
Dens. : 1,54.
Ebull. : $+86^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor irritante y sabor ácido intenso; más denso que el agua y soluble en ella en todas proporciones, con desprendimiento de calor. Concentrado humea al aire. Expuesto a la luz se descompone en O, NO_2 y H_2O , coloreándose de amarillo.

Es un ácido muy fuerte y corrosivo, pero inestable, pues cede con facilidad el O, por lo cual es oxidante enérgico, y es descompuesto por los cuerpos reductores. Así, el H naciente lo transforma en NH_3 :



El I, S, P, As y C son oxidados y transformados en ácidos con producción de vapores rutilantes (fig. 96):



Casi todos los metales son atacados por el HNO_3 , produciéndose nitratos y vapores rojos. Sobre las sustancias orgánicas obra unas veces oxidándolas, y otras combinándose con ellas: por esto ha de guardarse en frascos de tapón esmerilado, pues ataca al corcho. La piel, al tocar el HNO_3 , queda manchada de amarillo. El HNO_3 es muy tóxico y corrosivo: como con-

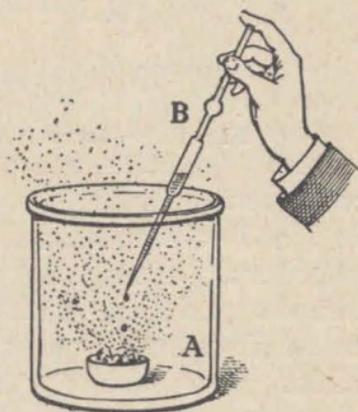


Fig. 96. — El carbón pulverizado arde vivamente en contacto del HNO_3 concentrado.

travenenos se recomiendan la magnesia, el jabón o la clara de huevo con agua.

El HNO_3 , con gran cantidad de vapores rojos en disolución, se llama *ácido nítrico fumante*: es de color rojizo y más enérgico que el ordinario: cuando se le añade agua, adquiere

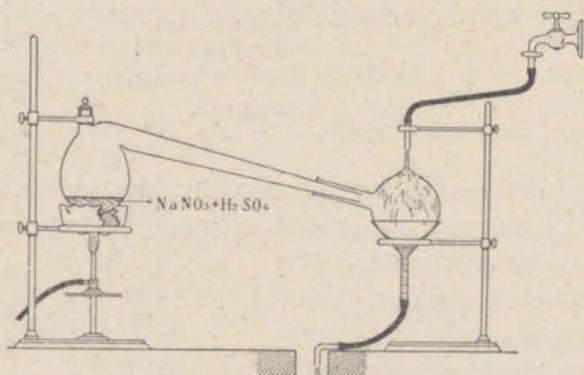
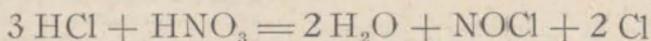
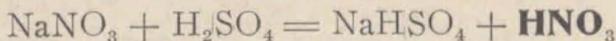


Fig. 97. — Obtención del ácido nítrico en los laboratorios

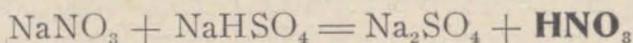
color verde. El HNO_3 , mezclado con HCl en la proporción de 1 a 3 volúmenes, se llama *agua regia*, por disolver al oro, considerado antes como el rey de los metales. Es un líquido amarillo, oxidante y clorurante muy enérgico, merced al Cl en estado atómico que se produce en la reacción de los dos ácidos, y este Cl es el que ataca al Au y Pt formando los cloruros respectivos:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Tratando el NaNO_3 por el H_2SO_4 (1):



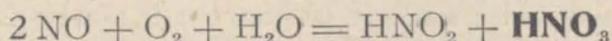
En la industria, calentando más, se llega a una segunda fase (fig. 97):



2.º En la industria, combinando el N y O del aire mediante el arco voltaico convenientemente modificado, para ob-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 204.

tener primero NO, luego NO₂ y por fin HNO₃ junto con HNO₂, que espontáneamente se descompone:



APLICACIONES. — Son muchísimas y muy importantes: en los laboratorios sirve como reactivo, oxidante y nitrificante; en la industria, para la fabricación del H₂SO₄, de materias colorantes y de explosivos, para la preparación de nitratos, etc.

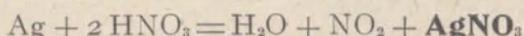
RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un líquido incoloro, que mancha la piel de amarillo.

2.º Con el Cu da vapores rutilantes.

161. Nitratos: NO₃'. — Son las sales derivadas del ácido nítrico. Las hay varias en la Naturaleza, como el *nitro* (NaNO₃) y la *nitratina* (KNO₃).

PROPIEDADES. — Son sólidos, solubles en el agua y fácilmente cristalizables. Por el calor funden con facilidad y a mayor temperatura se descomponen, produciendo primero nitrito, luego óxido del metal y a veces el metal libre: en todos estos casos hay desprendimiento de O, por lo cual obran como oxidantes, y echados sobre las ascuas deflagran.

OBTECCIÓN. — Tratando el metal, su óxido o su carbonato por el HNO₃:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Con Cu y H₂SO₄ dan vapores rutilantes.

2.º Con FeSO₄ y H₂SO₄ dan color café obscuro, del complejo FeSO₄ · NO.

3.º Con H₂SO₄ concentrado y difenilamina dan color azul intenso.

4.º Con H₂SO₄ concentrado y brucina (C₁₃H₂₆N₂O₄ · 4 H₂O) dan color rojo.

162. Utilización del nitrógeno. — El N combinado tiene, entre otras muchas, dos aplicaciones importantísimas: la fabricación de explosivos y la de varios abonos. Las fuentes naturales de N combinado son: el guano, el nitrato de Chile y el amoníaco, procedente de la destilación seca de la hulla. Pero, el consumo de compuestos nitrogenados es tan grande, que no bastan las fuentes enumeradas, sino que ha habido necesidad de hacer combinar el N del aire con el H y O, para obtener lo que se llama *nitrógeno sintético*.

Los productos inmediatos de la síntesis del N con el H y O son NH₃ y NO; pero, de éstos se pasa fácilmente al HNO₃, oxidando el NH₃ y oxidando también el NO para hacerlo combinar luego con el agua.

Los principales abonos nitrogenados son: el *guano*, procedente de las deyecciones y cadáveres de aves marinas, llamadas *pájaros de guano*, que en inmensos depósitos se hallan en las costas occidentales de

la América del Sur; el *sulfato amónico*, obtenido mediante el H_2SO_4 y el NH_3 de la destilación de la hulla o de la síntesis del N con el H; el *nitrate sódico*, procedente de unos depósitos naturales existentes en Bolivia, Perú y Chile, donde se conocen con el nombre de *salitreras* o *calicheras*, ya que en América se llama *caliche* el producto impuro; el *nitrate cálcico sintético*, producto de reciente invención, que se obtiene tratando la cal por los óxidos de nitrógeno, provenientes de la síntesis del N y O del aire mediante el arco voltaico; la *cianamida de calcio*, CaCN_2 , obtenida en el horno eléctrico por fijación del N del aire mediante el carburo de calcio, CaC_2 .

CAPÍTULO XXI

FÓSFORO Y SUS COMPUESTOS

163. Elemento fósforo: P_4 .— No se halla libre en la Naturaleza, sino formando fosfatos.

Peso atóm. : 31.
Solub. : insoluble.

Est. fís. : sól. amar. o rojo.
Fus. : $+44,3^{\circ}$.

Dens. : 1,8 o 2,3.
Ebull. : 287° .

Sist. crist. : regular y hexagonal.

PROPIEDADES. — Se presenta en dos formas o estados alotrópicos: ordinario (vivo o amarillo) y rojo.

I. El *fósforo ordinario* es sólido, ligeramente amarillo, de aspecto céreo y translúcido, y de olor aliáceo penetrante: es flexible y blando, funde a 44° y ofrece el fenómeno de la sobrefusión, pues enfriándolo, una vez fundido, puede permanecer líquido a temperaturas inferiores a su punto de fusión. Es insoluble en el agua, poco en el éter y mucho en el CS_2 .

Humea al aire y emite ráfagas de luz tenue (fosforece), debido a una oxidación lenta del P con el O; para evitar la inflamación espontánea, debe guardarse dentro del agua. Calentado a 60° en el aire, arde con llama brillante, dando P_2O_5 , y si está muy dividido, esta inflamación se produce sin calentar. Es muy venenoso y muy activo: los vapores de P respirados, atacan los huesos, y sus quemaduras son muy dolorosas y penetrantes (fig. 98).

II. El *fósforo rojo* es un polvo de este color, inalterable

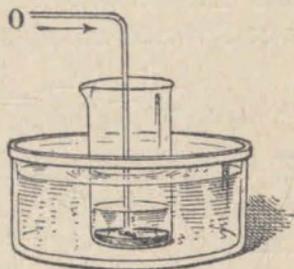


Fig. 98. — El P fundido en el seno del agua tibia se inflama al hacerle llegar una corriente de O.

al aire, que no fosforece ni se inflama con la facilidad que el P vivo, pues para ello necesita la temperatura de 250°. No es venenoso ni se disuelve en el CS₂. Se transforma en P vivo, sometiéndolo a elevadas temperaturas, al abrigo del aire.

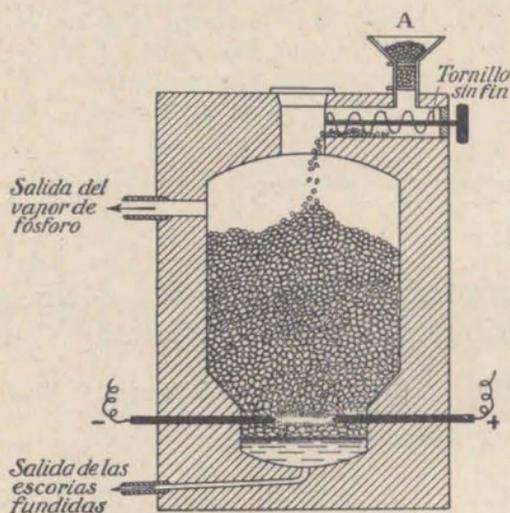
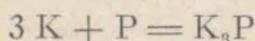
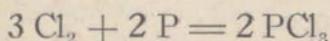
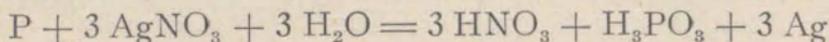
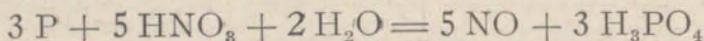


Fig. 99. — Obtención del fósforo en el horno eléctrico

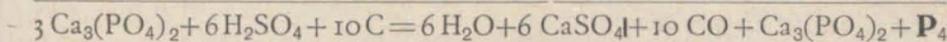
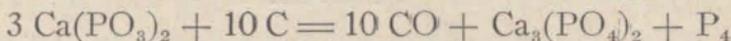
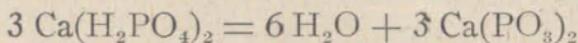
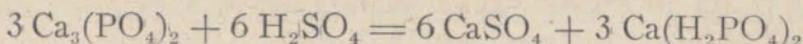
Las propiedades químicas de ambos fósforos son parecidas y sólo difieren en la intensidad: las acciones del P rojo son más lentas. Se combina directamente con los halógenos y con varios metales (K, Na):



El carácter principal es su poder reductor, por la tendencia a pasar a H₃PO₃ y luego a H₃PO₄. Así reduce al HNO₃ formándose H₃PO₄, como también reduce las soluciones de las sales de Ag, Cu y Hg, precipitándose el metal:



OBTENCIÓN. — a) El fósforo vivo se obtiene: 1.º Tratando los huesos desengrasados por H₂SO₄; el ortofosfato monocálcico formado, por el calor, pasa a metafosfato y luego, por el carbón al rojo, da vapores de P:



2.º Calentando en horno eléctrico la fosforita u otro mineral fosfatado, con arena silícea y carbón (fig. 99):

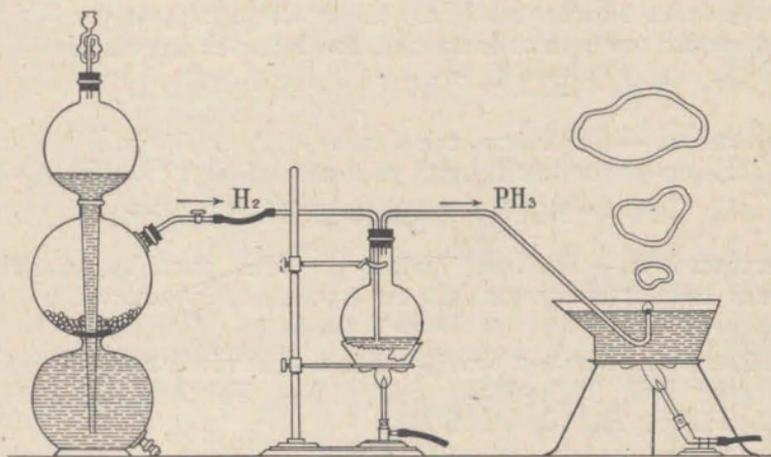
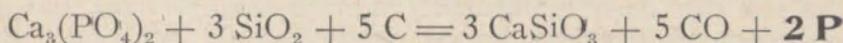


Fig. 100. — Obtención de la fosfamina

b) El *fósforo rojo* se obtiene calentando a 250º el P vivo en atmósfera inerte (v. gr. de N).

APLICACIONES. — En los laboratorios sirve como reductor y para obtener diversos compuestos de P; en la industria se utiliza para la fabricación de cerillas fosfóricas.

RECONOCIMIENTO. — 1.º el fósforo vivo fosforece en la obscuridad.

2.º Se inflama espontáneamente al aire.

164. Fosfamina: PH₃. — Se llama también *fosfuro de hidrógeno* e *hidrógeno fosforado*. Parece que se forma en la putrefacción de los cadáveres.

Peso mol.: 34.

Solub. a 15º: 112 cm³.

Est. fis.: gas incoloro.

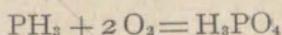
Fus.: -133º.

Dens.: 1,18.

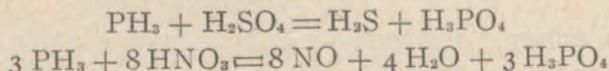
Ebull.: -85º.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, poco soluble en el agua, que se reconoce por su olor alíaceo y su gran combustibilidad. Arde con

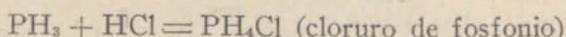
llama blanca y brillante, desprendiendo humos de H_3PO_4 en forma de anillos, llamados de *Gengembre*:



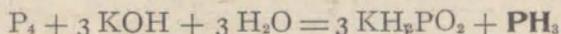
Es un gran reductor, y por tanto muy venenoso. Así, reduce a los ácidos sulfúrico y nítrico:



Aunque de suyo no es espontáneamente inflamable en el aire, con todo sí lo es, cuando contiene vapores de fósforo de hidrógeno líquido (P_2H_4), el cual suele formarse al mismo tiempo que el PH_3 . Carece de las propiedades básicas del NH_3 ; sin embargo, se une con los hidrácidos para dar compuestos isomorfos con las sales amoniacales (1):

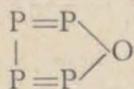


OBTENCIÓN.— Se obtiene calentando el P vivo con KOH, NaOH o $Ca(OH)_2$ en presencia del agua y en atmósfera de H (fig. 100):



APLICACIONES.— Son muy pocas, si no es para las punterías en combates navales nocturnos, por su espontánea inflamación.

165. Compuestos oxigenados de fósforo.— Los principales son: P_4O , P_2O , P_2O_3 , P_2O_4 , P_2O_5 , H_3PO_2 , H_3PO_3 , $H_4P_2O_5$, $H_4P_2O_6$, H_3PO_4 , $H_4P_2O_7$ y HPO_3 .



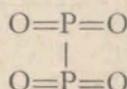
Subóx. de fósforo



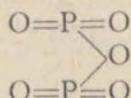
Óx. fosforoso



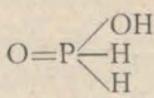
Anh. fosforoso.



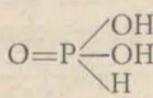
Peróx. de fósforo



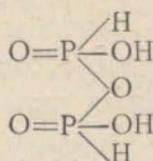
Anh. fosfórico



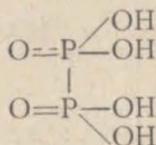
Ac. hipofosforoso



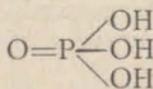
Ac. fosforoso



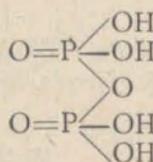
Ac. pirofosforoso



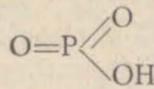
Ac. hipofosfórico



Ac. ortofosfórico



Ac. pirofosfórico



Ac. metafosfórico

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 208.

Los más importantes son el H_3PO_3 , P_2O_5 y H_3PO_4 . Con todo, merecen indicarse además el P_2O_3 , H_3PO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ y HPO_3 .

El *anhídrido fosforoso* (P_2O_3) se presenta como un dímero, o sea, con la fórmula P_4O_6 , el cual por el calor se descompone en P_2O_4 y P. Se ofrece como polvo blanco, que se obtiene quemando fósforo en corriente de aire muy lenta.

El *ácido fosforoso* (H_3PO_3) se presenta en masa cristalina, incolora, muy soluble en el agua y delicuescente al aire. Funde a 70° y a los 160° se descompone en PH_3 y H_3PO_4 . Es reductor enérgico, sobre todo en solución acuosa, por su tendencia a pasar a ácido fosfórico. El H naciente lo reduce convirtiéndolo en PH_3 .

El *ácido pirofosfórico* ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$) se presenta como una masa blanca, difícilmente cristalizable y muy soluble en el agua. Se obtiene calentando a 200° el ácido ortofosfórico.

El *ácido metafosfórico* (HPO_3) se presenta como una masa blanca, amorfa, delicuescente y muy soluble en el agua. Se obtiene calentando a 300° el ácido ortofosfórico.

166. Ácido hipofosforoso: H_3PO_2 . — No se encuentra en la Naturaleza, ni libre ni combinado formando hipofosfitos.

Peso mol. : 66.

Est. fis. : sól. incoloro.

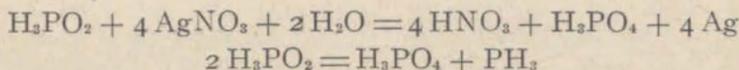
Dens. : 1,5.

Solub. : muy soluble.

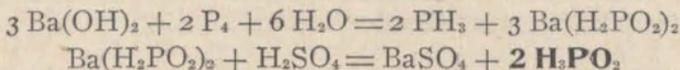
Fus. : $+26,5^\circ$.

Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, cristalino, de estructura laminar y reductor poderoso, por su tendencia a pasar a H_3PO_4 . Así, con el AgNO_3 deja Ag en libertad, y por el calor se transforma en H_3PO_4 , desprendiendo al mismo tiempo PH_3 :



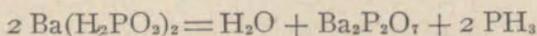
OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el P por el Ba(OH)_2 ; el hipofosfito bórico formado se hace reaccionar luego con el H_2SO_4 :



APLICACIONES. — En forma de sales (hipofosfitos), sirve como reductor en los laboratorios, y en medicina, como reconstituyente.

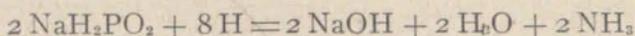
167. Hipofosfitos: $\text{H}_2\text{PO}_2'$. — Son las sales derivadas del ácido hipofosforoso, las cuales sólo son monometálicas. No se encuentran libres en la Naturaleza.

PROPIEDADES. — Son sólidos, solubles en el agua; por el calor se transforman en pirofosfatos y desprenden PH_3 :

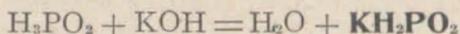


Son inalterables al aire, pero sus soluciones se oxidan lentamente, transformándose primero en fosfitos y después en fosfatos. Son muy

reductores, por su gran tendencia a pasar a fosfatos; en cambio, el H naciente los reduce a ellos dando PH_3 :



OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Neutralizando el H_3PO_2 por las bases:



2.º Tratando los sulfatos correspondientes por el $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con el AgNO_3 dan precipitado negro de plata reducida.

2.º Con el CuSO_4 y H_2SO_4 , a calor suave, dan precipitado rojo de hidruro cuproso (HCu).

168. Fosfitos: HPO_3'' , $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5''$.— Son las sales derivadas del ácido fosforoso: se llaman ortofosfitos, si proceden del ácido ortofosforoso, H_3PO_3 , y pirofosfitos si derivan del ácido pirofosforoso, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$. No existen fosfitos trimetálicos.

PROPIEDADES.— Son sólidos, solubles en el agua los monometálicos; de los demás, son solubles sólo los alcalinos. Las soluciones de los fosfitos no se alteran al aire; pero sí mediante oxidantes enérgicos, porque entonces se transforman en fosfatos. Por el calor se descomponen, produciendo primero fosfatos y luego pirofosfatos, con formación de PH_3 o un fosfuro, y aun con desprendimiento de H, según los casos.

OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Los *solubles*, tratando el H_3PO_3 por las bases correspondientes:



2.º Los *insolubles*, por precipitación.

169. Anhídrido fosfórico: P_2O_5 .— No se encuentra libre en la Naturaleza, sino combinado formando fosfatos.

Peso mol. : 142.

Solub. : reacciona.

Est. fis. : sól: blanco.

Fus. : +800°.

Dens. : 2,39.

Ebull. : se sublima.

PROPIEDADES.— Es un cuerpo sólido, blanco como la nieve, sumamente ávido del agua y, por lo mismo, poderoso desecante y deshidratante, como también es muy venenoso. La unión con el agua la efectúa con mucha energía y gran elevación de temperatura, hasta producir un ruido como el de hierro candente: primero se forma ácido metafosfórico, luego pirofosfórico y finalmente ortofosfórico. Estando seco no enrojece al papel de tornasol. No es reductor.

OBTENCIÓN.— Se obtiene haciendo arder fósforo en el aire (fig. 101).

APLICACIONES.— Se usa en los laboratorios como desecador y deshidratante.

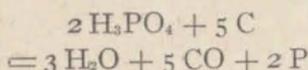
170. Ácido ortofosfórico: H_3PO_4 . — No se encuentra libre en la Naturaleza, sino combinado formando fosfatos.

Peso mol. : 98.
Solub. a 15° : 82 gr.
Sist. crist. : rómbico.

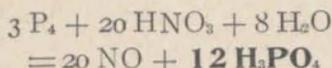
Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : +41°.

Dens. : 1,88.
Ebull. : se descomp.

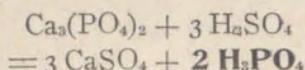
PROPIEDADES. — Es sólido, aunque suele presentarse en forma de líquido viscoso, incoloro, delicuescente y muy soluble en el agua. El calor (de 200 a 300°) lo transforma en $H_4P_2O_7$, con pérdida de una molécula de agua en dos de ácido, y a la temperatura del rojo pasa a HPO_3 . Fundido con carbón se reduce, produciendo P libre y CO :



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los laboratorios, oxidando el P mediante el HNO_3 :



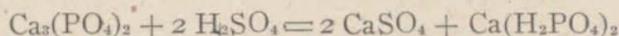
2.º En la industria, tratando los huesos por el H_2SO_4 :



APLICACIONES. — En los laboratorios se emplea para preparar fosfatos, y además para desalojar de las sales algunos ácidos más volátiles.

171. Fosfatos: PO_4''' , P_2O_7'''' , PO_3' . — Son las sales derivadas del ácido fosfórico: se llaman *ortofosfatos*, si provienen del ácido ortofosfórico, H_3PO_4 ; *pirofosfatos*, si del ácido pirofosfórico, $H_4P_2O_7$, y *metafosfatos*, si del ácido metafosfórico, HPO_3 . Los ortofosfatos pueden ser, a su vez, monometálicos, dimetálicos o trimetálicos, según el número de H substituidos por metales. Existen varios en la Naturaleza, como la *fosforita* ($Ca_3[PO_4]_2$), el *apatito* ($Ca_5F[PO_4]_3$) y la *piromorfita* ($Pb_3Cl[PO_4]_3$).

PROPIEDADES. — Los monometálicos son todos solubles en el agua; de los demás, sólo los alcalinos. No son venenosos. Los insolubles, tratados por los ácidos, pasan a monometálicos y se hacen solubles :



Por el calor los trimetálicos no se alteran; los bimetálicos se transforman en pirofosfatos, y los monometálicos pasan a metafosfatos :

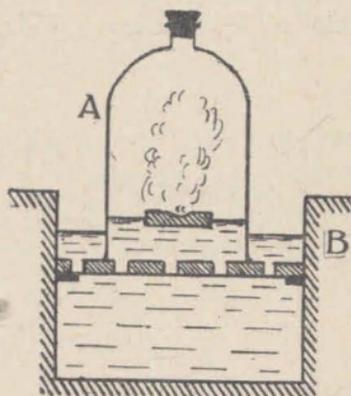
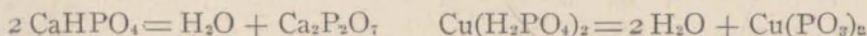


Fig. 101. — Obtención del P_2O_5 por combustión del fósforo.

Al arder el fósforo, la campana A se llena de humos blancos, que son de P_2O_5 , los cuales poco a poco se disuelven en el agua, a la que comunican reacción ácida por formación de H_3PO_4 .

OBTENCIÓN.— 1.º Los *ortofosfatos* se obtienen: a) Tratando las bases o los carbonatos por H_3PO_4 .

b) Los insolubles, por precipitación.

2.º Los *pirofosfatos*, calcinando los fosfatos bimetálicos.

3.º Los *metafosfatos*, calentando los fosfatos monometálicos.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con el $AgNO_3$ dan precipitado amarillo de Ag_3PO_4 .

2.º Con la *mixtura magnesiána* ($MgCl_2 + NH_4Cl + NH_4OH$) dan precipitado blanco de $MgNH_4PO_4$.

3.º Los insolubles, una vez solubilizados con el HNO_3 , dan con el molibdato amónico ($[NH_4]_2MoO_4$) un precipitado amarillo de fosfomolibdato amónico ($[NH_4]_3PO_4 \cdot 12 MoO_3$), soluble en amoníaco.

CAPÍTULO XXII

ARSÉNICO Y SUS COMPUESTOS

172. Elemento arsénico: As_4 .— Existe nativo, aunque no mucho, en la Naturaleza; pero abunda combinado formando sulfuros, como *rejalgar* (As_2S_2) y *oropimente* (As_2S_3); arseniuros, como la *niquelina* ($NiAs$) y *cobaltina* ($CoAs$), y sulfoarseniuros, como la *esmaltina* ($CoAsS$) y el *mispíquel* ($FeAsS$).

Peso atóm. : 74,9.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : hexagonal y regular.

Est. fís. : sól. gris.

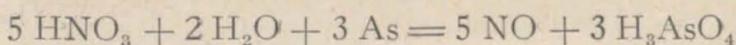
Fus. : 450°.

Dens. : 5,7 ó 4,7.

Ebull. : se sublima

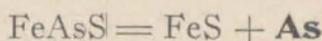
PROPIEDADES. — Se presenta en varios estados alotrópicos, siendo los principales el metálico y el metaloideo. El *As metálico* cristaliza en el sistema hexagonal; es de color gris de acero y posee un brillo metálico muy marcado; es insoluble en el CS_2 y su molécula es As . El *As metaloideo* cristaliza en el sistema regular, es de color amarillo claro y soluble en el CS_2 : su molécula es As_4 .

El As no es fusible a la presión ordinaria, pues antes se sublima; para fundirlo es menester calentarlo en un tubo cerrado a la lámpara. Se combina con energía con los halógenos, ardiendo en atmósfera de Cl o de vapor de Br o I . Directamente no reacciona con el H naciente, pero sí en sus combinaciones, que se transforman en arsenamina. A elevada temperatura arde en el O o en el aire, produciendo humos blancos de olor aliáceo (As_2O_3); si está pulverizado y húmedo la reacción tiene lugar ya en frío. Se disuelve en el HNO_3 concentrado, transformándose en ácido arsénico y desprendiendo NO ;



Aun cuando puro parece que no es venenoso, bastan ligeras trazas de oxidación para convertirlo en un tóxico violento.

OBTENCIÓN. — 1.º El As *metálico* se obtiene: a) Por calcinación del mispíquel al abrigo del aire:



b) Reduciendo el As_2O_3 , por el carbón al rojo (fig. 102):

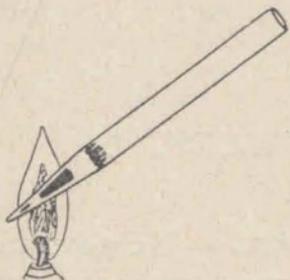
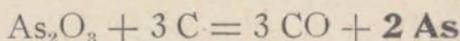


Fig. 102. — Obtención del espejo de arsénico.

2.º El As *metaloideo*, volatiliando el As ordinario en el vacío a 500º, y enfriando rápidamente los vapores en una cámara con luz roja.

APLICACIONES. — Se usa en la fabricación de espejos metálicos y en la obtención de perdigones de caza, por la especial fluidez que comunica al Pb fundido.

173. Arsenamina: AsH_3 . — Se llama también *hidrógeno arsenical*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

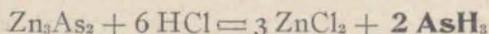
Peso mol. : 78.
Solub. a 15º : 200 cm³.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -113,5º.

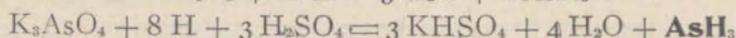
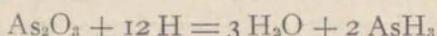
Dens. : 2,69.
Ebull. : -55º.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro de fuerte olor aliáceo, poco soluble en el agua. Se descompone fácilmente por el calor y arde con llama pálida, blanquecina. Es muy reductor y venenoso, de modo que bastan unas burbujas de este gas para ocasionar la muerte.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Tratando el Zn_3As_2 por el HCl o H_2SO_4 :



2.º Reduciendo los compuestos arsenicales por el H naciente en medio ácido (1):



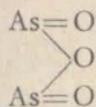
APLICACIONES. — Su producción sirve para reconocer los envenenamientos por compuestos de arsénico.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro, que arde con llama pálida de olor aliáceo.

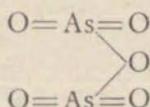
(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 209.

2.º Esta llama, cortada por una cápsula, deja una mancha negra de As, soluble en NaClO; si fuese producida por SbH₃, no sería soluble.

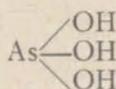
174. Compuestos oxigenados de arsénico.— Los principales son: As₂O₃, As₂O₅, H₃AsO₃, H₄As₂O₅, HAsO₂, H₃AsO₄, H₄As₂O₇ y HAsO₃.



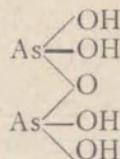
Anh. arsenioso



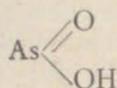
Anh. arsénico



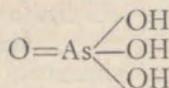
Ac. ortoarsenioso



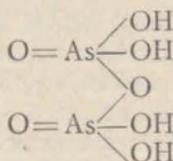
Ac. piroarsenioso



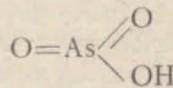
Ac. metarsenioso



Ac. ortoarsénico



Ac. piroarsénico



Ac. metarsénico

El más importante es el As₂O₃; no obstante cabe mencionar el As₂O₅ y los ácidos arsénicos.

El *anhídrido arsénico* (As₂O₅) es un cuerpo blanco, soluble en el agua, que se obtiene oxidando el As mediante el HNO₃, concentrado.

El *ácido ortoarsénico* (H₃AsO₄) es poco energético, y se obtiene tratando el As₂O₃ por el HNO₃ y calentando luego, hasta 100°, el precipitado obtenido. Calentado entre 140 y 180° da *ácido piroarsénico* (H₄As₂O₇), y a los 200° da *ácido metarsénico* (HAsO₃).

175. Anhídrido arsenioso: As₂O₃.— Vulgaramente se llama *arsénico blanco* y también *pedra de matarratones*. En la Naturaleza forma los minerales *arsenolita* (regular) y *claudelita* (monoclínico).

Peso mol. : 198.

Est. fis. : sól. blanco.

Dens. : 3,6 a 4,0.

Solub. a 15° : 3,3 gr.

Fus. : se sublima.

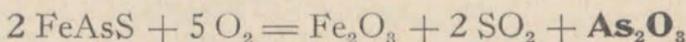
Sist. crist. : reg. y monocl.

PROPIEDADES. — Es un sólido, blanco, que se presenta en dos estados: *cristalizado* y *amorfo* o *vítreo*. Una variedad del As₂O₃ cristalizado es el *porcelánico*, que por estar constituido de cristales entrecruzados, ofrece el aspecto de porcelana. Por el calor se sublima.

Es poco soluble en el agua, con la cual forma H₃AsO₃. Se disuelve bien en el HCl, y en esta solución, si se introduce

un poco de Zn, se produce AsH_3 ,* por efecto del H naciente que reduce al As_2O_3 . Es muy venenoso, y ocasiona úlceras en la mucosa del estómago e intestinos, hasta perforarlos rápidamente: como antídotos se recomiendan vomitivos, y los hidróxidos magnésico y férrico.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por tostación del mispíquel:

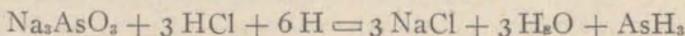


APLICACIONES. — Sirve para envenenar animales nocivos; para preparar compuestos arsenicales, y en medicina, como reconstituyente.

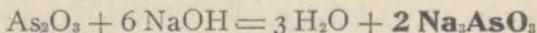
176. Arsenitos: AsO_3''' , $\text{As}_2\text{O}_5''''$, AsO_2' . — Son las sales derivadas del ácido arsenioso: se llaman *ortoarsenitos*, si proceden del ácido ortoarsenioso, H_3AsO_3 ; *piroarsenitos*, si del ácido piroarsenioso, $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_5$, y *metarsenitos*, si del ácido metarsenioso, HAsO_2 . Se encuentran algunos en la Naturaleza, como la *trippkeita* (Cu_3AsO_3).

PROPIEDADES. — Los alcalinos son solubles en el agua, los demás insolubles en ella, aunque fácilmente solubles en los ácidos. Son muy venenosos.

Por el calor los arsenitos solubles se transforman en arseniatos, volatilizándose una parte del As. En presencia de los ácidos y del H naciente desprenden AsH_3 :



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Los *solubles*, tratando el As_2O_3 por el hidróxido correspondiente:



2.º Los *insolubles*, por precipitación.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el H_2S , en solución ácida, dan precipitado amarillo de As_2S_3 , insoluble en HCl.

2.º Con el AgNO_3 , en solución neutra, dan precipitado amarillo de Ag_3AsO_3 .

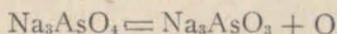
3.º Con el CuSO_4 dan precipitado verde amarillento de $\text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2$, llamado *verde de Scheele*.

177. Arseniatos: AsO_4''' , $\text{As}_2\text{O}_7''''$, AsO_3' . — Son las sales derivadas del ácido arsénico: se llaman *ortoarseniatos* los que proceden del ácido ortoarsénico, H_3AsO_4 ; *piroarseniatos*, los que resultan del ácido piroarsénico, $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$, y *metarseniatos*, los que derivan del ácido metarsénico, HAsO_3 . Existen varios en la Naturaleza, como la *escorodita* ($\text{FeAsO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$).

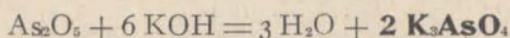
PROPIEDADES. — Son muy análogas a las de los fosfatos. Son so-

libles en el agua los monometálicos; de los demás, sólo los alcalinos. Son muy venenosos.

Por el calor los monometálicos pasan a piroarseniato; los dimetálicos, a metarseniato, y los trimetálicos, a arsenito con desprendimiento de O:



OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Los *alcalinos*, tratando el As_2O_5 por el hidróxido correspondiente:



2.º Los *insolubles*, por precipitación.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con el H_2S dan precipitado amarillo de As_2S_3 , insoluble en HCl .

2.º Con el AgNO_3 dan precipitado rojizo de Ag_3AsO_4 .

3.º Con la *mixtura magnesia* dan precipitado blanco de $\text{MgNH}_4\text{AsO}_4$.

CAPÍTULO XXIII

ANTIMONIO Y BORO

178. Elemento antimonio: Sb. — Se encuentra raras veces nativo en la Naturaleza: el mineral más abundante es la *estibina* o *antimonita* (Sb_2S_3).

Peso atóm. : 121,8.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : hexagonal.

Est. fis. : sol. gris.

Fus. : 620,2°.

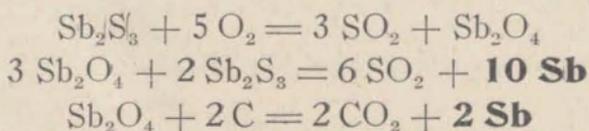
Dens. : 6,6.

Ebull. : 1460°.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, blanco azulado, de brillo metálico, duro y frágil. Existe la variedad llamada *antimonio explosivo*, que es de brillo metálico argentino, el cual frotado con un objeto de metal puntiagudo, desprende Sb pulverulento de la variedad ordinaria, en medio de pequeñas explosiones.

Funciona generalmente como metaloide, aunque tiene ciertos caracteres metálicos, como el brillo y el ser bastante electropositivo, de modo que da lugar a verdaderas sales de Sb. Se combina en frío con los halógenos y con el O a alta temperatura, llegando a arder en el aire con llama brillante. El HCl y el H_2SO_4 apenas lo atacan; el HNO_3 lo ataca bastante, pero sin disolverlo, pues lo transforma en Sb_2O_3 o Sb_2O_5 , insolubles, según la proporción de ácido. Con los metales forma aleaciones.

OBTENCIÓN. — Se obtiene partiendo de la *estibina*, que se funde para eliminarle las impurezas; luego se somete a una tostación imperfecta, y por fin se calcina la mezcla de Sb_2O_4 formado y de Sb_2S_3 remanente junto con Na_2CO_3 y C:



APLICACIONES. — Se emplea en pirotecnia; aleado con el Pb y Sn, para los caracteres de imprenta; sus compuestos se usan en medicina. La forma granular del comercio se llama *régulo de antimonio*, y la forma pulverulenta, *negro de hierro*.

179. Estibamina: SbH_3 . — Se llama también *hidrógeno antimoniado*. No existe libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 123,2.
Solub. a 15° : 200 cm³.

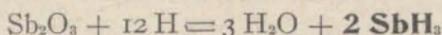
Est. fis. : gás incoloro.
Fus. : -88°.

Dens. : 4,34
Ebull. : -18.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor desagradable, algo soluble en el agua. Es explosivo, y calentándolo comienza a descomponerse desde los 150° en H y en Sb, que se deposita en las partes frías donde se realiza la operación. Es venenoso.

Arde en el aire con llama pálida y humos blancos de Sb_2O_3 ; interceptada esta llama por una cápsula, se producen manchas de aspecto metálico, insolubles en NaClO, que las distingue de las de As.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el Zn_3Sb_2 por el HCl:

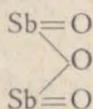


APLICACIONES. — Se emplea en análisis para reconocer la presencia del Sb, haciendo que se produzca SbH_3 por reducción de los compuestos antimoniales.

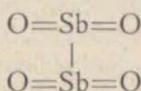
RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro, que arde con llama pálida, sin olor aliáceo.

2.º Esta llama, interceptada por una cápsula, produce manchas de Sb, insolubles en NaClO.

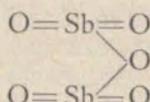
180. Compuestos oxigenados de antimonio. — Los principales son: Sb_2O_3 , Sb_2O_4 , Sb_2O_5 , H_3SbO_3 , $H_4Sb_2O_5$, $HSbO_2$, H_3SbO_4 , $H_4Sb_2O_7$ y $HSbO_3$.



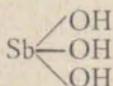
Anh. antimonioso



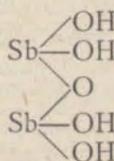
Tetróxido de antimonio



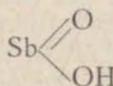
Anh. antimónico



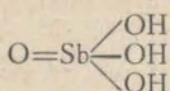
Ac. ortoantimonioso



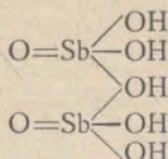
Ac. piroantimonioso



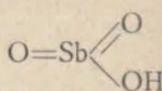
Ac. metantimonioso



Ac. ortoantimónico



Ac. piroantimónico



Ac. metantimónico

El más importante es el Sb_2O_3 ; con todo merecen especial mención el Sb_2O_4 , el Sb_2O_5 y los ácidos antimónicos.

El *tetróxido de antimonio* (Sb_2O_4) puede considerarse como el metantimoniato de antimonilo, $\text{SbO}_3 \cdot \text{SbO}$: se presenta en forma de polvo blanco amarillento, insoluble en el agua: se obtiene calentando al aire uno de los anhídridos de antimonio.

El *anhídrido antimónico* (Sb_2O_5) es un polvo de color amarillo de limón, insoluble en el agua, que por el calor se descompone en Sb_2O_4 y O : se obtiene tratando el Sb por el HNO_3 y calentando el ácido metantimónico formado.

El *ácido ortoantimónico* (H_3SbO_4) es un polvo blanco, poco soluble en el agua, a la que comunica una débil reacción ácida: se obtiene tratando el Sb_2O_5 por el agua. Calentado a 200° se transforma en *ácido piroantimónico* ($\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$) y éste luego, con más calor, pasa a *ácido metantimónico* (HSbO_3).

181. Anhídrido antimonioso: Sb_2O_3 .—Vulgarmente se llama *blanco de antimonio*. Forma en la Naturaleza dos minerales, la *senarmonita* (regular) y la *valentinita* (rómbo).

Peso mol. : 288,8.

Solub. a 15° : 0,001 gr.

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : se sublima.

Dens. : 5,2 y 3,7.

Sist. crist. : rómico.

PROPIEDADES.—Se presenta en polvo cristalino, blanco, insoluble en el agua y en los ácidos sulfúrico y nítrico; pero soluble en los álcalis. Calentado, fuera del contacto del aire, funde con facilidad y se sublima; pero, en presencia del O , se convierte en tetróxido.

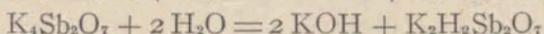
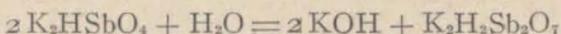
El Sb_2O_3 se ofrece como óxido indiferente, de modo que con los ácidos se comporta como una base débil. Al combinarse con el agua da origen al ácido antimonioso, de escasa importancia.

OBTENCIÓN.—Se obtiene por combustión del Sb en corriente de aire.

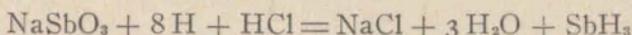
APLICACIONES.—Se usa en pintura como color blanco, pues cubre bien y es relativamente económico.

182. Antimoniatos: SbO_4''' , $\text{Sb}_2\text{O}_7''''$, SbO_3' .—Son las sales derivadas del ácido antimónico: se llaman *ortoantimoniatos*, si proceden del ácido ortoantimónico, H_3SbO_4 ; *piroantimoniatos*, si del ácido piroantimónico, $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$, y *metantimoniatos*, si del ácido metantimónico, HSbO_3 . No se conocen sales trimetálicas del ácido ortoantimónico, pero sí las monometálicas: los antimoniatos mejor conocidos son los *piro* y *meta*. Hay algunos en la Naturaleza, siendo el principal la *monimolita* ($\text{Pb}_3[\text{SbO}_4]_2$).

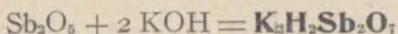
PROPIEDADES. — Suelen ser poco solubles en el agua y fácilmente hidrolizables, quedando libre la base, por ser sales de ácido débil:



Los ácidos los descomponen, produciendo H_3SbO_4 insoluble. Con el H naciente y en medio ácido desprenden SbH_3 :



OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando el Sb_2O_5 por las bases respectivas:



183. Elemento boro; B. — No existe libre en la Naturaleza, sino combinado formando ácido bórico y algunos boratos.

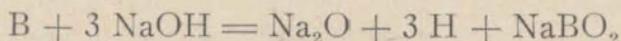
Peso atóm. : 10,9.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. incol. o rojo.
Fus. : 2000 a 2500°.

Dens. : 2,45.
Sist. crist. : cuadrático.

PROPIEDADES. — Se presenta en dos estados alotrópicos: el cristalizado o diamantino y el amorfo.

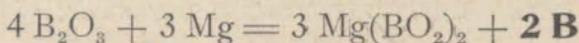
I. El *boro diamantino* cristaliza en prismas cuadráticos, de suyo incoloros, pero con frecuencia coloreados por impurezas. Su dureza se aproxima a la del diamante. Es insoluble en todos los líquidos y prácticamente infusible, pues al horno eléctrico se volatiliza. Arde en atmósfera de Cl, y al rojo vivo reacciona con los hidróxidos y carbonatos formando boratos:



II. El *boro amorfo* se presenta en forma de polvo rojo, infusible; arde al aire a muy alta temperatura, dando B_2O_3 . Reacciona con los halógenos y con el S mediante el calor. Se combina con el N, a la temperatura del rojo, produciendo nitruro de boro (BN). Posee gran poder reductor, por lo cual descompone al vapor de agua y a los ácidos HF, HCl, H_2SO_4 y a varias sales.

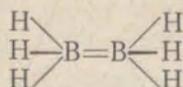
OBTENCIÓN. — 1.º El *boro diamantino* se obtiene disolviendo el B ordinario en Al fundido, y tratando después el producto por HCl para disolver al Al.

2.º El *boro amorfo*, reduciendo el B_2O_3 por el Mg en limaduras:

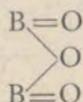


APLICACIONES. — Se utiliza en la obtención de ferroboros.

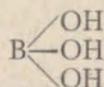
184. Combinaciones del B con el H y O.— Las principales son: B_2H_6 , B_2O_3 , H_3BO_3 , $H_4B_2O_5$, HBO_2 y $H_2B_2O_7$.



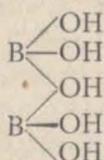
Boroetano



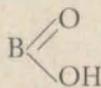
Ac. bórico



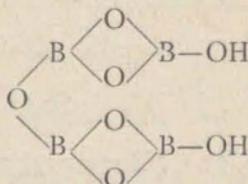
Ac. ortobórico



Ac. pirobórico



Ac. metabórico



Ac. tetrabórico

El más importante es el ácido bórico; con todo, merecen citarse los hidruros de boro, que resultan de tratar por el HCl los boruros de magnesio, obtenidos mediante la reducción del B_2O_3 con exceso de Mg: se conocen hasta 16 boruros, siendo el más sencillo el B_2H_6 , llamado boroetano, pues nunca se forma el BH_3 , que por tanto se puede llamar teórico. El B_2H_6 es un gas incoloro que se solidifica a -169° y hierve a -91° , de olor desagradable y venenoso, como todos los boruros.

185. Ácido bórico: H_3BO_3 .— Se halla disuelto en ciertas emanaciones de Toscana (Italia).

Peso mol.: 62.

Solub. a 20° : 2,3 gr.

Sist. crist.: monoclinico.

Est. fis.: sól. blanco.

Fus.: $+185^\circ$.

Dens.: 1,47.

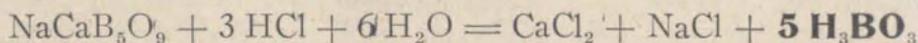
Ebull.: se descomp.

PROPIEDADES.— Se presenta en escamas brillantes, untuosas al tacto y algo solubles en el agua. Enrojece débilmente el papel de tornasol y vuelve pardo al amarillo de cúrcuma, como las bases. El vapor de agua, al pasar por soluciones de H_3BO_3 , arrastra consigo cantidades considerables de este compuesto, propiedad excepcional en Química mineral.

Por el calor pierde agua a los 70° , pasando a HBO_2 ; luego se convierte en $H_2B_4O_7$, a los 160° ; por fin, al rojo, pierde toda el agua transformándose en anhídrido.

OBTENCIÓN.— Se obtiene: 1.º Por concentración de los líquidos de los lagoni en Toscana, que lo contienen en disolución (fig. 103).

2.º Tratando la boronatrocalcita por HCl:



APLICACIONES. — En medicina se usa como antiséptico (*agua boricada*), y en la industria, para la fabricación del tetraborato sódico (*bórax*), de ciertos vidrios infusibles y de barnices de porcelana.

186. Boratos: BO_3''' , $\text{B}_2\text{O}_5''''$, BO_2' , $\text{B}_4\text{O}_7''$. — Son las sales derivadas del ácido bórico: se llaman *ortoboratos*, si proceden del ácido ortobórico, H_3BO_3 ; *piroboratos*, si del ácido pirobórico, $\text{H}_4\text{B}_2\text{O}_5$; *meta-*

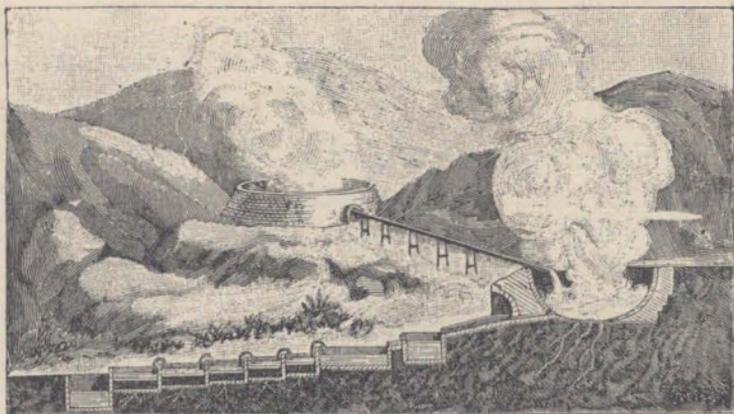
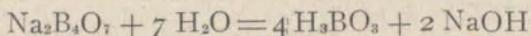


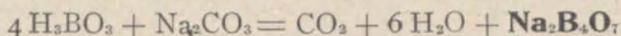
Fig. 103. — Soffini y lagoni de Toscana

boratos, si del ácido metabórico, HBO_2 , y *tetraboratos*, si del ácido tetrabórico, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$: los más importantes son los tetraboratos. En la Naturaleza se encuentran varios, siendo el principal el *tinkal* ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$).

PROPIEDADES. — Son insolubles en el agua, excepto los alcalinos, que son algo solubles. Todos funden fácilmente por el calor, y al solidificarse adquieren aspecto vítreo. Una vez fundidos, disuelven algunos óxidos metálicos, tomando coloraciones variadas, según la naturaleza del metal. Las soluciones de los boratos presentan reacción alcalina, por ser débil el H_3BO_3 y quedar álcali libre por hidrólisis:



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Los *solubles*, tratando el H_3BO_3 por el carbonato correspondiente:



2.º Los *insolubles*, por precipitación.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Tratados por H_2SO_4 y alcohol, comunican a la llama coloración verde.

2.º El papel de cúrcuma humedecido con solución clorhídrica de un borato y desecado toma coloración roja.

CAPÍTULO XXIV

CARBONO Y SUS COMPUESTOS

187. Elemento carbono: C. — Abunda muchísimo en la Naturaleza; ya libre, más o menos puro, formando el diamante, grafito y carbones naturales; ya combinado en el anhídrido carbónico, carbonatos, petróleos y todos los seres orgánicos.

Peso atóm. : 12.

Est. fis. : sól. incol. o negro.

Dens. : 3 a 3'5.

Solub. : insoluble.

Fus. : $>3500^{\circ}$.

Ebull. : se volatil.

Sist. crist. : regular y monoclinico.

PROPIEDADES. — Se presenta negro, excepto en algunas variedades cristalinas. Es insoluble en casi todos los líquidos: el mejor disolvente es el Fe fundido. Es casi infusible, aun a muy elevadas temperaturas, e inatacable por los ácidos. Los carbones artificiales porosos tienen la propiedad de absorber y retener gases, líquidos y sales, debiendo a esto su poder decolorante y desinfectante.



Fig. 104. — Descomposición del agua por el carbón al rojo.

A la temperatura del arco voltaico se combina con el H formando (C_2H_2). A elevada temperatura tiene gran tendencia a combinarse con el O, dando lugar a CO o a CO_2 , por lo cual es muy reductor. Descompone el agua al rojo, formando CO, CO_2 e H. También al rojo reacciona con muchos cuerpos, por ejemplo con el HNO_3 y SH_3 , pero sobre todo con el Ca, para formar carburo de calcio (CaC_2), y con el S, para dar origen al sulfuro de carbono (CS_2) (fig. 104):



DIVERSAS CLASES DE CARBONO. — El C se presenta bajo muy diversas formas: *crystalizado* en el diamante y grafito, y *amorfo*: los *carbones amorfos* se dividen en *naturales*, como la antracita, hulla, lignito y turba, y *artificiales*, como el car-

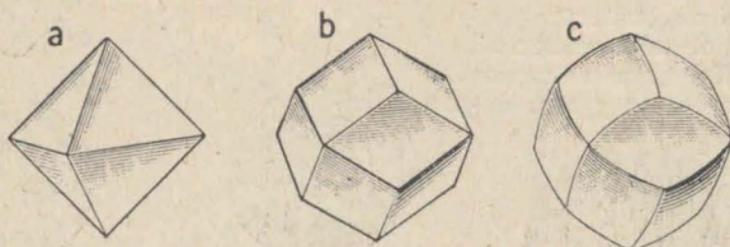


Fig. 105. — Cristales naturales de diamante

a, en octaedro; *b*, en dodecaedros romboidales; *c*, con aristas curvas

bón vegetal, carbón de azúcar, negro de humo, negro animal, carbón de cok y carbón de retorta.

APLICACIONES. — Son innumerables: el *crystalizado* constituye una de las piedras preciosas de más valor; *amorfo* sirve como decolorante y desinfectante. Además, es el elemento com-

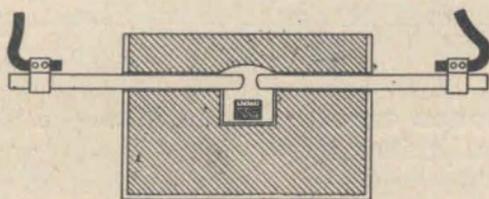


Fig. 106. — Sección del horno eléctrico de Moissan

bustible por excelencia, ya libre como en la hulla, ya combinado como en los petróleos, y, en fin, por su carácter reductor se usa en la extracción de los metales partiendo de los óxidos.

188. Carbono crystalizado. — Comprende dos estados alotrópicos: diamante y grafito.

DIAMANTE. — Se presenta en cristales del sistema regular, incoloros y diversamente coloreados y aun negros. Es el cuerpo más duro que se conoce, pero muy frágil. Posee gran poder dispersivo de la luz, a causa de su elevado índice de refracción (figs. 105 y 106).

Se obtiene: *a*) Extrayéndolo de ciertos terrenos, sobre todo en el Transvaal; *b*) artificialmente se produce en diminutos cristales, fun-

diendo hierro con carbón de azúcar: los cristales de diamante se eliminan del Fe y de las demás impurezas con HF, HCl y agua regia. *Se emplea* en joyería como piedra preciosa de gran valor, por su dureza y gran poder dispersivo. La variedad negra sirve para perforar las minas y como piedra de esmeril para pulimentar objetos (figs. 107 y 107 bis).

GRAFITO.— Se presenta en láminas brillantes, triclínicas, de corte hexagonal, y también en masas negras de poca dureza y algo un-

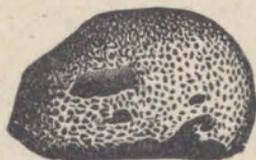
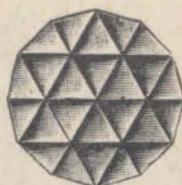


Fig. 107.— Diamante artificial aumentado.



A

B

Fig. 107 bis.— Diamantes tallados
A, en rosa; B, en brillante

tuosas al tacto. Es buen conductor del calor y de la electricidad e infusible: arde con dificultad en el aire. *Se obtiene*: a) Extrayéndolo de determinados terrenos antiguos; b) artificialmente se produce sometiendo al horno eléctrico carbón con ciertas impurezas (CaO, SiO₂, H₂BO₃). *Se emplea* para la fabricación de lápices, mezclado con arcilla; para crisoles refractarios; como lubricante en maquinaria, y para electrodos en electrometalurgia.

189. Carbones amorfos naturales.— Los principales son la antracita, hulla, lignito y turba.

ANTRACITA.— Es considerada por muchos como una variedad de hulla seca, originada por acciones metamórficas: es de color negro y brillo metaloideo, frecuentemente con irisaciones. Es el carbón mineral más antiguo y que contiene mayor proporción de C (94 por 100), por lo cual posee gran poder calorífico (hasta 8.700 calorías); pero, para arder, necesita gran corriente de aire y da poca llama, pues encierra pocos productos volátiles. *Se encuentra* en el terreno permocarbónico. *Se emplea* como combustible, ya sola, ya mezclada con alquitrán en forma de briquetas.

HULLA.— Constituye la parte más importante de los combustibles industriales, ya por su abundancia, ya por sus buenas cualidades. Se presenta en masas negras de lustre craso con 75 a 90 por 100 de C: al arder desprende unas 8.000 calorías. No colorea en frío las soluciones de KOH. Existen dos variedades: *hulla grasa*, rica en materias bituminosas, y *hulla seca*, con poca cantidad de betunes y arde con mayor dificultad. *Se extrae* del terreno permocarbónico. Es el combustible

más comúnmente empleado: además, se extraen de ella por destilación seca, el cok, gas del alumbrado, amoniaco y brea o alquitrán mineral, de donde a su vez se obtienen la bencina, naftalina, anilina, etc. (fig. 108).

LIGNITO. — Es un carbón natural menos rico en C que la hulla (70 por 100) y, por tanto, de menos potencia calorífica (5.000 calorías). Se presenta en masas negras o pardas, de estructura compacta, en las

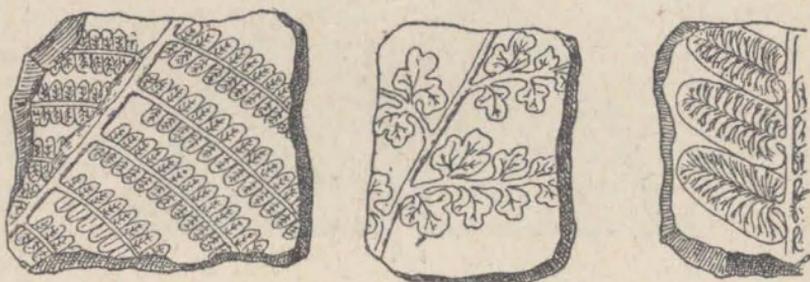


Fig. 108. — Impresiones de helechos en la hulla

que a veces se distinguen las fibras vegetales de donde procede. La variedad negra y compacta, de brillo metaloideo y fractura concoidea, se llama *azabache*. Colorea de pardo y en frío la solución de KOH. *Procede* de los terrenos cretáceo y terciario. *Se emplea* como combustible, aunque de inferior calidad que la hulla; por destilación origina muchos productos, como gas del alumbrado y amoniaco.

TURBA. — Es un carbón constituido por restos de plantas de poco porte y mal carbonizadas, que suelen ser musgos (*Sphagnum*). Su color es negro o pardo y la estructura esponjosa y a veces térrea. Arde fácilmente cuando seca y produce pocas calorías (3.500), pues es el carbón mineral con menos C (55 por 100). *Se emplea* como combustible de escaso valor: los gases que desprende en la calcinación seca sirven para la calefacción y el alumbrado, y las cenizas como abono.

190. Carbones amorfos artificiales. — Son los productos resultantes de la calcinación de la hulla o combustión incompleta de diversas sustancias orgánicas. Los principales de estos carbones son: carbón vegetal, carbón de azúcar, negro de humo, negro animal, carbón de cok y carbón de retorta.

CARBÓN VEGETAL. — Tiene la forma de la madera de que procede: es negro, sonoro y tizna los dedos. Arde con bastante potencia calorífica (8.000 calorías). Tiene la propiedad de absorber gases, que luego se desprenden por el calor o practicando el vacío. Se obtiene calentando con escasez de aire trozos de leña: si la calcinación de ésta se practica en recipientes

cerrados, se obtienen, además, brea y diversos productos orgánicos (*ácido piroleñoso*). Se emplea como combustible y decolorante (fig. 109).

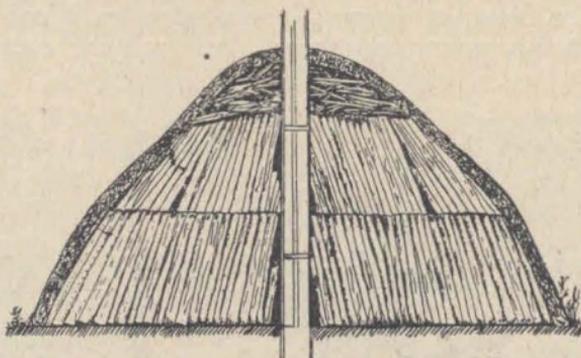


Fig. 109. — Obtención del carbón vegetal

CARBÓN DE AZÚCAR. — Es un carbón muy puro, negro y brillante, a veces de bastante dureza. Se obtiene descomponiendo lentamente el azúcar por el calor. Se emplea como decolorante.

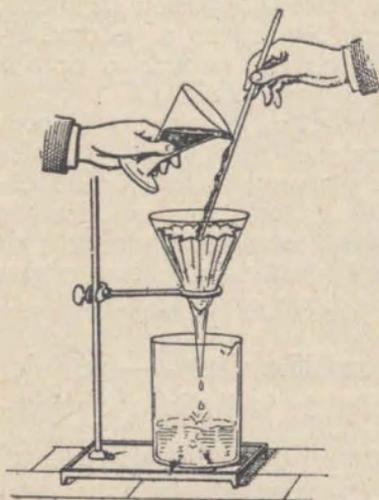


Fig. 110. — Decoloración del vino al hacerlo pasar por un filtro con negro animal.

NEGRO DE HUMO. — Es un carbón ligero, pulverulento, que se obtiene por combustión incompleta de compuestos orgánicos, como resina, alquitranes y sobre todo acetileno. Se emplea en pintura y para la fabricación de la tinta china y las tintas de imprenta,

NEGRO ANIMAL. — Es un carbón muy denso, por las materias extrañas que contiene, como carbonato y fosfato de calcio. Se obtiene calcinando los huesos en recipientes cerrados. Se emplea

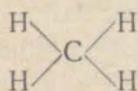
en la decoloración de muchas sustancias industriales (fig. 110).

CARBÓN DE COK. — Es un carbón gris, muy poroso, que no tizna los dedos y necesita para arder una fuerte corriente de aire, dando 8.000 calorías. Se obtiene calentando fuertemente

la hulla en recipientes cerrados con orificio de salida para los productos volátiles, que son muchos y de gran valor industrial. Se emplea como combustible y como reductor, en los altos hornos, para la extracción del hierro.

CARBÓN DE RETORTA. — Es un carbón duro, buen conductor del calor y de la electricidad. Es el carbón que queda incrustado en el interior de las retortas al obtener el gas del alumbrado. Se emplea en la fabricación de electrodos y objetos refractarios.

191. Combinaciones del C con el H y O. — Las principales son: CH_4 , CO , CO_2 , H_2CO_3 y $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_6$.



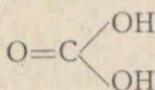
Metano



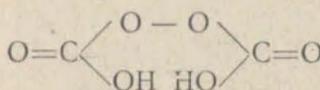
Óx. de carbono



Anh. carbónico



Ac. carbónico



Ac. percarbónico

Ninguno de los dos ácidos carbónicos se conoce en estado libre, sino sólo en solución, pues al pretender eliminar el agua, se descomponen; en cambio, se conocen sales de estos dos ácidos, a saber: los carbonatos y percarbonatos.

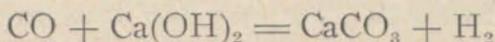
192. Óxido de carbono: CO. — Lo desprenden algunos volcanes y se halla en pequeñas cantidades en la atmósfera.

Peso mol. : 28.
Solub. a 15° : 27 cm³.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -207°.

Dens. : 0,97.
Ebull. : -190°

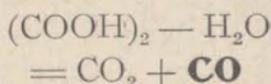
PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, inodoro e insípido; neutro, de modo que no ejerce acción sobre los reactivos de los ácidos y de las bases. No enturbia el agua de cal; con todo, a 500°, se combina con la cal y se desprende H:



Apaga los cuerpos en ignición, pero arde en el aire con llama azulada, transformándose en CO_2 . Es poderoso reductor, y por esto mismo muy venenoso, pues forma con la *hemoglo-*

bina de la sangre un compuesto perjudicial, muy estable, llamado *carboxihemoglobina*.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, descomponiendo el ácido oxálico por el H_2SO_4 , que lo deshidrata:



2.º En la *industria*, por oxidación del carbón mediante el O del aire o del vapor de agua a muy alta temperatura, como gas pobre, gas de agua o gas mixto:

a) El *gas pobre* (CO , CO_2 y N del aire) resulta de hacer pasar aire por carbón al rojo (figura 111):

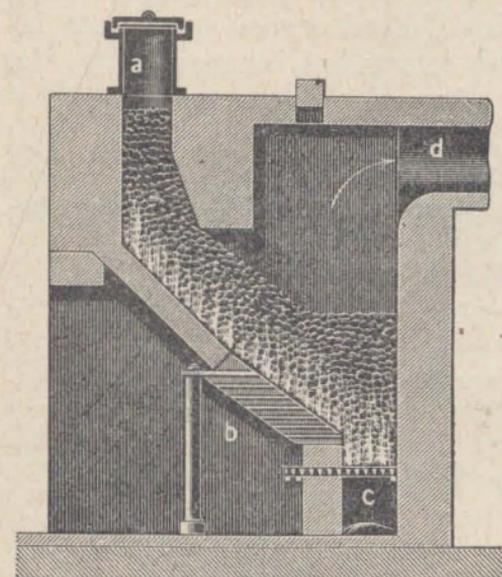
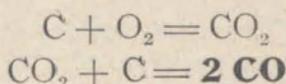
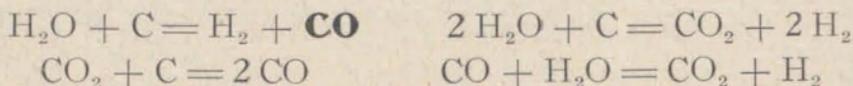


Fig. 111. — Obtención del gas pobre por combustión incompleta del carbón.

b) El *gas de agua* (H , CO y CO_2) se obtiene haciendo pasar vapor de agua por carbón al rojo:



c) El *gas mixto* (H , CO , CO_2 y N del aire) se fabrica haciendo pasar aire húmedo por carbón al rojo: aquí tienen lugar, a la vez, las reacciones del gas pobre y del gas de agua.

APLICACIONES. — Se emplea como reductor, sobre todo en metalurgia; sirve también como combustible gaseoso, particularmente en motores, aunque rara vez se utiliza solo.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro e inodoro.

2.º Arde con llama azulada.

3.º No enturbia el agua de cal.

193. Anhídrido carbónico: CO_2 . — Se llama también, aunque impropriamente, *ácido carbónico*. Se halla en la atmósfera, pues lo despiden los volcanes y se origina en la respiración de los animales y plantas, y en la fermentación y putrefacción de sustancias orgánicas.

Peso mol. : 44.
Solub. a 15° : 1,1 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -79°.

Dens. : 1'52.
Ebull. : -78°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor y sabor un poco picantes, más pesado que el aire. Un volumen de agua a 15° disuelve un volumen igual de gas carbónico; aumentando la presión, se disuelve mucho más; pero, en cuanto ésta decrece, el gas se desprende levantando espuma: tal sucede al destapar las botellas con gaseosa, cerveza, vinos espumosos, etc. Se solidifica con relativa facilidad, tomando entonces el aspecto de nieve, por lo cual se le llama *nieve carbónica*.

Al disolverse el CO_2 en el agua se forma un ácido, el carbónico, de fórmula H_2CO_3 , como lo prueba el color rojo que comunica al tornasol. Con todo, no se le ha podido aislar, porque al pretender eliminar el agua, se descompone dando CO_2 .

No es combustible ni venenoso, pero sí inepto para mantener la respiración. Para reconocer si un recinto se halla muy cargado de CO_2 , basta introducir en él una vela encendida: si ésta se apaga, el aire es irrespirable. Gozan de gran celebridad, por su contenido en carbónico, la *gruta del perro* en Nápoles y el *valle de la muerte* en Java (Oceanía): en estos sitios, por efecto de emanaciones naturales, existe siempre sobre el suelo una capa de CO_2 , que hace imposible la vida de los animales en toda la zona ocupada por dicho gas (fig. 112).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, tratando el mármol por HCl diluido, en aparato de Kipp (1):

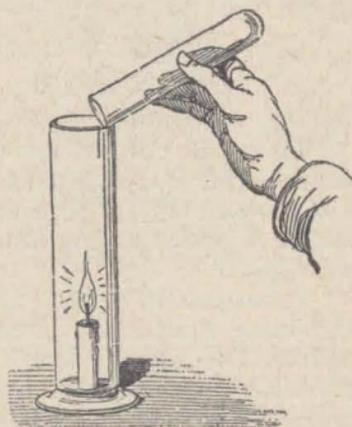
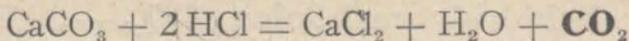
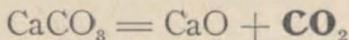


Fig. 112. — El CO_2 vertido sobre una bujía la apaga.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 191.



2.º En la *industria* se utiliza el procedente de las emanaciones naturales o el de las fermentaciones o el de la calcinación de la caliza:



APLICACIONES. — En estado gaseoso sirve para preparar aguas carbónicas y numerosos carbonatos y bicarbonatos; líquido se usa en las fábricas de hielo, ya solo, ya mezclado con SO_2 , y además para extinguir incendios.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un gas incoloro e inodoro, de sabor picante.

2.º Apaga los cuerpos en ignición.

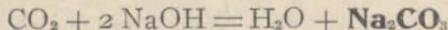
3.º Enturbia el agua de cal por formar CaCO_3 .

194. Carbonatos: CO_3'' , HCO_3' . — Son las sales derivadas del ácido carbónico: si la substitución de los H es total, resultan los *carbonatos neutros*; si parcial, se tienen los *carbonatos ácidos* o *bicarbonatos*. Abundan en la Naturaleza, sobre todo la *calcita* (CaCO_3), *dolomita* ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) y *siderosa* (FeCO_3).

PROPIEDADES. — Son cuerpos sólidos, inodoros, excepto el amónico, que huele a amoníaco: incoloros en su mayoría y susceptibles de cristalizar. Los neutros son insolubles en el agua, excepto los alcalinos; los bicarbonatos son todos solubles; pero, cuando pierden parte del CO_2 por el calor o disminución de presión, se hacen insolubles. El tránsito de bicarbonato de calcio a carbonato neutro da origen en la Naturaleza a las *estalactitas* y *estalagmitas* de las grutas.

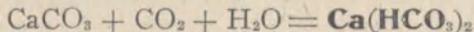
Por el calor se descomponen dejando óxido y desprendiendo CO_2 . Los alcalinos necesitan para descomponerse la acción combinada del calor y del vapor de agua.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Los *solubles*, por acción del CO_2 sobre los óxidos, hidróxidos o sulfuros disueltos en agua:



2.º Los *insolubles*, por precipitación.

3.º Los *bicarbonatos*, por acción del CO_2 sobre los carbonatos neutros en el agua:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Los *solubles* con una sal soluble de bario dan precipitado blanco de BaCO_3 , soluble en los ácidos.

2.º *Todos* con los ácidos determinan efervescencia por producirse CO_2 .

3.º Los *bicarbonatos* con el calor moderado desprenden CO_2 y pasan a carbonatos neutros.

195. Sulfuro de carbono: CS₂.—No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 76'12.

Solub. a 15° : 0,2 gr.

Est. fis. : liq. incoloro.

Fus. : -112,8°.

Dens. : 1,27.

Ebull. : +46°.

PROPIEDADES.—Es un líquido incoloro, muy móvil y muy volátil, de olor fuerte y fétido, sobre todo cuando está impuro, y muy venenoso. Es más denso que el agua e insoluble en ella; por esto, cuando

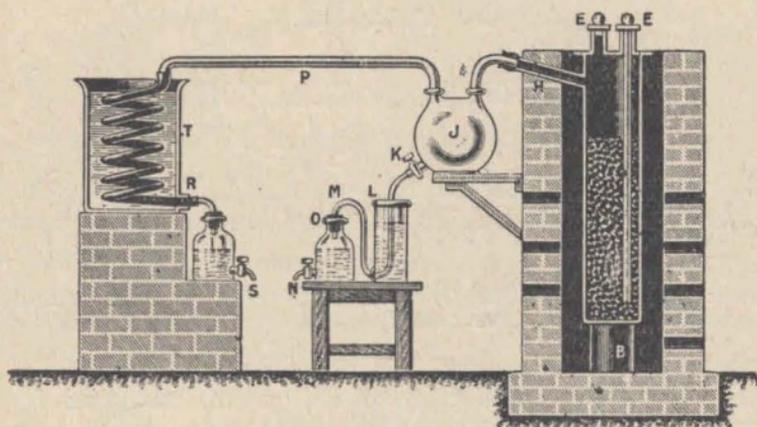
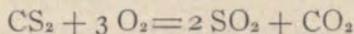


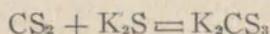
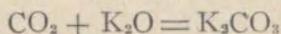
Fig. 113. — Fabricación del sulfuro de carbono

se juntan los dos líquidos, el agua sobrenada, lo cual proporciona un medio para evitar que se volatilice el CS₂, y es cubrirlo con agua. Es muy buen disolvente de las grasas y de varios metaloides, como el I, S y P: la solución de I en CS₂ es de un hermoso color violado.

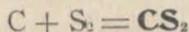
Es muy inflamable (a 150°) y arde con llama azulada dando SO₂ y CO₂; esto hace muy peligroso su manejo y obliga a evitar la proximidad de las llamas:



Se parece al CO₂ en sus propiedades químicas, y así como el CO₂ se une a los óxidos para formar carbonatos, de la misma manera el CS₂ se une a los sulfuros para formar sulfocarbonatos:



OBTENCIÓN.—Se obtiene haciendo pasar vapor de S por carbón vegetal al rojo (fig. 113):



APLICACIONES.—Por su gran poder disolvente de las grasas se usa para la extracción del aceite de orujo; en agricultura sirve para combatir diversas enfermedades de las plantas.

CAPÍTULO XXV

SILICIO Y SUS COMPUESTOS

196. Elemento silicio: Si.—No se halla libre en la Naturaleza, sino formando anhídrido silícico o cuarzo (SiO_2) y multitud de silicatos.

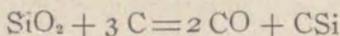
Peso atóm. : 28,1.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. gris.
Fus. : 1420° .

Dens. : 2,2 ó 2,0.
Sist. crist. : regular

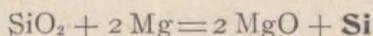
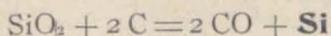
PROPIEDADES.— Se presenta bajo dos formas, cristalizado y amorfo. El Si *cristalizado* es de color gris de acero, en agujas formadas de octaedros. Es menos duro que el diamante, pero raya al vidrio. Por el calor se oxida, aunque sólo superficialmente. Le ataca el F a la temperatura ordinaria y el Cl en caliente. El Si *amorfo* es un polvo oscuro, que tizna los dedos. Es atacado por el HF y la KOH. Calentado al rojo arde en el aire transformándose en SiO_2 .

El Si, en todas sus formas, es muy reductor: se combina, a diversas temperaturas, con casi todos los metaloides y con muchos metales (Ca, Mg, Cu, Fe, Pt), dando siliciuros (Mg_2Si , Cu_2Si). Es notable la combinación del Si con el C, que da origen a un compuesto cristalino, de gran consumo en el comercio (siliciuro de carbono), llamado comúnmente *carborundum*, de dureza casi igual a la del diamante, y el cual se obtiene calentando en el horno eléctrico una mezcla de cok y arena silícea:



OBTENCIÓN.— 1.º El Si *cristalizado* se obtiene fundiendo una mezcla de Si amorfo y Zn: una vez frío el producto, se elimina el Zn mediante el HCl.

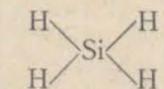
2.º El Si *amorfo* se obtiene reduciendo el SiO_2 por el C o el Mg en el horno eléctrico:



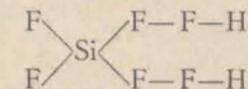
Si se emplea el Mg, se trata luego el producto por HCl, a fin de eliminar el MgO y el Mg en exceso.

APLICACIONES.— Se emplea para la obtención de los ferrosilíceos y para la fabricación del *carborundum*.

197. Combinaciones del Si con el H, O y F. — Las principales son: H_4Si , H_2SiF_6 , H_4SiO_4 y H_2SiO_3 .



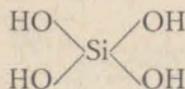
Siliciometano



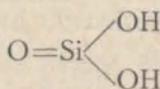
Ac. hidroflluosilficio



Anh. silficio

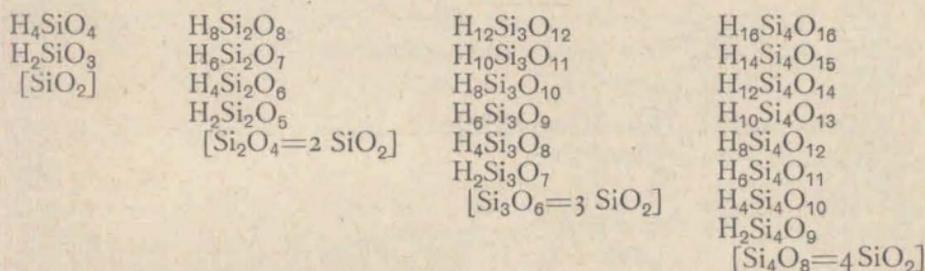


Ac. ortosilficio



Ac. metasilficio

La molécula del H_4SiO_4 tiene la propiedad de polimerizarse, es decir, de duplicarse, triplicarse, etc., con pérdida de una o más moléculas de agua, dando con esto origen a multitud de ácidos, llamados *polisilícicos*, que si bien no existen libres, forman, sobre todo en la Naturaleza, numerosos silicatos, llamados *polisilicatos*. La fórmula general de los ácidos polisilícicos es: $mH_4SiO_4 \cdot nH_2O$. En cada serie un ácido difiere del inmediato en una molécula de agua:



198. Siliciometano: H_4Si . — Se llama también *tetrasilano*. No existe libre en la Naturaleza.

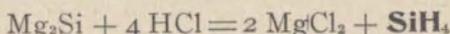
Peso mol. : 34,44.
Fus. : -185° .

Est. fis. : gas incoloro.
Ebull. : -112° .

Solub. : reacciona.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor nauseabundo, que cuando puro no se inflama espontáneamente a la temperatura ordinaria, pero sí cuando va acompañado de siliciuro de hidrógeno (H_4Si_2). Reacciona con el agua dando sílice e H. Calentado al aire, arde con producción de agua y sílice, cuando hay mucho oxígeno, y produciendo sólo agua y Si en escasez de aire. Por el calor se descompone desde los 400° en Si e H. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico no le atacan.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el siliciuro de Mg por el HCl:



APLICACIONES. — Carece de especiales aplicaciones.

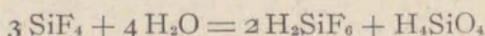
199. Fluoruro de silicio: SiF₄.—No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 94,2.
Solub. : reacciona.

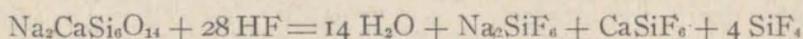
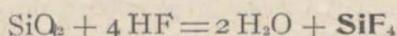
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -77°.

Dens. : 3,5.
Ebull. : - 65°.

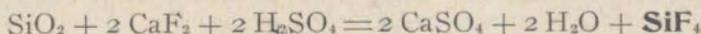
PROPIEDADES.—Es un gas incoloro, de olor picante, que da muchos humos en contacto del aire húmedo, a causa de su avidez por el agua, con la que se combina dando H₂SiF₆ y H₄SiO₄ o H₂SiO₃, ambos de aspecto gelatinoso:



OBTENCIÓN.—Se obtiene tratando el vidrio o la arena silícea por HF:



En la práctica se usan dos sustancias tales (CaF₂ y H₂SO₄) que den HF:



APLICACIONES.—Sirve en los laboratorios para la obtención del ácido hidroflosilícico y de la sílice gelatinosa.

200. Ácido hidroflosilícico: H₂SiF₆ · 2 H₂O.—No se encuentra libre en la Naturaleza.

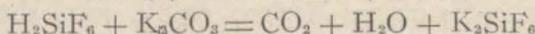
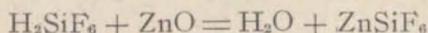
Peso mol. : 144.
Fus. : +19°.

Est. fis. : liq. incoloro.
Ebull. : se descomp.

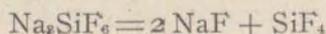
Solub. : muy soluble

PROPIEDADES.—Sólo se conoce en solución, correspondiendo su mayor concentración a la fórmula con 2 moléculas de agua; pues, al ser calentado, se descompone en SiF₄ y HF.

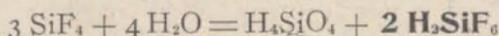
Es ácido bastante fuerte, ya que enrojece vivamente la tintura azul de tornasol. Al actuar sobre los óxidos y carbonatos produce flosilicatos:



Estos flosilicatos se descomponen por el calor dando fluoruros metálicos y SiF₄:



OBTENCIÓN.—Se obtiene haciendo pasar SiF₄ por el agua (fig. 114):



APLICACIONES.—En los laboratorios se usa como reactivo de las sales potásicas.

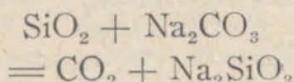
201. Anhídrido silícico: SiO₂. — Abunda extraordinariamente en la Naturaleza con los nombres de *cuarzo*, *crystal de roca*, *jaspe*, etc.

Peso mol. : 60,3.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : hexagonal.

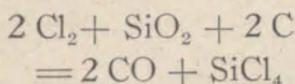
Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : 1780°.

Dens. : 2,65.
Ebull. : 2230°.

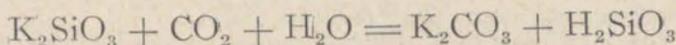
PROPIEDADES. — Es un cuerpo difícilmente fusible, insoluble en todos los ácidos, excepto el HF. Las bases y los carbonatos fundidos lo transforman en metasilicatos:



El SiO₂ amorfo es atacado también por las lejías alcalinas hirviendo. El Cl, Br y S lo atacan, cuando sus vapores pasan en forma de corriente sobre SiO₂ calentado al rojo y mezclado con carbón:



Combinado con el agua produce ácido silícico, el cual a la temperatura ordinaria es desalojado de sus sales por ácidos débiles, como el carbónico:



En cambio, al rojo desaloja a los otros ácidos de sus sales para formar silicatos. En esta propiedad se funda el empleo de la sílice, mezclada con CaCO₃ y una sal alcalina (Na₂SO₄), para fabricar vidrio.

OBTENCIÓN. — 1.º El SiO₂ *anhidro* no se obtiene, por encontrarse ya abundante en la Naturaleza.

2.º La *silice gelatinosa* se obtiene tratando un silicato alcalino por un ácido enérgico:

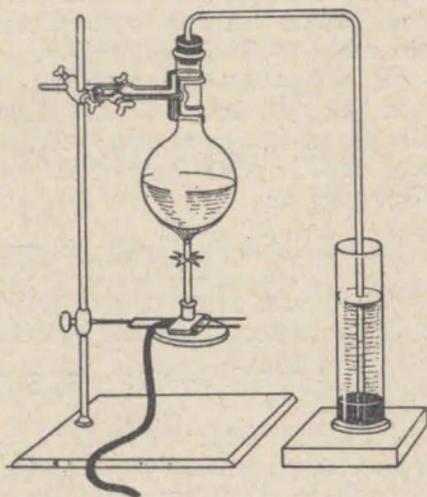
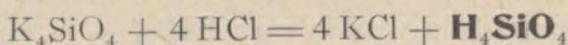


Fig 114. — Obtención del ácido hidrosilícico.

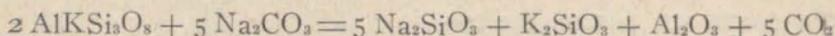
El SiF₄ formado se hace burbujear por mercurio para que en la extremidad del tubo no se forme sílice gelatinosa que lo obstruiría.



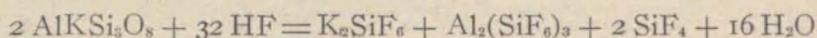
APLICACIONES. — Se emplea para la fabricación de aparatos de Química, como cápsulas y crisoles, que resisten bien al fuego y a los ácidos, excepto el HF; se usa también en la industria del vidrio, y sus variedades naturales sirven como piedras de construcción y ornamentación.

202. Silicatos: $\text{SiO}_4^{''''}$, $\text{SiO}_4^{''}$. — Son las sales derivadas del ácido silícico: se llaman *ortosilicatos* si proceden del ácido ortosilícico, H_4SiO_4 ; *metasilicatos*, si del ácido metasilícico, H_2SiO_3 , y *polisilicatos*, si de los ácidos polisilícicos. Abundan grandemente en la Naturaleza, siendo los más importantes los *feldespatos*, *micas*, *serpentinás*, *piroxenos*, *anfíboles* y *arcillas*.

PROPIEDADES. — Son sólidos, cristalinos o amorfos, insolubles en el agua, excepto los alcalinos. Algunos son atacados por el HCl, separándose sílice gelatinosa; otros necesitan ser fundidos previamente con Na_2CO_3 para convertirse en silicatos alcalinos, operación llamada *disgregación*:

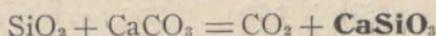


Todos son atacados por el HF, a causa de la afinidad del F por el Si; esta acción se llama también *disgregación*:



Los silicatos alcalinos forman con el Ca silicatos dobles, fusibles, amorfos y transparentes, llamados *vidrios*; si en su composición entra el Pb, la masa es más transparente y se llama *crystal*.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Fundiendo los carbonatos correspondientes con sílice y algo de carbón:



2.º Los insolubles, también por precipitación.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Fundidos con Na_2CO_3 y tratados luego por HCl, dan sílice gelatinosa, de H_4SiO_4 o H_2SiO_3 .

2.º Calentados con CaF_2 y H_2SO_4 desprenden SiF_4 , que enturbia el agua, por formar con ella sílice gelatinosa.

TERCERA PARTE

QUÍMICA DE LOS METALES

CAPÍTULO XXVI

GENERALIDADES SOBRE LOS METALES

203. Ideas preliminares. — *Metales* son los elementos incapaces de combinarse con el H para dar combinaciones gaseosas estables; en las descomposiciones, por la electricidad, de los cuerpos de que forman parte se depositan en el cátodo o polo negativo, señal de que su carácter eléctrico es positivo.

Varios se hallan en la Naturaleza en estado nativo, como el Cu, Ag, Hg, Au y Pt; pero, lo ordinario, es que formen compuestos, como óxidos, sulfuros, sulfatos, carbonatos y silicatos.

Son todos sólidos a la temperatura ordinaria, menos el Hg que es líquido. La densidad varía desde 0,59 en el litio, hasta 22 en el osmio: esto da origen a su clasificación en *metales ligeros*, de densidad inferior a 5, y *metales pesados*, de densidad superior a 5.

Poseen un *brillo* peculiar, llamado *metálico*, aunque se encuentra también en algunos metaloides, como el As y Sb.

204. Propiedades físicas generales. — Se refieren principalmente a las propiedades mecánicas, eléctricas, magnéticas y caloríficas.

Las propiedades mecánicas son principalmente tres, a saber: la maleabilidad, ductilidad y tenacidad. — *Maleabilidad* es la propiedad de poderse reducir a hojas, mediante el laminador o el martillo: los metales

más maleables son el Au, Ag, Al, Cu y Sn. — *Ductilidad* es la propiedad de poder tomar, sin romperse, la forma de alambres muy delgados, por medio de la hilera: los metales más dúctiles son el Au, Ag, Pt, Al, Fe y Cu. — *Tenacidad* es la resistencia que oponen los cuerpos a desgarrarse o romperse por flexión, compresión o torsión: los metales más

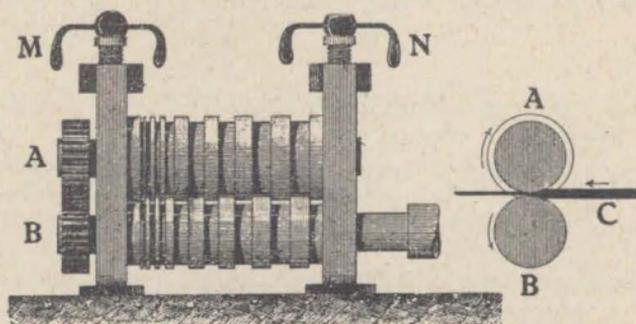


Fig. 115. — Fabricación de láminas con el laminador

tenaces son el Co, Ni y Fe. Los cuerpos poco maleables y poco dúctiles, como el Bi, se reducen fácilmente a polvo por percusión, y se llaman *agrios* (figs. 115 y 116).

Los metales son, por regla general, buenos conductores del calor y de la electricidad: los mejores conductores son Ag y Cu. Se llaman *magnéticos* los metales que se convierten en imanes bajo la acción de un campo magnético: tales son el Fe, Co y Ni.

El calor obra físicamente sobre los metales haciéndolos cambiar de estado, o sea, fundiéndolos y volatilizándolos: los puntos de fusión de los metales oscilan entre $-39,5^{\circ}$ en el Hg, hasta 2.200° en el iridio.

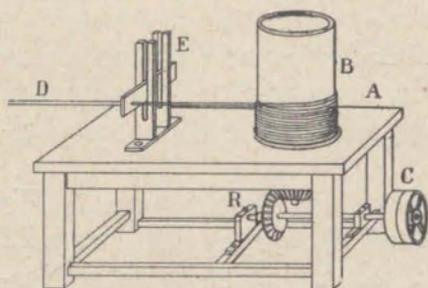


Fig. 116. — Fabricación de alambre con la hilera.

205. Propiedades químicas.

— Los metales son de carácter electropositivo y pueden substituir al H de los ácidos para formar sales;

con el O originan los óxidos, que al unirse con el agua dan lugar a las bases o hidróxidos. El Cl los ataca a todos, aunque a diferentes temperaturas, dando cloruros en el mayor grado de cloruración; y así con el Fe dan FeCl_3 y no FeCl_2 . El S solo no los ataca en frío; en presencia del agua, ya tiene lugar en algunos el ataque, como con el Fe; pero, a temperaturas más o menos elevadas, los ataca a todos dando sulfuros. El O se combina directamente con todos los metales a distintas temperaturas, excepto con el Au y Pt: la oxidación suele tener lugar sólo superficialmente (excepto en el K y Na) a la temperatura

ordinaria, en presencia de la humedad y de CO_2 : los metales que no se oxidan, ni aun en el aire húmedo a la temperatura ordinaria, se llaman *nobles*; éstos son el Hg, Ag, Au y Pt.

El agua pura ataca en frío a los metales alcalinos y alcalinotérreos; para algunos (como para el Mg) se necesita calentarla; para otros, en fin, se exige la presencia del O y CO_2 , como en el Cu y Fe. Los ácidos sulfúrico y nítrico diluïdos atacan a los metales alcalinos y alcalinotérreos, al Mg, Al, Zn, Mn, Fe, Ni, Co, Sn y Pb; concentrados y calientes actúan como oxidantes, reduciéndose ellos. El HCl gaseoso es descompuesto en caliente por todos los metales, excepto el Au y Pt, dando cloruros en el mayor grado de cloruración: en disolución ataca a la mayoría de ellos, dando cloruros en el menor grado de cloruración, y así con el Fe da FeCl_2 y no FeCl_3 .

206. Aleaciones. — Son la unión de dos o más metales entre sí formando una masa, al parecer, homogénea: si uno de los metales es el Hg, la aleación se llama *amalgama*. También se llaman aleaciones la unión de metales con determinados metaloides, como As y Sb.

Algunas de las propiedades de las aleaciones son el promedio de las de los metales componentes; otras, en cambio, difieren bastante de las de éstos: la ductilidad y la maleabilidad son, en general, menores que las de los metales componentes; pero la dureza suele ser mayor. La fusibilidad es siempre mayor que la del metal menos fusible, y a veces, incluso es mayor que la del metal más fusible: así, la *aleación de Wood*, formada de Pb, Cd, Bi y Sn, funde a 68° , siendo así que el metal más fusible (el Sn) sólo funde a 231° . También varían a veces las propiedades químicas, y así, la aleación de Au y Ag, en que predomina el Au, no es atacada por el HNO_3 , siéndolo tanto la Ag cuando se encuentra sola.

Las *aleaciones principales* son:

Bronce ordinario	{ Cu, 90 0/0 Sn, 10 0/0	Latón	{ Cu, 70 0/0 Zn, 30 0/0
Bronce de aluminio	{ Cu, 90 0/0 Al, 10 0/0	Caracteres de imbrenta	{ Pb, 55 0/0 Sb, 25 0/0 Sn, 20 0/0
Monedas de oro	{ Au, 90 0/0 Cu, 10 0/0	Metal blanco	{ Cu, 60 0/0 Zn, 26 0/0 Ni, 14 0/0
Monedas de plata	{ Ag, 90 0/0 Cu, 10 0/0		

Las aleaciones se obtienen: 1.º Por *electrólisis*, empleando como ánodo metales cuya aleación se pretende depositar en el cátodo; 2.º, por *fusión* de los metales en la proporción conveniente, en un crisol recubierto de polvo de carbón o de bórax, para impedir la oxidación con el contacto del aire.

207. Metalografía.—Es el estudio de las relaciones existentes entre la microestructura de los metales y aleaciones, y la composición y propiedades físicas y mecánicas de los mismos, partiendo de las microfotografías de su superficie.

Los metales y las aleaciones, mirados al microscopio, aparecen formados de diminutos cristales: esta contextura se llama *microestructura*,

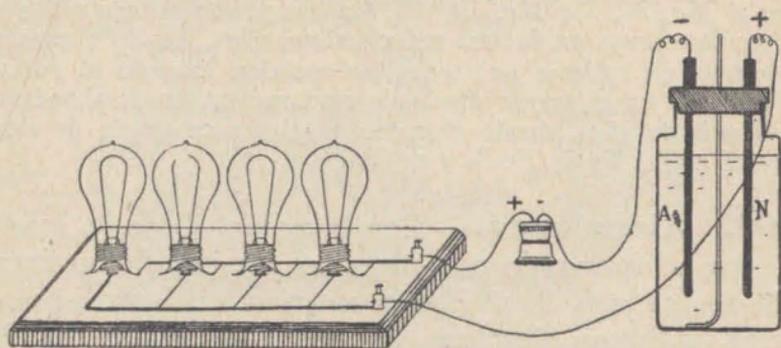


Fig. 117. — Obtención de la plata por electrólisis del cloruro de plata amoniacal ($\text{Ag}[\text{NH}_3]_2\text{Cl}$).

la cual determina muchas de las propiedades físicas, como la dureza, elasticidad, tenacidad, ductilidad, maleabilidad, etc.: de aquí la importancia que su estudio ofrece para la utilización industrial de los metales y las aleaciones.

208. Metalurgia.—Es el conjunto de operaciones industriales para la extracción de los metales, partiendo de sus minerales. Los procedimientos pueden ser mecánicos o químicos, subdividiéndose estos últimos en electrolíticos y de reducción.

1.º Los *procedimientos mecánicos* sólo se emplean cuando los metales se hallan en estado nativo, como el Au y Pt; pero, aun en estos casos, con frecuencia hay que apelar también a procedimientos químicos.

2.º Los *procedimientos químicos* se emplean cuando los metales se hallan combinados, o si están libres, se hace muy difícil separarlos de las mezclas: a) Por los *métodos electrolíticos* se somete a la corriente eléctrica el mineral o alguno de sus derivados, en fusión ígnea o en solución acuosa; b) por los *métodos de reducción* se trata el óxido, unas veces por C, CO o H (Fe, Ni, Sn), otras por Al en la llamada *aluminotermia* (Mn, Cl), otras en fin, haciendo obrar una sal del metal por otra sal del mismo metal, proceso llamado de *reacción* (Pb, Cu) (figura 117).

Los hornos para la extracción de los metales se reducen a cuatro tipos, a saber: de galera, de cuba, de reverbero y eléctricos. Todos ellos han de estar constituidos de materiales refractarios, como cal, magnesia, grafito o gres.

1.º *Hornos de galera* son los que se utilizan para calentar en ellos materiales que hayan de estar separados no sólo del combustible, sino también de los productos de la combustión: para ello contienen una cámara con bóveda, y a su alrededor se disponen las retortas, muflas, calderas o crisoles, con los materiales que han de calentarse.

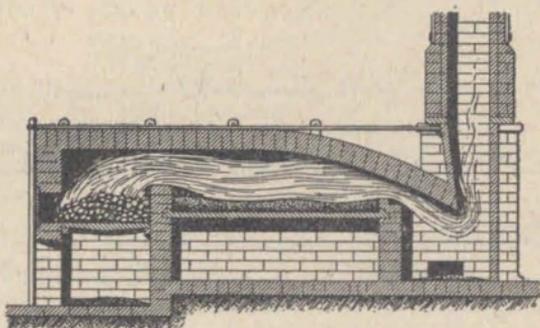


Fig. 118. — Horno típico de reverbero

2.º *Hornos de cuba* son hornos de forma prismática o cónica, cuya altura es mayor que el diámetro; el hogar acostumbra a ser lateral: suelen cargarse por la parte superior y descargarse por la inferior, que es lo que propiamente se llama cuba.

3.º *Hornos de reverbero* son hornos bajos, de superficie relativamente grande, llamada *solera*, con bóveda baja que permite reflejar las llamas sobre el mineral: el hogar se halla a un lado, con un muro incompleto de separación (fig. 118).

4.º *Hornos eléctricos* son hornos, generalmente de cuba, de forma muy varia, en los que se aprovecha el calor del arco voltaico, uno de cuyos electrodos son muy frecuentemente las mismas paredes internas del horno, que en este caso son metálicas o de grafito.

CAPÍTULO XXVII

ESTUDIO SOBRE LAS SALES

209. Ideas preliminares.—*Sales* son los cuerpos resultantes de la acción de los anhídridos o de los ácidos sobre los óxidos o los hidróxidos. Se dividen en sales haloideas y oxisales, pudiendo unas y otras ser neutras, ácidas o básicas.

Existen muchas en la Naturaleza, la mayor parte en el reino mineral; algunas en los organismos vegetales y animales; pero, no pocas sólo son producto de reacciones químicas realizadas en los laboratorios o en la industria.

Las sales todas son sólidas a la temperatura ordinaria, excepto el cloruro estánnico (SnCl_4), que es líquido. Suelen ser más densas que el agua; con esta particularidad, que las sales de los metales ligeros (alcalinos, alcalinotérreos, de Mg y Al) suelen ser más densas que el metal, y, en cambio, las sales de los metales pesados son siempre menos densas que el metal. Además, las sales anhidras suelen ser más densas que las hidratadas. Con respecto a la *dureza* reina mucha variedad: algunas, como el yeso y el talco, se dejan rayar por la uña; otras tienen dureza 8 de la escala de Mohs, como le sucede al topacio, que es un fluosilicato de aluminio.

210. Propiedades físicas generales.—El *color* de las sales es vario: las sales de los ácidos coloreados (cromatos, manganatos) siempre tienen color; las de ácidos incoloros, tienen color dependiente de la naturaleza del metal; las sales de metales de punto de fusión inferior a 1.000° (K, Na, Li, Ag, Ca, Sr, Ba, Mg, Zn, Cd, Pb, Hg, Al, Sn) suelen ser incoloras; las de punto de fusión elevado (Cu, Au, Fe, Co, Ni, Mn, Cr, Pt) suelen ser coloreadas; las cúpricas son azules o verdes; las de níquel, verdes; con todo, aun en éstas, el color es sólo de las sales hidratadas: así las cúpricas anhidras son blancas, hidratadas son azules o verdes; las sales ferrosas anhidras son blancas, hidratadas son verdes.

Las sales son *inodoras*, excepto algunas amoniacales. Respecto del *sabor*, las sales insolubles son siempre insípidas; las solubles tienen sabor dependiente del metal: así las de Na son saladas; las de Mg, amargas, y las de Pb, azucaradas; otras (Cu, Fe) ofrecen un sabor particular, desagradable, llamado *estíptico* o *metálico*.

En cuanto a la *solubilidad*, reina mucha variedad: las alcalinas y alcalinotérreas son casi todas solubles. Suele darse la siguiente regla: "Son, en general, solubles las oxisales cuyos anhídridos no pueden obtenerse directamente (hipocloritos, cloratos, sulfatos, nitritos, nitratos), e insolubles las oxisales, cuyos anhídridos pueden obtenerse directamente (sulfitos, fosfatos, carbonatos, silicatos)." Como principales excepciones merecen citarse los sulfatos de Ba y Pb, que siendo del primer grupo, son insolubles (fig. 119).

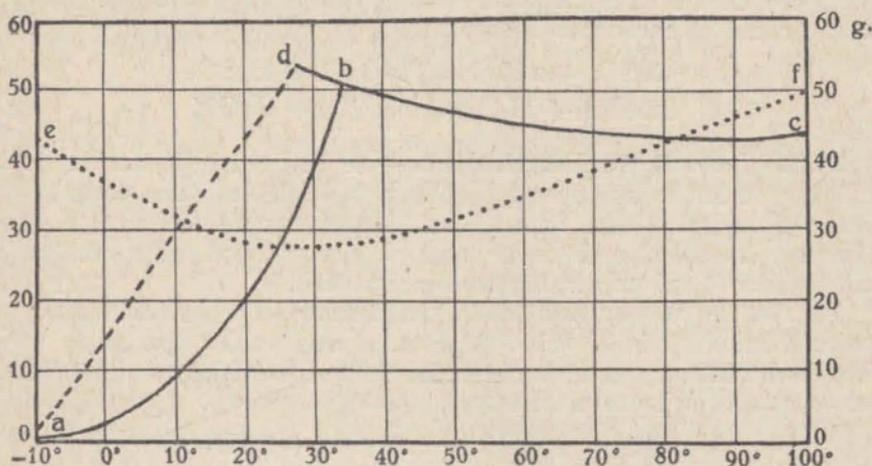


Fig. 119. — Curvas de solubilidad del sulfato sódico

211. Acción del calor sobre las sales. — El calor obra sobre las sales física y químicamente. Si la sal es anhidra, pierde primero el agua de interposición *decrepitando*, es decir, saltando en pedazos a causa del vapor acuoso que se produce; después, a temperatura determinada, experimenta la *fusión ígnea*, característica de las sales anhidras. Las sales hidratadas se funden fácilmente, disolviéndose muchas de ellas en su propia agua de cristalización; este fenómeno se llama *fusión acuosa*. A mayor temperatura pierden el agua, se desecan y después experimentan la *fusión ígnea*.

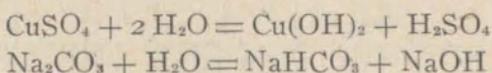
Por el calor algunas sales se volatilizan; otras se descomponen, como sucede a los carbonatos, nitratos, cloratos, etc. Cuando el ácido de la sal es volátil y la base fija o viceversa, la sal tiende a descomponerse; fuera de estos casos, no hay regla general.

212. Acción de los diversos cuerpos sobre las sales. — Los metaloides reductores, como el H y P, transforman las sales férricas en ferrosas, las mangánicas en manganosas, etc.; los metaloides oxidantes, como el O y los halógenos, producen el cambio opuesto, y así transforman las sales mercuriosas en mercúricas, las cuprosas en cúpricas, etc.

Los metales más electropositivos reemplazan a los más electronegativos que ellos en las disoluciones salinas: así, el Fe precipita al Cu

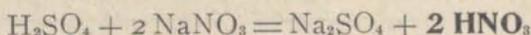
de sus soluciones salinas. Hay excepciones, y la acción cesa cuando el metal que precipita de la sal cubre por completo al que se introduce en la solución. A veces estas precipitaciones forman cristalizaciones arborescentes, como cuando el Zn se introduce en una sal de Pb (*árbol de Saturno*).

El agua produce a veces una descomposición parcial de las sales, llamada *hidrólisis*; y así, si la sal es de ácido fuerte y de base débil, el líquido presenta reacción ácida, como en el sulfato cúprico; y las soluciones de las sales de ácido débil y base fuerte presentan reacción básica, como el carbonato sódico:

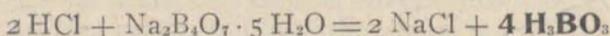


213. Leyes de Berthollet.— Se refieren a la acción de los ácidos y de las bases sobre las sales, y a la de las sales entre sí, pudiendo reducirse a este enunciado: “Habrà reacción entre los ácidos o bases y las sales, o de éstas entre sí, siempre que pueda resultar un ácido o base o sal más insoluble o más volátil.”

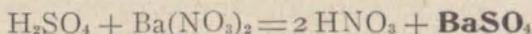
ACCIÓN DE LOS ÁCIDOS SOBRE LAS SALES.— 1.º Un ácido reacciona con una sal, cuando el ácido de ésta es más volátil que la de aquél. Este es el fundamento de la obtención de varios ácidos, como el HNO_3 , que es más volátil que el H_2SO_4 :



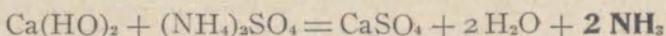
2.º Un ácido reacciona con una sal, cuando el ácido de ésta es más insoluble que aquél. En esto se funda la obtención del H_3BO_3 , que es poco soluble:



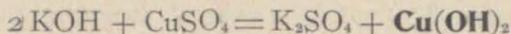
3.º Un ácido reacciona con una sal, cuando uniéndose al metal de ésta, puede formar otra sal más insoluble que la empleada. Tal es el origen de la precipitación del BaSO_4 , partiendo de su nitrato y del H_2SO_4 :



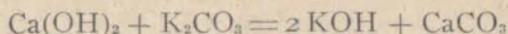
ACCIÓN DE LAS BASES SOBRE LAS SALES.— 1.º Una sal, cuya base es volátil, es descompuesta por una base fija. En esto se funda la obtención del NH_3 mediante sulfato amónico e hidróxido de calcio:



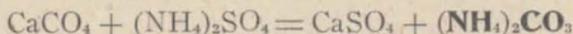
2.º Una base descompone a una sal, cuando la base de la sal es más insoluble que la base empleada. En esto se funda el reconocimiento de varias sales, precipitando sus respectivos hidróxidos mediante una base soluble:



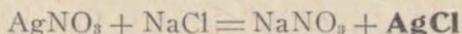
3.º Una base descompone a una sal, cuando el ácido de la sal puede formar una sal más insoluble. Tal es el fundamento de la obtención de algunas bases solubles, mediante el hidróxido de calcio:



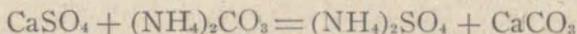
ACCIÓN DE LAS SALES SOBRE LAS SALES. — 1.º Dos sales reaccionan entre sí, cuando de su mutua acción resulta una sal más volátil que las empleadas. Este es el método para obtener carbonato amónico:



2.º Dos sales en disolución reaccionan entre sí, cuando de su mutua acción resulta una sal más insoluble que aquéllas. En esto se funda la obtención y reconocimiento de muchas sales:



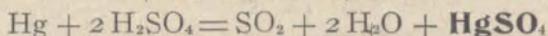
En estos dos casos estudiados el sentido de la reacción por vía seca puede ser inverso del que se determina por vía húmeda, pues en el primer caso se provoca por la volatilidad y en el segundo por la insolubilidad. Así, por ejemplo, una disolución de sulfato cálcico reacciona con otra de carbonato amónico, por producirse un cuerpo más insoluble, el CaCO_3 :



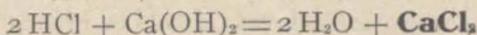
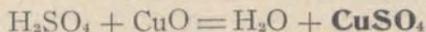
En cambio, calentando en seco una mezcla de sulfato amónico y carbonato cálcico, se produce carbonato amónico, por ser volátil.

Es de advertir que las leyes de Berthollet sólo son valederas para las excepciones de la regla general del equilibrio químico, o sea, cuando las reacciones se efectúan en un solo sentido bien definido. Con todo, su importancia para el estudio de la Química es muy grande, pues enseña a prever un gran número de reacciones.

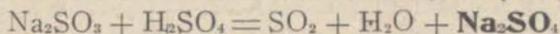
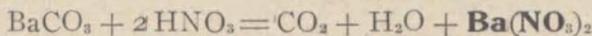
214. Obtención de sales. — Las sales se obtienen: 1.º Partiendo de los metales, que se tratan por los ácidos correspondientes:



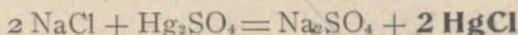
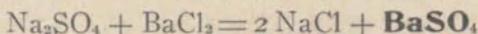
2.º Partiendo de los óxidos o hidróxidos, que se tratan por los ácidos correspondientes:



3.º Partiendo de las sales de anhídrido volátil y poco soluble en el agua caliente, que se tratan por los ácidos respectivos:



4.º Partiendo de dos sales, cuando de su mutua acción puede resultar una sal más insoluble o más volátil:



CAPÍTULO XXVIII

POTASIO Y SODIO

215. Elemento potasio: K. — No se halla libre en la Naturaleza; pero, en cambio, abunda mucho combinado, sobre todo formando cloruros, sulfatos y silicatos. Los principales yacimientos de sales potásicas se hallan en Stassfurt (Alemania), Alsacia (Francia) y Suria (Barcelona).

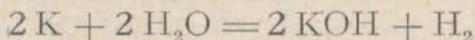
Peso atóm. : 39,1.
Solub. : reacciona.
Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 62,5°.

Dens. : 0,87.
Ebull. : 667°.

PROPIEDADES. — Es un metal blancoazulado y brillante cuando está recién cortado, blando como la cera, menos denso que el agua, fácilmente fusible y volatilizable.

Es uno de los metales más electropositivos y de gran afinidad por el O: por esto se oxida rápidamente al aire húmedo, cubriéndose de una capa de KOH: para evitar esta oxidación es menester conservarlo en un líquido sin O en su composición, como el petróleo o el benceno. Descompone al agua con producción de KOH e H:



En esta reacción hay tanto desarrollo de calor que el H se inflama. Corroe con energía las substancias orgánicas para apoderarse del O, razón por la cual no puede tocarse con los dedos. Se combina con todos los halógenos y es atacado por todos los ácidos.

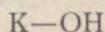
OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por electrólisis del KOH fundido a 2 voltios, en cuba de Fe con ánodo de Ni y cátodo de C (fig. 120):



2.º Por electrólisis del KCl fundido en cubas bipolares de dos compartimientos.

APLICACIONES. — Se usa poco, pues en su lugar suele echarse mano del Na. de propiedades parecidas, más económico y menos peligroso.

216. Combinaciones del K con el H y O. — Las principales son: KH, K₂O, K₂O₂ y KOH.



Hidruro de potasio

Óx. de potasio

Bióx. de potasio

Hidróx. potásico

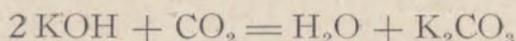
217. Hidróxido potásico: KOH. — Se llama vulgarmente *potasa cáustica*. No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 56,1.
Solub. a 15º : 107. gr.
Sist. crist. : amorfo.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 360,4º.

Dens. : 2,04.
Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES. — Es sólido, blanco, y en el comercio se expende en cilindros o placas. Es muy soluble en el agua y en el alcohol, y asimismo muy deliquescente y ávido del CO₂, con el cual se combina espontáneamente:

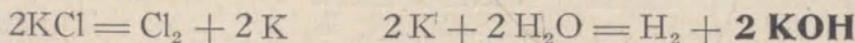


Por esto se ha de conservar en frascos bien tapados. Sus disoluciones acuosas se llaman *lejías de potasa*.

Es la base más enérgica entre las usuales; reacciona con todos los ácidos para formar sales. Es muy corrosivo, pues destruye los tejidos orgánicos y ataca a casi todos los metales y aun al vidrio, por lo cual sólo se puede fundir en crisoles de Ag, que no es atacada.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Descomponiendo en caliente su carbonato por Ca(OH)₂ desleído en agua: esta es la *potasa a la cal*. Para purificarla, se trata por alcohol y se tiene la *potasa al alcohol*.

2.º Por electrólisis del KCl en solución acuosa:



APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo; y en la industria, para la fabricación de jabones blandos, del permanganato potásico, ácido oxálico, etc.

218. Sales de potasio: K. — Derivan del K_2O . Son muchas las existentes en la Naturaleza, entre las que descuellan la *silvina* (KCl),

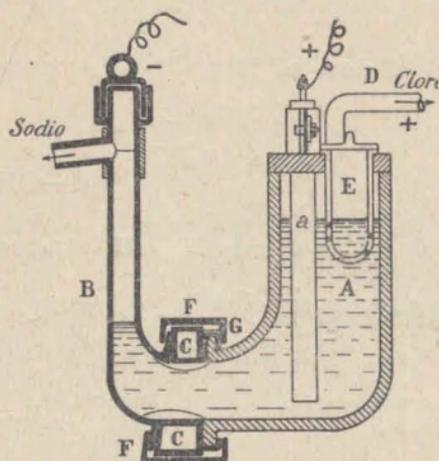


Fig. 120. — Aparato de Pochers, para la obtención electrolítica del potasio y del sodio.

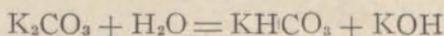
A, Recipiente de tierra refractaria; B, Recipiente de hierro que hace de cátodo; E, Recipiente de entrada de NaCl.



Fig. 121. — Prisma con solución de índigo.

carnalita ($MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6 H_2O$), *salitre* (KNO_3) y *feldespato ortosa* ($KAISi_3O_8$).

PROPIEDADES. — Son incoloras e insolubles en el agua, excepto el perclorato, cloroplatinato y bitartrato. En soluciones concentradas son venenosas. Al encontrarse en solución, si el ácido es débil, presentan reacción alcalina:



OBTENCIÓN. — Se transforman los minerales potásicos en carbonato o hidróxido, y de aquí se pasa a cualquier sal potásica. Las fuentes de sales potásicas son: a) el agua del mar en las salinas y la del lavado de la lana; b) las cenizas de la leña, de los residuos de la fabricación de azúcar y del vino; c) los polvos de los gases procedentes de los hornos de cemento y de los altos hornos; d) los yacimientos salinos de Stassfurt, Alsacia y Suria; e) las rocas silicatadas potásicas, como el feldespato ortosa, la nefelina y la mica lepidolita.

RECONOCIMIENTO. — I.º Comunican a la llama color rojovioláceo,

pero para distinguir este color es necesario servirse de algún medio azulado, que absorba el color amarillo del sodio (fig. 121).

2.º Con el H_2PtCl_6 dan precipitado amarillo de cloroplatinato potásico, insoluble en el alcohol.

3.º Con el ácido tartárico ($C_4H_6O_6$) dan precipitado blanco de bitartrato potásico ($C_4H_5O_6K$).

PRINCIPALES SALES POTÁSICAS. — Son el clorato, bromuro, yoduro y nitrato. Además merecen consignarse el sulfato y carbonato (I).

El *sulfato potásico* (K_2SO_4) se presenta en pequeños cristales rómicos, incoloros, y bastante solubles en el agua, que funden a 1.070° . Se obtiene, bien tratando el KCl por el H_2SO_4 , bien de los yacimientos de Stassfurt, donde se halla junto con el sulfato magnésico formando la *picromerita* o *schoenita*. Se emplea principalmente como abono potásico.

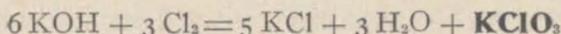
El *carbonato potásico* (K_2CO_3), llamado simplemente *potasa*, se halla en las cenizas de los vegetales. Se presenta como polvo blanco, granuloso, bastante soluble en el agua, que funde a 890° . Se obtiene por electrólisis del KCl y haciendo pasar al mismo tiempo CO_2 . Se emplea en la preparación del vidrio de Bohemia y del silicato potásico.

219. Clorato potásico: $KClO_3$. — Se llama sal de Berthollet. No se encuentra libre en la Naturaleza.

<i>Peso mol.</i> : 122,56.	<i>Est. fis.</i> : sól. incoloro.	<i>Dens.</i> : 2,34.
<i>Solub. a 20°</i> : 7,1 gr.	<i>Fus.</i> : 370° .	<i>Ebull.</i> : se descomp. a 400° .
<i>Sist. crist.</i> : monoclinico.		

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, incoloro, que cristaliza en escamas brillantes, de sabor fresco y picante, parecido al del nitro; es poco soluble en el agua. Por el calor, primero decrepita; luego se funde; a 400° comienza a descomponerse cediendo algo de O, y a los 450° se descompone totalmente en cloruro. Es oxidante enérgico, que detona por el choque, cuando está mezclado con S, P o C. Echado sobre las ascuas deflagra.

OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo pasar Cl por solución de KOH concentrada y caliente (50°):



APLICACIONES. — En los laboratorios sirve para obtener O y como oxidante; en medicina, para las afecciones de la boca y garganta, y en la industria, para la fabricación de cerillas sin fósforo.

220. Bromuro potásico: KBr. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

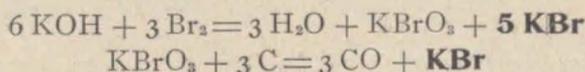
<i>Peso mol.</i> : 119,2.	<i>Est. fis.</i> : sól. incoloro.	<i>Dens.</i> : 2,76.
<i>Solub. a 20°</i> : +65,2 gr.	<i>Fus.</i> : 715° .	<i>Ebull.</i> : 745° .
<i>Sist. crist.</i> : regular.		

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales incoloros, muy solubles en el agua y difícilmente fusibles. A muy alta temperatura se volatiliza

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 96-99.

sin descomponerse; sobre las ascuas decrepita. Tiene sabor salado picante. Es inalterable al aire.

OBTENCIÓN.— Se obtiene: 1.º Tratando el KOH por el Br, y calentando en presencia del carbón la mezcla de bromuro y bromato formados:



2.º Tratando el bromuro ferroso por el K_2CO_3 .

APLICACIONES.— En los laboratorios se usa como reactivo; en medicina, como calmante, y además en fotografía.

221. Yoduro potásico: KI.— No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 166,02.

Solub. a 20° : 144 gr.

Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sol. incoloro.

Fus. : 666°.

Dens. : 307.

Ebull. : 723°.

PROPIEDADES.— Es un cuerpo sólido, que cristaliza en cubos incoloros, muy solubles en el agua. Es inalterable al aire.

La solución de KI, de suyo incolora, se vuelve amarilla por acción del aire y de la luz: es que se forma I libre. El I tiene la propiedad de ser muy soluble en la disolución de KI, a la que colorea de rojo obscuro, formando el *yoduro potásico yodurado*.

OBTENCIÓN.— Se obtiene: 1.º Tratando el KOH por el I, y reduciendo por el C el yodato formado, como para el KBr.

2.º Tratando el yoduro ferroso por el K_2CO_3 .

APLICACIONES.— Se emplea en los laboratorios como reactivo; en medicina, como antiescrofuloso, y además en fotografía.

222. Nitrato potásico: KNO_3 .— Se encuentra en la Naturaleza formando el *nitro* o *salitre*.

Peso mol. : 101,1.

Solub. a 20° : 31,6.

Sist. crist. : rómbico y hexagonal.

Est. fis. : sól. incoloro.

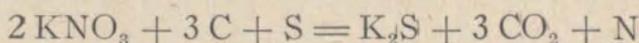
Fus. : 336°.

Dens. : 2,11.

Ebull. : se descomp. a 400°.

PROPIEDADES.— Es sólido, blanco, cristalino, mucho más soluble en el agua caliente que no en la fría; de sabor fresco algo picante y amargo. No es delicuescente.

El calor descompone al KNO_3 en O y KNO_2 , por lo cual es oxidante. Sobre las ascuas deflagra. Con las sustancias combustibles produce mezclas explosivas, llamadas *pólvoras*. La pólvora negra ordinaria se compone de KNO_3 (75 por 100), S (12,5 por 100) y carbón vegetal (12,5 por 100), la cual se inflama a los 270°, con producción de humo, por razón del K_2S formado:



OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el NaNO_3 por el KCl en solución: la mezcla de KNO_3 y NaCl , resultante, se separa por cristalización fraccionada.

APLICACIONES. — Sirve, a la vez, como abono nitrogenado y potásico, y para la fabricación de la pólvora negra, con la ventaja sobre el NaNO_3 de no ser delicuescente.

223. Elemento sodio: Na. — No se halla libre en la Naturaleza, sino formando sales, entre las que descuellan la *sal gema* (NaCl), la *criolita* (AlNa_3F_6) y el *feldespato albita* ($\text{AlNaSi}_3\text{O}_8$).

Peso atóm. : 23.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 97°.

Dens. : 0.97.
Ebull. : 742°.

PROPIEDADES. — Son semejantes a las del K , pero menos enérgicas. Es sólido, blanco, con irisaciones rosadas en las superficies recién cortadas; es blando como la cera, muy fácilmente fusible y menos denso que el agua.

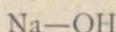
Se oxida rápidamente al aire húmedo y descompone al agua en frío con gran producción de calor, hasta llegar a inflammar al H formado. Debe guardarse como el K , en un líquido sin O en su composición, como petróleo o benceno. Corroe los tejidos orgánicos.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por electrólisis del NaOH fundido.

2.º Por electrólisis del NaCl fundido.

APLICACIONES. — Se emplea en los laboratorios como reductor, y en la industria para preparar el Na_2O_2 .

224. Combinaciones del Na con el H y O. — Las principales son: NaH , Na_2O , Na_2O_2 y NaOH .



Hidruro de sodio

Óxido de sodio

Bióxido de sodio

Hidróxido de sodio

225. Hidróxido de sodio: NaOH. — Se llama vulgarmente *sosa cáustica*. No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 40.
Solub. a 20° : 109. gr.
Sist. crist. : amorfo.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 318,4°.

Dens. : 2.13.
Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES. — Son semejantes a las del KOH . Es sólido, blanco, muy soluble en el agua y en el alcohol; es delicues-

cente al aire y fácilmente se carbonata con el CO_2 , dando lugar a las eflorescencias blancas que se forman en la boca de los frascos no bien tapados.

Es base muy enérgica y corrosiva de las sustancias orgánicas.

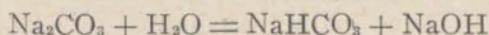
OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Tratando una solución caliente de Na_2CO_3 por $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (1).

2.º Por electrólisis de una solución de NaCl .

APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo, y en la industria, para la obtención del jabón duro, del vidrio soluble, de colorantes de anilina, y en la purificación de los productos de la destilación de la hulla.

226. Sales de sodio: Na'. — Derivan del Na_2O . Abundan mucho en la Naturaleza, sobre todo la *sal gema* (NaCl), la *criolita* (AlNa_3F_6) y el *feldespato albíta* ($\text{AlNaSi}_3\text{O}_8$).

PROPIEDADES. — Son de suyo incoloras y solubles en el agua, excepto el piroantimoniato ácido de sodio ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$). Resisten mucho la acción del calor, cuando el ácido es fijo: en su mayoría necesitan agua de cristalización para separarse de sus soluciones; con todo, expuestas al aire la pierden en parte, y por esto muchas de ellas son eflorescentes. Las sales solubles de Na con ácido débil presentan reacción alcalina:



OBTENCIÓN. — Se parte del NaCl , por ser un compuesto de sodio muy abundante y fácil de extraer.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el piroantimoniato bipotásico dan precipitado blanco de piroantimoniato disódico.

2.º Comunican a la llama color amarillo intenso.

PRINCIPALES SALES DE SODIO. — Son el cloruro, sulfato, tetraborato, carbonato y bicarbonato. Además, merece consignarse el nitrato.

El *nitrato de sodio* (NaNO_3) se llama también *nitro de Chile* y *nitro cúbico*, y se halla formando grandes yacimientos en Chile y Perú, que reciben el nombre de *caliche*. Se presenta en cristales incoloros, del sistema hexagonal, aunque con apariencia de cubos; es de sabor fresco y salado, algo delicuescente y que por el calor desprende O y se convierte en nítrito. Se obtiene de los yacimientos de Chile y Perú, eliminando las impurezas con que se halla mezclado. Se emplea como abono y para la obtención del HNO_3 y del KNO_3 (2).

227. Cloruro de sodio: NaCl. — Se llama *sal común* o *sal gema*. Abunda en las aguas del mar y de ciertos

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 205.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 133-136.

manantiales, y también sólido con el nombre de sal gema, en las llamadas *salinas*.

Peso mol. : 58,46.
Solub. a 20° : 35,8 gr.
Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : 780°.

Dens. : 2,17.
Ebull. : 792°

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, incoloro, bastante soluble en el agua y de sabor salado característico; cristaliza en cubos que se agrupan a veces formando pirámides huecas, llamadas *tolvas*. Cuando puro no es deliquescente, pero sí cuando se halla impurificado con $MgCl_2$. Sobre las ascuas deflagra. Es transparente a los rayos infrarrojos o caloríficos (diatermano); lo contrario del vidrio, que es opaco a dichos rayos (fig. 122).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º De los yacimientos de sal gema, pero con frecuencia se ha de disolver en agua para purificarlo (1).

2.º De las aguas del mar o manantiales salados: a) En las regiones cálidas se purifica haciéndolas pasar por diferentes estanques; en los primeros se deposita la arcilla y el $CaCO_3$, en los segundos el $CaSO_4$ y en los terceros cristaliza la sal, quedando en las aguas madres $MgSO_4$ y $MgCl_2$ (fig. 123).

b) En las regiones frías se concentran las aguas dejándolas helar en invierno, ya que el hielo es de agua pura. También se usan unas instalaciones hechas de ramaje, llamadas *aparatos de gradación*, por donde se fracciona el agua, facilitándose así su evaporación.

APLICACIONES. — Se usa en la alimentación del hombre y de los animales, en la conservación de las carnes y del pescado, y en la industria como materia prima para la obtención del Cl, HCl, Na y de casi todos los compuestos de este metal.

228. Sulfato sódico: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. — Se llama comúnmente *sal de Glaubero*. Se halla disuelto en las aguas del mar y de algunos manantiales (*agua de Carabaña*), y constituye el mineral llamado *ternardita* (Na_2SO_4).

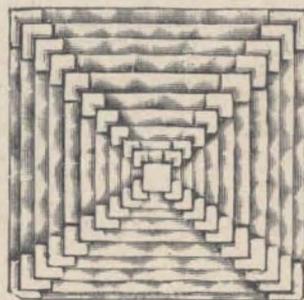


Fig. 122. — Cristales de sal común.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 112-115.

Peso mol. : 142,07.

Est. fis. : sól. incoloro.

Dens. : 1,46.

Solub. a 20º : 19,4 gr.

Fus. : 860º.

Ebull. : 1600º.

Sist. crist. : rómbico y monoclinico.

PROPIEDADES. — Es un sólido, incoloro, muy eflorescente y al calentarlo se deshidrata fácilmente. La máxima solubilidad la presenta a 35º, y sus disoluciones saturadas en caliente ofrecen el fenómeno de la

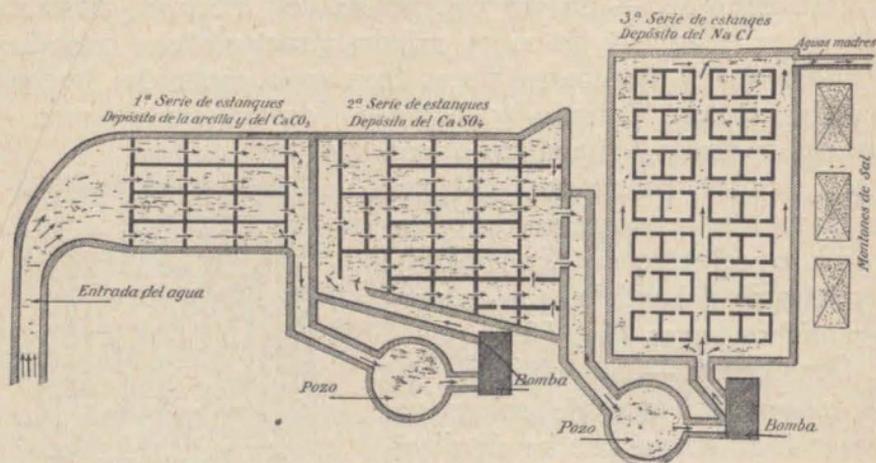


Fig. 123. — Obtención del cloruro de sodio en las salinas del mar

sobresaturación; pero, en este estado, basta una débil agitación para que cristalice con 7 moléculas de agua. Es de sabor salado un poco amargo.

OBTENCIÓN. — Resulta como producto secundario en la obtención del HCl mediante el NaCl y H₂SO₄ (1).

APLICACIONES. — Se usa en medicina como purgante, en la fabricación del vidrio, en la obtención del Na₂S y en tintorería.

229. Tetraborato sódico: Na₂B₄O₇ · 10 H₂O. — Se llama ordinariamente *bórax*, y en la Naturaleza constituye el mineral llamado *tinkal*.

Peso mol. : 201,28.

Est. fis. : sól. incoloro.

Dens. : 1,72.

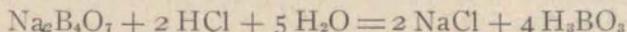
Solub. a 20º : 2,5 gr.

Fus. : 878º.

Ebull. : se descomp.

Sist. crist. : monoclinico.

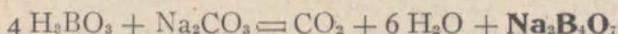
PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, incoloro, poco soluble en el agua y algo eflorescente. Calentado, presenta primero la fusión acuosa y luego la ígnea transformándose en una masa vítrea, que tiene la propiedad de disolver algunos óxidos metálicos, tomando diversas coloraciones (*perlas de bórax*). Los ácidos minerales lo descomponen dejando H₃BO₃ en libertad:



(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 116-132.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por evaporación del agua de ciertos lagos de Asia en la región del Tibet.

2.º Mezclando soluciones calientes de H_3BO_3 y Na_2CO_3 :



APLICACIONES. — En análisis sirve para formar perlas de bórax; en la industria, para la soldadura de metales; en medicina, como cáustico y antiséptico, en el barnizado de la loza y en el apresto de las telas.

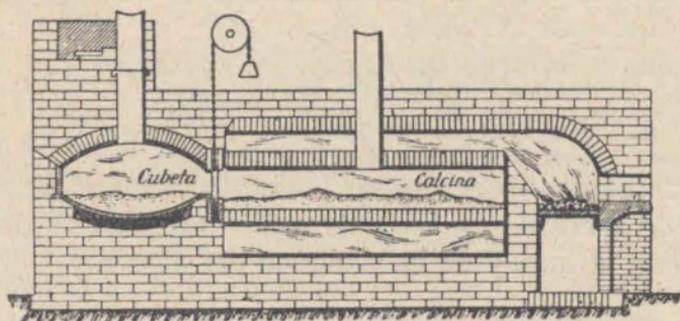


Fig. 124. — Obtención del carbonato sódico por el método Leblanc

En la *cubeta* se trata el Cl por el H_2SO_4 . En la *calcina* actúan el Na_2SO_4 , CaCO_3 y C.

230. Carbonato sódico: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$. —

Se llama comúnmente *sal sosa* o *sosa Solvay*. En la industria forma el mineral llamado *natrón* ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

Peso mol. : 106.

Solub. a 20º : 21,4 gr.

Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. incoloro.

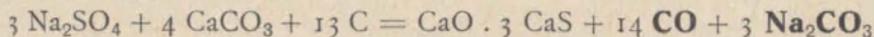
Fus. : 820º.

Dens. : 1,46.

Ebull. : se descomp

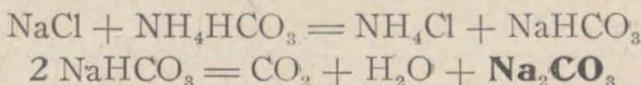
PROPIEDADES. — Es un sólido incoloro, bastante soluble en el agua y efflorescente al aire. Por el calor pierde el agua de cristalización y entonces se llama *sosa calcinada*. Sus disoluciones tienen sabor y reacción alcalinos, por efecto de la gran hidrólisis que experimentan (1).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por el *método de Leblanc*, partiendo de la acción del H_2SO_4 sobre el NaCl , que da Na_2SO_4 , el cual se calcina luego junto con CaCO_3 y C (figura 124):

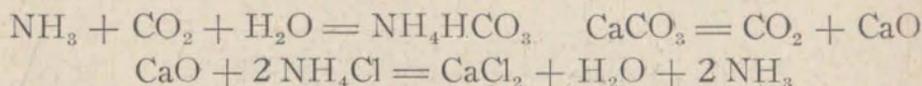


(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 48.

2.º Por el *método Solvay*, tratando el NaCl por NH_4HCO_3 y calcinando el bicarbonato formado:



El NH_4HCO_3 se produce en la misma fábrica con CO_2 y NH_3 , regenerándose este último en el decurso de la operación. El CO_2 se obtiene, a su vez, calcinando el CaCO_3 y el NH_3 , tratando CaO por NH_4Cl :



APLICACIONES. — Se usa en la fabricación de jabones, del vidrio y de multitud de sales de sodio; también se emplea en el lavado de la lana y en el blanqueo del algodón.

231. Bicarbonato sódico: NaHCO_3 . — En la Naturaleza forma el mineral llamado *sal trona* ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$).

Peso mol. : 82.

Est. fis. : sól. incoloro.

Dens. : 2,2.

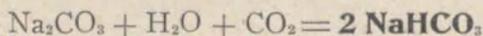
Solub. a 20º : 9'6 gr.

Fus. : se descomp. a 70º.

Sist. crist. : monocl.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo incoloro, poco soluble en el agua: la solución presenta débil reacción alcalina. Calentado, pierde CO_2 y H_2O , convirtiéndose en carbonato neutro:

OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo pasar una corriente de CO_2 por una solución de carbonato neutro:



APLICACIONES. — Se emplea en medicina, en la preparación de aguas carbónicas y en la limpieza de objetos de oro y plata.

CAPÍTULO XXIX.

LITIO, AMONIO Y PLATA

232. Litio y sus compuestos.— El *litio* (Li) no se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando fosfato o *trifilita* y silicato en la mica llamada *lepidolita*.

Peso atóm. : 6.94.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : sólido blanco.
Fus. : 186°

Dens. : 0.59.
Ebull. : 1400°.

Es un metal blanco, el más ligero de todos ($d = 0.59$), parecido al K y Na, que al aire se oxida y descompone al agua. Se obtiene por electrólisis del LiCl fundido, con ánodo de carbón y cátodo de hierro, en atmósfera de H. Se emplea en algunas aleaciones y en la refinación del Cu, Fe y Ni.

Las *combinaciones del Li con el H y O* son: el óxido de litio (Li_2O) y el hidróxido de litio (LiOH). Los compuestos de litio tienen la propiedad de comunicar a la llama coloración rojocarmin. Entre las sales principales figura el *cloruro de litio* (LiCl), sal incolora, muy soluble en el agua y delicuescente al aire húmedo, la cual se obtiene tratando el carbonato de litio por el HCl; se emplea en medicina como diurético y en la preparación de fuegos artificiales.

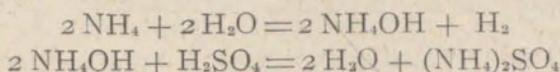
233. Radical amonio: NH_4^+ .— Se encuentra en la Naturaleza formando varias sales, sobre todo el *salmiac* (NH_4Cl).

PROPIEDADES.— No ha sido posible aislarlo completamente, sino a lo más formando amalgama con el Hg, pues al tratar las sales amónicas por el K o Na, sólo se obtienen los productos de la descomposición del NH_4 , que son NH_3 y H. Se comporta como un metal alcalino, monovalente, dando hidróxido amónico de carácter básico, y las sales amónicas parecidas a las de K y Na.

OBTENCIÓN.— Se obtiene en forma de amalgama por electrólisis del sulfato amónico con cátodo de Hg (fig. 125):



Al cesar la corriente se tiene:



234. Hidróxido amónico: NH_4OH . — Se llama también simplemente amoniaco. Se forma en pequeñas cantidades en el aire durante las tormentas.

PROPIEDADES. — No se ha podido aislar, sino siempre se presenta disuelto en agua, pues al intentar eliminarla, se descompone en H_2O y NH_3 .

Es un cuerpo incoloro, que huele fuertemente a amoniaco:

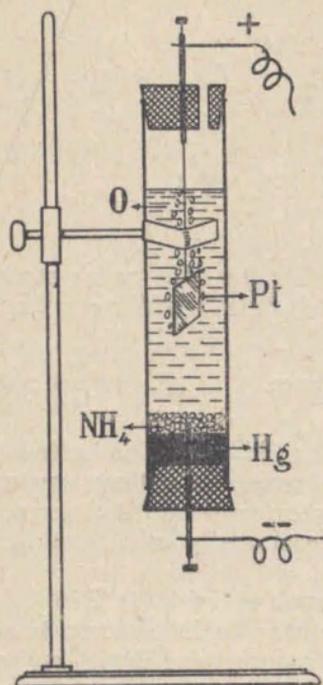


Fig. 125. — Obtención de la amalgama de amonio.

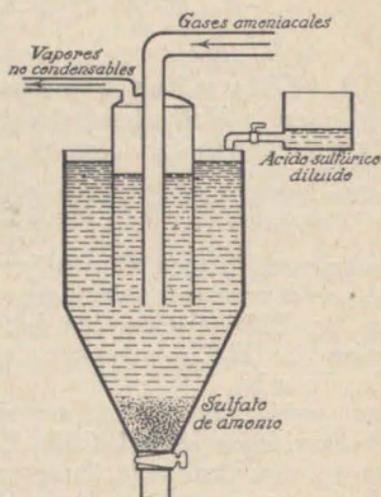
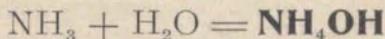


Fig. 126. — Obtención del cloruro y sulfato amónicos.

esta solución es menos densa que el agua. Presenta carácter básico muy marcado; sin embargo, no es base fuerte, pues se halla poco dissociada en sus iones (1,5 por 100).

OBTENCIÓN. — Se obtiene disolviendo gas amoniaco en agua (1).



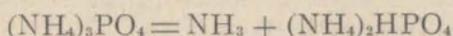
APLICACIONES. — En los laboratorios sirve como reactivo, y en medicina se emplea para neutralizar las picaduras de animales venenosos.

235. Sales amónicas: NH_4 . — Proceden del hidróxido amónico. Las hay varias en la Naturaleza, sobresaliendo el *salmiac* (NH_4Cl).

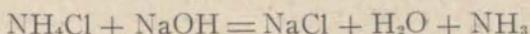
(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 100-103, 206.

PROPIEDADES. — Son incoloras y muy solubles en el agua, excepto el cloroplatinato amónico ($[\text{NH}_4]_2\text{PtCl}_6$).

En general, se descomponen todas por el calor, aunque no siempre de la misma manera. Las sales haloideas, al ser calentadas, se subliman y disocian parcialmente en hidróxido y amoníaco; las sales amónicas de los ácidos polibásicos desprenden amoníaco y se convierten en sales ácidas:



Todas, tratadas por las bases enérgicas, desprenden NH_3 :



OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando por los ácidos respectivos el NH_3 procedente de la destilación seca de la hulla o de la síntesis directa del H y N.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con las bases enérgicas (KOH, NaOH) desprenden NH_3 , reconocible por su olor.

2.º Con el H_2PtCl_6 dan precipitado amarillo de $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$, que calcinado, deja sólo esponja de platino.

236. Cloruro amónico: NH_4Cl . — Vulgarmente se llama *sal amoníaco*. En la Naturaleza forma el *salmiac*.

Peso mol. : 53,5.

Solub. a 20º : 37,2 gr.

Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : se sublima a 450º.

Dens. : 1,53.

Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Se presenta en polvo cristalino o en masas fibrosas difíciles de pulverizar; es muy soluble en el agua y de sabor salado. Su solución presenta ligera reacción ácida, por efecto de un principio de hidrólisis. Calentado se sublima a los 450º, y al mismo tiempo se disocia en HCl y NH_3 , los cuales se recombinan al enfriarse.

OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo pasar gas amoníaco por una solución de HCl (fig. 126).

APLICACIONES. — Se emplea para soldar metales, para las pilas Leclanché, para la preparación del NH_3 puro y otras sales amónicas.

237. Elemento plata: Ag. — Se halla en estado nativo en la Naturaleza, y además, formando sulfuros y arseniuros, así como también en la llamada *galena argentífera* (PbS).

Peso mol. : 107,9.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : 962º.

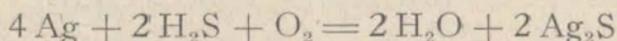
Dens. : 10,5.

Ebull. : 1944º.

PROPIEDADES. — Es un metal de color blanco característico, susceptible de gran pulimento, bastante blando, muy dúc-

til y maleable: es el que mejor conduce el calor y la electricidad. Estando fundida absorbe 20 veces su volumen de O; pero, al enfriarse, lo desprende. Cuando está en forma pulverulenta, ofrece color gris oscuro.

No se oxida al aire, ni en frío ni en caliente; sólo el ozono la oxida superficialmente. El H₂S en presencia del O la ennegrece por formarse sulfuro:

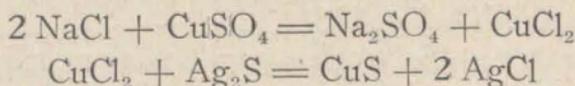


El HCl sólo la ataca gaseoso y caliente a 500°; el H₂SO₄ la ataca concentrado y caliente dando SO₂; el HNO₃ la ataca a todas las temperaturas con desprendimiento de vapores rojos; la KOH y NaOH no la atacan, ni aun en estado de fusión.

La Ag, por precipitación de sus sales, adquiere fácilmente el estado coloidal (*colargol*), lo mismo que al hacer saltar la chispa eléctrica por entre electrodos del mismo metal (*electroargol*). Las soluciones coloidales de Ag son de varios colores, desde el rojo al pardo.

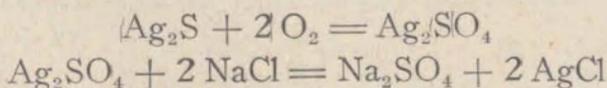
OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Partiendo de compuestos de plata, que se transforman en cloruro y luego, con Hg en exceso, producen amalgama de plata, que después se destila; y esto por dos métodos:

a) Por el *método mejicano*, que consiste en mezclar, en eras a propósito llamadas *patios*, el mineral de plata con NaCl y CuSO₄ procedente de la tostación de las piritas de cobre:



El cloruro de plata formado se trata por Hg, y se destila.

b) Por el *método europeo*, sometiendo el mineral a una tostación previa para transformarlo en sulfato, y luego se calina en presencia de NaCl:



2.º Partiendo del Pb argentífero, y esto también por dos métodos: a) Por *copelación*, fundiendo el Pb en una copela

para que se oxide; el PbO , como más ligero sobrenada y se quita, con lo que queda la plata libre: en este momento sobreviene un resplandor llamado *relámpago* (fig. 127).

b) Por *cincado*, fundiendo el Pb argentífero con Zn ; la aleación $AgZn$ sobrenada y se separa del Pb ; luego, se trata por vapor de agua recalentado, que oxida al Zn y deja libre la plata.

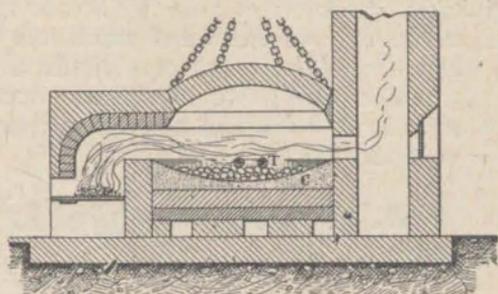
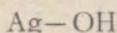
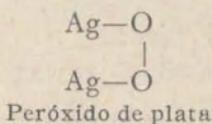
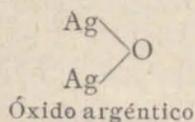


Fig. 127. — Copelación industrial de la plata

APLICACIONES. — Se usa para monedas y objetos de lujo, para crisoles de laboratorio, para platear el vidrio y objetos metálicos, y en estado coloidal es de uso frecuente en medicina.

238. Combinaciones de la Ag con el H y O . — Las principales son: Ag_2O , Ag_2O_2 y $AgOH$.



Hidróxido de plata

No existen combinaciones hidrogenadas estables de plata; pues el $AgOH$ es de existencia transitoria: así que, las únicas combinaciones de que aquí se hará mención son el Ag_2O y Ag_2O_2 .

El *óxido argéntico* (Ag_2O) no se obtiene directamente por oxidación de la plata, sino precipitando una sal argéntica por un hidróxido alcalino: al principio parece formarse $AgOH$, que luego se descompone dejando el óxido, de color negro. Este óxido, tratado por amoníaco y llevado a sequedad, produce un compuesto muy explosivo, de constitución química no bien conocida, que se denomina *plata fulminante*.

La acción del ozono sobre la plata o sobre el Ag_2O da lugar a un *peróxido de plata* (Ag_2O_2), que cristaliza en octaedros negros fácilmente descomponibles en Ag_2O y O .

239. Sales de plata: Ag' . — Derivan del Ag_2O . Las hay varias en la Naturaleza, como la *cerargirita* o *plata córnea* ($AgCl$), *argentita* (Ag_2S), *proustita* (Ag_3S_3As) y *pirargirita* (Ag_3S_3Sb).

PROPIEDADES. — Son incoloras, excepto el bromuro, yoduro, fosfato y arsenito, que son amarillos, el sulfuro que es negro, y el arseniato que es de color rojo ladrillo. La mayoría son insolubles en el agua, excepto el fluoruro, sulfito, nitrato y nitrito, que son solubles. Por ac-

ción de los reductores y aun de la luz, dejan fácilmente plata libre. Son venenosas.

OBTENCIÓN.— Se suele partir del metal, que se transforma primero en nitrato, y de él se pasa sin dificultad a las demás sales.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con el HCl y los cloruros solubles dan precipitado blanco cuajoso de AgCl, que se ennegrece a la luz, es insoluble en el HNO₃ y soluble en el amoníaco.

2.º Con el KBr dan precipitado amarillento de AgBr.

3.º Con el KI dan precipitado amarillo de AgI.

4.º Con los arseniatos solubles dan precipitado de Ag₃AsO₄, de color rojo ladrillo.

240. Nitrato de plata: AgNO₃.— No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 169,88

Est. fis. : sól. incoloro.

Dens : 4,35.

Solub. a 20º : 212 gr.

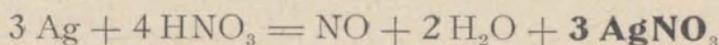
Fus. : 198º.

Ebull. : se descomp. a 220º

Síst. crist. : rómbico.

PROPIEDADES.— Es un cuerpo cristalino, incoloro, muy soluble en el agua. El calor lo funde con relativa facilidad, y ya en fusión se le moldea en pequeños cilindros, que se conocen con el nombre de *piedra infernal*. La luz no lo altera cuando está puro; pero sí en presencia de materias orgánicas, por lo cual ennegrece la piel (1).

OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando la plata por HNO₃:



APLICACIONES.— Son muchas: en medicina se usa como cáustico, en Química como reactivo, y además es el compuesto de plata más comúnmente empleado para obtener los restantes compuestos argénticos.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 177-180.

CAPÍTULO XXX

CALCIO

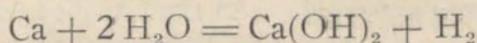
241. Elemento calcio: Ca. — No se halla nativo en la Naturaleza; pero abunda combinado, sobre todo en forma de fluoruro, carbonato y silicatos.

Peso atóm. : 40,07.
Solub. : reacciona.

Est. fís. : sól. blanco.
Fus. : 805°.

Dens. : 1,85.
Sist. crist. : hexagonal.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco argentino, inalterable al aire seco, pero si está húmedo se empaña oxidándose. Descompone al agua en frío:



Fundido al aire, arde con llama rojoanaranjada, combinándose a la vez con el O y el N. Es atacado rápidamente por los ácidos diluïdos.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por electrólisis de una mezcla de CaCl_2 y CaF_2 , fundidos a 720°, con ánodo de grafito y cátodo de Fe.

APLICACIONES. — En los laboratorios sirve como reductor; en la industria, para preparar la hidrolita, como desoxidante de metales y aleaciones y para afinar la fundición de hierro y acero.

242. Combinaciones del Ca con el H y O. — Las principales son: H_2Ca , CaO , CaO_2 y $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



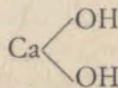
Hidruro de calcio



Óxido de calcio



Bióxido de calcio



Hidróxido de calcio

243. Óxido de calcio: CaO. — Se llama vulgarmente *cal viva*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 56,4.
Solub. : reacciona.
Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 2670°.

Dens. : 3,40.
Ebull. : 2850°.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, blanco, amorfo por lo común y fusible sólo a elevadísimas temperaturas. Calentado a unos 2.000°, despidе una luz muy viva, que constituye la *luz Drumond*. Es muy ávido del agua, con la cual se calienta mucho y se combina para dar hidróxido de calcio.

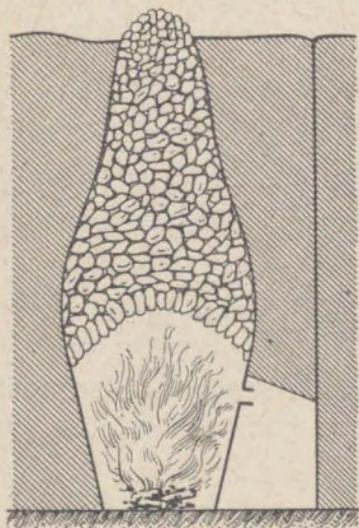


Fig. 128. — Horno intermitente de cal.

OBTENCIÓN. — Se obtiene calcinando la piedra caliza entre 1.200 y 1.300° en hornos convenientemente dispuestos (figura 128).

APLICACIONES. — Sirve para la preparación del hidróxido; en los laboratorios, como desecador; en metalurgia, como escorificante, y en el ramo de construcción, para la argamasa.

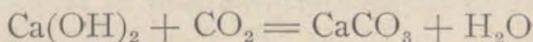
244. Hidróxido de calcio: Ca(OH)₂. — Se llama comúnmente *cal apagada*. No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 74,1.
Solub. a 20° : 0,17 gr.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : se deshidrata a 470°.

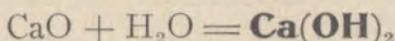
Dens. : 2,08.
Sist. crist. : hexagonal.

PROPIEDADES. — Se presenta como un polvo blanco, amorfo, de sabor cáustico, poco soluble en el agua, a la que comunica reacción básica. Su solución se llama *agua de cal*, que es incolora, y su suspensión en el agua, *lechada de cal*, y es de color blanco. Expuesto al aire se carbonata:



Existen dos variedades: *cal magra*, con 5 a 6 por 100 de impurezas, y *cal grasa*, con menos de 4 por 100 de impurezas; esta última es más untuosa al tacto que la primera.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando CaO por el agua:



APLICACIONES. — En los laboratorios sirve como reactivo; en la industria interviene en la fabricación de muchos productos, como el azúcar y amoníaco. Se emplea, además, para blanquear las paredes y para la construcción en forma de *argamasa* o *mortero*, que es cal mezclada con arena: su utilidad estriba en que, con el tiempo, se endurece por combinarse con el CO_2 del aire y formar CaCO_3 , y entonces se dice que *fragua*.

245. Cales hidráulicas y cementos. — Son los productos resultantes de la cocción de mezclas, naturales o artificiales, de caliza con arcilla. Químicamente son mezclas de silicato y aluminato básicos de calcio (Ca_3SiO_4 , $\text{Ca}_2\text{Al}_2\text{O}_5$). Se llaman *cales hidráulicas*, cuando queda una porción notable de cal sin combinar, y suelen ser de fraguado lento; se llaman *cementos*, cuando la cal se halla combinada totalmente con la alúmina (Al_2O_3) y la sílice (SiO_2): entre éstos figura como más importante el *cemento portland*.

PROPIEDADES. — Tienen la propiedad de formar con el agua masas plásticas, que luego se endurecen con más o menos rapidez, constituyendo lo que se llama *fraguado*: es que se forman silicatos y aluminatos de calcio hidratados, insolubles y cristalinos ($\text{Ca}_2\text{H}_2\text{SiO}_4$, CaHAlO_4).

OBTENCIÓN. — Se obtienen calcinando hasta 1.550° una mezcla natural o artificial de arcilla y caliza: de esta cocción resultan pequeñas masas irregulares, llamadas *klinker*, que después se pulverizan.

APLICACIONES. — Se emplean para la construcción y para fabricar multitud de objetos moldeados, incluso ladrillos.

246. Sales de calcio: Ca⁺⁺. — Proviene del CaO. Las principales que se encuentran en la Naturaleza son: *fluorita* (CaF_2), *yeso* ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), *fosforita* ($\text{Ca}_3[\text{PO}_4]_2$), *calcita* (CaCO_3), *dolomita* ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) y *feldespato anortita* ($\text{CaAlSi}_3\text{O}_8$).

PROPIEDADES. — Son de suyo incoloras, y en general insolubles en el agua, excepto el cloruro, bromuro, yoduro, nitrito, nitrato y sulfato, aunque éste poco.

OBTENCIÓN. — Se parte del CaCO_3 natural, llamado *calcita*, que se transforma fácilmente en cualquier sal, tratándolo por el ácido correspondiente.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Comunican a la llama color anaranjado.

2.º Con el oxalato amónico dan precipitado blanco de oxalato de calcio, insoluble en el ácido acético.

3.º El agua de yeso no las precipita.

4.º Con los sulfatos alcalinos dan precipitado blanco, lento y poco abundante de CaSO_4 .

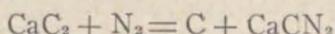
PRINCIPALES SALES DE CALCIO. — Son el sulfato, fosfato, carburo, carbonato y silicatos. Además, merecen consignarse el fluoruro, cloruro, hipoclorito y cianamida.

El *fluoruro de calcio* (CaF_2) abunda mucho en la Naturaleza formando el mineral llamado *fluorita* o *espato flúor*. Es un cuerpo de suyo incoloro, que cristaliza en cubos, insoluble en el agua y que funde a 1.300° . Se extrae de la Naturaleza, y artificialmente se obtiene tratando una solución de CaCl_2 por un fluoruro soluble. Se emplea para la obtención del HF y en metalurgia como fundente.

El *cloruro de calcio* ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) se encuentra junto con el cloruro de magnesio en Stassfurt formando la *taquidrita*, llamada así porque se hidrata muy fácilmente. Es un cuerpo incoloro, muy ávido del agua, que funde a 800° . Se obtiene tratando el CaCO_3 por el HCl. Se emplea para mezclas frigoríficas, y calcinado sirve como desecador, a causa de su gran avidez por el agua (1).

El *hipoclorito de calcio* ($\text{Ca}[\text{ClO}]_2$) se llama también *polvos de gas* y *cloruro de cal*. Se presenta en forma de polvo blanco, que huele a cloro, poco soluble en el agua y que espontáneamente se transforma en cloruro y oxígeno: los ácidos débiles, como el CO_2 , hacen desprender Cl. Raras veces se ofrece en su especie química, sino que es una mezcla de hipoclorito e hidróxido de calcio. Se obtiene haciendo pasar cloro por cal apagada. Sirve como desinfectante y decolorante.

La *cianamida de calcio* (CaCN_2) se llama también *nitrocarburo* o *cal-nitro*. Es un cuerpo sólido, gris, que reacciona con el agua caliente dando carbonato cálcico y amoníaco. Se obtiene calentando carburo de calcio entre 800 y 1.000° , en corriente de nitrógeno, procedente de la destilación fraccionada del aire líquido:



Se emplea como abono nitrogenado y para la obtención industrial de amoníaco.

247. Sulfato de calcio: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. — Abunda en la Naturaleza, constituyendo el *yeso* o *selenita* ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) y la *anhidrita* (CaSO_4).

Peso mol. : 136,14.

Solub. a 20° : 0,2 gr.

Sist. crist. : rómbico
y monoclineo

Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : 1450° .

Dens. : 2,8.

Ebull. : se descomp

PROPIEDADES. — Se presenta en grandes cristales incoloros, cuando puros. Por el calor moderado pierde una molécula de agua, transformándose en un polvo blanco, usado en construcción, por la propiedad que tiene de recobrar la mo-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 150-153.

lécua de agua perdida, endureciéndose. Si se calcina muy fuertemente, pierde las dos moléculas y ya no fragua (fig. 129).

OBTENCIÓN. — Se obtiene calcinando a 120° el yeso na-



Fig. 129. — Cristal de yeso en forma de hierro de lanza.

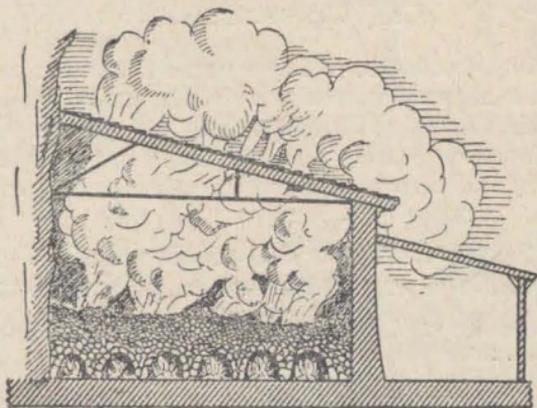
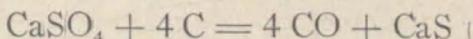


Fig. 130. — Horno para la fabricación del yeso

tural, pero evitando que el carbón esté en su contacto, pues de lo contrario se reduciría (fig. 130):



APLICACIONES. — Se usa como abono, para la construcción y el modelado; mezclado con solución caliente de cola o gelatina, constituye el *estuco*.

248. Fosfatos de calcio: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

— El fosfato tricálcico se encuentra en los huesos y formando el mineral *fosforita*.

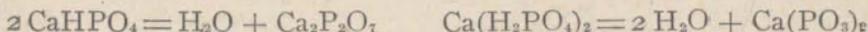
Peso mol. : 310,29.
Solub. a 15° : 0,01.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : se descomp.

Dens. : 2,02.
Sist. crist. : rómbico.

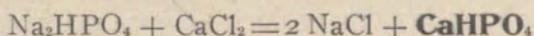
PROPIEDADES. — Los tres fosfatos se denominan respectivamente tricálcico, dicálcico y monocálcico. Son incoloros cuando puros: el tricálcico es insoluble en el agua y en los ácidos orgánicos; el dicálcico es también insoluble en el agua, pero soluble en los ácidos orgánicos, y el monocálcico es soluble en el agua.

Por el calor moderado el tricálcico no se altera, el dicálcico pasa a pirofosfato y el monocálcico a metafosfato:

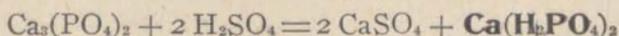


OBTENCIÓN. — I.º El *tricálcico* se extrae de la fosforita y de los huesos.

2.º El *dicálcico*, tratando el fosfato disódico por el CaCl_2 :



3.º El *monocálcico*, tratando el fosfato tricálcico por el H_2SO_4 :



APLICACIONES. — Sirve para la extracción del fósforo, y sobre todo como abono fosfatado, previa transformación del tricálcico en monocálcico (*superfosfato*): con el tiempo este último pasa a dicálcico, sin perder por esto su valor agrícola, pues sigue siendo soluble en los ácidos orgánicos y sales amoniacales existentes en el suelo.

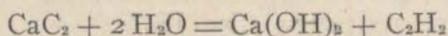
249. Carburo de calcio: CaC_2 . — Se llama simplemente *carburo*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 64,07.
Solub. : reacciona.

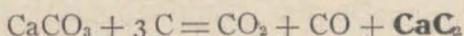
Est. fis. : sól. incoloro.

Dens. : 2,22.

PROPIEDADES. — Cuando puro se presenta en forma de cristales incoloros; pero, en la industria, ofrece el aspecto de una masa grisáceo-negrucza, con olor característico de fosfamina, procedente de las impurezas que le acompañan. Por el agua se descompone en acetileno y cal:



OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo reaccionar la cal o el carbonato cálcico con el carbón, en el horno eléctrico (fig. 131):



APLICACIONES. — Se emplea para la obtención del acetileno y de la cianamida de calcio (CaN_2C), de gran consumo como abono.

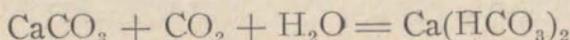
250. Carbonato de calcio: CaCO_3 . — Abunda en la Naturaleza, formando los minerales llamados *calcita*, *caliza*, *espato de Islandia*, *mármol* y *aragonito*.

Peso mol. : 100,07.
Solub. a 15º : 0,001 gr.

Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : se disocia a 895º.

Dens. : 2,7.
Sist. crist. : hexag. y rómb.

PROPIEDADES. — Cuando puro se presenta en cristales incoloros; es insoluble en el agua, pero fácilmente soluble en los ácidos con efervescencia. El agua carbónica lo disuelve transformándolo en bicarbonato:



De aquí que las aguas naturales lo contengan disuelto en for-

ma de bicarbonato, el cual, al perder CO_2 por aumento de temperatura o disminución de presión, se transforma en carbonato neutro insoluble: tal es el origen de los depósitos de estalactitas y estalagmitas de las grutas, como las de Artá en Mallorca. Cerca de los 900° se disocia en CO_2 y CaO .

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Pulverizando el carbonato puro natural o espato de Islandia.

2.º Tratando el $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ por el CaCl_2 .

APLICACIONES. — El carbonato natural se emplea como piedra de construcción y de ornato en la forma llamada *mármol*; también se usa para la obtención de la cal, del cemento, del vidrio y del carburo.

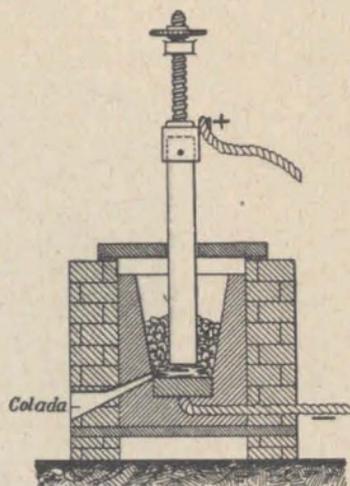
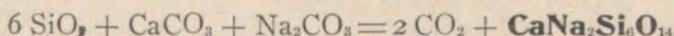


Fig. 131. — Obtención del carburo de calcio.

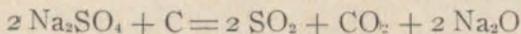
251. Silicatos de calcio: $\text{CaA}_2\text{Si}_6\text{O}_{14}$. — En esta fórmula *A* representa un metal alcalino, como *K* o *Na*: los silicatos artificiales se llaman *vidrios*. Abundan mucho en la Naturaleza en forma de silicatos dobles, como los *feldespatos*; el silicato sencillo natural se llama *wollastonita* (CaSiO_3).

PROPIEDADES. — El vidrio es un cuerpo amorfo, incoloro de suyo y frágil; insoluble en el agua e inatacable por los ácidos, excepto el HF : se le da resistencia a los choques con adición de H_2BO_3 , y resistencia a los cambios de temperatura con SiO_2 . Si el *Ca* es reemplazado por el *Pb*, el vidrio se llama cristal.

OBTENCIÓN. — 1.º El vidrio se obtiene fundiendo arena sílicea con CaCO_3 y K_2CO_3 o Na_2CO_3 :



A veces, en lugar de Na_2CO_3 , se pone Na_2SO_4 ; pero, entonces, se ha de añadir algo de carbón:



2.º El *cristal* resulta de fundir una mezcla de sílice, carbonato potásico y óxido de plomo.

El vidrio, de suyo, sale de color verde, por razón del *Fe* contenido en las materias primas: se decolora añadiendo MnO_2 a la masa fun-

dida, para hacer pasar el Fe a compuesto férrico, de débil color amarillo; por esto, el MnO_2 se llama comúnmente *jabón de vidrieros*.

El vidrio se colorea de azul con CoO , de verde con CuO , de ama-

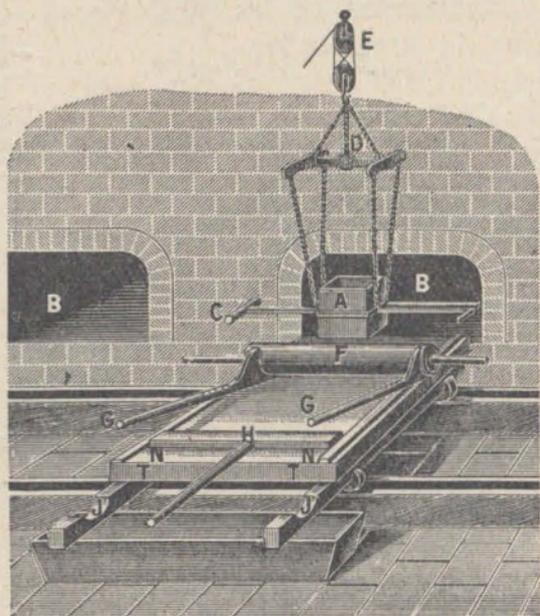


Fig. 132. — Fabricación de vidrios planos

rillo hasta pardo con Fe_2O_3 , de violeta con mucha cantidad de MnO_2 , y de blanco con fosfato cálcico o con SnO_2 .

APLICACIONES. — El vidrio en los laboratorios se emplea para multitud de aparatos; en la economía doméstica sirve para incontables utensilios, para cristales de las cristalerías, etc. (fig. 132).

CAPÍTULO XXXI

ESTRONCIO, BARIO Y RADIO

252. Elemento estroncio: Sr.—No se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando sulfato y carbonato.

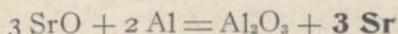
Peso atóm. : 87,6.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : $>805^{\circ}$.

Dens. : 2,54.

PROPIEDADES.—Es un metal blanco amarillento, que se oxida al aire, sobre todo húmedo, y calentado arde con luz roja muy intensa. Descompone al agua a la temperatura ordinaria con producción de H.

OBTENCIÓN.—Se obtiene por *aluminotermia*, o sea, haciendo actuar el Al sobre el SrO seco:



APLICACIONES.—Hasta ahora no ha sido objeto de ninguna aplicación especial, que no la pueda prestar el Ca.

253. Combinaciones del Sr con el H y O.—Las principales son: H_2Sr , SrO, SrO_2 y $\text{Sr}(\text{OH})_2$.



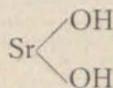
Hídruo de estroncio



Óx. de estroncio



Bióx. de estroncio

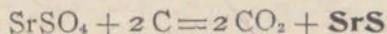


Hidróx. de estroncio

254. Sales de estroncio: Sr^{..}.—Derivan del SrO. En la Naturaleza se encuentran la *celestina* (SrSO_4) y la *estroncianita* (SrCO_3).

PROPIEDADES.—Son incoloras y con solubilidad parecida a las de calcio y bario, aunque intermedia: son, pues, insolubles en el agua, excepto el cloruro, bromuro, yoduro, nitrito y nitrato, que son solubles.

OBTENCIÓN.—Se parte de la celestina o de la estroncianita; si se emplea la primera debe transformarse antes en sulfuro reduciéndola con carbón:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Comunican a la llama color rojo carmesí.
 2.º Con el oxalato amónico dan precipitado blanco de oxalato de estroncio, algo soluble en ácido acético.
 3.º Con el agua de yeso dan precipitado blanco, lento, de SrSO_4 .
 4.º Con los sulfatos alcalinos dan precipitado blanco de SrSO_4 , bastante abundante.

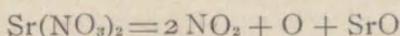
255. Nitrato de estroncio: $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 211,6.
Solub. a 20º : 66,1 gr.
Sist. crist. : monocl.

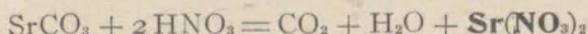
Est. fis. : sól. incoloro.
Ebull. : se descompone.

Dens. : 2,98
Fus. : 645º.

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales incoloros, bastante solubles en el agua e inalterables al aire. Calcinado, deja residuo de óxido:



OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el SrCO_3 o el SrS por el HNO_3 :



APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo; además sirve en los fuegos artificiales para obtener bengalas rojas.

256. Elemento bario: Ba. — No se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando sales, como sulfato y carbonato.

Peso atóm. : 137,4.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 850º.

Dens. : 3,78.
Ebull. : 1150º.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco, como el estaño. Al aire se empaña, tomando primero un color gris y después negro. Descompone al agua a la temperatura ordinaria dando H.

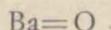
OBTENCIÓN. — Se obtiene por electrólisis de una solución concentrada de BaCl_2 con cátodo de Hg; la amalgama resultante, destilada en corriente de H, deja hidruro de bario, que calentado en el vacío desprende H.

APLICACIONES. — Hasta ahora no ha sido objeto de aplicaciones, a causa de su elevado precio; cuando se abarate, podría servir como deshidratante.

257. Combinaciones del Ba con el H y O. — Las principales son: H_2Ba , BaO , BaO_2 y $\text{Ba}(\text{OH})_2$.



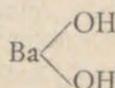
Hidruro de bario



Óx. de bario



Bióx. de bario



Hidróx. de bario

258. Bióxido de bario: BaO₂. — Se llama también *peróxido*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 169,4.

Est. fis. : sól. blanco.

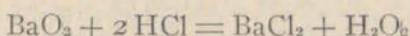
Dens. : 4,96.

Solub. : poco soluble.

Fus. : a 800º se descomp.

Sist. crist. : cuadrá

PROPIEDADES. — Se presenta en polvo blanco, que a 800º pierde un átomo de O y se convierte en óxido normal. Su carácter principal consiste en ser oxidante enérgico, por la facilidad con que cede el O. Con los ácidos da agua oxigenada :



OBTENCIÓN. — Se obtiene calentando al aire, entre 500 y 600º, el BaO.

APLICACIONES. — Sirve para la obtención del H₂O₂, para la industria del blanqueo y para la producción de O.

259. Sales de bario: Ba^{..}. — Derivan del BaO. En la Naturaleza se hallan la *baritina* (BaSO₄) y la *witerita* (BaCO₃).

PROPIEDADES. — Son de suyo blancas, bastante densas, y en general insolubles en el agua, excepto el cloruro, bromuro, yoduro, nitrito y nitrato: las solubles en el agua y/o en los ácidos diluidos son venenosas.

OBTENCIÓN. — Se parte, bien de la *witerita*, bien de la *baritina*, previa transformación en sulfuro por medio del carbón al rojo.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Comunican a la llama color verde manzana.

2.º Con el oxalato amónico dan precipitado blanco de oxalato bárico, insoluble en ácido acético.

3.º Con el agua de yeso dan precipitado blanco, abundante, de BaSO₄.

4.º Con los sulfatos alcalinos dan precipitado blanco, muy abundante de BaSO₄.

260. Nitrato de bario: Ba(NO₃)₂. — No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 261,41.

Est. fis. : sól. incoloro.

Dens. : 3,2.

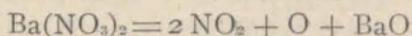
Solub. a 20º : 9,2 gr.

Fus. : 592º.

Ebull. : se descomp.

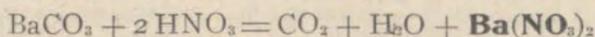
Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales incoloros, no muy solubles en el agua. Al rojo se descompone transformándose en óxido :



OBTENCIÓN. — Se obtiene : 1.º Tratando una solución de BaCl₂ por otra de NaNO₃.

2.º Tratando el BaCO₃ por el HNO₃ :



APLICACIONES. — Se usa en la obtención del óxido y del bióxido de bario; para comunicar mayor refringencia al vidrio, y en pirotecnia para dar color verde a los fuegos artificiales.

261. Nociones de radioactividad.—*Radioactividad* es el fenómeno por el cual algunos cuerpos emiten rayos en sí invisibles y de efectos sorprendentes, como son impresionar las placas fotográficas, atravesar substancias opacas, excitar la fluorescencia y fosforescencia de los cuerpos, comunicar la conductibilidad eléctrica a los gases, etc.

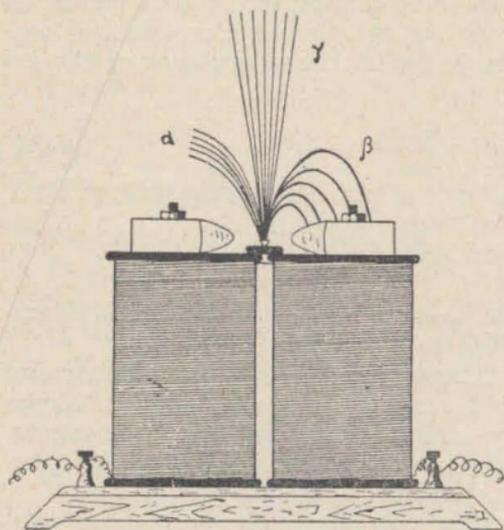


Fig. 133. — Desviación de las radiaciones del radio mediante un electroimán.

radioactivo, que llamaron *radio*, y bismuto muy radioactivo, que llamaron *polonio*. Más tarde Debirne descubrió el *actinio*.

MEDIDA DE LA RADIOACTIVIDAD.—La radioactividad se mide: 1.º, por los *efectos químicos*, o sea, por la intensidad con que los cuerpos radioactivos impresionan las placas fotográficas; 2.º, por los *efectos luminosos*, o sea, por la intensidad con que excitan la fluorescencia del sulfuro de cinc o del platinocianuro de bario; 3.º, por los *efectos eléctricos*, de ionización y conductibilidad eléctrica de gases, pues descargan los electroscopios.

RADIACIONES DE LOS CUERPOS RADIOACTIVOS.—Son tres, a saber: rayos α , rayos β y rayos γ , que salen juntos, pero que pueden separarse por medio de electroimanes: los rayos α y β se desvían a uno y otro lado de la dirección primitiva; en cambio, los rayos γ no experimentan desviación alguna (fig. 133).

Los rayos α están constituidos de partículas positivas, de peso atómico 4, y se creen ser núcleos de helio: su velocidad oscila entre 15.000 y 20.000 km. por segundo, pudiendo atravesar láminas delgadas de aluminio. Los rayos β son partículas eléctricas negativas (electrones), de masa 1.840 veces menor que la del átomo de H, como los rayos catódicos de los tubos Crookes y de los tubos de rayos X: su velocidad oscila entre 100.000 y 300.000 km. por segundo, y su poder de penetración es mayor que el de los rayos α . Los rayos γ son ondas

SU DESCUBRIMIENTO. — Becquerel en 1896 notó que las sales de uranio impresionaban las placas fotográficas a través de cuerpos opacos: estos rayos del uranio, parecidos a los rayos X y a los rayos catódicos, fueron llamados *rayos Becquerel*. Poco después, en 1898, los esposos Curie advirtieron que el torio emitía rayos parecidos a los del uranio, y por esto llamaron a todos estos cuerpos *radioactivos*. Mayor radioactividad aún encontraron en ciertos minerales de uranio, llamados *pechblenda* y *calcolita*, de los que llegaron a separar bario muy ra-

electromagnéticas, como los rayos X, pero de longitud de onda mucho menor; su velocidad es como la luz, de 300.000 km. por segundo, y llegan a atravesar espesores de 150 mm. de plomo.

ENERGÍA DE LOS CUERPOS RADIOACTIVOS.—Lo más notable de estos cuerpos es su continua actividad, sin consumo aparente de energía: esta actividad, aun en los compuestos, depende sólo de la cantidad de elemento presente, sin que hasta ahora se haya podido acelerar o retardar artificialmente. Así 60 gramos de radio producirían el mismo efecto calorífico que un horno que consumiese 5 kg. de carbón por hora (unos 43.000 kg. al año), y esto por espacio de más de dos mil años. El secreto de la utilización de muchos de los cuerpos radioactivos estaría en lograr modificar la velocidad de esta emisión de energía.

Para ver los rayos alfa se ha ideado el espintariscopio, que consta de una lente con un tubo, en cuyo interior existe una partícula de sal de radio y una pantalla de sulfuro de cinc: los impactos de las partículas α sobre la pantalla determinan unos puntitos blancos brillantes, pero muy fugaces (fig. 134).

DESINTEGRACIÓN DE LA MATERIA.—Es el fenómeno por el cual los átomos de los cuerpos se convierten en otras sustancias. Puede ser artificial y natural.

La *desintegración artificial* se consigue haciendo actuar las partículas α sobre determinados elementos: es que, por hallarse condensada en estas partículas tanta energía cinética, hacen estallar los átomos.

Esta desintegración sólo se ha conseguido con elementos ligeros, a saber, el N, B, F, Na, Al y P, los cuales emiten partículas "H", o sea, núcleos de H de peso atómico 1. Pero el bombardeo de los rayos α sobre el N no sólo determina la expulsión de un núcleo de H, sino que, además, introduce en su núcleo una partícula α ; de lo cual resulta que el peso atómico del N disminuye por un lado en una unidad, por la salida de un protón, y por otro lado gana cuatro unidades con la entrada de un núcleo de helio (total $14 - 1 + 4 = 17$), siendo este nuevo elemento un isótopo del oxígeno.

La *desintegración natural* es la que tiene lugar espontáneamente en los elementos más pesados, uranio y torio, por emisión de partículas α y β y de rayos γ . Los residuos atómicos desintegrados son nuevos elementos que, a su vez, se desintegran también, hasta llegar al plomo, que ya no se desintegra más. El uranio da dos series, la del radio y la del actinio; el torio da una sola serie. Se distingue el plomo de cada serie, del plomo corriente, por su peso atómico, que es diferente en todos ellos: el Pb del radio, 206; el Pb del torio, 208 y el Pb ordinario, 207,2.

La duración de la desintegración espontánea varía enormemente, según los elementos. Se llama *período de transformación* el tiempo que



Fig. 134. — Espintariscopio de Crookes.

un elemento necesita para reducirse a la mitad: este período es 1,443 veces menor que la llamada *vida media*. La vida media del uranio es de 7.000 millones de años; la del radio es de 2.240 años; la del actinio X es de 16,5 días, y la de la emanación de torio o torón es sólo de 78 segundos.

262. Elemento radio: Ra.—No se encuentra aislado en la Naturaleza, sino junto con minerales de uranio en la *pechblenda*, *autunita* y *carnotita*.

Peso atóm. : 226.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 700°.

Dens. : 6,0.
Ebull. : se sublima.

PROPIEDADES.—Es un cuerpo sólido, blanco, brillante, que se altera fácilmente al aire y descompone al agua, como los demás metales alcalinotérreos, con desprendimiento de H. Calentado en presencia

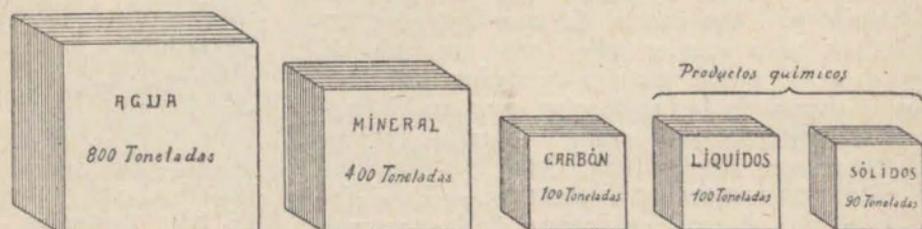


Fig. 135. — Productos necesarios para la obtención de un gramo de sal de radio

de N, da nitruro. Lo más notable del radio es su radioactividad, que conserva en sus compuestos.

OBTENCIÓN.—Se obtiene por electrólisis del RaCl_2 con cátodo de Hg: la amalgama formada se destila, a 700°, en corriente de H.

APLICACIONES.—Como elemento no tiene aplicación por su gran alterabilidad; pero sí mucha en combinación, pues entre todos los elementos radioactivos, es el que, en mejor grado, posee las propiedades radioactivas. De 1899 a 1933 se han producido en todo el mundo sólo unos 700 gr. de este metal.

263. Sales de radio: Ra⁺⁺.—Se encuentran siempre con minerales de uranio, como la *pechblenda*, *autunita* y *carnotita*. Como minerales radioactivos de la serie del torio merecen citarse la *torita* y la *monazita*.

PROPIEDADES.—Las más interesantes se refieren a la radioactividad, o sea, al poder de emitir espontáneamente partículas α y β y radiaciones γ . La radioactividad de estas sales depende de la proporción de elemento radio contenido en la molécula, pues es una de las propiedades llamadas atómicas. Las sales de radio más importantes son: RaCl_2 , RaBr_2 y RaSO_4 .

OBTENCIÓN.—Se parte de los residuos de la obtención del uranio, que son sulfatos de Ba, Ra, Ac, Po y otros metales. Se funden con

Na_2CO_3 y luego se tratan por H_2O : la parte insoluble contiene carbonatos de Ba, Ra y otros metales que se eliminan por tratamientos alternos de HCl y Na_2CO_3 . Al fin queda BaCl_2 y RaCl_2 , que se separan por cristalizaciones fraccionadas, hasta 500 (fig. 135).

APLICACIONES. — Se emplean en medicina para curar el cáncer, en agricultura como abono estimulante, y además para aumentar la luminosidad de las sustancias ya de suyo fosforescentes. En el comercio se expenden en tubos de unos pocos miligramos. Un gramo de sal de radio cuesta cerca de medio millón de pesetas: es que, para obtener un gramo de esta sal, se necesitan 400 toneladas de mineral; y la serie de tratamientos exige 800 toneladas de agua, 100 toneladas de carbón, 100 toneladas de productos líquidos (como ácidos) y 90 toneladas de productos sólidos, sobre todo Na_2CO_3 .

CAPÍTULO XXXII

MAGNESIO, CINC Y CADMIO

264. Elemento magnesio: Mg. — No se halla libre en la Naturaleza, sino formando diversas sales, como cloruros, sulfatos, carbonatos y silicatos.

Peso atóm. : 24,32.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 651°.

Dens. : 1,74.
Ebull. : 1120°.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco argentino, algo tenaz, dúctil y maleable; su densidad es poca.

Al aire seco no se altera; pero al aire húmedo se recubre de una capa blanca de óxido. Calentado al aire arde con luz blanca vivísima, por efecto del MgO formado, que se pone incandescente y posee gran poder emisivo. A la temperatura de combustión, el Mg reduce a los óxidos de casi todos los restantes metales y a los anhídridos de los metaloides. Descompone al agua en caliente con formación de H, y es atacado por todos los ácidos diluídos con desprendimiento también de H.

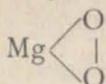
OBTENCIÓN. — Se obtiene por electrólisis de la carnalita fundida ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$) en crisol de hierro, que hace de cátodo, y con ánodo de C.

APLICACIONES. — En polvo y mezclado con KClO_3 se usa para sacar fotografías en sitios oscuros; aleado con el Al da el *magnalio*; sirve para obtener varios cuerpos, como el B y Si, y en los laboratorios se emplea como reductor y para ciertas síntesis orgánicas.

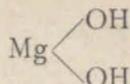
265. Combinaciones del Mg con el H y O. — Sólo se conocen el MgO, el MgO_2 y el $\text{Mg}(\text{OH})_2$.



Óx. de magnesio



Peróx. de magnesio



Hidróx. de magnesio

266. Óxido de magnesio: MgO. — Se llama vulgarmente *magnesia usta*, *magnesia calcinada* o simplemente *magnesia*. En la Naturaleza forma el mineral *periclasa*.

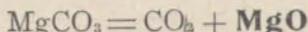
Peso mol. : 40,32.
Solub. : reacciona.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 2800°.

Dens. : 3,22.
Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Es un polvo blanco, muy ligero, casi infusible y que brilla mucho al rojo. Es muy poco soluble en el agua, con la cual se combina algo dando reacción alcalina; pero, si ha experimentado una fuerte calcinación, ya no se combina con el agua.

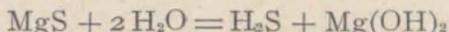
OBTENCIÓN. — Se obtiene por calcinación del carbonato:



APLICACIONES. — Se emplea en medicina como substancia alcalina débil y en la fabricación de materiales refractarios.

267. Sales de magnesio: Mg⁺⁺. — Derivan del MgO. Las hay muchas en la Naturaleza, como la *carnalita* (KCl · MgCl₂ · 6 H₂O), *epsomita* (MgSO₄ · 7 H₂O), *talco* (Mg₃Si₄O₁₂H₂), *asbesto* y *amianto* (CaMg₃Si₄O₁₂) y *serpentina* (Mg₃Si₃O₈ · x H₂O).

PROPIEDADES. — Son de suyo incoloras, y en general solubles en el agua, excepto el fosfato, arseniato, carbonato y silicatos. Poseen sabor amargo. Las de ácido volátil se descomponen casi todas al rojo sombra, dejando residuo de óxido. Algunas, como el sulfuro, experimentan la hidrólisis:



OBTENCIÓN. — Se parte del cloruro, sulfato o carbonato de Mg naturales.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con KOH o NaOH, en ausencia de sales amónicas, dan precipitado blanco de Mg(OH)₂.

2.º Con Na₂HPO₄, NH₄Cl y NH₄OH dan precipitado blanco de MgNH₄PO₄, soluble en los ácidos e insoluble en el amoníaco.

3.º Al soplete, sobre el carbón y con Co(NO₃)₂, dan una masa de color rosado (rojo de carne).

268. Sulfato magnésico: MgSO₄ · 7 H₂O. — Se llama *sal de la Higuera* y *sal amarga*. En la Naturaleza forma diferentes minerales, como la *kieserita* (MgSO₄ · 2 H₂O), *epsomita* (MgSO₄ · 7 H₂O) y *kainita* (KCl · MgSO₄ · 3 H₂O).

Peso mol. : 120,39.
Solub. a 20° : 44 gr.

Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : 150°.

Dens. : 2,65.
Ebull. : a 940° se descomp.

Sist. crist. : rómbico y monocl.

PROPIEDADES. — Es una sal incolora, cristalina, muy soluble en el agua. Es isomorfo de los sulfatos de Zn, Co, Ni y Mn divalentes, constituyendo la *serie* llamada *magnesiána*, que tiene la propiedad de unirse a los sulfatos alcalinos dando ori-

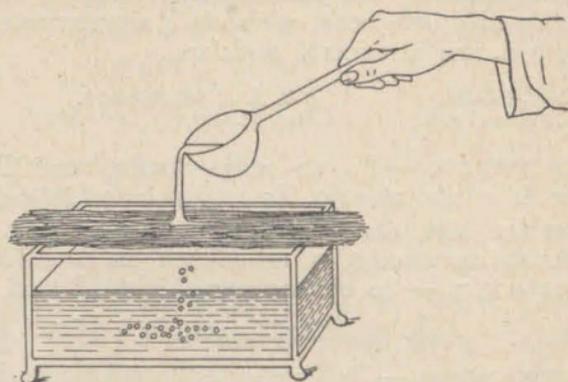


Fig. 136. — Obtención de la granalla de cinc

gen a sales dobles, como $K_2Mg(SO_4)_2$, $(NH_4)_2Zn(SO_4)_2$, etc.

OBTENCIÓN. — Se extrae de la *kieserita*, de la *epsomita* o también de la *kainita*, la cual, en solución concentrada, precipita primero $MgSO_4$.

APLICACIONES. — Se emplea como purgante en medicina, para el apresto de los tejidos y en la fabricación de materias colorantes.

269. Elemento cinc: Zn. — No se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando sulfuro, carbonato y silicato.

Peso atóm. : 65,38.

Est. fís. : sól. blanco-azulado.

Dens. : 7,13.

Solub. : insoluble.

Fus. : 419,2°.

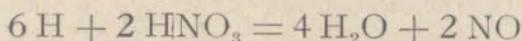
Ebull. : 931°.

Síst. crist. : regular.

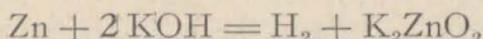
PROPIEDADES. — Es un metal blancoazulado, de blandura especial que ciega las limas. A la temperatura ordinaria es frágil, de modo que para pulimentarlo hay que calentarlo; pero a 300° se hace tan frágil, que puede pulverizarse con el martillo. El Zn fundido y arrojado al agua fría se convierte en gránulos huecos, llamados *granalla de cinc* (fig. 136).

Al aire seco no se altera; pero en el húmedo se recubre de una capa de óxido y carbonato que lo preserva de una oxidación ulterior. Al rojo arde en el aire con llama azulada. Desaloja de sus sales gran parte de los metales, así como al H de

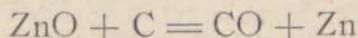
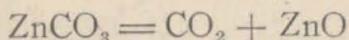
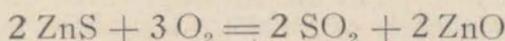
los ácidos; pero, con el HNO_3 , el H nascente reduce al ácido dando NO y a veces NH_3 , si está diluído:



La potasa y sosa cáustica lo disuelven dando H y cincato:



OBTENCIÓN. — Se parte del sulfuro o del carbonato naturales, que por tostación o calcinación pasan a óxido, y éste se reduce por el carbón:



APLICACIONES. — Aleado con el cobre, forma el latón; laminado, sirve para fabricar recipientes y para recubrir los tejados de las casas en algunos países; depositado sobre el hierro, impide su oxidación, constituyendo lo que se llama *hierro galvanizado*. En los laboratorios sirve para la obtención del H y para varias operaciones de reducción.

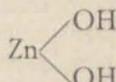
270. Combinaciones del Zn con el H y O. — Las principales son: ZnO , ZnO_2 y Zn(OH)_2 .



Óxido de cinc



Peróx. de cinc



Hidróxido de cinc

271. Óxido de cinc: ZnO . — Se conoce también con el nombre de *blanco de cinc*, y en la Naturaleza forma el mineral llamado *zincita*.

Peso mol. : 81,4.

Solub. a 20º : 0,0005. gr.

Sist. crist. : hexagonal.

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : 1200º.

Dens. : 5,64.

Ebull. : 2350º.

PROPIEDADES. — Es un polvo de color blanco en frío y amarillo en caliente, infusible, ligero e insoluble en el agua. Mezclado con ZnCl_2 forma una masa dura de cloruro básico (Zn_2OCl_2); con los ácidos da sales de cinc y con las bases da cincatos.

OBTENCIÓN. — Se obtiene oxidando el cinc al rojo, o bien calcinando el carbonato.

APLICACIONES. — Sirve en pintura, en vez del albayalde, y mezclado con ZnCl_2 y arena da el llamado *cemento metálico*, muy útil para enlazar las piedras.

272. Sales de cinc: Zn⁺⁺.—Derivan del ZnO. Se hallan varias en la Naturaleza, como la *blenda* (ZnS), *smithsonita* (ZnCO₃), *hidrocincita* o *cinconisa* (ZnCO₃·Zn[OH]₂) y *calamina* (ZnSiO₃·Zn[OH]₂).

PROPIEDADES.—Son de suyo blancas e insolubles en el agua, excepto el cloruro, nitrato y sulfato, que son solubles.

OBTENCIÓN.—Se parte, bien del Zn metálico, bien de la *blenda* o *smithsonita*.

RECONOCIMIENTO.—1.º Con KOH o NaOH dan precipitado blanco de Zn(OH)₂, soluble en exceso de reactivo, por formación de cincato (Na₂ZnO₂).

2.º Con los carbonatos alcalinos dan precipitado blanco de carbonato básico de cinc (ZnCO₃·Zn[OH]₂), con desprendimiento de CO₂.

3.º Con H₂S o (NH₄)₂S dan precipitado blanco de ZnS.

4.º Al soplete, sobre el carbón y con Co(NO₃)₂, dan una masa verde, llamada *verde de Rimmann*.

PRINCIPALES SALES DE CINCO.—Son el cloruro, y además el sulfuro, sulfato y carbonato.

El *sulfuro de cinc* (ZnS) forma en la Naturaleza el mineral llamado *blenda*. Es un cuerpo blanco, insoluble en el agua, pero soluble en los ácidos minerales diluïdos; por el calor se vuelve fosforescente, sobre todo cuando encierra algunas impurezas de cloruros. Se obtiene tratando unâ sal soluble de cinc por sulfuro amónico. El sulfuro natural sirve para la extracción del cinc, y el artificial se emplea como materia fosforescente.

El *sulfato de cinc* (ZnSO₄·7H₂O) forma en la Naturaleza el mineral *goslarita* (hidratado) y *zincosita* (anhidro). Es una sal incolora, cristalina, eflorescente al aire, muy soluble en el agua y difícilmente descomponible por el calor. Se obtiene tratando el cinc, su óxido o su carbonato por el H₂SO₄. Se usa como desinfectante, como mordiente, y para la conservación de la madera y de las pieles (1).

El *carbonato de cinc* (ZnCO₃) forma en la Naturaleza el mineral llamado *smithsonita* o *calamita noble*. Es un cuerpo blanco, insoluble en el agua, que cristaliza en romboedros, isomorfos de los de la calcita. Al añadir un carbonato alcalino a una sal de cinc, se forma carbonato básico de cinc. Se obtiene haciendo actuar CO₂ sobre una solución de ZnCl₂ a 80º, con algo de amoníaco. El producto natural sirve para la extracción del cinc, y el artificial se emplea para el mordentado de la lana.

273. Cloruro de cinc: ZnCl₂·H₂O.—No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 136,29.

Solub. a 20º : 368 gr.

Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. incoloro.

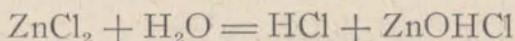
Fus. : 262º.

Dens. : 2,75.

Ebull. : 730º.

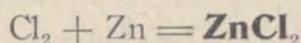
(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 104-107.

PROPIEDADES. — Es una sal incolora, sumamente soluble en el agua y muy delicuescente. Su solución disuelve con facilidad los óxidos metálicos, en especial al ZnO. Anhidro, se presenta como una masa blanca, llamada *manteca de cinc*. Al calentar la solución de $ZnCl_2$, se descompone parcialmente, desprendiendo HCl y dejando sal básica:



Estando anhidro es extraordinariamente ávido del agua, por lo cual desorganiza las sustancias orgánicas carbonizándolas; de aquí que sea venenoso.

OBTENCIÓN. — 1.º El *anhidro* se obtiene haciendo actuar el Cl seco sobre el Zn en caliente:



2.º El *hidratado*, tratando el Zn por el HCl (1).

APLICACIONES. — En los laboratorios se emplea como deshidratante; además, sirve para evitar la putrefacción de la madera, y mezclado con NH_4Cl , se usa para las soldaduras, pues disuelve los óxidos metálicos.

274. Cadmio y sus compuestos. — El *cadmio* no se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando sulfuro, llamado *greenockita*.

Peso atóm. : 112,4.

Est. fis. : sól. blanco.

Dens. : 8,65.

Solub. : insoluble.

Fus. : 322º.

Ebull. : 786º.

Sist. crist. : regular.

Es un metal blanco azulado, blando como el plomo y de aspecto parecido al estaño; al aire no se altera, pero calentado se oxida. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo atacan con dificultad, no así el clorhídrico. Se obtiene en la metalurgia del cinc, pues las blendas encierran algo de cadmio, y como éste destila primero, es fácil separarlo del cinc. Sirve para obtener aleaciones fusibles, y amalgamado con el Hg, como mástic de los dentistas.

Las *combinaciones del Cd con el H y O* son: el óxido de cadmio (CdO) y el hidróxido de cadmio (Cd[OH]₂). Entre sus sales la más importante es el sulfato (3 CdSO₄ · 8 H₂O), que se presenta en cristales incoloros, inalterables al aire y muy solubles en el agua, los cuales se obtienen tratando el Cd, su ácido o su carbonato por el H₂SO₄; se usa en medicina como antioftálmico.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 231.

CAPÍTULO XXXIII

PLOMO, COBRE Y MERCURIO

275. Elemento plomo: Pb. — Se halla poco en estado nativo; en cambio, abunda formando sales, sobre todo sulfuro, sulfato, fosfato y carbonato.

Peso atóm. : 207,2.

Solub. : reacciona algo.

Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. grisáceo.

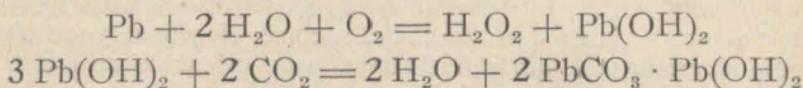
Fus. : 326,9°.

Dens. : 11,35.

Ebull. : 1613°.

PROPIEDADES. — Es un metal gris azulado, de mucho brillo recién cortado; blando, maleable y poco tenaz. Posee gran densidad y punto de fusión bajo.

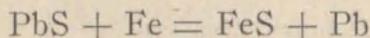
Al aire se oxida superficialmente formando Pb_2O , que le quita el brillo metálico y lo protege de oxidación ulterior: fundido, se oxida con bastante rapidez formando PbO . El agua, de suyo, no lo ataca; pero, como siempre tiene CO_2 y O , de hecho sí lo ataca:



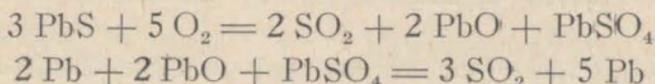
Con esta diferencia, que el agua ordinaria, como tiene siempre sulfatos, forma $PbSO_4$, que se deposita sobre el Pb e impide el ulterior ataque; en cambio, el agua destilada disuelve al $Pb(OH)_2$ y así el ataque se continúa indefinidamente.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico apenas lo atacan; el HNO_3 lo disuelve con energía dando vapores rojos.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por *precipitación*, cuando la galena contiene mucha sílice, para lo cual se funde la galena (PbS) en presencia de Fe :



2.º Por *reacción*, cuando la galena encierra poca sílice; para ello se tuesta incompletamente, con lo cual parte pasa a óxido y parte a sulfato, y éstos reaccionando con el sulfuro remanente, dejan el Pb en libertad:



APLICACIONES. — Sirve para conducciones de agua y de gases; para revestir las cámaras de las fábricas de H_2SO_4 ; para preparar casi todos sus compuestos, y en varias aleaciones, como caracteres de imprenta, perdigones, etc.

276. Combinaciones del Pb con el H y O. — Las principales son: Pb_2O , PbO , PbO_2 , Pb_2O_3 , Pb_3O_4 y $\text{Pb}(\text{OH})_2$.



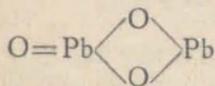
Subóxido de plomo



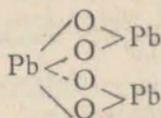
Protóxido de plomo



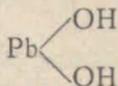
Bióxido de plomo



Metaplumbato de plomo



Ortoplumbato de plomo



H dróxido de plomo

277. Protóxido de plomo: PbO . — Vulgarmente se llama *masicot* o *litargirio*. En la Naturaleza forma el mineral llamado *masicot*.

Peso mol : 223,2.

Solub. a 20º : 0'01 gr.

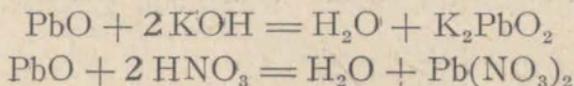
Est. fis. : sól. rojizo.

Fus. : 87.º.

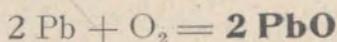
Dens. : 9,2.

Sist. crist. : tetrag.

PROPIEDADES. — Cuando se presenta amorfo y de color amarillo se llama *masicot*, y cuando se halla cristalizado en escamas anaranjadas, *litargirio*. Calentado al aire se oxida parcialmente dando *minio*. Es insoluble en el agua, pero soluble en los álcalis con formación de plumbitos, y en los ácidos con formación de sales plúmbicas:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por acción del aire sobre el Pb fundido: ^{3110°}



2.º Oxidando en caliente el Pb mediante el nitrato sódico (1):

APLICACIONES. — Se emplea para fabricar acetatos de plomo, para hacer secante el aceite de linaza, para la obtención del minio y en la industria del cristal.

278. Bióxido de plomo: PbO₂. — Se llama vulgarmente *óxido pulga*, a causa de su color pardorrojizo. En la Naturaleza forma el mineral *pattnerita*.

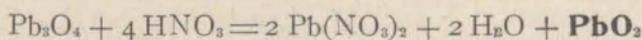
Peso mol. : 239,2.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. pardorrojizo.
Fus. : a 310° se descomp.

Dens. : 8,9.
Sist. crist. : tetrag.

PROPIEDADES. — Es insoluble en el agua y en los ácidos diluídos. Es asimismo oxidante enérgico; y por esto, mezclado con sustancias combustibles, como el S, forma mezclas explosivas, peligrosas de manejar.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el minio por el HNO₃ de mediana concentración (2).



APLICACIONES. — Se usa como oxidante en los laboratorios, y en la industria para la fabricación de cerillas.

279. Minio: Pb₃O₄. — Químicamente es el *ortoplumbato de plomo*, con un átomo de Pb tetravalente y dos divalentes. En la Naturaleza forma el mineral llamado también *minio*.

Peso mol. : 685,6.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. rojo.
Fus. : a 640° se descomp.

Dens. : 8,6.

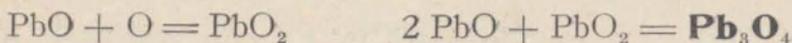
PROPIEDADES. — Se presenta como polvo rojo escarlata, muy hermoso, que se obscurece por el calor, y recobra el color primitivo al enfriarse. Su densidad es muy grande. Calentado fuertemente, desprende O. El HNO₃ de mediana concentración lo disuelve parcialmente, para formar nitrato plúmbico y dejar PbO₂.

OBTENCIÓN. — Se obtiene calentando gradualmente hasta

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 193.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 194.

450° el *masicot* en corriente de aire, con lo cual parte del PbO pasa a PbO_2 , y éste reaccionando con el PbO remanente, da minio (1).



APLICACIONES. — Se usa en pintura con los nombres de *minio de plomo* y *rojo de París*, y en la fabricación del cristal.

280. Sales de plomo: Pb. — Proceden del PbO . En la Naturaleza se hallan la *galena* (PbS), *anglesita* (PbSO_4), *piromorfita* ($\text{Pb}_3\text{Cl}[\text{PO}_4]_2$) y *cerusita* (PbCO_3).

PROPIEDADES. — Son insolubles en el agua, excepto el nitrato y acetato, y de suyo incoloras, a excepción del sulfuro, que es negro, y el yoduro, que es amarillo. Son venenosas, ocasionando la enfermedad llamada *saturnismo*, que comienza por anemia y acaba en parálisis. Ciertos metales, como el Zn , las reducen a metal, formando las precipitaciones conocidas con el nombre de *árbol de Saturno* (fig. 137).

OBTENCIÓN. — Se parte el Pb metálico, que a su vez procede casi exclusivamente de la galena.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el H_2SO_4 y los sulfatos solubles dan precipitado blanco de PbSO_4 .

2.º Con el HCl y los cloruros solubles dan precipitado blanco de PbCl_2 , soluble en caliente.

3.º Con el KI dan precipitado amarillo intenso de PbI_2 , soluble en caliente.

4.º Con el K_2CrO_4 o el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ dan precipitado amarillo de PbCrO_4 .

PRINCIPALES SALES DE PLOMO. — Son el hidrocarbonato y, además, el sulfuro y nitrato.

El *sulfuro de plomo* (PbS) forma en la Naturaleza el mineral llamado *galena*. Es un cuerpo negro, que cristaliza en el sistema regular, insoluble en el agua y en los ácidos diluïdos, pero soluble en HCl concentrado. Se obtiene tratando una solución de sal de plomo por H_2S . El mineral natural se emplea para la extracción del plomo y como detector en radiotelefonía.

El *nitrato de plomo* ($\text{Pb}[\text{NO}_3]_2$) no se encuentra libre en la Naturaleza, y se presenta en cristales incoloros del sistema regular, bastante solubles en el agua y de mucha densidad, comparada con la de otras sales de aspecto parecido; por el calor se descompone en PbO y NO_2 . Se obtiene tratando el Pb por el HNO_3 de mediana concentración. Se emplea en los laboratorios como reactivo y para la preparación del NO_2 (3).

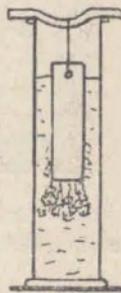


Fig. 137. — Árbol de Saturno (2).

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 195.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 187.

(3) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 220.

281. Hidrocarbonato de plomo: $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb(OH)}_2$. — Se llama comúnmente *albayalde* o *cerusa*. En la Naturaleza forma el mineral *cerusita*.

Peso mol. : 755,6.

Est. fis. : sól. blanco.

Dens. : 6,43.

Solub. a 20º : 0,0001 gr.

Fus. : a 315º se descomp.

Síst. crist. : rómbico.

PROPIEDADES. — Es un polvo blanco, pesado, insoluble en el agua, que tiene la propiedad de *cubrir* mucho, o sea, de tapar mucho otros colores cuando se pinta con este cuerpo sobre

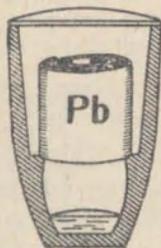


Fig. 138 — Crisol para la obtención del albayalde.

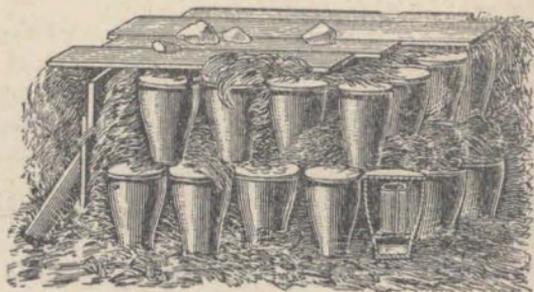
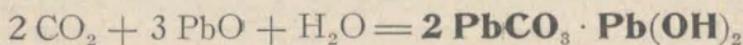


Fig. 139. — Disposición de los crisoles en el estiercol para la obtención del albayalde.

ellos, a causa de su gran poder refringente. Calentado a más de 300º pierde CO_2 , quedando por fin un residuo de óxido.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por el *método holandés*, haciendo actuar CO_2 sobre PbO , usando como auxiliar el ácido acético (figs. 138 y 139).



El CO_2 se obtiene por fermentación del estiércol, que a la vez da calor y facilita la evaporación del vinagre, que contiene ácido acético.

2.º Por el *método de Luckow*, por electrólisis con electrodos de Pb , de una mezcla de KClO_3 y Na_2CO_3 , mientras se hace circular por el baño una corriente de CO_2 (1).

APLICACIONES. — Se usa como pintura blanca, pero ofrece el inconveniente de ennegrecerse con emanaciones sulfhídricas, por lo cual con frecuencia se le reemplaza por ZnS .

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 221.

282. Elemento cobre: Cu. — Se halla nativo en la Naturaleza, y además formando *cuprita* (Cu_2O), sulfuros y carbonatos.

Peso mol. : 63,57.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. rojo.

Fus. : 1083°.

Dens. : 8,94.

Ebull. : 2292°.

PROPIEDADES. — Es un metal rojo característico, muy dúctil y maleable, muy buen conductor del calor y de la electricidad y bastante denso.

En el aire seco se recubre de una ligera capa de óxido, que lo protege: al aire húmedo forma hidrocarbonato verde

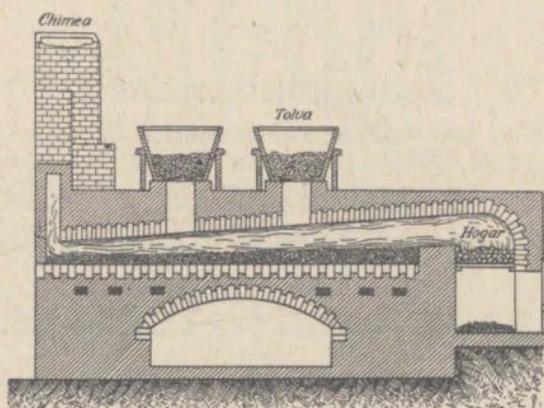
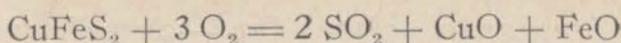


Fig. 140. — Horno para la obtención del cobre

($\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}[\text{OH}]_2$), llamado vulgarmente *cardenillo* o *verdete*, si bien el verdadero cardenillo es el acetato. Al rojo, en presencia del aire, se recubre de una capa de CuO negro, que salta al ser golpeada con un martillo (*batiduras de cobre*).

No descompone al agua ni en frío ni en caliente. Se combina con el Cl directamente y con el S en caliente. El HCl apenas lo ataca; el H_2SO_4 concentrado y caliente desprende SO_2 ; el HNO_3 lo disuelve con energía dando vapores rojos. Todos los ácidos, aun los débiles, lo atacan en presencia del O . El hidróxido amónico lo disuelve en presencia del aire dando un líquido azul. El Zn y Fe precipitan Cu de sus sales.

OBTENCIÓN. — Se parte de la *calcopirita* (FeCuS_2): a) Primero se tuesta el mineral para eliminar el As , si lo hay, en forma de As_2O_3 , y parte del S en forma de SO_2 (fig. 140):



b) Se calcina la mezcla de óxidos y sulfuro remanente con sílice, para producir silicato de Fe fusible, que se elimina como escoria; el producto resultante se llama *mata cobriza*:

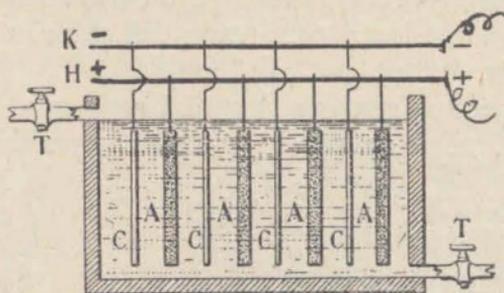
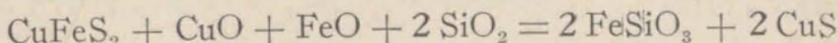
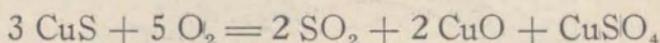
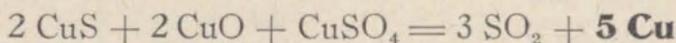


Fig. 141. — Afinación electrolítica del cobre

c) Se tuesta de nuevo el producto, y parte del CuO pasa a sulfato; la mezcla resultante de FeS , CuO y CuSO_4 se llama *mata blanca*:



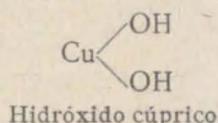
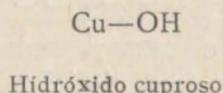
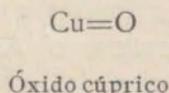
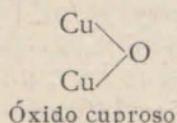
d) La mata blanca se calcina fuertemente, con lo cual se desprende SO_2 y el Cu , llamado aquí *cobre negro*, queda en libertad:



e) El cobre negro se purifica electrolíticamente poniéndolo como ánodo en una cuba con solución de CuSO_4 y cátodo de cobre puro. El cobre resultante se llama *cobre electrolítico* (fig. 141).

APLICACIONES. — Se emplea como conductor eléctrico, en diversos aparatos industriales y eléctricos, en las monedas, y formando parte de muchas aleaciones, como bronce y latón.

283. Combinaciones del Cu con el H y O. — Las principales son: Cu_2O , CuO , CuOH y Cu(OH)_2 .



284. Óxido cuproso: Cu₂O. — Forma en la Naturaleza el mineral *cuprita* o *ciguelina*.

Peso mol. : 143,14.

Est. fís. : sól. rojo.

Dens. : 5,7.

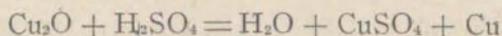
Solub. : insoluble.

Fus. : al rojo.

Ebull. : a 1662° se disocia

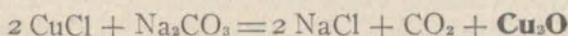
Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, cristalino, de color rojo rubí, insoluble en el agua. Los ácidos lo atacan, pero dando sulfato cúprico, por quedar cobre libre:



El amoníaco lo disuelve y luego, en contacto del aire, se oxida tiñéndose de azul. El Cu₂O se forma al tratar las sales cúpricas por reductores enérgicos, como la glucosa; esto si se opera en caliente, porque en frío se forma CuOH amarillo.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el CuCl por el Na₂CO₃ (1):



APLICACIONES. — Su formación sirve para reconocer la glucosa, y además se utiliza para teñir de rojo el vidrio. El mineral natural sirve para extraer el cobre.

285. Óxido cúprico: CuO. — Forma en la Naturaleza el mineral llamado *melaconita*.

Peso mol. : 79,57.

Est. fís. : sól. negro.

Dens. : 6,4.

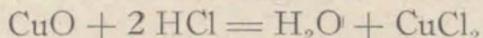
Solub. : insoluble.

Fus. : 1148°.

Ebull. : se descomp.

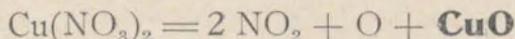
Sist. crist. : triclinico.

PROPIEDADES. — Se presenta en forma de polvo negro, insoluble en el agua. Por el calor cede con facilidad el O, en presencia de cuerpos reductores, como el H y O, por lo cual se usa en análisis orgánico. Los ácidos lo disuelven fácilmente dando las sales cúpricas correspondientes:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Calentando fuertemente el Cu en presencia del aire:

2.º Por calcinación del nitrato cúprico (2).



APLICACIONES. — Se usa en análisis orgánico para determinar el H y C, y también para comunicar color verde al vidrio.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 196.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 197.

286. Sales cúpricas: Cu⁺⁺.—Derivan del CuO. Se encuentran en la Naturaleza la *calcosina* (CuS), *calcopirita* (CuFeS₂), *azurita* (2 CuCO₃ · Cu[OH]₂) y *malaquita* (CuCO₃ · Cu[OH]₂).

PROPIEDADES.—Anhidras son blancas o amarillas; pero hidratadas son verdes o azules: con todo, el sulfuro es negro. Son insolubles en el agua, excepto las halogenadas, el sulfato, nitrito y nitrato; pero suelen ser solubles en los ácidos.

Las sales cúpricas suelen ser mucho más estables que las cuprosas; con todo, los reductores enérgicos las hacen pasar a cuprosas, aun por vía húmeda.

OBTENCIÓN.—En la industria se parte de la calcopirita o cuprita; en los laboratorios, del Cu o CuO (1).

RECONOCIMIENTO.—1.º Con KOH o NaOH dan precipitado azul de Cu(OH)₂, insoluble en exceso de reactivo, y que por el calor se ennegrece por pasar a CuO.

2.º Con NH₄OH dan precipitado azul de Cu(OH)₂, soluble en exceso de reactivo, tomando color azul intenso (*agua celeste*), por formación de un complejo de Cu y NH₄, que, si la sal era un sulfato, será de sulfato de cuproamonio (Cu[NH₃]₄SO₄).

3.º Con el ferrocianuro potásico (K₄Fe[CN]₆) dan precipitado pardorrojo de ferrocianuro cúprico.

4.º El Fe y Zn precipitan cobre de sus soluciones.

PRINCIPALES SALES DE COBRE.—La más importante es el sulfato; con todo merecen también consignarse los carbonatos.

Los *hidrocarbonatos de cobre* constituyen en la Naturaleza la *azurita* (Cu₃[OH]₂[CO₃]₂) y la *malaquita* (Cu₂[OH]₂CO₃). Se presentan en un polvo azul o verde, insoluble en el agua y muy soluble en los ácidos diluïdos y en el amonïaco. Por el calor se descomponen y convierten en CuO. Se obtienen mezclando soluciones de sulfato cúprico y carbonato sódico; si la reacción tiene lugar en frío, resulta azurita; si se efectúa en caliente, se produce malaquita. Los minerales naturales sirven para la extracción del cobre y, además, en pintura con los nombres de *azul* y *verde de montaña* (2).

287. Sulfato cúprico: CuSO₄ · 5 H₂O.—Se llama vulgarmente *vitriolo azul* o *caparrosa azul*. En la Naturaleza forma el mineral llamado *calcantina* o *cianosa*.

Peso mol. : 159,64.

Solub. a 20º : 20,7 gr.

Est. fís. : sól. azul.

Fus. : a 660º se descomp.

Dens. : 2,29.

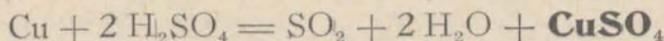
Sist. crist. : triclin.

PROPIEDADES.—Se presenta en cristales azules, transparentes. A 200º pierde el agua de cristalización, transformándose en un polvo blanco, muy ávido del agua, con la cual recupera el color azul (fig. 142).

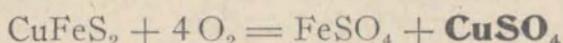
(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 92-95, 223.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 224.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, tratando el Cu por el H_2SO_4 concentrado y caliente (1):



2.º En la *industria*, por oxidación en el aire de las piritas de cobre húmedas:



APLICACIONES. — Se emplea para preparar varios colores; en galvanoplastia; para las pilas de Daniell; en agricultura, para obtener el llamado *caldo bordelés*, con objeto de combatir el *mildew* de la vid.

288. Elemento mercurio: Hg. — Se halla nativo en la Naturaleza, pero sobre todo formando sulfuro.

Peso atóm. : 200,6.

Est. fis. : liq. blanco.

Dens. : 13,56.

Solub. : insoluble.

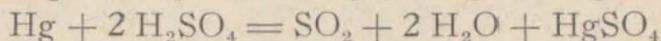
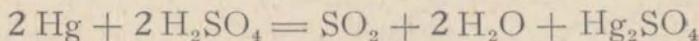
Fus. : - 39º.

Ebull. : +357º.

Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Es un metal líquido, de color blanco argentino, muy brillante. Por trituración prolongada se divide en gotitas de color grisáceo y sin brillo. A la temperatura ordinaria emite vapores venenosos.

Al aire libre no se oxida a la temperatura ordinaria; pero a 300º se recubre de una capa de cristales rojos de HgO . Le atacan los halógenos y el S. El HCl no le ataca; el H_2SO_4 diluído tampoco; pero, concentrado, produce SO_2 y sulfato mercurioso o mercúrico, según esté o no el Hg en exceso:

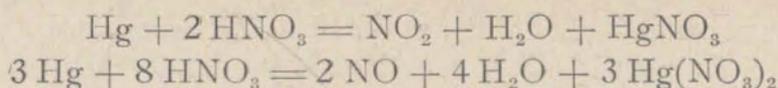


El HNO_3 lo disuelve rápidamente dando vapores rojos y nitrato mercurioso, si el ácido es diluído, y nitrato mercúrico si está concentrado y caliente:



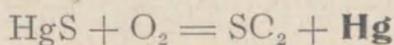
Fig. 142. — Cristal de sulfato cúprico.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 47, 158-160.



El Hg se une con la mayoría de los metales dando *amalgamas*.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por tostación del cinabrio:



En el *método de Almadén* la tostación se practica en un horno lateral, que comunica con unos tubos llamados *aludeles*, donde

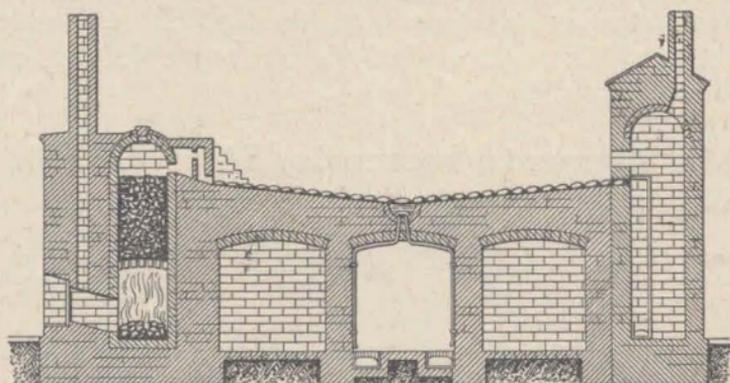
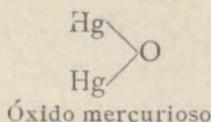


Fig. 143. — Obtención del mercurio por el método de Almadén

se condensa el Hg; en el *método de Idria* el horno es central, y en lugar de tubos, hay varias cámaras a los lados, donde tiene lugar la condensación del Hg (fig. 143).

APLICACIONES. — En los laboratorios sirve para recoger gases y preparar varios cuerpos; en Física, para la construcción de barómetros y termómetros; en medicina, como medicamento; en la industria, para beneficiar el oro y la plata.

289. Combinaciones del Hg con el H y O. — Sólo se conocen dos óxidos, Hg_2O y HgO .



Óxido mercúrico

290. Óxido mercúrico: HgO . — Se llama también *precipitado rojo*. No se halla libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 216,6.

Est. fís. : sól. rojo c amar.

Dens. : 11,4.

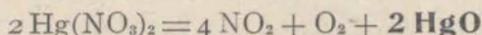
Solub. a 20° : 0,01. gr.

Fus. : a 350° se descomp.

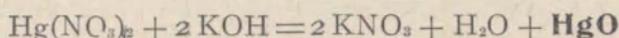
Sist. crist. : monoclin.

PROPIEDADES. — Es un polvo rojo, si ha sido obtenido por vía seca, y amarillo, si ha sido obtenido por vía húmeda. Es insoluble en el agua, pero soluble en los ácidos. Por el calor se descompone en Hg y O, por lo cual es oxidante.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º El *óxido rojo*, calcinando el nitrato mercúrico:



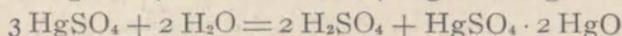
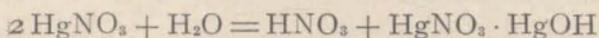
2.º El *óxido amarillo*, tratando una sal mercúrica soluble por KOH o NaOH:



APLICACIONES. — Se usa en la decoración de la porcelana y para pintar las quillas de los barcos, con objeto de impedir que se les adhieran plantas y animales, pues con el NaCl del agua, produce HgCl₂, venenoso.

291. Sales de mercurio: Hg', Hg''. — Son de dos clases: mercuriosas, si derivan del Hg₂O, y mercúricas, si provienen del HgO. En la Naturaleza están los *calomelanos* (HgCl) y el *cinabrio* (HgS).

PROPIEDADES. — En general son blancas, excepto los yoduros y sulfuros. Son asimismo solubles en el agua, excepto el cloruro, bromuro y yoduro mercuriosos, y el yoduro y sulfuro mercúricos. Todas las oxisales de Hg hidrolizan en el agua, dando origen a sales básicas:



OBTENCIÓN. — La principal fuente de sales de mercurio es el cinabrio, de donde sale el metal y de éste todas las sales (1).

RECONOCIMIENTO. — 1.º Tanto las *mercuriosas* como las *mercúricas* depositan Hg sobre una lámina de cobre.

2.º Con KOH o NaOH, las *mercuriosas* dan precipitado negro de HgO, y las *mercúricas*, precipitado amarillo de HgO.

3.º Con el HCl y los cloruros solubles, las *mercuriosas* dan precipitado blanco de HgCl; las *mercúricas* no dan nada.

4.º Con KI las sales *mercuriosas* dan precipitado verde sucio de HgI, y las *mercúricas*, precipitado rojo escarlata de HgI₂, soluble en exceso de reactivo, por formación de yodomercuriato potásico (K₂HgI₄).

PRINCIPALES SALES DE MERCURIO. — Son los cloruros mercurioso y mercúrico, mereciendo además consignarse el sulfuro mercúrico.

El *sulfuro mercúrico* (HgS) forma en la Naturaleza el mineral llamado *cinabrio*. Se presenta en masas de color rojo o negro, según su preparación, insolubles en el agua y en los ácidos diluïdos; por el calor, fuera del contacto del aire, se sublima, y en presencia de éste da SO₂ y Hg. La variedad negra se obtiene tratando una solución de sal mercúrica por H₂S; la variedad roja se forma calentando fuera

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 225.

del contacto del aire una mezcla de Hg y S. El mineral natural se emplea para la extracción del mercurio, y el producto artificial, como color rojo en pintura.

292. Cloruro mercurioso: HgCl. — Se llama también *calomelanos*, *subcloruro de mercurio* y *mercurio dulce*. En la Naturaleza forma el mineral *calomelanos*.

Peso mol. : 236,06.

Est. fis. : sól. blanco.

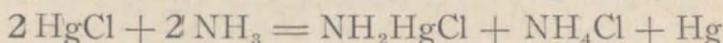
Dens. : 7,1.

Solub. a 20° : 0,00004 gr.

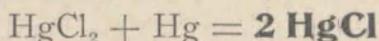
Fus. : a 450° se sublima.

Sist. crist. : tetragonal.

PROPIEDADES. — Es un polvo blanco, muy insoluble en el agua, sublimable a 383°. Por acción de la luz se colorea algún tanto, debido al Hg que queda libre. El HCl y los cloruros solubles lo disuelven formando HgCl₂. El amoníaco lo vuelve negro, por convertirlo en una mezcla de cloruro de mercuriámina, blanco, y Hg metálico finamente dividido:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Tratando una sal mercuriosa soluble por NaCl.



2.º Calentando una mezcla de HgCl₂ y Hg.

Si los vapores de HgCl, junto con vapor de agua, se condensan en grandes recipientes, resultan los *calomelanos al vapor*.

APLICACIONES. — Sirve en medicina, pero se ha de procurar no tomar alimentos salados poco antes o después, para evitar que se convierta en HgCl₂.

293. Cloruro mercúrico: HgCl₂. — Se llama también *bicloruro de mercurio*, *sublimado corrosivo* y *solimán*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 271,52.

Est. fis. : sól. blanco.

Dens. : 5,42.

Solub. a 20° : 8,7 gr.

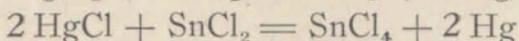
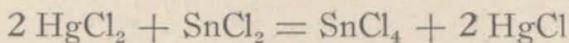
Fus. : 290°.

Ebull. : 305°.

Sist. crist. : rómbico.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo blanco, cristalino, soluble en el agua, y mucho más en el alcohol y en el éter. Los cuer-

pos reductores, como el SnCl_2 , precipitan primero HgCl y por fin Hg metálico:



Es un veneno violentísimo; su mejor antídoto es la clara de huevo, con la que forma un compuesto blanco, insoluble.

OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo actuar el Cl gaseoso sobre el Hg casi en ebullición.

APLICACIONES. — En medicina sirve como antiséptico, diluído al 1 por 1.000, con el nombre de *agua sublimada*; sirve también para hacer imputrescible la madera, para preparar colores de anilina y en el estampado del algodón.

CAPÍTULO XXXIV

ORO, BISMUTO Y ALUMINIO

294. Elemento oro: Au. — Se halla nativo en la Naturaleza, pero además formando telururo de Au y Ag, llamado *silvanita* (AuAgTe₂).

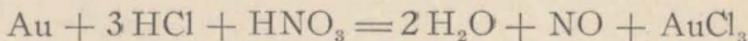
Peso atóm. : 197,2.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : regular.

Est. fís. : sól. amarillo.
Fus. : 1063°.

Dens. : 19,27.
Ebull. : 2611°

PROPIEDADES. — Es un metal de color amarillo característico, dúctil y maleable, hasta el punto de que con un gramo pueden obtenerse 2.000 metros de alambre, y se puede extender en hojas tan delgadas, que su espesor no llegue a una diezmilésima de milímetro. Conduce bien el calor y la electricidad; reducido a polvo es de color pardusco y sin brillo.

No se altera ni en contacto del agua ni del aire, ni aun a elevada temperatura. Los ácidos HCl, H₂SO₄ y HNO₃ por separado no lo alteran; pero sí el agua regia:

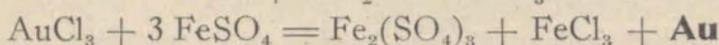
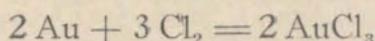


También lo ataca el cianuro potásico en presencia del aire, lo mismo que el cloro ya gaseoso, ya en disolución. Con los demás metales forma aleaciones y con el Hg amalgamas.

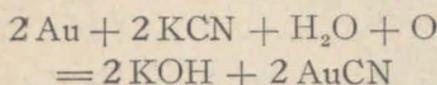
OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por *amalgamación*: se trituran y lavan los minerales, luego se tratan por Hg, que forma amalgama, y por destilación se separa después.

2.º Por *cloruración*, cuando hay As: se tuestan primero los minerales, luego se tratan por corriente de Cl, y el AuCl₃

formado, se reduce por una sal ferrosa (FeSO_4), que deja en libertad al Au:



3.º Por *cianuración*: se tratan los minerales pulverizados por KCS, en presencia del aire; del AuCN formado se precipita Au mediante el Zn:



APLICACIONES. — Se usa para joyas, monedas y ornamentos de iglesia: reducido a láminas muy delgadas, se emplea para dorar objetos (fig. 144).

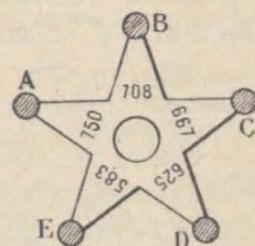
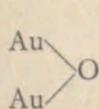
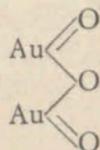


Fig. 144. — Tocador para analizar el oro (1)

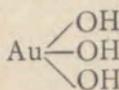
295. Combinaciones del Au con el H y O. — Las principales son: Au_2O , Au_2O_3 , $\text{Au}(\text{OH})_3$ y AuO_2H .



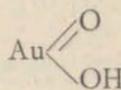
Óx. auroso



Óx. áurico



Hidróx. áurico



Hidróx. metáurico

296. Sales de oro: Au', Au''. — Son de dos clases: *aurosas*, si derivan del Au_2O , y *áuricas*, si provienen del Au_2O_3 . La única sal de relativa importancia en la Naturaleza es la *silvanita* (AuAgTe_2).

PROPIEDADES. — Todas son inestables, sobre todo al ser calentadas. Las principales son las áuricas, que en su mayoría son solubles en el agua y de color amarillo, excepto el sulfuro, que es negro.

OBTENCIÓN. — Las sales aurosas carecen de importancia: para la

(1) Para averiguar la proporción de oro que contienen los objetos fabricados con aleaciones de este metal, sin deteriorarlos, se emplea la llamada *pedra de toque* y el *tocador*. La *pedra de toque* es una placa pulimentada de cuarzo negro, y, por consiguiente, de gran dureza. El *tocador* es una especie de estrella, que en las puntas de la misma tiene otros tantos fragmentos distintos de aleación de oro, de título conocido. Para analizar el objeto se hace con él una raya sobre la *pedra de toque* y otras tantas rayas cuantos son los fragmentos de aleación del *tocador*. Luego se mira el efecto que una gota de HNO_3 produce sobre las diferentes rayas, y por comparación se saca el tanto por ciento de oro del objeto. Este método se funda en el hecho de que el oro no es atacado por el HNO_3 , y en cambio lo son todos los metales con los que se suele alea el oro, de los cuales el principal es el cobre.

obtención de sales áuricas se parte del AuCl_2 , el cual a su vez se obtiene del Au.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el SnCl_2 y algo de SnCl_4 las sales áuricas dan precipitado rojizo de Au reducido (*púrpura de Cassius*).

2.º Con el FeSO_4 dan precipitado pardo de Au reducido.

3.º Con el ácido oxálico ($[\text{CO}_2\text{H}]_2$) dan precipitado amarillo de Au reducido.

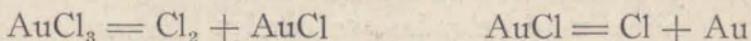
297. Cloruro áurico: AuCl_3 . — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 303,58.
Solub. a 15° : 68 gr.

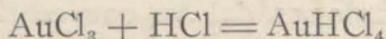
Est. fis. : sól. amarillo.
Fus. : 288°.

Dens. : 4,3.
Ebull. : se disocia.

PROPIEDADES. — Es una sal amarillorrojiza, cristalina, soluble en el agua con color amarillo. Por el calor pasa primero a AuCl y después queda metal libre :

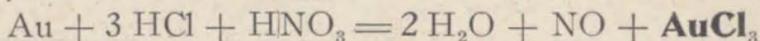


El HCl se combina con el AuCl_3 dando ácido cloroáurico :



Los cuerpos reductores, como las sales ferrosas y varias sustancias orgánicas (metanal, ácido oxálico), precipitan oro de sus disoluciones, de color amarillo o pardovioláceo.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el Au por el agua regia :



APLICACIONES. — Se usa en los laboratorios como reactivo.

298. Bismuto y sus compuestos. — El *bismuto* (Bi) se presenta nativo y también combinado formando el *bismutocre* (Bi_2O_3) y la *bismutina* (Bi_2S_3).

Peso atóm. : 209.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : hexagonal.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 271,2°.

Dens. : 9,78.
Ebull. : 1506°.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco, tenuemente rojizo, sin ductilidad, y tan frágil que se reduce a polvo con el martillo; es bastante denso (9,8) y fácilmente fusible. Al aire seco no se altera, y al húmedo se recubre de una capa de óxido. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico le atacan poco; pero el nítrico lo hace con facilidad, desprendiendo vapores rutilantes.

OBTENCIÓN. — Se obtiene, si está nativo, calentándolo en tubos de hierro inclinados, y el Bi, como más fusible, sale por la extremidad inferior; si está combinado, se tuestan los minerales para convertirlos

en óxido, y luego se reducen por el carbón. Se emplea, sobre todo, para formar aleaciones fusibles.

PRINCIPALES COMPUESTOS. — Las principales combinaciones del Bi con el H y O son: el *óxido bismútico* (Bi_2O_3), el *anhídrido bismútico* (Bi_2O_3) y el *hidróxido bismútico* ($\text{Bi}[\text{OH}]_3$). El *anhídrido bismútico*

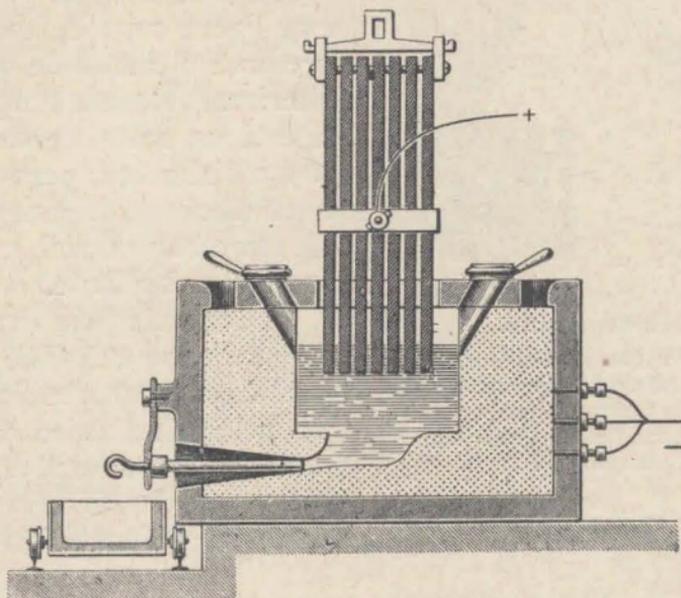


Fig. 145. — Obtención electrolítica del aluminio con el aparato de Héroult

se presenta como polvo amarillento, insoluble en el agua y en los álcalis, pero soluble en los ácidos con formación de sales de bismuto. Se obtiene quemando bismuto en el aire o calcinando hidróxido o nitrato de bismuto. El *hidróxido bismútico* es un cuerpo sólido, blanco, insoluble en el agua, que se obtiene tratando una sal de bismuto por un álcali.

La principal sal de bismuto es el *nitrato bismútico* ($\text{Bi}[\text{NO}_3]_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), cuerpo blanco, cristalino, poco soluble en el agua, pero que precipita subnitrato en presencia de mucha agua. Se obtiene tratando el Bi por el HNO_3 diluído. En medicina se usa su sal básica de fórmula ($2[\text{BiO} \cdot \text{NO}_2] + \text{Bi}[\text{NO}_3]_3 + \text{Bi}[\text{OH}]_3$), con los nombres de *subnitrato* o *magisterio de bismuto*.

299. Elemento aluminio: Al. — No se encuentra libre en la Naturaleza, sino formando óxido, hidróxido, sulfato y numerosos silicatos.

Peso atóm. : 26'97.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : regular,

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 657,3,º.

Dens. : 2,58.
Ebull. : 1800º.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco, muy ligero, tenaz, dúctil y maleable, de modo que puede extenderse en láminas tan delgadas como las de oro y plata; conduce bien el calor y la electricidad.

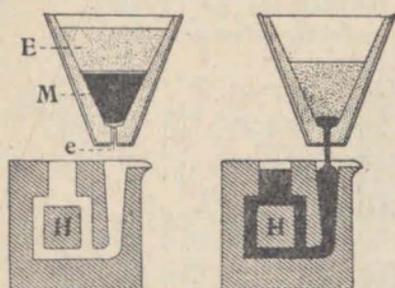


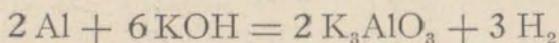
Fig. 146. — Soldadura de hierro por aluminotermia.

En la figura A se ofrece el crisol con el metal fundido M, la escoria E y el molde; en la figura B aparece la caída de la fundición para soldar la pieza H.

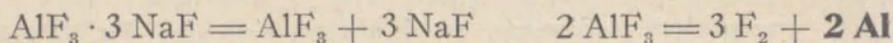
Al aire libre se recubre de una ligera capa de óxido, que preserva al metal de oxidación ulterior. A elevada temperatura, si está en masa, se oxida sólo superficialmente; pero en polvo o en láminas delgadas arde a la temperatura del rojo con llama muy brillante.

A elevada temperatura es muy reductor: el HCl lo ataca con viveza desprendiendo H; los ácidos sulfúrico y nítrico lo atacan con dificultad. Las disoluciones de KOH y NaOH

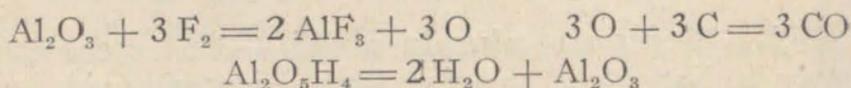
lo disuelven con desprendimiento de H y formación de aluminato:



OBTENCIÓN. — Se obtiene por electrólisis de una mezcla de *criolita* ($\text{AlF}_3 \cdot 3 \text{NaF}$) y *bauxita* ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), fundidas en el horno eléctrico de Heroult con cátodo de carbón. La criolita, por el calor, se disocia, y por la corriente eléctrica se electroliza, dejando Al en el cátodo (fig. 145).



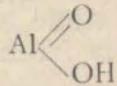
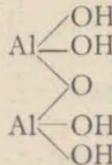
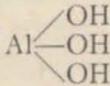
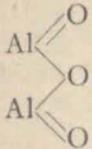
La bauxita, por el calor, pasa a óxido, que reacciona con el F del ánodo y regenera al AlF_3 con desprendimiento de O, que se combina con el C del ánodo:



APLICACIONES. — Se emplea en la fabricación de multitud de objetos; reducido a polvo se usa en pintura y para extraer algunos metales de sus óxidos (Cr, Mn), por el procedimiento

llamado *aluminotermia*. Sirve también para varias aleaciones, como el *bronce de aluminio* (Cu y Al) y el *magnalio* (Mg y Al) (figura 146):

300. Combinaciones del Al con el H y O. — Las principales son: Al_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2\text{O}_5\text{H}_4$ y AlO_2H .



Óxido de Al

Ortohidróxido de Al

Pirohidróxido de Al

Metahidróxido de Al

301. Sesquíóxido de aluminio: Al_2O_3 . — Se llama frecuentemente *alúmina*. Forma en la Naturaleza el mineral *corindón*, con las variedades llamadas *rubí* (rojo), *zafiro* (azul), *amatista* (violado), *topacio* (amarillo), *esmeralda* (verde) y *esmeril*, granudo y grisáceo.

Peso mol. : 101,94.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : hexagonal.

Est. fis. : sól. blanco.

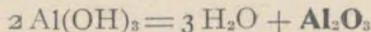
Fus. : 2050°.

Dens. : 3,9.

Ebull. : 2210°.

PROPIEDADES. — La alúmina artificial es un polvo blanco, insoluble en el agua, pero soluble en los ácidos y las bases, si no ha sido muy calcinada.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por calcinación de alguno de sus hidróxidos:



APLICACIONES. — Las variedades cristalizadas y transparentes se usan en joyería como piedras preciosas de gran valor; el esmeril, para pulimentar metales y objetos duros; la alúmina artificial, para la obtención del Al.

302. Hidróxido de aluminio: $\text{Al}(\text{OH})_3$. — Forma en la Naturaleza la *hidrargirita*; pero, además, existen otros dos hidróxidos menos hidratados, la *bauxita* ($\text{Al}_2\text{O}_5\text{H}_4$) y el *diasporo* (AlO_2H).

Peso mol. : 77,99.

Solub. : insoluble.

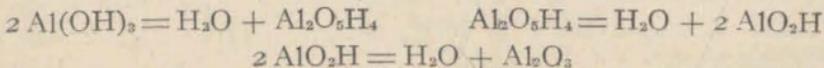
Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : se deshidrata.

Dens. : 2,3.

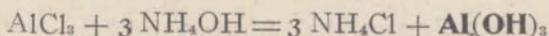
Sist. crist. : monoclin.

PROPIEDADES. — Se presenta en masas gelatinosas blancas, insolubles en el agua, pero solubles en los ácidos y en los álcalis, mas no en el amoníaco. Por el calor pasa primero a pirohidróxido, después a metahidróxido y finalmente a óxido:



Se une con las materias colorantes para formar compuestos insolubles, coloreados, llamados *lacas*.

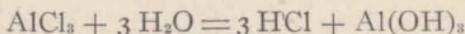
OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando una sal soluble de Al por amoníaco:



APLICACIONES.— Se emplea para el mordentado de los tejidos: para ello se introducen las telas en una disolución de sal de Al, que penetra en las fibras, donde por hidrólisis pasa a hidróxido: mordentado así el tejido, se introduce en el baño colorante, que se une al hidróxido para formar la laca correspondiente y que no desaparece por el lavado.

303. Sales de aluminio: Al⁺⁺⁺.— Derivan del Al₂O₃. Son muchas en la Naturaleza, entre las que sobresalen la *criolita* (AlF₃ · 3 NaF), la *alunita* (KAl[SO₄]₃ · 2 Al[OH]₃), y muchos silicatos, como *feldespatos*, *micas* y *arcillas*.

PROPIEDADES.— De suyo son incoloras, y en general solubles en el agua, fuera de los silicatos. Muchas se hidrolizan con gran facilidad, como el cloruro y sulfuro:



OBTENCIÓN.— Se obtienen tratando el Al, su óxido o alguno de sus hidróxidos por los ácidos respectivos.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con KOH o NaOH dan precipitado blanco gelatinoso de Al(OH)₃, soluble en exceso de reactivo, por formación de aluminato (K₃AlO₃).

2.º Con el amoníaco dan precipitado blanco gelatinoso de Al(OH)₃, insoluble en exceso de reactivo.

3.º Con (NH₄)₂S dan precipitado blanco de Al(OH)₃, con desprendimiento de H₂S.

4.º Con los carbonatos alcalinos dan precipitado blanco de Al(OH)₃ con desprendimiento de CO₂.

5.º Al soplete, sobre el carbón y con unas gotas de Co(NO₃)₂, dan una masa azul, llamada *azul de Thénard*.

PRINCIPALES SALES DE ALUMINIO.— Son el alumbre ordinario y los silicatos naturales, conocidos con los nombres de caolín, arcilla y feldespato.

304. Sulfato aluminicopotásico: KAl(SO₄)₂ · 12 H₂O.— Se llama alumbre ordinario. En la Naturaleza forma el mineral *alunita* (KAl[SO₄]₂ · 2 Al[OH]₃).

Peso mol. : 258,21.

Est. fis. : sól. incoloro.

Dens. : 2,69.

Solub. a 15º : 5,09 gr.

Fus. ac. : 91º.

Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES.— Es una sal incolora, que cristaliza en octaedros transparentes, a veces muy voluminosos: es de sabor astringente; soluble en el agua caliente y poco en la fría.

Antes era la sal más importante de aluminio; pero actualmente, ha decrecido su importancia desde que se han podido obtener otras sales de aluminio muy puras partiendo del óxido o de los hidróxidos (figura 147).

OBTENCIÓN. — Se obtiene por calcinación de la alunita, que se disocia en sulfato e hidróxido: tratado luego el producto por agua, se disuelve el sulfato, quedando sin disolver el hidróxido y las impurezas que le acompañan, como la arcilla.

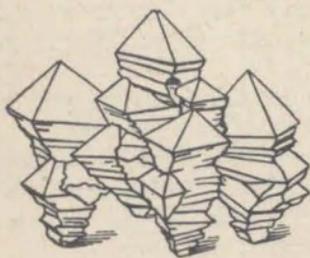


Fig. 147. — Cristales de alumbre ordinario.

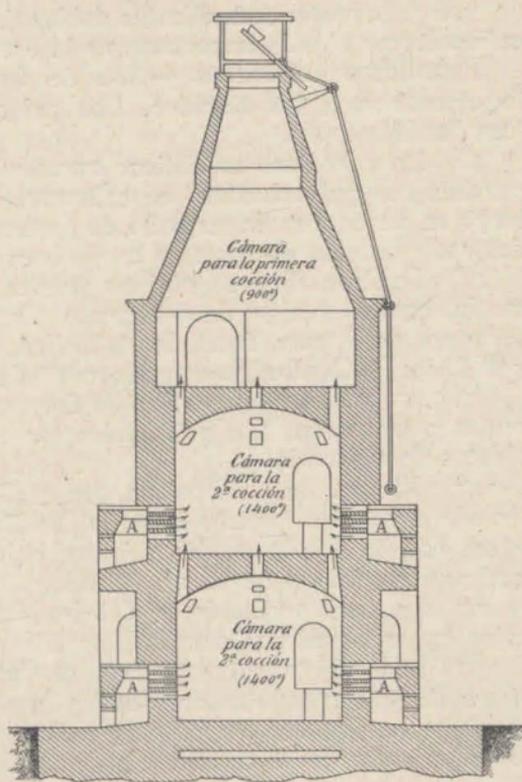


Fig. 148 — Horno para la obtención de la porcelana y loza fina.

APLICACIONES. — Se usa como mordiente en tintorería, en medicina y para endurecer el yeso.

305. Productos cerámicos. — Son los objetos procedentes de pastas arcillosas, moldeables, que han sido endurecidas por la acción del fuego. Se clasifican en compactos y porosos.

MATERIAS PRIMAS. — Son el caolín, la arcilla, el feldespato y la arena silíceo.

El *caolín* ($\text{Al}_2\text{H}_2[\text{SiO}_4]_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$), proviene en la Naturaleza de la descomposición del feldespato ortosa. Es una substancia blanca, compacta, suave al tacto y difícilmente fusible. A los 770° se deshidrata, y el H_2SO_4 lo descompone con separación de sílice.

Las *arcillas* son productos naturales, complejos, procedentes principalmente de la descomposición de las rocas feldespáticas: se compo-

nen de silicatos de aluminio hidratados ($\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot x \text{H}_2\text{O}$) con caliza, cuarzo, óxidos de Fe, Mn, etc.; suelen ser coloreadas, y su fusibilidad aumenta con la proporción de elemento calcio y hierro que contengan. Las variedades principales son: *arcilla plástica*, *esmética* o *tierra de bataneros*, *greda* y *ocre*.

Los *feldespatos* son silicatos dobles de Al y otro metal alcalino o alcalinotérreo: el más importante es la ortosa (KAlSi_3O_8).

PRODUCTOS COMPACTOS.— Son de fractura vítrea, translucientes e impermeables a los líquidos. Los principales son la porcelana y la loza fina (fig. 148).

1.º La *porcelana* se obtiene amasando caolín, feldespato y cuarzo, previamente pulverizados: se calientan los objetos moldeados a 900° ; luego se introducen en un baño de *pegmatita* (formada de cuarzo y feldespato) desleída en agua, y se vuelven a calentar hasta los 1.400° .

2.º La *loza fina* se obtiene partiendo de arcilla refractaria, con caolín, cuarzo y algo de feldespato. Después de una primera cocción, se le pone el barniz, formado de lechada de cuarzo con arcilla, Na_2CO_3 y PbO_2 o Pb_3O_4 . Luego se vuelven a calentar los objetos.

PRODUCTOS POROSOS.— Son de fractura térrea, algo porosos y adherentes a la lengua. Los principales son el gres, la loza ordinaria y los objetos de alfarería.

1.º El *gres* se confecciona con arcilla grasa y silíceas: se esmalta tirando sobre los objetos al rojo NaCl húmedo, que desprende HCl y da, con la arcilla de los mismos objetos, silicato de sodio, que se extiende en forma de barniz fusible.

2.º La *loza ordinaria* se fabrica con arcilla plástica, que por el calor experimenta una semifusión: el vidriado es a base de SnO_2 .

3.º Los *objetos de alfarería* se fabrican con la arcilla llamada *tierra de alfareros*, rica en Fe_2O_3 y fácilmente fusible: el vidriado se consigue con galena y arcilla en polvo, o proyectando NaCl. Para los *ladrillos refractarios* se añade a la arcilla cuarzo o magnesia.

CAPÍTULO XXXV

HIERRO

306. Elemento hierro: Fe.— Se halla muy poco nativo en la Naturaleza; en cambio, abundan sus compuestos, como *oligisto* (Fe_2O_3), *magnetita* (Fe_3O_4), *limonita* ($2 \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$), *pirita* (FeS_2) y *siderosa* (FeCO_3).

Peso atóm. : 55.84.
Solub. : insoluble.

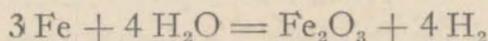
Est. fis. : sól. grisáceo.
Fus. : 1530°.

Dens. : 7.85.
Ebull. : 3080°.

PROPIEDADES.— El Fe puro es un metal blancogrisado, relativamente blando, dúctil y maleable. Al ser calentado, se reblandece antes de fundirse, y en este estado se le puede soldar consigo mismo. Es magnético, propiedad que disminuye por el calor.

Al aire seco no se altera a la temperatura ordinaria; pero, en presencia de la humedad, forma hidróxido, llamado *orín* o *herrumbre*, que no siendo adherente no protege al restante hierro. Para evitar esta oxidación se le recubre de cinc (hierro galvanizado), de níquel (hierro niquelado) o simplemente de pintura a base, sobre todo, de minio.

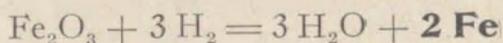
A elevada temperatura se combina con el O con gran producción de luz, y si está en estado de gran división se inflama espontáneamente, llamándose entonces *hierro pirofórico*. Al rojo descompone al vapor de agua dando H:



Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo disuelven con desprendimiento de H; el nítrico diluido forma nitrato férrico, y con-

centrado lo recubre de una ligera capa de óxido, haciéndolo pasivo (1).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Reduciendo el Fe_2O_3 por el H a 440° .



2.º Por electrólisis del FeCl_2 con ánodo de Fe puro.

APLICACIONES. — El Fe puro no tiene aplicaciones prácticas: el valor de este metal proviene de las modificaciones que

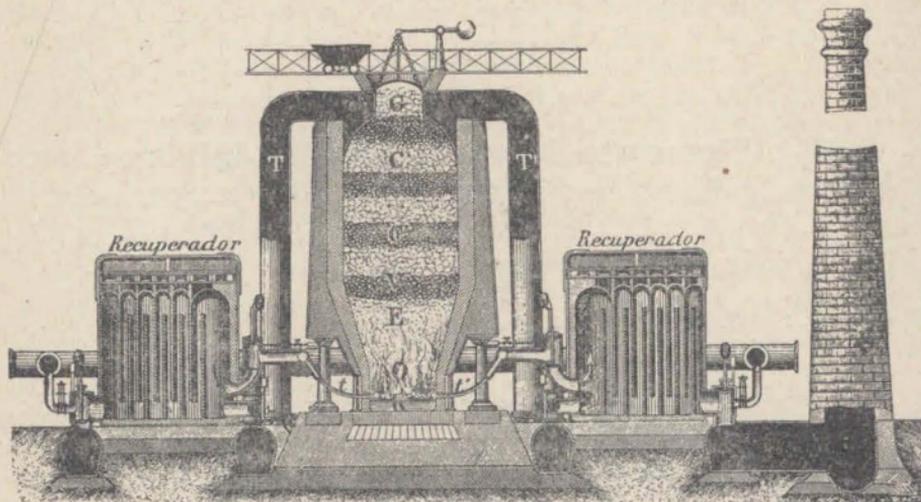


Fig. 149.º — Alto horno durante su funcionamiento

ocasionan en él cuerpos extraños, como C, Si, Mn, Cr, etc. El que más contribuye es el carbón, determinando tres clases de hierro industrial: *hierro colado* o *fundición*, *acero* y *hierro dulce*.

307. Hierro colado o fundición: Fe + 3 a 5 % de C. — Es el hierro industrial más rico en carbono: además tiene 0,1 % de Si y 0,3 % de P.

PROPIEDADES. — Funde sin reblandecerse previamente; no es forjable ni admite el temple y es frágil a la temperatura ordinaria. Hay dos variedades: la gris y la blanca. La *fundición gris* resulta del enfriamiento lento del hierro colado, con lo cual parte del C se separa en laminillas de grafito, que le

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 188.

comunican color obscuro: el metal es poco duro, bastante frágil y de grano fino. La *fundición blanca* se obtiene por enfriamiento rápido de la fundición, ofrece gran dureza y el C está formando carburo (Fe_3C).

OBTENCIÓN. — Se obtiene por reducción de los óxidos de hierro mediante el CO. Los minerales se preparan calcinando-

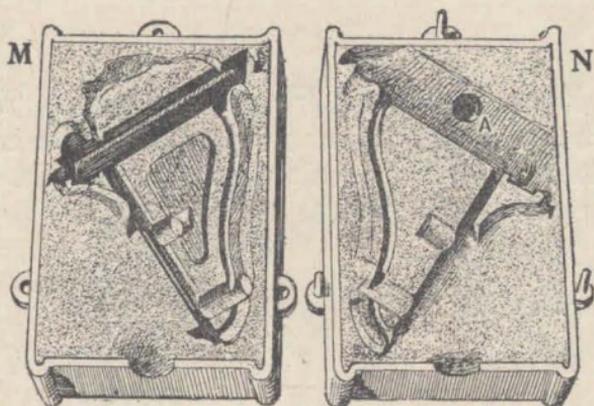
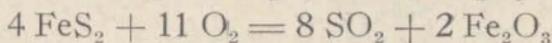
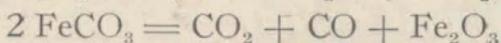
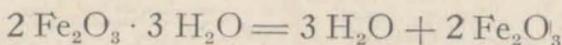
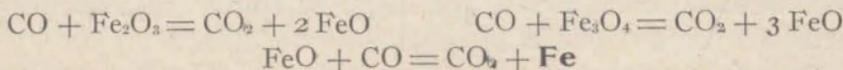


Fig. 150. — Molde de arena para la confección de objetos de hierro colado

los: 1.º, para eliminar sustancias volátiles, como S, As, CO_2 y H_2O ; 2.º, para oxidar todo el Fe; 3.º, para hacer el mineral más poroso (fig. 149):

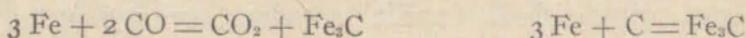


La reducción tiene lugar en los *altos hornos*, que son enormes recipientes de obra, de 20 a 30 metros de altura, en forma de doble cono truncado, unido por las bases mayores, y que constan de *tragante* o *cargadero* (abertura superior), *cuba* (cono superior), *vientre* (unión de los dos conos), *etalaje* (cono inferior), *obra* (cilindro inferior) y *crisol* (recipiente inferior). El mineral se dispone en capas sucesivas, entre otras de carbón y fundente: *castina* si es de caliza, y *erbue*, si es de arcilla. En la cuba, a 400° , comienzan a efectuarse diversas reacciones:



En el etalaje, entre 1.200 y 1.600° , el Fe por acción del C y del CO, se

carbura o *cementa* parcialmente, es decir, se convierte en *cementita* (Fe_3C):



APLICACIONES. — Sirve para obtener el acero y el hierro dulce, y para elaborar innumerables objetos en molde, cuando importe poco la resistencia del metal a la flexión o a la tracción (fig. 150).

308. Hierro dulce: Fe + 0,1 a 0,5 % de C. —

Es el hierro industrial con menor proporción de carbono.

PROPIEDADES. — Por el calor, primero se reblandece (600°) hasta poder unirse dos masas de él mediante presión, a la temperatura del rojo. Admite el temple y el recocido: *temple* es la operación por la cual el Fe enrojado se introduce en agua o aceite para hacerle aumentar la dureza, si bien a costa de su elasticidad; *recocido* es el caldeoamiento gradual y lento del Fe, que modifica su dureza y elasticidad. El hierro dulce se imana por la corriente eléctrica, pero en cesando ésta, desaparece la imanciación.

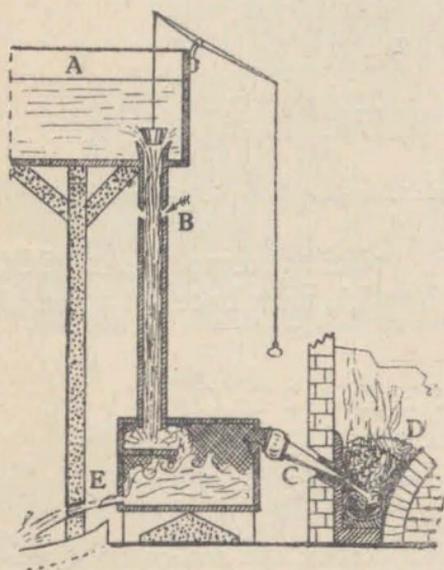


Fig. 151. — Forja catalana

D, hogar; C, tobera; A, B y E, sistema hidráulico para la inyección de aire.

oxygenados de Fe, muy buenos, que se reducen por el CO, obtenido mediante la combustión del carbón. El Fe forma una masa blanda, llamada *goa*, que luego se somete a la acción del martillo o *forja* (fig. 151).

2.º Por *afinación de la fundición*: a) Mediante el *pudelado* en hornos de reverbero, en los que se introduce hierro

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por la *forja catalana*, que consiste en un crisol con un tubo (*tobera*) procedente de un fuelle para inyectar aire. Se parte de minerales

colado con escorias ricas en Fe_2O_3 ; el O del óxido y el de la llama oxidante transforman el C del Fe en CO_2 ; el Si se oxida también dando SiO_2 , que con el Fe_2O_3 remanente da escoria de silicato de hierro.

b) Mediante el *convertidor*, recipiente en forma de pera con revestimiento interior de sílice, si el hierro colado posee poco P, y de CaO o MgO, si contiene mucho P: una corriente de aire a presión oxi-

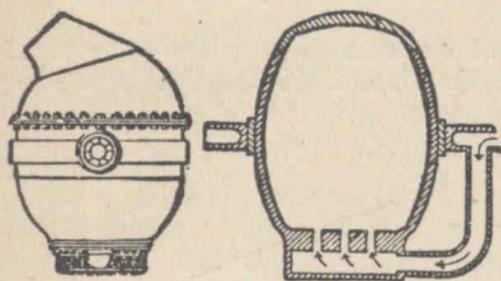


Fig. 152. — Convertidor Bessemer

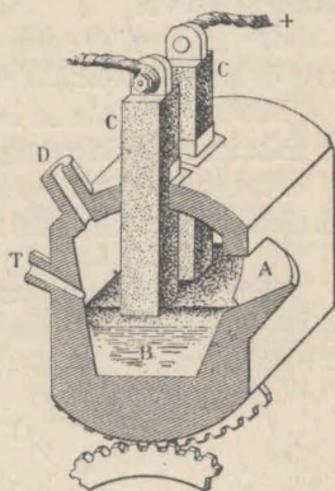


Fig. 153. — Horno eléctrico para la fabricación del acero.

da el C del Fe, dando CO_2 . Las escorias se usan como abono fosfatado en Agricultura con el nombre de *escorias Thomas* (figura 152).

APLICACIONES. — Sirve para la obtención del acero y para la construcción de electroimanes.

309. Acero: Fe + 0,5 a 1,5 % de C. — Es un hierro menos carburado que la fundición y más que el hierro dulce.

PROPIEDADES. — Es un hierro tenaz, dúctil y maleable. Su cualidad más importante es la de adquirir gran dureza y elasticidad por medio del *temple*; en cambio, se vuelve frágil. La dureza se disminuye con el *recocido*, que le hace aumentar la maleabilidad. Modifica las cualidades del acero la presencia de determinados cuerpos: así el S y P lo vuelven quebradizo; el Co, Ni, Mn y Cr mejoran sus cualidades, sobre todo la tenacidad y elasticidad.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por el *convertidor Besse-*

mer, descarbonando bien el hierro colado para eliminar el Si, S y P; luego se añade cok o Fe de riqueza conocida en carbono.

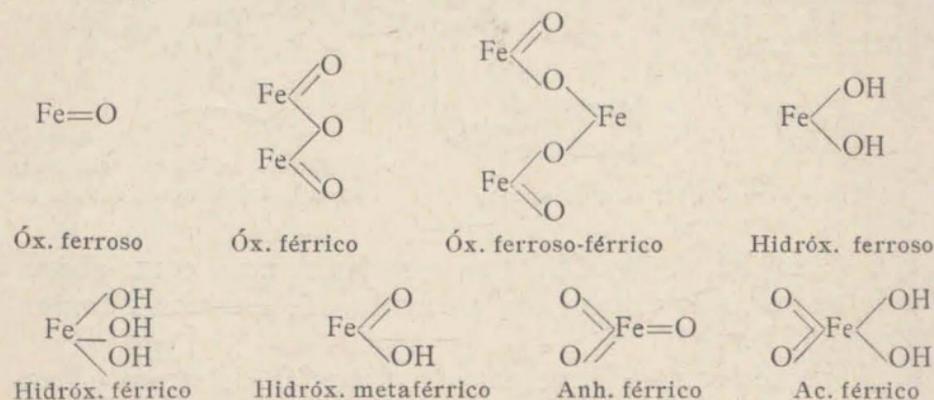
2.º Por *cementación*, añadiendo C al hierro dulce, para lo cual se calienta éste, sin llegar a la fusión, junto con carbón en polvo.

3.º Por el *procedimiento Siemens-Martin*, fundiendo hierro dulce y fundición en proporciones adecuadas.

Modernamente se han introducido los hornos eléctricos para la fabricación del acero (fig. 153).

APLICACIONES. — Son innumerables, especialmente para la fabricación de toda clase de maquinaria y herramientas.*

310. Combinaciones del Fe con el H y O. — Las principales son: FeO, Fe₂O₃, Fe₃O₄, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, FeO₂H, FeO₃ y H₂FeO₄ (1).



311. Óxido férrico: Fe(OH)₃. — Se llama también *minio de hierro, rojo inglés y colcotar*. En la Naturaleza forma el mineral *oligisto* o *hematites roja*.

Peso mol. : 159,68.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : hexagonal.

Est. fis. : sól. rojo.

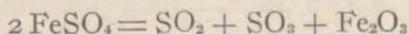
Fus. : 1548º.

Dens. : 5,12.

Ebull. : 1800º.

PROPIEDADES. — Se presenta en polvo rojo, insoluble en el agua: calcinado fuertemente se hace insoluble aun en los ácidos, a no ser que lleven algún reductor, como el SnCl₂.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por calcinación del sulfato ferroso (2):



APLICACIONES. — El producto natural se emplea para la extracción

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 207.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 198.

del hierro, y el artificial, como color en pintura, para pulimentar el vidrio y como catalizador.

312. Sales ferrosas: Fe⁺⁺.—Derivan del FeO. En la Naturaleza se encuentran la *pirita de hierro* (FeS₂) y la *siderosa* (FeCO₃).

PROPIEDADES.—Anhidras son blancas o amarillentas; hidratadas, verdes. Son solubles en el agua, excepto el fosfato, arseniato, arsenito, antimoniato, antimonito, borato, silicato y carbonato. Se oxidan fácilmente pasando a férricas en presencia de oxidantes, aunque no sea más que el O del aire: de aquí que sean reductoras.

OBTENCIÓN.—Se obtienen disolviendo Fe en los ácidos correspondientes (1).

RECONOCIMIENTO.—1.º Con KOH o NaOH dan precipitado verdoso de Fe(OH)₂ que al aire pardea por pasar a Fe(OH)₃.

2.º Con el ferrocianuro potásico (K₄Fe[CN]₆) dan precipitado blanco de Fe₂Fe(CN)₆, que luego azulea por oxidarse.

3.º Con el ferricianuro potásico dan precipitado azul de ferricianuro ferroso Fe₃[Fe(CN)₆]₂, llamado *azul de Turnbull*.

4.º Con el sulfocianuro potásico (KCNS) no dan precipitado ni coloración alguna.

PRINCIPALES SALES FERROSAS.—Son el sulfato y, además, el sulfuro y carbonato.

El *sulfuro ferroso* (FeS) no se encuentra en la Naturaleza. Es un cuerpo casi negro, que con los ácidos desprende fácilmente H₂S, y en presencia del aire húmedo se oxida dando lugar a sulfato ferroso. Se obtiene calentando una mezcla de Fe y S. Se emplea para la producción del H₂S.

El *carbonato ferroso* (FeCO₃) forma en la Naturaleza el mineral llamado *siderosa*, *siderita* y *hierro espático*. Se presenta como un polvo blanco, insoluble, que en el agua con aire adquiere color verdoso y luego pardo, por transformarse en hidróxido férrico. Se disuelve en el agua con CO₂, por formación de bicarbonato ferroso (Fe[HCO₃]₂), y en este estado se encuentra en las aguas ferruginosas, las cuales en contacto del aire precipitan hidróxido férrico, con formación de los depósitos pardorrojizos propios de estas aguas. Se obtiene tratando una sal ferrosa por un carbonato alcalino. El producto natural se emplea para la extracción del hierro.

313. Sulfato ferroso: FeSO₄ · 7 H₂O.—Se llama también vitriolo verde o *caparrosa verde*. En la Naturaleza forma el mineral llamado *melanterita*.

Peso mol. : 151,94.

Solub. a 20° : 26,4 gr.

Síst. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sol. verde.

Fus. ac. : 64°.

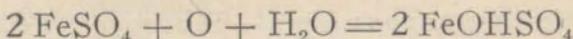
Dens. : 1,9.

Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES.—Se presenta en grandes cristales de color verde claro y de sabor metálico o *estíptico*. Es soluble en el

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 226.

agua e insoluble en el alcohol. En contacto del aire se transforma en sulfato férrico básico:



Esta oxidación se evita conservándolo en frascos completamente llenos y bien cerrados, o dentro del alcohol.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, tratando el Fe por el ácido sulfúrico diluído (1).

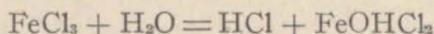
2.º En la *industria*, tostando parcialmente las piritas de hierro y exponiendo al aire libre el FeS formado:



APLICACIONES. — Sirve como desinfectante, para la fabricación de tintas y en agricultura para combatir la clorosis de las plantas.

314. Sales férricas: Fe⁺⁺⁺. — Derivan del Fe₂O₃. En la Naturaleza existe el mineral *raimondita* (Fe₂[SO₄]₃ · 7 H₂O).

PROPIEDADES. — Son amarillas o rojizas, y en general solubles en el agua, excepto el fosfato, arseniato, arsenito, antimoniato y antimoniato, borato, silicato y carbonato. En contacto del agua se hidrolizan con cierta facilidad, dando sales básicas; esta hidrólisis se facilita por la dilución y aumento de temperatura:



En presencia de cuerpos reductores pasan fácilmente a sales ferrosas; de aquí que sean oxidantes.

OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando las sales ferrosas por un oxidante apropiado, como Cl, HNO₂, etc. (2).

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con KOH o NaOH dan precipitado rojo gelatinoso de hidróxido férrico.

2.º Con el ferrocianuro potásico dan precipitado azul de ferrocianuro férrico, Fe₄(Fe[CN]₆)₃, llamado *azul de Prusia*.

3.º Con el ferricianuro potásico dan color pardoazulado de ferricianuro férrico, Fe(Fe[CN]₆).

4.º Con el sulfocianuro potásico dan color rojo sanguíneo de sulfocianuro férrico, Fe(CNS)₃.

315. Cloruro férrico: FeCl₃ · 6 H₂O. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 162,21.

Est. fis. : sól. rojizo.

Dens. : 2,8.

Solub. a 20º : 91,8.

Fus. : 201º.

Ebull. : 280º.

Sist. crist. : hexagonal.

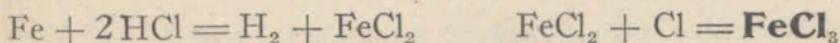
(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 137-145.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 229.

PROPIEDADES. — Se presenta, unas veces, anhidro en laminillas de color verde oscuro y brillo metálico, e hidratado en grandes cristales opacos de color amarillo rojizo. En ambas formas es muy delicuescente, y soluble en el agua, a la que comunica color amarillo, que con el tiempo, sobre todo si se calienta, adquiere coloración pardorrojiza con formación de hidróxido férrico coloidal. Es oxidante.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º *Anhidro*, haciendo actuar el Cl seco sobre limaduras de hierro en caliente.

2.º *Hidratado*, tratando el hierro por HCl diluído, y oxidando luego el FeCl_2 formado, mediante una corriente de cloro (1):



APLICACIONES. — Se emplea en medicina como hemostático y en los laboratorios, como oxidante y reactivo.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 228.

CAPÍTULO XXXVI

COBALTO Y NÍQUEL

316. Elemento cobalto: Co.— Se halla muy poco en estado nativo; combinado en la Naturaleza forma sulfuros y arseniuros.

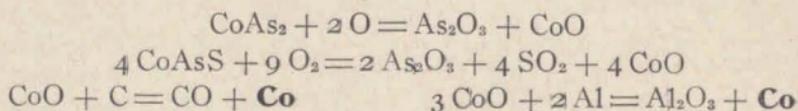
Peso atóm. : 58,94.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. grisáceo.
Fus. : 1490°.

Dens. : 8,71.
Ebull. : 3083°.

PROPIEDADES.— Es un metal de color gris acerado, el más tenaz de todos y algo magnético. A la temperatura ordinaria no se oxida al aire seco; pero sí en el húmedo: al rojo se oxida con mucha mayor rapidez y arde dando chispas. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo atacan lentamente; el nítrico lo disuelve con facilidad, si está diluido.

OBTENCIÓN.— Se tuestan los minerales *cobaltina* (CoAsS) o *esmalatina* (CoAs₂), que pasan a CoO, y luego éste se reduce por el C o por aluminotermia:

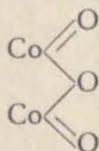


APLICACIONES.— En estado metálico apenas tiene aplicaciones, por su escasez, y sólo se utilizan sus compuestos.

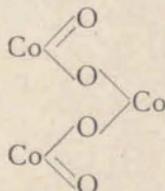
317. Combinaciones del Co con el H y O.— Las principales son: CoO, Co₂O₃, Co₃O₄, Co(OH)₂ y Co(OH)₃.



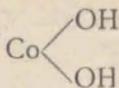
Óxido cobaltoso



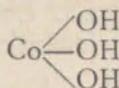
Óxido cobáltico



Óxido cobaltoso-cobáltico



Hidróxido cobaltoso



Hidróxido cobáltico

318. Óxido cobaltoso: CoO.—No se encuentra libre en la Naturaleza.

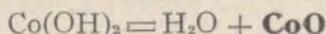
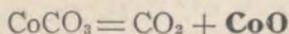
Peso mol. : 74,97.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. verdoso.
Fus. : 2860°.

Dens. : 5,68.

PROPIEDADES.—Es un cuerpo de color pardoverdoso, insoluble en el agua. Con los silicatos alcalinos y alcalinotérreos forma vidrios de hermoso color azul; se disuelve en el bórax fundido con coloración azul. Se une también con los óxidos de Mg, Zn y Al, dando masas de diversos colores.

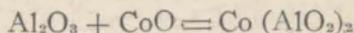
OBTENCIÓN.—Se obtiene calentando el hidróxido o carbonato cobaltoso, fuera del contacto del aire:



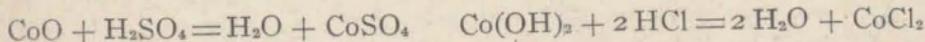
APLICACIONES.—Se emplea para la fabricación de vidrios y esmaltes de color azul.

319. Sales cobaltosas: Co⁺⁺.—Derivan del CoO. Las únicas importantes en la Naturaleza son la *esmaltina* (CoAs₂) y la *cobaltina* (CoAsS).

PROPIEDADES.—Las anhidras son azules y las hidratadas son de color de rosa. Fundidas con bórax le comunican una hermosa coloración azul. Todas pueden reducirse por el carbón y el CaC₂. Con los compuestos de Al, en fusión ígnea, dan una masa de color azul, llamada *azul de Thénard*, que es de metaluminato cobaltoso:



OBTENCIÓN.—Se obtienen tratando el metal, el óxido o el hidróxido por los ácidos correspondientes:



RECONOCIMIENTO.—1.º Con KOH o NaOH dan precipitado azul de sal básica (ClCoOH), que por el calor pasa a rosado, por convertirse en Co(OH)₂.

2.º Con el amoníaco dan precipitado azul de sal básica, que al aire se pone rojo, por formación de complejos.

3.º Con el sulfocianuro potásico concentrado dan coloración azul, que por dilución pasa a rosado. Añadiendo alcohol amílico y agitando, sobrenada una capa azul (*reacción Vogel*).

320. Nitrato cobaltoso: $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.— No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 182,98.

Est. fis. : sól. rosado.

Dens. : 1,83.

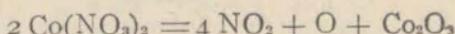
Solub. a 20° : 62 gr.

Fus. ac. : 56°.

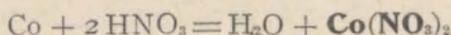
Ebull. : se descomp.

Sist. crist. : monoclinico.

PROPIEDADES.— Se presenta bajo la forma de cristales pardorrojizos, delicuescentes al aire. Calentado se liquida fácilmente, y elevando la temperatura pasa primero a color violeta y después a verde, y finalmente se convierte en óxido cobáltico:



OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando el Co por el HNO_3 diluido:



APLICACIONES.— Sirve en análisis por vía seca para descubrir el Mg, Zn y Al: con el primero da una masa de color rojo de carne (rosada), con el segundo produce el *verde de Rinnmann* y con el tercero el *azul de Thénard*.

321. Elemento níquel: Ni.— Se halla nativo en los meteoritos: combinado forma la *níquelita* (NiAs) y la *garnierita* ($[\text{Ni}, \text{Mg}]_2\text{Si}_4\text{O}_{13} \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$).

Peso atóm. : 58,69.

Est. fis. : sól. blanco.

Dens. : 8,68.

Solub. : insoluble.

Fus. : 1452°.

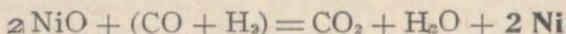
Ebull. : 2995°.

Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES.— Es un metal blanco argentino, muy dúctil y maleable, magnético a la temperatura ordinaria, cualidad que pierde por el calor.

En contacto del aire a la temperatura ordinaria no se oxida, pero sí por el calor. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo atacan poco; el nítrico lo disuelve con facilidad. El Co se combina con el Ni desde los 60° formando un compuesto especial, volátil, llamado *níquel-carbonilo* ($\text{Ni}[\text{CO}]_4$), que a los 200° se disocia en Ni y CO.

OBTENCIÓN.— 1.º Si los minerales son sulfurados o arsenicales, se tuestan primero para eliminar el S o el As en forma de SO_2 o de As_2O_3 : con esto queda el NiO, que a los 300° se reduce mediante una mezcla de CO e H:

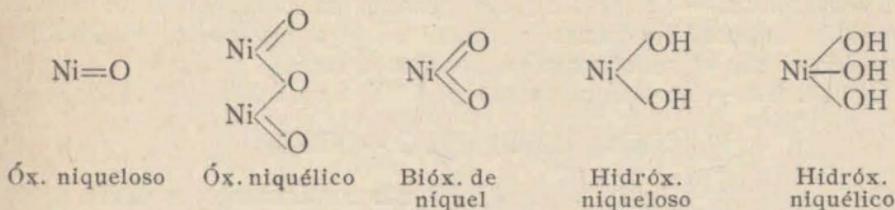


2.º Si el mineral es silicatado, se calienta con cok y un fundente básico; luego se calienta de nuevo para separar en forma de escoria el Si, Fe y Mn.

APLICACIONES.— Sirve para varios aparatos de laboratorio y utensilios domésticos; de Ni se recubren electrolíticamente multitud de objetos, para defenderlos del aire; se usa, en fin, para varias aleacio-

nes, como el *argentán* o *plata alemana* (Cu, Zn, Ni) y en la *moneda alemana*, que se ha extendido a varios países.

322. Combinaciones del Ni con el H y O. — Las principales son: NiO, Ni₂O₃, NiO₂, Ni(OH)₂ y Ni(OH)₃.



323. Óxido níqueloso: NiO. — En la Naturaleza forma el mineral *bunsenita*.

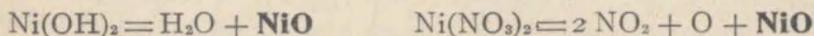
Peso mol. : 74,69.
Solub. : insoluble.

Est. fís. : sól. verdoso.
Fus. : se disocia al rojo.

Dens. : 6,66.
Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, de color verde amarillo en frío, y francamente amarillo en caliente; no es magnético ni se oxida más, al ser calentado al aire; pero fácilmente se reduce a Ni metálico por el H o el C calientes.

OBTENCIÓN. — Se obtiene calentando el hidróxido, nitrato o carbonato níqueloso:

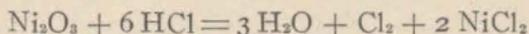


APLICACIONES. — En los laboratorios sirve para obtener níquel reducido, muy usado como catalizador.

324. Sales níquelosas: Ni⁺⁺. — Derivan del NiO. En la Naturaleza se halla la *níquelita* (NiAs) y la *garnierita* ([Ni, Mg]₂Si₄O₁₃ · 2 H₂O).

PROPIEDADES. — Anhidras son amarillas; hidratadas, verdes, y las dobles con el amonio, azules. La mayor parte son solubles en el agua, pero son insolubles el sulfuro, fosfato, carbonato y silicato.

OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando el metal, el óxido o el carbonato por los ácidos correspondientes:



RECONOCIMIENTO. — 1.º Con KOH o NaOH dan precipitado verde de Ni(OH)₂.

2.º Con el amoníaco dan precipitado verde claro de Ni(OH)₂, que por exceso de reactivo, se disuelve en un líquido azul.

3.º Con los carbonatos alcalinos dan precipitado verde de carbonato básico (NiCO₃ · Ni[OH]₂).

325. Sulfato níqueloso: $\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 154,75.

Est. fís. : sól. verde.

Dens. : 3,42.

Solub. a 20° : 36 gr.

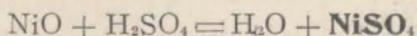
Fus. ac. : 99°.

Ebull. : a 840° se descomp.

Sist. crist. : rómbico y monoclinico.

PROPIEDADES. — Se presenta en grandes cristales, de color verde esmeralda intenso. Es bastante soluble en el agua. Forma fácilmente sales dobles con el sulfato amónico y con el sulfato potásico.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el Ni o su óxido por el H_2SO_4 :



APLICACIONES. — Es la sal de níquel más comúnmente empleada para el níquelado galvánico.

CAPÍTULO XXXVII

MANGANESO Y CROMO

326. Elemento manganeso: Mn.— No se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando óxidos, como la *braunita* (Mn_2O_3), *hausmanita* (Mn_3O_4) y *pirolusita* (MnO_2), carbonato o *dialogita* ($MnCO_3$) y silicato o *rodonita* ($MnSiO_3$).

Peso atóm. : 54,93.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : regular.

Est. fis. : sól. grisáceo.

Fus. : 1265°.

Dens. : 7,39.

Ebull. : 1940°.

PROPIEDADES.— Es un metal blanco agrisado, muy duro cuando está impurificado por C, Si o Fe, pues entonces raya el vidrio y es quebradizo. El aire lo oxida con facilidad, y cuando está muy dividido lo ataca el agua dando H. Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y nítrico lo atacan con producción de las sales manganosas respectivas. Éstas son de dos clases, manganosas y mangánicas, siendo las últimas de escasa importancia.

OBTENCIÓN.— Se obtienen reduciendo alguno de sus óxidos por aluminotermia excepto el MnO_2 , por ser demasiado violenta la reacción:

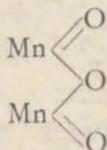


APLICACIONES.— Solo, se emplea poco; pero sí mucho aleado con el Fe en los llamados *ferromanganesos*.

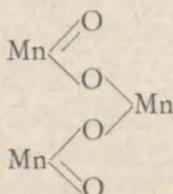
327. Combinaciones del Mn con el H y O.— Las principales son: MnO , Mn_2O_3 , Mn_3O_4 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 , $Mn(OH)_2$, $Mn(OH)_3$, H_2MnO_3 , H_2MnO_4 y $HMnO_4$.



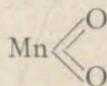
Óx. manganoso



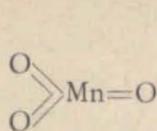
Óx. mangánico



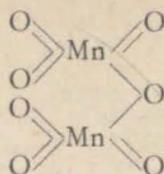
Óx. manganoso-mangánico



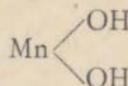
Bióxido de manganeso



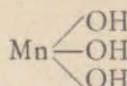
Anh. mangánico



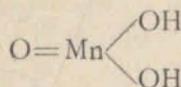
Anh. permangánico



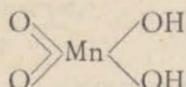
Hidróx. manganesoso



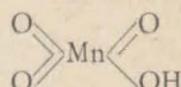
Hidróx. mangánico



Ac. manganesoso



Ac. mangánico



Ac. permangánico

328. Bióxido de manganeso: MnO_2 . — Se llama comúnmente *manganesa* o *jabón de vidrieros*. En la Naturaleza forma el mineral *pirolusita*.

Peso mol. : 86,93.
Solub. : insoluble.

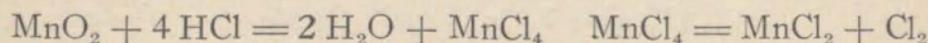
Est. fis. : sól. negruzco.
Fus. : se descomp.

Dens. : 4,7.
Sist. crist. : rómbico.

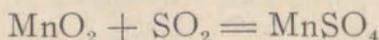
PROPIEDADES. — A veces se presenta en prismas casi negros; pero más comúnmente en masas térreas de color negruzco. Calentado al rojo pasa primero a Mn_2O_3 y después a Mn_3O_4 , desprendiendo O:



El HCl lo disuelve en frío, con coloración pardoverdosa de MnCl_4 , el cual calentado pasa a MnCl_2 , con desprendimiento de cloro:



El SO_2 , los sulfitos e hiposulfitos, en medio ácido, lo disuelven; por lo cual estos cuerpos sirven para quitar manchas de MnO_2 :



OBTENCIÓN. — No se produce artificialmente, sino que se aprovecha el producto natural, llamado *pirolusita*.

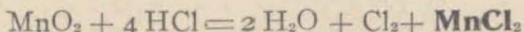
APLICACIONES. — Sirve en cerámica para obtener el color verde; en las pilas Leclanché; en pintura para hacer secantes los colores y para quitar el color verde al vidrio.

329. Sales manganosas: Mn^{++} . — Derivan del MnO . En la Naturaleza se halla la *dialogita* (MnCO_3) y la *rodonita* (MnSiO_3).

PROPIEDADES. — Anhidras son blancas; hidratadas ofrecen color

rosado tenue. En general, son solubles en el agua, excepto el sulfuro, carbonato y silicato. Por acción de los oxidantes enérgicos pasan a permanganatos, que si están en solución, la tiñen de hermoso color violeta.

OBTENCIÓN.—Se obtienen tratando el MnO_2 por los ácidos respectivos (1):



RECONOCIMIENTO.—1.º Con KOH o NaOH dan precipitado blanco sucio de $\text{Mn}(\text{OH})_2$, que al aire se ennegrece por formarse ácido manganoso (H_2MnO_3).

2.º Con el $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ dan precipitado de color rosado, de MnS .

3.º Con el PbO_2 y HNO_3 concentrado pasan a ácido permangánico, reconocible por su color violado.

330. Sulfato manganoso: $\text{MnSO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$.—No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 151.

Solub. a 20º : 64,5 gr.

Sist. crist. : triclinico.

Est. fis. : sól. rosado.

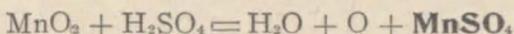
Fus. : 700º.

Dens. : 2,1.

Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES.—Se presenta en grandes cristales de color rosado tenue; es bastante soluble en el agua e inalterable al aire. Resiste la acción del calor, hasta el rojo, sin descomponerse. Se une con facilidad con los sulfatos alcalinos, para dar sales dobles que cristalizan muy bien.

OBTENCIÓN.—Se obtiene tratando el MnO_2 por el H_2SO_4 :

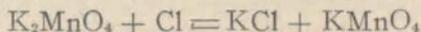


APLICACIONES.—Se usa en tintorería y en la pintura o decoración de la porcelana.

331. Manganatos y permanganatos: MnO_4^{2-} , MnO_4^- .—Los manganatos derivan del MnO_3 y los permanganatos del Mn_2O_7 . No se encuentran libres en la Naturaleza.

PROPIEDADES.—Los manganatos son verdes y los permanganatos rojoviolados; de unos y otros sólo son importantes los alcalinos, los cuales son solubles en el agua.

Son muy oxidantes. Los manganatos son estables en solución neutra o básica sin reductores; pero, en presencia de éstos, pasan a compuestos de Mn con valencia +4: los mismos manganatos en solución ácida pasan a permanganatos. Éstos son estables en solución ácida, en ausencia de reductores; porque, en presencia de éstos, se transforman en sales manganosas de valencia +2. Los manganatos con oxidantes se convierten en permanganatos:



OBTENCIÓN.—Se obtienen oxidando el MnO_2 con oxidantes a pro-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 154-157.

pósito (KClO_3 , NaNO_3): directamente se forman manganatos, que con Cl o CO_2 pasan a permanganatos.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el H_2S se decoloran y precipitan S .

2.º Con el ácido oxálico se decoloran y dan CO_2 .

3.º Con el H_2O_2 , en solución ácida, se decoloran por pasar a sal manganosa.

332. Permanganato potásico: KMnO_4 . — Se llama vulgarmente *camaleón mineral*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 157,03.

Est. fis. : sól. negro.

Dens. : 2,71.

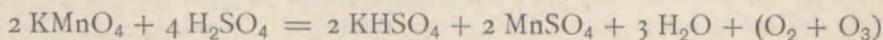
Solub. a 15º : 5,2 gr.

Fus. : a 240º se descomp.

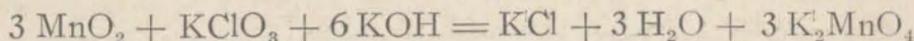
Sist. crist. : rómbico.

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales casi negros, solubles en el agua con coloración violada intensa. El nombre de *camaleón* le viene de la facilidad con que cambia de color por los diversos agentes, lo mismo que el manganato.

Las sustancias orgánicas lo reducen con facilidad, y es venenoso. En medio ácido es oxidante enérgico, por la facilidad con que cede O ozonizado :



OBTENCIÓN. — Se produce primero manganato, calentando juntos MnO_2 , KClO_3 y KOH (1) :



El manganato se hace pasar a permanganato por medio del Cl .

APLICACIONES. — Sirve para obtener ozono; como desinfectante, y para purificar algunos gases, especialmente el H .

333. Elemento cromo: Cr . — No se encuentra nativo, sino combinado en los minerales *crocoíta* (PbCrO_4) y *hierro cromado* o *cro-mita* ($\text{Fe}[\text{CrO}_2]_2$).

Peso atm. : 5,01.

Est. fis. : sól. grisáceo.

Dens. : 6,92.

Solub. : insoluble.

Fus. : 1505º.

Ebull. : 2200º.

Sist. crist. : regular.

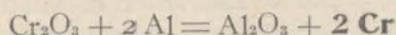
PROPIEDADES. — Es un metal blancogrisado, que cuando contiene trazas de C o Si llega a rayar al vidrio.

Al aire seco no se altera a la temperatura ordinaria; pero sí en el húmedo: al rojo se oxida con rapidez. El HCl lo ataca lentamente; el H_2SO_4 concentrado y caliente lo disuelve dando SO_2 ; el HNO_3 lo vuelve pasivo, con la particularidad de presentar el fenómeno llamado

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 234.

de las *pulsaciones*, o sea, que lo ataca y desprende H a intervalos. Da origen a sales *crómicas* y *crómicas*, las primeras de escasa importancia.

OBTENCIÓN.— Se obtiene reduciendo el Cr_2O_3 por aluminotermia:

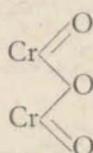


APLICACIONES.— Sirve para ser adicionado al hierro, con el fin de darle mayor dureza y más resistencia a los reactivos químicos.

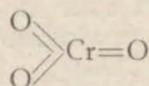
334. Combinaciones del Cr con el H y O.— Las principales son: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2CrO_4 y $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.



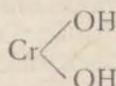
Óx. cromoso



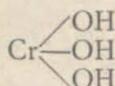
Óx. crómico



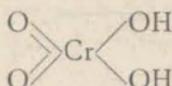
Anh. crómico



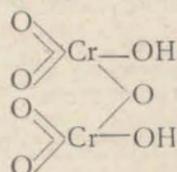
Hidróx. cromoso



Hidróx. crómico



Ac. crómico



Ac. dicrómico

335. Óxido crómico: Cr_2O_3 .— No se encuentra libre en la Naturaleza.

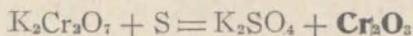
Peso mol. : 152,02.
Solub. : insoñible.

Est. fis. : sól. verde.
Fus. : 1990°.

Dens. : 5,2.
Sist. crist. : hexagonal.

PROPIEDADES.— Se presenta en polvo verde, amorfo, insoluble en el agua, y cuando ha sido muy calcinado, es también insoluble en los ácidos y álcalis. En presencia de los ácidos fuertes obra como anhídrido, dando origen a los cromitos: $\text{M}'\text{CrO}_2$.

OBTENCIÓN.— Se obtiene calentando fuertemente $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ con azufre (1):



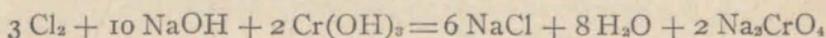
APLICACIONES.— Se emplea para comunicar a los vidrios y porcelanas color verde; asimismo sirve para la fabricación de diversos colores y para la obtención del cromo.

336. Sales crómicas: Cr''' .— Derivan del Cr_2O_3 . La única sal crómica natural es la *uwarowita* ($\text{Ca}_3\text{Cr}_2[\text{SiO}_4]_2$).

PROPIEDADES.— Son de color verde o violado, pasando con el tiem-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 199.

po de un color a otro, lo cual se atribuye a la formación de diversos complejos. En general son solubles en el agua, excepto el fosfato, el cloruro anhidro y el sulfato fuertemente calcinado. Por reducción pasan a sales cromosas, y por oxidación en medio alcalino, a cromatos:



OBTECCIÓN.— Se obtienen tratando el Cr(OH)_3 o los cromitos por los ácidos correspondientes.

RECONOCIMIENTO.— 1.º Con KOH o NaOH dan precipitado verde de Cr(OH)_3 , soluble en exceso de reactivo, por formación de cromito (K_2CrO_3).

2.º Con el amoníaco dan precipitado verde de Cr(OH)_3 , que por exceso de reactivo, toma color violado.

3.º Con los carbonatos alcalinos dan precipitado verde de Cr(OH)_3 , con desprendimiento de CO_2 .

337. Sulfato crómicopotásico: $\text{KCr(SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$.— Se llama comúnmente *alumbre de cromo*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

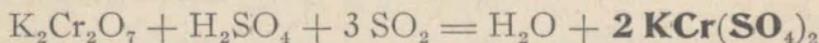
Peso mol. : 283,25.
Solub. a 25º : 12,5 gr.
Sist. crist. : regular.

Estado físico : sól. violado.
Fus. ac. : 89º.

Dens. : 1,83.
Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES.— Se presenta en grandes cristales octaédricos, de color rojoviolado obscuro. Es bastante soluble en el agua, siendo de color violado esta solución, pero calentada pasa a verde.

OBTECCIÓN.— Se obtiene haciendo burbujear SO_2 por una solución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ acidulada con H_2SO_4 :



APLICACIONES.— Se emplea en las fábricas de curtidos, porque por hidrólisis se forma Cr(OH)_3 , que con la gelatina de las pieles, produce un compuesto insoluble en el agua caliente.

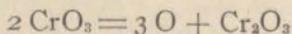
338. Anhídrido crómico: CrO_3 .— No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 100,01.
Solub. a 15º : 166 gr.
Sist. crist. : rómbico.

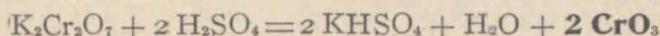
Est. fis. : sól. rojo.
Fus. : 170º.

Dens. : 2,78.
Ebull. : a 250º se descomp.

PROPIEDADES.— Se presenta en agujas de color rojo intenso, muy solubles en el agua, y por el calor se descompone en O y Cr_2O_3 :



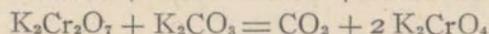
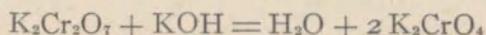
Es un oxidante muy enérgico por esta facilidad en desprender O.
OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando una solución concentrada de $K_2Cr_2O_7$ por ácido sulfúrico también concentrado (1):



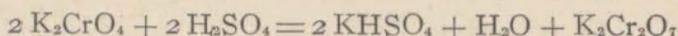
APLICACIONES.— Se emplea en los laboratorios de Química como oxidante.

339. Cromatos y dicromatos: CrO_4^{--} , $Cr_2O_7^{--}$.— Derivan del CrO_3 . No se encuentran libres en la Naturaleza.

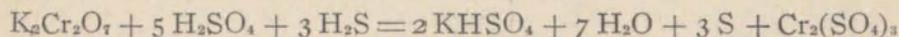
PROPIEDADES.— Los cromatos son amarillos, a diferencia de los dicromatos, que son de color anaranjado. Son solubles en el agua los alcalinos e insolubles los demás. Los cromatos son estables en medio alcalino y los dicromatos en medio neutro o ácido. Así, pues, los dicromatos en presencia de las bases o carbonatos alcalinos pasan a cromatos, con el consiguiente cambio de color:



Inversamente los cromatos pasan a dicromatos por los ácidos:



Los cuerpos reductores, como el H_2S , transforman los dicromatos en sales crómicas, y la solución pasa de rojo a verde:



OBTENCIÓN.— Se obtienen fundiendo un compuesto crómico con un carbonato alcalino, en presencia del aire o de un cuerpo oxidante (KNO_3): inmediatamente se produce un cromato, el cual puede convertirse fácilmente en dicromato por medio de un ácido (2).

RECONOCIMIENTO.— 1.º Los dicromatos dan con el $AgNO_3$ precipitado rojo de $Ag_2Cr_2O_7$, soluble en amoníaco y en ácido nítrico.

2.º Con el $BaCl_2$ dan precipitado amarillo de $BaCr_2O_7$.

3.º Con el H_2O_2 y H_2SO_4 dan color azul intenso, sólo persistente en el éter, que sobrenada.

340. Dicromato potásico: $K_2Cr_2O_7$.— No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 294,22.

Est. fis. : sól. anaranjado.

Dens. : 2,70

Solub. a 20° : 13 gr.

Fus. : 396°.

Ebull. : a 500° se descomp.

Sist. crist. : triclínico.

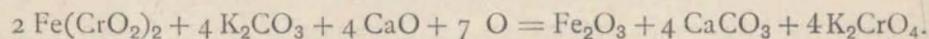
PROPIEDADES.— Se presenta en grandes cristales de color rojo anaranjado, bastante solubles en el agua y de sabor amar-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 192.

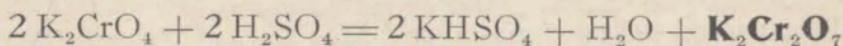
(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 236.

go áspero. Es muy oxidante, sobre todo en presencia del H_2SO_4 , con el cual forma la llamada *mezcla crómica*.

OBTENCIÓN. — Se obtiene calentando una mezcla de cromita, K_2CO_3 y CaO (1):



El cromato formado, disuelto en agua, se trata por H_2SO_4 diluído:



APLICACIONES. — Se emplea como mordiente en tintorería, como oxidante en los laboratorios y en fotografía.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 173-176.

CAPÍTULO XXXVIII

ESTAÑO, PLATINO Y METALES RAROS

341. Elemento estaño: Sn. — Se halla muy poco nativo en la Naturaleza; el mineral principal es la *casiterita* (SnO_2).

Peso atóm. : 118,7.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : cuadrático.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 251,5°

Dens. : 7,28.
Ebull. : 2218°.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco, de brillo argentino, maleable y fácilmente fusible. Es de estructura cristalina, a la que debe la estridencia especial, llamada *grito del estaño*, que

se percibe al doblar una barra de dicho metal, producida por la rotura y frotamiento de los cristales. Sometido a bajas temperaturas se convierte en un polvo gris, modificación alotrópica del Sn ordinario.

A la temperatura del ambiente no se oxida; pero, fundido en presencia del aire, se recubre de una costra gris de óxido: a la temperatura del rojo, arde con llama intensa. Con el HCl

concentrado forma SnCl_2 , y desprende H; con el H_2SO_4 concentrado y caliente forma sulfato estánnico:

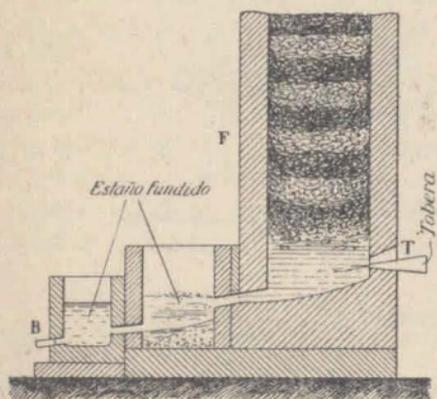
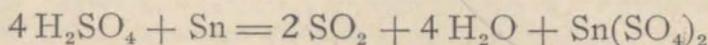
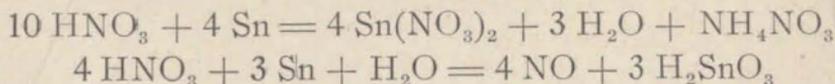
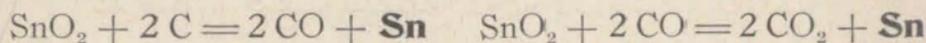


Fig. 154. — Horno de manga para la obtención del estaño.

Con el HNO_3 diluído no produce desprendimiento gaseoso, sino que forma nitrato amónico; con el concentrado produce ácido metastánnico, insoluble:



OBTENCIÓN. — Se obtiene reduciendo por el carbón y el CO la casiterita en unos hornos especiales de cuba, llamados de *manga* (fig. 154):



APLICACIONES. — Por su inalterabilidad al aire y al agua, se emplea para recubrir objetos de Cu y Fe (hojalata); sirve también para soldar metales, y aleado con el Cu forma el bronce de cañones, estatuas y campanas.

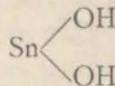
342. Combinaciones del Sn con el H y O. — Las principales son: SnO , SnO_2 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, H_7SnO_3 y $(\text{H}_2\text{SnO}_3)_5$.



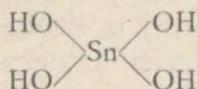
Óx. estannoso



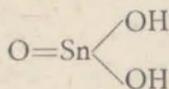
Óx. estánnico



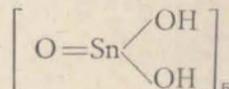
Hidróx. estannoso



Ac. ortoestánnico



Ac. α -metastánnico



Ac. β -metastánnico

343. Óxido estánnico: SnO_2 . — Se llama también *bióxido de estaño* y *anhídrido estánnico*. En la Naturaleza forma el mineral llamado *casiterita*.

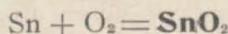
Peso mol : 150,7.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. pardusco.
Fus. : 1127°.

Dens. : 6,7.
Sist. crist. : cuadrático

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales bien formados, de color pardusco o negro. Obtenido artificialmente es una substancia blanca, amorfa, que sólo funde a la temperatura del horno eléctrico. Es insoluble en los ácidos, y añadido al vidrio lo vuelve opaco y blanco.

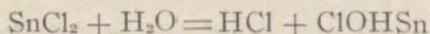
OBTENCIÓN. — Se obtiene por combustión del estaño:



APLICACIONES. — Se emplea para la extracción del estaño, para fabricar vidrio opaco y para el esmaltado del palastro.

344. Sales estannosas: Sn^{II}. — Derivan del SnO. No se encuentran en la Naturaleza.

PROPIEDADES. — Son incoloras, excepto el sulfuro, que es pardo obscuro. Suelen ser solubles en poca agua, fuera del sulfuro que es insoluble; pero, con exceso de agua, precipitan, por formación de sales básicas:



Son muy reductoras, por su tendencia a pasar a sales estánnicas: basta el O del aire para que ya se oxiden.

OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando el metal por los ácidos correspondientes.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el H₂S dan precipitado negruzco de SnS, soluble en (NH₄)₂S.

2.º Con el HgCl₂ dan precipitado blanco de HgCl o gris de Hg.

3.º Con el AuCl₃ dan precipitado rojo pardo de Au reducido, llamado *púrpura de Cassius*.

345. Cloruro estannoso: SnCl₂ · 2 H₂O. — Se llama vulgarmente *sal de estaño*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 189,62.

Solub. a 15 : 270 gr.

Sist. crist. : monoclinico.

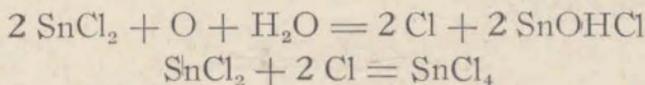
Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : 250º.

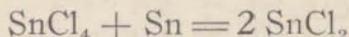
Dens. : 2,7.

Ebull. : 606º.

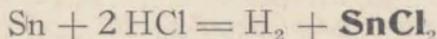
PROPIEDADES. — Se presenta en grandes cristales blancos, solubles en poca agua. Es reductor enérgico, y al aire se oxida dando oxiclорuro, insoluble, y cloruro estánnico:



Por esto conviene, cuando está en solución, añadirle algo de Sn metálico, para reducir al SnCl₄ formado:



OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el Sn por el HCl concentrado y caliente (1):



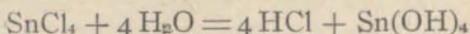
APLICACIONES. — Se emplea en tintorería como mordiente.

346. Sales estánnicas: Sn^{IV}. — Derivan del SnO₂. No se encuentran libres en la Naturaleza.

PROPIEDADES. — Son incoloras, excepto el sulfuro, que es amarillo.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núms. 169-172.

Los haluros de las sales estánnicas suelen ser bastante solubles. Hidrolizan con gran facilidad dando hidróxido:



OBTENCIÓN. — La mayoría de las veces se parte de las sales estanosas, que por medio de oxidantes se hacen pasar a sales estánnicas (1).

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el H_2S dan precipitado amarillo de SnS_2 , en solución no muy ácida.

2.º Con KOH o NaOH dan precipitado blanco gelatinoso de Sn(OH)_4 , soluble en exceso de reactivo.

3.º Con el Na_2CO_3 dan precipitado blanco de Sn(OH)_4 , con desprendimiento de CO_2 .

347. Cloruro estánico: SnCl_4 . — Se llama *licor fumante de Livabius*. No se encuentra en la Naturaleza.

Peso mol. : 260,54.
Solub. : reacciona.

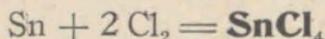
Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -33° .

Dens. : 2,28.
Ebull. : $+114^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, que humea fuertemente en contacto del aire. Con poca agua forma una masa cristalina de fórmula $\text{SnCl}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, de aspecto mantecoso, llamada *manteca de estaño*.

Con exceso de agua se hidroliza formando Sn(OH)_4 y HCl . Con el HCl forma ácido cloroestánico, H_2SnCl_6 , de donde derivan los cloroestannatos.

OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo pasar una corriente de Cl por Sn fundido (2):



APLICACIONES. — Se usa como mordiente en tintorería, principalmente bajo la forma de cloroestannato amónico, que se llama *sal de Pink*.

348. Metales del grupo del platino. — Con este nombre se incluyen ciertos metales poco abundantes, que en la Naturaleza se hallan mezclados con el Pt . Son seis, que se subdividen en *ligeros* ($d = 11,5$ a $12,3$) y son el *ruteno*, *rodio* y *paladio*, y en *pesados* ($d = 21,5$ a $22,5$), los cuales son el *platino*, *osmio* e *iridio*. Sólo se hallan nativos en Rusia, Colombia, Brasil y Borneo, siendo muy difícil separarlos, no tanto por tener propiedades afines, cuanto por formar combinaciones entre sí. Los más importantes son los pesados, a saber, el osmio, iridio y platino.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 233.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 236

El *osmio* (Os) es un metal blanco argentino, el más denso de todos (22,48), de muy alto punto de fusión (2.500°) y oxidable con cierta facilidad. Sus óxidos son: el osmio (OsO), el bióxido (OsO₂) y el tetróxido (OsO₄). El Os se emplea aleado con otros metales y para filamentos de las lámparas eléctricas de incandescencia.

El *iridio* (Ir) es un metal blanco argentino, muy denso (22,4), de alto punto de fusión (2.364°) e inoxidable al aire. Es inatacable por los ácidos, incluso por el agua regia, cuando está compacto. Puede funcionar como mono, bi, tri y tetravalente; pero los compuestos más estables son los tri y tetravalentes. Entre los óxidos posibles sólo se conoce el bióxido (IrO₂). Se emplea aleado con el Pt para hacer este metal más resistente a los ácidos.

349. Elemento platino: Pt. — Se encuentra casi exclusivamente nativo en la Naturaleza.

Peso atóm. : 195,2.
Solub. : insoluble.
Sist. crist. : regular.

Estado físico : sól. blanco.
Fus. : 1755°.

Dens. : 21,4.
Ebull. : 3600°.

PROPIEDADES. — Es un metal blanco agrisado, muy dúctil y maleable, hasta poderse estirar en hilos de 0,002 mm. de diámetro, sólo visibles por incandescencia. Es muy denso y difícilmente fusible (fig. 155).

No se altera en contacto del agua o del aire a ninguna temperatura. Los ácidos clorhídrico, sulfúrico y nítrico puros no lo alteran; pero lo disuelve el agua regia. El Cl gaseoso lo ataca. Forma aleaciones con varios metales (K, Na, Sn), pero no se amalgama con el Hg. Los metales S, P, As y C se combinan con él en caliente, volviéndolo quebradizo. La KOH y NaOH en fusión lo atacan.

ESPONJA DE PLATINO. — Es el Pt en estado de suma división, que es negro y esponjoso, y se llama también *negro* o *musgo de platino*. En este estado posee, en sumo grado, la propiedad de condensar gases, los cuales presentan entonces afinidades muy enérgicas. Por esto, el Pt en polvo se emplea

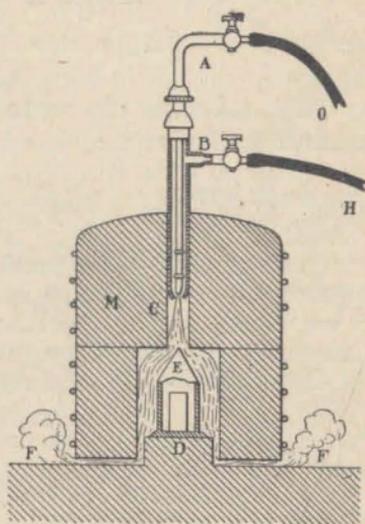
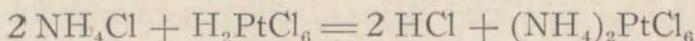


Fig. 155

Soplete para fundir el Pt

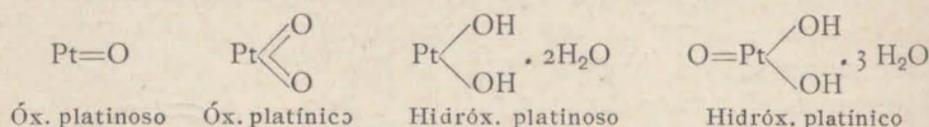
como catalizador para muchas combinaciones, como la del N con el H, la del SO_2 con el O, etc.

OBTENCIÓN. — Para la obtención del Pt se lava el mineral, se le separa el Au por el Hg o el agua regia poco concentrada; se trata, luego, por agua regia bien concentrada, que disuelve al Pt y Pd. La solución, tratada por NH_4Cl , precipita cloroplatinato amónico, que calentado deja esponja de platino:



APLICACIONES. — Se emplea para utensilios de laboratorio, como crisoles, cápsulas y alambres; en la industria sirve también para recipientes, electrodos y operaciones catalíticas; finalmente se utiliza en joyería.

350. Combinaciones del Pt con el H y O. — Las principales son: PtO , PtO_2 , $\text{Pt}(\text{OH})_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, $\text{PtO}_3\text{H}_2 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$.



351. Ácido cloroplatínico: $\text{H}_2\text{PtCl}_6 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. — Se llama comúnmente *cloruro de platino*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

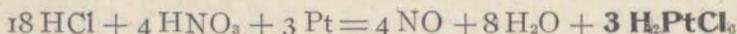
Peso mol. : 409,96.
Solub. : muy soluble

Est. fís. : sól. rojizo.
Fus. ac. : 60°.

Dens. : 2,42.
Ebull. : a 280° se descomp.

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales delicuescentes, de color rojo pardo, muy solubles en el agua. Su solución acuosa no contiene el ion cloro, pues el AgNO_3 no da AgCl , sino cloroplatinato de plata. Calentado, pierde HCl y también Cl , dejando musgo de Pt.

OBTENCIÓN. — Se obtiene disolviendo Pt en agua regia:

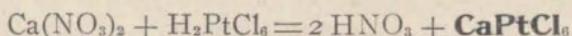


APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo de las sales potásicas y amónicas.

352. Cloroplatinatos: $\text{PtCl}_6^{..}$. — Proviene del ácido cloroplatínico. No se encuentran en la Naturaleza.

PROPIEDADES. — Son de color amarillo anaranjado y poco solubles en el agua, incluso los alcalinos. Calentados a alta temperatura, se descomponen, desprendiendo Cl y dejando cloruro y Pt libre: en el caso particular del cloroplatinato amónico, queda sólo esponja de platino.

OBTENCIÓN.— Se obtienen tratando las sales de los metales respectivos por H_2PtCl_6 :



RECONOCIMIENTO.— 1.º Con H_2S dan precipitado negro de PtS_2 , insoluble en HCl , pero soluble en el agua regia.

2.º Con el NH_4Cl dan precipitado amarillo, octaédrico, de $(NH_4)_2PtCl_6$, que calentado deja sólo esponja de platino.

3.º Con el $SnCl_2$ dan coloración rojosanguínea, llamada *platinsol*, que desaparece por el calor.

353. Molibdeno y sus compuestos.— El molibdeno (Mo) no se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando un sulfuro, llamado *molibdenita* (MoS_2). Es un metal blanco, bastante denso (10,2), difícilmente fusible (2.500º), inalterable al aire a la temperatura ordinaria. Es atacado por los ácidos sulfúrico y nítrico. Se obtiene tostado primero el sulfuro y reduciendo luego por el carbón al anhídrido molibdico formado. No tiene aplicaciones más que en sus compuestos.

La valencia del Mo es muy varia, dando origen a numerosos compuestos, como el óxido molibdoso (MoO), óxido molibdico (Mo_2O_3), bióxido de molibdeno (MoO_2), pentóxido de molibdeno (Mo_2O_5) y anhídrido molibdico (MoO_3), que da lugar a los molibdatos, como el molibdato amónico ($[NH_4]_2MoO_4$), muy empleado en el análisis de los fosfatos.

354. Tungsteno y sus compuestos.— El *tungsteno* o *wolframio* (W) no se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando el mineral *tungstita* o *wolframita*, que es un tungstato de hierro y manganeso ($[Fe, Mn]WO_4$). Es un metal blanco argentino, muy denso (19,1), el de más alto punto de fusión de todos los metales (3.400º), duro casi como el diamante, que en estado compacto no se altera al aire; es inatacable por los ácidos y los álcalis. Se obtiene reduciendo su anhídrido al rojo por el H o por el carbón en el horno eléctrico. Se emplea como filamento en las lámparas eléctricas.

La valencia del W es muy varia, dando lugar a numerosos compuestos oxigenados, como el óxido tungstoso (WO), óxido tungstico (W_2O_3), bióxido de tungsteno (WO_2), pentóxido de tungsteno (W_2O_5) y anhídrido tungstico (WO_3), que origina el ácido tungstico (H_2WO_4) y los tungstatos, algunos de los cuales se emplean para hacer incombustibles diversos utensilios.

355. Uranio y sus compuestos.— El *uranio* (U) no se encuentra nativo en la Naturaleza, sino formando diversos minerales, entre ellos un óxido negro llamado *pechblenda* (U_3O_8). Es un metal grisáceo, muy denso (18,7), de punto de fusión algo elevado (1.720º) y el que ostenta el número atómico más alto en la serie periódica de los elementos (92). En estado compacto no se altera al aire; pero en forma pulverulenta se oxida y aun llega a descomponer al agua: los ácidos

clorhídrico y sulfúrico diluídos lo disuelven con desprendimiento de H. Es radioactivo y punto de partida de una serie de cuerpos radioactivos. Se obtiene tratando sus minerales por H_2SO_4 , que los disuelve; luego se precipita uranato sódico mediante Na_2CO_3 ; se trata el uranato por el carbón al rojo, que da carburo de uranio (U_2C_3), y finalmente se reduce el carburo por el Al o Mg. El metal apenas tiene aplicaciones, pero sus compuestos son bastante empleados, sobre todo en análisis y para preparar vidrios fluorescentes.

Las principales combinaciones del U son: sesquióxido (U_2O_3), bióxido (UO_2), anhídrido uránico (UO_3) y uranato uranoso ($UO \cdot 2 UO_3 = U_3O_8$). La sal más importante es el nitrato de uranilo ($UO[NO_3]_2 \cdot 6 H_2O$), que es amarillo con fluorescencia verde, y se emplea para el análisis de los fosfatos.

356. Metales de las tierras raras. — Son 14 metales, correspondientes a los números atómicos 58 a 72, a saber: cerio (Ce), praseodimio (Pr), niobio (Nb), ilinio (Il), samario (Sm), europio (Eu), gadolinio (Gd), terbio (Tb), disprosio (Dy), holmio (Ho), erbio (Er), tulio (Tu), iterbio (Yb) y lutecio (Lu). Forman diversos minerales como la *cerita*, *gadolinita*, *xenotina*, *monazita*, etc., que suelen ser silicatos o fosfatos de estos metales: estos minerales se llaman *tierras raras* y se encuentran en el Brasil, Estados Unidos, Australia y Rusia. La manera más fácil de identificar estos metales es por el análisis espectral, gracias a los trabajos de Moseley. Todos son trivalentes, excepto el cerio, que es además tetravalente.

El más importante de todos es el *cerio*, porque sirve para la fabricación de los mecheros Auer: estos mecheros son mecheros ordinarios de gas, con una caperuza formada de óxido de torio y de óxido de cerio, que por el calor del gas en combustión se pone sumamente luminosa: estas caperuzas se obtienen impregnando de una solución de nitrato de torio con 2 por 100 de óxido de cerio una malla de seda artificial, que luego se calcina, con el fin de destruir la materia orgánica y convertir el nitrato en óxido.

CUARTA PARTE

QUÍMICA ORGÁNICA

CAPÍTULO XXXIX

GENERALIDADES SOBRE LOS CUERPOS ORGÁNICOS

357. Objeto de la Química orgánica. — La *Química orgánica* se propone el estudio de los derivados del carbono, por lo cual se la llama también *Química del carbono*. El nombre de *Química orgánica* proviene de que gran parte de los cuerpos en ella estudiados se encuentran en los organismos así vegetales, como animales.

La *Química orgánica* se estudia aparte de la mineral: 1.º Por el gran número de compuestos del carbono conocidos hasta el presente, pues las combinaciones orgánicas pasan de 200.000, y sólo se conocen unas 25.000 combinaciones de todos los restantes elementos. — 2.º Por ciertas características de los compuestos orgánicos, entre las que merece citarse el hecho de que ninguno de ellos puede soportar temperaturas elevadas sin descomponerse. — 3.º Por la existencia de numerosos cuerpos formados de los mismos elementos y en la misma proporción, de lo que apenas hay vestigios en la *Química mineral*: así, por ejemplo, se conocen 135 combinaciones que responden a la fórmula condensada $C_{10}H_{13}O_2N$.

358. División de la Química orgánica. — La *Química orgánica* se divide en dos grandes secciones, una llamada *acíclica* y la otra *cíclica*.

La *serie acíclica* comprende los cuerpos cuyas fórmulas de constitución tienen todos sus carbonos formando cadena

abierta por ambos extremos: se llama también *forménica*, por ser su tipo fundamental el formeno (CH_4), y también *serie grasa* o *alifática* (del griego *aleifé*, grasa), por estar incluidas en ella las grasas naturales.

La *serie cíclica* comprende los cuerpos en cuyas fórmulas de constitución se hallan, cuando menos, algunos de sus carbonos unidos en forma de cadena cerrada: se llama también *serie aromática*, por pertenecer a ella muchas de las materias olorosas.

359. Composición de los compuestos orgánicos.— Aun cuando el número de compuestos orgánicos es inmenso, con todo su análisis ha puesto de manifiesto que se hallan formados de un pequeño número de elementos, siendo los principales el C, H, O y N; se encuentran además, con alguna frecuencia, el Cl, Br, I, S y P.

Los principales manantiales de sustancias orgánicas son los petróleos naturales, la hulla y los vegetales y animales, por la destilación seca de la madera y de los huesos. Modernamente muchas sustancias orgánicas se obtienen por síntesis en los laboratorios y en la industria. Los principales recursos para la separación de sustancias orgánicas son la destilación, la disolución y la precipitación.

360. Reconocimientos orgánicos.— 1.º **ESPECIE ORGÁNICA EN GENERAL (C):** *a)* Si la sustancia es *fijsa*, se reconoce calentando el producto o su solución en una cápsula; con lo que dejará un residuo negro de carbón, que se identificará porque, calentando más, producirá puntos en ignición y luego desaparecerá.

b) Si es *volátil*, se hacen pasar sus vapores por un tubo de vidrio muy caliente: en las paredes aparecerá un polvillo negro de C, que se reconocerá por el método anterior.

c) En un baloncito se calienta la sustancia con CuO , llevando los gases desprendidos a un recipiente con agua de cal: si el producto era especie orgánica, se enturbiará el agua por razón del CO_2 producido con el óxido.

2.º **HIDRÓGENO:** Desecada previamente la sustancia-problema, se calienta con CuO en un tubo de ensayo; si tiene H el producto, aparecerán gotitas de H_2O en la parte fría.

3.º **NITRÓGENO:** *a)* Cuando el N es abundante, al arder la sustancia despide olor a uña o a lana quemada.

b) Se calienta la sustancia con K en un tubo cerrado a la lámpara, hasta llegar al rojo, y en este estado se sumerge en agua, que disolverá al KCN formado. Al líquido filtrado y alcalinizado se añade solución

ferrosoférica ($\text{FeSO}_4 + \text{FeCl}_3$), que por ebullición dará $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ y $\text{Fe}(\text{OH})_3$: se añade HCl , que disolverá al $\text{Fe}(\text{OH})_3$ formado, con lo cual se formará precipitado azul de Prusia (*método de Lassaigne*).

4.º HALÓGENOS: a) Con alambre de CuO se toca el problema, y puesto al Bunsen, el Br y I colorean la llama de verde, el Cl de azul.

b) Se calienta la substancia con fundente alcalino (Na_2CO_3), que dará cloruro, bromuro o yoduro, reconocibles por sus caracteres.

5.º AZUFRE: a) Se calienta el problema junto con HNO_3 fumante en un tubo cerrado a la lámpara: el S pasa a H_2SO_4 , reconocible por sus caracteres.

b) Se trata el problema por K , como para el N . La solución obtenida se trata por nitroprusiato sódico ($\text{Fe}[\text{CN}]_5\text{NONa}_2$), que dará color rojo púrpúreo, si hay S , pues se habrá formado K_2S .

6.º FÓSFORO: Se calienta el problema hasta 300° con HNO_3 concentrado en un tubo cerrado: si tenía P , se habrá formado H_3PO_4 , que con molibdato amónico ($[\text{NH}_4]_2\text{MoO}_4$) dará en caliente un precipitado amarillo de fosfomolibdato amónico ($[\text{NH}_4]_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{MoO}_3$).

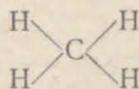
361. Análisis orgánico cuantitativo.— Se refiere principalmente a la determinación del C , H y N .

La determinación del C e H se verifica de la siguiente manera: En un largo tubo de vidrio, llamado de combustión, se quema la substancia, previamente pesada, mediante un oxidante (CuO), con lo que se formará H_2O y CO_2 ; en un tubo en U con CaCl_2 anhidro se recoge el H_2O , y en otro tubo con KOH se recoge el CO_2 . El aumento de peso de estos dos tubos indicará la cantidad de H_2O y de CO_2 producidos, y por simple cálculo se tendrá la proporción de H y C existentes en el compuesto orgánico.

El N orgánico se determina por el método de Will y Warrentrapp, calentando la substancia con cal sodada ($\text{Ca}[\text{OH}]_2 + \text{NaOH}$), con lo cual se producirá NH_3 , que se recogerá en un tubo con HCl de valor conocido: la cantidad de NH_3 recogido se determinará añadiendo amoníaco a la solución clorhídrica hasta su exacta neutralización.

362. Series orgánicas.— Son el conjunto de cuerpos orgánicos, que difieren entre sí en un número constante de uno o más elementos.

El cuerpo más sencillo que el C puede formar con el H es el CH_4 , por ser el C tetravalente:



Este cuerpo, por pérdida de un H , constituye un radical monovalente, CH_3- , capaz de unirse a otro radical también monovalente, por ejemplo CH_3- , con el cual el cuerpo resultante tendrá esta otra fórmula: CH_3-CH_3 .

A su vez, este cuerpo puede perder otro átomo de H y convertirse

en otro radical monovalente ($\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—}$), con aptitud para unirse a otro CH_3 y dar $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$. Y así sucesivamente.

363. Series homólogas e isólogas. — Series *homólogas* son aquellas, cuyos términos difieren entre sí en el grupo CH_2 . Los términos de estas series poseen propiedades químicas análogas, y sus propiedades físicas varían de un modo gradual; esto hace que el conocimiento de un solo término baste para conocer toda la serie, lo cual facilita grandemente el estudio de los múltiples compuestos orgánicos.

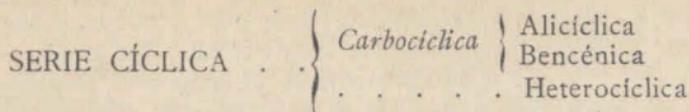
Series isólogas son aquellas cuyos términos difieren entre sí en H_2 . Los términos de estas series suelen tener las propiedades físicas parecidas, pero, en cambio, difieren en sus propiedades químicas. En los siguientes grupos las series verticales son homólogas y las horizontales, isólogas:

CH_4		C_2H_4		C_2H_2		
C_2H_6	. . .	C_3H_6	. . .	C_3H_4	. . .	C_3H_2
C_3H_8	. . .	C_4H_8	. . .	C_4H_6	. . .	C_4H_4
C_4H_{10}	. . .	C_5H_{10}	. . .	C_5H_8	. . .	C_5H_6
C_5H_{12}	. . .	C_6H_{12}	. . .	C_6H_{10}	. . .	C_6H_8
C_6H_{14}	. . .					

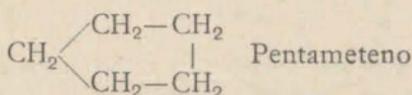
364. Compuestos saturados, eténicos y etínicos. — En Química orgánica *cuerpos saturados* son aquellos cuyos carbonos todos se hallan unidos por enlaces sencillos, y *cuerpos no saturados* son aquellos que tienen algún enlace doble o triple, llamándose *eténicos* los de algún enlace doble, y *etínicos* los de algún enlace triple.

Así, el cuerpo C_4H_{10} , que tiene todos sus carbonos unidos por valencias únicas pertenecen a la serie saturada: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$; el C_4H_8 , que posee un enlace doble, es compuesto eténico: $\text{CH}_2\text{=CH—CH}_2\text{—CH}_3$, y el C_4H_6 con un enlace triple, es de la serie etínica: $\text{CH}\equiv\text{C—CH}_2\text{—CH}_3$.

365. Series cíclicas. — Comprenden aquellos cuerpos en cuya fórmula de constitución existe alguna cadena cerrada, y son tres: alicíclica, bencénica y heterocíclica. Las dos primeras pertenecen al grupo de los cuerpos llamados *carbocíclicos*, porque los átomos que forman las cadenas cerradas son exclusivamente de carbono;

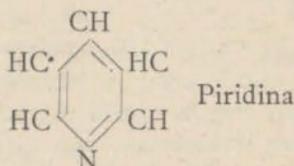
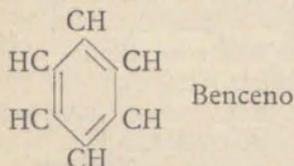


La *serie alicíclica* se halla integrada de los cuerpos cuyos carbonos cíclicos se hallen unidos entre sí por enlaces sencillos, o a lo más por uno o dos enlaces dobles. Los cuerpos de esta serie gozan de propiedades muy parecidas a las de los cuerpos grasos. Por ejemplo:



La *serie bencénica* comprende los cuerpos que poseen el llamado núcleo bencénico o anillo de Kekulé, C_6H_6 .

La *serie heterocíclica* la forman los cuerpos que en la cadena cerrada, además de átomos de carbono, contienen átomos de algún otro elemento, como O, S, N. Por ejemplo la piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$:



366. Isomería y polimería. — Se llama *isomería* el fenómeno por el cual dos o más cuerpos, de igual fórmula condensada, presentan cualidades distintas, fenómeno que se atribuye a la diferente agrupación de los átomos en la molécula. Se llaman *isómeros* los cuerpos de igual fórmula condensada y distinta de constitución, entendiéndose por tales aquellas que no son superponibles, ni siquiera haciéndolas girar convenientemente.

Los tres primeros cuerpos de la serie saturada (CH_4 , C_2H_6 y C_3H_8) no pueden tener isómeros, porque sus elementos constitutivos no admiten otra agrupación. En cambio, el término de cuatro C tiene dos; el de diez C, 135, y el de trece C tiene 802:



La isomería puede ser de posición y de compensación. *Isómeros de posición* son los que tienen comunes los caracteres químicos genéricos, por ejemplo, el carácter de hidrocarburo, de ácido, de sal, etc., y sólo difieren en el lugar donde radican estas funciones: así, son isómeros

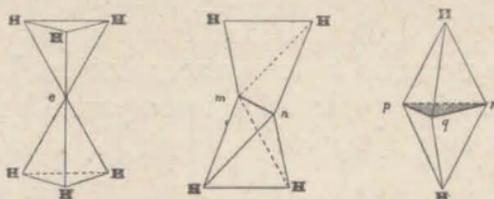
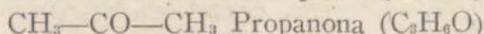
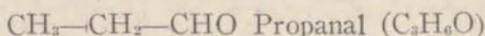


Fig. 156. — Uniones sencilla, doble y triple de los carbonos, según la teoría tetraédrica.

de esta clase los dos cuerpos anteriores. — *Isómeros de compensación* son los que gozan de distinto carácter químico, por contener grupos de función química diferente: tales son:



La isomería se llama *plana*, cuando para representar los diversos isómeros bastan fórmulas cuyos elementos todos se hallan colocados en un solo plano; la isomería recibe el nombre de *espacial* o *estéreo-isomería*, cuando para explicar los distintos isómeros se hace necesario recurrir a fórmulas, cuyos elementos se hallan colocados en el espacio, o sea, que exigen tres dimensiones. Llámase, pues, *estéreoquímica* la parte de la Química que estudia la distribución en el espacio de los átomos que integran las moléculas.

Polímeros son aquellos cuerpos que constan de elementos de la misma especie y en la misma proporción, pero en número tal que las moléculas de unos son múltiples de las de los otros: estos cuerpos tienen la misma composición centesimal, como los isómeros, pero difieren de éstos en que el peso molecular no es igual, sino múltiplo uno del otro. Por ejemplo: C_2H_2 (etino), C_4H_4 (butanotrieno) y C_6H_6 (benceno).

367. Teoría tetraédrica del carbono. — Para explicar la estéreoisomería se supone que el átomo de carbono presenta la forma de un *tetraedro regular*. En este supuesto el enlace único entre dos átomos de carbono lo formará un vértice común; el enlace doble vendrá representado por una arista común, y el enlace triple por una cara común (fig. 156).

En la teoría tetraédrica del carbono, se llama *carbono asimétrico* el que tiene sus cuatro valencias satisfechas por otros tantos grupos o radicales distintos unos de otros. Esta disimetría determina en los cuerpos que poseen alguno de estos carbonos cierta acción sobre la luz polarizada, conocida con el nombre de *actividad óptica*. Según la posición

de los grupos unidos a los carbonos asimétricos hacen desviar el plano de polarización hacia la derecha, y se llaman *dextrógiros*; otros hacia la izquierda, y se llaman *levógiros*, y otros, en fin, por existir un plano de simetría dentro de la molécula no determinan ninguna desviación,

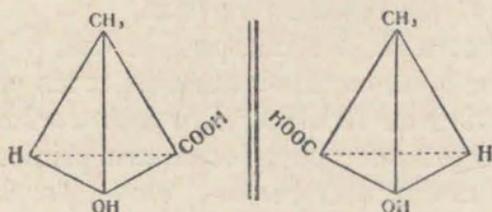


Fig. 157. — Carbonos asimétricos

Dos formas del propanol-2-oico o ácido etilideno láctico (*dextrógiro* y *levógiro*)

por lo cual se llaman *inactivos*, y para nombrarlos se les antepone la palabra *meso*: con todo, alguno de estos últimos cuerpos son inactivos por hallarse constituidos de dos moléculas de contraria actividad óptica (*dextro* y *levo*), y en este caso reciben la denominación de *racémicos* (figura 157).

368. Función química. — Es el conjunto de propiedades comunes a una serie de compuestos análogos. Se conocen funciones en las |dos químicas, mineral (anhídrido, óxido, ácido, base y sal) y orgánica; pero las de esta última son mucho más numerosas y definidas. Se las distingue en las fórmulas de constitución por ostentar grupos iguales o parecidos, llamados grupos funcionales. Por tanto, *grupos funcionales* son ciertos grupos de átomos comunes a varios cuerpos, cuya presencia nos revela determinadas y parecidas propiedades en los cuerpos que los poseen.

La función primordial en orgánica, es la *función hidrocarburo*, de la cual se consideran derivadas todas las demás funciones. Éstas, para mayor claridad, las dividiremos en dos grupos: *funciones fundamentales*, cuales son la función alcohol, aldehído, cetona y ácido, y *funciones especiales*, cuales son la función éter, ester, sal orgánica, amina, amida, nitrilo, cianuro y fenol.

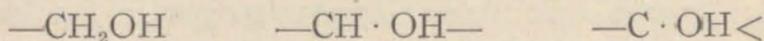
369. Función hidrocarburo. — Es la que consta de C e H solamente. Tres son los grupos característicos de la función hidrocarburo, a saber: —CH₃ (monovalente), —CH₂— (divalente) y —CH< (trivalente), que se llaman respectiva-

mente: grupo funcional primario, secundario y terciario. Las funciones que se derivan del grupo funcional primario ($-\text{CH}_2$) se llaman primarias; las del grupo funcional secundario ($-\text{CH}_2-$) se llaman secundarias, y las del grupo funcional terciario ($-\text{CH}<$) se llaman terciarias.

La nomenclatura de los cuerpos de ésta y de las demás funciones se debe a las conclusiones adoptadas en el *Congreso Químico de Ginebra* de 1892: 1.º Los *hidrocarburos saturados* se hacen terminar en *ano*; para los cuatro primeros se conservan los nombres antiguos de *metano*, *etano*, *propano* y *butano*; para los términos siguientes se emplean los numerales griegos, que indiquen el número de átomos de carbono, por ejemplo, *pentano*, *exano*, *eptano*, etc. — 2.º Los *hidrocarburos eténicos* se hacen terminar en *eno*, como *eteno*, *propeno*, *penteno*, etc. 3.º Los *hidrocarburos etínicos* se hacen terminar en *ino*, como *etino*, *propino*, etc.

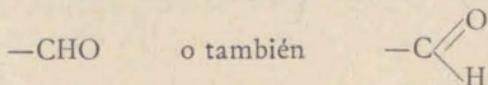
370. Funciones fundamentales. — Son la función alcohol, aldehído, cetona y ácido.

FUNCIÓN ALCOHOL. — Es la que resulta de substituir en la función hidrocarburo un H por un OH (oxhidrilo). Esta substitución puede tener lugar en un grupo funcional primario, secundario y terciario respectivamente. Por tanto, los grupos funcionales característicos de los alcoholes son:



Los alcoholes se nombran haciendo terminar en *ol* el nombre del hidrocarburo de donde proceden. Por ejemplo, *etanol*, *propanol*.

FUNCIÓN ALDEHÍDO. — Es la que resulta de substituir dos H por un O en el grupo funcional primario, o también de sustraer dos H al grupo característico de los alcoholes primarios: es, por tanto, función primaria, cuyo grupo característico es:



Los aldehídos se nombran terminándolos en *al*, como *metanal*, *etanal*, etc.

FUNCIÓN CETONA. — Es la que resulta de substituir en el

grupo funcional secundario ($-\text{CH}_2-$), dos H por un O, o bien de quitar dos H en el grupo de los alcoholes secundarios; es, pues, función secundaria, cuyo grupo característico es $-\text{CO}-$.

Las cetonas se nombran terminándolas en *ona*, como propanona, butanona, etc.

FUNCIÓN ÁCIDO. — Es la que resulta de substituir en el grupo funcional primario ($-\text{CH}_3$) dos H por un O y un H por OH, o de reemplazar en el grupo aldehídico ($-\text{CHO}$) un H por un OH: es, por tanto, una función primaria, cuyo grupo característico es $-\text{COOH}$ llamado *carboxilo*.

Los ácidos orgánicos se nombran con la terminación *oico*, sin anteponer la palabra ácido: así se dice metanoico, etanoico, etc.

SINOPSIS DE LAS FUNCIONES FUNDAMENTALES. — Estas funciones fundamentales, incluyendo la función hidrocarburo, pueden reunirse en el siguiente cuadro sinóptico:

FUNCIONES	GRUPOS FUNCIONALES		
	Primario	Secundario	Terciario
<i>Hidrocarburo</i>	$-\text{CH}_3$	$-\text{CH}_2-$	$-\text{CH} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array}$
<i>Alcohol</i>	$-\text{CH}_2 \cdot \text{OH}$	$-\text{CH} \cdot \text{OH}-$	$-\text{C} \cdot \text{OH} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \end{array}$
<i>Aldehido</i>	$-\text{CHO}$		
<i>Cetona</i>		$-\text{CO}-$	
<i>Acido</i>	$-\text{COOH}$		

371. Radicales orgánicos. — Son de dos clases principales, a saber: radicales alcohólicos y radicales ácidos.

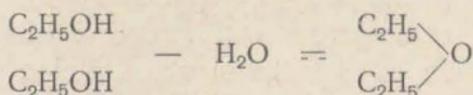
RADICALES ALCOHÓLICOS. — Son los grupos atómicos que resultan de quitar a los alcoholes el grupo $|\text{OH}$, como $-\text{CH}_3$, $-\text{C}_2\text{H}_5$, etc. Son de carácter positivo y funcionan como si fuesen metales, o mejor dicho, como el radical amonio, positivo, de la Química mineral. Se nombran terminando en *ilo* la raíz del alcohol de donde provienen. Así se dice: metilo, etilo, propilo, etc.

RADICALES ÁCIDOS. — Son los grupos atómicos resultantes de la pérdida del OH en los ácidos, como $\text{H} \cdot \text{CO}-$, $\text{CH}_3 \cdot \text{CO}-$, $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{CO}-$, etcétera. Son de carácter negativo y se parecen a los radicales ácidos de la Química mineral, como el sulfurilo ($=\text{SO}_2$), fosforilo ($-\text{PO}$), carbonilo ($=\text{CO}$), etc. Se nombran terminando en *ilo* el nombre com-

pleto del hidrocarburo de donde proceden. Así se dice: metanoílo, etanoílo, propanoílo, etc.

372. Funciones especiales. — Son muchas, pero entre ellas destacan la función éter, ester, sal orgánica, amina, amida, nitrilo, cianuro y fenol.

ÉTERES Y ESTERES. — Éteres son los cuerpos resultantes de eliminar una molécula de agua a dos de alcohol:

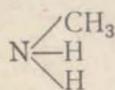


El grupo característico es, pues, el O unido a dos radicales alcohólicos. Se nombran interponiendo la palabra *oxi* entre los nombres de los hidrocarburos de donde provienen. Así se dice: etano-oxi-etano, propano-oxi-propano, etc.

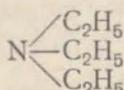
Esteres son los cuerpos resultantes de substituir el H oxhidrónico de los ácidos, tanto minerales como orgánicos, por radicales alcohólicos. Se nombran, como las sales, con dos palabras, una genérica, tomada del ácido de donde provienen con la terminación *ato*, y otra específica del radical alcohólico que los integra. Por ejemplo: sulfato de metilo ($[\text{CH}_3]_2\text{SO}_4$), etanoato de propilo ($\text{CH}_3\text{—COO} \cdot \text{C}_3\text{H}_7$).

SALES ORGÁNICAS. — Son los cuerpos resultantes de substituir alguno de los H carboxílicos de los ácidos orgánicos por metales o radicales positivos de la Química mineral. Se nombran cambiando la terminación *ico* de los ácidos en *ato*. Así, del etanoico o ácido acético resultan los etanoatos o acetatos; del ácido cítrico, los citratos, etc.

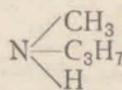
AMINAS Y AMIDAS. — Se llaman *aminas* los cuerpos resultantes de la substitución de alguno de los H del amoníaco por radicales alcohólicos, que son positivos. Se nombran anteponiendo a la palabra *amina* el radical o radicales alcohólicos que las integran. Por ejemplo:



Metilamina



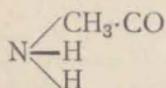
Trietilamina



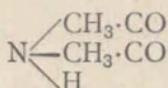
Metilpropilamina

Amidas son los cuerpos resultantes de substituir alguno de los H del amoníaco por radicales ácidos, que son negativos.

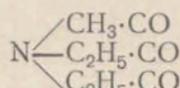
Se nombran cambiando la terminación *oico* del ácido por la palabra *amida*. Por ejemplo:



Etanoamida



Dietanamida



Etanodipropanamida

NITRILOS Y CIANUROS. — Se llaman *nitrilos* los cuerpos resultantes de la unión del radical CN, monovalente, por radicales alcohólicos. Se nombran con la palabra *nitrilo*, precedida de la del hidrocarburo de tantos C, como los que integran el nitrilo, incluyendo el del mismo radical CN. Así se dice: metanonitrilo (H—CN), etanonitrilo (CH₃—CN).

Se llaman *cianuros* los cuerpos resultantes de la unión del radical CN con metales o radicales minerales positivos. Se nombran, como las sales haloideas, terminando la palabra genérica en *uro*. Por ejemplo: cianuro potásico (KCN), cianuro de calcio (Ca[CN]₂), etc.

FENOLES. — Son los cuerpos resultantes de la substitución de alguno de los H del grupo bencénico de los hidrocarburos aromáticos por OH: así del benceno resulta el fenol (C₆H₅ · OH), del nafteno el naftol (C₁₀H₇ · OH).

CAPÍTULO XL

HIDROCARBUROS ACÍCLICOS

373. Generalidades sobre los hidrocarburos. — Se llaman *hidrocarburos* los compuestos de C e H solamente: son *acíclicos*, si en su fórmula de constitución no existe ningún anillo cerrado. Se dividen en saturados, eténicos y etínicos.

ESTADO NATURAL. — Abundan en la Naturaleza, como en las minas de hulla, en los pantanos, y sobre todo en los petróleos.

Los *petróleos* naturales son líquidos oleaginosos y oscuros, compuestos casi exclusivamente de hidrocarburos, que se hallan en el seno de la Tierra formando depósitos: al ser perforado el suelo, suelen salir a manera de surtidores, por la presión de los gases que contienen.

Unos creen que se produjeron por acción del agua sobre los carburos metálicos existentes en el interior de la tierra; otros, que son debidos a una destilación seca, a gran presión y temperatura, de restos de animales y vegetales. Los hay de dos clases: los llamados *petróleos americanos* (Estados Unidos, Canadá y México), y los *petróleos rusos* (Bakú, Crimea, Rumania, y Turquía asiática): los primeros están formados de hidrocarburos acíclicos, y los segundos de hidrocarburos alicíclicos (fig. 158).

PROPIEDADES. — Los primeros términos de cada serie son gaseosos, luego líquidos y por fin sólidos. Cuando

puros son incoloros, y los términos líquidos y gaseosos son de olor particular, llamado *empíreumático*; son insolubles en el agua, pero solubles en el alcohol, éter y benceno.

Son combustibles, dando CO y mucho humo en escasez de aire; pero, con abundancia de éste, producen CO₂ y H₂O: la llama es tanto más luminosa cuantos más átomos de carbono se hallen en su molécula.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Por destilación seca de muchas sustancias de origen orgánico, como hulla, lignito, pizarras bituminosas, alquitrán, etc.; suelen producirse varios hidrocarburos a la vez, los

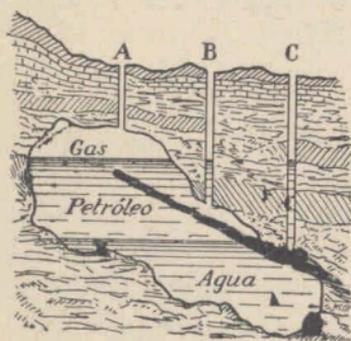


Fig. 158. — Corte ideal de un pozo de petróleo.

cuales se separan por distintos métodos, sobre todo por destilación fraccionada.

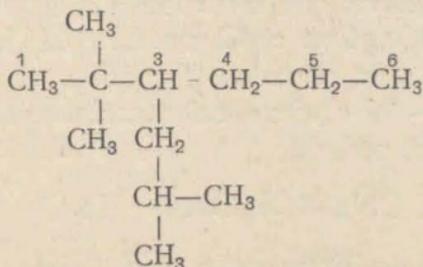
2.º Por destilación fraccionada de los petróleos naturales, resultando la *nafta* o *éter de petróleo* entre 50 y 60º; la *gasolina* o *bencina*, entre 60 y 80º; la *ligroína* o *aceite quitamanchas*, entre 80 y 120º; el *petróleo para arder*, entre 150 y 300º; el *aceite mineral lubricante* o *aceites pesados*, entre los 300 y 320º, llamándose *masut* el residuo de petróleo del que se han eliminado los productos que destilan por debajo de 300º; finalmente, más allá de los 320º se recogen la *vaselina* (pasta) y la *parafina* (sólida).

APLICACIONES.—Los productos gaseosos sirven como combustible y para el alumbrado; los líquidos, además de estas aplicaciones, se utilizan como disolventes y lubricantes; los sólidos, en medicina y en la fabricación de bujías.

374. Hidrocarburos saturados: C_nH_{2n+2} .—Son los que tienen todos los carbonos unidos entre sí por valencias sencillas: se llaman también forménicos o parafinas.

NOMENCLATURA.—Se nombran con la terminación *ano*. Cuando los C tienen soldaduras laterales, se toma como tronco principal la serie más larga de carbonos, comenzando la numeración por el extremo que tenga una soldadura más cercana; si las hay a ambos lados igualmente, prevalece la más sencilla; pero, si fuesen iguales, es indiferente comenzar por uno u otro extremo. Si en un mismo C hay unidos dos radicales diferentes, se nombra primero el más complejo. Al nombrar los radicales de las soldaduras, débese especificar dónde, cuántos y cuáles enlaces se han realizado: los nombres de las cadenas laterales se terminan en *il*, y los radicales soldados a las cadenas laterales, en *o*.

Para leer el cuerpo se empieza por las cadenas laterales y se termina por la principal. Por ejemplo, el cuerpo cuya fórmula es:



se leerá así: *dimetil-2, meto-2, propil-3, exano*.

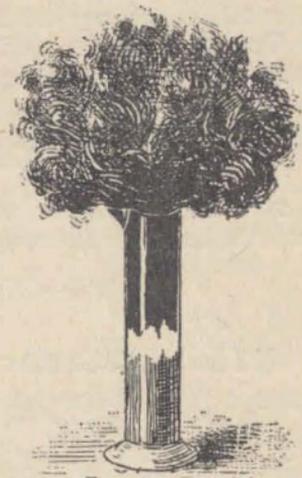
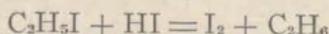


Fig. 159.—Inflamación de una mezcla de Cl y CH_4 que deposita carbón y desprende HCl.

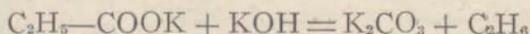
PROPIEDADES.— Son gases los cuatro primeros términos; después líquidos, hasta el 16, y los restantes, sólidos. Cuando puros son incoloros.

Son muy estables; de aquí el nombre de *parafinas* o cuerpos de poca afinidad con que se les conoce. Son atacados en caliente por los halógenos y el HNO_3 , dando derivados de sustitución, con preferencia en los C secundarios y más aún en los terciarios. Sólo dan derivados por sustitución, no por adición.

OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Por hidrogenación de los yoduros de radical alcohólico, mediante el HI concentrado, en presencia de Pt al rojo:



2.º Calentando una sal orgánica alcalina de ácido monobásico junto con una base; el hidrocarburo resultante tiene un C menos:



375. Metano: CH_4 .— Se llama también *protano*, *formeno* o *gas de los pantanos*, pues lo desprenden las aguas encharcadas. También se halla en las minas de hulla, donde al unirse con el aire, forma una mezcla detonante llamada *grisú*, que al contacto de una llama detona, ocasionando con frecuencia hundimientos en las minas: para evitar estas explosiones se usa la *lámpara de Davy* o de los mineros, la cual, además de impedir que el calor de la llama se transmita al medio ambiente, avisa del peligro con las pequeñas detonaciones que se producen en su interior.

Peso mol. : 16.
Solub. a 15º : 0,04 lit.

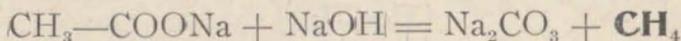
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : 186º.

Dens. : 0,559.
Ebull. : -165º.

PROPIEDADES.— Es un gas incoloro, inodoro, insípido, mitad menos denso que el aire y muy soluble en el agua.

Al aire arde con llama poco brillante: la mezcla de un 10 por 100 de metano con aire se inflama a los 650º, con producción de onda explosiva, que se propaga a la velocidad de 2.200 metros por segundo. Con el Cl produce HCl y diversos productos de sustitución clorados (fig. 159).

OBTENCIÓN.— Se obtiene calentando una mezcla de acetato sódico con cal sodada:



APLICACIONES.— Sirve como combustible, sobre todo mezclado con otros gases.

376. Derivados halogenados del metano.— Los hay monosustituídos y trisustituídos. Entre los monosustituídos figuran el metano monoclorado o cloruro de metilo (CH_3Cl), el metano monobromado o bromuro de metilo (CH_3Br) y el metano monoyodado o yoduro de metilo (CH_3I). El primero es gaseoso, y se obtiene tratando el sulfato de metilo por el cloruro potásico; el segundo es líquido, y se obtiene haciendo reaccionar el metanol con el Br y P rojo; el tercero es también líquido, y resulta de hacer reaccionar el metanol con el I y P rojo.

Los derivados trisustituídos son: el metano trifluorurado o fluoroformo (CHF_3); el metano triclorado o cloroformo (CHCl_3); el metano tribromado o bromoformo (CHBr_3), y el metano triyodado o yodoformo (CHI_3).

377. Cloroformo: HCCl_3 .— Su nombre científico es *triclorometano*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 119,38.

Est. fis. : liq. incoloro.

Dens. : 1,52.

Solub. a 17° : 0,7 gr.

Fus. : -70° .

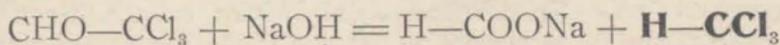
Ebull. : $+61^\circ$.

Sist. crist. : hexagonal.

PROPIEDADES.— Es un líquido incoloro, de sabor dulce y picante, de olor etéreo agradable, muy móvil y volátil; poco soluble en el agua, pero se disuelve bien en el alcohol y éter; a su vez, es muy buen disolvente del Br, I, S y P, de los cuerpos grasos y de la mayor parte de las sustancias orgánicas ricas en carbono.

Estando solo arde con dificultad, pero una mecha impregnada de él, lo verifica con llama verde, color característico de todas las sustancias orgánicas cloradas, formándose durante la combustión HCl.

OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando el cloral por la sosa cáustica (1):



APLICACIONES.— Se usa como anestésico en las operaciones quirúrgicas introduciéndolo por la respiración en las vías circulatorias. En los laboratorios se emplea como disolvente.

378. Yodoformo: $\text{H}-\text{CI}_3$.— Su nombre científico es *triyodoformo*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 393,76.

Est. fis. : sól. amarillo.

Dens. : 3,2.

Solub. : insoluble.

Fus. : $+120^\circ$

Ebull. : 180° .

Sist. crist. : hexagonal.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 238.

PROPIEDADES. — Es un sólido amarillo, cristalino, de olor penetrante parecido al del azafrán; es insoluble en el agua, pero soluble en el alcohol, éter y cloroformo. A la temperatura ordinaria emite vapores;

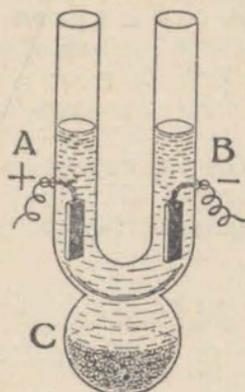


Fig. 160. — Obtención electrolítica del yodoformo.

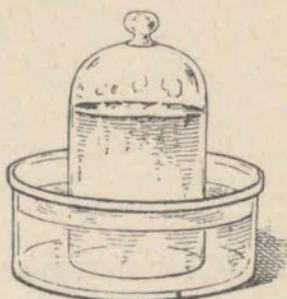
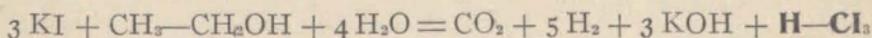


Fig. 161. — Combinación del eteno con el cloro en volúmenes iguales bajo la acción de la luz solar.

calentado en seco se descompone, pero se le puede destilar bien en corriente de vapor de agua.

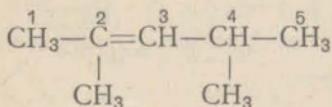
OBTENCIÓN. — Se obtiene por electrólisis de una solución alcohólica de KI junto con K_2CO_3 , para neutralizar el HI formado durante la operación (fig. 160):



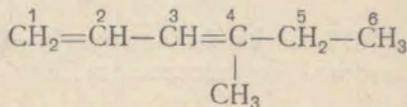
APLICACIONES. — Se emplea como anestésico local y como antiséptico en cirugía. Debe conservarse bien cerrado y al abrigo de la luz.

379. Hidrocarburos eténicos: C_nH_{2n} . — Son los que tienen algunos de sus carbonos unidos por enlaces dobles: se llaman también *etilénicos* u *olefinas*. En la Naturaleza se hallan mezclados con los petróleos naturales.

NOMENCLATURA. — Se nombran terminándolos en *eno*. En el caso de ser arborescentes, se siguen las mismas reglas que para los saturados, advirtiendo dos cosas: 1.ª Débese indicar el C que presenta la doble soldadura, comenzando la numeración por el extremo más próximo al doble enlace; 2.º, si la fórmula encierra dos o más uniones dobles, débese anteponer al sufijo *eno* los prefijos di, tri, etc. Por ejemplo:



Dimetil-2.4 penteno-2



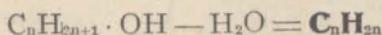
Metil-4 exadieno-1.3

PROPIEDADES. — Los tres primeros términos (del 2 al 4) son gaseosos; los siguientes, hasta el de 15 C, son líquidos, y los restantes sólidos.

dos. Los puntos de ebullición suelen ser más elevados que los correspondientes de la serie saturada.

Son inflamables, y al arder lo verifican con llama más brillante que los saturados. Presentan cierta tendencia a transformar su enlace doble en sencillo, dando derivados por adición, sobre todo con el H, halógenos e hidrácidos: con el H_2SO_4 dan alcoholes.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: Quitando una molécula de agua a una de alcohol por medio de un deshidratante, como H_2SO_4 , $ZnCl_2$ o P_2O_5 :



380. Eteno: C_2H_4 . — Se llama también *etileno*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

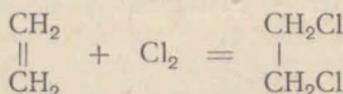
Peso mol. : 28.
Solub. a 15°: 0'14 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -169°.

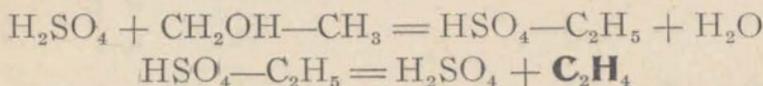
Dens. : 0,978.
Ebull. : -105°.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor etéreo débil, de densidad casi igual a la del aire, algo soluble en el agua y bastante en el alcohol.

Arde con llama brillante dando H_2O y CO_2 : la mezcla de un volumen de eteno y tres de O es explosiva. El H, en presencia de Ni a 300°, lo transforma en etano; con el Cl, a la temperatura ordinaria, forma dicloro-1-2 etano, vulgarmente llamado *licor de los holandeses*, en recuerdo de los cuatro químicos que lo descubrieron (fig. 161):



OBTENCIÓN. — Se obtiene deshidratando el etanol mediante el H_2SO_4 concentrado: formándose como producto intermedio sulfato ácido de etilo (1):



Se añade arena para que no se hinche la mezcla: su acción es catalizadora.

APLICACIONES. — Constituye, junto con el H y CH_4 , la mayor parte del *gas del alumbrado*. Éste se produce calentando la hulla a 1.100° en recipientes cerrados: como residuo queda carbón de cok y carbón de retorta. Los productos vo-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 237.

látiles se condensan, al salir de las retortas, en un recipiente llamado *barrillete* y en los denominados *tubos de órgano*, constituyendo el alquitrán: los restantes se hacen pasar primero por agua acidulada (HCl o H_2SO_4), que retiene al NH_3 , luego

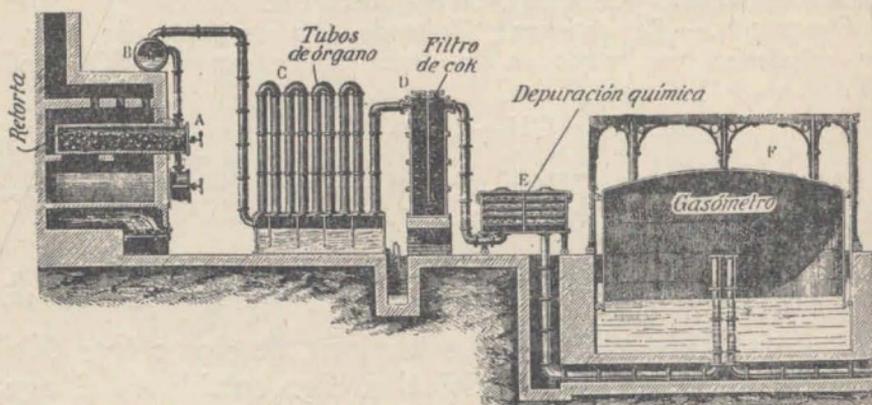
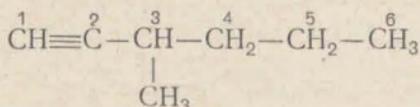


Fig. 162. — Esquema de una fábrica de gas del alumbrado

por cal e hidróxido férrico (*mezcla Laming*) para retener respectivamente al CO_2 y H_2S ; por fin, el gas resultante se almacena en grandes depósitos, desde donde, por tuberías, se distribuye por las poblaciones (fig. 162).

381. Hidrocarburos etínicos: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. — Son los que contienen alguno de sus C unidos por enlaces triples: se llaman también *acetilénicos*. No se encuentran apenas libres en la Naturaleza.

NOMENCLATURA. — Se nombran con la terminación *ino*. Cuando las fórmulas de constitución son arborescentes, débense indicar los C donde radican los enlaces triples. Por ejemplo:

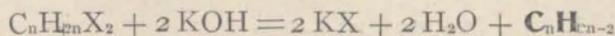


Metil -3, exino -1.

PROPIEDADES. — Los dos primeros términos son gaseosos; luego, hasta el 14, son líquidos, y los restantes sólidos.

Arden en el aire con gran desprendimiento de luz y de calor. Dan con facilidad derivados *por adición*. El H naciente los transforma primero en etínicos y luego en saturados. Los halógenos y los hidrácidos los convierten primero en derivados halogenados etínicos y después en saturados.

OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando los derivados bihalogenados de carburos saturados por potasa alcohólica:



382. Etino: C_2H_2 . — Vulgarmente se llama *acetileno*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 26.
Solub. a 15° : 1,15 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : $-81,8^\circ$.

Dens. : 0,91.
Ebull. : -84° .

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor particular desagradable; arde en el aire con llama brillante; es bastante soluble en el agua y muchísimo en la cetona. Berthelot lo obtuvo por síntesis directa, dirigiendo una corriente de H sobre carbón al rojo, mediante una corriente eléctrica muy intensa (figura 163).

Por el calor (800°) se polimeriza y transforma en benceno. En estado líquido es muy explosivo. Calentado junto con H, en presencia de catalizadores, como el Ni muy dividido, se transforma en diversos hidrocarburos de la serie saturada, dando un líquido muy parecido al petróleo americano. Se une directamente al Cl y Br, y fija también una o dos moléculas de HCl y HBr. El CuCl, en solución amoniacal, lo absorbe con formación de un precipitado de acetiluro de cobre (Cu_2C_2), muy explosivo cuando seco, y que sirve para caracterizar al acetileno.

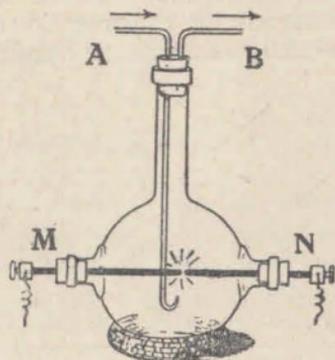


Fig. 163. — Síntesis del etino haciendo pasar H por entre los carbones del arco voltaico.

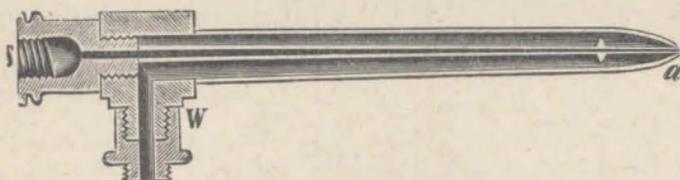
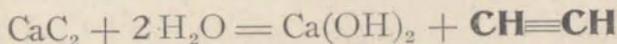


Fig. 164. — Soplete industrial
S, entrada del oxígeno; W, entrada del acetileno

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el carburo de calcio por el agua:



APLICACIONES. — Sirve para el alumbrado, gracias a su

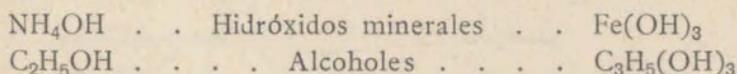
fácil producción y a su gran poder lumínico: se emplea mezclado con el O en el soplete oxiacetilénico, para la soldadura autógena y para cortar metales.

En la *soldadura autógena* se dirige el dardo del soplete a los extremos metálicos (hierro o acero), que se pretende soldar; con esto se funden, y las dos piezas, una vez frías, quedan unidas como si fuesen una sola. Para *cortar metales* se dirige el soplete a la región que se quiere cortar, con lo que se funde en poco tiempo; luego, se detiene el dardo del acetileno, y el dardo del O quema al metal, transformándolo en óxido, fácil de eliminar por su escasa adherencia. El C_2H_2 se expende en el comercio, disuelto en cetona, dentro de tubos de acero resistentes hasta 12 atmósferas (fig. 164).

CAPÍTULO XLI

ALCOHOLES ACÍCLICOS

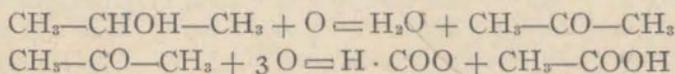
383. Generalidades sobre los alcoholes.— Se llaman *alcoholes* los cuerpos resultantes de la substitución de algún H de los hidrocarburos por oxhidrilos (OH); estas substituciones pueden tener lugar en cualquiera de los hidrocarburos, así saturados, como eténicos y etínicos. Los alcoholes, en su constitución y modo de funcionar, se parecen a los hidróxidos de la Química mineral, ya que, como éstos, están constituídos por un radical positivo, que en orgánica se llama *radical alcohólico*, unido a uno o más oxhidrilos:



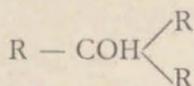
CLASIFICACIÓN.— Los alcoholes, por el número de oxhidrilos, se dividen en monovalentes y polivalentes. *Alcoholes monovalentes* son los que proceden de substituir un solo H por un OH; su fórmula general es: R'OH, siendo R' un radical alcohólico monovalente. *Alcoholes polivalentes* son los que proceden de substituir dos o más átomos de H pertenecientes a otros tantos C, por dos o más oxhidrilos; se llaman *dioles, trioles*, etc., y tienen por fórmulas generales R''(OH)₂, R'''(OH)₃, etcétera, en las que R'' y R''' representan radicales alcohólicos divalentes, trivalentes, etc.

Los alcoholes, por razón del C donde reside la función, se dividen en primarios, secundarios y terciarios. *Alcoholes primarios* son aquellos en que la substitución del H por OH ha tenido lugar en el grupo funcional primario —CH₂—. Su fórmula general es: R—CH₂OH. Por oxidación dan primero un aldehído y después un ácido de igual número de átomos de C, que el alcohol de donde proceden.

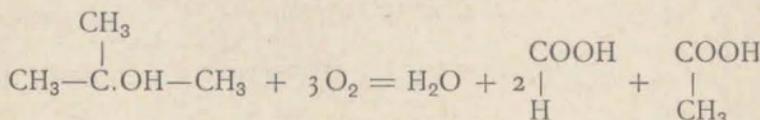
Alcoholes secundarios son aquellos en que la substitución del H por el OH ha tenido lugar en el grupo funcional secundario —CH—. Tienen por fórmula general: R—CH(OH)—R. Por oxidación producen una cetona y después ácidos con menor número de átomos de C que el alcohol:



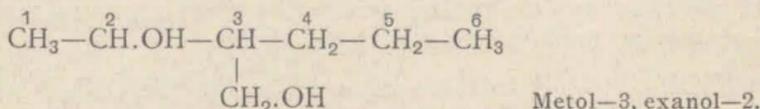
Alcoholes terciarios son aquellos en que la substitución del H por OH ha tenido lugar en el grupo funcional terciario $-\text{CH}<$. Su fórmula general es:



Estos alcoholes al oxidarse, dan aldehidos, cetonas y ácidos de distinto número de átomos de C que el alcohol:



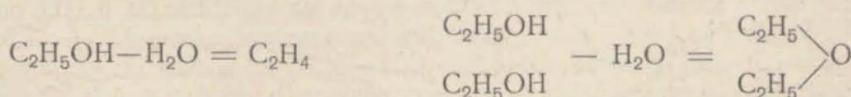
NOMENCLATURA.— Los alcoholes se nombran como los hidrocarburos de donde provienen, pero con la terminación *ol*, *diol*, *triol*, etc., e indicando los C donde se hallen los oxhidrilos alcohólicos: si la función alcohol se halla en una soldadura lateral, se expresará terminando en *ol* el radical propio, y así se dirá *metol*, en vez de metanol. Por ejemplo:



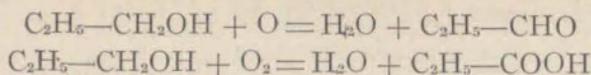
384. Alcoholes monovalentes: R'OH.— Son los que contienen una sola vez la función alcohol.

PROPIEDADES.— Los inferiores, desde el C₂ al C₄ son líquidos; los comprendidos entre C₅ y C₁₄ presentan consistencia aceitosa, y los superiores son sólidos a la temperatura ordinaria. Son menos densos que el agua e incoloros, aunque en gruesas capas presentan coloración verde amarillenta. Los primeros términos, del C₁ al C₃, se mezclan con el agua en todas proporciones; pero, a medida que aumenta el número de átomos de C, disminuye la solubilidad. Los primeros términos huelen a espíritu de vino, los intermedios poseen olor desagradable y los sólidos son inodoros. Por el calor se volatilizan casi todos, y en el seno del aire o del O arden con llamas más o menos brillantes, según el número de átomos de C.

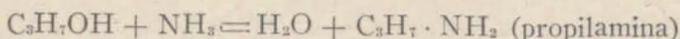
Las propiedades químicas fundamentales son: 1.º Por eliminación de agua dan hidrocarburos eténicos o bien éteres:



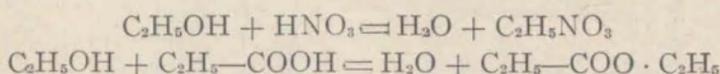
2.º Con el O libre y los cuerpos oxidantes originan combustiones rápidas, con formación en último término de CO₂ y H₂O. La oxidación lenta da primero aldehidos y después ácidos:



3.º Con el amoníaco producen aminas:

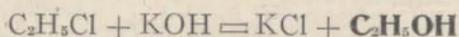


4.º Con los ácidos, así orgánicos como minerales, producen esteres con eliminación de agua, por lo cual esta operación se llama *esterificación*, y es parecida a la que en Química mineral tiene lugar entre los ácidos y las bases:

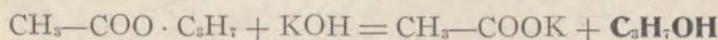


OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Por métodos peculiares, como fermentaciones, destilaciones secas, etc.

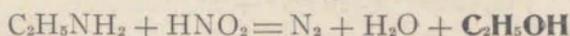
2.º Por métodos sintéticos: a) Tratando los cloruros, bromuros, etc. de radicales alcohólicos por KOH:



b) Por acción de la KOH o H₂O sobre los esteres (*saponificación*):



c) Tratando las aminas primarias por HNO₂:



385. Metanol: CH₃OH. — Se llama también *alcohol metílico*, y se halla libre en algunos frutos verdes, como en *Pastinaca sativa*, etc.

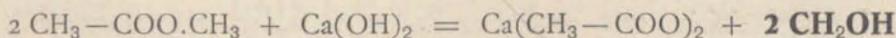
Peso mol. : 32.
Solub. : ∞ .

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -97,8º.

Dens. : 0,81.
Ebull. : +64,5º.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor agradable, móvil y muy volátil, soluble en el agua en todas proporciones, y es disolvente de gran número de substancias orgánicas, como grasas, resinas, aceites. Arde con llama poco brillante, dando CO₂ y H₂O.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por destilación seca de la madera: los vapores condensados dan dos o tres capas: si son dos, el metanol está en la superficie, y si son tres en la de en medio. Este líquido encierra, además, etanoato de metilo, propanona y agua. Se trata, pues, por Ca(OH)₂, que ataca al etanoato (fig. 165):



Se destila de nuevo, con lo que se recogerá metanol, propa-
nona y agua. Se trata por CaO, que se apodera del agua, y se
destila de nuevo para separar el metanol (65°) de la propa-
nona (56°).

APLICACIONES. — Se emplea en la fabricación de barnices,
del metanal y de materias colorantes.

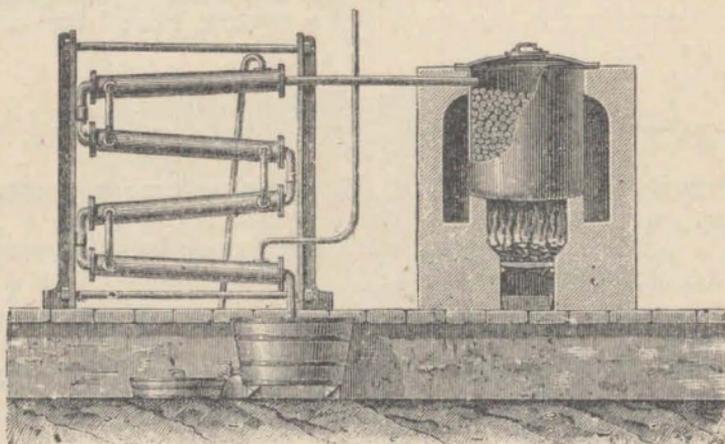


Fig. 165. — Destilación seca de la madera

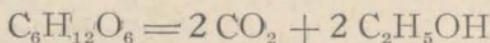
386. Etanol: C₂H₅OH. — Se llama también *espíritu de vino*, *alcohol etílico* o simplemente *alcohol*. Se halla en los frutos fermentados.

Peso mol. : 46.
Solub. : ∞.

Est. fis. : liq. incoloro.
Fus. : -117,3°.

Dens. : 0,793.
Ebull. : +78,4°.

ORIGEN. — El alcohol es producto de la fermentación del azúcar de los frutos, bajo la influencia de ciertas bacterias u hongos microscópicos del género *Saccharomyces* (*S. ellipsoideus*, *S. pasteurianus*, *S. cerevisiae*, etc.), los cuales transforman la glucosa en alcohol y CO₂ (figs. 166 y 167):



Sin embargo, esta ecuación no es verdadera, sino sólo para el 95 por 100 de la glucosa empleada, pues a la vez se forman pequeñas cantidades de glicerina, alcohol amílico (o pentanol) y ácido succínico (o butanodioico).

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de sabor ardiente y olor agradable, que hierve a 78° y es difícil de solidificar:

se mezcla en el agua en todas proporciones con desprendimiento de calor y con contracción. Disuelve multitud de sustancias orgánicas, como resinas, esencias, grasas, alcaloides y algunos cuerpos simples, como Br, I y P.

Es muy inflamable. Al actuar el H_2SO_4 sobre el alcohol lo deshidrata, originándose productos que varían según la pro-

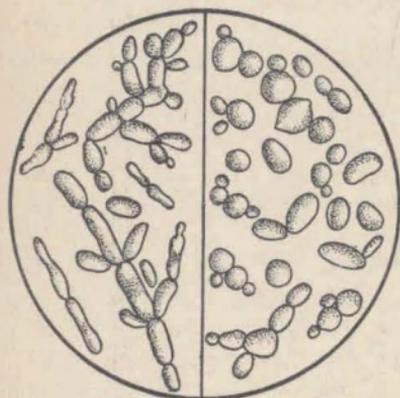


Fig. 166. — *Saccharomyces ellipsoideus*.

Variedad vieja

Variedad joven

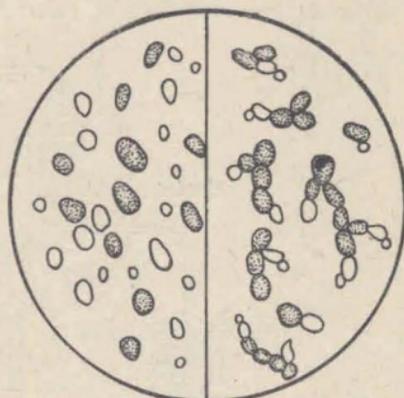


Fig. 167. — *Saccharomyces cerevisiae* (1).

Variedad alta

Variedad baja

porción en que se encuentran mezcladas estas sustancias: una parte de alcohol y dos de H_2SO_4 a 140° dan éter ordinario; una parte de alcohol y cuatro de H_2SO_4 producen eteno.

OBTENCIÓN. — Por destilación fraccionada de ciertos líquidos azucarados, previa fermentación (vino, zumo de remolacha). También por doble fermentación de materias ricas en almidón (patatas, cereales): en la primera fermentación dan glucosa, y en la segunda alcohol.

En la primera destilación el alcohol es de 90 por 100, y en la segunda destilación o *rectificación* se llega a 96 por 100, que es el ordinario del comercio (fig. 168).

El alcohol exento de agua se llama *absoluto*, y se obtiene destilando el ordinario con CaO primero y luego con Na . Se reconoce que el alcohol es absoluto: 1.º Porque no se enturbia con la adición de bencina ni de sulfuro amónico; 2.º, porque no colorea de azul al $CuSO_4$ anhidro.

(1) *Variedad alta* es la que vive en la superficie de los líquidos a temperatura algo elevada ($15-30^\circ$). *Variedad baja* es la que se desarrolla en el fondo de los líquidos entre 4 y 10° .

IMPUREZAS. — El agua no debe considerarse como impureza; con todo, puede comprobarse su presencia mediante el CuSO_4 anhidro. Las verdaderas impurezas son alcoholes homólogos (propanol, butanol, pentanol, etc.) producidos en la fermentación de la glucosa, que pueden eliminarse por destilación. El *alcohol desnaturalizado* es alcohol con sustancias coloreadas, hediondas o de mal olor, como éter, metileno, piridina, cetona y benzol, difíciles de eliminar por destilación, añadidas *ex profeso*, con

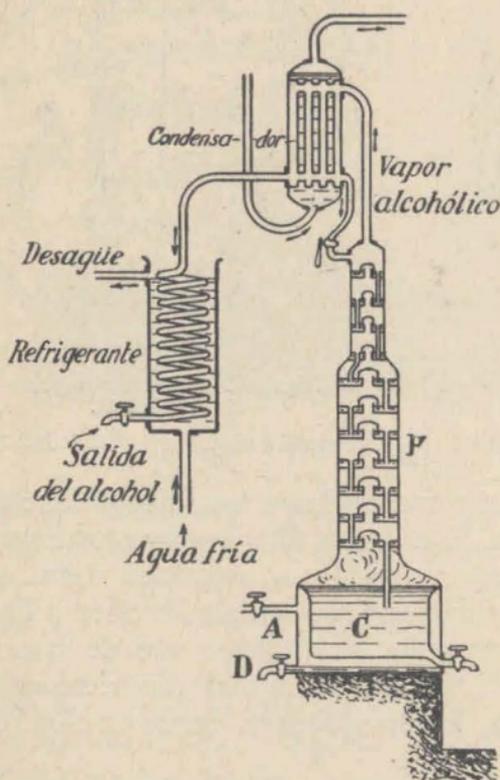


Fig. 168. — Rectificación del alcohol

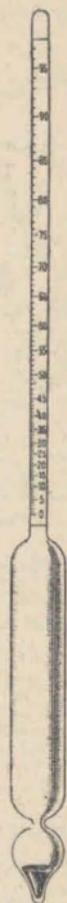


Fig. 169

Alcoholómetro de Gay-Lussac.

el fin de hacerlo inepto para la bebida: este alcohol, que se emplea sólo como disolvente o combustible, no suele pagar en las naciones el fuerte impuesto, propio de las bebidas alcohólicas.

La proporción de alcohol contenida en un líquido se determina mediante un areómetro, ideado por Gay-Lussac, en cuya escala se señala ya directamente el tanto por ciento de alcohol, por lo cual este aparato se llama *alcoholómetro* (fig. 169).

APLICACIONES. — Sirve para la fabricación de bebidas alcohólicas: como combustible y como disolvente de muchos

cuerpos. Las diversas clases comerciales de etanol son: *alcohol absoluto*, *alcohol de 96º*, *alcohol desnaturalizado* y *alcohol sólido*: este último es una mezcla de 60 por 100 de alcohol, 20 por 100 de estearato sódico y 20 por 100 de agua, que arde sin dejar residuo.

387. Bebidas alcohólicas.

— Son muchas y se dividen en dos grupos: bebidas no destiladas, como vino, sidra y cerveza, y bebidas destiladas, como los aguardientes y licores. Para determinar la proporción de alcohol contenido en las bebidas alcohólicas, se destila una porción conocida de líquido y se recoge el alcohol resultante (fig. 169 bis).

BEBIDAS NO DESTILADAS. — a) El vino procede del jugo de la uva, cuya glucosa fermenta, mediante el *Saccharomyces cerevisiae* y el *S. ellipsoideus*. Se mejora con el *encabezado* (añadiéndole alcohol), con el *endulzamiento* (azúcar), *enyesado* (yeso) que impide el avinagramiento y le comunica color; el *sulfitado* (SO_2 , KHSO_3 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$), que impide la fermentación; la *neutralización* (CaCO_3), para quitarle acidez. La porción de alcohol existente en el vino suele variar entre 10 y 18 por 100. El vino que contiene el CO_2 resultante de su propia fermentación recibe el nombre de *champagne*.

b) La *sidra* procede de la fermentación del mosto de manzanas y peras (*perada*), y contiene de 2 a 9 por 100 de alcohol.

c) La *cerveza* procede de la fermentación de las decocciones de malta de cebada y de lúpulo: la proporción de alcohol es poca, de 2 a 5 por 100 (figs. 170 y 171).

BEBIDAS DESTILADAS. — a) Los *aguardientes* se obtienen por destilación de mostos con sustancias aromáticas, y contienen de 40 a 60 por 100 de alcohol, llamándose *anís*, si se destila con granos de esta planta; *coñac*, si se conserva mucho tiempo en toneles de haya o roble; *ron*, si procede de melazas de caña de azúcar fermentada y se conserva en toneles de encina; *ginebra*, si procede de mosto de cereales fermentado y destilado con bayas de enebro.

b) Los *licores* son mezclas de alcohol, agua, azúcar y diferentes sustancias aromáticas, llamándose *chartreuse*, si es con canela, azafrán, hisopo, etc.; *ratafia*, si se hace con albaricoques, fresas, melocotones, etc.; *curaçao*, si es con cáscaras secas de ciertas naranjas de las Antillas, canela o clavo y azafrán; *vermouth*, si se prepara con ajeno, ruibarbo, anís, frambuesa, corteza de naranja, etc.

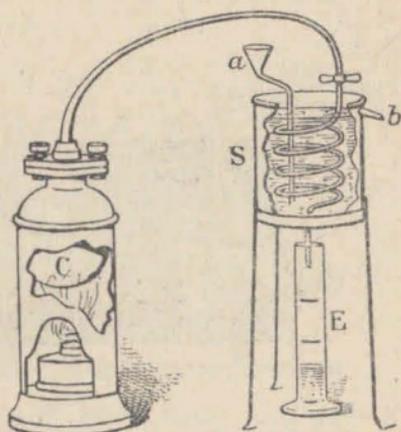


Fig. 169 bis. — Aparato Salleron para determinar el alcohol contenido en las bebidas alcohólicas.

388. Alcoholes polivalentes: R''(OH)₂, R'''(OH)₃, etc.—

Son los que contienen dos o más veces la función alcohol en distintos C. Por el número de veces que figura esta función los alcoholes se llaman *dioles*, *trioles*, etc.

PROPIEDADES.— Los *dioles*, llamados también *glicoles*, son líquidos espesos de sabor dulce y punto de ebullición elevado. Las reacciones

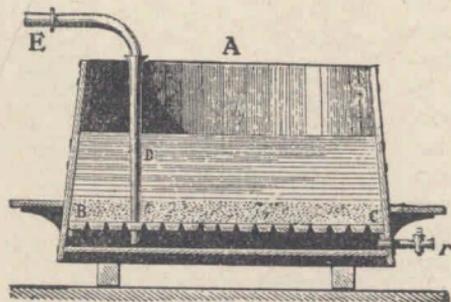


Fig. 170. — Cuba para la obtención a 70° del mosto de cerveza.

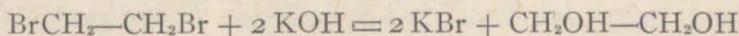


Fig. 171. — Flor femenina del lúpulo.

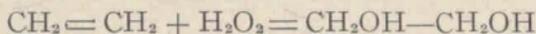
son idénticas a las de los alcoholes monovalentes; pero, por efecto de su constitución, originan dos ésteres, dos aldehídos, dos aminas, etc. El glicol más conocido es el *etanodiol* (CH₂OH—CH₂OH), líquido espeso que funde a —174° y hierve a +198°, incoloro, dulce y muy soluble en el agua y en el etanol, pero poco soluble en el éter; se obtiene tratando el dicloruro o dibromuro de etilo por KOH, o bien oxidando el eteno por KMnO₄ o H₂O₂.

Los *trioles*, llamados también *glicerinas*, son líquidos espesos, solubles en el agua, de sabor dulce y punto de ebullición elevado. Son poco conocidos, siendo el más importante el propanotriol.

OBTENCIÓN.— Los polialcoholes se obtienen: 1.º Tratando los policloruros o polibromuros de radicales alcohólicos por KOH:



2.º Oxidando los hidrocarburos eténicos por KMnO₄ o H₂O₂:

**389. Propanotriol: CH₂OH—CHOH—CH₂OH.**—

Se llama vulgarmente *glicerina*. Se encuentra formando ésteres en los cuerpos grasos y libre en el vino.

Peso mol. : 92.

Solub. : ∞.

Sist. crist. : rómbico.

Est. fis. : líq. incoloro.

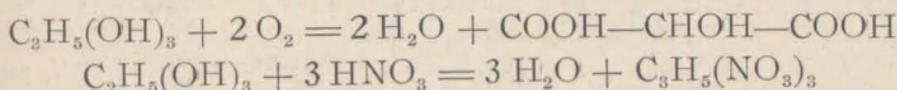
Fus. : —17,9°.

Dens. : 1,265.

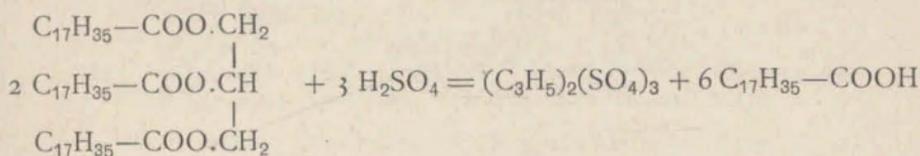
Ebull. : +290°.

PROPIEDADES. — Es un líquido siruposo, incoloro, inodoro, de sabor dulce, soluble en el agua y en el alcohol en todas proporciones, pero insoluble en el éter; a su vez, la glicerina es disolvente de gran número de sustancias.

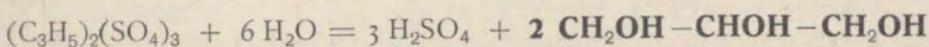
Por acción moderada del O se convierte en ácido glicérico, y tratado por los ácidos da esteres:



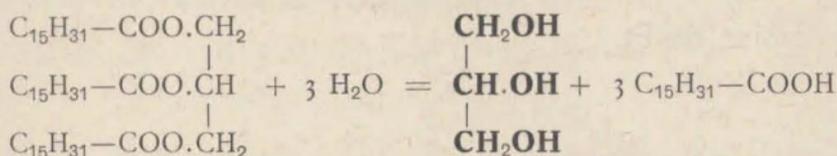
OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º De los residuos de la fabricación de bujías esteáricas, que son trioctodecanoato y trihexadecanoato de propanotriol: a) Descomponiéndolos mediante el H_2SO_4 diluido, a 180° :



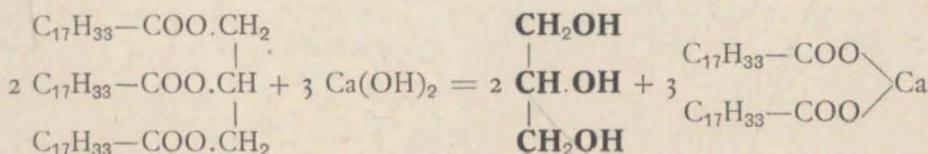
El ester formado (trisulfato de propilo), con agua caliente, regenera al H_2SO_4 y deja glicerina.



b) Saponificando los residuos directamente por el vapor de agua recalentado:



2.º Aprovechando las sublejías de las fábricas de jabón, que contienen glicerina, NaOH, NaCl y oleía (trioctodecanoato de propanotriol) no atacada. Se tratan primero por cal, o también por PbO :



Después se acidulan con HCl y se concentran para precipitar el NaCl.

La glicerina, obtenida por cualquiera de estos métodos, se decolora con negro animal, y luego se destila con vapor de agua recalentado (fig. 172).

APLICACIONES. — Es de gran uso, porque sobre ella se funda la fabricación de la nitroglicerina y dinamita y de los

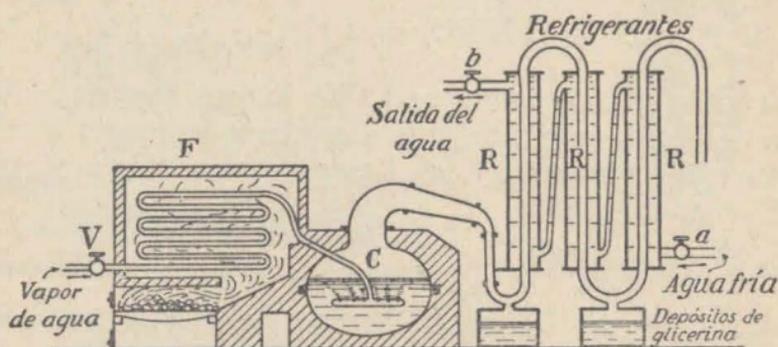


Fig. 172. — Destilación de la glicerina con vapor de agua recalentado

glicerofosfatos, así como también la preparación de tintas, jabones, licores y conservas.

RECONOCIMIENTO DE LAS IMPUREZAS. — 1.º Debe ser inodora, incolora y neutra al papel de tornasol.

2.º No debe precipitar ni por el oxalato amónico (Ca), ni por el H_2SO_4 (Pb).

3.º No debe dejar residuo, calentada fuertemente sobre una lámina de Pt.

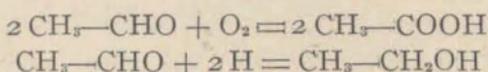
CAPÍTULO XLII

ALDEHIDOS Y CETONAS ACÍCLICOS

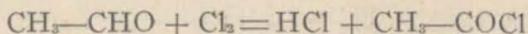
390. Generalidades sobre los aldehidos: $C_nH_{2n}O$. — *Aldehidos* son los compuestos oxhidrocarburoados, procedentes de la deshidrogenación de los alcoholes primarios. Su fórmula general es: $R-CHO$. Se nombran como los hidrocarburos de donde provienen, pero haciéndolos terminar en *al*.

PROPIEDADES. — El primer término es gaseoso; los siguientes, hasta C_{15} , son líquidos, y los restantes, sólidos. Son incoloros, de olor agradable y menos densos que el alcohol de donde provienen. Los primeros cinco términos son solubles en el agua y volátiles; en los demás va disminuyendo la solubilidad y volatilidad, a medida que aumenta el número de átomos de C.

Son combustibles en su mayoría, y al arder lo verifican con llamas, cuyo brillo depende del número de átomos de C. Son fácilmente oxidables, por su tendencia a pasar a ácidos, y por tanto muy reductores; en cambio, tratados por el H nascente, se reducen y pasan a alcoholes:

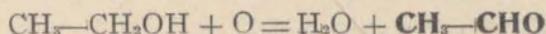


Reaccionan con el Cl dando origen a cloruros de ácido:

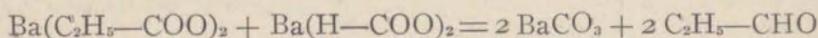


Poseen gran tendencia a dar productos de adición, y así se unen al bisulfito sódico y al amoníaco, formando cuerpos cristalinos, que sirven para su reconocimiento o purificación. Otra propiedad de los aldehidos es la de polimerizarse fácilmente, dando origen a cuerpos muy interesantes, sólidos, cuando la polimerización llega a tres: así los polímeros del etanal serían: el *aldol* ($[CH_3-CHO]_2$), el *paraldehido* ($[CH_3-CHO]_3$) y el *metaldehido* ($[CH_3-CHO]_4$).

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Por oxidación moderada de los alcoholes primarios mediante $K_2Cr_2O_7$ o MnO_2 y H_2SO_4 o del O del aire con negro animal y esponja de Pt:



2.º Por destilación seca del metanoato de Na, Ca o Ba y otra sal de los mismos metales, de ácido graso con igual número de átomos de C, que los del aldehido que se busca :



391. Metanal: H—CHO. — El metanal en solución al 40 por 100 se llama en el comercio *formol* o *formalina*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 30.
Solub. : muy soluble.

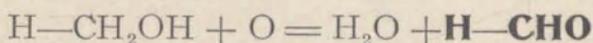
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -92° .

Dens. : 0,81.
Ebull. : -21° .

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, de olor fuerte e irritante, muy soluble en el agua. Tiene la propiedad de insolubilizar la gelatina y convertirla en una masa dura ; lo mismo hace con la albúmina de los huesos.

La solución de metanal se polimeriza fácilmente en presencia del H_2SO_4 , convirtiéndose en una masa cristalina de fórmula $(\text{H—CHO})_8$, llamada *trioximetileno*, que constituye la parte principal del desinfectante *paraformol*, el cual consiste en una mezcla del polímero con oxidantes (permanganatos, peróxidos, hipocloritos), que con el agua desprenden metanal.

OBTENCIÓN. — Se obtienen oxidando el metanol a 450° , mediante el O del aire, en presencia de amianto platinado :



APLICACIONES. — Es uno de los antisépticos más poderosos que se conocen ; sirve, además, para la conservación de piezas anatómicas.

392. Etanal: CH₃—CHO. — Se llama también *aldehido acético* o *aldehido común*. No se halla en la Naturaleza en cantidades apreciables.

Peso mol. : 44.
Solub. : ∞ .

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : $-123,6^\circ$.

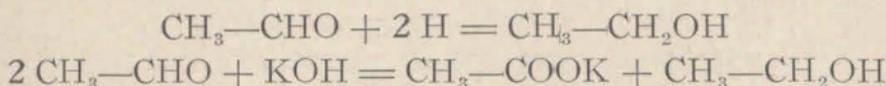
Dens. : 0,8.
Ebull. : $+20,2^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor que recuerda al de las manzanas, volátil, soluble en todas proporciones en el agua, alcohol y éter (1).

Absorbe con rapidez el O para convertirse en ácido acéti-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 239.

co, por lo cual obra como reductor energético, sobre todo con el AgNO_3 y unas gotas de amoníaco. El H naciente lo reduce y cambia en etanol. Tratado por KOH o $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se forma una sal orgánica y un alcohol:



Los principales polímeros del etanal son el *paraldehido* $(\text{CH}_3\text{—CHO})_3$ y el *metaldehido* $(\text{CH}_3\text{—CHO})_4$.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º En los *laboratorios*, oxidando el etanol mediante la mezcla crómica ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$) (figura 173):



2.º En la *industria*, recogiendo los productos que destilan primero en la fabricación del alcohol.

APLICACIONES. — Se emplea en el plateado de los espejos, en los laboratorios como reductor, y en medicina como antiséptico. El *paraldehido* sirve como hipnótico y el *metaldehido*, como combustible: este último se denomina simplemente *meta*, y se expende en pastillas, que constituyen un combustible ideal, pues arde sin humo y sin dejar residuo.

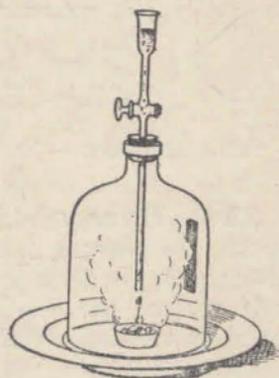


Fig. 173. — Obtención de etanal haciendo caer etanol sobre mezcla crómica.

393. Cloral: $\text{CCl}_3\text{—CHO}$. — Científicamente se llama *tricloro-etanal*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. $\left\{ \begin{array}{l} \text{hidr. : 165,38.} \\ \text{anh. : 147,38.} \end{array} \right.$

Solub. $\left\{ \begin{array}{l} \text{a } 15^\circ : 330 \text{ gr.} \\ \text{a } 35^\circ : 516 \text{ gr.} \end{array} \right.$

Sist. crist. : monoclinico.

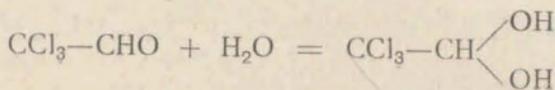
Est. fis. $\left\{ \begin{array}{l} \text{sól. incoloro.} \\ \text{líq. incoloro.} \end{array} \right.$

Fus. $\left\{ \begin{array}{l} +57,0^\circ \\ -57,5^\circ \end{array} \right.$

Dens. $\left\{ \begin{array}{l} 1,90 \\ 1,51 \end{array} \right.$

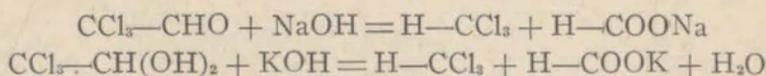
Ebull. $\left\{ \begin{array}{l} 98,0^\circ \\ 120^\circ \end{array} \right.$

PROPIEDADES. — El *cloral anhidro* es un líquido incoloro, de olor picante, soluble en el agua, alcohol y éter. Con el agua se calienta y parece formar una verdadera combinación, llamada *hidrato de cloral*:

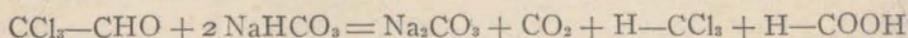


El *hidrato de cloral* es blanco, sólido, de aspecto sacaroideo y muy soluble en el agua, que destila a 95° y se desdobra en cloral anhidro y agua.

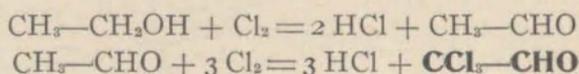
Los álcalis descomponen al cloral, tanto anhidro como hidratado, con producción de metanoato alcalino y cloroformo:



Los bicarbonatos alcalinos dan cloroformo y ácido fórmico:



OBTENCIÓN.— Se obtiene haciendo pasar Cl seco por alcohol absoluto, primero en frío y después en caliente, hasta 100°; por fin, se destila con H₂SO₄ concentrado (1):

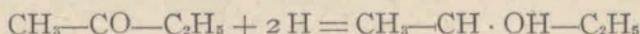


APLICACIONES.— Se usa en medicina como antiséptico.

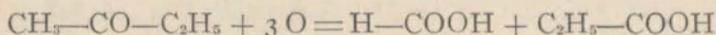
394. Generalidades sobre las cetonas: C_nH_{2n}O.— *Cetonas* son los cuerpos oxhidrocarburados, que contienen el grupo CO, resultantes de la deshidrogenación de los alcoholes secundarios. Su fórmula general es: R—CO—R. Se nombran como los hidrocarburos de donde provienen, haciéndolos terminar en *ona*.

PROPIEDADES.— Son líquidos incoloros, de olor etéreo agradable, por lo general solubles en el agua, alcohol, éter y cloroformo, y de menor densidad que el agua; pero, a partir de los términos con 10 átomos de C, son sólidos, cristalizables e insolubles en el agua.

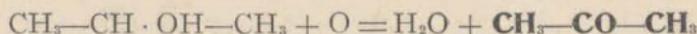
Con el NH₃ y con el NaHSO₃ producen derivados de adición; pero carecen de propiedades reductoras. Con el H dan alcoholes secundarios:



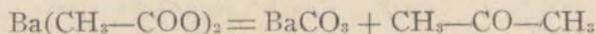
Con los oxidantes enérgicos (CrO₃) producen dos ácidos, cada uno de ellos con menor número de átomos de C que la cetona:



OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Por oxidación moderada de los alcoholes secundarios:



2.º Por destilación seca de las sales cálcicas o báricas de ácidos grasos, excepto metanoatos:



(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 240.

395. Propanona: CH₃—CO—CH₃. — Se llama vulgarmente *cetona ordinaria* y también *cetona*. Se forma en pequeñas cantidades en la enfermedad diabetes.

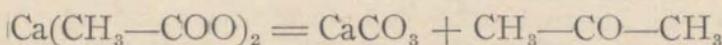
Peso mol. : 58.
Solub. : ∞.

Est. fís. : líq. incoloro.
Fus. : -94,3º.

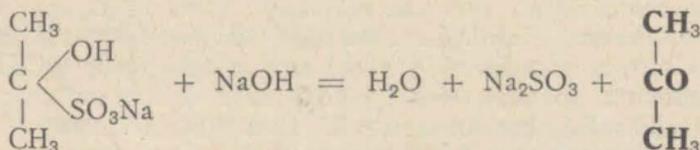
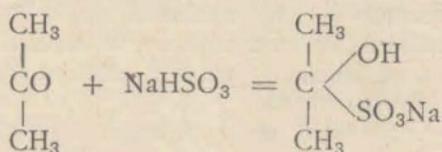
Dens. : 0,79.
Ebull. : + 56,5º.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor etéreo y sabor ardiente característico. Es soluble en el agua, alcohol, éter y cloroformo; y es, a su vez, disolvente de grasas, resinas, aceites y también del acetileno. Con el H naciente da alcohol propílico secundario.

OBTENCIÓN. — Se obtiene por destilación seca a 300º del acetato cálcico, procedente de la acción de la cal sobre el ácido acético, obtenido en la destilación seca de la madera :



Se trata luego por NaHSO₃, que da acetón-bisulfito sódico, poco soluble; que después se destila con exceso de NaOH :



APLICACIONES. — Se usa como disolvente del acetileno y en la fabricación de barnices y lacas; para gelatinizar las pólvoras sin humo, y para desnaturalizar el alcohol.

CAPÍTULO XLIII

HIDRATOS DE CARBONO

396. Generalidades sobre los hidratos de carbono:

$C_xH_{2n}O_n$. — Se llaman *hidratos de carbono* unos compuestos orgánicos de reacción neutra, que presentan en su fórmula condensada tantos H y O, como los necesarios para formar moléculas exactas de agua, pero sin que ésta exista realmente en el compuesto. Se llaman también *azúcares* o *sacáridos*, pues muchos de ellos son dulces. Químicamente son compuestos de función mixta, que contienen una o varias veces la función alcohol y, además, la función aldehído o cetona. El número de C es variable; con todo, es frecuente sea 6 ó múltiplo de 6, constituyendo el importante grupo de las exosas.

CLASIFICACIÓN. — Por razón de su función aldehídica o cetónica, se dividen en *aldosas* y *exosas*; y, por el grado de complejidad, se clasifican en *monosacáridos* o *monosas* ($C_6H_{12}O_6$), como la glucosa, manosa, galactosa y levulosa, *disacáridos* o *biosas* ($C_{12}H_{22}O_{11}$), como la sacarosa, maltosa y lactosa, y *polisacáridos*, *poliosas* o *anhidrosas* ($[C_6H_{10}O_5]_n$), como la dextrina, gomas, almidón y celulosa. Los monosacáridos experimentan la hidrólisis con los ácidos diluidos y otros agentes; los polisacáridos son los que se hidrolizan y desdoblán en varias moléculas de otros hidratos de carbono más sencillos.

ESTADO NATURAL. — Se encuentran en el reino vegetal y en muchos animales; fisiológicamente forman el componente principal de los vegetales y son de gran valor como alimento para el hombre y los animales.

NOMENCLATURA. — Los *monosacáridos* o *monosas* se nombran con la palabra griega, que indica el número de C, terminada en *osa*, como *diosa*, *triosa*, *exosa*; y para expresar si la función es aldehídica o cetónica, se añade el prefijo *aldo* o *ceto*, como *aldotriosa*, *cetotriosa*, *aldorexosa*, *cetorexosa*; etc.

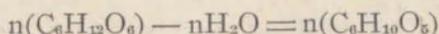
Los *disacáridos* se nombran interponiendo la partícula *di* o *bi* entre el prefijo y sufijo del monosacárido a que dan origen: así el disacárido que por hidrólisis origina una exosa, se llama *exodiosa* o *exobiosa*.

Los *polisacáridos*, *poliosas* o *anhidrosas* se designan también con el nombre del monosacárido que por hidrólisis forman, seguido de la

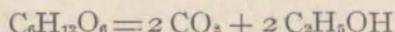
terminación *ano*. Por ejemplo, el polisacárido que origina a la exosa se llama *exosano*; el que origina la levulosa, *levulosano*.

PROPIEDADES. — Los monosacáridos y disacáridos suelen ser solubles en el agua; en cambio, los polisacáridos suelen ser insolubles. Muchos de estos cuerpos son activos ópticamente, desviando el plano de polarización hacia la derecha (dextrógiros) o hacia la izquierda (levógiros). Todos presentan diversos isómeros, no sólo de isomería plana, sino incluso de isomería espacial o estéreoisomería.

Los disacáridos o polisacáridos proceden teóricamente de la condensación de dos o n moléculas de exosa con eliminación de otras tantas moléculas de agua:



Los disacáridos y polisacáridos se desdoblan con el agua, en presencia de ácidos diluidos, y se convierten en monosacáridos. Los monosacáridos no se desdoblan; pero, por la acción de microorganismos, fermentan directamente, produciendo alcoholes y CO_2 :



La función aldehídica de los sacáridos se manifiesta por el carácter reductor de alguno de ellos; así como la función alcohólica, por el hecho de combinarse con los ácidos para formar ésteres. El calor los descompone, transformándolos en productos oscuros, denominados *caramelos*.

OBTENCIÓN. — Se obtienen, bien directamente de los vegetales, bien desdoblado los hidratos superiores por el calor, los ácidos o los fermentos.

397. Principales sacáridos. — Entre los *monosacáridos* están la *glucosa* ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$) y la *levulosa* o *fructosa* ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$): esta última se encuentra en varios frutos y en la miel, y se presenta como un jarabe espeso, fuertemente levógiro; se obtiene tratando el azúcar invertido por cal, y el levulosato cristalino formado se trata luego por CO_2 .

Entre los *disacáridos* merecen señalarse la *sacarosa* ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) y la *maltosa* o *azúcar de malta* ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \cdot \text{H}_2\text{O}$), que se presenta en cristales dextrógiros, de sabor dulce, que no fermentan directamente y reducen al licor de Fehling: se obtiene por acción de la diastasa sobre el almidón, hidrolizándolo.

Entre los *polisacáridos* cabe mencionar las *substancias amilasas* o *amilosas*, y las *substancias celulósicas* o *celulosas*. La principal amilosa es el *almidón* o *fécula*; pero también merece señalarse el *glucógeno* ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$) $_n$, que se halla sobre todo en los animales en vías de desarrollo, y se presenta como polvo blanco, inodoro e insípido, soluble en el agua e insoluble en el alcohol, que no reduce al licor de Fehling: se extrae del hígado de los animales recién muertos. Las substancias celulósicas principales son la *celulosa pura* ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$) $_4$ y la *hidrocelulosa* ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$) $_n\text{H}_2\text{O}$, que se obtienen precipitando, mediante ácidos o

sales alcalinas, el reactivo Schweitzer, que contiene celulosa en disolución.

Al grupo de los polisacáridos pueden agregarse los *glucósidos*, que son ciertos complejos derivados de determinados azúcares, por sustitución de uno o más radicales orgánicos a otros tantos H oxhidrúlicos, con eliminación de una o más moléculas de agua. Por esto los glucósidos, hervidos con agua acidulada, o por acción de ciertos fermentos, se hidrolizan, dando lugar a sus respectivos azúcares y a otros productos orgánicos. Entre los glucósidos figuran la *amigdalina* ($C_{20}H_{27}O_{11}N$), que se halla en las almendras amargas, y el *indicán* ($C_{14}H_{17}O_6N$), que se halla en algunas papilionáceas, como en la *Indigofera tinctoria*.

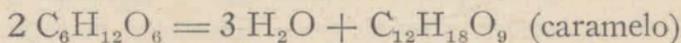
398. Glucosa: $C_6H_{12}O_6 \cdot H_2O$. — Químicamente es el *exanopentolal* y se llama también *azúcar de uva* o *dextrosa*. Se encuentra en muchos frutos (higos, uvas, ciruelas), en la miel y en el hombre atacado de *diabetes*.

Peso mol. : 180,
Solub. a 15° : 81,7 gr.
Sist. crist. : rómbico.

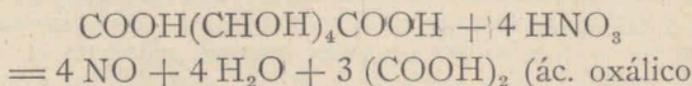
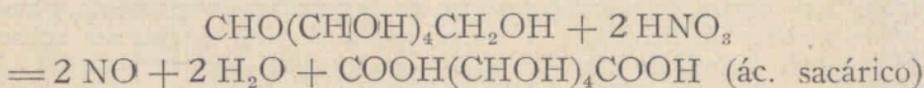
Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : 144°.

Dens. : 1,54.
Ebull. : a 200° se descomp.

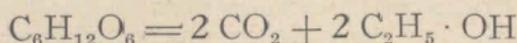
PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, blanco, inodoro, de sabor azucarado tres veces menos intenso que el de la sacarosa. Es soluble en el agua y en el alcohol diluído hirviendo; pero poco en el alcohol frío, y completamente insoluble en el éter. Funde a 86° en solución acuosa, y a los 200° se transforma en un producto denominado *caramelo*:



La glucosa ordinaria es dextrógira, por lo que se llama también *dextrosa*. Sus soluciones se disuelven en las bases formando glucosatos ($C_6H_{12}O_6 \cdot Na_2O$, $C_6H_{12}O_6 \cdot CaO$). El HNO_3 lo transforma primero en ácido sacárico; y este último, por oxidación ulterior, se transforma en ácido oxálico:

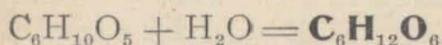


La solución de glucosa fermenta con la levadura de cerveza, merced al *Saccharomyces cerevisiae* (fig. 174):



Su carácter distintivo es el poder reductor, que sirve para caracterizarla.

OBTENCIÓN. — Se obtiene hidrolizando el almidón en presencia de un ácido mineral diluído (HCl , H_2SO_4); éste se neutraliza luego con CaCO_3 (1):



APLICACIONES. — Se emplea para reemplazar el azúcar en los dulces, para aumentar el alcohol de los vinos, como colorante en los licores, previamente tostada. En el comercio se expende en polvo o en jarabe.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un producto blanco, de sabor azucarado.

2.º Reduce al licor de Fehling.

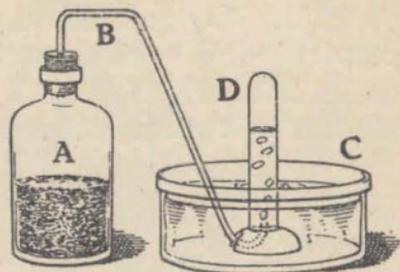


Fig. 174. — Fermentación alcohólica de la glucosa por acción de la levadura de cerveza.

399. Sacarosa: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. — Se llama comúnmente *azúcar de caña* o simplemente *azúcar*. Se encuentra en muchas plantas, sobre todo en la caña de azúcar (*Saccharum officinarum*) y en la remolacha (*Beta vulgaris*) (figs. 175 y 176).

Peso mol. : 342.

Solub. a 15° : 197 gr.

Sist. crist. : monoclínico

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : 160°.

Dens. : 1,587.

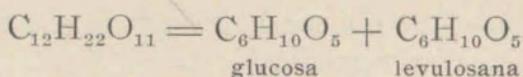
Ebull. : a 200° se altera.

PROPIÉDADES. — Se presenta a veces en grandes cristales prismáticos, constituyendo el *azúcar candé*, pero por lo común en pequeños cristales blancos, de sabor azucarado. En agua fría se disuelve unas dos veces su peso; pero en agua caliente, mucho más. No se disuelve ni en el éter ni en el alcohol absoluto.

Funde a 160°, y luego, por enfriamiento, se transforma en una masa vítrea amarillenta, llamada *azúcar de cebada*, que cristaliza lentamente volviéndose opaca. Si la temperatura de 160° se prolonga, se desdobra en glucosa y levulosa, y si el

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 241.

calor se intensifica, sufre las mismas transformaciones que la glucosa :



El H_2SO_4 concentrado la carboniza, y el HNO_3 la oxida convirtiéndola en ácido oxálico. Los ácidos diluidos e hirviendo, la levadura de cerveza y otros fermentos la desdoblán en glucosa y levulosa, constituyendo el llamado *azúcar invertido*.

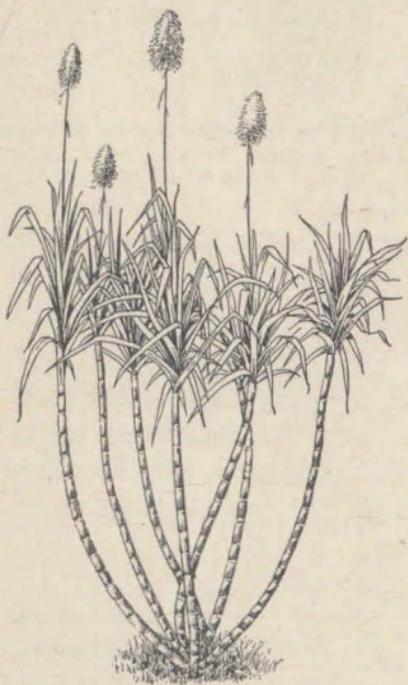


Fig. 175. — Caña de azúcar

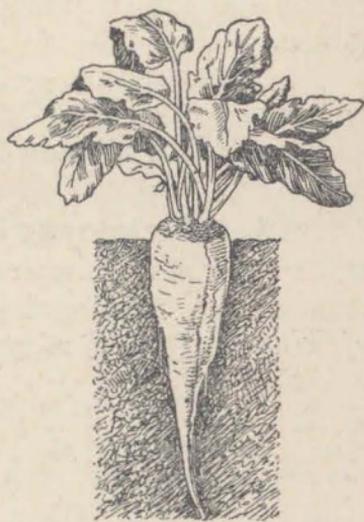


Fig. 176. — Remolacha azucarera

La solución de sacarosa disuelve algunos óxidos (CaO , PbO , CuO) formando compuestos de adición llamados *sacaratos*. No reduce al licor de Fehling, ni experimenta la fermentación alcohólica, lo que permite distinguirla de la glucosa.

OBTENCIÓN. — Se extrae de los zumos de la caña dulce, remolacha, sorgo, etc., los cuales se tratan por la cal, para neutralizar los ácidos y precipitar las materias albuminoideas. El exceso de cal se neutraliza con CO_2 ; después se decolora con negro animal y se concentra el líquido para que cristalice.

Para la *refinación* se disuelve en agua, se decolora con sangre de buey fresca y negro animal, se filtra y luego se concentra en el vacío (figs. 177, 178 y 179).

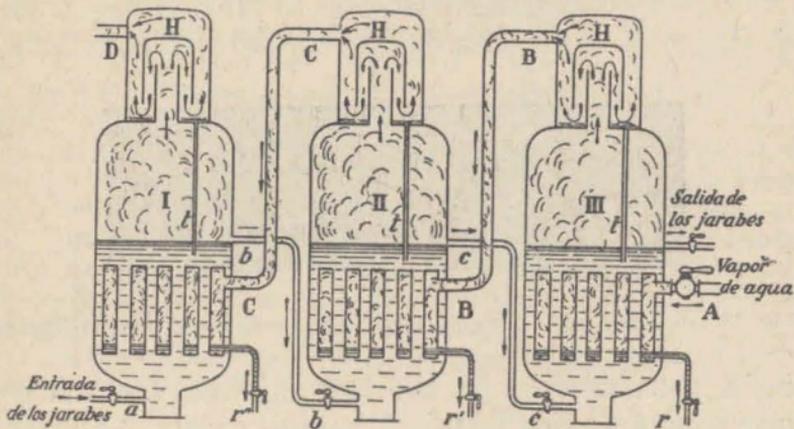


Fig. 177. — Concentración de las soluciones de sacarosa

APLICACIONES. — Son muchísimas, sobre todo para la confección de dulces y líquidos azucarados.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Con el H_2SO_4 se reduce a carbón.

2.º Mezclada con $KClO_3$, se inflama con llama violácea, al añadirle H_2SO_4 concentrado.

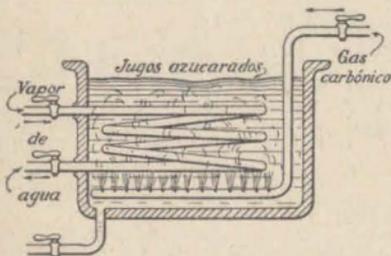


Fig. 178. — Neutralización de los jugos azucarados.

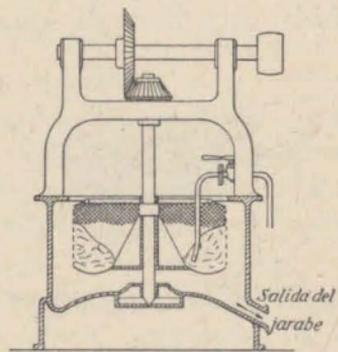


Fig. 179. — Filtración del azúcar por centrifugación.

400. Almidón: $(C_6H_{10}O_5)_6 \cdot H_2O$. — Se halla formando diminutos gránulos en las semillas de los cereales y en los tubérculos de las plantas, sobre todo de la patata, llamándose entonces *fécula*.

Peso mol. : 990.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : a 200º se altera.

Dens. : 1,5.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo blanco, pulverulento, formado de pequeños granos redondos o poligonados, en capas más o menos concéntricas. Es casi insoluble en el agua, alcohol, éter y en la mayoría de los reactivos. El agua hirviendo

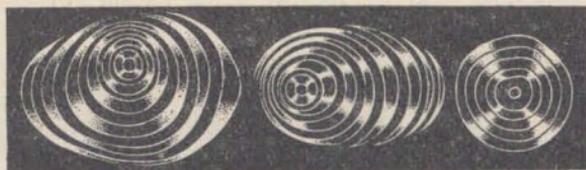
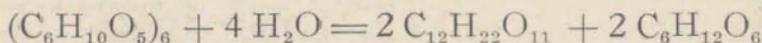


Fig. 180. — Granos de fécula vistos al microscopio con luz polarizada

lo hincha y transforma en una masa viscosa, llamada *engrudo*, que secada al aire adquiere aspecto córneo. Calentado en seco a 300º se convierte en *dextrina* ($C_6H_{10}O_5$)₆. Con los agentes de hidratación (ácidos minerales diluidos, diastasas), se desdobra en maltosa y glucosa, por el fenómeno llamado *sacarificación* (fig. 180):



Con el I libre y trazas de HI toma un intenso color azul, debido a yoduro de almidón ($[C_6H_{10}O_5I]_4 \cdot HI$), que por el calor desaparece, pero luego reaparece al enfriarse. El H_2SO_4 concentrado y frío lo disuelve, pero en caliente lo carboniza. El HNO_3 caliente lo ataca con desprendimiento de vapores rutilantes y formación de CO_2 y ácido oxálico.

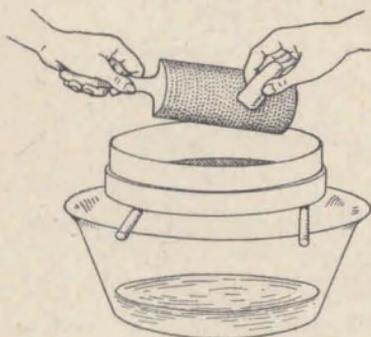


Fig. 181. — Obtención de la fécula

someten a una corriente de agua (figura 181).

APLICACIONES. — Sirve como alimento, pues entra en el pan, arroz y patatas; se emplea para el encolado y planchado;

OBTENCIÓN. — El almidón se extrae de la harina de las semillas, y la fécula se saca de la pulpa de las patatas, que se

para la obtención de la glucosa y del alcohol, y en los laboratorios, como reactivo.

No debe confundirse la harina de los vegetales y de las patatas con el almidón y la fécula: la primera contiene, además, entre otros productos, una substancia nitrogenada, llamada *gluten*, y la segunda, además de la fécula, contiene celulosa. Para la fabricación del *pan* o *panificación* se amasa la harina de trigo con agua y algo de NaCl y de levadura: se deja fermentar a calor moderado, para que los gérmenes de la levadura (*Saccharomyces*) determinen la fermentación alcohólica de la glucosa con desprendimiento de CO₂, que esponja la masa; por fin, viene la cocción a 200°, que origina la corteza, formada de dextrina y glucosa, y la miga, esponjosa a causa de la dilatación producida por el CO₂. Los cambios experimentados por la harina son: el almidón se convierte parcialmente en dextrina y glucosa; la albúmina vegetal se coagula; la fibrina y caseína vegetales resisten sin alteración, y el *gluten* se adhiere tan fuertemente al almidón, que ya no puede separarse, como antes de la cocción.

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un cuerpo blanco, insípido, insoluble en el agua, que no reduce al licor de Fehling.

2.º Con el yodo da color azul en frío, que desaparece por el calor.

401. Celulosa: (C₆H₁₀O₅)_n. — Abunda extraordinariamente en los vegetales, constituyendo las paredes celulares de los mismos: el algodón es celulosa casi pura.

Peso mol. : 648.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : se descompone.

Dens. : 1,27.

PROPIEDADES. — Es una substancia blanca, amorfa, insípida, insoluble en todos los reactivos, excepto el *reactivo Schweitzer* (químicamente hidróxido de cuproamonio, o sea, Cu [NH₃—NH₃ OH]₂), líquido de color azul, que se obtiene haciendo pasar aire por torneaduras de cobre, sumergidas en amoníaco. Por el calor desprende diversos productos, dejando un residuo de carbón.

El H₂SO₄ concentrado y por breve tiempo da con la celulosa una masa coloidal, llamada *amiloide* o *hidrocelulosa*, que se pone azul con el yodo; pero, si el ácido actúa más tiempo, da *dextrina*, la cual diluída en agua y calentada, produce la *celosa*, llamada también *azúcar de trapos*, de madera y de celulosa, que por inversión produce glucosa. El HNO₃ da diversos productos nitrados, llamados *nitrocelulosas*, que pueden fijar hasta diez grupos NO₃: el término final es ácido oxálico.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el algodón con NaOH

diluido; luego se somete a la acción del Cl, y finalmente se lava con H_2O y alcohol.

APLICACIONES. — Sirve para el tejido de telas, y bajo todas sus formas, para la fabricación del papel y del algodón-pólvora. El *algodón hidrófilo* es algodón desengrasado con K_2CO_3 o NaOH.

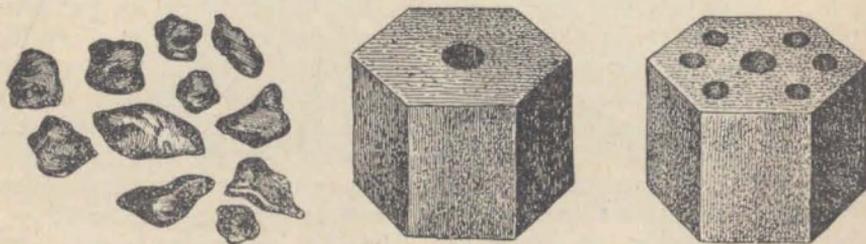


Fig. 182. — Formas de los granos de pólvora para cañones

RECONOCIMIENTO. — 1.º Es un cuerpo blanco, insípido e insoluble en el agua.

2.º Se disuelve en el reactivo Schweitzer, que es un complejo de Cu y NH_3 .

402. Derivados de la celulosa. — Son muchos, entre los que sobresalen el papel ordinario, papel pergamino, algodón pólvora, colodión, seda artificial y celuloide.

a) El *papel ordinario* se obtiene de trapos y borras o de la madera: se forma una pasta que se blanquea con Cl, se encola y se extiende en hojas.

b) El *papel pergamino* es papel sin cola, sumergido unos instantes en H_2SO_4 concentrado.

c) El *algodón pólvora* o *fulmicotón* se obtiene tratando el algodón con mezcla nitrosulfúrica ($HNO_3 + H_2SO_4$), operación llamada *nitración*; se disuelve en una mezcla de éter y alcohol, y evaporados estos productos, se moldean las *pólvoras sin humo* (fig. 182).

d) Para el *colodión* se parte del algodón pólvora, que se disuelve en una mezcla de éter y alcohol.

e) Para la *seda artificial* se parte de fulmicotón disuelto en la mezcla etéreoalcohólica, que se hace pasar por unos tubitos de vidrio finísimos, bajo la presión de 50 a 60 atmósferas.

f) *Celuloide* es una mezcla de fulmicotón con alcanfor.

CAPÍTULO XLIV

ÁCIDOS ACÍCLICOS

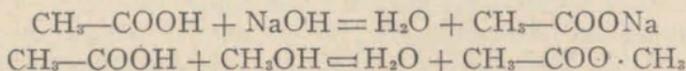
403. Generalidades sobre los ácidos acíclicos.— Se llaman *ácidos acíclicos* los cuerpos resultantes de substituir el H del grupo aldehídico por un OH, o de substituir dos H del alcohol primario por un O. Esta función es primaria, y se caracteriza por la presencia del grupo COOH, monovalente, llamado *carboxilo*. Se nombran como los hidrocarburos de donde provienen con la terminación *oico*.

Los ácidos orgánicos se dividen, por el número de carboxilos, que señalan su basicidad, en mono, di, tri, tetrabásicos, etc. Pero la división principal es en *ácidos de función simple*, en los que, fuera de la función hidrocarburo, no existe otra función que la función ácido, y en *ácidos de función mixta*, en los que, además de la función ácido, existe otra función, como alcohol, aldehído, cetona.

404. Ácidos monobásicos: R—COOH.— Son los que tienen una sola vez la función ácido. Se hallan varios en la Naturaleza, así en el reino vegetal, como en el animal, tales como el metanoico, etanoico, etc.

PROPIEDADES.— Los primeros términos son líquidos, de olor fuerte penetrante y solubles en el agua. Los términos del C₄ al C₆ son líquidos oleaginosos, de olor rancio e insolubles en el agua; los superiores al C₆ son sólidos, inodoros e insolubles, y no pueden destilarse a la presión ordinaria sin descomponerse. El sabor es variado, agrio, amargo, insípido.

Reaccionan con las bases dando sales orgánicas y agua, y con los alcoholes con formación de ésteres y agua:

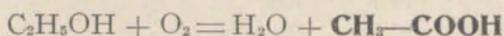


Se hidrogenan lentamente por acción directa del H; así como es lenta también su oxidación con los cuerpos oxidantes. Sus sales, en presencia de las bases, se descomponen por el calor dando metano, aldehídos y cetonas.

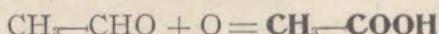
Los principales ácidos monobásicos son: el fórmico o metanoico, el

acético o etanoico, el butírico o butanoico, que se forma en la fermentación del ácido láctico por acción del *Bacillus butyricus*, y los ácidos grasos palmítico, esteárico y oleico.

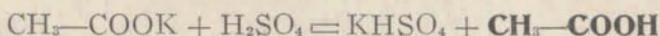
OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Por oxidación de los alcoholes:



2.º Por oxidación de los aldehidos:



3.º Tratando una sal de ácido orgánico por un ácido mineral más fijo:

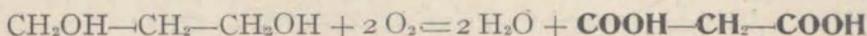


405. Ácidos bibásicos.— Son los que contienen dos veces la función ácido; varios de ellos se encuentran en algunos vegetales, sobre todo el oxálico.

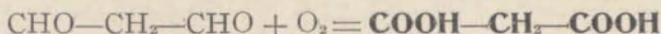
PROPIEDADES.— Son cuerpos sólidos, cristalinos, que por el calor se descomponen en H_2O , CO_2 y diversos compuestos, con menos átomos de C que el ácido. Los principales términos se disuelven en el agua y alcohol con fuerte reacción ácida; los demás son poco solubles en el agua fría y bastante en el alcohol. Pueden dar origen a dos clases de sales o ésteres: neutros y ácidos.

Los principales ácidos de este grupo son: el oxálico (etanodioico), maleico (propenodioico, posición *cis*), fumárico (propenodioico, posición *trans*) y succínico (butanodioico).

OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Por oxidación de los glicoles (dioles):



2.º Por oxidación de los aldehidos:



406. Ácidos-alcoholes.— Poseen, a la vez, la función ácido y la función alcohol. Los hay varios en la Naturaleza, como el láctico (propanoico), que se produce en la fermentación del azúcar de leche; el málico (butanodioico), que se encuentra en los frutos del serval; el tartárico (butanodioico), que se encuentra en las uvas, y el cítrico (metiloico-3, pentanol-3, dioico), que se encuentra en los limones y naranjas agrias.

PROPIEDADES.— Son cuerpos sólidos, solubles en el agua y de sabor ácido pronunciado. Abundan en el reino vegetal, aunque también los hay en el animal. La basicidad se mide por los carboxilos existentes en su molécula.

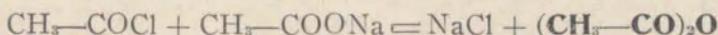
OBTENCIÓN.— Se extraen muchos de ellos del reino vegetal y también del reino animal, o se producen en determinadas fermentaciones.

407. Anhídridos de ácido.— Son los cuerpos resultantes de quitar una molécula de agua a dos carboxilos, ora pertenezcan a una

misma molécula o a dos moléculas diferentes. Se nombran con la palabra genérica anhídrido y con la misma específica del ácido de donde provienen.

Los primeros términos son líquidos, de olor picante y sofocante; los términos superiores son sólidos. El más importante es el anhídrido acético $(\text{CH}_3\text{—CO})_2\text{O}$, que se utiliza para investigar la presencia del radical oxhidrilo en las combinaciones orgánicas.

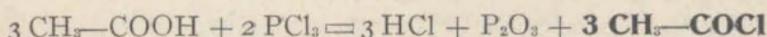
Se obtiene haciendo reaccionar los cloruros de ácido con sus sales alcalinas (1):



408. Cloruros de ácido. — Son los cuerpos resultantes de la sustitución del oxhidrilo de los ácidos por el Cl: contienen, por tanto, el radical —COCl . Se nombran con la palabra genérica cloruro y con la específica tomada del hidrocarburo de donde provienen.

Son líquidos incoloros, de olor picante, fumantes al contacto del aire húmedo. El Cl de estos cuerpos posee extraordinaria energía química. Con el H naciente dan aldehidos y después alcoholes. Con el agua reaccionan en frío con producción de calor y desprendimiento de HCl. Con las bases dan sales orgánicas, con los alcoholes dan ésteres y con el amoníaco amidas.

Se obtienen haciendo reaccionar los ácidos o sus sales alcalinas anhidras con los cloruros de fósforo (PCl_3 , PCl_5) o con el oxiclورو, POCl_3 (2):



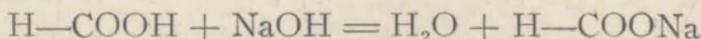
409. Metanoico: H—COOH. — Se llama *ácido fórmico*, y se halla en las hormigas rojas y en los pelos urticantes de las ortigas.

Peso mol. : 46.
Solub. : ∞.

Est fis. : liq. incoloro.
Fus. : +8,5°.

Dens. : 1,22.
Ebull. : +100,6°.

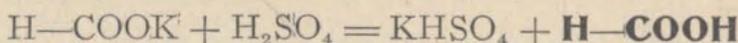
PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor penetrante, sabor acre cáustico y antiséptico. Es soluble en el agua en todas proporciones. Es muy reductor y así actuando sobre las sales de Hg y Ag, deja estos metales en libertad. Por el calor se descompone en CO_2 , CO, H_2O y H: con las bases da formiatos o metanoatos:



(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 245.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 248.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando un metanoato alcalino por H_2SO_4 (1)



APLICACIONES. — Sirve para la obtención de metanoatos.

410. Etanoico: CH_3-COOH . — Se llama vulgarmente *ácido acético*. Se halla en ciertos jugos de animales y vegetales.

Peso mol. : 60.

Solub. : ∞.

Sist. crist. : rómbico.

Est. fís. : sól. incoloro.

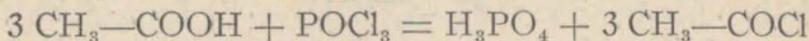
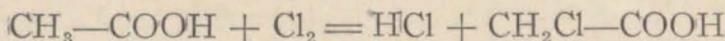
Fus. : +16,7°.

Dens. : 1,049.

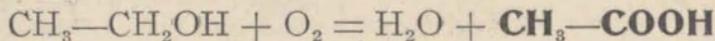
Ebull. : 118,8°.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor picante, corrosivo, que se solidifica fácilmente a manera de hielo, cuando se halla exento de agua y la temperatura es inferior a 17°: por esto, en invierno, se mantiene sólido y, en verano, líquido, dentro de los frascos donde se conserva: este ácido anhidro se llama *ácido acético glacial* (2).

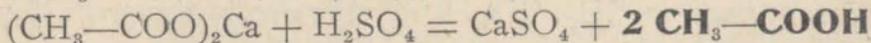
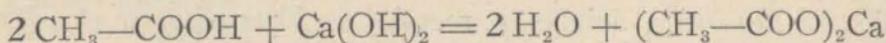
El ácido acético, a pesar de ser monobásico, da origen a sales ácidas o biacetatos, por combinarse con los acetatos neutros. Con las bases u óxidos da etanoatos o acetatos. Con el Cl produce los ácidos cloroacéticos, y con el cloruro de fosforilo ($POCl_3$) produce cloruro de etanoilo:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por oxidación o acetificación del vino, mediante el *Mycoderma aceti* (fig. 183):



2.º Por destilación seca de la madera: el producto que destila entre 80° y 120° se trata por cal y se destila de nuevo en presencia de H_2SO_4 :



APLICACIONES. — Es la base para la preparación de acetatos y se usa en la alimentación, bajo la forma de vinagre.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 242.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 243.

Con el nombre de *vinagre* se designan las disoluciones acuosas de ácido acético. Por lo común se obtiene de la fermentación acética del vino; pero también se obtiene mezclando agua con ácido acético. El mejor vinagre es el de vino, que se falsifica con la adición de ácidos

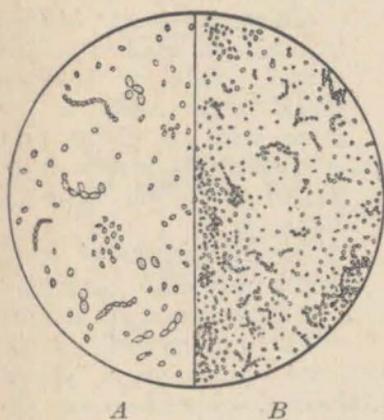


Fig. 183. — *Mycoderma aceti*
A, En el vino; B, Aislado

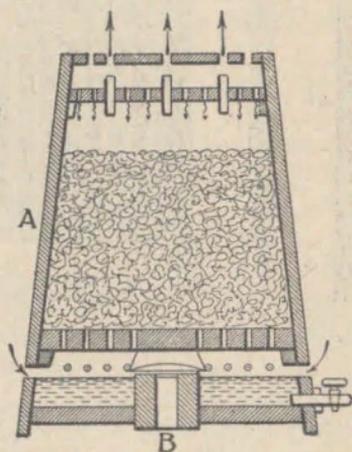


Fig. 184. — Fabricación del vinagre por el método alemán.

minerales, nocivos para la salud. Para la buena actuación del *Mycoderma aceti* se requiere que el vino tenga: 1.º menos de 15 por 100 de alcohol; 2.º, sustancias albuminoideas y fosfatos; 3.º, acceso de aire; 4.º, temperatura de 25 a 30º. La acetificación se logra: a) Por el *proceso alemán*, que hace pasar el vino por cubas llenas de virutas de haya con fondo agujereado; b) por el *método francés*, que mantiene el vino en cubas de mucha superficie y poca profundidad (fig. 184).

RECONOCIMIENTO. — 1.º El ácido acético es un líquido incoloro, que posee fuerte olor a vinagre.

2.º Con el FeCl_3 toma coloración roja intensa de acetato férrico.

411. Ácidos grasos. — Son los ácidos compuestos de 16, 17 ó 18 átomos de C, que, en unión del propanotriol, forman los triésteres, constitutivos de los aceites y grasas naturales. Los principales son el *exadecanoico* o *ácido palmítico* ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}-\text{COOH}$), que se encuentra en el aceite de palma; el *eptadecanoico* o *ácido margárico* ($\text{C}_{16}\text{H}_{33}-\text{COOH}$), que antes se creía formaba parte del aceite de olivas; el *octodecanoico* o *ácido esteárico* ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}-\text{COOH}$), que se encuentra en los sébos, y el *octodequenoico* o *ácido oleico* ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}-\text{COOH}$), que se encuentra en el aceite de olivas y pertenece a la serie eténica.

PROPIEDADES. — Son sólidos, blancos, cristalinos, inodoros, insípidos e insolubles en el agua, pero solubles en el alcohol y éter. Son fácilmente fusibles y descomponibles por el calor. Actuando sobre la glicerina, producen ésteres por el fenómeno de la *esterificación*.

OBTENCIÓN. — El *ácido palmítico* se obtiene saponificando con H_2O o PbO el aceite de palma, compuesto de los esteres palmitina y oleína; el *ácido margárico*, calentando el cianuro de cetilo ($C_{16}H_{33}-CN$) con

solución de KOH ; el *ácido esteárico*, por hidrogenación catalítica del octodequenoico, y el *ácido oleico*, tratando por HCl su sal de plomo (jabón de plomo), previamente aislada de las otras sales de plomo que le acompañan (estearato y palmitato), mediante el éter.

APLICACIONES. — Los ácidos palmítico y margárico se emplean en el arte textil para dar brillo a las

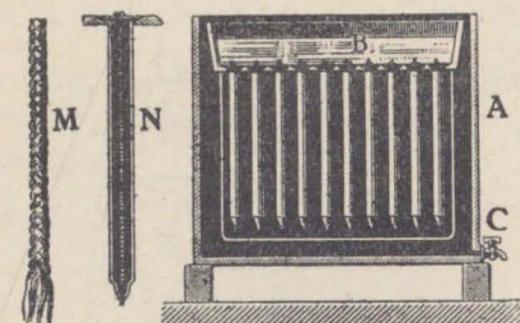


Fig. 185. — Moldeado de las bujías esteáricas

telas; el ácido esteárico sirve, mezclado con yeso anhidro, para obtener el *marfil artificial*; el ácido oleico, para producir el ácido esteárico; los ácidos palmítico y esteárico llevan impropriamente el nombre de *estearina*, y mezclados sirven para confeccionar las *bujías esteáricas*, que funden a unos 58° , introduciendo el producto fundido en unos moldes cilíndricos con la mecha en su interior (figura 185).

412. Ácido oxálico: $(COOH)_2 \cdot 2H_2O$. — Es el *etanodioico*. En la Naturaleza se halla formando oxalatos en varias plantas, sobre todo en las acederas (*Oxallis acetosella*).

Peso mol. : 90.

Solub. a 20° : $8^{\cdot}6$ gr.

Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. blanco.

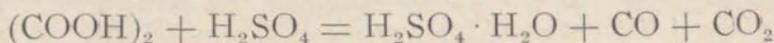
Fus. : $+189^\circ$.

Dens. : 1,653.

Ebull. : a 150° se sublima.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, blanco, cristalino, de sabor ácido y bastante estable al aire. Por el calor, primero se deshidrata, y luego parte se sublima anhidro y parte se descompone en CO_2 , CO y H_2O .

Es muy reductor, y así decolora la solución de $KMnO_4$. Con los óxidos y las bases produce oxalatos. El H_2SO_4 concentrado y caliente lo descompone en CO , CO_2 y H_2O :



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Oxidando el azúcar o almidón por HNO_3 caliente (1).

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 244.

2.º Calentando las virutas de madera (celulosa) con KOH o NaOH; el oxalato alcalino formado se trata por lechada de cal, y el oxalato de calcio resultante se trata luego por H_2SO_4 .

APLICACIONES. — Se emplea en los laboratorios para obtener CO, en el lavado de las manchas de tinta y en el blanqueo y apresto de los tejidos.

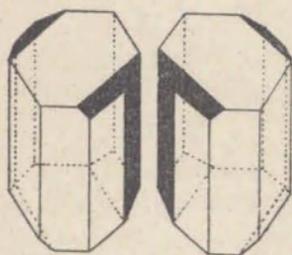
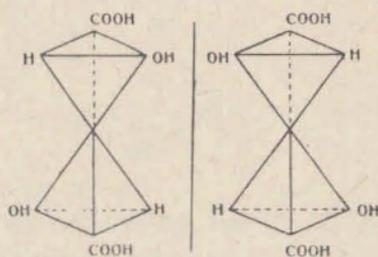


Fig. 186. — Cristales dextro y levógiros del ácido tartárico.



Dextrotartárico Levotartárico

Fig. 187. — Fórmulas estereoisómeras del ácido tartárico.

413. Ácido láctico: $CH_3-CHOH-COOH$. — Es el *propionol-2 oico*. Se halla en la leche agria, producido por fermentación de la lactosa.

Peso mol. : 100.
Solub. : muy soluble.

Est. fis. : liq. incoloro.
Fus. : $+18^\circ$.

Dens. : 1,215.
Ebull. : $+122^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro e inodoro, pues el olor de la leche agria se debe a otros ácidos volátiles formados en la fermentación; es de sabor agrio, soluble en el agua, alcohol y éter, delicuescente al aire húmedo. El calor lo deshidrata. En presencia del H_2SO_4 diluido a 130° da etanol y metanoico; pero, si está concentrado, produce CO y H_2O , en vez de metanoico.

OBTENCIÓN. — Se obtiene haciendo fermentar los azúcares (de leche, uva) o el almidón, mediante el *Bacillus acidi lactici*, a 35° , en presencia de creta o de ZnO: los lactatos formados de Ca o Zn se tratan por H_2SO_4 o H_2S respectivamente.

APLICACIONES. — Se emplea en tintorería y en terapéutica como antiséptico.

414. Ácido tartárico: $C_4H_6O_6 \cdot H_2O$. — Es el *butanodioldioico*. En la Naturaleza se encuentra formando tartratos, sobre todo en la uva.

Peso mol. : 150.
Solub. a 20° : 139 gr.
Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : $+170^\circ$.

Dens. : 1,76.
Ebull. : $+343^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, de sabor agrio, que cristaliza en grandes cristales incoloros, soluble en el agua y en el alcohol. A 170° se convierte en una variedad amorfa, llamada *ácido metatartárico*, y

elevando más la temperatura se descompone, desprendiendo olor a azúcar quemado (figs. 186 y 187).

Es muy reductor, sobre todo con H_2SO_4 caliente. Da dos clases de sales, neutras y ácidas. Desde el punto de vista óptico, se distinguen

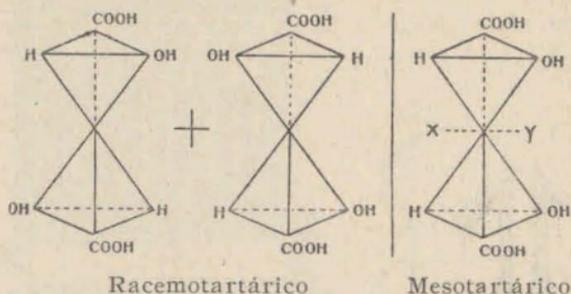
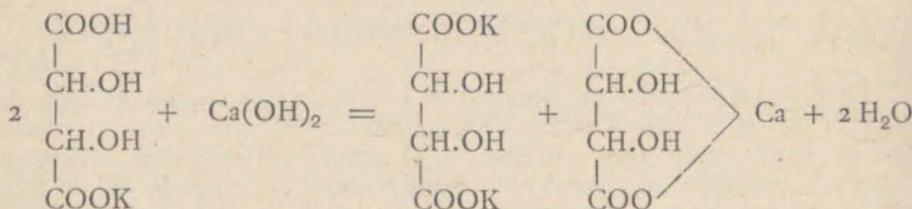


Fig. 188. - Fórmula de constitución de los ácidos racemo y mesotartárico

cuatro variedades: uno dextrógiro, otro levógiro, el tercero inactivo por compensación o *racémico* y el cuarto inactivo por naturaleza (figura 188).

OBTENCIÓN. — Se parte del bitartrato potásico del zumo de uva, que precipita por el alcohol del vino. Se trata por lechada de cal, que da tartrato de K y Ca; se añade $CaCl_2$ para transformarlo todo en tartrato neutro, que luego se descompone mediante el H_2SO_4 :

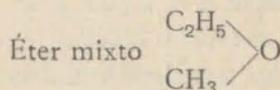
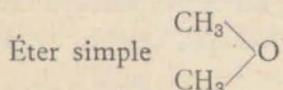


APLICACIONES. — Sirve para fabricar tartratos, en la industria de tintorería y en la producción de bebidas gaseosas.

CAPÍTULO XLV

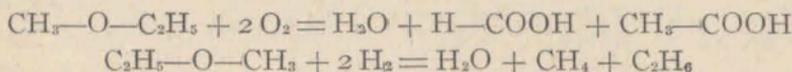
ÉTERES, ESTERES Y SALES ORGÁNICAS

415. Generalidades sobre los éteres: R—O—R. — *Éteres* son los cuerpos resultantes de eliminar una molécula de agua a dos de alcohol, viniendo a ser como los óxidos de los radicales alcohólicos: si los radicales son idénticos, los éteres se llaman *simples*; si son diferentes, se denominan *mixtos*. Se nombran interponiendo la palabra *oxi* entre los nombres de los hidrocarburos de donde provienen. Así se dice: metano-oxi-metano, etano-oxi-metano:

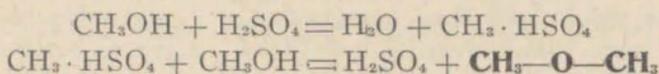


PROPIEDADES. — El primer término es gaseoso, los siguientes líquidos, y después, a partir de C_{10} son sólidos cristalinos. Su olor es variado, son solubles en el agua, menos densos que ella y más volátiles que los alcoholes de donde provienen.

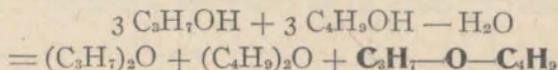
Son cuerpos de reacción neutra y muy estables. Con los agentes oxidantes dan los ácidos respectivos, y con los agentes de hidrogenación dan los hidrocarburos correspondientes:



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Los *éteres simples*, por la acción deshidratante del H_2SO_4 sobre los alcoholes:



2.º Los *éteres mixtos*, deshidratando una mezcla de dos alcoholes por el H_2SO_4 :



416. Éter sulfúrico: $(C_2H_5)_2O$. — Es el *etano-oxi-etano*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

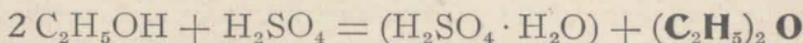
Peso mol. : 74.
Solub. a 15º : 10 cm³.

Est. fís. liq. incoloro.
Fus. : -116,2º.

Dens. : 0,72.
Ebull. : +35º.

PROPIEDADES. — Es un líquido muy volátil, de sabor ardiente y olor especial; menos denso que el agua y poco soluble en ella: es buen disolvente del Br, I, de los hidrocarburos, grasas, y, en general, de todos los cuerpos ricos en C. El alcohol lo disuelve en todas proporciones. Sus vapores son muy inflamables, y mezclados con el aire forman mezcla detonante: ahora bien, como estos vapores son más densos que el aire, se estacionan en el suelo, y por esto es menester manejar el éter con mucho cuidado, para evitar incendios.

OBTENCIÓN. — Se obtiene calentando a 140º el etanol con el H_2SO_4 (1)



Se purifica tratándolo por lechada de cal para eliminar el SO_2 , se lava con agua y se destila con $CaCl_2$ anhidro para desecarlo.

APLICACIONES. — Sirve como disolvente, y en medicina como antiespasmódico y anestésico.

417. Generalidades sobre los esteres. — *Esteres* son los cuerpos resultantes de substituir el H oxhidrílico de los ácidos minerales u orgánicos por radicales alcohólicos. Si la parte positiva fuese un metal, aun cuando la parte negativa fuese orgánica, se tendría no un ester, sino una sal orgánica.

Ácidos minerales $\left\{ \begin{array}{l} HCl \\ HNO_3 \end{array} \right.$

Sales minerales $\left\{ \begin{array}{l} KCl \\ KNO_3 \end{array} \right.$

Ácido orgánico . CH_3-COOH

Sal orgánica . CH_3COOK

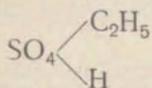
Esteres $\left\{ \begin{array}{l} C_2H_5Cl \\ C_2H_5NO_3 \\ CH_3-COO(C_2H_5) \end{array} \right.$

DIVISIÓN. — Los esteres se dividen en *esteres de hidrácido* o *éteres haloideos* o *haluros alquílicos*, cuando la parte negativa procede de un hidrácido, como C_2H_5I (yoduro de etilo); y *esteres de oxácido* o *éteres salinos*, si la parte negativa procede de un oxácido, como $(C_2H_5)_2SO_4$ (sulfato de etilo) y $C_2H_5-COO(CH_3)$ (propanoato de metilo).

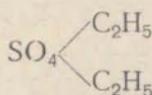
Los esteres de oxácido se subdividen en esteres de oxácido mineral y esteres de ácido orgánico. Estos esteres se distinguen entre sí: 1.º, en

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 246.

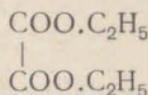
que los primeros son más fáciles de obtener que los segundos; 2.º, en que los ésteres de ácido mineral polibásico pueden ser ácidos o neutros, mientras que los ésteres de ácido orgánico polibásico siempre son neutros (1):



Sulfato ácido de etilo



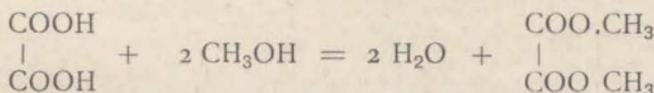
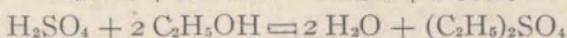
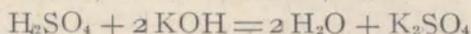
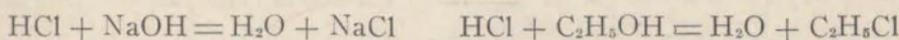
Sulfato neutro de etilo



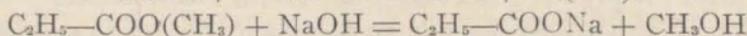
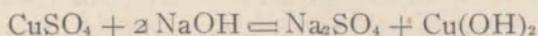
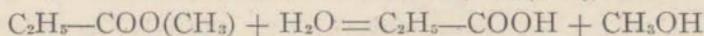
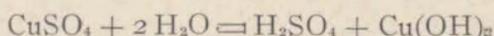
Oxalato de etilo

418. Esterificación y saponificación. — *Esterificación* es la producción de ésteres, y *saponificación* la descomposición de los ésteres, mediante el agua o las bases: estas dos operaciones son opuestas.

La *esterificación* se consigue haciendo reaccionar los ácidos (minerales u orgánicos) con los alcoholes, y se parece a la formación de sales de la Química mineral, por reacción entre los ácidos y las bases: en ambos casos hay doble descomposición con formación de agua. En la acción de los ácidos sobre las bases, la reacción suele ser rápida y completa; pero, la que se verifica entre los ácidos y los alcoholes no suele ser completa, pues va disminuyendo hasta llegar a un equilibrio químico:



La *saponificación* se logra haciendo reaccionar los ésteres con el vapor de agua o con las bases minerales: en ambos casos se regenera el alcohol; pero, si se ha empleado agua, se forma además el ácido (mineral u orgánico, según el grupo a que pertenezca el éster) y si se ha utilizado una base, se obtiene una sal, mineral u orgánica, según los casos. El nombre de saponificación proviene del hecho de que, precisamente a una de estas reacciones, se deba la formación de jabones:



419. Sulfatos etílicos. — Son dos, el monoetílico y el dietílico; ninguno de los cuales se encuentra en la Naturaleza.

El *sulfato monoetílico* ($\text{C}_2\text{H}_5\text{HSO}_4$) se llama también *ácido etilsul-*

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 247.

fúrico. Se presenta como líquido aceitoso, muy soluble en el agua, fácilmente transformable en etanol y H_2SO_4 por hidrólisis, lenta en frío y rápida en caliente. Se obtiene: 1.º Calentando a 100° una mezcla de alcohol absoluto y H_2SO_4 concentrado; 2.º, haciendo pasar eteno por H_2SO_4 caliente, en presencia de algún catalizador, como CuO o carbón de madera.

El *sulfato dietílico* ($[\text{C}_2\text{H}_5]_2\text{SO}_4$), se presenta como líquido insoluble en el agua, de olor a menta: es mucho menos importante que el monoetílico.

420. Nitroglicerina: $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$.— Se llama también *trinitrina* y *nitrato de glicerilo*, y es un ester trinitrico resultante de substituir los tres OH de la glicerina por otros tantos residuos halogénicos del HNO_3 .

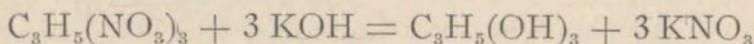
Peso mol. : 227.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : $+2,9^\circ$.

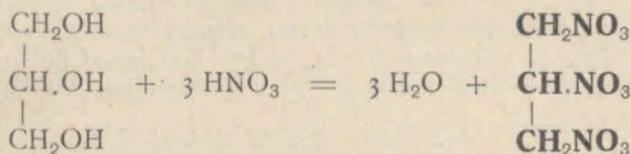
Dens. : 1,6.
Ebull. : $+160^\circ$.

PROPIEDADES. — Se presenta como un líquido amarillento, oleaginoso, de sabor dulce, más denso que el agua e insoluble en ella, pero soluble en el alcohol. Es tóxico y ocasiona jaquecas violentas cuando se respiran sus vapores.

Detona con violencia por el choque y algunas veces espontáneamente; por esto está prohibido su uso directo en las minas. Es fácilmente saponificable por las bases, dando propantriol y el nitrate del metal de la base:



OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando la glicerina por HNO_3 y H_2SO_4 concentrado (mezcla nitrosulfúrica):



APLICACIONES. — Se emplea en medicina, diluída en alcohol, con el nombre de *trinitrina*, como medicamento vasodilatador. En la industria sirve para fabricar la *dinamita*, que es nitroglicerina con polvos inertes de alúmina o de sílice (tierra de infusorios o harina fósil); pues así, según descubrió Nobel, su manipulación es segura, y sólo explota por la influencia del detonador (fulminato de mercurio, HgCNO). Sirve, asimismo, para la obtención de la *gelatina explosiva*, formada de

90 por 100 de glicerina y 10 por 100 de algodón-colodión; y de la *dinamita goma* o *dinamita gelatinada*, obtenida con 97 por 100 de nitroglicerina y 3 por 100 de algodón-colodión, explosivos los dos de manejo peligrosísimo (fig. 189).

421. Generalidades sobre los cuerpos grasos. — Se llaman *cuerpos grasos* las mezclas de ésteres glicéricos de los ácidos palmítico (exadecanoico), esteárico (octodecanoico) y oleico (octodequenoico): comúnmente se llaman *palmitina*, *estearina* y *oleína*, de los productos donde se hallan. Las grasas se distinguen de las ceras, en que éstas son ésteres de monoalcoholes, como del exadecanol ($C_{16}H_{33}OH$, cetílico), eptadecanol ($C_{17}H_{35}OH$, cerílico) y triacontanol ($C_{30}H_{61}OH$), miricico).

PROPIEDADES. — Los cuerpos grasos puros son incoloros, inodoros e insípidos, líquidos o sólidos a la temperatura ordinaria, según la proporción de oleína que contengan, dado que la palmitina y la estearina son sólidas y la oleína, líquida. Son insolubles en el agua y en el alcohol frío; pero se disuelven bien en el éter, benceno, sulfuro de carbono, cloroformo e hidrocarburos líquidos.

El color amarillo que presentan se debe a impurezas, y el olor a rancio procede de una saponificación parcial, que pone en libertad ácidos volátiles olorosos. Por el calor se descomponen dando diversos gases y vapores combustibles. Por acción del vapor de agua o de las bases se saponifican, es decir, regeneran el propanotriol y el ácido o la sal orgánica de donde provienen.

OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando la glicerina con algún ácido graso (palmítico, esteárico, oleico); esta reacción no se provoca artificialmente, ya que los cuerpos grasos se encuentran formados en los animales y vegetales:

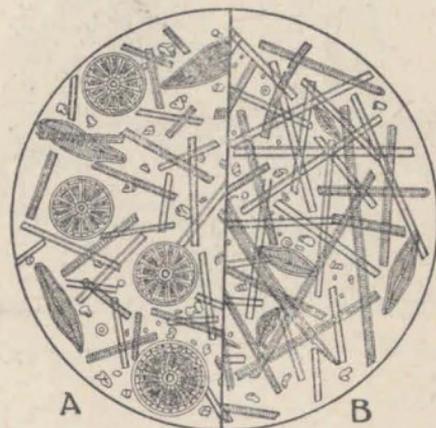
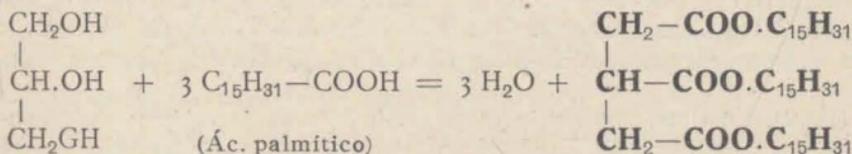


Fig. 189. — Aspectos microscópicos de dos clases de tierra de infusorios.

Así es que en la industria para obtener las grasas de los animales se calientan las partes de éstos que las contienen y las grasas, como más fusibles, se separan de los restantes tejidos animales (fig. 190). Si los cuerpos grasos se hallan en frutos vegetales, se trituran éstos y luego se prensan.

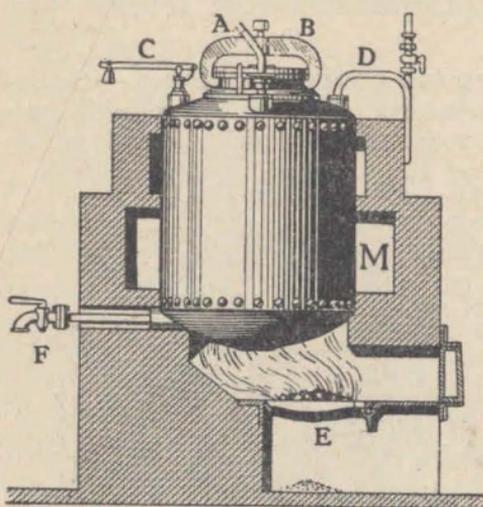
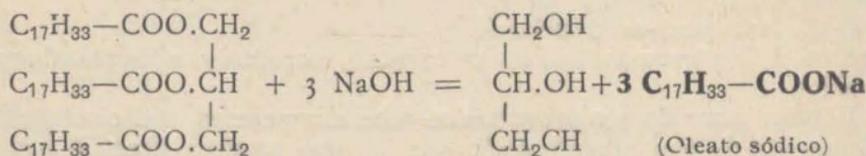


Fig. 190. — Caldera para extraer gases por fusión (1).

APLICACIONES.—Sirven para la alimentación, como combustibles y lubricantes, y para la obtención de jabones.

Los jabones, químicamente, son sales potásicas (jabones blandos) o sódicas (jabones duros) de los ácidos grasos, solubles en el agua, si ésta no contiene sales cálcicas o magnésicas, porque, entonces, se forman primero palmitato, estearato u oleato cálcico o magnésico, insolubles. Disuelven las grasas por razón de la KOH o NaOH, que dejan libres al hidrolizarse en contacto del agua, y al mismo tiempo producen espuma; de aquí

su aplicación al lavado. Se obtienen tratando los cuerpos grasos, como aceite de oliva, de coco, etc., por KOH o NaOH:



Las operaciones son: 1.º Cocción del cuerpo graso con la base, llamado empastado de las grasas; 2.º, separación de la pasta mediante NaCl; 3.º, cocción del jabón con nueva cantidad de base (2).

422. Aceites grasos.—Son los cuerpos grasos, líquidos a la temperatura ordinaria por contener en gran proporción ésteres de la serie eténica, sobre todo oleína. Los principales son: los *ésteres del ácido oleico* ($\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$) con un enlace eténico; del *ácido aráquico* ($\text{C}_{20}\text{H}_{40}\text{O}_2$) del cacahuete; del *ácido linólico* ($\text{C}_{18}\text{H}_{32}\text{O}_2$), del algodón, con dos enlaces eténicos; del *ácido linolénico* ($\text{C}_{18}\text{H}_{30}\text{O}_2$) con tres enlaces

(1) D, tubo para introducir vapor recalentado en la caldera; A, tubo para la salida de gases; B, cierre de autoclave; C, válvula de seguridad; F, tubo de descarga.

(2) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 249.

eténicos. Se hallan en muchos frutos, como aceitunas, almendras, linaza, ricino, algodón, colza, cacahuete, coco, etc., y también en algunos animales, como en el hígado de bacalao.

PROPIEDADES. — Son cuerpos líquidos, más o menos pastosos, incoloros o amarillentos, más ligeros que el agua e insolubles en ella.

Con el vapor de agua o las bases se saponifican dando glicerina y un ácido o una sal orgánica. Los de la serie eténica pasan a la saturada con el H y la acción catalítica del Ni, convirtiéndose en sólidos, aun cuando tengan igual número de átomos de C: así, el ácido oleico y también la oleína, líquidos, se convierten en ácido esteárico o estearina, sólidos:



Por acción del O unos se solidifican y otros se enrancian. Este fenómeno determina, precisamente, la división de los aceites en secantes y no secantes. *Aceites secantes* son los que con el O se espesan y transforman en masas sólidas, a manera de barnices: esta acción se fomenta con secativos, como PbO, Pb₃O₄, MnO₂, y sobre todo con hidróxido, borato o acetato manganoso. Los aceites más importantes de este grupo son: el *aceite de linaza*, procedente de las semillas del lino, y el *aceite de ricino*, procedente de las almendras blandas de este árbol. — *Aceites no secantes* son los que por el O del aire se espesan con lentitud, sin llegar a solidificarse del todo. Entre ellos está el *aceite de oliva*, el *aceite de cacahuete* y el *aceite de algodón*; además, entre los aceites animales figuran el *aceite de hígado de bacalao* y el *aceite de ballena*.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Prensando aceitunas, cacahuetes, etc.

2.º Tratando los productos triturados por disolventes, como CS₂, éter de petróleo, etc.

Los aceites se refinan: 1.º Quitando las substancias en suspensión, mediante el reposo; 2.º, con la *neutralización* por medio de MgO, Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, NaOH o Na₂CO₃; 3.º, con la *decoloración*, mediante el negro animal o la tierra de infusorios; 4.º, con la *desodorización*, haciendo pasar vapor de agua por el aceite.

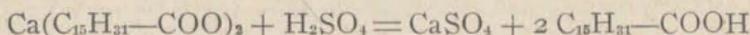
423. Grasas. — Son los cuerpos grasos, sólidos a la temperatura ordinaria, por predominar en ellos los esteres de ácidos saturados. Abundan en ambos reinos, sobre todo en el animal. Se clasifican en dos grupos: mantecas y sebos.

MANTECAS. — Son los cuerpos grasos, blandos entre 20 y 35°. Los hay de origen vegetal, como la de cacao, y de origen animal, como la manteca de vaca y la margarina.

La *manteca de vaca* se extrae de la leche de este animal, figurando entre sus componentes la palmitina y la butirina. La *margarina* o manteca artificial se extrae del sebo de buey o de vaca, añadiendo NaCl y eliminando la estearina por presión.

SEBOS. — Son grasas sólidas, más duras que las mantecas, por predominar en ellas la estearina. Los principales sebos son: el de buey y el de carnero.

Las grasas de estos animales se saponifican con cal, y luego se descomponen con H_2SO_4 (fig. 191):



No debe confundirse la especie química *estearina* (trioctodecanoato de propanotriol) con la estearina del comercio para la fabricación de bujías esteáricas: esta última está formada de la anterior con 3 a 5 por 100 de cera vegetal, para impedir la cristalización de los ácidos palmítico y esteárico, y disminuir la fragilidad de las velas.

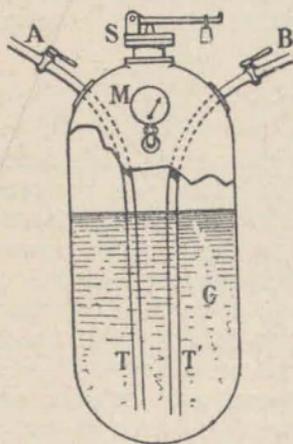


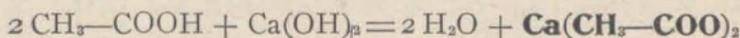
Fig. 191. — Autoclave para la saponificación de los cuerpos grasos (1).

424. Sales orgánicas. — Son los cuerpos resultantes de la sustitución de los H carboxílicos de los ácidos orgánicos por metales. Se parecen bastante a las sales minerales, y abundan en la Naturaleza, sobre todo en el reino vegetal.

PROPIEDADES. — Son todas sólidas y de suyo incoloras; solubles en el agua las alcalinas, las demás suelen ser insolubles, excepto los acetatos, en los que abunda la solubilidad. Todas, por el calor, se descomponen desprendiendo diversos productos y dejando muy frecuentemente óxido del metal.

Se nombran cambiando la terminación *oico* o *ico* del ácido en *ato*.

OBTENCIÓN. — Se obtienen tratando los ácidos orgánicos respectivos por los óxidos, hidróxidos o carbonatos:



PRINCIPALES SALES ORGÁNICAS. — Son los acetatos, oxalatos, tartratos y citratos.

Acetatos son las sales derivadas del ácido acético ($CH_3-COO \cdot R$). Los hay neutros y ácidos o bicacetatos. Por el calor los alcalinos y alcalinotérreos producen carbonato y cetona; los demás suelen dar metal u óxido. Los más importantes son el de sodio, el neutro de plomo (*azúcar de Saturno*) y el básico de plomo o subacetato.

Oxalatos son las sales derivadas del ácido oxálico ($[COO]_2R_2$). Por el calor se descomponen en metal u óxido y en CO o CO_2 . Los más importantes son el dipotásico, el monopotásico y el tetraoxalato de potasio o *sal de acederas*, que sirve para quitar manchas de hierro o de tinta.

Tartratos son las sales derivadas del ácido tartárico ($C_4H_4O_6R_2$). Por

(1) La *autoclave* es una caldera cerrada, provista de un manómetro y de una válvula de seguridad, en la que se puede calentar el agua bajo presión a temperaturas superiores a 100°, como en las calderas de las máquinas de vapor.

el calor dejan un residuo de carbón y de carbonato, óxido o metal. Abundan los tartratos con un radical oximetálico (AsO, SbO, BiO, BO, FeO), llamados *eméticos*. Los principales son: el monopotásico o *crémor tártaro*, el de potasio y sodio o *sal de Saignette* y el de potasio y antimonilo o *tártaro emético*.

Citratos son las sales derivadas del ácido cítrico ($[C_6H_5O_7]_3R_3$). Por el calor se descomponen en CO, cetona y óxido o metal. Entre los más importantes merecen citarse el neutro de sodio y el neutro de magnesio.

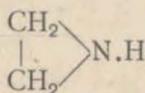
CAPÍTULO XLVI

AMINAS Y AMIDAS ACÍCLICAS

425. Generalidades sobre las aminas. — *Aminas* son los cuerpos resultantes de substituir alguno de los H del amoníaco por radicales alcohólicos (positivos). Se nombran posponiendo la palabra *amina* al radical o radicales alcohólicos que las integran: así se dice monometilamina, trimetilamina, metil-etil-propilamina, etc.

DIVISIÓN. — Las aminas pueden ser *primarias, secundarias* o *terciarias*, según que sean uno, dos o tres los átomos de H substituídos, como NH_2CH_3 , $\text{NH}(\text{CH}_3)_2$, $\text{N}(\text{CH}_3)_3$. Si los radicales alcohólicos son idénticos, la amina se denomina simple; si son desiguales, se llama mixta, como $\text{N}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$ (amina simple), $\text{NCH}_3(\text{C}_2\text{H}_5)_2$ (amina mixta).

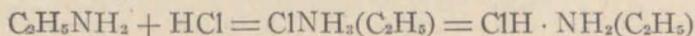
Si la substitución se verifica en dos H del NH_3 por un radical alcohólico divalente, el cuerpo resultante se llama *imina*:



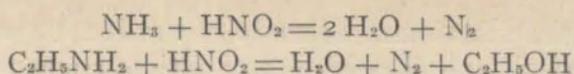
Las aminas pueden ser también *monoaminas, diaminas, triaminas*, según que la substitución se efectúe en una, dos o tres moléculas de NH_2 : por ejemplo: $\text{C}_3\text{H}_7 \cdot \text{NH}_2$ (monoamina), $\text{C}_3\text{H}_6(\text{NH}_2)_2$, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NH}_2)_3$ (triamina).

PROPIEDADES. — Los primeros términos son gaseosos, luego son líquidos, incoloros, volátiles, de olor amoniacal desagradable: casi todos son solubles en el agua; pero esta solubilidad, así como la volatilidad, disminuye, a medida que aumentan los átomos de C. Son combustibles y arden con llama muy brillante.

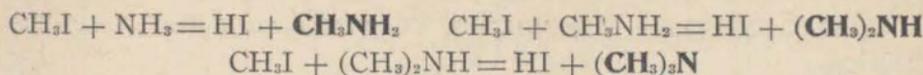
Son de reacción alcalina, que disminuye con el aumento de C. Al unirse con los ácidos, sin eliminación de agua como el NH_3 , dan compuestos parecidos a sales amoniacales:



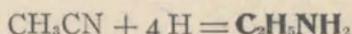
Las aminas primarias producen con el ácido nitroso una reacción análoga a la que produce éste con el NH_3 :



OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Tratando los yoduros de radical alcohólico [por NH_3 o por una amina primaria o secundaria, para obtener una amina primaria, secundaria o terciaria:



2.º Por acción del H naciente sobre los nitrilos:



426. Metilamina: CH_3NH_2 . — Se encuentra en la salmuera de los arenques, y se produce en la destilación seca de la madera y de las melazas de remolacha.

Peso mol. : 31.05.
Solub. a 15º : 1.150 lit.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : $-92,5^\circ$.

Dens. : 0'7.
Ebull. : $-6,5^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un gas incoloro, combustible, el más soluble de todos los gases, de olor parecido al del amoníaco y al del pescado. Su solución precipita hidróxido cúprico de sus sales y lo disuelve en exceso.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando la etanamida ($\text{CH}_3\text{—CO} \cdot \text{NH}_2$) por una mezcla de Br y KOH.

APLICACIONES. — Sirve, sobre todo, para preparar otros compuestos orgánicos.

427. Trimetilamina: $(\text{CH}_3)_3\text{N}$. — Se halla en las flores de árnica y de manzanilla, en los arenques, hígado de bacalao y en el alquitrán de hulla.

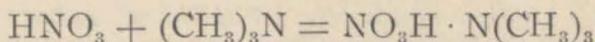
Peso mol. : 59.
Solub. : muy soluble.

Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -124° .

Dens. : 0'673.
Ebull. : $+3,5^\circ$

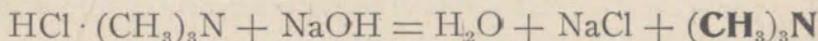
PROPIEDADES. — Es un líquido sumamente volátil, de olor a pescado podrido y muy soluble en el agua.

Sus propiedades químicas son análogas a las del amoníaco. Es una base enérgica, que con los ácidos da sales cristalizables, inodoras, isomorfas con las alcalinas. Así, por ejemplo, con el HNO_3 da nitrato de trimetilamonio:



OBTENCIÓN. — Se parte de las melazas de remolacha o de salmuera de arenques que se destilan con lechada de cal; el producto resultante se recoge en HCl, que forma NH_4Cl y

cloruro de trimetilamonio. Llevado el producto a sequedad, se trata por alcohol, que disuelve a este último cuerpo; evaporado el alcohol, se destila el producto con NaOH:



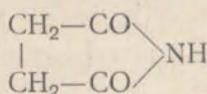
APLICACIONES. — Se emplea en medicina como antirreumático.

428. Generalidades sobre las amidas. — *Amidas* son los cuerpos resultantes de substituir alguno de los H del amoniaco por radicales ácidos, que son negativos. Se nombran cambiando la terminación *oico* del ácido de donde provienen por la palabra *amida*.

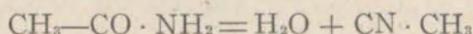
DIVISIÓN. — Las amidas se dividen en *primarias*, *secundarias* y *terciarias*, según el número de H substituídos: $\text{CH}_3\text{—CO} \cdot \text{NH}_2$ (monoetanamida), $(\text{CH}_3\text{—CO})_2\text{NH}$ (dietanamida), $(\text{CH}_3\text{—CO})_3\text{N}$ (trietanamida).

También se dividen en *monoamidás*, *diamidas*, *triamidas*, etc., según sean una, dos o tres las moléculas de NH_3 , donde se hayan verificado substituciones, como $\text{NH}_2\text{CO—CO} \cdot \text{NH}_2$, que es una diamida.

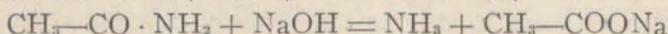
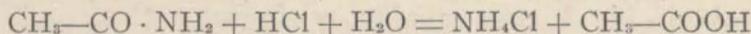
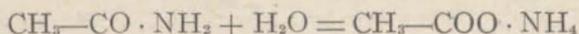
Cuando se substituyen dos H del amoniaco por un radical ácido divalente, se tienen la imidas:



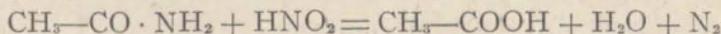
PROPIEDADES. — Son cuerpos sólidos, cristalizables, de sabor algo dulce, solubles en el agua los términos inferiores, pero todos solubles en los disolventes orgánicos. Son fusibles y volátiles; a altas temperaturas pierden agua y se transforman en nitrilos:



Calentados con agua dan una sal amónica; con los ácidos dan sal amónica y ácido orgánico; con los álcalis dan amoniaco y sal orgánica:



Con el HNO_2 dan una reacción análoga a la de las aminas:

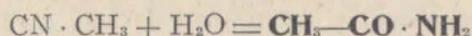


Las amidas a pesar de proceder del amoniaco, apenas tienen propiedades básicas, por hallarse neutralizado por los radicales ácidos.

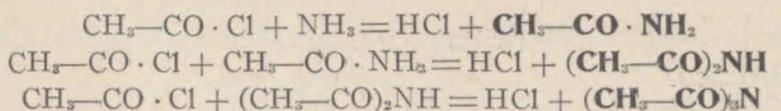
OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Por deshidratación parcial de las sales amónicas orgánicas:



2.º Por hidratación de los nitrilos:



3.º Tratando los cloruros de ácido por NH_3 , por una amida primaria o por una amida secundaria, para obtener amidas primarias, secundarias o terciarias respectivamente:



429. Urea: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. — Es una *carbodiámid*a. Se encuentra en la orina del hombre y de los animales carnívoros; cuando es excesiva produce la *uremia*.

Peso mol. : 60.

Est. fis. : sól. blanco.

Dens. : 1,323.

Solub. a 20º : 109 gr.

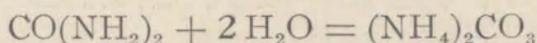
Fus. : +132º.

Ebull. : a 150º se descomp.

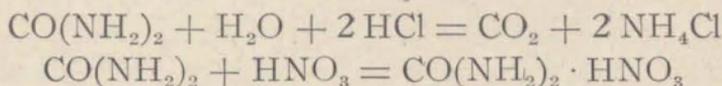
Sist. crist. : cuadrático.

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales incoloros, de sabor fresco como el nitro. Es inalterable al aire seco; muy soluble en el agua y en el alcohol hirviendo; pero poco soluble en el éter.

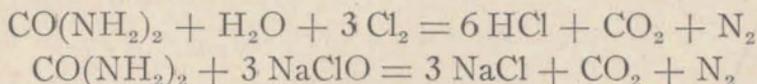
Bajo la acción de ciertas bacterias se convierte en carbonato amónico, por fijación de agua:



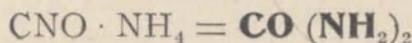
Lo mismo sucede más rápidamente cuando se calienta con agua a 140º, o se trata por ácidos minerales enérgicos; sólo que en este caso se forman los productos de la descomposición del carbonato amónico, excepto con el HNO_3 , en que se produce nitrato de urea:



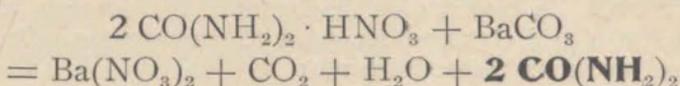
El cloro y los hipocloritos descomponen la urea en CO_2 , N y HCl el primero, y NaCl los segundos:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Calentando el cianato amónico, del que es un insómero:



2.º Tratando la orina por HNO_3 ; por enfriamiento cristaliza el nitrato de urea formado, el cual se trata luego por BaCO_3 :



APLICACIONES. — Se emplea en medicina como medicamento diurético.

430. Derivados de la urea. — Son varios, entre los que merecen citarse las ureínas, los ureídos y el ácido úrico.

Ureínas son los cuerpos resultantes de la substitución de los H de la urea por radicales alcohólicos. Por ejemplo: $\text{NH}_2\text{—CO—NH} \cdot \text{CH}_3$ (metilurea); $\text{CH}_3 \cdot \text{NH—CO—NH} \cdot \text{CH}_3$ (α -dimetilurea); $\text{NH}_2\text{—CO—N}(\text{CH}_3)_2$ (β -dimetilurea).

Ureídos son los cuerpos resultantes de la substitución de los H de la urea por radicales ácidos. Por ejemplo: $\text{NH}_2\text{—CO—NH} \cdot \text{COH}$ (metanoilureido), $\text{CH}_3\text{CO} \cdot \text{NH—CO—NH} \cdot \text{COCH}_3$ (dietanoilureido), $[\text{NH—CO—NH}] \cdot [\text{CO}]_2$ (oxalureido).

El *ácido úrico* ($\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_3\text{N}_4$) procede de la oxidación de la xantina ($\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_7\text{N}_4$). Se encuentra en la orina del hombre y de los animales carnívoros. Es un cuerpo sólido, blanco, poco soluble en el agua, sin olor ni sabor. Se disuelve especialmente en las soluciones de litio; de aquí el empleo de estas sales para combatir el reuma, que viene determinado por el depósito de ácido úrico en las articulaciones, cuando el organismo lo produce en exceso.

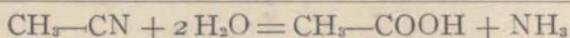
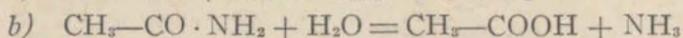
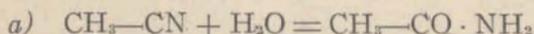
CAPÍTULO XLVII

FUNCIONES NITRILO Y CIANURO

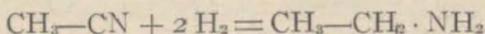
431. Generalidades sobre los nitrilos.— *Nitrilos* son los cuerpos resultantes de la unión del radical CN, monovalente, con radicales alcohólicos. Se nombran con la palabra *nitrilo*, precedida de la del hidrocarburo de tantos C, como los que integran el nitrilo, incluyendo el mismo radical CN. Así se dice: metanonitrilo (HCN), etanonitrilo (CH₃—CN). Cuando el N funciona como trivalente, se tienen los nitrilos propiamente dichos (R—C≡N); cuando funciona como pentavalente, los *isonitrilos* o *carbilaminas* (R—N≡C).

PROPIEDADES.— Son líquidos incoloros, de olor etéreo y aliáceo, menos densos que el agua. Los primeros términos son solubles; los demás insolubles.

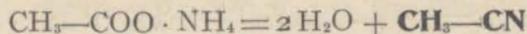
Con los ácidos, álcalis y vapor de agua se hidratan, formando primero una amida, y después regeneran el ácido con producción de NH₃:



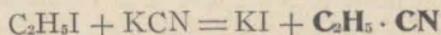
Por hidrogenación dan aminas:



OBTENCIÓN.— Se obtienen: 1.º Por destilación seca de las sales amónicas de ácido orgánico, junto con deshidratantes, como P₂O₅:



2.º Calentando los yoduros alcohólicos con KCN en alcohol:



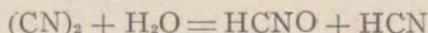
432. Cianógeno: (CN)₂.— Es el *etano dinitrilo*, y se llama también *nitrilo oxálico* u *oxalonitrilo*. Se forma en pequeñas cantidades en los altos hornos.

Peso mol. : 52.
Solub. a 30º : 9,7, lit,

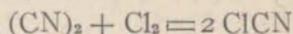
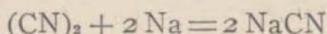
Est. fis. : gas incoloro.
Fus. : -34º.

Dens. : 1,8.
Ebull. : -21 ,

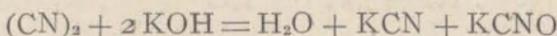
PROPIEDADES.—Es un gas incoloro, soluble en el agua y alcohol, más denso que el aire. Su olor es parecido al de las almendras amargas, por dejarlo éstas libre en contacto de la humedad:



Arde en el aire con llama purpúrea. Calentado con un metal alcalino da cianuro metálico, y con el Cl da cloruro de cianógeno:

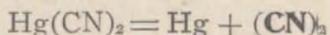


Con las bases, da cianuro y cianato metálico, así como con el Cl dan cloruro e hipoclorito:



Todas estas propiedades dan a entender que el radical CN obra como los halógenos, y así, como éstos, da con el H ácido cianhídrico (HCN). Es muy venenoso.

OBTENCIÓN.—Se obtiene por calcinación de los cianuros de los metales nobles, en lo cual se parece a los halógenos:



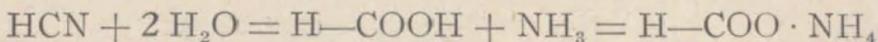
433. Ácido cianhídrico: HCN.—Se llama también *metano nitrilo*, *nitrilo fórmico* y *ácido prúsico*. Se forma en la Naturaleza por fermentación del glucósido llamado *amigdalina*, existente en las almendras amargas y en las hojas del laurel real.

Peso mol. : 27.
Solub. : ∞.

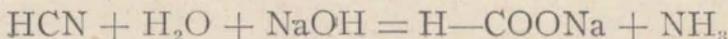
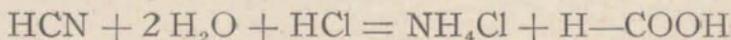
Est. fís. : líq. incoloro.
Fus. : -15°.

Dens. : 0,697.
Ebull. : +26,5°.

PROPIEDADES.—Es un líquido incoloro, muy volátil, de intenso olor a almendras amargas, que se disuelve en todas proporciones en el agua y en el alcohol. La solución acuosa se hidroliza lentamente dando amoníaco y metanoico, los cuales reaccionando entre sí dan formiato amónico:

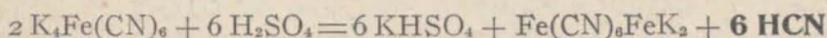


Con los ácidos y las bases no resulta formiato amónico, sino los productos de la acción de los ácidos (sal amónica y metanoico) y de las bases (sal orgánica y amoníaco) sobre este cuerpo:



Es uno de los venenos más violentos que se conocen: cinco centigramos bastan para matar a un hombre instantáneamente.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el ferrocianuro potásico por H_2SO_4 diluído:



APLICACIONES. — En medicina se emplea en dosis muy pequeñas como calmante de los órganos respiratorios, y en agricultura para combatir los parásitos de los naranjos.

434. Ácidos ciánico y sulfociánico. — El ácido ciánico normal ($\text{N}\equiv\text{C}\cdot\text{OH}$) no se ha podido aislar, y sólo se conoce en sus sales los cianatos. En cambio el ácido isociánico o carbimida ($\text{O}=\text{C}=\text{NH}$) se presenta como líquido incoloro, soluble en el agua, de sabor fuertemente ácido y olor picante parecido al del ácido acético. En solución acuosa, por encima de 0° se descompone dando CO_2 y NH_3 . Se obtiene destilando en seco el ácido isocianúrico ($[\text{OCNH}]_3$).

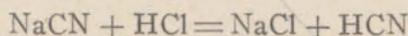
El ácido sulfociánico o sulfocianhídrico (HCNS) es un líquido muy ácido, de color amarillo, que se descompone con facilidad, y se solidifica en una masa amarilla. Con las sales férricas da coloración rojosanguínea. Se obtiene destilando una disolución concentrada de KCNS con H_2SO_4 .

435. Cianamida: $\text{N}\equiv\text{C}-\text{NH}_2$. — Teóricamente procede de reemplazar uno de los H del amoníaco por el radical CN. Se presenta en pequeños cristales blancos, delicuescentes, fusibles a 40° y muy solubles en el agua, alcohol y éter. Es muy interesante por la facilidad con que se combina con la mayoría de las funciones químicas; reacciona asimismo con los metales, dando cianamidas, como la de calcio (CN_2Ca), muy usada como abono nitrogenado.

436. Generalidades sobre los cianuros. — *Cianuros* son los cuerpos procedentes de la unión del radical CN con los metales o radicales minerales positivos. Se clasifican en cianuros simples, cianuros complejos y cianuros derivados.

CIANUROS SIMPLES. — Son aquellos en los que sus componentes, CN y metal, presentan de suyo las reacciones características de ambos. Se parecen a las sales haloideas, y como éstas se nombran con la terminación *uro*; por ejemplo, cianuro cúprico ($\text{Cu}[\text{CN}]_2$).

Son sólidos, solubles en el agua los alcalinos, alcalinotérreos y el mercuríco. Los cianuros de los metales pesados se disuelven en soluciones de cianuros alcalinos, formando cianuros dobles, como los alumbres, con las reacciones propias de los dos metales. Con los ácidos, aun débiles, como el carbónico, desprenden HCN:



CIANUROS COMPLEJOS. — Son ciertos cianuros dobles, en los que el metal pesado se halla como disimulado, sin dar las reacciones propias de sus iones. Los más interesantes son los ferrocianuros, $\text{Fe}(\text{CN})_6^{\dots}$, en los que el Fe funciona como divalente, y los ferricianuros, $\text{Fe}(\text{CN})_6^{\dots}$, en los que el Fe funciona como trivalente.

Los *ferrocianuros* se consideran derivados del ácido ferrocianhídrico, $\text{H}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$: son amarillos y no venenosos. Los *ferricianuros* proceden del ácido ferricianhídrico, $\text{H}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$: son de color rojo y oxidantes en solución alcalina, por su tendencia a pasar a ferrocianuros.

CIANUROS DERIVADOS. — Son aquellos en los que el radical CN se halla unido a algún otro elemento o radical negativo. Los más interesantes son los cianatos, fulminatos, sulfocianuros y nitroprusiatos.

Cianatos son las sales derivadas del ácido ciánico, $\text{O}=\text{C}=\text{N}-\text{H}$: son delicuescentes, y con la humedad se transforman en carbonato amónico y carbonato del metal.

Fulminatos son las sales derivadas del ácido fulmínico, isómero del ciánico, $\text{C}=\text{N}-\text{OH}$, en el que el C funciona como divalente. Son muy explosivos, y los de Ag y Hg se emplean, mezclados con KNO_3 , para las cápsulas de fulminante (*pistón*) en las armas de fuego.

Sulfocianuros o *sulfocianatos* son las sales derivadas del ácido sulfocianhídrico o sulfociánico, HCNS . Son notables el potásico (KCNS), porque da con las sales férricas precipitado rojosanguíneo, y el mercurio ($\text{Hg}[\text{CNS}]_2$), por la propiedad de hincharse mucho al arder (*serpientes de Faraón*).

Nitroprusiatos son las sales derivadas del ácido nitroprúsico o nitroferrocianhídrico, $\text{H}_2\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}$. Son rojos, siendo el más notable el de potasio, que con los sulfuros da coloración rojoviolácea.

437. Cianuro potásico: KCN. — No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 651.

Solub. a 15° : 122 gr.

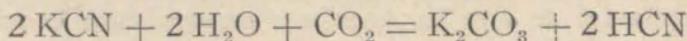
Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : al rojo.

Dens. : 1,52.

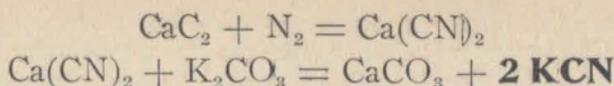
Sist. crist. : regular.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, blanco, que cristaliza en cubos anhidros de olor a almendras amargas. Es delicuescente, y al aire húmedo con el CO_2 desprende HCN:



Por el calor, en presencia del O y de oxidantes, se transforma en cianato (KCNO), por lo cual es reductor. Es un veneno violentísimo.

OBTENCIÓN. — Se obtiene calentando el carburo de calcio en presencia del N del aire, y el producto formado se trata luego por K_2CO_3 :



APLICACIONES. — En los laboratorios se emplea como reductor; en la preparación de los baños para el dorado y platingo galvánicos, y para la extracción del oro.

438. Ferrocianuro potásico: $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$.

— Se llama comúnmente *prusiato amarillo*. No se encuentra en la Naturaleza.

Peso mol. : 368,24.

Solub. a 20° : 25 gr.

Sist. crist. : cuadrático.

Est. fis. : sól. amarillo.

Fus. ac. : +60°.

Dens. : 1,86.

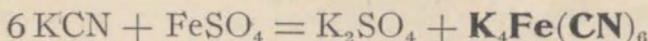
Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES. — Se presenta en grandes cristales, estables al aire, de color amarillo de limón; deshidratado es blanco. Es bastante soluble en el agua, pero no en el alcohol. No es venenoso.

Con el H_2SO_4 diluido desprende HCN, y con el concentrado, CO. Por el calor se descompone y da KCN. Con las sales cúpricas da precipitado pardorrojizo de ferrocianuro cúprico; con las sales ferrosas da precipitado blanco de ferrocianuro ferroso, que pronto azulea por convertirse en ferrocianuro férrico; con las sales férricas da el *azul de Prusia*.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Calcinando en vasos cerrados materias orgánicas nitrogenadas (sangre, huesos, etc.) con Fe y K_2CO_3 .

2.º Tratando el KCN por el FeSO_4 :



APLICACIONES. — En los laboratorios se usa como reactivo; sirve también para la obtención del *azul de Prusia*, y en medicina como febrífugo.

439. Ferricianuro potásico: $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$. — Se llama comúnmente *prusiato rojo*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 329,14.

Solub. a 20° : 43 gr.

Est. fis. : sól. rojo.

Fus. : se descompone.

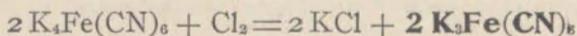
Dens. : 1,81.

Sist. crist. : rómbico.

PROPIEDADES. — Se presenta en grandes cristales de color rojo rubí, solubles en el agua. Esta solución se altera con el tiempo, pues el ferricianuro se descompone en ferrocianuro potásico, ácido cianhídrico y un compuesto azul insoluble. Es algo tóxico.

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluidos producen ácido ferricianhídrico. Calentado en solución alcalina, se transforma en ferrocianuro y desprende O. Con las sales ferrosas da precipitado azul intenso de ferricianuro ferroso, llamado *azul de Turnbull*.

OBTENCIÓN.— Se obtiene tratando las soluciones de ferrocianuro potásico por Cl:



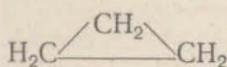
APLICACIONES.— En los laboratorios se usa como reactivo y como agente de oxidación; en la industria, para preparar el *azul de Turnbull*.

CAPÍTULO XLVIII

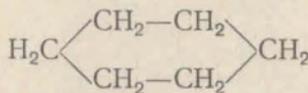
COMBINACIONES ALICÍCLICAS

440. Generalidades sobre las combinaciones alicíclicas. — *Combinaciones alicíclicas* son los compuestos de carbonos cíclicos, pero que se hallan unidos entre sí, por enlaces sencillos, o a lo más por uno o dos enlaces dobles. Los C de los anillos pueden admitir algunas de las funciones de la serie grasa, como alcohol, aldehído y cetona, pero en cadenas laterales. Los grupos principales son tres: hidrocarburos ciclanos, terpenos y alcanfores.

Los *hidrocarburos ciclanos* tienen por fórmula general C_nH_{2n} ; sus carbonos todos se hallan unidos por enlaces sencillos. Se nombran terminando en *meteno* el nombre griego que indica el número de C cíclicos: así se dice trimeteno, pentameteno, exameteno, etc. El más sencillo es el *trimeteno* (C_3H_6). Abunda en los petróleos del Cáucaso el *exameteno*, llamado también *exametileno* o *ciclohexano*, líquido incoloro, de olor a petróleo:



Trimeteno



Exameteno

Los *terpenos* son hidrocarburos alicíclicos, de fórmula general $(C_{10}H_{16})_n$, líquidos todos ellos, volátiles y de olor agradable. Constituyen la base de la inmensa mayoría de las esencias vegetales. Tienen tendencia a polimerizarse, y entonces son sólidos y elásticos, constituyendo el caucho y la gutapercha.

Los *alcanfores* son terpenos con la función alcohol o cetona, sólidos aromáticos todos ellos. Los más importantes son el *mentol* o alcanfor de la menta ($C_{10}H_{18} \cdot OH$) y el alcanfor ordinario ($C_{10}H_{16} \cdot OH$).

441. Pineno: $C_{10}H_{16}$. — Forma el componente principal de la *esencia de trementina* o *aguarrás* y de la *esencia de enebro*.

Peso mol. : 136.

Est. fis. : líq. incoloro.

Dens. : 0,859.

solub. : poco soluble.

Ebull. : +155°.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, muy móvil, de olor particular, poco soluble en el agua, y buen disolvente del azufre, fósforo,

caucho, grasas, esencias y resinas. Absorbe el O resinificándose, por transformarse en $C_{10}H_{16}O$. El HNO_3 fumante lo ataca violentamente inflamándolo.

OBTENCIÓN. — Se parte de los jugos resinosos o trementinas de las coníferas, como pinos y abetos, que se destilan con vapor de agua. La parte líquida es la *esencia de trementina*, llamada *pineno* o *aguarrás*, que luego se rectifica destilándola con cal viva; la parte sólida constituye la *colofonia* o *pez griega*.

APLICACIONES. — Se usa en la preparación de lacas y barnices; para diluir los colores al óleo, y para preparar el alcanfor artificial.

442. Caucho: ($C_{10}H_{16}$)_x. — Se llama también goma elástica, y se halla en el látex o jugo de muchas euforbiáceas, sobre todo del género *Ficus*.

Peso mol. : (136) x.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : +120°.

Dens. : 0'92.
Sist. crist. : amorfo.

PROPIEDADES. — Se presenta en masas sólidas, elásticas, que a 0° pierden su elasticidad y a +30° empiezan a ser viscosas. Es insoluble en el agua y en el alcohol; pero soluble en el éter, benceno, cloroformo,

sulfuro de carbono, petróleo y esencia de trementina. Su combinación con el S modifica sus propiedades, aumentando la elasticidad y dureza, hasta resistir temperaturas de +100° sin pasar al estado viscoso. Esta operación se llama *vulcanización* y se logra introduciendo las piezas de caucho ya moldeadas en sulfuro de carbono con cloruro de azufre (S_2Cl_2). Si la cantidad de S introducido es muy grande (hasta 30 por 100), el caucho se vuelve duro, y entonces se llama *ebonita*.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Partiendo del látex de los árboles del caucho, del que se elimina el agua por evaporación (fig. 191).

2.º Artificialmente, partiendo del isopreno (C_5H_8), que se polimeriza mediante el ácido acético a 100°.

APLICACIONES. — Son numerosísimas, sobre todo para neumáticos de automóviles y para multitud de objetos moldeados.



Fig. 191. — Incisiones en los árboles del caucho.

443: Gutapercha. — Es análoga al caucho, pues consta de un hidrocarburo de idéntica fórmula a la de éste, y además de dos resinas, la una blanca, llamada *albamo* y la otra amarilla, llamada *flavilo*, en la proporción de 16 y 6 por 100 respectivamente. Admite la vulca-

nización; pero, con menor proporción de S, pues llega más pronto a endurecerse convirtiéndose en ebonita.

Se obtiene del látex desecado de árboles pertenecientes a las saponáceas (*Isonandra gutta*) y cultivadas en Indochina, Borneo y Sumatra. Sirve para usos parecidos a los del caucho.

444. Alcanfor: C₁₀H₁₆O. — Es la cetona del *borneol* (C₁₀H₁₇OH), y se llama también *alcanfor ordinario* o *alcanfor del Japón*, para distinguirlo del borneol o alcanfor de Borneo. Se halla en varias lauráceas de China y Japón, sobre todo en el *Laurus camphora*.

Peso mol. : 152.

Solub. a 20° : 0,08 gr.

Sist. crist. : hexagonal.

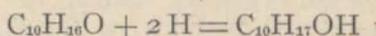
Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : +175°.

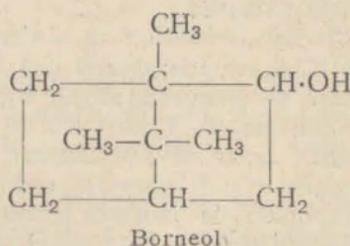
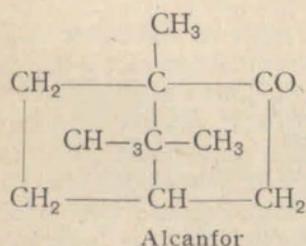
Dens. : 0'986.

Ebull. : 204°

PROPIEDADES. — Se presenta en masas blancas, granudocristalinas, de olor particular, penetrante, y sabor algo amargo. Es poco soluble en el agua, pero muy soluble en el alcohol, éter y demás disolventes orgánicos. Se volatiliza con rapidez a la temperatura ordinaria, por lo cual es menester guardarlo tapado. Por reducción con el H se convierte en borneol :

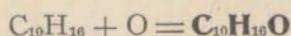
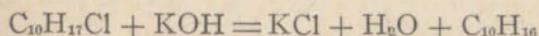


Las fórmulas de constitución del alcanfor ordinario y del borneol son:



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Extrayéndolo de la madera del árbol del alcanfor, que se trata por vapor de agua, y el producto recogido se purifica sublimándolo en presencia de cal viva y carbón.

2.º Artificialmente, partiendo del pipeno, que se trata por HCl gaseoso, del cual resulta cloruro de bornilo (C₁₀H₁₇·Cl); saponificando éste con KOH resulta canfeno, y por oxidación con CrO₃, alcanfor :



APLICACIONES. — En la economía doméstica sirve como insecticida; en medicina, como sedativo, y en la industria, para obtener celuloide y pólvoras sin humo.

445. Esencias. — Son productos de consistencia oleosa, olorosos, volátiles sin descomponerse y, por lo común, líquidos a la temperatura ordinaria. Se hallan, sobre todo, en los vegetales, unas veces

en las flores, como las esencias de rosa y violeta; otras veces en la corteza de los troncos, como la esencia de canela, o en la corteza de los frutos, como las esencias de naranja y limón; o también en los mismos frutos, como la esencia de anís.

PROPIEDADES.— Suelen ser incoloras, si bien con el tiempo pasan a color pardo o amarillento, poco solubles en el agua, aun cuando ésta, agitada con las esencias, adquiere su olor y sabor. Casi nunca son especies químicas, sino mezclas de combinaciones volátiles olorosas, de naturaleza muchas veces desconocida. Recién obtenidas son de reacción neutra, pero con el tiempo la adquieren ácida, se vuelven viscosas, se oscurecen y acaban por solidificarse: este fenómeno se llama *resinificación de las esencias*.

Las esencias se clasifican en naturales, artificiales y en perfumes, que son productos a base de esencias.

OBTENCIÓN.— 1.º Las *esencias naturales* se obtienen: a) Por destilación con vapor directo o en el vacío; b) por absorción en frío, dentro de cajas untadas interiormente de grasa; c) por disolución en disolventes apropiados, como éter de petróleo, sulfuro de carbono, etc.; d) por presión y destilación de los líquidos obtenidos.

2.º Las *esencias artificiales* se obtienen introduciendo ciertos residuos alcohólicos en las moléculas de los componentes de las esencias: así se consigue la esencia de vainilla, de canela, de heliotropina, el borneol, el mentol y la ionona, base de la esencia de violeta; si bien, estas esencias sintéticas no suelen tener la misma finura de olor que las esencias naturales.

3.º Los *perfumes* se obtienen: a) Si se trata de *extractos* o *tinturas olorosas*, mezclando ciertos productos olorosos con alcohol; b) si se trata de *perfumes secos*, añadiendo a ciertos polvos o papeles materias olorosas; c) si se trata de *jabones perfumados*, añadiendo esencias al jabón, antes de solidificarse o bien en estado pulverulento, antes de prensarlo, con lo que se producen jabones opacos; mientras que para la obtención de jabones transparentes, se disuelve jabón con esencia en alcohol o glicerina; d) si se trata de *pomadas olorosas*, mezclando ciertas grasas sólidas o aceites con productos olorosos.

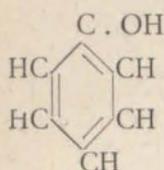
APLICACIONES.— Son muchas, sobre todo en el ramo de perfumería, y para la confección de licores y dulces.

CAPÍTULO XLIX

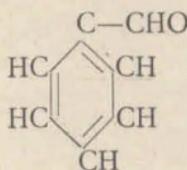
HIDROCARBUROS BENCÉNICOS

446. Generalidades sobre los hidrocarburos bencénicos. — *Hidrocarburos bencénicos* son aquellos que contienen uno o más anillos bencénicos o de Kekulé.

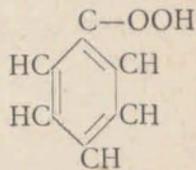
DERIVACIÓN. — Los C que forman el anillo bencénico son terciarios; de aquí que directamente sólo pueden tener la función alcohol terciario, llamada aquí *fenol*; las funciones alcohol primario y secundario, aldehído, cetona y ácido deben estar en cadenas laterales:



Acido fénico



Aldehído benzoico

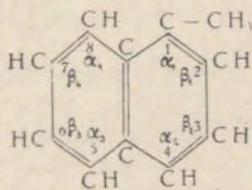


Acido benzoico

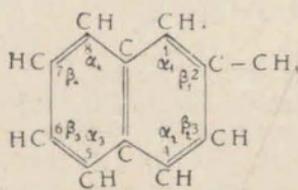
Sistemas bencénicos condensados son los que resultan de la unión de dos o más anillos bencénicos, con desaparición de algún lado del hexágono. Los más interesantes son el *nafteno* ($C_{10}H_8$) con dos anillos, y el *antraceno* ($C_{14}H_{10}$) con tres anillos.

El benceno, por sustracción de un H, forma el radical *fenilo* (C_6H_5); así como el nafteno forma el radical *naftilo* ($C_{10}H_7$). Estos radicales pueden substituir al H de la serie alifática, como en el *trifenilmetano* ($CH[C_6H_5]_3$).

ISOMERÍA. — La substitución de un solo H por un radical monovalente en el anillo bencénico, es indiferente hacerla en cualquier C. No sucede lo mismo con los derivados monosubstituidos del nafteno y antraceno. Los C de los ápices en el nafteno, designados con α , dan derivados monosubstituidos, isómeros de los derivados que radican en los C laterales, llamados β .

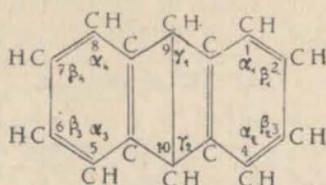


Metilnafteno

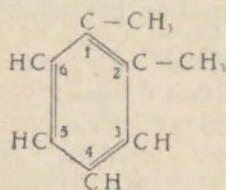


Metilnafteno

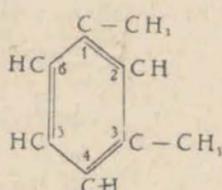
El antraceno da tres derivados monosustituídos, según que la sustitución tenga lugar en los carbonos *alfa*, *beta* y *gamma*:



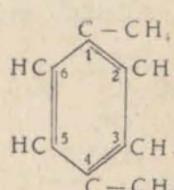
Tratando de derivados bisustituídos, el benceno da tres derivados isómeros, según que las sustituciones tengan lugar en los carbonos 1 y 2 (= 1 y 6), posición *orto*, o en 1 y 3 (= 1 y 5), posición *meta*, o en 1 y 4, posición *para*:



Ortodimetilbenceno



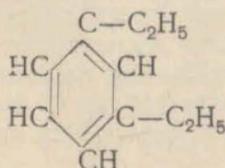
Metadimetilbenceno



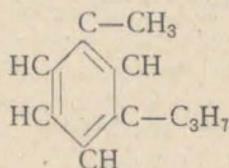
Paradimetilbenceno

El nafteno da más de tres derivados bisustituídos, y el antraceno muchos más, debiendo indicarse en cada caso los C en que han tenido lugar los enlaces laterales.

Los isómeros, hasta ahora enumerados, son de posición; pero, además, puede haber isómeros de compensación, por la presencia de distintos grupos, que se compensan y dan fórmulas condensadas iguales. Por ejemplo, el de la fórmula $C_{10}H_{14}$:



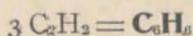
Metadietilbenceno



Metametilpropilbenceno

PROPIEDADES.—El anillo bencénico presenta propiedades especiales, distintas de las de los hidrocarburos de la serie grasa: 1.^a El Cl da con el benceno derivados clorados, que tratados por KOH no pierden el Cl; 2.^a, el HNO_3 da productos de sustitución nitrados; 3.^a, con el H_2SO_4 se forman unos ácidos especiales, llamados sulfónicos; 4.^a, ofrece gran resistencia a los agentes oxidantes.

OBTENCIÓN. — 1.º El anillo bencénico resulta teóricamente de la condensación o síntesis del acetileno, como así lo obtuvo Berthelot, calentando el acetileno dentro de un tubo:



2.º Un buen número de los hidrocarburos bencénicos resultan de la destilación seca de la hulla.

447. Benceno: C_6H_6 . — Se llama también *benzol* o *bencina*. No se encuentra en la Naturaleza.

Peso mol. : 78.

Solub. a 20º : 0,08 cm³.

Sist. crist. : rómbico,

Est. fis. : líq. incoloro.

Fus. : +5,5º.

Dens. : 0,878.

Ebull. : 80º.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, muy móvil, de olor agradable cuando puro, casi insoluble en el agua, pero soluble

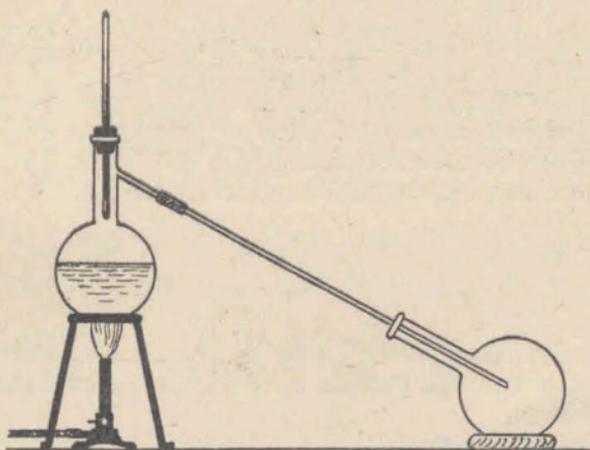
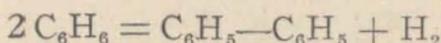


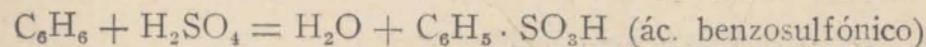
Fig. 192. — Aparato para destilar el nitrobenzénico

en el alcohol y éter. Es muy buen disolvente del I, S, P y de muchas sustancias orgánicas.

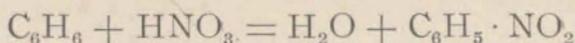
Calentado da difenilo e H:



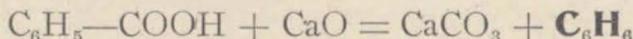
Con el H_2SO_4 da un derivado sulfonado, o sea, con el radical sulfónico (HSO_3):



Con el HNO_3 da nitrobenzono (1), líquido muy importante en orgánica (fig. 192):



OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Calentando ácido benzoico con cal:



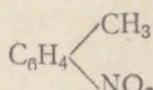
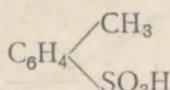
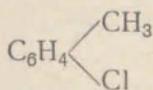
2.º Del alquitrán de hulla, recogiendo los productos que destilan entre 80 y 83º.

APLICACIONES. — Se emplea como disolvente y combustible, y sobre todo para la obtención del nitrobenzono y de la anilina, base principal de los colorantes orgánicos.

448. Derivados del benzono. — Son muchos, entre los que descuellan el tolueno, los xilenos, el difenilo, el difenilmetano, el trifenilmetano y el cimeno.

TOLUENO: $\text{C}_6\text{H}_5\text{—CH}_3$. — Es el *metilbenzono*. Su nombre alude al *bálsamo de Tolú*, de cuya destilación resulta.

Es un líquido incoloro, insoluble en el agua, aromático, parecido al benzono. Es inflamable; por oxidación se transforma en benzenometilal ($\text{C}_6\text{H}_5\text{—CHO}$) y benzenometiloico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{—COOH}$). El Cl , H_2SO_4 y HNO_3 dan cada uno tres derivados monosustituídos, orto, meta y para:



Se obtiene del alquitrán de hulla, recogiendo los productos que destilan entre 109 y 113º; se purifica convirtiéndolo en sal sódica de algún derivado sulfónico.

Sirve para obtener el aldehído y el ácido benzoico, y para las tres aminas, llamadas *toluidinas* ($\text{CH}_3\text{—C}_6\text{H}_4\text{—NH}_2$).

XILENOS: $\text{C}_6\text{H}_4(\text{CH}_3)_2$. — Son el dimetilbenzono en sus tres formas, orto, meta y para. Se forman en la destilación seca de la hulla.

Son líquidos incoloros, parecidos al tolueno y benzono; por oxidación dan tres isómeros carboxílicos, orto, meta y para ($\text{C}_6\text{H}_4[\text{COOH}]_2$).

Se obtienen del alquitrán de hulla, recogiendo los productos que destilan a 140º. Se purifican por sus derivados sulfónicos.

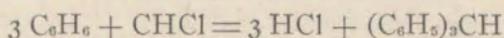
Sirven para preparar materias colorantes.

DIFENILO: $\text{C}_6\text{H}_5\text{—C}_6\text{H}_5$. — Es un cuerpo sólido, cristalino, en forma de laminillas. Produce muchos derivados mono y dihalogenados, sulfonados y nitrados. Se encuentra en el alquitrán de hulla, donde se ha formado sin duda por deshidrogenación del benzono.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 250.

DIFENILMETANO: $(C_6H_5)_2CH_2$. — Es un cuerpo sólido, que cristaliza en agujas prismáticas, largas: huele a naranja; es soluble en el alcohol y éter. Reacciona fácilmente con el Br. Se obtiene por deshidratación del bencenometilol $(C_6H_5-CH_2OH)$, mediante el H_2SO_4 en el seno del benceno.

TRIFENILMETANO: $(C_6H_5)_3CH$. — Es un cuerpo sólido, que cristaliza en prismas incoloros. Es insoluble en el agua, poco soluble en el alcohol frío, pero bastante en caliente, así como es soluble en el éter y benceno. Se obtiene tratando el cloroformo por el benceno:



Es un cuerpo de gran interés industrial, porque de él se hacen derivar materias colorantes importantísimas. Tales son la *aurina* $(C_{19}H_{14}O_3)$, que se presenta en cristales rojos oscuros, solubles en alcohol, al que tiñen de color rojo amarillo; la *fenoltaleína* $(C_{20}H_{14}O_4)$, que se presenta en polvo blanco insoluble en el agua y soluble en alcohol, que se tiñe de rojo con las bases; la *fluoresceína* $(C_{20}H_{12}O_5)$, que se presenta como polvo amarillo, insoluble en el agua, pero soluble en el alcohol y en las bases, con coloración roja por transparencia y verde por reflexión; la *eosina* $(C_{20}H_8O_5Br_4)$, polvo rojo, insoluble en el agua, pero soluble en el alcohol con coloración roja (1).

CIMENO: $CH_3-C_6H_4-CH(CH_3)_2$. — Es el *metil-isopropil-1.4 benceno*. Se presenta como líquido incoloro, de olor agradable, que hierve a 175° y forma parte de varias esencias, como la del tomillo. Se obtiene deshidratando el alcanfor mediante el P_2O_5 .

449. Nafteno: $C_{10}H_8$. — Se llama también *naftaleno* y *naftalina*. Se encuentra en algunos petróleos.

Peso mol. : 128

Solub. a 25° : 0,003 gr.

Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : $+80^\circ$.

Dens. : 1,145.

Ebull. : 218° .

PROPIEDADES. — Se presenta en masas blancas, brillantes, fácilmente fusibles y sublimables. Arde con llama brillante y fuliginosa. Es muy poco soluble en el agua; pero soluble en el alcohol, éter y cloroformo. Da dos derivados monosustituídos, α y β ; con el HNO_3 da derivados nitrados.

OBTENCIÓN. — Se obtiene del alquitrán de hulla, recogiendo los productos que destilan entre 180° y 220° . Se purifica mediante varias destilaciones en corriente de vapor de agua.

APLICACIONES. — Se emplea como desinfectante en forma de bolas; en medicina, contra las bronquitis crónicas, y, sobre todo, en la fabricación de materias colorantes.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 256.

450. Antraceno: $C_{14}H_{10}$. — Se forma en la destilación seca de la hulla.

Peso mol. : 178.

Solub. : insoluble.

Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : +218°.

Dens. : 1,147.

Ebull. : 342°.

PROPIEDADES. — Se presenta en cristales incoloros, con fluorescencia azul, casi insolubles en el agua, alcohol y éter; pero solubles en el benceno. Con el HNO_3 no da derivados nitrados, sino antraquinona ($C_{14}H_8O_2$). Los derivados monosustituídos son de tres clases.

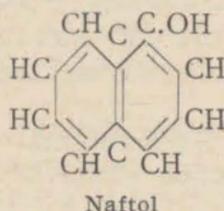
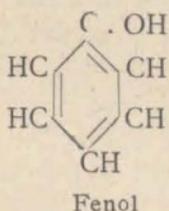
OBTENCIÓN. — Se obtiene del alquitrán de hulla, recogiendo los productos que destilan entre 240° y 310°. Se purifica con bencina de petróleo, y por sublimación en corriente de vapor de agua.

APLICACIONES. — Se usa, sobre todo, como materia prima en la fabricación de colorantes orgánicos.

CAPÍTULO L

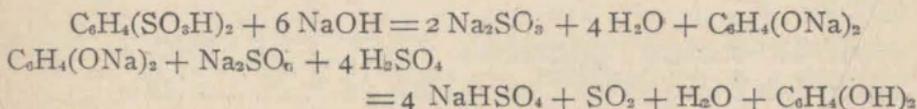
COMBINACIONES BENCÉNICAS OXIGENADAS

451. Generalidades sobre los fenoles.— Se llaman *fenoles* los cuerpos resultantes de la substitución de alguno de los H del grupo bencénico por OH; así, del benceno resulta el *fenol*, C_6H_5OH , y del nafteno el *naftol*, $C_{10}H_7OH$:



PROPIEDADES.— La función fenol se parece a la función alcohol, y así con los ácidos forma ésteres; con todo, obran también como ácidos en presencia de los álcalis, originando sales, los *fenatos*, estables y solubles en el agua, pero descomponibles por los ácidos. Los H del grupo bencénico, que no llevan la función fenol, pueden ser substituídos por radicales alcohólicos, o por los grupos NO_2 y HSO_3 constituyendo cuerpos de función mixta: tales son los cresoles (orto, meta y para), $CH_3 \cdot C_6H_4 \cdot OH$, y el trinitrofenol, $(NO_2)_3C_6H_2 \cdot OH$.

OBTENCIÓN.— Se obtienen sometiendo los ácidos sulfónicos del benceno o naftaleno a la fusión alcalina, resultando la sal sódica, que, tratada por un ácido, deja libre al fenol:



452. Fenol: $C_6H_5 \cdot OH$.— Se llama comúnmente *ácido fénico* o *benzofenol*. Se forma en la destilación seca de la hulla.

Peso mol. : 94.
Solub. a 20° : 7,3 gr.

Est. fis. : sól. incoloro.
Fus. : $+41^\circ$.

Dens. : 1,068.
Ebull. : $+183^\circ$.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, incoloro, de olor desagradable, fácilmente liquidable por el calor. En contacto del aire absorbe O, tomando coloración parda; también absorbe la humedad y se derrite. Es algo soluble en el agua, y mucho en el alcohol y éter. Es de sabor cáustico, pero su solución es neutra al tornasol. Cauteriza la piel, pues coagula la albúmina, produciendo una mancha blanca.

El Cl substituye a uno de los H del radical fenilo (C_6H_5) dando clorofenol ($Cl \cdot C_6H_4 \cdot OH$); el H_2SO_4 da ácido fenol-sulfónico ($HSO_3 \cdot C_6H_4 \cdot OH$), y el HNO_3 da derivados nitrados, como el nitrofenol ($NO_2 \cdot C_6H_4 \cdot OH$). El fenol con las bases da *fenatos*.

OBTENCIÓN. — Se obtiene recogiendo los productos del alquitrán de hulla, que destilan entre 160 y 200º; se tratan primero por KOH, y después por HCl.

APLICACIONES. — Se usa en medicina como antiséptico; en la industria, para la obtención del ácido pícrico, del ácido salicílico y de materias colorantes.

453. Polifenoles. — Son los fenoles que poseen dos o tres veces la función fenol, llamándose respectivamente *fenodioles* y *fenotrioles*.

Los *fenodioles* más importantes son: la *pirocatequina* u ortofenodiol, muy empleada como reductor; la *resorcina* o metafenodiol, de gran importancia en la fabricación de materias colorantes, y la *hidroquinona* o parafenodiol, de excelentes cualidades reductoras, que lo hacen uno de los mejores reveladores en fotografía: todos ellos son sólidos, blancos, y de fórmula $C_6H_3(OH)_2$.

Entre los *fenotrioles* figura como más importante el *pirogalol* o ácido pirogálico ($C_6H_3[OH]_3$) o fenotriol-1.2.3, que cristaliza en agujas blancas y sirve como revelador en fotografía. Fenotriol es también, aunque de función mixta, el *ácido gálico* ($COOH \cdot C_6H_2[OH]_3$), que es el fenotriol-3.4.5-metiloico-1, el cual se presenta en cristales blancos, de aspecto sedoso, de mucho empleo en la industria de los tintes.

454. Ácido pícrico: $(NO_2)_3C_6H_2 \cdot OH$. — Es el *trinitrofenol*. No se encuentra libre en la Naturaleza.

Peso mol. : 229.

Solub. a 15º : 1,5 gr.

Est. fis. : sól. amarillo.

Fus. : +122,5º.

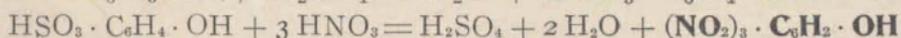
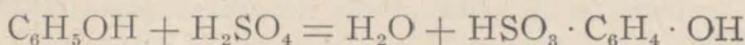
Dens. : 1,81.

Sist. crist. : rómbico.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, cristalino, amarillo, algo soluble en el agua y de sabor amargo. Se funde y volatiliza al calentarlo suavemente; pero detona con violencia al ca-

lentarlos bruscamente. Posee un poder colorante muy grande. Precipita la mayor parte de los alcaloides, aun en soluciones débiles; por lo cual sirve para reconocer alguno de ellos.

OBTECCIÓN. — Se obtiene tratando el fenol, primero por H_2SO_4 concentrado y después por HNO_3 (1):

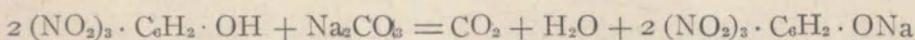


APLICACIONES. — Sirve en medicina como desinfectante y para calmar el dolor de las quemaduras; en la industria, para teñir de amarillo la seda o lana sin necesidad de mordente.

455. Picratos: $(NO_2)_3 \cdot C_6H_2 \cdot O'$. — Son las sales derivadas del ácido pícrico, por substitución del H de la función fenol por algún metal. También se llaman picratos las uniones de los hidrocarburos benecénicos con el ácido pícrico. No se encuentran libres en la Naturaleza.

PROPIEDADES. — Son sólidos, amarillos, cristalinos, que detonan con violencia por el calor, y también por el solo choque, cuando se hallan mezclados con $KClO_3$, y esto sin detonador, por lo cual se los ha de manejar con grandes precauciones.

OBTECCIÓN. — Se obtienen tratando el ácido pícrico por los carbonatos correspondientes:



APLICACIONES. — Sirven como explosivos, y, sobre todo, para la pólvora pícrica, que es una mezcla de picrato amónico y KNO_3 .

456. Naftoles: $C_{10}H_7 \cdot OH$. — Son los fenoles monosubstituídos del naftol: se conocen dos isómeros, α y β .

Peso mol. : 144.

Solub. a 20° : 0,11 gr.

Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. blancos.

Fus. : 94° y 122°.

Dens. : 1,1 y 1,2.

Ebull. : 278° y 285°.

PROPIEDADES. — El *alfa-naftol* es un cuerpo sólido, cristalino, blanco cuando puro, pero que pardea en contacto del aire. Es insoluble en el agua, pero soluble en el alcohol, éter y demás disolventes orgánicos. El *beta-naftol* se parece al *alfa*, pero su olor es diferente y su punto de fusión y de solidificación más elevado. Son, como los simples fenoles, ácidos débiles, solubles en los álcalis e insolubles en los carbonatos alcalinos.

OBTECCIÓN. — 1.º El *alfa-naftol* se obtiene tratando el *alfa-naftaleno-sulfónico* por el $NaOH$, y descomponiendo por el HCl el producto formado.

2.º El *beta-naftol* resulta de tratar el ácido *beta-naftaleno-sulfónico* por $NaOH$ primero y por el HCl después.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 251.

APLICACIONES.—El alfa-naftol sirve para obtener el dinitrofenol, o *amarillo de Martius*, que se emplea para colorear de amarillo las pastas alimenticias. El beta-naftol se utiliza en medicina como antiséptico.

457. Aldehido benzoico: C₆H₅—CHO.—Es el *bencenometilal*; se llama también *aldehido bencílico* y *esencia de almendras amargas*. Se encuentra en dichas almendras formando el glucósido llamado *amigdalina*.

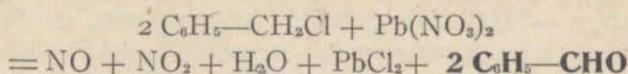
Peso mol. : 106.
Solub. a 15° : 0'35 cm³.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -13,5°.

Dens. : 1,05.
Ebull. : 180°.

PROPIEDADES.—Es un líquido amarillento, de aspecto oleaginoso y de fuerte olor a almendras amargas. Se disuelve algo en el agua, y en todas proporciones en el alcohol y éter. Los oxidantes y el mismo O del aire lo transforman en ácido benzoico. Por reducción con el H pasa primero a alcohol bencílico y finalmente a tolueno.

OBTENCIÓN.—Se obtiene oxidando el clorometilbenceno por el Pb(NO₃)₂:



APLICACIONES.—Se emplea en perfumería y para la obtención de colorantes orgánicos.

458. Benzoquinona: C₆H₄O₂.—Se llama también *quinona ordinaria*, y es una cetona aromática con dos grupos carbonilos (CO) en posición para, por lo cual se la llama *parafenodiona*.

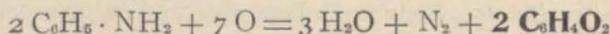
Peso mol. : 108.
Solub. : poco soluble.

Est. fis. : sól. amarillo.
Fus. : +115,7°.

Dens. : 1,3.
Ebull. : se sublima.

PROPIEDADES.—Es un cuerpo sólido, amarillo, volátil, reconocible por su olor fuerte e irritante. Los cuerpos reductores la transforman en hidroquinona (C₆H₄[OH]₂), así como ésta, con los oxidantes, pasa a quinona.

OBTENCIÓN.—Se obtiene tratando la anilina (C₆H₅·NH₂) por el CrO₃ resultante de la mezcla crómica (1):



APLICACIONES.—Sirve para la obtención de materias colorantes.

DERIVADOS DE LA BENZOQUINONA.—Son muchos, entre los que destacan la hidroquinona y la vanilina.

La *hidroquinona* (C₆H₄[OH]₂), llamada también *parafenodiol*, se presenta en cristales, incoloros, inodoros y de gran poder reductor: en solución acuosa se oxida fácilmente pasando a quinona. Se obtiene reduciendo la quinona en solución acuosa, mediante el SO₂. Se usa como revelador en fotografía.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 252.

La *vanillina* ($C_6H_3[CHO][O \cdot CH_3][OH]$), cuyo nombre científico es 3-metoxi-4-oxi-1-fenometilal, tiene la función fenol, la función aldehído y la función éter. Es sólida, cristalina, incolora, de aroma característico muy suave. Se extrae del fruto de la vainilla mediante el alcohol o éter. Se emplea en perfumería y repostería.

459. Ácido benzoico: C_6H_5-COOH . — Es el *benzenometiloico*. Se encuentra formando ésteres en el benjuí y en el bálsamo del Perú.

Peso mol. : 122.

Solub. a 20° : 0,29. gr.

Sist. crist. : monoclinico.

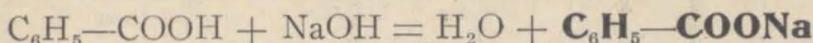
Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : 121,3°.

Dens. : 1,266.

Ebull. : 249°.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo blanco, poco soluble en el agua, fusible, volátil y cristizable por sublimación. Posee olor característico. El H naciente lo transforma en alcohol bencílico; la cal, por destilación seca, lo convierte en benceno, y las bases alcalinas dan con él benzoatos:



OBTENCIÓN. — Se obtiene hirviendo el benjuí con cal o NaOH, para formar benzoato; la sal formada se trata por HCl, y el producto resultante se purifica por destilación.

APLICACIONES. — En medicina se emplea bajo la forma de sales, y en la industria se utiliza para fabricar colores de anilina.

460. Ácido salicílico: $OH \cdot C_6H_4 \cdot COOH$. — Es el *ortofenometiloico*. En la Naturaleza forma salicilatos, como en la esencia de Wintergreen (*Gualteria procumbens*).

Peso mol. : 138.

Solub. a 20° : 0,48 gr.

Sist. crist. : monoclinico.

Est. fis. : sól. blanco.

Fus. : 156°.

Dens. : 1,483.

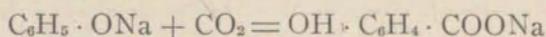
Ebull. : se sublima.

PROPIEDADES. — Es un cuerpo sólido, blanco, que cristaliza en agujas largas y finas; es poco soluble en el agua y mucho en el alcohol, éter y cloroformo. Sus disoluciones dan con $FeCl_3$ color violeta, que desaparece con HCl o con algún álcali. Tratado por anhídrido acético ($[CH_3-CO]_2O$), produce el éster ácido acetilsalicílico, llamado comúnmente *aspirina* ($C_6H_4 \cdot [O \cdot CO \cdot CH_3][COOH]$), que sirve para combatir la neuralgia. Con las bases da sales neutras y básicas, llamadas *salicilatos*. Uno de sus derivados es el trifenometiloico o *ácido gálico* ($[OH]_3 \cdot C_6H_2 \cdot COOH$) (1).

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando el fenato sódico por CO_2 a ele-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 254.

vada temperatura y fuerte presión; el salicilato formado se trata, luego, por H_2SO_4 (fig. 193):



APLICACIONES. — Sirve como antiséptico, para obtener salicilatos muy usados en medicina, y en perfumería para la síntesis de esencias artificiales.

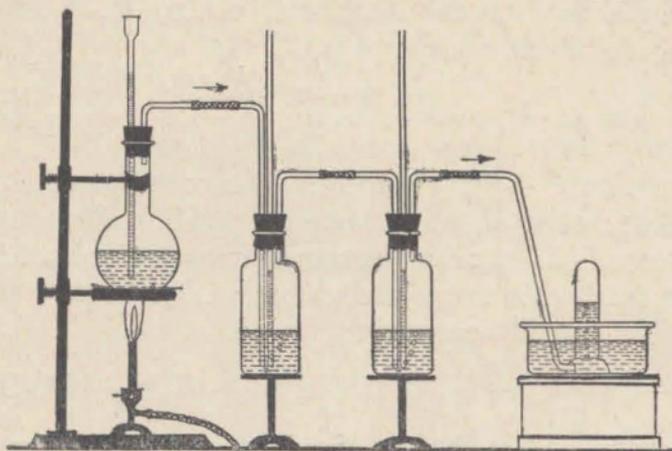


Fig. 193. — Aparato para la obtención del ácido salicílico (1)

461. Curtido de pieles. — *Curtido* es la preparación que se da a las pieles, una vez depiladas y descarnadas, para preservarlas de la

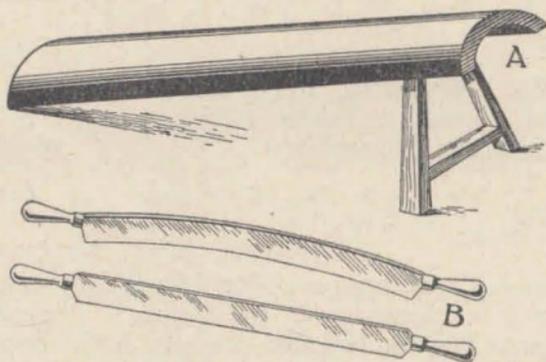


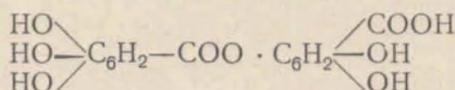
Fig. 194. — Banco y cuchillas para el descarnado de las pieles

putrefacción y comunicarles la debida consistencia: las pieles curtidas se llaman *cuero*.

De muy antiguo se practicaba el curtido mediante el *tanino* o ácido tánico, substancia de sabor áspero astringente, que se halla en las aga-

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 253.

llas del roble y en la corteza de muchos árboles, y que con los compuestos gelatígenos de la piel de los animales forma compuestos insolubles e imputrescibles. Químicamente el tanino ($C_{14}H_{10}O_9$) es el ester del ácido gálico:



Modernamente se han ideado otros sistemas, siendo los principales el curtido ordinario, al cromo, al alumbre y al aceite.

a) Para el *curtido ordinario* se preparan las pieles, depilándolas, descarnándolas y teniéndolas en agua; por fin, se hacen pasar por diversos baños taníferos. Este método suele ser muy lento (fig. 194).

b) Para el *curtido al cromo* se sumergen las pieles en solución de $K_2Cr_2O_7$ con HCl, o en solución básica de oxiclورو de cromo ($Cr_2[OH]_5Cl$) y NaCl.

c) Para el *curtido al alumbre* se introducen las pieles en solución de alumbre y $CrCl_3$.

d) Para el *curtido al aceite* se embadurnan con sustancias grasas (aceite, parafina, yema de huevos), se golpean y se elimina la grasa con NaOH. Sólo suele practicarse este sistema con pieles muy finas.

CAPÍTULO LI

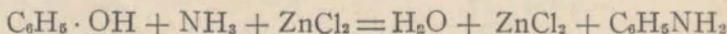
AMINAS BENCÉNICAS

462. Generalidades sobre las aminas bencénicas. — Se llaman *aminas bencénicas* los cuerpos resultantes de substituir alguno de los H del amoniaco por radicales bencénicos. Se llaman monoaminas, diaminas, triaminas, según el número de grupos NH_2 : por ejemplo, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, monoamina; $\text{C}_6\text{H}_4(\text{NH}_2)_2$, diamina; $\text{C}_6\text{H}_3(\text{NH}_2)_3$, triamina. Se denominan primarias, secundarias o terciarias, según el número de H substituídos en el NH_3 : por ejemplo, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, primaria; $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$, secundaria; $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{N}$, terciaria.

PROPIEDADES. — Son líquidos incoloros o sólidos, de olor particular, insolubles en el agua, pero que se dejan arrastrar por su vapor. Son bases débiles. Con los ácidos minerales forman sales cristalizables ($\text{C}_{10}\text{H}_7\text{NH}_2 \cdot \text{HCl}$, cloruro de naftilamina); con el H_2SO_4 concentrado dan compuestos aminosulfónicos ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \cdot \text{SO}_3\text{H}$, ácido aminobencenosulfónico).

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Reduciendo sus nitroderivados por el H naciente, obtenido por acción del HCl sobre el Fe o Zn.

2.º Calentando los fenoles con ZnCl_2 amoniacal:



463. Fenilamina: $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{NH}_2$. — Se llama comúnmente *anilina*. Se forma en la destilación seca de la hulla.

Peso mol. : 93.

Solub. a 25º : 3,6 cm³.

Est. fis. : liq. incoloro.

Fus. : -5,96º.

Dens. : 1,023.

Ebull. : +184º.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, de olor desagradable, insoluble en el agua y algo más denso que ésta. En contacto del aire pardea y se resinifica. Los cuerpos oxidantes, como el $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, producen con ella una hermosa coloración violeta. Oxidando una mezcla de anilina y toluidina ($\text{CH}_3 \cdot \text{C}_6\text{H}_4 \cdot \text{NH}_2$) mediante el ácido arsénico, resulta *rosanilina* ($\text{C}_{20}\text{H}_{21}\text{ON}_3$), cuerpo incoloro, que tratado por HCl da clo-

ruro de rosanilina ($C_{20}H_{20}N_3 \cdot Cl$), sólido verde, de reflejos nacarados, que en disolución es rojo, y se emplea para falsificar los vinos: se llama *fucsina* y se obtiene oxidando una

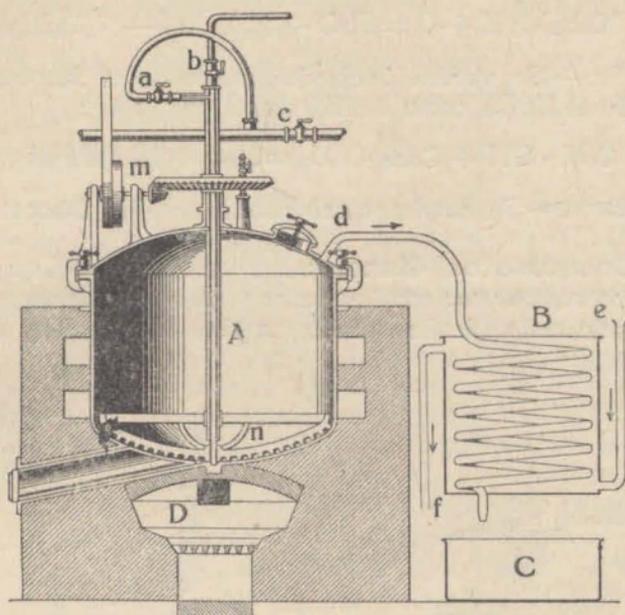
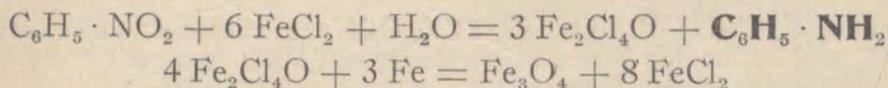


Fig. 195. — Fabricación de cloruro de rosanilina o fucsina

mezcla de anilina y toluidina por medio del ácido arsénico (figura 195).

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Reduciendo el nitrobencono por el $FeCl_2$, producido entre el Fe y HCl , operación en que se forma un compuesto ferrosuférico, intermedio (1):



2.º Tratando el alquitrán de hulla por un ácido y descomponiendo después con $NaOH$ la sal de anilina formada.

APLICACIONES. — Se emplea en grandes cantidades para la obtención de colorantes orgánicos, llamados *colores de anilina*.

464. Difenilamina: $(C_6H_5)_2NH$. — Es una amina secundaria. No se encuentra libre en la Naturaleza.

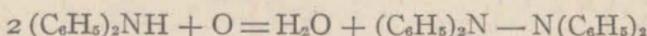
Peso mol. : 169.1.
Solub. : muy poco

Est. fis. : sól. blanco.
Fus. : +53°.

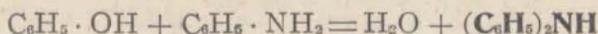
Dens. : 1.16.
Ebull. : 302°.

(1) Véase QUÍMICA PRÁCTICA, núm. 255.

PROPIEDADES.— Es un cuerpo sólido, blanco y aromático, que cristaliza en laminillas brillantes, poco solubles en el agua y bastante en el alcohol y éter. Es de basicidad débil. Con los oxidantes produce coloración azul intensa, por formación de sales de tetrafenilhidracina:



OBTENCIÓN.— Se obtiene haciendo reaccionar el fenol con la anilina, y usando el ZnCl_2 como deshidratante (fig. 196):



APLICACIONES.— Se emplea como reactivo en los laboratorios.

465. Compuestos diazoicos y azoicos.— Compuestos *diazoicos* o *diazocompuestos* son los cuerpos formados de un radical aromático, llamado *arilo* (fenilo, toluilo, naftilo), dos átomos de N y un

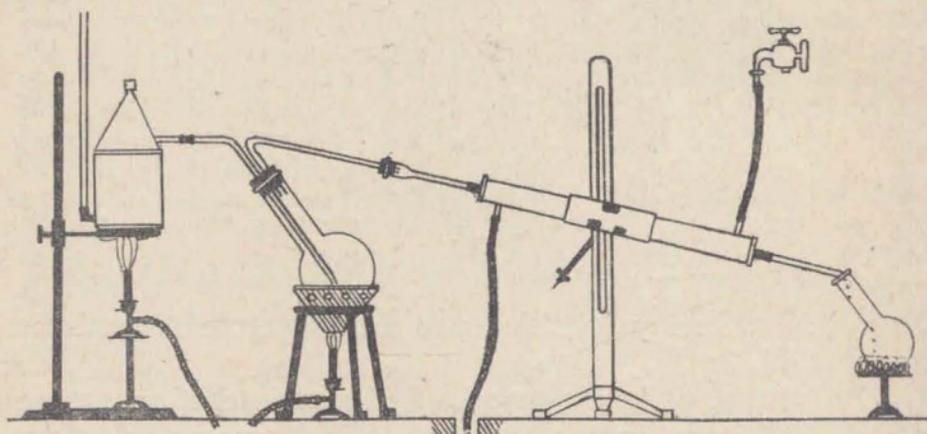
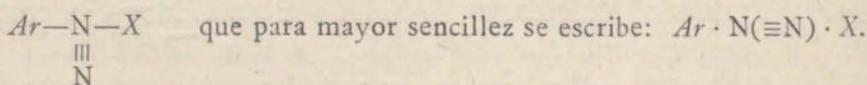


Fig. 196. — Aparato para la obtención de la fenilamina

residuo ácido (HSO_3 , NO_3 , HS , SCN , OCN , un halógeno), o bien OH , OK , etc. De los dos N uno es trivalente, unido sólo al segundo, que es pentavalente, en esta forma:



El grupo $-\text{N}(\equiv\text{N})-$ se llama *diazonio*, y así el compuesto $\text{C}_6\text{H}_5 \cdot \text{N}(\equiv\text{N}) \cdot \text{Cl}$ se llamará cloruro de fenildiazonio. Los cuerpos diazoicos son sólidos, incoloros, muy solubles en el agua, y poco en el alcohol y éter. Se obtienen tratando las aminas primarias aromáticas por el HNO_2 . Se emplean para producir diversas materias colorantes.

Compuestos azoicos o *azocompuestos* son los cuerpos formados de un radical aromático, dos nitrógenos y otro radical alifático o aromá-

tico. Difieren de los compuestos diazoicos en que el segundo radical es siempre orgánico, y en el modo de unión de los N, que aquí son ambos trivalentes. Su fórmula es: $Ar-N:N-R$. Se dividen en *simples*, cuando los dos radicales son aromáticos, y *mixtos*, cuando uno es aromático y el otro alifático. Se nombran interponiendo la palabra *azo* entre los hidrocarburos totales de que constan. Así se dice: benceno-azo-metano, $C_6H_5-N:N-CH_3$; benceno-azo-benceno, $C_6H_5-N:N-C_6H_5$; benceno-azo-tolueno, $C_6H_5-N:N-C_6H_4 \cdot CH_3$. Son sólidos, de colores variados: se obtienen reduciendo por el H los nitroderivados ($C_6H_5 \cdot NO_2$). Se emplean en tintorería.

466. Colorantes orgánicos.— Son las sustancias coloreadas, de naturaleza orgánica, capaces de fijarse en las fibras animales o vegetales, comunicándoles coloraciones más o menos estables.

COMPOSICIÓN.— El color depende de la presencia de ciertos grupos o radicales, llamados *cromóferos* ($N:N$, CO , etc.), en las moléculas de sustancias muy ricas en carbono, sobre todo del tipo benceno, nafteno y antraceno. Se conocen hasta 13 cromóferos. Se llaman *cromógenos* los cuerpos en cuyas moléculas existe algún cromófero, los cuales por reducción se vuelven incoloros, pero al oxidarse regeneran el color. Los cromógenos decolorados por reducción con el H se denominan *leuco-derivados* o *leucobases*. Los cromógenos suelen tener escaso poder colorante, sin la adición de ciertos grupos, llamados *auxóchromos*, los cuales unas veces son de carácter ácido (OH , H_2SO_3 , HCO_2) dando lugar a los colorantes ácidos o salinificables, y otras veces son de carácter básico (NH_2 , $NH \cdot R$, $N=R$) dando lugar a los colorantes básicos.

Gran parte de los colorantes orgánicos pertenecen al grupo de los cuerpos azoicos, casi todos ellos coloreados con colores vivos, insolubles en el agua, pero solubles en el alcohol y éter; en cambio, los compuestos diazoicos, suelen ser incoloros, muy solubles en el agua, y poco solubles en el alcohol y éter.

DIVISIÓN.— Los colorantes orgánicos, por su comportamiento en tintorería, se dividen en cinco grupos: 1.º *Colorantes básicos*, que tiñen en baño neutro las fibras animales sin mordentar, y las vegetales, previo mordentado; 2.º *Colorantes ácidos*, que tiñen las fibras animales en baño ácido; 3.º *Colorantes sobre mordiente*, que tiñen las fibras vegetales mordentadas con óxidos metálicos; 4.º *Colorantes substantivos*, que tiñen las fibras vegetales sin mordentar; 5.º *Colorantes insolubles, pigmentos* o *colorantes de cuba*, los cuales, reducidos a hidroderivados solubles, son absorbidos por las fibras vegetales y animales, y por oxidación ulterior se fijan en las mismas.

OBTENCIÓN DE COLORANTES.— Comprende la obtención de materias primas, de productos intermedios y de materias colorantes.

1.º Las *materias primas* se extraen del alquitrán de hulla, por destilación fraccionada, y son: benceno, tolueno, xilenos, cumeno ($C_6H_5 [CH_3]$), nafteno, antraceno y su isómero fenantreno, fenol, y cresol ($C_6H_4 \cdot OH \cdot CH_3$).

2.º Los *productos intermedios* se obtienen: a) por *sulfonación*, introduciendo el grupo H_2SO_3 mediante el H_2SO_4 fumante; b) por *fusión*

alcalina, reemplazando HSO_3 por OH mediante KOH; *c*) por *nitración*, reemplazando un H del grupo bencénico por NO_2 , mediante la mezcla nitrosulfúrica; *d*) por *reducción*, introduciendo H, o eliminando O, o haciendo las dos cosas a la vez para formar aminas (NH_2),

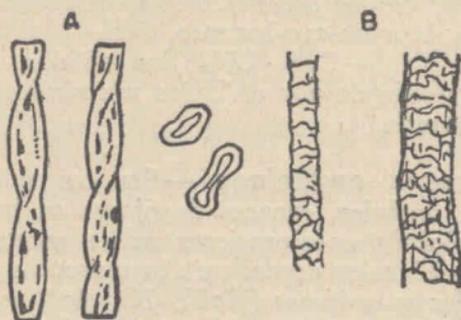


Fig. 197. — Diversas clases de fibra

hidroxilaminas ($\text{R}-\text{NH}\cdot\text{OH}$), cuerpos azoicos ($\text{R}-\text{N}:\text{N}-\text{R}$) o hidrazoicos ($\text{R}-\text{NH}:\text{NH}-\text{R}$), siendo los reductores Al, Zn, Fe o Sn en medio ácido, neutro o básico; *e*) por *alcoholización*, reemplazando por un radical alcohólico el H de los fenoles, de los ácidos orgánicos o de las aminas.

3.º Las *materias colorantes* se obtienen: *a*) por *diazoación*, mediante el HNO_2 sobre las aminas aromáticas; *b*) por *copulación* o combinación de un cuerpo diazoado con una amina o fenol.

467. Industrias tintóreas. — Comprenden el teñido, el estampado y el apresto.

TEÑIDO. — Es la operación de fijar en las fibras animales o vegetales una materia colorante, que no desaparezca después fácilmente por el lavado. No todos los colorantes tienen suficiente afinidad por las fibras, y por esto muchas veces es necesario provocar una combinación entre un cuerpo llamado *mordiente* y la materia coloreada, que produzca una substancia coloreada o *laca*, insoluble; esta operación se llama mordentado. Los colorantes pueden ser en sí solubles o insolubles; los solubles se dividen, por razón del mordentado, en *substantivos* o directos y *adjetivos*. Los mordientes pueden ser metálicos, como los óxidos de Al, Fe y Cr, y no metálicos, como el tanino. Los colorantes insolubles, como el índigo, los colorantes al azufre y el negro de anilina, exigen tratamientos especiales.

El teñido comprende el *blanqueo* con $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ o NaClO , SO_2 o H_2O_2 ; el *lavado* con jabón, el *mordentado*, la *tintura* en cubas de madera y la *deseccación* (fig. 197).

ESTAMPADO. — Es la operación que tiene por objeto teñir las telas, de determinados dibujos o con varios colores, dejando porciones de fibras blancas. Esto se logra imprimiendo el color amasado con espe-

santes (goma, dextrina), o tiñendo por igual la tela y decolorando ciertas partes con reactivos.

APRESTO. — Son las varias operaciones que se practican para dar a los productos manufacturados, como hilados, tejidos, papeles y cueros, ciertas propiedades o aspectos necesarios a los usos a que se destinan o para la buena presentación.

Tratándose de los tejidos, se emplean diversas substancias: *a)* para la *rigidez y dureza*, se emplean féculas, dextrina, gomas y cola; *b)* para la *blandura y brillo*, se usan sebo, estearina, parafina, cera o aceite; *c)* para conservar cierto grado de *humedad* sirven la glicerina, el cloruro magnésico y las sales amónicas; *d)* para dar *peso y obstruir los poros* se emplean el caolín, arcilla blanca o el sulfato de bario; *e)* para *impedir el desarrollo de hongos*, sirven el tanino, ácido oxálico, ácido bórico o sulfato de cinc.

CAPÍTULO LII

COMBINACIONES HETEROCÍCLICAS

468. Pirrol: C₄H₅N.— Se encuentra formando derivados en la clorofila de las plantas, en varios alcaloides y en la sangre.

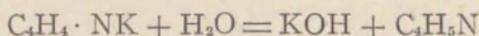
Peso mol. : 67.
Solub. : poco soluble.

Est. fis. : líq. incoloro.
Ebull. : + 130°.

Dens. : 0,967.

PROPIEDADES.— Es un líquido incoloro, que pardea al aire, de olor a cloroformo y sabor acre; poco soluble en el agua, y mucho en el alcohol y éter. El H naciente lo transforma primero en *pirrolina* (C₄H₇N), y después en *pirrolidina* (C₄H₉N). Sus vapores, en contacto con una astilla de pino impregnada de HCl y alcohol, colorean a éste de rojo, por formación de *rojo pirrol* (C₁₂H₁₄N₂O).

OBTENCIÓN.— Se obtiene del *aceite de Dippel*, procedente de la destilación seca de los huesos carnosos. Se recoge la porción que destila entre 100 y 150° y se trata por KOH; la capa inferior que contiene una sal de pirrol, se trata por agua:



APLICACIONES.— Sirve para obtener muchos derivados.

469. Piridina: C₅H₅N.— Se produce en la destilación seca de la hulla, de la madera y de los huesos.

Peso mol. : 79.
Solub. : ∞.

Est. fis. : líq. incoloro.
Fus. : -42°.

Dens. : 0,975.
Ebull. : +116°.

PROPIEDADES.— Es un líquido incoloro, de olor penetrante y desagradable, miscible en el agua en todas proporciones. Arde con llama fuliginosa. Precipita las sales de los metales pesados, excepto el acetato de plomo; en cambio, redissuelve el precipitado de las sales de cobre.

OBTENCIÓN.— Se parte del *aceite de Dippel*, recogiendo los productos que destilan entre 100 y 150°, los cuales se tratan por KOH: la capa superior contiene las bases pirídicas, que se destilan con CaO.

APLICACIONES.— Sirve en medicina contra el asma y para desnaturar el alcohol.

470. Quinolina: C₈H₇N. — Se llama también *benzopiridina*. Se halla en la corteza de las quinas y en el aceite de Dippel.

Peso mol. : 28,06.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : líq. incoloro.
Ebull. : 237º.

Dens. : 1,09.

PROPIEDADES. — Es un líquido incoloro, que se enrojece por acción de la luz, de sabor urente y olor especial desagradable. Es insoluble en el agua, pero soluble en el alcohol, éter y sulfuro de carbono. Con los ácidos da sales de quinolinio, siendo la más importante el dicromato, de color rojo amarillo y poco soluble en el agua.

OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Por destilación del *aceite de Dippel* recogiendo los productos que destilan a más alta temperatura.

2.º Deshidratando la glicerina mediante el H₂SO₄, que da acroleína (propenal); ésta se condensa con la anilina, para formar acroleinalinina, con separación de una molécula de agua y luego se oxida por nitrobencono.

APLICACIONES. — Se emplea en la síntesis de diversas materias colorantes.

471. Indigotina: C₁₆H₁₀O₂N₂. — Se llama también *azul de índigo* o *azul de añil*. Se encuentra formando el glucósido *indicán* en algunas papilionáceas (*Indigofera tinctoria*, *I. anil*, etc.).

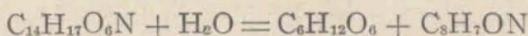
Peso mol. : 269,09.
Solub. : insoluble.

Est. fis. : sól. azul.
Fus. : 392º.

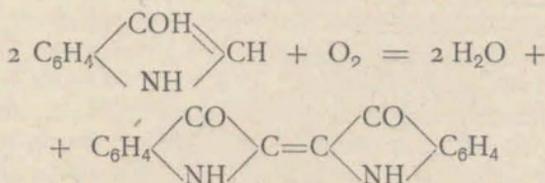
Dens. : 1,35.
Ebull. : se sublima.

PROPIEDADES. — Es un polvo cristalino, azul obscuro, que por tiamiento pasa a rojo de cobre, insoluble en el agua y en la mayoría de los disolventes. Por reducción con el hidrosulfito sódico (Na₂S₂O₄) o la glucosa pasa a añil blanco o *indoxilo* (C₈H₇ON), soluble en el agua. Por oxidación (Cl, HNO₃, KMnO₄, CrO₃) se convierte en *isatina* (C₈H₅O₂N), incolora también.

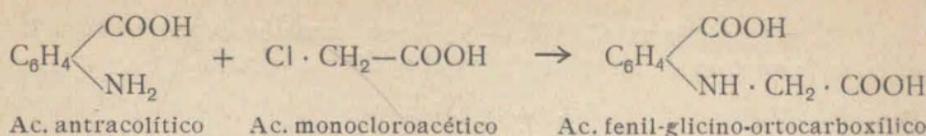
OBTENCIÓN. — Se obtiene: 1.º Del zumo de las ramas y hojas de la *Indigofera tinctoria*, *anil*, etc., que contienen *indicán* (C₁₄H₁₇O₆N), producto que por fermentación da glucosa e *indoxilo*:



El indoxilo, por oxidación al aire, da *indigotina* (C₁₆H₁₀O₂N₂):



2.º Sintéticamente se obtiene por reacción entre los ácidos antracólico y monocloracético; se produce ácido fenil-glicino-ortocarboxílico, que con NaOH da indoxilo, y por oxidación pasa a índigo:



APLICACIONES. — Sirve en tintorería para teñir de azul la lana y el algodón: primero se pasa a índigo blanco con ZnS_2O_4 : las telas o madejas se sumergen en este producto, y luego, expuestas al aire, adquieren color azul por oxidación del indoxilo.

472. Ptomaínas. — Son cuerpos de naturaleza básica, resultantes de la putrefacción de los albuminoides, producida por microbios anaerobios.

PROPIEDADES. — En general son productos volátiles, oxidables al aire, y, por tanto, muy reductores. Se dividen en venenosas y no venenosas.

Las principales *ptomaínas no venenosas* son: la *putrescina* ($\text{NH}_2 \cdot [\text{CH}_2]_4 \cdot \text{NH}_2$), que es el *1-4-diaminobutano*, y la *cadaverina* ($\text{NH}_2 \cdot [\text{CH}_2]_5 \cdot \text{NH}_2$), que es el *1-5-diaminopentano*: las dos son diamidas primarias, que se producen en la descomposición de los cadáveres.

Entre las *ptomaínas venenosas* o *toxinas* figuran la *nevrina* ($\text{C}_6\text{H}_{15}\text{NO}$), cuyo clorhidrato en dosis de 5 mgr. basta para matar a un conejo, y la *mitilotoxina* ($\text{C}_6\text{H}_{15}\text{NO}_2$), en la que una traza basta para matar a un hombre.

OBTENCIÓN. — La *putrescina* se obtiene por hidrogenación del pirrol, y la *cadaverina*, por hidrogenación de la piridina.

APLICACIONES. — Algunas ptomaínas no venenosas se usan en medicina como medicamento.

473. Generalidades sobre los alcaloides. — Con el nombre de *alcaloides* se comprenden multitud de sustancias orgánicas nitrogenadas, complejas, de estructura casi siempre desconocida, pero que las más de las veces encierran el grupo pirídico o quinoleico. Se hallan en la Naturaleza formando sales, casi exclusivamente en plantas dicotiledóneas. Suelen dividirse en volátiles y fijos.

PROPIEDADES. — Algunos son líquidos, que se volatilizan sin descomponerse; pero los más son sólidos, fijos, que se descomponen antes de volatilizarse. Casi todos son insolubles en el agua; pero solubles en el alcohol y éter. Sus soluciones salinas precipitan al yodomercurato potásico y al tanino. Todos ejercen acciones muy violentas en los organismos animales, resultando ser algunos de ellos venenos formidables.

OBTENCIÓN. — Se obtienen: 1.º Los alcaloides *volátiles* calentando el vegetal con agua acidulada, que luego se destila con una base. El producto recogido se trata por HCl , se reduce a sequedad y se redestila con una base.

2.º Los alcaloides *fijos* se obtienen tratando el vegetal por agua o alcohol acidulados; se quita el alcohol, se trata por acetato de plomo y luego por H_2S ; se filtra y se trata por una base. Se purifican cristalizándolos en alcohol, éter o cloroformo.

APLICACIONES. — Se emplean en medicina en forma de sales, como agentes terapéuticos enérgicos.

RECONOCIMIENTO. — Se funda en la propiedad de ciertos reactivos, de precipitarlos de sus soluciones acuosas o ácidas. No existe ninguna marcha sistemática para ello. Los principales reactivos son: los ácidos perclórico y fosfomolibdico, el yodomercurato y yodobismutato potásicos, los ácidos picrico y picronólico.

474. Cafeína: $C_8H_{10}O_2N_4 \cdot H_2O$. — Se llama también *teína*. Se encuentra en el café, en el té y en el mate o hierba del Paraguay.

Peso mol. : 194.

Solub. a 20° : 1,5 gr.

Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : +236,8°.

Ebull. : 384°.

PROPIEDADES. — Se presenta en agujas blancas, flexibles, de brillo sedoso, eflorescentes al aire. Es algo soluble en el agua, de sabor amargo y reacción neutra.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando por H_2O el café tostado; se precipita el tanino con acetato básico de plomo, se trata por H_2S , se filtra y concentra el líquido.

APLICACIONES. — Sirve en medicina, sobre todo bajo la forma de citrato, como cardíaco, diurético y febrífugo.

475. Nicotina: $C_{10}H_{14}N_2$. — Se encuentra formando sales en el tabaco.

Peso mol. : 162.

Solub. : ∞.

Est. fis. : líq. incoloro.

Ebull. : +274,3°.

Dens. : 1,009.

PROPIEDADES. — Es un líquido muy venenoso, de olor débil a tabaco y sabor picante ardiente. Se disuelve en el agua en todas proporciones. Es una base diácida enérgica, que con los ácidos da sales.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando las hojas de tabaco con agua acidulada; se evapora el agua, y el extracto se destila con Na_2CO_3 , mediante el vapor de agua.

APLICACIONES. — En agricultura se emplea como insecticida, y en medicina para ciertas enfermedades del corazón.

476. Morfina: $C_{17}H_{19}O_3N$. — Se encuentra en las cápsulas de la adormidera.

Peso mol. : 285.

Solub. a 20° : 0,03 gr.

Sist. crist. : rómbico.

Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : +193.

Dens. : 1,32.

Ebull. : se descomp.

PROPIEDADES.—Es un cuerpo sólido, cristalino, blanco, poco soluble en el agua, de reacción alcalina y carácter reductor. Produce sales muy definidas, como el clorhidrato de morfina. Es muy venenosa.

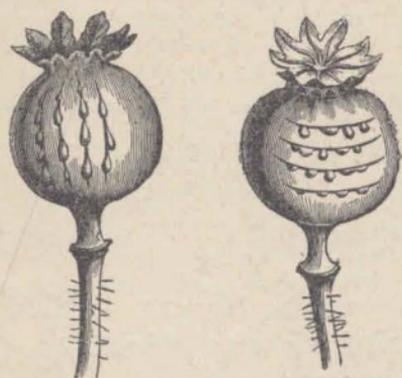


Fig. 198. — Cápsulas de adormideras con incisiones por donde sale el opio.

OBTENCIÓN.—Se extrae del opio, procedente de las adormideras. El opio es una mezcla muy compleja de diversas sustancias orgánicas, entre ellas 20 alcaloides diferentes, siendo el principal la morfina (fig. 198).

APLICACIONES.—Se emplea en sus sales como sedante; pero el abuso de éste y de los demás alcaloides, acarrea graves perturbaciones en el organismo.

477. Cocaína: $C_{17}H_{21}O_4N$.—Se encuentra en las hojas del arbusto americano, llamado *coca* (*Erythrosylon coca*).

Peso mol. : 303,2.

Solub. a 20° : 0,03 gr.

Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : +98°.

Dens. : 1,3.

Sist. crist. : monoclínico.

PROPIEDADES.—Se presenta en cristales incoloros, inodoros, de sabor amargo, casi insolubles en el agua y bastante en el alcohol, éter y cloroformo. Es muy antiséptica y venenosa. Con los ácidos forma sales cristalizables, solubles en el agua.

OBTENCIÓN.—Se obtiene tratando las hojas de *coca* con NaOH o Na_2CO_3 y luego por petróleo hirviendo: la cocaína se precipita mediante el HCl y después se trata por NH_3 para descomponer el clorhidrato formado.

APLICACIONES.—Se emplea en medicina como anestésico.

478. Estricnina: $C_{21}H_{22}N_2O_2$.—Se halla en la *nuez vómica* (*Strichnos nux vomica*) y en el *haba de San Ignacio* (*Strichnos Ignatii*).

Peso mol. : 334,2.

Solub. : casi insoluble.

Est. fis. : sól. incoloro.

Fus. : +268°.

Dens. : 1,36.

Ebull. : +270°.

PROPIEDADES.—Se presenta en octaedros o prismas rectangulares, incoloros y de sabor amargo. Es casi insoluble en el agua, pero soluble en el alcohol y cloroformo. Con la mezcla crómica da color amatista. Es sobre manera venenosa, causando convulsiones violentas, sobre todo en la espina dorsal.

OBTENCIÓN.—Se extrae de la *nuez vómica*, sometiéndola por tres

veces al alcohol hirviendo: eliminado este alcohol por destilación, se trata el residuo por cal apagada, y luego, otra vez, por alcohol, el cual por concentración deposita cristales de estricnina.

APLICACIONES. — Se usa en medicina contra la parálisis y como estimulante del corazón.

479. Quinina: $C_{20}H_{24}O_2N_2 \cdot 3 H_2O$. — Se halla en la corteza del árbol de la quina.

Peso mol. : 324.

Est. fis. : sól. incoloro.

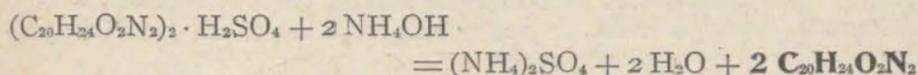
Dens. : 1,23.

Solub. a 25º : 0,06 gr.

Fus. : +174,5º.

PROPIEDADES. — Es un polvo blanco cristalino, eflorescente al aire, de reacción alcalina y sabor amargo; insoluble en el agua. Con los ácidos forma sales de quinina, neutras y básicas, como sulfato, clorhidrato, salicilato, etc., todas ellas solubles en el agua, con fluorescencia azul.

OBTENCIÓN. — Se obtiene tratando por petróleo las cortezas del árbol de la quina, mezcladas con cal. La solución se precipita con H_2SO_4 diluído y el sulfato de quinina formado se trata por amoníaco:



APLICACIONES. — En medicina se emplea frecuentemente formando sales, como febrífugo.

CAPÍTULO LIII

QUÍMICA BIOLÓGICA

480. Nociones generales. — *Química biológica* es la parte de la Química orgánica, que trata del estudio sistemático de los fenómenos químicos producidos en el curso de los procesos vitales. Estos fenómenos difieren esencialmente de los que tienen lugar en el reino mineral, en los laboratorios y en la industria, por ser su agente productor, el llamado *principio vital*, de orden muy superior al del principio productor de los procesos no vitales.

En los vegetales y animales llámense *principios inmediatos* los cuerpos simples o compuestos, separables por medios puramente físicos, y de cuya mezcla, en proporciones determinadas, están constituidos las células y los tejidos. Entre las muchas clasificaciones propuestas, resalta la de Ramón y Cajal, que divide los principios inmediatos en sustancias inorgánicas y sustancias orgánicas, y éstas a su vez, en no albuminoideas y en albuminoideas. Las *sustancias inorgánicas* se estudian en la Química mineral; las *sustancias orgánicas no albuminoideas*, en lo que antecede de la Química orgánica, y las *sustancias albuminoideas*, en la Química biológica.

481. Sustancias albuminoideas. — Se llaman *sustancias albuminoideas* o *proteicas* los productos fundamentales en la formación y constitución de los organismos animales y vegetales.

COMPOSICIÓN QUÍMICA. — La naturaleza química de las sustancias albuminoideas, siempre muy compleja, no está aún bien definida, sabiéndose que constan de C, H, O, N, S y a veces de P, y que su magnitud molecular es enorme, pues oscila entre 10.000 y 30.000. En la Naturaleza constituyen el protoplasma de las células de los seres organizados.

PROPIEDADES. — Son sólidas, opacas o translúcidas, incoloras o amarillentas, excepto la clorofila y la hemoglobina, que son de vivos colores. En general, no se disuelven propiamente en el agua, sino que quedan en estado coloidal; son, además, insolubles en el alcohol, éter y demás disolventes orgánicos. Por el calor se coagulan a partir de los 50°, y en presencia del aire y del agua, se pudren dando H_2S , NH_3 y CO_2 .

CLASIFICACIÓN. — No hay ninguna clasificación de las sustancias

albuminoideas generalmente admitida. Una de las que cuenta con bastantes adeptos divide las sustancias albuminoideas en: *proteínas* o albúminas simples, *albuminoides* o *proteínoides*, *proteidos* o albúminas compuestas, *polipéptidos* y *fermentos*.

482. Proteínas. — Son sustancias albuminoideas que precipitan totalmente de sus disoluciones acuosas, ácidas o básicas, cuando se las satura con sulfato amónico. Entre las proteínas merecen citarse las albúminas, globulinas y glutelinas.

ALBÚMINAS. — Son proteínas solubles en el agua y coagulables por el calor, siendo las principales la clara de huevo u ovalbúmina, la serina de la sangre o seroalbúmina, la lactalbúmina y las albúminas vegetales.

GLOBULINAS. — Son proteínas insolubles en el agua y en los ácidos diluídos; pero solubles en los ácidos concentrados, álcalis diluídos y sales alcalinas neutras. Se consideran como productos de polimerización de las albúminas. Las principales son la *ovoglobulina*, la *lactoglobulina* y la *fibrina*.

GLUTELINAS. — Son proteínas solubles en ácidos y bases, pero insolubles en disolventes neutros. Abundan en el reino vegetal, sobre todo la glutenina en las semillas de trigo y la legúmina en las semillas de las leguminosas.

483. Gluten. — Es una masa parda o pardoagrisada, existente en la harina de trigo. No es una especie química, sino una mezcla de varios productos, sobre todo de proteínas, como glutenina y gliadina o fibrina, indicios de fécula, celulosa, colestina ($C_{27}H_{46}O$), materia grasa y una pequeña porción de sustancias minerales. Calentado, se convierte en una masa córnea y quebradiza. Es insoluble en el agua común y en el alcohol y éter; pero se disuelve algo en el agua destilada, y en los álcalis y ácidos diluídos. Se obtiene amasando la harina de trigo con un poco de agua y separando la fécula por lavado: la proporción de gluten en la harina oscila entre 8 y 15 por 100. El gluten, junto con el almidón, sirve de alimento en el pan; y, además, el gluten sólo se prescribe en el régimen alimenticio de los diabéticos.

484. Albuminoides. — Los *albuminoides* o *proteínoides* son las sustancias albuminoideas que forman la parte fundamental del tejido cartilaginoso y de la epidermis de los organismos animales. Se dividen en queratinas y sustancias colágenas.

Las *queratinas* son sustancias de apariencia córnea, blandas o elásticas, insolubles en el agua y que no se hinchan con ella a la temperatura de 100°. Por el calor húmedo adquieren cierta plasticidad. Las queratinas forman las uñas, los cuernos, las escamas de los reptiles y las plumas de las aves. Entre las variedades de queratinas están: la *quitina*, que endurece los tegumentos de muchos animales, como los escarabajos, y la *esponjina*, que forma las fibras de las esponjas ordinarias.

Las *sustancias colágenas* son albuminoides insolubles, que por ebullición prolongada se hacen solubles, pero precipitables por el ácido

tánico y el HgCl_2 en solución clorhídrica: poseen un gran poder absorbente del agua. Las principales sustancias colágenas son: la *osteína*, que se encuentra en los huesos, y la *condrina* en los cartílagos.

485. Gelatina.— Es el producto resultante de la hidratación de la osteína. Comprende tres clases comerciales, a saber: la cola de pescado, la cola fuerte y la gelatina comercial.

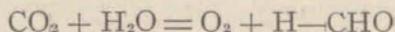
La *cola de pescado* o *ictiocola* procede de las vejigas del esturión, que se purifican con HCl , luego se tratan con cal y por fin se lavan con agua.

La *cola fuerte* se saca de los huesos o pieles no curtidas y conservadas en cal. Se desengrasan con CS_2 , se reblandecen con cal y luego en autoclaves se someten al vapor de agua. Los bloques sólidos de cola se cortan, mediante máquinas especiales, en tablillas, que después se secan y constituyen la cola fuerte, transluciente y de color pardo.

La *gelatina* es la cola fuerte mejor elaborada y decolorada con SO_2 , y luego hilada con máquinas a propósito. Suele expenderse en filamentos translucientes, blancos o débilmente amarillentos.

486. Proteidos.— Los *proteidos* o *albúminas compuestas* son unos complejos formados de una substancia albuminoidea combinada con un grupo llamado *grupo prostético*, no albuminoide, que tanto puede ser orgánico como inorgánico. Los principales proteidos son: la hemoglobina, la clorofila y la caseína.

La *clorofila* es el producto verde que comunica este color a las hojas y tallos jóvenes de los vegetales. Su fórmula difiere, según las plantas, y así se han encontrado las siguientes: $\text{C}_{20}\text{H}_{46}\text{O}_4\text{N}$, $\text{C}_{30}\text{H}_{48}\text{O}_3\text{N}_2$ y $\text{C}_{42}\text{H}_{65}\text{O}_4\text{N}$. Se extrae sometiéndolo al alcohol las partes verdes de las plantas. Por acción de la luz y del CO_2 del aire produce formaldehído, primer producto orgánico de las plantas:



La *hemoglobina* se halla integrada de dos substancias proteicas, una llamada *globina*, y otra con hierro denominada *hematina*, $\text{C}_{32}\text{H}_{30}\text{N}_4 \cdot \text{FeO}$. Es de color rojo azulado, y se halla en los glóbulos rojos de la sangre venosa de los vertebrados: por oxidación se convierte en *oxihemoglobina*; con el CO da *carboxihemoglobina*; con el H_2S da *sulfohemoglobina*, y con el HCN da *cianometahemoglobina*: de aquí el poder venenoso de estos gases, que inutilizan la sangre para transportar a las células el O tomado en los pulmones.

La *caseína* se halla en la leche.

487. Leche.— Es un líquido blanco, muy nutritivo, segregado por las hembras de los mamíferos. Se compone de 87 por 100 de agua, siendo lo restante grasas, substancias nitrogenadas (caseína y albúmina), lactosa y diversos productos minerales, como fosfatos, sulfatos y cloruros.

La *grasa* forma pequeños glóbulos, sólo visibles al microscopio, pero que por el reposo ascienden a la superficie, originando la *crema* o *nata*.

La *caseína* se halla en solución coloidal y tiene la propiedad de coagularse con el cuajo de ternero y con los ácidos, originando la masa principal del queso.

La *albúmina*, llamada también *lactoalbúmina*, se halla en disolución y suele permanecer entera en el suero que queda después de la fabricación del queso: tiene la propiedad de coagularse por el calor, formando el requesón.

La *lactosa* o *azúcar de leche* ($C_{12}H_{22}O_{11} \cdot H_2O$) se halla en disolución y fermenta con facilidad, originando el ácido láctico, que provoca la coagulación de la leche.

Los principales productos que se extraen de la leche son: la manteca, el queso y el azúcar.

La *manteca* o *mantquilla* se halla formada por la grasa de la leche, generalmente de vaca, junto con agua, albúmina, lactosa, sales minerales y materias colorantes, cuyo conjunto se designa con el nombre de *coágulo*. Las operaciones para su fabricación son: 1.ª El *descremado*, *desnatado* o *desnate*, por centrifugación o reposo; 2.ª, el *batido* o *mazado*, para aglutinar los glóbulos blancos; 3.ª, el *desleche* o *amasado de la manteca*, haciendo circular agua por la masa para quitar el líquido lechoso que la impregna; 4.ª, la *acidificación*, provocando la fermentación con la adición de leche entera; 5.ª, la *salazón*, para evitar las alteraciones de microorganismos.

El *queso* es el producto constituido por la caseína de la leche, mezclada a veces con grasa o manteca de la misma, la cual determina las diversas clases de queso, a saber: quesos grasos, quesos semimagros, quesos magros y quesos margarinados (con algo de margarina). Las operaciones de la industria del queso son: 1.ª La *coagulación*, por el cuajo y adición de sal; 2.ª, la *elaboración de la cuajada*, desmenuzándola y sometiéndola a cocción para deshidratarla; 3.ª, la *salazón*, para asegurar el sabor y la conservación; 4.ª, la *madurez*, que da el sabor y aroma característicos, así como los ojos de muchas clases de queso: el colorante principal es el azafrán.

488. Polipéptidos. — Son sustancias albuminoideas de metamorfosis regresiva, procedentes de la acción de los ácidos y de las bases sobre las proteínas. Son sólidos, insípidos o amargos, solubles en el agua y poco en el alcohol. Hervidos con HCl se descomponen en aminoácidos. El grupo principal de los polipéptidos lo forman las peptonas.

Las *peptonas* proceden de la acción de los fermentos de los jugos digestivos sobre las diversas sustancias albuminoideas. Las peptonas de carne forman masas esponjosas, blancas o amarillentas, de sabor amargo: en estado pulverulento son muy solubles en el agua e higroscópicas; estas soluciones se difunden a través de las membranas animales y no se coagulan por el calor.

489. Fermentos. — Son los agentes productores de las fermentaciones, los cuales se dividen en organizados o figurados y orgánicos o no figurados.

FERMENTOS ORGANIZADOS. — Son plantas unicelulares, microscópicas, de unas milésimas de milímetro de longitud, llamadas *bacterias* o *microbios*. Por su forma se dividen en *cocos* (esferillas), *bacilos* (bastoncillos), *espirilos* (en espiral) y *vibriones* (cortos y gruesos). Por el género de vida se dividen en *aerobios*, si necesitan aire, y *anaerobios*, si pueden desarrollarse sin él (figs. 199, 200 y 201).

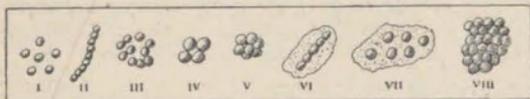


Fig. 199. — Diversas clases de cocos

FERMENTOS ORGÁNICOS. — Son productos elaborados en las células animales o vegetales, de naturaleza desconocida, si bien de muchos se sabe que son sustancias nitrogenadas, de carácter coloidal: se llaman también *enzimas*. Se nombran con la terminación *asa*, precedida del nombre de la sustancia sobre que actúan, como alcoholasa, maltasa, lactasa, etc. Las enzimas, atendiendo a la naturaleza de las reacciones que provocan, se dividen en cinco grupos, a saber: *hidrolasas*, *coagulasas*, *oxidadasas*, *reductasas* y *zimasas* o enzimas de fermentación.

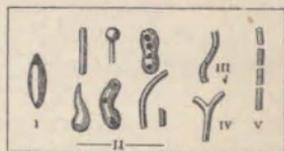


Fig. 200. — Bacilos

490. Estudio sobre la fermentación.

— *Fermentación* es la reacción química en la cual un compuesto orgánico experimenta transformaciones, merced al influjo de cantidades, a veces mínimas, de un cuerpo extraño, llamado *fermento*, de naturaleza mineral, orgánica u organizada.



Fig. 201. — Espirilos

FERMENTACIONES VERDADERAS Y FALSAS. — Llámense *fermentaciones verdaderas* las producidas por seres vivos, vegetales o animales con desprendimiento de gases, de las cuales es tipo la fermentación alcohólica. — *Fermentaciones falsas* son las causadas por otros fermentos,

descubiertos más tarde. Pero esta división es más bien histórica, ya que en la actualidad no se señalan diferencias entre unas y otras fermentaciones.

CONDICIONES PARA LA FERMENTACIÓN. — Supuesta la sustancia fermentescible, que es siempre de naturaleza orgánica, y la presencia de agentes de fermentación o fermentos; las condiciones para producirse la fermentación son muy variadas, según la naturaleza de los fermentos.

I.^a Ante todo, es indispensable la *producción* o *secreción* de *dias-tasas*, que preparen, solubilicen o hagan asimilable la materia fermentescible; hecho lo cual, la acción de otras diastasas, realizará la descomposición de la materia fermentable, tras la cual sigue la nutrición

del microbio, con la asimilación de una parte de la materia fermentable y expulsión de los residuos inútiles o perjudiciales.

2.^a La *temperatura* influye grandemente en las fermentaciones, reputándose como temperatura óptima la comprendida entre 25° y 35°: fuera de estos límites, queda muy reducida generalmente la acción de los fermentos, aun cuando se haya comprobado que algunas bacterias resisten, sin perecer, temperaturas de hasta +150° ó —100°.

3.^a Influye también el *medio* en que viven los fermentos. Así, la acidez, procedente de determinados ácidos, como el láctico, es favorable para ciertas bacterias; en cambio, la de otros ácidos, como el metanoico y etanoico, les es perniciosa. También algunas bacterias se sienten favorecidas con la presencia de determinadas sales (KNO_3), y, por el contrario, suele dañarles la presencia de otras sales (CuSO_4).

4.^a Influye asimismo la *presencia de otras bacterias distintas*; pues algunas actúan con más energía al hallarse con otras: así, el bacilo láctico acentúa la actividad de la levadura; en cambio, algunas detienen su actividad en presencia de determinadas bacterias, como las butíricas que cesan de actuar en presencia de la levadura.

PUTREFACCIÓN. — Se llama *putrefacción* o *fermentación pútrida* la realizada sobre las materias albuminoideas. Con todo, antes de que entre la putrefacción, es necesario que las albúminas se peptonen, es decir, se transformen en peptonas. La putrefacción de estas peptonas se termina, en general, en H_2O , CO_2 y NH_3 . Los microbios, que principalmente realizan la fermentación pútrida, son: el *Bacillus subtilis*, *mesentericus* y *putridus*, con el *Bacterium thermo*, como aerobios; y como anaerobios, el *Proteus vulgaris* y *mirabilis*, con el *Bacillus enteridis*.

491. Levaduras. — La palabra *levadura* unas veces se aplica a ciertos mohos y hongos unicelulares, capaces de originar la fermentación alcohólica; y otras veces a ciertas mezclas de sustancias con criptógamas, como la espuma y el poso de los mostos, la masa de harina en fermentación.

Para obtener la llamada *levadura prensada*, se parte de mezclas acuosas de centeno, maíz y malta, que se hacen fermentar con levaduras cultivadas o con levadura prensada de operaciones anteriores; al aparecer la fermentación tumultuosa, se forma en la superficie una espuma abundante, en la que hay gran proporción de levadura nueva, que se separa, se lava y se prensa.

La levadura prensada, además de las células vivas, contiene diversas enzimas, que pueden considerarse como productos suyos, como la zimasa, la lactacidasas, lipasa, maltasa e invertasa; todo ello en una masa de celulosa y diversas sustancias mucilaginosas y proteicas, que les sirven de soporte.

492. Vitaminas. — Son ciertas sustancias, recientemente descubiertas por Casimiro Funk en 1912, de naturaleza química no bien determinada, que desempeñan un papel importantísimo en el desarrollo de los animales, viniendo a ser verdaderos catalizadores biológicos,

dados sus efectos desproporcionados a las diminutas cantidades con que intervienen. Para que se vea el extraordinario poder de las vitaminas, bastará saber que una dosis de cinco diezmilésimas por ciento (0,0005 por 100) añadida a la ración alimenticia diaria, ha bastado para que recuperan su completa robustez y fecundidad los animales sujetos a experimentación, que la habían perdido por efecto de un régimen alimenticio exento de vitaminas. Las vitaminas se dividen en liposolubles e hidrosolubles, y cada una en particular se designa con una letra mayúscula del alfabeto, que le ha sido aplicada a medida de su descubrimiento.

VITAMINAS LIPOSOLUBLES. — Se llaman así por ser solubles en las grasas. Son compuestos ternarios de C, H y O sin N. Se descubrieron estudiando en las grasas y aceites naturales un residuo de 1 por 100 no saponificable, que a la presión de 1 a 2 mm. destila entre 180 y 200°. Este grupo comprende las vitaminas A, D y E.

La *vitamina A* se encuentra en la manteca de la leche, en la yema del huevo, en el hígado de los animales, en las patatas y en las partes verdes de las plantas, sobre todo en la coliflor, lechuga y espinacas. Se ha comprobado que esta vitamina ejerce una influencia general para el desarrollo del organismo animal.

La *vitamina D*, hallada por Mac Collum, abunda sobre todo en el hígado de bacalao, y su ausencia en los animales se vió que originaba el raquitismo: precisamente la actividad antirraquítica del aceite de hígado de bacalao se atribuye a su riqueza en vitamina D. Con este mismo nombre de *vitamina D* se designa también la vitamina, llamada *bios* por Willamann, perteneciente al grupo de las hidrosolubles, la cual favorece el desarrollo del *Saccharomyces* de las fermentaciones.

La *vitamina E* es sintetizada sólo en los vegetales, hallándose particularmente en el aceite de trigo. Esta vitamina ejerce especial influencia en el ciclo reproductivo de los animales.

VITAMINAS HIDROSOLUBLES. — Se llaman así por ser solubles en el agua. Son compuestos cuaternarios de C, H, O y N, con carácter alcaloideo, pues encierran en su molécula núcleos pirídicos. Este grupo comprende las vitaminas B y C.

La *vitamina B* abunda en la leche, en la yema del huevo, en los jugos de naranja y limón, y en la cascarilla y embrión de los cereales y legumbres. Su ausencia en los animales produce el *beriberi*, enfermedad consistente en la inflamación de los nervios periféricos.

La *vitamina C* se encuentra en el suero de la leche, en las frutas y vegetales frescos, como las naranjas y los tomates. Esta vitamina se llama también antiescorbútica, pues previene contra el escorbuto y sirve para curarlo.

APÉNDICE

493. Sinopsis de los anhídridos, ácidos y sales minerales

Valencias	Anhídridos	Ácidos	Sales (Residuos halogénicos)
F { -1	(fluorhídrico) HF	<i>Fluoruros</i> (F')
Cl { -1 +1 +3 +5 +7	Cl ₂ O (hipocloroso) Cl ₂ O ₃ (cloroso) Cl ₂ O ₅ (clórico) Cl ₂ O ₇ (perclórico)	(clorhídrico) HCl (+H ₂ O) = { 2HClO 2HClO ₂ 2HClO ₃ 2HClO ₄	<i>Cloruros</i> (Cl') <i>Hipocloritos</i> (ClO')
Br { -1 +1 +5	Br ₂ O (hipobromoso) Br ₂ O ₅ (brómico)	(bromhídrico) HBr (+H ₂ O) = { 2HbrO 2HbrO ₃	<i>Bromuros</i> (Br') <i>Hipobromitos</i> (BrO')
I { -1 +5 +7	I ₂ O ₅ (yódico) I ₂ O ₇ (peryódico)	(yodhídrico) HI (+H ₂ O) = 2HIO ₃ (+5H ₂ O) = 2H ₅ IO ₅	<i>Yoduros</i> (I') <i>Yodatos</i> (IO ₃ ') <i>Peryodatos</i> (IO ₅ '''')
S { -2 +2 +3 +4 +6 SO ₂ (sulfuroso) SO ₃ (sulfúrico) S ₂ O ₇ (persulfúrico)	(sulfhídrico) H ₂ S (hiposulfuroso) H ₂ S ₂ O ₈ (hidrosulfuroso) H ₂ S ₂ O ₄ (+H ₂ O) = H ₂ SO ₃ (+1/2H ₂ O) = 1/2H ₂ S ₂ O ₅ (+H ₂ O) = H ₂ SO ₄ (+1/2H ₂ O) = 1/2H ₂ S ₂ O ₇ (+H ₂ O) = H ₂ S ₂ O ₈	{ <i>Sulfhidratos</i> (HS') <i>Sulfuros</i> (S'') <i>Hiposulfitos</i> (S ₂ O ₃ '') <i>Hidrosulfitos</i> (S ₂ O ₄ '') <i>Bisulfitos</i> (HSO ₃ '') <i>Sulfitos</i> (SO ₃ '') <i>Pirosulfitos o metab</i> <i>sulfitos</i> (S ₂ O ₅ '') <i>Bisulfatos</i> (HSO ₄ ') <i>Sulfatos</i> (SO ₄ '') <i>Pirosulfatos</i> (S ₂ O ₇ '') <i>Persulfatos</i> (S ₂ O ₈ '')
N { -3 +1 +3 +5 N ₂ O (hiponitroso) N ₂ O ₃ (nitroso) N ₂ O ₅ (nítrico)	[Amoniaco] NH ₃ (+H ₂ O) = { 2HNO 2HNO ₂ 2HNO ₃	<i>Nitruros</i> (N''') <i>Hiponitritos</i> (NO')
P { -3 +1 +3 P ₂ O ₃ (fosforoso)	[Fosfamina] PH ₃ (hipofosforoso) H ₃ PO ₂ (+3H ₂ O) = 2H ₃ PO ₃ (+2H ₂ O) = H ₅ P ₂ O ₅	<i>Fosfuros</i> (P''') <i>Hipofosfitos</i> (H ₂ PO ₃ ') <i>Ortofos-</i> { <i>fitos</i> { monometálico (H ₂ PO ₃ ') dimetálico (HPO ₃ '') <i>Pirofosfitos</i> (P ₂ O ₅ '''')

Valencias	Anhídridos	Ácidos	Salas (Residuos halogénicos)
P	+5 P ₂ O ₅ (fosfórico)	(+3H ₂ O) = 2H ₃ PO ₄	Ortofosfatos { monometálicos (H ₂ P ₄) dimetálicos (HPO ₄ '') trimetálicos (PO ₄ ''') Pirofosfatos (P ₂ O ₇ ''''') Metafosfatos (PO ₃ ')
		(+1H ₂ O) = H ₄ P ₂ O ₇	
As	+3 As ₂ O ₃ (arsenioso)	[Arsenammina] AsH ₃	Arseniuros (As''')
		(+3H ₂ O) = H ₃ AsO ₃	Ortoarsenitos (AsO ₃ ''')
		(+2H ₂ O) = H ₄ As ₂ O ₅	Piroarsenitos As ₂ O ₅ ''''')
+5 As ₂ O ₅ (arsénico)	(+H ₂ O) = 2HAsO ₂	Metarsenitos AsO ₂ '	
	(+3H ₂ O) = 2H ₃ AsO ₄	Ortoarseniatos AsO ₄ ''')	
	(+2H ₂ O) = H ₄ As ₂ O ₇	Piroarseniatos (As ₂ O ₇ ''''')	
+5 As ₂ O ₅ (arsénico)	(+H ₂ O) = HAsO ₃	Metarseniatos AsO ₃ '	
	[Estibamina] SbH ₃	Antimoniuros (Sb''')	
	(+3H ₂ O) = 2H ₃ SbO ₃	Ortoantimonitos (SbO ₃ ''')	
Sb	+3 Sb ₂ O ₃ (antimonioso)	(+2H ₂ O) = H ₄ Sb ₂ O ₅	Piroantimonitos (Sb ₂ O ₅ ''''')
		(+H ₂ O) = 2HSbO ₂	Metantimonitos (SbO ₂ ')
		(+H ₂ O) = 2H ₃ SbO ₄	Ortoantimoniatos (SbO ₄ ''')
+5 Sb ₂ O ₅ (antimónico)	(+2H ₂ O) = H ₄ Sb ₂ O ₇	Piroantimoniatos (Sb ₂ O ₇ ''''')	
	(+H ₂ O) = 2HSbO ₃	Metantimoniatos (Sb ₃ ')	
	[Boruro de H] BH ₃	Boruros (B''')	
B	+3 B ₂ O ₃ (bórico)	(+3H ₂ O) = 2H ₃ BO ₃	Ortoboratos (BO ₃ ''')
		(+H ₂ O) = 2HBO ₂	Metaboratos (BO ₃ ')
		(+1/2 H ₂ O) = 1/2 H ₂ B ₄ O ₇	Tetraboratos (B ₄ O ₇ '')
C	+4 CO ₂ (carbónico)	[Metano] CH ₄	Carburos (C''')
		(+H ₂ O) = H ₂ CO ₃	Bicarbonatos (HCO ₃ '') Carbonatos (CO ₃ '')
Si	+4 SiO ₂ (silícico)	[Siliciometano] SiH ₄	Siliciuros (Si''')
		(hidrofluosilícico) H ₂ SiF ₆	Fluosilicatos (SiF ₆ '')
		(+2H ₂ O) = H ₄ SiO ₄	Ortosilicatos (SiO ₄ ''''')
+4 SiO ₂ (silícico)	(+H ₂ O) = H ₂ SiO ₃	Metasilicatos (SiO ₃ '')	
	MnO ₂ (bióxido de Mn)	(H ₂ MnO ₃ Manganitos MnO ₃ '')	
	+6 MnO ₃ (mangánico)		(+H ₂ O) = { H ₂ MnO ₄ Manganatos (MnO ₄ '')
+7 Mn ₂ O ₇ (permangánico)	{ 2HMnO ₄ Permanganatos (MnO ₄ '')		
Cr	+3 Cr ₂ O ₃ (óxido crómico)	(+H ₂ O) = 2HCrO ₂	Cromitos (CrO ₂ ')
		(+H ₂ O) = H ₂ CrO ₄	Cromatos (CrO ₄ '')
		(+1/2 H ₂ O) = 1/2 H ₂ Cr ₂ O ₇	Bicromatos (Cr ₂ O ₇ '')

**BIBLIOTECA NACIONAL
DE MAESTROS**

ÍNDICE ALFABÉTICO

(Las referencias indican números marginales)

- Abonos:** 162.
Absoluto (Alcohol): 386.
Aceite de Dippel: 468.
 — de vitriolo: 148.
Aceites grasos: 422.
 — pesados: 373.
Acero: 309.
Acetatos: 424.
Acético (Ácido): 410.
Acetileno: 382.
Acíclica (Serie): 358.
Acíclicos (Compuestos): 373.
Ácido (Función): 370.
 — acético: 410.
 — antracólico: 471.
 — aráquico: 422.
 — benzoico: 459.
 — bórico: 185.
 — bromhídrico: 114.
 — cianhídrico: 433.
 — ciánico: 434.
 — clorhídrico: 111.
 — clórico: 135.
 — cloroplatínico: 351.
 — de Nordhausen: 147.
 — fénico: 452.
 — fluorhídrico: 108.
 — fórmico: 409.
 — gálico: 453.
 — hidrofusosilícico: 200.
 — hipofosforoso: 166.
 — láctico: 413.
 — linoléico: 422.
 — metafosfórico: 165.
 — nítrico: 160.
 — oleico: 422.
 — ortoantimónico: 180.
 — ortoarsénico: 174.
 — ortofosfórico: 170.
 — oxálico: 412.
 — perclórico: 137.
 — pícrico: 454.
 — pirofosfórico: 165.
 — pirogálico: 453.
 — salicílico: 460.
 — selenhídrico: 142.
 — sulfocianhídrico: 434.
 — sulfociánico: 434.
 — sulfúrico: 148.
 — tánico: 461.
 — tartárico: 414.
 — telurhídrico: 143.
 — úrico: 430.
 — yodhídrico: 117.
Ácidos (Nociones sobre los): 27.
 30.
 — (Sinopsis de los): 493.
 — alicíclicos: 403-406.
 — grasos: 411.
 — sobre las sales: 213.
Actividad óptica: 367.
Acumuladores: 81.
Aerómetros: 94.
Afinación de la fundición: 308.
Afinidad: 16.
Agitadores: 101.
Agrios (Metales): 204.
Agua: 125-130.
 — en los cuerpos: 129.
 — fuerte: 160.
 — oxigenada: 130.
 — regia: 160.
 — sublimada: 293.
Aguardientes: 387.
Aguarrás: 441.
Aguas minerales: 128.

- Aguas naturales: 126
 — potables: 127.
 Aire: 151.
 — líquido: 151.
 Albamo: 443.
 Albayalde: 281.
 Albúmina: 487.
 Albuminoideas (Substancias): 481.
 Albuminoides: 484.
 Alcali volátil: 153.
 Alcaloides: 473.
 Alcanfor: 444.
 Alcanfores: 440.
 Alcohol (Función): 370.
 Alcoholes: 383.
 Alcoholización: 466.
 Aldehido (Función): 370.
 Aldehido benzoico: 457.
 Aldehidos: 390.
 Aldol: 390.
 Aldosas: 396.
 Aleaciones: 27, 206.
 Alfa-naftol: 456.
 Alfarería: 305.
 Algodón hidrófilo: 401.
 — pólvora: 402.
 Alicíclica (Serie): 365.
 Alicíclicas (Combinaciones): 440.
 Alifática (Serie): 358.
 Almidón: 400.
 Alotropía: 37.
 Alotrópicos (Fenómenos): 2.
 Alquitrán: 388.
 Altos hornos: 307.
 Aludeles: 288.
 Alumbrado (Gas del): 380.
 Alumbre de cromo: 337.
 — ordinario: 304.
 Alúmina: 301.
 Aluminio: 299.
 Aluminotermia: 208, 299.
 Amarillo de Martius: 456.
 Amidas: 372, 428.
 Amigdalina: 397, 457.
 Amiloide: 401.
 Aminas: 372, 425.
 — bencénicas: 462.
 Amoníaco: 153.
 Amonio (Radical): 153, 233.
 Amorfos (Cuerpos): 35.
 Análisis del agua: 125.
 — orgánico: 361.
 — polarimétrico: 76.
 — químico: 7.
 Anhídrido antimónico: 180.
 — antimonioso: 181.
 — arsénico: 174.
 — arsenioso: 175.
 — bismútico: 298.
 — carbónico: 193.
 — crómico: 338.
 — fosfórico: 169.
 — fosforoso: 165.
 — silícico: 201.
 — sulfúrico: 147.
 — sulfuroso: 140, 145.
 Anhídridos: 27, 28.
 — (Sinopsis de los): 493.
 — de ácido: 407.
 Anilina: 463.
 Anís: 387.
 Antimoniatos: 182.
 Antimonio: 178.
 Antraceno: 450.
 Antracita: 189.
 Aparato de Kipp: 102.
 Apresto: 467.
 Árbol de Saturno: 212, 280.
 Arcillas: 305.
 Argo: 152.
 Arilo: 465.
 Armónica química: 105.
 Aromática (Serie): 358.
 Arsenamina: 173.
 Arseniats: 177.
 Arsénico: 172.
 Arsenitos: 176.
 Aspirina: 460.
 Atomicidad: 16.
 Atómico (Peso): 6.
 Atómicomolecular (Teoría): 3.
 Átomo (Estructura del): 85.
 — (Noción de): 3.
 Átomo-gramo: 6.
 Aurina: 448.
 Autógena (Soldadura): 382.
 Auxocromos: 466.
 Avogadro (Hipótesis de): 58.

- Azocompuestos : 465.
 Azoicos (Compuestos) : 465.
 Azúcar de caña : 399.
 — invertido : 399.
 Azufre : 139.
 — orgánico : 360.
 Azul de índigo : 471.
 — de Prusia : 438.
 — de Turnbull : 439.
 Azurita : 286.
- Bacterias** : 489.
 Balanzas : 6.
 Balones : 94.
 Baños : 99.
 Bario : 256.
 Barrillete : 380.
 Bases : 27, 31.
 — sobre las sales : 213.
 Bebidas alcohólicas : 387.
 Becquerel (Rayos) : 261.
 Bencénica (Serie) : 365.
 Benceno : 447.
 Bencenometilal : 457.
 Bencenometiloico : 459.
 Bencina : 373, 447.
 Benzofenol : 452.
 Benzol : 447.
 Benzopiridina : 470.
 Benzoquinona : 458.
 Berthelot (Principio de) : 71.
 Berthollet (Leyes de) : 213.
 Beta-naftol : 456.
 Bibásicos (Ácidos) : 405.
 Bicarbonato de sodio : 231.
 Bicarbonatos : 194.
 Biológica (Química) : 480-490.
 Bióxido de bario : 258.
 — de manganeso : 328.
 — de plomo : 278.
 Bismuto : 298.
 Bisulfitos : 146.
 Boratos : 186.
 Boro : 183.
 Boroetano : 184.
 Bromo : 113.
 Bromuro potásico : 220.
 Bromuros : 115.
 Bronce : 206.
- Brownianos (Movimientos) : 44.
 Bujías esteáricas : 411.
 Bunsen (Mecheros) : 97.
 Buretas : 94.
- Cadaverina** : 472.
 Cadmio : 274.
 Cafeína : 474.
 Cal : 244.
 Calcaroni : 139.
 Calcinación : 97.
 Calcio : 241.
 Calcita : 246, 250.
 Cales hidráulicas : 245.
 Caliche : 162, 226.
 Calomelanos : 292.
 Calor de formación : 67.
 — específico : 64.
 — sobre las sales : 211.
 Cámaras de plomo : 148.
 Campanas de cristal : 101.
 Caolín : 305.
 Cápsulas : 97.
 Carbón de azúcar : 190.
 — de cok : 190.
 — de retorta : 190.
 — vegetal : 190.
 Carbonato de calcio : 250.
 — de cinc : 272.
 — de potasio : 218.
 — de sodio : 230.
 — ferroso : 312.
 Carbonatos : 194.
 Carbones artificiales : 190.
 — naturales : 189.
 Carbonilo : 370.
 Carbono : 187.
 Carburo de calcio : 249.
 Carborundum : 196.
 Caséina : 487.
 Castina : 307.
 Catalizadores : 20.
 Caucho : 442.
 Celosa : 401.
 Celuloide : 402.
 Celulosa : 401.
 Cementita : 307.
 Cemento metálico : 271.
 Cementos : 245.

- Cerámica : 305.
 Cerio : 356.
 Cerusa : 281.
 Cerveza : 387.
 Cetona (Función) : 370.
 Cetonas : 394.
 Cianamida de calcio : 162, 246.
 Cianamina : 435.
 Cianatos : 436.
 Cianógeno : 432.
 Cianuro de potasio : 437.
 Cianuros : 372, 436.
 Cíclica (Serie) : 358, 365.
 Cicloexano : 440.
 Cimeno : 448.
 Cinc : 269.
 Cinética (Energía) : 13.
 — (Teoría) : 41.
 Citratos : 424.
 Clasificación periódica : 88.
 Cloral : 393.
 Clorato potásico : 219.
 Cloratos : 136.
 Cloro : 110.
 Clorofila : 486.
 Cloroformo : 377.
 Cloroplatinatos : 352.
 Cloruro áurico : 297.
 — de amonio : 236.
 — de calcio : 246.
 — de cinc : 273.
 — de sodio : 227.
 — estánnico : 347.
 — estannoso : 345.
 — férrico : 315.
 — mercúrico : 293.
 — mercurioso : 292.
 Cloruros : 112.
 — de ácido : 408.
 Cobalto : 316.
 Cobre : 282.
 Cocaína : 477.
 Coeficiente de solubilidad : 43, 45.
 Cola de pescado : 485.
 — fuerte : 485.
 Colargol : 237.
 Colodión : 402.
 Coloides : 44.
 Color de las sales : 210.
 Colorantes orgánicos : 466.
 Combinación : 9-12.
 Combinaciones alicíclicas : 440.
 Comburente : 121.
 Combustible : 121.
 Combustión : 121.
 Compensación (Isómeros por) : 366.
 Composición del agua : 125.
 Compuestos (Cuerpos) : 5.
 — diazoicos : 465.
 Condrina : 484.
 Conductores eléctricos : 77.
 Configuraciones estables : 87.
 Conservación de la energía : 14.
 Constante de Avogadro : 66.
 Convertidor : 308, 309.
 Coñac : 387.
 Copelación : 237.
 Copulación : 466.
 Correcciones de los gases : 48.
 Crema de la leche : 487.
 Cresoles : 451.
 Crioscópico (Método) : 61.
 Crisoles : 97.
 Cristal : 251.
 Cristales : 35.
 Cristalinos (Cuerpos) : 35.
 Cristalizadores : 95.
 Cromatos : 339.
 Cromo : 333.
 Cromógenos : 466.
 Cuadrático (Sistema) : 35.
 Cubas : 102.
 Cuerpos : 1.
 — grasos : 421.
 — químicos : 5.
 Curaçao : 387.
 Curtido : 461.
 Curva de solubilidad : 43.
Champagne : 387.
Chartreuse : 387.
Dalton (Ley de) : 54.
 — (Teoría de) : 51.
 Decantación : 96.
 — (Probetas de) : 94.
 Decrepitación : 129.
 Densidades (Método de) : 60.
 Densímetros : 94.

- Derivados del metano: 376.
 Descomposición: 9, 12.
 Desecación: 98.
 Desecadores: 98.
 Desintegración de la materia: 261.
 Desnaturalizado (Alcohol): 386.
 Destilación: 100.
 Destilada (Agua): 225.
 Dextrógiros (Cuerpos): 367.
 Dextrina: 400.
 Dextrosa: 398.
 Diálisis: 44.
 Dializador: 44.
 Diamante: 188.
 Diazoación: 466.
 Diazocompuestos: 465.
 Diazoicos (Compuestos): 465.
 Diazonio: 465.
 Dicromato potásico: 340.
 Dicromatos: 339.
 Difenilamina: 464.
 Difenilmetano: 448.
 Difenilo: 448.
 Difusibilidad del H: 105.
 Dimetilbenceno: 448.
 Dimorfismo: 38.
 Dinamita: 420.
 Dioles: 388.
 Dippel (Aceite de): 468.
 Disociación electrolítica: 82.
 — térmica: 72.
 Disolución: 42, 45, 94.
 Dispersiones: 34, 44.
 División de las reacciones: 92.
 Doppioni: 139.
 Ductilidad: 204.
 Ebonita: 442.
 Ebulloscópico (Método): 62.
 Ecuaciones químicas: 17.
 Elasticidad de los líquidos: 39.
 Electroargol: 237.
 Electrolitos: 77.
 Electroquímica: 77-84.
 Elementos principales: 26.
 Embudos: 96.
 Empireumático (Olor): 373.
 Emulsiones: 44.
 Encabezado: 387.
 Endotérmicos (Cuerpos): 68.
 Energía: 1, 13.
 — química: 15.
 Engrudo: 400.
 Envoltura del átomo: 85, 87.
 Enzimas: 489.
 Eosina: 448.
 Eptadecanoico: 411.
 Erbue: 307.
 Escorias Thomas: 308.
 Esencia de trementina: 441.
 Esencias: 445.
 Espátulas: 101.
 Especies químicas: 5.
 Espectro: 76.
 Espintariscopio: 261.
 Espíritu de vino: 386.
 Esponjina: 484.
 Estado molecular: 19.
 — natural: 101.
 Estados de los cuerpos: 34.
 Estalactitas: 194, 250.
 Estaño: 341.
 Estampado: 467.
 Estearina: 411, 421, 423.
 Esteres: 372, 417.
 Esterificación: 384, 411, 418.
 Estibamina: 179.
 Estricnina: 478.
 Estroncio: 252.
 Estructura del átomo: 85.
 Etanal: 392.
 Etanodioico: 412.
 Etanodiol: 388.
 Etanoico: 410.
 Etanol: 386.
 Etano-oxi-etano: 416.
 Éténicos (Compuestos): 364, 379.
 Eteno: 380.
 Éter sulfúrico: 416.
 Éteres: 372, 415.
 Etileno: 380.
 Étínicos (Compuestos): 365, 381.
 Etino: 382.
 Eudiómetro: 125.
 Evaporación: 99.
 Exadecanoico: 411.
 Exagonal (Sistema): 35.
 Exameteno: 440.

- Exametileno: 440.
 Exosas: 396.
 Exotérmicos (Cuerpos): 68.
 Faraday (Ley de): 80.
 Feldespatos: 305.
 Fenatos: 451.
 Fenilamina: 463.
 Fenilo: 446.
 Fenol: 452.
 Fenoles: 372, 451.
 Fenolfaleína: 448.
 Fenómenos naturales: 2.
 Fenotrioles: 453.
 Fermentación: 386, 490.
 Fermentos: 20, 489.
 Ferricianuro potásico: 439.
 Ferricianuros: 436.
 Ferrocianuro potásico: 438.
 Ferrocianuros: 436.
 Filtración: 96.
 Físicos (Fenómenos): 2, 4.
 Flavilo: 443.
 Flor de azufre: 139.
 Flúor: 107.
 Fluoresceína: 448.
 Fluoruro de calcio: 246.
 — de silicio: 199.
 Fluoruros: 109.
 Forja catalana: 308.
 Formalina: 391.
 Forménica (Serie): 358.
 Formol: 391.
 Fórmulas: 22.
 Fosfamina: 164.
 Fosfatos: 171.
 — de calcio: 248.
 Fosfitos: 168.
 Fósforo: 163.
 Fotografía: 76.
 Fotoquímica: 73.
 Fraccionada (Destilación): 100.
 Frasco lavador: 96.
 Frascos Woolf: 94.
 Fulmicotón: 402.
 Fulminatos: 436.
 Función química: 23, 25, 368.
 Fundente: 307.
 Fundición: 307.
 Fusión: 129.
 — alcalina: 466.
 — de las sales: 211.
 Galvanizado (Hierro): 269.
 Galvanoplastia: 81.
 Galvanostegia: 81.
 Gas de agua: 192.
 — de los pantanos: 375.
 — del alumbrado: 380.
 — mixto: 192.
 — pobre: 192.
 Gaseoso (Estado): 34.
 Gases (Producción de): 102.
 — nobles: 151, 152.
 Gasolina: 373.
 Gasómetros: 102.
 Gelatina: 485.
 — explosiva: 420.
 Geles: 44.
 Ginebra: 387.
 Glicerina: 389.
 Glicoles: 388.
 Glucógeno: 397.
 Glucosa: 398.
 Glucósidos: 397.
 Gluten: 400, 483.
 Gradilla: 94.
 Grafito: 188.
 Granalla de cinc: 269.
 Grasa (Serie): 358.
 Grasas: 423.
 Grasos (Aceites): 422.
 — (Ácidos): 411.
 — (Cuerpos): 421.
 Gres: 305.
 Grisú: 122, 375.
 Grupos funcionales: 368.
 Guano: 162.
 Gutapercha: 443.
 Haloideas (Sales): 32.
 Haluros alquílicos: 417.
 — de metaloide: 119.
 Helio: 152.
 Hemoglobina: 486.
 Herrumbre: 306.
 Hess (Principio de): 69.
 Heterocíclica (Serie): 365.

- Hidrácidos: 27, 30, 106.
 Hidrato de cloral: 393.
 — de cloro: 110.
 Hidratos de carbono: 396.
 Hidrocarbonato de cobre: 286.
 — de plomo: 281.
 Hidrocarburo (Función): 36.
 Hidrocarburos bencénicos: 446.
 Hidrocelulosa: 397, 401.
 Hidrogeles: 44.
 Hidrogenación: 91.
 Hidrógeno: 104-105.
 Hidrólisis: 212.
 Hidrolita: 104.
 Hidroneumáticas (Cubas): 102.
 Hidroquinona: 453, 458.
 Hidrosoles: 44.
 Hidrotimétrico (Análisis): 127.
 Hidróxido de aluminio: 302.
 — de amonio: 234.
 — de bismuto: 298.
 — de calcio: 244.
 — de potasio: 217.
 — de sodio: 225.
 Hidróxidos: 31, 131.
 Hidroxilamina: 154.
 Hidruros: 27.
 — de boro: 184.
 Hierro: 306.
 — colado: 307.
 — dulce: 308.
 Hipoclorito de calcio: 246.
 Hipocloritos: 133.
 Hipofosfitos: 167.
 Hipótesis de Avogadro: 58.
 Homólogos ((Series): 363.
 Hornos: 208.
 Hulla: 189.
 Humedad (Corrección de): 49.

Ictiocola: 485.
 Impurezas del alcohol: 386.
 Inactivos (Cuerpos): 367.
 Indicán: 397, 471.
 Indigotina: 471.
 Indoxilo: 471.
 Industrias tintóreas: 467.
 Iones químicos: 78.
 Iridio: 348.

 Isatina: 471.
 Isóbaros: 86.
 Isólogas (Series): 363.
 Isomería: 37, 366.
 Isómeros: 366.
 Isomorfismo: 38.
 Isótopos: 86.

Jabón de vidrieros: 251.
 Jabones: 421.
 — perfumados: 445.

Kipp (Aparato de): 102.
 Klinker: 245.

Laca: 302: 467.
 Lactoalbúmina: 487.
 Lactosa: 487.
 Ladrillos: 305.
 Lámpara de Davy: 122.
 Latón: 206.
 Lavador (Frasco): 96.
 Lavoisier (Ley de): 52.
 Lechada de cal: 244.
 Leche: 487.
 Lejías: 217.
 Leucobases: 466.
 Leucoderivados: 466.
 Levaduras: 491.
 Levógiros (Cuerpos): 367.
 Ley de Dalton: 54.
 — de Faraday: 80.
 — de Henry: 45.
 — de los pesos: 52.
 — de Proust: 53.
 — de Wenzel-Richter: 55.
 Leyes de Berthollet: 213.
 — de las acciones lumínicas: 75.
 — volumétricas: 56.
 Licores: 387.
 Ligereza del H: 106.
 Lignito: 189.
 Líquido (Estado): 34, 39.
 Litargirio: 277.
 Litio: 232.
 Loza: 305.
 Luz Drumond: 243.
 Luz sobre los seres vivos: 74.

Llama: 122.

- Magnalio**: 264.
Magnesia: 266.
Magnesio: 264.
Malaquita: 286.
Maleabilidad: 204.
Manejo de gases: 102.
Manganatos: 331.
Manganeso: 326.
Manteca de leche: 487.
 — de cinc: 273.
 — de estaño: 347.
Mantecas: 423.
Marfil artificial: 411.
Margarina: 423.
Masa de las moléculas: 66.
Masicot: 277.
Material accesorio: 101.
 — químico: 94-102.
Matraces: 94.
Máximo común divisor: 63.
Mecheros: 97.
Medida de los gases: 47.
 — de los líquidos: 40.
 — de los sólidos: 36.
Mentol: 440.
Mercurio: 288.
Meta: 392.
Metafosfatos: 171.
Metaldehido: 390, 392.
Metales: 25, 203-208.
 — sobre las sales: 212.
Metalografía: 207.
Metaloides: 25.
 — sobre las sales: 212.
Metalurgia: 208.
Metanal: 391.
Metano: 375.
Metano-nitrilo: 433.
Metanoico: 409.
Metanol: 385.
Metilamina: 426.
Metilbenceno: 448.
Mezcla: 10-II.
 — crómica: 340.
 — detonante: 105.
 — Laming: 380.
Micelas: 44.
Microestructura: 207.
Minerales (Aguas): 128.
Minio: 279.
Mitilo-toxina: 472.
Mixtura magnesiana: 171.
Molécula (Noción de): 3.
 — gramo: 6.
Molecular (Peso): 6.
Molibdeno: 353.
Monedas: 206.
Monobásicos (Ácidos): 404.
Monoclínico (Sistema): 35.
Monosacáridos: 397.
Monosulfuros: 141.
Monovalentes (Alcoholes): 384.
Mordentado: 467.
Morfina: 476.
Morteros: 94.
Movimientos brownianos: 44.
Musgo de platino: 349.
Naciente (Estado): 19.
Naftalina: 449.
Nafteno: 449.
Naftilo: 446.
Naftoles: 456.
Nata de la leche: 487.
Naturaleza del aire: 151.
Negativas (Valencias): 89.
Negro animal: 190.
 — de humo: 190.
 — de platino: 349.
Neo: 152.
Nevrina: 472.
Nicotina: 475.
Nieve carbónica: 193.
Níquel: 321.
Nitración: 466.
Nitrato cobaltoso: 320.
 — de bario: 260.
 — de bismuto: 298.
 — de estroncio: 255.
 — de plata: 240.
 — de plomo: 280.
 — de potasio: 222.
 — de sodio: 162, 226.
Nitratos: 161.
Nitritos: 159.
Nitrilos: 372, 431.
Nitro: 226.
Nitrobenceno: 447.

- Nitrocelulosa: 401.
 Nitrógeno: 150.
 — orgánico: 360.
 Nitroglicerina: 420.
 Nitroprusiáticos: 436.
 Nitrosilo: 157.
 Nomenclatura orgánica: 374.
 — química: 23.
 Notación química: 22.
 Nuez vómica: 478.
 Número atómico: 87.
 — de Avogadro: 66.

Octodequenoico: 411.
 Olefinas: 379.
 Oleína: 421.
 Olor de las sales: 210.
 Operaciones químicas: 7, 94-102.
 Opio: 476.
 Orgánica: 357, 372.
 Orín: 306.
 Oro: 294.
 Ortofenometiloico: 460.
 Ortofosfatos: 171.
 Osmio: 348.
 Osteína: 484.
 Oxácidos: 30.
 Oxalatos: 424.
 Oxiamoniaco: 154.
 Oxidación: 90.
 Óxido cobaltoso: 318.
 — crómico: 335.
 — cúprico: 285.
 — cuproso: 284.
 — de calcio: 243.
 — de carbono: 192.
 — de cinc: 271.
 — de magnesio: 266.
 — de plata: 238.
 — estánnico: 343.
 — férrico: 311.
 — mercúrico: 290.
 — níqueloso: 323.
 — nítrico: 157.
 — nitroso: 156.
 Óxidos: 27, 29, 124.
 Oxigenación: 91.
 Oxígeno: 120.
 Oxihemoglobina: 486.

 Oxisales: 32.
 Ozono: 123.

Palmitina: 421.
 Pan: 400.
 Papel: 402.
 — de filtro: 96.
 Parafenodiol: 458.
 Parafina: 373.
 Paraformol: 391.
 Paraldehido: 390, 392.
 Partículas: 3, 51.
 Pastoso (Estado): 34.
 Pentacloruro de P: 119.
 Peptonas: 488.
 Perada: 387.
 Percloratos: 138.
 Perfumes: 445.
 Periódica (Clasificación): 88.
 Período de transformación: 261.
 Perlas de bórax: 229.
 Permanganato potásico: 332.
 Permanganatos: 331.
 Peróxido de cloro: 134.
 — de nitrógeno: 158.
 — de plata: 238.
 Peso atómico: 6.
 — de los cuerpos: 6.
 Pesos moleculares: 59.
 Petróleos: 373.
 Picratos: 455.
 Pigmentos: 466.
 Pineno: 441.
 Pinzas: 101.
 Piridina: 469.
 Pirocatequina: 453.
 Pirofóricos (Cuerpos): 141.
 Pirofosfatos: 171.
 Pirogalol: 453.
 Pirrol: 468.
 Pirrolidina: 468.
 Pirrolina: 468.
 Plata: 237.
 Platino: 349.
 Plomo: 275.
 Polarimétrico (Análisis): 76.
 Polarímetros: 76.
 Polifenoles: 453.
 Polimería: 37.

- Polímeros : 366.
 Polimorfismo : 38.
 Polipéptidos : 488.
 Polisacáridos : 396.
 Polisilicatos : 197.
 Polisulfuros : 141.
 Polivalentes (Alcoholes) : 388.
 Pólvora (Algodón) : 402.
 Pólvoras : 222.
 Polvos de gas : 246.
 Pomadas olorosas : 445.
 Porcelana : 305.
 Poros : 3.
 Portland (Cemento) : 245.
 Posición (Isómeros de) : 366.
 Positivas (Valencias) : 89.
 Positrones : 85.
 Potables (Aguas) : 127.
 Potasa cáustica : 217.
 Potasio : 215.
 Potencial (Energía) : 13.
 Precipitación : 95.
 Precipitado : 78.
 Presión (Corrección de) : 48.
 — del gas : 46.
 Principio de Hess : 69.
 Principios termoquímicos : 69-71.
 Probetas : 94.
 Producción de gases : 102.
 Propanona : 395.
 Propanotriol : 389.
 Proteídos : 486.
 Proteínas : 482.
 Proteinoides : 484.
 Protones : 85.
 Protóxido de plomo : 277.
 Proust (Ley de) : 53.
 Prusiatos : 438-439.
 Ptomaínas : 472.
 Pudelado : 308.
 Purificación de las aguas : 126.
 Putrescina : 472.

Queratinas : 484.
 Queso : 487.
 Química (Definición de) : 8.
 Químicos (Fenómenos) : 2, 4.
 Quinina : 479.
 Quinolina : 470.

 Quinona ordinaria : 458.
 Quitina :

Radiaciones radioactivas : 261.
 Radical de un ácido : 30.
 Radicales : 21, 33.
 — orgánicos : 371.
 Radio : 262.
 Radioactividad : 261.
 Rayos radioactivos : 261.
 Reacciones químicas : 17-19.
 — secundarias : 79.
 Reactivos : 7.
 Reconocimientos orgánicos : 360.
 Rectificación del alcohol : 386.
 Reducción : 90.
 Refrigerante : 100.
 Regla de las oxidaciones : 93.
 Regular (Sistema) : 35.
 Relámpago : 237.
 Residuo halogénico : 30.
 Resinificación : 445.
 Resorcina : 453.
 Retortas : 97.
 Reversibles (Reacciones) : 18.
 Rosanilina : 463.
 Rómbico (Sistema) : 35.
 Rosanilina : 463.

Sabor de las sales : 210.
 Sacaratos : 399.
 Sacáridos : 396-397.
 Sacarificación : 400.
 Sacarímetros : 76.
 Sacarosa : 399.
 Sainte Claire-Deville : 102.
 Sal de Saignette : 424.
 Sal fumante : III.
 Sal gema : 227.
 Sales : 27, 32, 209-214.
 — amónicas : 235.
 — cobaltosas : 319.
 — crómicas : 336.
 — cúpricas : 286.
 — de aluminio : 303.
 — de bario : 259.
 — de calcio : 246.
 — de cinc : 272.
 — de estroncio : 254.

- Sales de magnesio: 267.
 — de mercurio: 291.
 — de oro: 206.
 — de plata: 238, 239.
 — de plomo: 280.
 — de potasio: 218.
 — de radio: 263.
 — de sodio: 226.
 — estánnicas: 346.
 — estannosas: 344.
 — férricas: 314.
 — ferrosas: 312.
 — manganosas: 329.
 — minerales: 493.
 — níquelosas: 324.
 — orgánicas: 372, 424.
 — sobre las sales: 213.
 Salicilatos: 460.
 Salitrerías: 162.
 Saponificación: 384, 418.
 Saturados (Compuestos): 364, 369.
 Sebos: 423.
 Seca (Destilación): 100.
 Secantes (Aceites): 422.
 Seda artificial: 402.
 Selenio: 142.
 Series orgánicas: 362.
 Serpientes de Faraón: 436.
 Sexquióxido de Al: 301.
 Sidra: 387.
 Silicatos: 202.
 — de calcio: 251.
 Sílice: 201.
 Silicio: 196.
 Siliciometano: 198.
 Símbolos: 22.
 Simples (Cuerpos): 5.
 Sinopsis de las funciones: 370.
 Síntesis del agua: 125.
 — química: 7.
 Sintético (Nitrógeno): 162.
 Sistemas cristalinos: 35.
 Sobresaturación: 43, 228.
 Sodio: 223.
 Soldadura autógena: 382.
 Soles: 44.
 Sólido (Estado): 34-35.
 Solubilidad (Coeficiente de): 43.
 — de las sales: 210.
 Solución: 42.
 Sopletes: 122.
 Sosa cáustica: 225.
 — Solvay: 230.
 Sublimación: 100.
 Subnitrato de bismuto: 298.
 Substancias colágenas: 484.
 Sulfato ácido de nitrosilo: 148.
 — aluminico-potásico: 304.
 — amónico: 162.
 — crómico-potásico: 337.
 — cúprico: 287.
 — de cadmio: 274.
 — de calcio: 247.
 — de cinc: 272.
 — de magnesio: 268.
 — de potasio: 218.
 — de sodio: 228.
 — ferroso: 313.
 — manganoso: 330.
 — níqueloso: 325.
 Sulfatos: 149.
 — etílicos: 419.
 Sulfhidratos: 141.
 Sulfitos: 146.
 Sulfocianatos: 436.
 Sulfocianuros: 436.
 Sulfonación: 466.
 Sulfuro de carbono: 195.
 — de cinc: 272.
 — de plomo: 280.
 — ferroso: 312.
 — mercúrico: 291.
 Sulfuros: 141.
 Suspensiones: 44.
 Tanino: 461.
 Tapones: 101.
 Tartratos: 424.
 Teína: 474.
 Telurio: 143.
 Temperatura (Corrección de): 48.
 Temple: 309.
 Tenacidad: 204.
 Tensión electrolítica: 84.
 Teñido: 467.
 Teoría atómico-molecular: 3, 51.
 — cinética: 41, 46.
 — tetraédrica: 367.

- Termoquímica: 67.
 Terpenos: 440.
 Tetraborato sódico: 229.
 Tetracloruro de carbono: 119.
 — de silicio: 119.
 Tetragonal (Sistema): 35.
 Tetrasilano: 198.
 Tetróxido de antimonio: 180.
 Tierras raras: 356.
 Tintóreas (Industrias): 467.
 Tinturas olorosas: 445.
 Toberas: 308.
 Tolueno: 448.
 Toluidinas: 448.
 Torrecillas de desecación: 98.
 Tostación: 97.
 Toxinas: 472.
 Trabajo máximo: 71.
 Trabajos moleculares: 70.
 Triclinico (Sistema): 35.
 Tricloramida: 119.
 Tricloroetanal: 393.
 Tricloroetano: 377.
 Tricloruro de fósforo: 119.
 — de nitrógeno: 119.
 Trifenilmetano: 448.
 Trimeteno: 440.
 Trimetilamina: 427.
 Trinitrina: 420.
 Trinitrofenol: 451, 454.
 Trioles: 388.
 Trioximetileno: 391.
 Triyodometano: 378.
 Triyoduro de nitrógeno: 119.
 Tubos de ensayo: 94.
 — de órgano: 380.
 Tungsteno: 354.
 Turba: 189.
 Uranio: 355.
 Urea: 429.
 Ureídos: 430.
 Ureínas: 430.
 Utilización del N: 162.
 Valencia: 16, 89.
 Vanillina: 458.
 Vaselina: 373.
 Vasos de precipitados: 95.
 Vermouth: 387.
 Vesicular (Estado): 34.
 Vida media: 361.
 Vidrio: 251.
 Vidrios de reloj: 101.
 Vinagre: 410.
 Vino: 387.
 Viscosidad: 39.
 Vitaminas: 492.
 Vitriolo azul: 287.
 — verde: 313.
 Voltámetro: 125.
 Volumen de los sólidos: 36.
 — molecular: 65.
 — resultante: 57.
 Volúmenes gaseosos: 50.
 Vulcanización: 442.
 Wenzel-Richter (Ley de): 55.
 Wolframio: 354.
 Wood (Aleación de): 206.
 Woolf (Frascos): 94.
 Xantina: 430.
 Xilenos: 448.
 Yodo: 116.
 Yodoformo: 378.
 Yoduro potásico: 221.
 Yoduros: 118.
 Zimazas: 489.
 Zonas de la llama: 122.

BIBLIOTECA NACIONAL
 DE MAESTROS

49095

13/11/85

QUIMICA

TERCERA EDICION CORREGIDA Y AUMENTADA

Curso General de Química

Por el

P. Ignacio Puig, S. J.

Ex profesor del Instituto Químico de Sarriá (Barcelona)

Ex Subdirector del Observatorio del Ebro, de Tortosa



Hermoso volumen de 13 × 21 centímetros, con XVIII - 657 páginas, ilustradas con 263 figuras, en la mayoría originales y expresas de esta obra.

En rústica Ptas. 14
Encuadrado en tela » 16

«Del mérito intrínseco de la obra, sólo he de decir que tengo muy bien conocida la claridad de conceptos y los puntos de vista sintéticos y luminosísimos que resplandecen en esta y en otras obras del autor. Quien quisiera, pues, penetrar pronto y con facilidad en el vasto campo de la ciencia y práctica química, debería a mi juicio estudiar esta nueva obra. Aun los que no quieren

conocimientos tan vastos podrán consultarla y estudiarla con grandísimo fruto. Finalmente, es no pequeña recomendación el que el libro esté a la altura no sólo de los últimos adelantos de la Química, sino que exponga también algunas teorías sobre la constitución del átomo que son sumamente luminosas y hasta el presente desconocidas.» — P. VILA, del Observatorio del Ebro.

«La lectura del libro me ha encantado, pues su autor ha sabido, con su jugoso laconismo, reunir en un pequeño volumen muchas cosas de Química expuestas con toda claridad y nitidez. Basta recorrer el índice alfabético final para ver que pocas obras logran concentrar tantas ideas en forma tan asimilable. La presentación es intachable, las figuras preciosas y la variedad de tipos y la metódica disposición de las monografías de los diversos cuerpos, que en crecido número estudia, hacen que sea un modelo de pedagogía.» — ISIDRO VILLAR, del Colegio de Oña.

NUEVA E INTERESANTE OBRA

≡ QUÍMICA PRÁCTICA

POR EL

P. IGNACIO PUIG, S. J.

Ex profesor del Instituto Químico
de Sarriá, Barcelona.

Volumen en 8.º de 415 pá-
ginas ilustradas con 168
figuras y encuadernación
en tela y planchas espe-
ciales.



En rústica: **Pesetas 12** Encuadernado en tela: **Pesetas 14**

● Dos principales objetivos se propuso y resolvió el presente libro : 1.º, ofrecer a los Profesores de Química y Directores de Laboratorio un conjunto de procedimientos para la utilización de los residuos de las operaciones y obtención de productos puros ; 2.º, poner en manos de la juventud estu-
diosa un verdadero manual de iniciación a la práctica de laboratorio. Y pues los cumple, queda hecho su mérito.

